

CUESTIONES Y PROBLEMAS DE LAS OLIMPIADAS DE QUÍMICA

II. CUESTIONES

SERGIO MENARGUES
FERNANDO LATRE
AMPARO GÓMEZ
AGOSTO 2019

“La química, lengua común de todos los pueblos”.

INTRODUCCIÓN

El aprendizaje de la Química constituye un reto al que se enfrentan cada año los estudiantes de 2º de bachillerato que eligen esta asignatura dentro de la opción de “Ciencias”. Esto también constituye un reto para los profesores que, no solo deben ser capaces de buscar la forma más eficaz para explicar esta disciplina, sino además, inculcar el interés que nace del reconocimiento del papel que juega la Química en la vida y en el desarrollo de las sociedades humanas.

En este contexto, las Olimpiadas de Química suponen una herramienta muy importante ya que ofrecen un estímulo, al fomentar la competición entre estudiantes procedentes de diferentes centros y con distintos profesores y estilos o estrategias didácticas.

Esta colección de cuestiones y problemas surgió del interés por parte de los autores de realizar una recopilación de las pruebas propuestas en diferentes pruebas de Olimpiadas de Química, con el fin de utilizarlos como material de apoyo en sus clases de Química. Una vez inmersos en esta labor, y a la vista del volumen de cuestiones y problemas reunidos, la Comisión de Olimpiadas de Química de la Asociación de Químicos de la Comunidad Valenciana consideró que podía resultar interesante su publicación para ponerlo a disposición de todos los profesores y estudiantes de Química a los que les pudiera resultar de utilidad. De esta manera, el presente trabajo se propuso como un posible material de apoyo para la enseñanza de la Química en los cursos de bachillerato, así como en los primeros cursos de grados del área de Ciencia e Ingeniería. Desgraciadamente, no ha sido posible -por cuestiones que no vienen al caso- la publicación del material. No obstante, la puesta en común de la colección de cuestiones y problemas resueltos puede servir de germen para el desarrollo de un proyecto más amplio, en el que el diálogo, el intercambio de ideas y la compartición de material entre profesores de Química con distinta formación, origen y metodología, pero con objetivos e intereses comunes, contribuya a impulsar el estudio de la Química.

En el material original se presentan las pruebas correspondientes a las últimas Olimpiadas Nacionales de Química (1996-2019) así como otras pruebas correspondientes a fases locales de diferentes Comunidades Autónomas. En este último caso, se han incluido solo las cuestiones y problemas que respondieron al mismo formato que las pruebas de la Fase Nacional. Se pretende ampliar el material con las contribuciones que realicen los profesores interesados en impulsar este proyecto, en cuyo caso se hará mención explícita de la persona que haya realizado la aportación.

Las cuestiones, que son de respuestas múltiples, y los problemas, se han clasificado por materias, se presentan completamente resueltos y en todos ellos se ha indicado la procedencia y el año. Los problemas, en la mayor parte de los casos constan de varios apartados, que en muchas ocasiones se podrían considerar como problemas independientes. Es por ello que en el caso de las Olimpiadas Nacionales se ha optado por presentar la resolución de los mismos planteando el enunciado de cada apartado y, a continuación, la resolución del mismo, en lugar de presentar el enunciado completo y después la resolución de todo el problema.

Los enunciados de los problemas y cuestiones recogidos en este trabajo han sido enviados por:

Juan A. Domínguez (Canarias), Juan Rubio (Murcia), Luis F. R. Vázquez, Cristina Pastoriza y Juan Sanmartín (Galicia), José A. Cruz, Nieves González, Gonzalo Isabel y Ana Bayón (Castilla y León), Ana Tejero y José A. Díaz-Hellín (Castilla-La Mancha), Pedro Márquez, Octavio Sánchez, Victoria Gil y Evaristo Ojalvo (Extremadura), Pilar González (Cádiz), Ángel F. Sáenz de la Torre (La Rioja), José Luis Rodríguez (Asturias), Matilde Fernández y Agustí Vergés (Baleares), Fernando Nogales (Málaga), Joaquín Salgado (Cantabria), Pascual Román (País Vasco), Mercedes Bombín y Bernardo Herradón (Madrid), Eva Herrera (Sevilla), Antonio Marchal (Jaén), Diego Navarrete y Natalia Navas (Granada).

Los autores agradecen a Humberto Bueno su ayuda en la realización de algunas de las figuras incluidas en este trabajo.

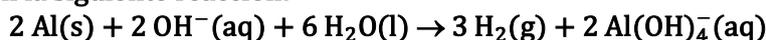
Los autores

ÍNDICE

1. Electroquímica	1
2. Estructura atómica	147
3. Tabla periódica	351
4. Enlace y geometría molecular	517
5. Enlace químico y propiedades	729
6. Química orgánica	933
7. Química nuclear	1011
8. Nomenclatura inorgánica	1023

1. ELECTROQUÍMICA

1.1. En la siguiente reacción:

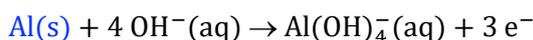


¿Cuál es el agente reductor?

- a) H_2O
- b) OH^{-}
- c) H_2
- d) Al
- e) Al(OH)_4^{-}

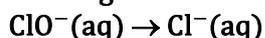
(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Asturias 2007)

El agente reductor es la especie que se oxida, es decir, que cede electrones. En la reacción propuesta es el **aluminio**:



La respuesta correcta es la **d**.

1.2. Para la siguiente semirreacción redox en medio básico:

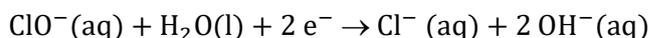


¿Cuántos electrones aparecen en la reacción ajustada?

- a) 1
- b) 2
- c) 6
- d) 3
- e) 8

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

La semirreacción ajustada es:



Se trata de la semirreacción de reducción del ClO^{-} que se comporta como oxidante y gana **2 electrones**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.3. La semirreacción ajustada que representa $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ actuando como un agente oxidante en disolución ácida es:

- a) $2 \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}^{+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-}$
- b) $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}^{+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O(l)}$
- c) $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}^{+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-}$
- d) $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^{-}$
- e) $\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}^{+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

Si el $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ actúa como agente oxidante, en medio ácido, gana electrones y se reduce a $\text{H}_2\text{O(l)}$. La semirreacción ajustada correspondiente es:



La respuesta correcta es la **b**.

1.4. ¿Cuál de las siguientes especies químicas actúa solamente como agente reductor?

- a) H_2
- b) S
- c) Na^{+}
- d) Na
- e) F_2

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Galicia 2019)

- a) Falso. H_2 puede oxidarse a H^+ , o bien reducirse a H^- .
- b) Falso. S puede oxidarse a S^{4+} o S^{6+} , o bien reducirse a S^{2-} .
- c) Falso. Na^+ solo puede reducirse a Na, por tanto, es una especie oxidante.
- d) **Verdadero**. De todas las especies propuestas la única que puede actuar **solo** como **agente reductor** es el **Na** ya que solo puede oxidarse a Na^+ .
- e) Falso. F_2 es el agente oxidante más fuerte que existe y solo puede reducirse a F^- .

La respuesta correcta es la **d**.

1.5. ¿Cuál es el estado de oxidación del manganeso en el permanganato de potasio, $KMnO_4$?

- a) -8
b) +7
c) -7
d) +16
e) +8

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2007)

Sabiendo que los números de oxidación del K y O son, respectivamente, +1 y -2, y que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$(+1) + x + 4(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +7$$

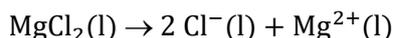
La respuesta correcta es la **b**.

1.6. Los productos de la electrólisis de $MgCl_2$ fundido son:

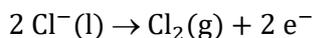
- a) $H_2(g)$ y $Cl_2(g)$
b) $Mg(l)$ y $OH^-(aq)$
c) $Mg(l)$ y $Cl_2(g)$
d) $Mg(l)$ y $O_2(g)$
e) $H_2(g)$ y $O_2(g)$

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Madrid 2009)

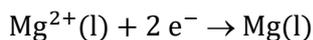
El cloruro de magnesio fundido se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:



▪ El **ánodo** es el electrodo en el que tiene lugar la reacción de oxidación y teniendo en cuenta que la única especie que puede oxidarse es el $Cl^-(l)$ que se oxida a $Cl_2(g)$, la ecuación química correspondiente a dicho proceso es:



▪ El **cátodo** es el electrodo en el que tiene lugar la reacción de reducción y teniendo en cuenta que la única especie que puede reducirse es el $Mg^{2+}(l)$ que se reduce a $Mg(l)$, la ecuación química correspondiente a dicho proceso es:



La respuesta correcta es la **c**.

1.7. Para convertir ClO_4^- en Cl^- se necesita:

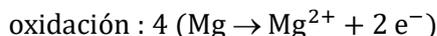
- a) Temperatura alta.
b) Una base fuerte.
c) Un ácido fuerte.
d) Un agente reductor.
e) Un agente oxidante.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Galicia 2016)

a) **Verdadero**. Si el perclorato de sodio **se calienta fuertemente** se reduce a cloruro de sodio con desprendimiento de oxígeno:

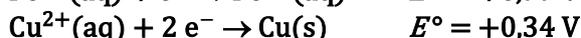
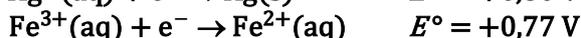
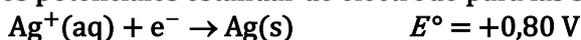


d) **Verdadero**. Otra posibilidad es **hacerlo reaccionar frente a un agente reductor** como podría ser el Mg:



Las respuestas correctas son **a** y **d**.

1.8. Los potenciales estándar de electrodo para las siguientes reacciones son:



El agente reductor más fuerte es:

- a) $\text{Ag}^+(\text{aq})$
- b) $\text{Ag}(\text{s})$
- c) $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
- d) $\text{Cu}(\text{s})$
- e) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Asturias 2007)

El **agente reductor más fuerte** es aquél que tiene el **menor potencial estándar de electrodo o de reducción**. De las especies propuestas se trata del **Cu(s)**.

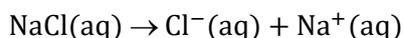
La respuesta correcta es la **d**.

1.9. ¿Cuántos moles de $\text{Cl}_2(\text{g})$ se producen por electrólisis de una disolución acuosa concentrada de NaCl, si se utiliza una corriente de 2,00 A de intensidad durante 8,00 horas?

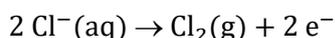
- a) 0,298
- b) 0,149
- c) 0,894
- d) 0,596
- e) 0,00496

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.N. Salamanca 2018)

El cloruro de sodio en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:



En el ánodo tiene lugar la oxidación del Cl^- a Cl_2 de acuerdo con la siguiente ecuación química:



La cantidad de corriente que pasa por la celda electrolítica es:

$$(2,00 \text{ A}) \cdot (8,00 \text{ h}) \cdot \frac{3.600 \text{ s}}{1 \text{ h}} \cdot \frac{1 \text{ C}}{1 \text{ A s}} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{96.485 \text{ C}} = 0,597 \text{ mol e}^-$$

Relacionando electrones con Cl_2 :

$$0,597 \text{ mol e}^- \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol e}^-} = 0,298 \text{ mol Cl}_2$$

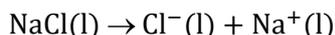
La respuesta correcta es la **a**.

1.10. La semirreacción que ocurre en el ánodo durante la electrólisis de cloruro de sodio fundido es:

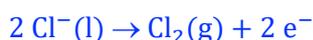
- a) $\text{Na}^+(\text{l}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}(\text{l})$
- b) $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-(\text{l})$
- c) $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^-$
- d) $2 \text{Cl}^-(\text{l}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^-$
- e) $\text{Na}(\text{l}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{l}) + \text{e}^-$

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L Asturias 2007)

El cloruro de sodio fundido se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:



El ánodo es el electrodo en el que tiene lugar la reacción de oxidación y teniendo en cuenta que la única especie que puede oxidarse es el $\text{Cl}^-(\text{l})$, la ecuación química correspondiente a dicho proceso es:



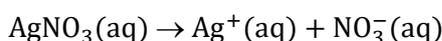
La respuesta correcta es la d.

1.11. Si se hace pasar una carga eléctrica de 1.020 C a través de una disolución de AgNO_3 , calcule el número de moles de plata depositados.

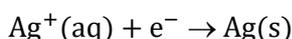
- a) 0,0212
- b) 2,00
- c) 0,0106
- d) 1,00
- e) 0,0424

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

El nitrato de plata en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:



La ecuación química correspondiente a la reducción del Ag^+ en el cátodo es:



Relacionando la cantidad de corriente que pasa por la cuba con Ag depositada:

$$1.020 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{96.485 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{1 \text{ mol e}^-} = 0,01057 \text{ mol Ag}$$

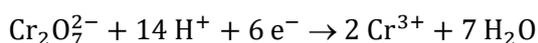
La respuesta correcta es la c.

1.12. Cuando el anión dicromato actúa como oxidante en medio ácido, el cromo(VI) se reduce a cromo(III). La masa equivalente del dicromato de potasio en este tipo de reacciones es:

- a) La mitad de la masa molecular.
- b) La tercera parte de la masa molecular.
- c) La quinta parte de la masa molecular.
- d) La sexta parte de la masa molecular.

(O.Q.L. Murcia 1996)

La semirreacción correspondiente a la reducción del dicromato es:

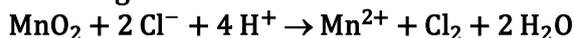


Relacionando moles de dicromato con moles de electrones (faradays) se obtiene la masa equivalente del dicromato como oxidante:

$$\frac{1 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}}{6 \text{ mol e}^-} \cdot \frac{M \text{ g Cr}_2\text{O}_7^{2-}}{1 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}} = \frac{M}{6} \text{ g}$$

La respuesta correcta es la d.

1.13. Para la siguiente reacción:

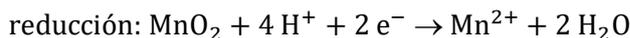


Los agentes oxidante y reductor son, respectivamente:

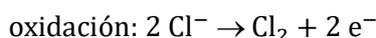
- a) Cl^- y Cl_2
- b) MnO_2 y Mn^{2+}
- c) Cl^- y MnO_2
- d) MnO_2 y Cl^-
- e) Cl^- y H^+

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Madrid 2013)

Las semirreacciones son:



MnO_2 es el **oxidante** la especie que gana electrones y se reduce.



Cl^- es el **reductor** la especie que cede electrones y se oxida.

La respuesta correcta es la **d**.

1.14. ¿Cuál es el estado de oxidación del azufre en el ditionito de sodio, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$?

- a) +8
- b) -6
- c) +6
- d) +3
- e) -3

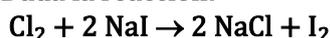
(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Asturias 2008)

Considerando que ambos átomos de azufre tengan el mismo número de oxidación, y sabiendo que los números de oxidación del Na y O son, respectivamente, +1 y -2, y que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$2(+1) + 2(x) + 4(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +3$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.15. Dada la reacción:

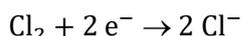


De los siguientes enunciados, señale el que considere correcto:

- a) La molécula de Cl_2 actúa como reductor.
- b) Los iones Na^+ actúan como oxidantes.
- c) El I_2 es el oxidante conjugado de los iones I^- .
- d) Los iones Cl^- son los oxidantes conjugados del Cl_2 .
- e) El número de oxidación del cloro aumenta en esta reacción.

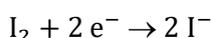
(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2002)

- a) Falso. El Cl_2 actúa como oxidante ya que gana electrones y se reduce a Cl^- :



- b) Falso. El Na^+ no cambia de número de oxidación. Se comporta como un ion espectador que solo aporta carga.

- c) Verdadero. El I_2 actúa como oxidante ya que gana electrones y se reduce a I^- :



- d) Falso. El ion Cl^- solo puede actuar como reductor ya que tiene su número de oxidación más bajo y únicamente puede ceder electrones y oxidarse.

e) Falso. El número de oxidación del cloro en esta reacción disminuye ya que pasa de 0 (Cl_2) a -1 (Cl^-).

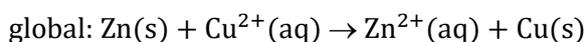
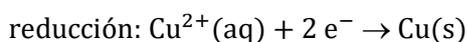
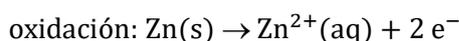
La respuesta correcta es la c.

1.16. Si el número de moles de electrones, así como el de todas las especies químicas que intervienen en la reacción de una pila se multiplica por dos:

- a) El potencial de la pila se duplica.
- b) El potencial se reduce a la mitad.
- c) El potencial no varía.
- d) El potencial se eleva al cuadrado.
- e) La intensidad de la corriente eléctrica permanece constante.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Asturias 2009)

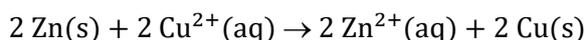
Por ejemplo, dadas las semirreacciones:



Aplicando la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q = E^\circ - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

Si ahora se multiplica la ecuación química por 2:



Aplicando la ecuación de Nernst:

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{4} \cdot \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]^2}{[\text{Cu}^{2+}]^2} = E^\circ - \frac{0,0592}{2} \cdot 2 \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} = E^\circ - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

Como se observa, el potencial de la pila permanece constante.

La respuesta correcta es la c.

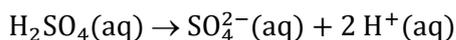
(En la cuestión propuesta en Castilla y León 2001 una de las opciones es: "El potencial de la pila no varía, lo que varía es la fuerza electromotriz").

1.17. Los productos de la electrólisis de una disolución acuosa de H_2SO_4 son:

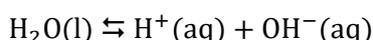
- a) $\text{H}_2(\text{g})$ y $\text{OH}^-(\text{aq})$
- b) Na(s) y $\text{O}_2(\text{g})$
- c) $\text{O}_2(\text{g})$ y $\text{H}^+(\text{aq})$
- d) $\text{H}_2(\text{g})$ y $\text{O}_2(\text{g})$
- e) $\text{H}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq})$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

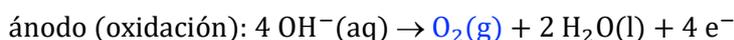
El ácido sulfúrico en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:



además, la presencia del ácido sulfúrico favorece la ionización del agua presente en la disolución:



Las semirreacciones que tienen lugar son:



El ion H^+ se reduce más fácilmente que el ion sulfato ya que tiene un potencial normal de electrodo menor.

La respuesta correcta es la **d**.

1.18. ¿Cuál de los siguientes iones será reducido por el ion $Cr^{2+}(aq)$ en condiciones estándar?

Potenciales normales de electrodo:

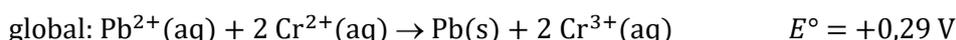
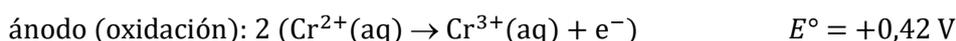
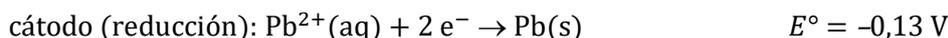
E°	$(Pb^{2+} Pb)$	$(Ca^{2+} Ca)$	$(Al^{3+} Al)$	$(Fe^{2+} Fe)$	$(Zn^{2+} Zn)$	$(Cr^{3+} Cr^{2+})$
V	-0,13	-2,87	-1,67	-0,44	-0,76	-0,42

- a) $Pb^{2+}(aq)$
- b) $Ca^{2+}(aq)$
- c) $Al^{3+}(aq)$
- d) $Fe^{2+}(aq)$
- e) $Zn^{2+}(aq)$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

Como el potencial normal de electrodo del par $Cr^{3+}|Cr^{2+}$ es $E^\circ = -0,42$ V, el único ion que puede ser reducido por el Cr^{2+} es aquel que tenga un potencial de electrodo mayor. De los iones propuestos, Pb^{2+} es el que cumple dicha condición, $E^\circ = -0,13$ V.

Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, y sabiendo que la expresión que relaciona la variación de energía de Gibbs, ΔG° , con el potencial de la celda, E° , es:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

Como $\Delta G^\circ < 0$, se trata de un **proceso espontáneo**.

La respuesta correcta es la **a**.

1.19. Para la siguiente reacción:



Sabiendo que $F = 96.485$ C, el valor de ΔG° es:

- a) -18,33 kJ
- b) -95,00 kJ
- c) +37,23 kJ
- d) +18,33 kJ
- e) -37,23 kJ

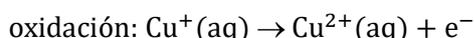
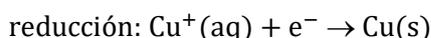
(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Galicia 2013)

La expresión que relaciona la variación de energía de Gibbs, ΔG° , con el potencial de la celda, E° , es:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

siendo n el número de electrones intercambiados en la reacción.

Las semirreacciones que tienen lugar son:



El valor de la energía de Gibbs es:

$$\Delta G^\circ = -(1) \cdot (96.485 \text{ C mol}^{-1}) \cdot (0,190 \text{ V}) \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = -18,3 \text{ kJ mol}^{-1}$$

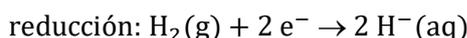
La respuesta correcta es la a.

1.20. El hidrógeno se comporta como un agente oxidante cuando reacciona con:

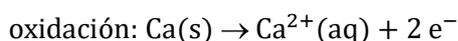
- a) Calcio para dar hidruro de calcio.
- b) Bromo para dar bromuro de hidrógeno.
- c) Nitrógeno para dar amoníaco.
- d) Azufre para dar sulfuro de hidrógeno.

(O.Q.L. Murcia 1997)

La semirreacción en la que el hidrógeno se comporta como oxidante es:



Para ello es necesario que el $\text{H}_2(\text{g})$ reaccione frente a un reductor muy enérgico como puede ser el Ca, metal alcalinotérreo:



En los compuestos formados por el hidrógeno como HBr, NH_3 y H_2S , este tiene número de oxidación +1. En todos los casos el hidrógeno ha aumentado su número de oxidación, es decir se ha oxidado, por tanto, actúa como reductor.

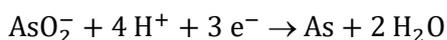
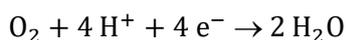
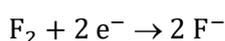
La respuesta correcta es la a.

1.21. ¿Cuál de las siguientes semirreacciones puede tener lugar en el ánodo de una celda electroquímica?

- a) $\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}$
- b) $\text{F}_2 \rightarrow \text{F}^-$
- c) $\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{HAsO}_2 \rightarrow \text{As}$
- e) $\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

(O.Q.N. Burgos 1998)

En los casos propuestos en a), b), c) y d) se trata de semirreacciones de reducción, que tienen lugar en el cátodo y en las que las especies ganan electrones y se reducen:



La única semirreacción de oxidación, que se produce en el ánodo, y en la que la especie cede electrones y se oxida es:



La respuesta correcta es la e.

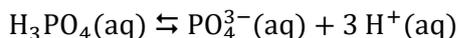
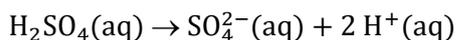
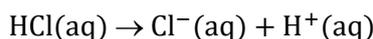
(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997).

1.22. Se hace pasar durante 20 minutos una corriente continua de 15 A de intensidad por tres celdas de electrólisis que contienen cada una, una disolución acuosa de HCl, H_2SO_4 y H_3PO_4 , respectivamente.

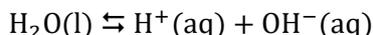
- a) Se obtendrá mayor volumen de hidrógeno en la celda que contiene H_3PO_4 .
- b) Se obtendrá mayor volumen de hidrógeno en la celda que contiene HCl.
- c) Se obtendrá el mismo volumen de hidrógeno en las tres celdas.
- d) En una de las celdas se desprenderá cloro en el cátodo.
- e) En una de las celdas se obtiene SO_2 en el cátodo.

(O.Q.N. Burgos 1998)

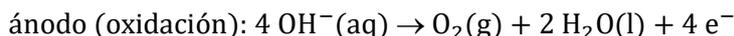
Los ácidos clorhídrico, sulfúrico y fosfórico en disolución acuosa se encuentran ionizados de acuerdo con las siguientes ecuaciones:



además, la presencia de ácido favorece la ionización del agua:



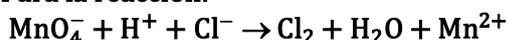
En las tres celdas se produce las mismas semirreacciones independientemente de la cantidad de hidrógeno que lleva cada ácido:



El ion H^{\oplus} se reduce más fácilmente que el resto de los iones ya que tiene un potencial normal de electrodo menor.

La respuesta correcta es la c.

1.23. Para la reacción:

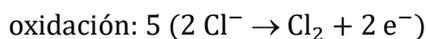
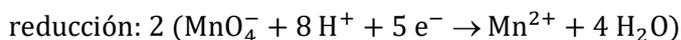


Si en la reacción ajustada, el coeficiente estequiométrico del ion MnO_4^{-} es 2, los coeficientes de H^{\oplus} , Cl^{-} y Cl_2 , respectivamente son:

- a) 8, 10, 5
- b) 16, 10, 5
- c) 10, 10, 5
- d) 4, 8, 4
- e) 8, 5, 5

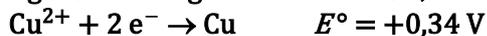
(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Asturias 2009)

Las semirreacciones ajustadas son:



La respuesta correcta es la b.

1.24. Los potenciales normales de electrodo para los siguientes pares redox son:



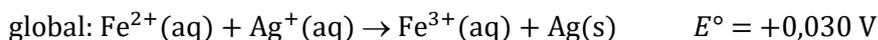
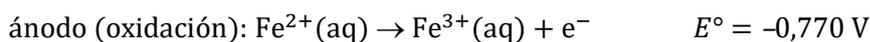
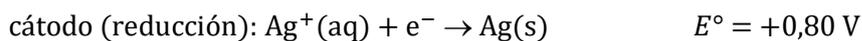
¿Cuál de las siguientes especies será reducida por $\text{Fe}^{2+}\text{(aq)}$ en condiciones estándar?

- a) $\text{H}^{\oplus}\text{(aq)}$
- b) $\text{Cu}^{\oplus}\text{(aq)}$
- c) $\text{Ag}^{\oplus}\text{(aq)}$
- d) $\text{Cu}^{2+}\text{(aq)}$
- e) AgCl(s)

(O.Q.N. Burgos 1998)

Como el potencial normal de electrodo del par $\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}$ es $E^{\circ} = +0,770 \text{ V}$, el único ion que puede ser reducido por el Fe^{2+} es aquel que tenga un potencial de electrodo mayor, de los iones dados, Ag^{\oplus} es el que cumple dicha condición, $E^{\circ} = +0,80 \text{ V}$.

Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, y sabiendo que la expresión que relaciona la variación de energía de Gibbs, ΔG° , con el potencial de la celda, E° , es:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

$\Delta G^\circ < 0$, se trata de un **proceso espontáneo**.

La respuesta correcta es la **c**.

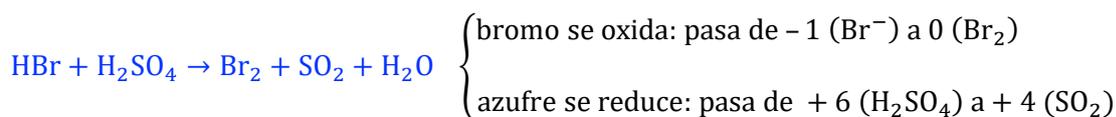
1.25. Puede clasificarse como reacción redox:

- a) $\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S}$
- c) $\text{CaO (exceso)} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{Ca(OH)}_2$
- d) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
- e) $\text{H}_2\text{S} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{CuS} + 2 \text{HCl}$

(O.Q.N. Burgos 1998)

Una reacción puede clasificarse como redox si las especies que intervienen en ella varían su número de oxidación y, por tanto, intercambian electrones.

En la ecuación correspondiente a la reacción:



En el resto de las reacciones, ninguna de las especies cambia de número de oxidación.

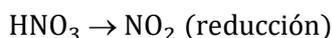
La respuesta correcta es la **a**.

1.26. De las siguientes reacciones químicas que se formulan a continuación, indique la correcta:

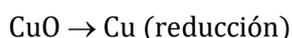
- a) $\text{CuO} + \text{HNO}_3(\text{dil}) \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 + \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2$
- b) $\text{CuO} + 3 \text{HNO}_3(\text{dil}) \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}$
- c) $\text{CuO} + 2 \text{HNO}_3(\text{dil}) \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{CuO} + \text{HNO}_3(\text{dil}) \rightarrow \text{CuNO}_3 + \frac{1}{2} \text{H}_2$
- e) $\text{CuO} + \text{HNO}_3(\text{dil}) \rightarrow \text{CuNO}_3 + \text{O}_2$

(O.Q.N. Burgos 1998)

a) No correcta. Solo hay una reducción y ninguna oxidación.



b) No correcta. Solo hay una reducción y ninguna oxidación.



c) **Correcta**. La ecuación está ajustada aunque no es un proceso de oxidación-reducción.

d) No correcta. Hay dos reducciones y ninguna oxidación.



e) No correcta. El HNO_3 no es capaz de producir O_2 , por tanto, la reacción propuesta no es espontánea.

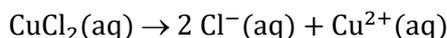
La respuesta correcta es la **c**.

1.27. Durante la electrólisis de una disolución acuosa de CuCl_2 con electrodos de cobre:

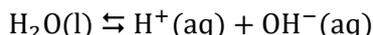
- Se obtiene cobre metálico en el ánodo.
- Al circular durante 96.489 s una corriente de un amperio, se deposita 1 mol de Cu.
- Se oxidan las impurezas de metales más nobles que el cobre que acompañan al ánodo.
- Se deposita cobre metálico en el cátodo.
- Los metales activos se depositan en el ánodo.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Asturias 2009)

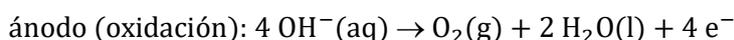
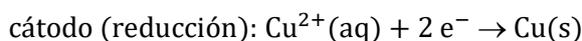
El cloruro de cobre(II), CuCl_2 , en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:



También se tiene la ionización del agua:



Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



En el cátodo, el ion Cu^{2+} se reduce más fácilmente que el resto de los iones ya que tiene un potencial normal de electrodo mayor y se deposita como Cu metal.

La respuesta correcta es la d.

1.28. Señale la afirmación que sea correcta:

- Un reductor se reduce oxidando a un oxidante.
- Un oxidante se reduce oxidando a un reductor.
- Un oxidante reduce a un reductor y él se oxida.
- Un reductor se oxida oxidando a un oxidante.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Sevilla 2017)

- El oxidante es la especie química que gana electrones y se reduce, a la vez que oxida al reductor.
- El reductor es la especie química que cede electrones y se oxida, a la vez que reduce al oxidante.

La respuesta correcta es la b.

1.29. El número de oxidación del átomo de fósforo en el compuesto químico $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_2)_2$ es:

- +1
- +2
- +3
- +4

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

Sabiendo que los números de oxidación del Ba, H y O son, respectivamente, +2, +1 y -2, y que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$(+2) + 4(+1) + 2(x) + 4(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +1$$

La respuesta correcta es la a.

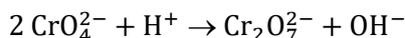
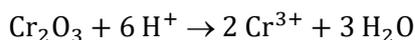
1.30. ¿Cuál de las siguientes transformaciones es una oxidación?

- $\text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Cr}^{3+}$
- $\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
- $\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$
- $\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3$

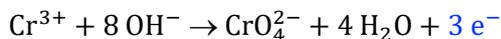
(O.Q.L. Murcia 1998)

Una oxidación es un proceso en el que una sustancia cede electrones.

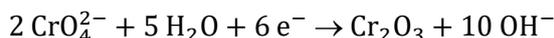
a-b) Falso. Las siguientes reacciones no son de oxidación-reducción ya que no se intercambian electrones:



c) **Verdadero**. La siguiente reacción es de **oxidación** ya que se ceden electrones.

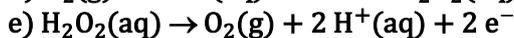
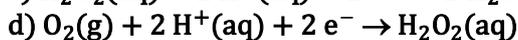
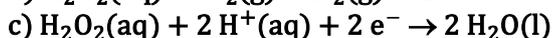
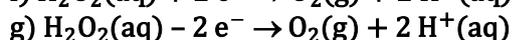
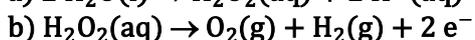
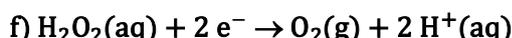
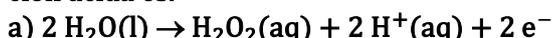


d) Falso. La siguiente reacción es de reducción ya que se ganan electrones.



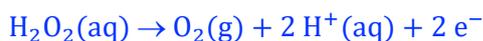
La respuesta correcta es la c.

1.31. La semirreacción ajustada que representa $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ actuando como un agente reductor en disolución ácida es:



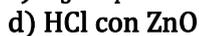
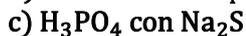
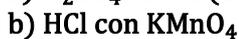
(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. País Vasco 2019)

Si el $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ actúa como agente reductor, en medio ácido, cede electrones y se oxida a $\text{O}_2(\text{g})$. La semirreacción ajustada correspondiente es:



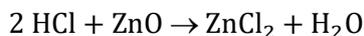
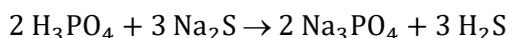
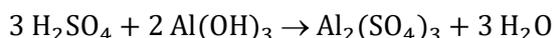
La respuesta correcta es la e.

1.32. Se produce una reacción redox entre los siguientes reactivos

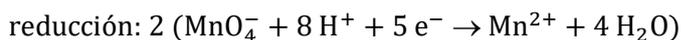


(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Madrid 2011)

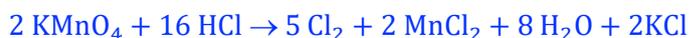
a-c-d) Falso. Se trata de reacciones ácido-base:



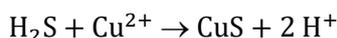
b) **Verdadero**. En la reacción redox entre HCl (agente reductor) frente a KMnO_4 (agente oxidante) las semirreacciones ajustadas son:



Añadiendo los iones que faltan (2K^+ y 6Cl^-) la ecuación molecular es:



e) Falso. Se trata de una reacción de precipitación:



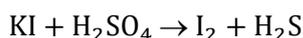
La respuesta correcta es la **b**.

1.33. Cuando se añade H_2SO_4 a una disolución de KI, se forma I_2 y se detecta olor a H_2S . Cuando se ajusta la ecuación para esta reacción, el número de electrones transferidos es:

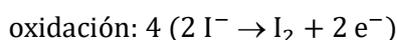
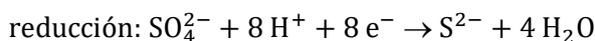
- a) 4
- b) 1
- c) 0
- d) 8
- e) 2

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2004)

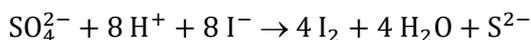
La ecuación química correspondiente a la reacción propuesta es:



Las semirreacciones ajustadas son:



La ecuación global en la que se han intercambiado **8 electrones** es:



La respuesta correcta es la **d**.

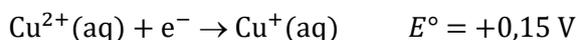
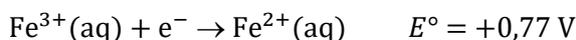
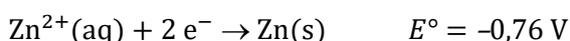
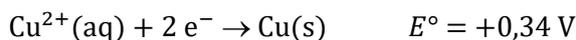
1.34. El agente reductor más fuerte es:

- a) Al(s)
- b) Cu(s)
- c) Zn(s)
- d) $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
- e) $\text{Cu}^+(\text{aq})$

(Datos. Potenciales normales de electrodo, E° : $(\text{Al}^{3+}|\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$; $(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $(\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $(\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ V}$; $(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}^+) = +0,15 \text{ V}$).

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Asturias 2009)

Las semirreacciones de reducción son:



El agente **reductor más fuerte** es el **Al** ya que tiene el **potencial de electrodo más bajo** ($E^\circ = -1,66 \text{ V}$).

La respuesta correcta es la **a**.

1.35. En una celda electroquímica, el tipo de iones atraído hacia el ánodo y el cátodo, respectivamente, y el signo del ánodo y el cátodo, respectivamente, son:

- a) Cationes, aniones; +, -
- b) Cationes, aniones; -, +
- c) Aniones, cationes; -, +
- d) Aniones, cationes; +, -
- e) Coinciden con los de una celda electrolítica.

(O.Q.N. Almería 1999)

En una celda electroquímica las reacciones que tienen lugar en los electrodos son:

- Hacia el **ánodo (-)** son atraídos los **aniones** y allí ceden electrones y se oxidan.
- Hacia el **cátodo (+)** son atraídos los **cationes** y allí captan electrones y se reducen.

La respuesta correcta es la c.

1.36. Para la siguiente celda electroquímica:

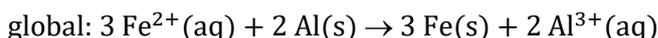


Si los potenciales normales de electrodo del Al^{3+} y del Fe^{2+} son respectivamente, $-1,676\text{ V}$ y $-0,440\text{ V}$, el potencial de la celda es:

- $-1,25\text{ V}$
- $+1,25\text{ V}$
- $+2,12\text{ V}$
- $-1,24$
- $+1,24\text{ V}$

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Galicia 2015)
(O.Q.N. Salamanca 2018)

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



El potencial normal de la celda se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ}$$

Para este caso:

$$E^{\circ} = E_{\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}}^{\circ} - E_{\text{Al}^{3+}|\text{Al}}^{\circ} = (-0,440\text{ V}) - (-1,676\text{ V}) = +1,24\text{ V}$$

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

Aplicada a esta reacción:

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{Al}^{3+}]^2}{[\text{Fe}^{2+}]^3}$$

El valor del potencial de la celda es:

$$E = 1,24 - \frac{0,0592}{6} \cdot \log \frac{(0,18)^2}{(0,85)^3} = +1,25\text{ V}$$

▪ Otra forma de calcularlo sería:

$$E = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = E_{\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}} - E_{\text{Al}^{3+}|\text{Al}}$$

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst:

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{reducida}]}{[\text{oxidada}]}$$

El valor del potencial de cada electrodo es, respectivamente:

$$E_{\text{cátodo}} = E_{\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}}^{\circ} - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{1}{[\text{Fe}^{2+}]} = (-0,440) - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \left(\frac{1}{0,85} \right) = -0,440\text{ V}$$

$$E_{\text{ánodo}} = E_{\text{Al}^{3+}|\text{Al}}^{\circ} - \frac{0,0592}{3} \cdot \log \frac{1}{[\text{Al}^{3+}]} = (-1,676) - \frac{0,0592}{3} \cdot \log \left(\frac{1}{0,15} \right) = -1,69 \text{ V}$$

El potencial de la celda es:

$$E_{\text{celda}} = (-0,440 \text{ V}) - (-1,69 \text{ V}) = +1,25 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Los resultados propuestos en El Escorial 2012 son más acordes al resultado obtenido).

1.37. Se producirá mayor corrosión en el caso de:

- Hierro en ambiente seco.
- Hierro revestido con zinc.
- Hierro revestido de níquel.
- Hierro sumergido en una disolución de NaCl.
- Hierro sumergido en agua.

(O.Q.N. Almería 1999)

La presencia de iones **en el agua favorece** la conducción de electrones y con ello la **corrosión del hierro**.

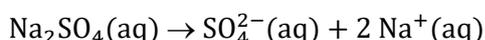
La respuesta correcta es la **d**.

1.38. ¿Cuántos moles de O₂(g) se producen en la electrólisis de Na₂SO₄(aq), si se hace pasar una corriente de 0,120 A a través de la disolución durante 65,0 min exactamente?

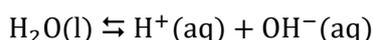
- 0,0000808
- 0,00485
- 0,00242
- 0,00121
- 0,0000202

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2004)

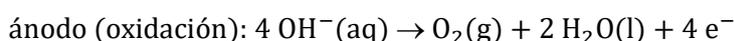
El sulfato de sodio en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:



También se tiene la ionización del agua:



Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



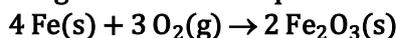
El ion OH⁻ se oxida a O₂, ya que, de todas las especies presentes es la única que se puede oxidar.

Relacionando la cantidad de corriente que pasa por la cuba con moles de O₂ desprendido:

$$(0,120 \text{ A}) \cdot (65,0 \text{ min}) \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} \cdot \frac{1 \text{ C}}{1 \text{ A s}} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{96.485 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{4 \text{ mol e}^-} = 1,21 \cdot 10^{-3} \text{ mol O}_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.39. La siguiente ecuación química describe un proceso de oxidación del hierro:

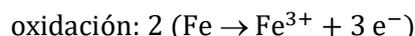
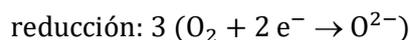


¿Cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta?

- El hierro metálico es un agente reductor.
- El Fe³⁺ es un agente oxidante.
- El hierro metálico se reduce a Fe³⁺.
- El O²⁻ es un agente reductor.

(O.Q.L. Murcia 1999)

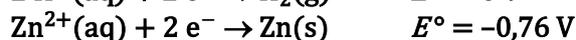
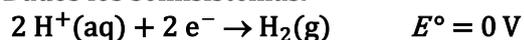
Las semirreacciones correspondientes al proceso de oxidación del hierro son:



- a) Verdadero. Fe(s) cede electrones y se oxida, es un agente reductor.
 b) Verdadero. Fe³⁺ capta electrones y se reduce, es un agente oxidante.
 c) **Falso. Fe(s) cede electrones y se oxida a Fe³⁺.**
 d) Verdadero. O²⁻ solo puede ceder electrones y oxidarse, es un agente reductor.

La respuesta incorrecta es la c.

1.40. Dados los semisistemas:



¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) H⁺(aq) 1 M reduce al Zn²⁺(aq) 1 M.
 b) Zn²⁺(aq) 1 M reduce al H⁺(aq) 1 M.
 c) H⁺(aq) 1 M oxida al Zn(s).
 d) H₂(g) oxida al Zn(s).
 e) No hay reacción entre H⁺(aq) y Zn(s).

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. Asturias 2009)

La expresión que relaciona la variación de energía de Gibbs, ΔG°, con el potencial de la celda, E°, es:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

Para que ambos semisistemas den lugar a una reacción espontánea, ΔG° < 0, es preciso que el potencial normal de la celda sea, E° > 0.

El potencial normal de la celda se calcula mediante la expresión:

$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ$$

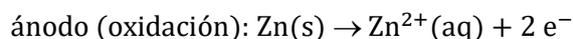
Para este caso:

$$E^\circ = E_{\text{H}^+ | \text{H}_2}^\circ - E_{\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}}^\circ = (0 \text{ V}) - (-0,76 \text{ V}) = +0,76 \text{ V}$$

Las semirreacciones que tienen lugar son:

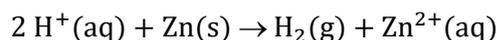


H⁺(aq) es el oxidante (semisistema con mayor potencial), la especie que se reduce.



Zn(s) es el reductor (semisistema con menor potencial), la especie que se oxida.

La reacción global es:



La respuesta correcta es la c.

1.41. Respecto a los procesos de oxidación-reducción, ¿qué afirmación es correcta?

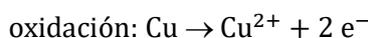
- a) La reducción del yodato a yodo molecular, en medio ácido, implica la transferencia de 10 electrones.
 b) En la reacción 2 Cu(s) + O₂(g) → 2 CuO(s) el cobre se reduce.
 c) Un elemento se reduce cuando al cambiar su número de oxidación lo hace de menos a más positivo.
 d) Un elemento se oxida cuando al cambiar su número de oxidación lo hace de menos a más negativo.
 e) El ion dicromato se considera un agente reductor en medio ácido.

(O.Q.N. Murcia 2000)

a) **Verdadero.** La semirreacción de reducción es:



b) Falso. La semirreacción correspondiente al cobre es:



El cobre cede electrones y se oxida.

c) Falso. La reducción es un proceso en el que una sustancia capta electrones lo que provoca que su número de oxidación disminuya.

d) Falso. La oxidación es un proceso en el que una sustancia cede electrones lo que provoca que su número de oxidación aumente.

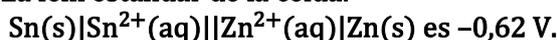
e) Falso. El dicromato en medio ácido se transforma en Cr^{3+} y la semirreacción correspondiente es:



El dicromato capta electrones, por tanto, es el agente oxidante, la especie que se reduce.

La respuesta correcta es la **a**.

1.42. La fem estándar de la celda:

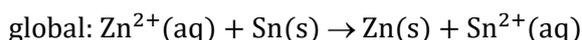
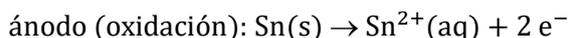
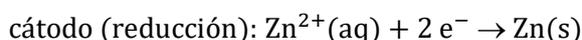


Si la concentración de ambos iones cambiara a 0,1 M, ¿qué valor tomaría la fem de la pila?

- Permanecería inalterado.
- Se haría mucho menor.
- Se haría un poco menor.
- Es imposible calcularlo con los datos que se tienen.
- Tomaría un valor positivo.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2002)

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



El potencial normal de la celda se calcula mediante la expresión:

$$E^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ}$$

Para este caso:

$$E^{\circ} = E_{\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}}^{\circ} - E_{\text{Sn}^{2+}|\text{Sn}}^{\circ} = -0,62 \text{ V}$$

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

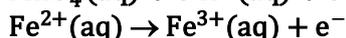
El valor de la fem de la celda es:

$$E = (-0,62) - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{[\text{Sn}^{2+}]}{[\text{Zn}^{2+}]} = (-0,62) - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \left(\frac{0,1}{0,1} \right) = -0,62 \text{ V}$$

Como se observa, cuando las concentraciones de las especies iónicas son iguales [el potencial de la celda permanece inalterado](#).

La respuesta correcta es la **a**.

1.43. Sabiendo que:

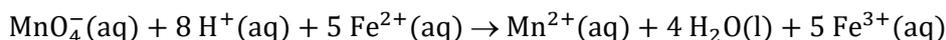


¿Cuál será el mínimo volumen (cm^3) que se necesitará, de una disolución acidificada de tetraoxidomanganato de potasio 0,0020 M, para oxidar completamente 0,139 g de un compuesto de hierro(II) cuya masa molecular relativa es 278?

- a) 5
- b) 25
- c) 50
- d) 100
- e) 500

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Asturias 2009)

Igualando el número de electrones intercambiados se obtiene la ecuación química ajustada del proceso:



La cantidad de Fe^{2+} que reacciona es:

$$0,139 \text{ g sal} \cdot \frac{10^3 \text{ mg sal}}{1 \text{ g sal}} \cdot \frac{1 \text{ mmol sal}}{278 \text{ mg sal}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Fe}^{2+}}{1 \text{ mmol sal}} = 0,500 \text{ mmol Fe}^{2+}$$

Relacionando Fe^{2+} con disolución de MnO_4^- :

$$0,500 \text{ mmol Fe}^{2+} \cdot \frac{1 \text{ mmol MnO}_4^-}{5 \text{ mmol Fe}^{2+}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ MnO}_4^- 0,0020 \text{ M}}{0,0020 \text{ mmol MnO}_4^-} = 50 \text{ cm}^3 \text{ MnO}_4^- 0,002 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la c.

1.44. ¿En cuál de las siguientes especies químicas presenta el nitrógeno estado de oxidación +1?

- a) NO_3^-
- b) NO
- c) $\text{Ag}_2(\text{N}_2\text{O}_2)$
- d) NH_3

(O.Q.L. Murcia 2000)

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es -2, del hidrógeno +1 y de la plata +1, el número de oxidación del nitrógeno en las mismas es:

- a) En el NO_3^- : $x + 3(-2) = -1 \rightarrow x = +5$
- b) En el NO: $x + (-2) = 0 \rightarrow x = +2$
- c) En el $\text{Ag}_2(\text{N}_2\text{O}_2)$: $2(+1) + 2(x) + 2(-2) = 0 \rightarrow x = +1$
- d) En el NH_3 : $x + 3(+1) = 0 \rightarrow x = -3$

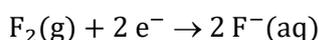
La respuesta correcta es la c.

1.45. ¿Cuál de las siguientes especies reacciona únicamente como agente oxidante?

- a) F_2
- b) Na
- c) H_2
- d) F^-
- e) Cl_2

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007)

F_2 es el agente oxidante más fuerte que existe y que solo puede reducirse a F^- :



La respuesta correcta es la a.

1.46. Para la siguiente celda galvánica:



si la fuerza electromotriz, $E = +0,417 \text{ V}$, la constante del producto de solubilidad del AgI es:

- a) $K_s = 2 \cdot 10^{17}$
- b) $K_s = 8,3 \cdot 10^{-7}$
- c) $K_s = 8,3 \cdot 10^{-11}$
- d) $K_s = 8,3 \cdot 10^{-17}$
- e) $K_s = 8,3 \cdot 10^{-170}$

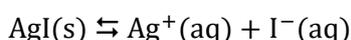
(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.N.Q. Córdoba 2007)

La celda propuesta está formada por dos electrodos idénticos pero con diferente concentración iónica y se denomina celda de concentración.

El proceso espontáneo en una celda de concentración siempre tiene lugar en el sentido de dilución de la disolución más concentrada, mientras que la disolución diluida se hace más concentrada. Por tanto, el electrodo $\text{Ag}|\text{Ag}^+(\text{sat})$ actúa como ánodo y el $\text{Ag}^+(0,100 \text{ M})|\text{Ag}$ es el cátodo.

Este tipo de celdas permiten calcular el producto de solubilidad de una sustancia, K_s .

El equilibrio de solubilidad de AgI es:



El producto de solubilidad, K_s , del AgI es:

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{I}^-]$$

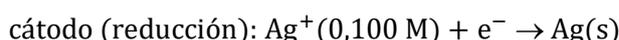
Los valores $[\text{Ag}^+]$ y $[\text{I}^-]$ son los correspondientes a los de la disolución saturada de AgI(sat):

$$K_s = [\text{Ag}^+_{(\text{sat})}][\text{I}^-_{(\text{sat})}]$$

que pueden calcularse a partir de la fuerza electromotriz, E , de la celda propuesta. Esta se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = E_{\text{Ag}^+|\text{Ag}} - E_{\text{Ag}^+(\text{sat})|\text{Ag}}$$

Las semirreacciones que tienen lugar son:



Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{reducida}]}{[\text{oxidada}]}$$

El potencial de cada electrodo es:

$$E_{\text{cátodo}} = E_{\text{Ag}^+|\text{Ag}} - \frac{0,0592}{1} \cdot \log \frac{1}{[\text{Ag}^+]}$$

$$E_{\text{ánodo}} = E_{\text{Ag}^+(\text{sat})|\text{Ag}} - \frac{0,0592}{1} \cdot \log \frac{1}{[\text{Ag}^+_{(\text{sat})}]}$$

El potencial de la celda es:

$$E = \left(E_{\text{Ag}^+|\text{Ag}} - \frac{0,0592}{1} \cdot \log \frac{1}{[\text{Ag}^+]} \right) - \left(E_{\text{Ag}^+(\text{sat})|\text{Ag}} - \frac{0,0592}{1} \cdot \log \frac{1}{[\text{Ag}^+_{(\text{sat})}]} \right)$$

$$E = \left(E_{\text{Ag}^+|\text{Ag}} - E_{\text{Ag}^+(\text{sat})|\text{Ag}} \right) - \frac{0,0592}{1} \cdot \log \frac{[\text{Ag}^+_{(\text{sat})}]}{[\text{Ag}^+]}$$

Por tratarse de una celda que tiene los electrodos idénticos, $E_{\text{celda}}^{\circ} = 0$, y la expresión se simplifica a:

$$E = -0,0592 \cdot \log \frac{[\text{Ag}_{(\text{sat})}^+]}{[\text{Ag}^+]}$$

$$0,417 = 0,0592 \cdot \log \frac{0,100}{[\text{Ag}_{(\text{sat})}^+]} \quad \rightarrow \quad [\text{Ag}_{(\text{sat})}^+] = 9,04 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

Como en el equilibrio se cumple que:

$$[\text{Ag}_{(\text{sat})}^+] = [\text{I}_{(\text{sat})}^-]$$

Sustituyendo en la expresión de K_s se obtiene:

$$K_s = (9,04 \cdot 10^{-9})^2 = 8,17 \cdot 10^{-17}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(La diferencia entre las soluciones propuestas en Barcelona 2001 y Córdoba 2007 está en que las de Córdoba 2007 son las que parecen más coherentes).

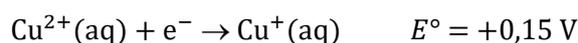
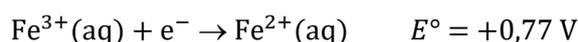
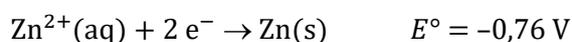
1.47. Dados los siguientes potenciales normales de electrodo, el agente reductor más fuerte es:

- a) Zn
- b) Al
- c) Al^{3+}
- d) Fe^{2+}
- e) Cu^+

(Datos. E° : ($\text{Al}^{3+}|\text{Al}$) = $-1,66 \text{ V}$; ($\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$) = $+0,34 \text{ V}$; ($\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}$) = $-0,76 \text{ V}$; ($\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}$) = $+0,77 \text{ V}$; ($\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}^+$) = $+0,15 \text{ V}$).

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Asturias 2004)

Las semirreacciones de reducción son:



De las especies propuestas, el agente **reductor más fuerte** es el **Al** ya que que tiene **potencial de electrodo más pequeño** ($E^{\circ} = -1,66 \text{ V}$).

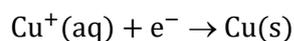
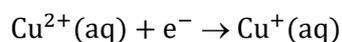
La respuesta correcta es la **b**.

1.48. En una tabla de potenciales normales de electrodo a 25 °C, se han encontrado los valores para los pares $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}^+$ y $\text{Cu}^+|\text{Cu}$, que son $+0,16 \text{ V}$ y $+0,52 \text{ V}$, respectivamente. El potencial correspondiente al par $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$ es:

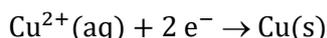
- a) $+0,36 \text{ V}$
- b) $-0,68 \text{ V}$
- c) $+0,68 \text{ V}$
- d) $+0,34 \text{ V}$
- e) $-0,34 \text{ V}$

(O.Q.N. Barcelona 2001)

A partir de los datos propuestos se pueden escribir las siguientes semirreacciones:



La reacción global es:



La energía de Gibbs de la reacción global se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}}^{\circ} = \Delta G_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}^{+}}^{\circ} + \Delta G_{\text{Cu}^{+}|\text{Cu}}^{\circ}$$

La expresión que relaciona la variación de energía de Gibbs, ΔG° , con el potencial de la celda, E° , es:

$$\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$$

Sustituyendo:

$$(-2F \cdot E_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}}^{\circ}) = (-F \cdot E_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}^{+}}^{\circ}) + (-F \cdot E_{\text{Cu}^{+}|\text{Cu}}^{\circ})$$

Simplificando y sustituyendo los valores de potenciales de reducción se obtiene:

$$3 E_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}}^{\circ} = (-0,16 \text{ V}) + (-0,52 \text{ V}) \quad \rightarrow \quad E_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}}^{\circ} = +0,34 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.49. ¿Cuánto tiempo tardarán en depositarse 0,00470 mol de oro por electrólisis de una disolución acuosa de $\text{K}[\text{AuCl}_4]$ utilizando una corriente de 0,214 A?

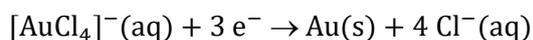
- a) 35,3 min
- b) 70,7 min
- c) 106 min
- d) 23,0 min
- e) 212 min

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Asturias 2007)

El tetracloroaurato(III) de potasio en disolución acuosa se encuentra ionizado según la ecuación:



La semirreacción de reducción que tiene lugar en el cátodo es:



Relacionando moles de Au y de electrones:

$$0,00470 \text{ mol Au} \cdot \frac{3 \text{ mol e}^{-}}{1 \text{ mol Au}} \cdot \frac{96.485 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^{-}} = 1,36 \cdot 10^3 \text{ C}$$

El tiempo necesario para que pase esa cantidad de corriente por la celda electrolítica es:

$$t = \frac{1,36 \cdot 10^3 \text{ C}}{0,214 \text{ A}} \cdot \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} = 106 \text{ min}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.50. El cesio metálico puede obtenerse:

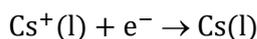
- a) Por electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de cesio.
- b) Por electrólisis de una disolución acuosa de hidróxido de cesio.
- c) Por electrólisis de cloruro de cesio fundido.
- d) Por reducción de carbonato de cesio con ácido sulfúrico.
- e) Por reducción de una disolución acuosa de cloruro de cesio mediante litio metálico.

(O.Q.N. Barcelona 2001)

El **cloruro de cesio fundido**, $\text{CsCl}(\text{l})$, se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:



Si se realiza una **electrólisis**, en el cátodo tiene lugar la siguiente semirreacción de reducción:



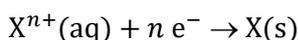
La respuesta correcta es la **c**.

1.51. En la obtención de metales mediante procesos electrolíticos, ¿cuál de los siguientes metales supone mayor consumo de electricidad por tonelada de metal a partir de sus sales?

- a) Na
- b) Mg
- c) Cu
- d) Ba
- e) Al

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.N. Ávila 2009)

La ecuación química correspondiente a la reducción del metal X en el cátodo es:



La ecuación general que permite calcular la cantidad de corriente necesaria para depositar 1 t de cualquier metal es:

$$1 \text{ t metal} \cdot \frac{10^6 \text{ g metal}}{1 \text{ t metal}} \cdot \frac{1 \text{ mol metal}}{M \text{ g metal}} \cdot \frac{n \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol metal}} \cdot \frac{1 F}{1 \text{ mol e}^-} = \frac{F \cdot n}{M} \text{ C}$$

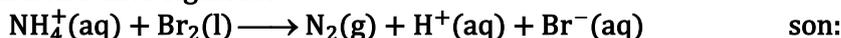
Se necesita mayor cantidad de electricidad para aquel metal que tenga menor masa molar, M , y mayor estado de oxidación, n .

De los elementos propuestos, el que mejor cumple esa condición es el **Al**, un metal con **pequeña masa molar** (tercer periodo) y **estado de oxidación elevado** (+3).

La respuesta correcta es la **e**.

(En Ávila 2009 se reemplazan Na y Ba por Cs y Ag, respectivamente).

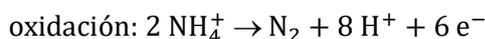
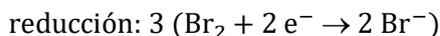
1.52. Los coeficientes estequiométricos correctos, indicados en el mismo orden, necesarios para ajustar la ecuación iónica siguiente:



- a) 1, 1, ½, 4, 2
- b) 2, 3, 1, 8, 6
- c) 1, 2, ½, 4, 2
- d) 2, 1, 1, 8, 2
- e) 1, 2, 1, 4, 4

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Las semirreacciones son:



La respuesta correcta es la **b**.

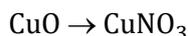
1.53. De las siguientes reacciones químicas que se formulan a continuación, indique la correcta:

- a) $\text{CuO} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{CuO} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CuNO}_3 + \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{CuO} + 3 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2$
- d) $\text{CuO} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2$
- e) $\text{CuO} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{NO}_2$

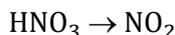
(O.Q.N. Oviedo 2002)

a) **Correcta.** La ecuación está ajustada aunque no es un proceso de oxidación-reducción.

b) No correcta. Solo hay una reducción y ninguna oxidación



c-d) No correcta. Solo hay una reducción y ninguna oxidación



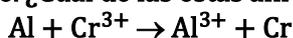
e) No correcta. Hay dos reducciones y ninguna oxidación.



La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Burgos 1998).

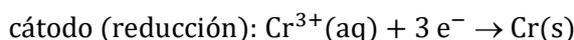
1.54. Los potenciales normales de electrodo para el $\text{Al}^{3+}|\text{Al}$ y $\text{Cr}^{3+}|\text{Cr}$ son $-1,66 \text{ V}$ y $-0,74 \text{ V}$, respectivamente. ¿Cuál de las estas afirmaciones es cierta para la siguiente reacción en condiciones estándar?



- a) $E^\circ = +2,40 \text{ V}$ y la reacción es espontánea.
- b) $E^\circ = +0,92 \text{ V}$ y la reacción es espontánea.
- c) $E^\circ = -0,92 \text{ V}$ y la reacción es no espontánea.
- d) $E^\circ = -0,92 \text{ V}$ y la reacción es espontánea.
- e) $E^\circ = -2,40 \text{ V}$ y la reacción es no espontánea.

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Las semirreacciones que tienen lugar son:



El potencial de la celda se calcula mediante la expresión:

$$E^\circ = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$$

Para este caso:

$$E^\circ = E^\circ_{\text{Cr}^{3+}|\text{Cr}} - E^\circ_{\text{Al}^{3+}|\text{Al}} = (-0,74 \text{ V}) - (-1,66 \text{ V}) = +0,92 \text{ V}$$

La relación existente entre la energía de Gibbs y la fuerza electromotriz de la celda viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

Si $E^\circ > 0$, entonces se tiene que, $\Delta G^\circ < 0$, y la reacción es **espontánea**.

La respuesta correcta es la **b**.

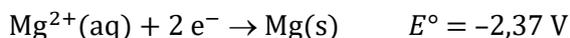
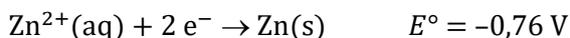
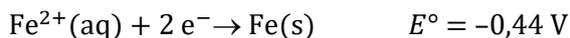
1.55. En el proceso de galvanizado, el hierro se recubre con zinc. Esta protección química es más semejante a la proporcionada por:

- a) Un objeto de hierro recubierto con plata.
- b) Un bote de hierro recubierto con estaño.
- c) Una tubería de cobre cubierta con pintura de tipo polimérico.
- d) Conexión de tuberías de cobre utilizando soldadura de plomo.
- e) Una barra de magnesio conectada a una tubería de hierro.

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Si se conecta la tubería de hierro a una barra de magnesio (ánodo de sacrificio) se protege al hierro de la corrosión ya que el **magnesio**, al igual que el zinc, es un **metal muy reductor** (tiene un **potencial normal de reducción muy bajo**) que se oxida más fácilmente que el hierro.

Consultando en la bibliografía los potenciales de reducción correspondientes a los tres metales propuestos se confirma la elección realizada:



La respuesta correcta es la e.

1.56. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre la reacción de oxidación-reducción que tiene lugar en una celda galvánica en condiciones estándar, es cierta?

- a) ΔG° y E° son positivos y K_{eq} es mayor que 1.
- b) ΔG° es negativo, E° positivo y K_{eq} es mayor que 1.
- c) ΔG° es positivo, E° negativo y K_{eq} es menor que 1.
- d) ΔG° y E° son negativos y K_{eq} es mayor que 1.
- e) ΔG° y E° son negativos y K_{eq} es menor que 1.

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.N. Salamanca 2018)

Una **celda galvánica o voltaica** es aquella en la que tiene lugar una **reacción de oxidación-reducción espontánea**. Si la reacción es espontánea se cumple la condición de la variación de energía de Gibbs es negativa, $\Delta G^{\circ} < 0$.

La relación existente entre la energía de Gibbs, la fuerza electromotriz de la celda y la constante de equilibrio del proceso viene dada por las siguientes ecuaciones:

$$\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ} \quad \Delta G^{\circ} = -RT \ln K_{\text{eq}}$$

Si $\Delta G^{\circ} < 0$, entonces se cumplen las siguientes condiciones:

$$E^{\circ} > 0 \quad K_{\text{eq}} = \exp(-\Delta G^{\circ}/RT) > 1$$

La respuesta correcta es la b.

1.57. ¿En cuál de las siguientes sustancias presenta el hidrógeno estado de oxidación -1?

- a) H_2O
- b) H_2
- c) NaH
- d) NaOH

(O.Q.L. Murcia 2002)

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es -2, y del sodio +1, el número de oxidación del hidrógeno en las mismas es:

- a) En el H_2O : $2(x) + (-2) = 0 \rightarrow x = +1$
- b) En el H_2 : los elementos en forma molecular tienen número de oxidación 0
- c) En el NaH : $+1 + x = 0 \rightarrow x = -1$
- d) En el NaOH : $+1 + (-2) + x = 0 \rightarrow x = +1$

La respuesta correcta es la c.

1.58. Cierta reacción redox tiene una constante de equilibrio de $2 \cdot 10^{-18}$ a 25 °C. De ello se deduce que:

- a) La variación de energía de Gibbs para la reacción es negativa.
- b) La reacción es espontánea en condiciones estándar.
- c) En condiciones estándar no se puede obtener trabajo útil de esta reacción.
- d) Cuando se alcanza el equilibrio la reacción está desplazada hacia la derecha.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

a) Falso. La relación existente entre la energía de Gibbs y la constante de equilibrio de reacción viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

El logaritmo neperiano de un número menor que la unidad es negativo, por tanto, $\Delta G^\circ > 0$.

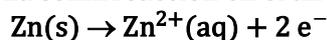
b) Falso. Para que una reacción sea espontánea es preciso que se cumpla que $\Delta G^\circ < 0$, como en este caso, $\Delta G^\circ > 0$, la reacción es no espontánea.

c) **Verdadero**. Teniendo en cuenta que $\Delta G^\circ = W_{\text{útil}}$, como $\Delta G^\circ > 0$, entonces $W_{\text{útil}} < 0$, lo que indica que no se puede extraer trabajo del sistema.

d) Falso. Como la constante de equilibrio, $K = 2 \cdot 10^{-18} < 1$, quiere decir que en el equilibrio el sistema se encuentra desplazado hacia la izquierda.

La respuesta correcta es la c.

1.59. La semirreacción en el ánodo de una celda galvánica es la siguiente:



¿Cuál es la carga máxima, en culombios, que puede producirse en una celda con un ánodo de 6,54 g de zinc?

- a) 4.820 C
- b) 9.650 C
- c) 19.306 C
- d) 38.600 C
- e) 48.200 C

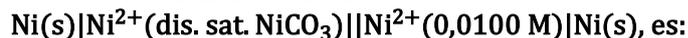
(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Asturias 2007)

Relacionando moles de Zn y de electrones:

$$6,54 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{2 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{96.485 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} = 1,93 \cdot 10^4 \text{ C}$$

La respuesta correcta es la c.

1.60. Teniendo en cuenta que $K_s(\text{NiCO}_3) = 1,42 \cdot 10^{-7}$; $E^\circ(\text{Ni}^{2+}|\text{Ni}) = -0,257 \text{ V}$, el valor del potencial de la siguiente celda voltaica a 25 °C:



- a) +0,257 V
- b) -0,257 V
- c) 0,00 V
- d) +0,00844 V
- e) +0,0422 V

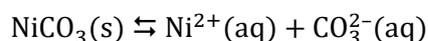
(O.Q.N. Tarazona 2003)

La celda propuesta está formada por dos electrodos idénticos pero con diferente concentración iónica y se denomina celda de concentración.

El proceso espontáneo en una celda de concentración siempre tiene lugar en el sentido de dilución de la disolución más concentrada, mientras que la disolución diluida se hace más concentrada. Por tanto, el electrodo $\text{Ni}|\text{Ni}^{2+}(\text{sat})$ actúa como ánodo y el $\text{Ni}^{2+}(0,0100 \text{ M})|\text{Ni}$ es el cátodo.

Este tipo de celdas permiten calcular el producto de solubilidad de una sustancia, K_s .

El equilibrio de solubilidad de NiCO_3 es:



El producto de solubilidad, K_s , del NiCO_3 es:

$$K_s = [\text{Ni}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}]$$

Los valores $[\text{Ni}^{2+}]$ $[\text{CO}_3^{2-}]$ son los correspondientes a los de la disolución saturada de NiCO_3 (sat):

$$K_s = [\text{Ni}_{(\text{sat})}^{2+}] [\text{CO}_{3(\text{sat})}^{2-}]$$

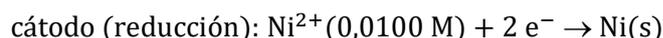
En el equilibrio se cumple que:

$$[\text{Ni}_{(\text{sat})}^{2+}] = [\text{CO}_{3(\text{sat})}^{2-}]$$

A partir de la expresión de la constante K_s se obtiene:

$$[\text{Ni}_{(\text{sat})}^{2+}] = \sqrt{K_s} = \sqrt{1,42 \cdot 10^{-7}} = 3,77 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Las semirreacciones que tienen lugar son:



La fuerza electromotriz de la celda, E , se calcula mediante la expresión:

$$E = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = E_{\text{Ni}^{2+} | \text{Ni}} - E_{\text{Ni}^{2+}(\text{sat}) | \text{Ni}}$$

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{reducida}]}{[\text{oxidada}]}$$

El potencial de cada electrodo es:

$$E_{\text{cátodo}} = E_{\text{Ni}^{2+} | \text{Ni}}^\circ - \frac{0,0592}{2} \log \frac{1}{[\text{Ni}^{2+}]} = (-0,257) - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \left(\frac{1}{0,0100} \right) = -0,316 \text{ V}$$

$$E_{\text{ánodo}} = E_{\text{Ni}^{2+} | \text{Ni}}^\circ - \frac{0,0592}{2} \log \frac{1}{[\text{Ni}_{(\text{sat})}^{2+}]} = (-0,257) - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \left(\frac{1}{3,77 \cdot 10^{-4}} \right) = -0,358 \text{ V}$$

El potencial de la celda es:

$$E = (-0,316 \text{ V}) - (-0,358 \text{ V}) = +0,0420 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la e.

1.61. Se conectan en serie tres celdas electrolíticas con disoluciones acuosas de CH_3COOH , H_2SO_4 y H_3PO_4 , respectivamente.

a) Se recogerá igual volumen de hidrógeno en las tres celdas.

b) Se recogerá mayor volumen de hidrógeno en la celda de H_3PO_4 .

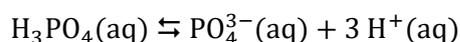
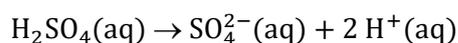
c) Se recogerá mayor volumen de hidrógeno en la celda de H_2SO_4 .

d) Se recogerá mayor volumen de hidrógeno en la celda de CH_3COOH .

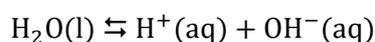
e) Se recogerá aproximadamente el mismo volumen de hidrógeno en las celdas de CH_3COOH y H_3PO_4 .

(O.Q.N. Tarazona 2003)

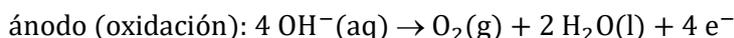
Los ácidos acético, sulfúrico y fosfórico en disolución acuosa se encuentran ionizados de acuerdo con las siguientes ecuaciones:



además, la presencia de ácido favorece la ionización del agua:



En las tres celdas tienen lugar las mismas semirreacciones independientemente de la cantidad de hidrógeno que lleve cada ácido:



- El ion H^+ se reduce más fácilmente que el resto de los iones presentes ya que tiene un potencial de electrodo más pequeño.
- El ion OH^- es la única especie, de todas las presentes, que se puede oxidar.

La respuesta correcta es la a.

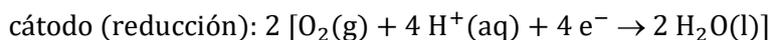
(Cuestión similar a la propuesta en Burgos 1998).

1.62. Si el cambio de energía de Gibbs para la combustión en condiciones estándar de un mol de $\text{CH}_4(\text{g})$ es $\Delta G^\circ = -818 \text{ kJ}$, el voltaje estándar que podría obtenerse de una pila de combustión utilizando esta reacción es:

- a) +0,53 V
- b) -1,06 V
- c) +1,06 V
- d) +4,24 V
- e) +8,48 V

(O.Q.N. Tarazona 2003)

Las ecuaciones químicas correspondientes a una pila de combustible que funciona a base de CH_4 (gas natural) son:



La relación existente entre la energía de Gibbs y la fuerza electromotriz de la pila viene dada por la siguiente ecuación:

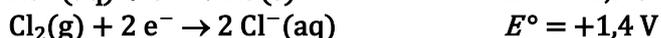
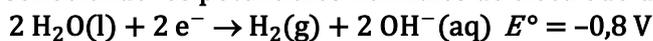
$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

El valor de la fuerza electromotriz de la pila es:

$$E^\circ = -\frac{-818 \text{ kJ}}{8 \cdot 96.485 \text{ C}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = +1,06 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la c.

1.63. Conociendo los potenciales normales de electrodo de las siguientes reacciones:

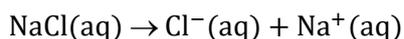


¿Qué puede observarse cuando se introducen dos electrodos inertes en una disolución de cloruro de sodio en agua y se conectan a los terminales de una batería de 2,0 V?

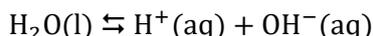
- a) Aparece sodio sólido en el ánodo y cloro gas en el cátodo.
- b) Aparece gas cloro en el ánodo y sodio sólido en el cátodo.
- c) Aparece hidrógeno gas en el cátodo y sodio sólido en el ánodo.
- d) Aparece hidrógeno gas en el ánodo y cloro gas en el cátodo.
- e) Aparece cloro gas en el ánodo e hidrógeno gas en el cátodo.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

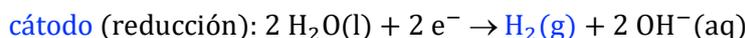
El NaCl en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:



También se tiene la ionización del agua:



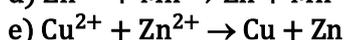
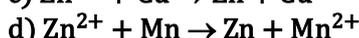
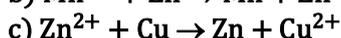
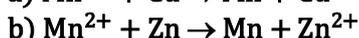
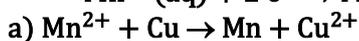
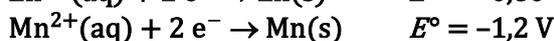
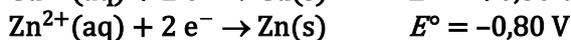
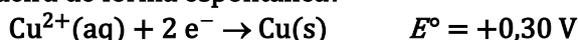
Conocidos los potenciales normales de electrodo, las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



ya que de los dos iones, H^{+} y Na^{+} , es el primero el que posee un potencial de electrodo mayor y, por ese motivo, se reduce más fácilmente.

La respuesta correcta es la e.

1.64. Conociendo los siguientes potenciales normales de electrodo ¿cuál de las siguientes reacciones se producirá de forma espontánea?



(O.Q.N. Tarazona 2003)

La relación existente entre la energía de Gibbs y el potencial de la reacción viene dada por la siguiente ecuación:

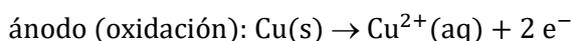
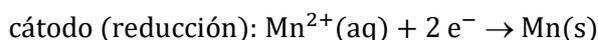
$$\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$$

Se producirá de forma espontánea aquella reacción en la que se cumpla que $\Delta G^{\circ} < 0$ y para ello es necesario que $E^{\circ} > 0$.

El potencial de la reacción se calcula mediante la expresión:

$$E^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ}$$

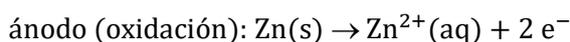
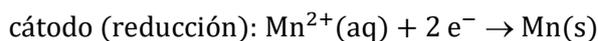
a) Falso. $\text{Mn}^{2+} + \text{Cu} \rightarrow \text{Mn} + \text{Cu}^{2+}$. Las semirreacciones que tienen lugar son:



El potencial de la reacción es:

$$E^{\circ} = E_{\text{Mn}^{2+}|\text{Mn}}^{\circ} - E_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}}^{\circ} = (-1,2 \text{ V}) - (0,30 \text{ V}) = -1,5 \text{ V (no espontánea)}$$

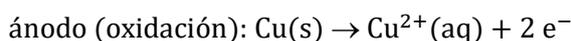
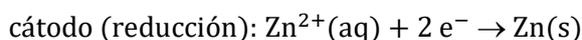
b) Falso. $\text{Mn}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Mn} + \text{Zn}^{2+}$. Las semirreacciones que tienen lugar son:



El potencial de la reacción es:

$$E^{\circ} = E_{\text{Mn}^{2+}|\text{Mn}}^{\circ} - E_{\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}}^{\circ} = (-1,2 \text{ V}) - (-0,80 \text{ V}) = -0,40 \text{ V (no espontánea)}$$

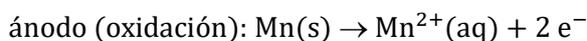
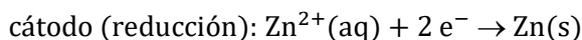
c) Falso. $\text{Zn}^{2+} + \text{Cu} \rightarrow \text{Zn} + \text{Cu}^{2+}$. Las semirreacciones que tienen lugar son:



El potencial de la reacción es:

$$E^{\circ} = E_{\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}}^{\circ} - E_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}}^{\circ} = (-0,80 \text{ V}) - (0,30 \text{ V}) = -1,1 \text{ V (no espontánea)}$$

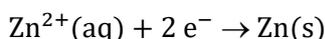
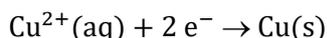
d) **Verdadero.** $\text{Zn}^{2+} + \text{Mn} \rightarrow \text{Zn} + \text{Mn}^{2+}$. Las semirreacciones que tienen lugar son:



El potencial de la reacción es:

$$E^{\circ} = E_{\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}}^{\circ} - E_{\text{Mn}^{2+}|\text{Mn}}^{\circ} = (-0,80 \text{ V}) - (-1,2 \text{ V}) = +0,40 \text{ V (espontánea)}$$

e) Falso. $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}$. No es posible la reacción ya que se producen dos oxidaciones y ninguna reducción:



La respuesta correcta es la **d**.

1.65. ¿Cuál es el estado de oxidación del vanadio en el compuesto NH_4VO_3 ?

- a) +1
- b) +3
- c) +5
- d) +7

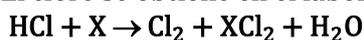
(O.Q.L. Murcia 2003)

Teniendo en cuenta que en la especie dada el número de oxidación del oxígeno es -2, del hidrógeno, +1 y del nitrógeno, -3, el número de oxidación del vanadio en la misma es:

$$(-3) + 4(+1) + x + 3(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +5$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.66. El cloro se obtiene en el laboratorio por oxidación del ácido clorhídrico según la siguiente reacción:

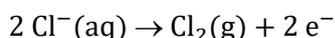


¿Cuál de las siguientes sustancias se utiliza como reactivo X para oxidar al ácido clorhídrico?

- a) Manganese metal
- b) Óxido de manganeso
- c) Hidruro de manganeso
- d) Dióxido de manganeso

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La semirreacción correspondiente a la oxidación del Cl^{-} es:



El elemento X debe actuar como oxidante por lo que debe reducirse, es decir, bajar su número de oxidación.

En el compuesto XCl_2 el elemento X tiene el número de oxidación:

$$2(-1) + x = 0 \quad \rightarrow \quad x = +2$$

por tanto, el número de oxidación del elemento X en la especie elegida deber ser mayor que 2.

La especie apropiada para la oxidación es el **dióxido de manganeso, MnO_2** , en la que el número de oxidación del manganeso es:

$$2(-2) + x = 0 \quad \rightarrow \quad x = +4$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.67. Sabiendo que los potenciales normales de electrodo de los sistemas $\text{Cl}_2|\text{Cl}^-$ y $\text{I}_2|\text{I}^-$ valen respectivamente +1,36 V y +0,54 V, se puede afirmar que:

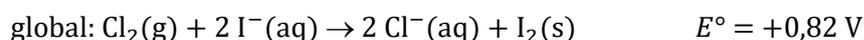
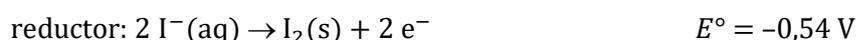
- El yodo oxida al ion cloruro.
- El cloro oxida al ion yoduro.
- El cloro es más básico que el yoduro.
- El cloro reduce al ion yoduro.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La relación existente entre la energía de Gibbs y el potencial de la reacción viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

Se producirá de forma espontánea aquella reacción en la que se cumpla que $\Delta G^\circ < 0$, y para ello es necesario que $E^\circ > 0$. Por este motivo, el sistema que tiene mayor potencial se comporta como oxidante (se reduce) y el de menor como reductor (se oxida):



Como en la reacción estudiada, $E^\circ > 0$, la reacción es espontánea, por tanto, el Cl_2 oxida al I^- .

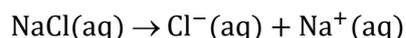
La respuesta correcta es la **b**.

1.68. Las especies formadas en la electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de sodio en un proceso industrial cloro-sosa, son:

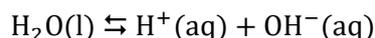
- $\text{Cl}^-(\text{aq})$, $\text{H}_2(\text{g})$, $\text{OH}^-(\text{aq})$
- $\text{Cl}_2(\text{g})$, $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{OH}^-(\text{aq})$, $\text{H}^+(\text{aq})$, $\text{Cl}_2(\text{g})$
- $\text{H}_2(\text{g})$, $\text{Cl}_2(\text{g})$, $\text{NaOH}(\text{aq})$

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

El NaCl en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:



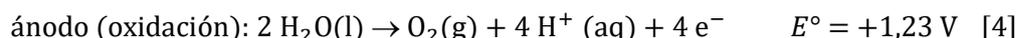
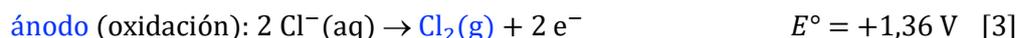
También se tiene la ionización del agua:



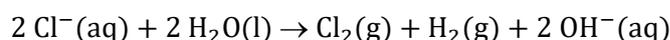
Consultando en la bibliografía los potenciales normales de electrodo, las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



de ambas, se puede descartar la semirreacción [2] ya que el H^+ es más fácil de reducir por tener un potencial de electrodo mayor.



El potencial de la reacción entre [1] y [3] es:



$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = (-0,83 \text{ V}) - (1,36 \text{ V}) = -2,19 \text{ V}$$

El potencial de la reacción entre [1] y [4] es:



$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = (-0,83 \text{ V}) - (1,23 \text{ V}) = -2,06 \text{ V}$$

Como ambos valores son similares es de esperar que en el ánodo se obtenga una mezcla de Cl_2 y O_2 . En la práctica, predomina Cl_2 debido a la alta sobretensión del O_2 comparada con la del Cl_2 .

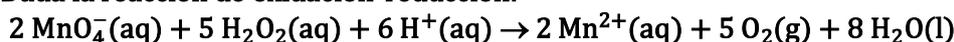
Por tanto, se puede considerar que la reacción global es:



El $\text{NaOH}(\text{aq})$ se forma con los iones $\text{Na}^+(\text{aq})$ y $\text{OH}^-(\text{aq})$ presentes en la disolución final y el $\text{pH} > 7$.

La respuesta correcta es la **d**.

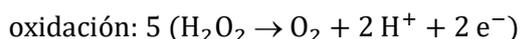
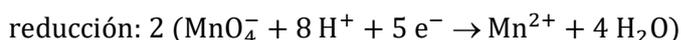
1.69. Dada la reacción de oxidación-reducción:



- a) El número de electrones puesto en juego en este proceso es de 2.
- b) La especie O_2 es la que resulta de la reducción de H_2O_2 debido al agente reductor MnO_4^- .
- c) La especie MnO_4^- es el agente reductor y se oxida a Mn^{2+} .
- d) El ion MnO_4^- es el agente oxidante que produce la oxidación del H_2O_2 a O_2 .

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

Las semirreacciones son:



- a) Falso. El número de electrones puesto en juego en el proceso es 10.
- b-c) Falso. El MnO_4^- se comporta como oxidante ya que capta electrones y se reduce a Mn^{2+} .
- d) **Verdadero**. El MnO_4^- se comporta como oxidante ya que capta electrones y oxida al H_2O_2 a O_2 .

La respuesta correcta es la **d**.

1.70. Una muestra de $\text{Mn}(\text{s})$ se recubre de una capa de color pardo cuando se sumerge en una disolución acuosa 1 M de FeSO_4 ¿Qué reacción se produce espontáneamente?

- a) $\text{Mn}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Mn} + \text{Fe}^{2+}$
- b) $\text{Mn} + \text{Fe} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{2+}$
- c) $\text{Mn} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}$
- d) Ninguna de las tres anteriores.

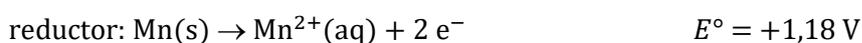
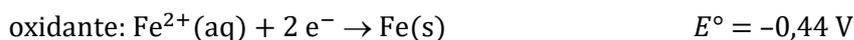
(Datos. E° : $\text{Mn}^{2+}|\text{Mn} = -1,18 \text{ V}$; $\text{Fe}^{2+}|\text{Fe} = -0,44 \text{ V}$).

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La relación existente entre la energía de Gibbs y el potencial de la reacción viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

Se producirá de forma espontánea aquella reacción en la que se cumpla que $\Delta G^\circ < 0$, y para ello es necesario que $E^\circ > 0$. Por este motivo, el electrodo que tiene mayor potencial se comporta como oxidante (se reduce) y el de menor como reductor (se oxida):



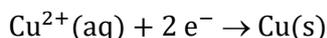
La respuesta correcta es la **c**.

1.71. ¿Qué masa de cobre se deposita en media hora con una corriente de 2,00 A que pasa por una disolución acuosa que contiene el ion Cu^{2+} ?

- a) 11,87 g
- b) 1,18 g
- c) 24,7 g
- d) 0,45 g

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La semirreacción correspondiente a la reducción del ion Cu^{2+} en el cátodo es:



Relacionando la cantidad de corriente y de Cu:

$$(30,0 \text{ min}) \cdot (2,00 \text{ A}) \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} \cdot \frac{1 \text{ C}}{1 \text{ A s}} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^{-}}{96.485 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{2 \text{ mol e}^{-}} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 1,18 \text{ g Cu}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.72. En una celda voltaica o galvánica (pila):

- a) Los electrones se desplazan a través del puente salino.
- b) La reducción tiene lugar en el cátodo o polo positivo.
- c) Los electrones se mueven desde el cátodo al ánodo.
- d) Los electrones salen de la celda por el ánodo o el cátodo, dependiendo de los electrodos utilizados.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

En las celdas voltaicas y en las electrolíticas:

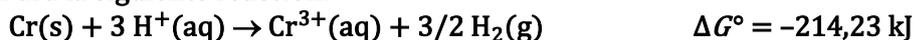
- **ánodo**: electrodo por el que los **electrones salen** de la celda y tiene lugar la **oxidación**.
- **cátodo**: electrodo por el que los **electrones entran** en la celda y tiene lugar la **reducción**.

En una celda voltaica, los electrones se dirigen espontáneamente hacia el **cátodo** por lo que este tiene signo **positivo**.

En una celda **electrolítica**, los electrones son forzados a dirigirse hacia el **cátodo** por lo que este tiene signo **negativo**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.73. Para la siguiente reacción:

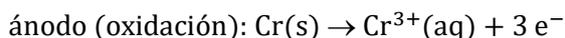


¿Cuál será el valor de $E^{\circ}(\text{Cr}^{3+}|\text{Cr})$?

- a) -0,74 V
- b) -2,14 V
- c) +2,14 V
- d) -74 mV
- e) +0,74 V

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



La relación existente entre la energía de Gibbs y el potencial de la reacción viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$$

El valor del potencial de la reacción es:

$$E^{\circ} = -\frac{-214,23 \text{ kJ}}{3 \cdot 96.485 \text{ C}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = +0,74012 \text{ V}$$

El potencial de la reacción propuesta se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ}$$

Para este caso:

$$E^{\circ} = E_{\text{H}^+ | \text{H}_2}^{\circ} - E_{\text{Cr}^{3+} | \text{Cr}}^{\circ}$$

Sustituyendo los valores de los potenciales dados se obtiene que el valor de $E_{\text{Cr}^{3+} | \text{Cr}}^{\circ}$ es:

$$0,74012 \text{ V} = 0 - E_{\text{Cr}^{3+} | \text{Cr}}^{\circ} \quad \rightarrow \quad E_{\text{Cr}^{3+} | \text{Cr}}^{\circ} = -0,74012 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la a.

1.74. ¿Cuál es el elemento que se oxida en una reacción entre etileno y una disolución acuosa de permanganato de potasio?

- a) Carbono
- b) Hidrógeno
- c) Oxígeno
- d) Potasio
- e) Manganeso

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

El permanganato de potasio es un oxidante y se reduce, siendo el manganeso el elemento que baja su número de oxidación.

El etileno se comporta como reductor y se oxida. El carbono aumenta su número de oxidación. El **carbono** es un elemento más electronegativo que el hidrógeno, por tanto, en el etileno, $\text{CH}_2=\text{CH}_2$, el número de oxidación del hidrógeno es +1 y el del carbono es:

$$2(x) + 4(+1) = 0 \quad \rightarrow \quad x = -2$$

La respuesta correcta es la a.

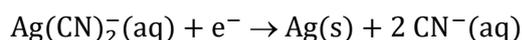
1.75. Se quiere platear una cuchara de 20 cm² de área, hasta un espesor de 10⁻⁴ m, con una disolución de $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$, pasando una corriente de 0,020 A. ¿Cuánto tiempo se tardaría?

- a) 1,232 min
- b) 2,5 días
- c) 26,1 h
- d) 9.391,5 s
- e) 52,1 h

(Dato. Densidad (Ag) = 10,5 g cm⁻³).

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La semirreacción de reducción que tiene lugar en el cátodo es:



Los moles de plata necesarios para platear la cucharilla son:

$$(20 \text{ cm}^2) \cdot (10^{-4} \text{ m}) \cdot \frac{10^2 \text{ cm}}{1 \text{ m}} \cdot \frac{10,5 \text{ g Ag}}{1 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{107,9 \text{ g Ag}} = 0,0195 \text{ mol Ag}$$

Relacionando moles de Ag y de electrones:

$$0,0195 \text{ mol Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Ag}} \cdot \frac{96.485 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} = 1,90 \cdot 10^3 \text{ C}$$

El tiempo necesario para que pase esa cantidad de corriente por la cuba electrolítica es:

$$t = \frac{1,90 \cdot 10^3 \text{ C}}{0,020 \text{ A}} \cdot \frac{1 \text{ h}}{3.600 \text{ s}} = 26,1 \text{ h}$$

La respuesta correcta es la c.

1.76. ¿Cuál sería el ΔG de la reacción siguiente a 25 °C?



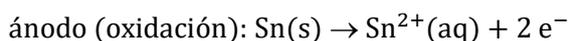
- a) $-4120 \text{ cal mol}^{-1}$
- b) $+17,169 \text{ kJ mol}^{-1}$
- c) $+41,2 \text{ kcal mol}^{-1}$
- d) $-171694 \text{ J mol}^{-1}$
- e) $-17,169 \text{ kJ mol}^{-1}$

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



La expresión de Q es:

$$Q = \frac{[\text{Sn}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]^2}$$

El valor de E es:

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{Sn}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]^2} = 0,940 - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \left(\frac{0,500}{0,100^2} \right) = 0,890 \text{ V}$$

La relación existente entre la energía de Gibbs y la fuerza electromotriz de la reacción viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

El valor de la energía de Gibbs es:

$$\Delta G^\circ = -2 \cdot (96.485 \text{ C mol}^{-1}) \cdot (0,890 \text{ V}) \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = -172 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la d.

1.77. Indique cuál de los siguientes elementos químicos tiene mayor carácter reductor:

- a) Mg
- b) Ge
- c) Al
- d) K
- e) S

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.N. Sevilla 2010)

Los metales alcalinos son especies que tienen mayor poder reductor. Por tanto, el mayor carácter reductor le corresponde al K.

La respuesta correcta es la d.

(En la cuestión propuesta en Sevilla 2010 se reemplazan Mg, Ge y S por Be, P y C).

1.78. Señale la proposición correcta:

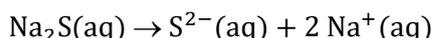
- a) El ácido nítrico tiene propiedades reductoras.
- b) Un método que evita la corrosión del hierro es mantenerlo unido a un metal menos activo que él.
- c) Una disolución acuosa de sulfuro sódico tiene carácter ácido.
- d) Los halógenos forman compuestos covalentes con hidrógeno y con carbono.

(O.Q.L. Madrid 2004)

a) Falso. El ácido nítrico, HNO_3 , es un oxidante que se puede reducir a NO_2 , NO , N_2 o NH_4^+ según la fuerza del reductor con el que se le haga reaccionar.

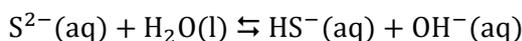
b) Falso. Un método para evitar la corrosión es mantenerlo unido a un metal que sea más activo que él como, por ejemplo, el magnesio.

c) Falso. El sulfuro de sodio en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:



▪ El ion Na^+ , es el conjugado de la base fuerte NaOH por lo que no se hidroliza.

▪ El ion S^{2-} es la base conjugada del ácido débil HS^- que se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- por lo que el $\text{pH} > 7$ y la disolución es básica.

d) **Verdadero.** Un halógeno, como el cloro, **forma compuestos** con el hidrógeno, HCl , y con el carbono, CCl_4 . Estos compuestos son **covalentes** debido a que la diferencia de electronegatividad entre estos elementos y el cloro es pequeña.

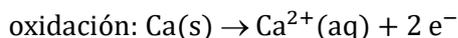
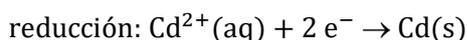
La respuesta correcta es la **d**.

1.79. Indique cuál de las siguientes reacciones se producirá de forma espontánea en disolución acuosa a 25 °C. Suponga que las concentraciones iniciales de todas las especies disueltas son 1 M.

- a) $\text{Ca}(\text{s}) + \text{Cd}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cd}(\text{s})$
- b) $2 \text{Br}^-(\text{aq}) + \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Br}_2(\text{l}) + \text{Sn}(\text{s})$
- c) $2 \text{Ag}(\text{s}) + \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Ni}(\text{s})$
- d) $\text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{NaOH}(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq})$

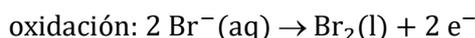
(O.Q.L. Madrid 2004)

a) **Verdadero.** Las semirreacciones que tienen lugar son:



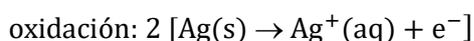
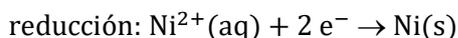
Es posible que se produzca la reacción de forma espontánea ya que un fuerte reductor, Ca , metal alcalinotérreo, reduce al Cd^{2+} .

b) Falso. Las semirreacciones que tienen lugar son:



No es posible que se produzca la reacción ya que el Br_2 , halógeno, es un oxidante más fuerte que el Sn^{2+} .

c) Falso. Las semirreacciones que tienen lugar son:



No es posible que se produzca la reacción ya que el Ni^{2+} es un oxidante más fuerte que el Ag^+ .

d) Falso. La reacción propuesta no es de oxidación-reducción y se produce en sentido contrario.

La respuesta correcta es la **a**.

(Para la correcta resolución de esta cuestión sería necesario que se proporcionaran los potenciales normales de electrodo).

1.80. La carga eléctrica de un mol de electrones es, aproximadamente:

- a) $1,602 \cdot 10^{-19}$ C
- b) $9,1 \cdot 10^{-31}$ C
- c) $9,65 \cdot 10^4$ C
- d) $6,022 \cdot 10^{-23}$ C

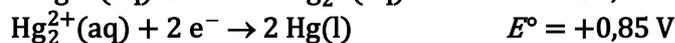
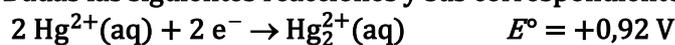
(O.Q.L. Madrid 2004)

La carga de un mol de electrones es:

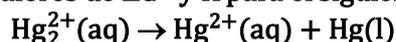
$$1 \text{ mol e}^- \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ e}^-}{1 \text{ mol e}^-} \cdot \frac{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}}{1 \text{ e}^-} = 9,647 \cdot 10^4 \text{ C}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.81. Dadas las siguientes reacciones y sus correspondientes potenciales normales de electrodo:



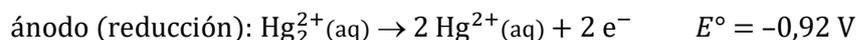
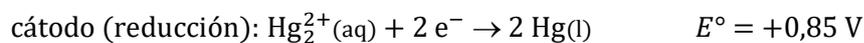
Los valores de ΔG° y K para el siguiente proceso, a 25 °C, son:



- a) -14 kJ y $4,0 \cdot 10^{-3}$
- b) $+14$ kJ y 233
- c) $+14$ kJ y $4,0 \cdot 10^{-3}$
- d) $+6,8$ kJ y 0,065

(O.Q.L. Madrid 2004)

Las semirreacciones correspondientes al proceso propuesto son:



El potencial de la celda se calcula mediante la expresión:

$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ$$

Para este caso:

$$E^\circ = E_{\text{Hg}_2^{2+} | \text{Hg}}^\circ - E_{\text{Hg}^{2+} | \text{Hg}_2^{2+}}^\circ = (0,85 \text{ V}) - (0,92 \text{ V}) = -0,070 \text{ V}$$

La relación existente entre la energía de Gibbs y el potencial de la reacción viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

El valor de la energía de Gibbs es:

$$\Delta G^\circ = -2 \cdot (96.485 \text{ C mol}^{-1}) \cdot (-0,070 \text{ V}) \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = +6,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La relación existente entre la energía de Gibbs y la constante de equilibrio de reacción viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

El valor de K que se obtiene a 25 °C es:

$$\ln K = -\frac{6,8 \text{ kJ mol}^{-1}}{(8,31 \cdot 10^{-3} \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}} = -2,7 \quad \rightarrow \quad K = 0,064$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.82. El cloro presenta número de oxidación +1 en el compuesto:

- a) HCl
- b) NH₄Cl
- c) HClO
- d) ClO₃⁻

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2018)

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es -2, del hidrógeno +1 y del nitrógeno -3, el número de oxidación del cloro en las mismas es:

- a) En el HCl: $+1 + x = 0 \rightarrow x = -1$
- b) En el NH₄Cl: $(-3) + 4(+1) + x = 0 \rightarrow x = -1$
- c) En el HClO: $(+1) + x + (-2) = 0 \rightarrow x = +1$
- d) En el ClO₃⁻: $x + 3(-2) = -1 \rightarrow x = +5$

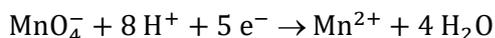
La respuesta correcta es la **c**.

1.83. ¿Cuántos faradays son necesarios para reducir 0,20 mol de MnO₄⁻ a Mn²⁺?

- a) 0,20
- b) 3,00
- c) 0,40
- d) 1,00

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007)

La semirreacción correspondiente a la reducción del permanganato es:



Relacionando moles de permanganato con faradays:

$$0,20 \text{ mol MnO}_4^- \cdot \frac{5 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol MnO}_4^-} \cdot \frac{1 F}{1 \text{ mol e}^-} = 1,0 F$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.84. Dados los potenciales normales de reducción, E°, de los siguientes pares: Na⁺|Na = -2,71 V; Cl₂|Cl⁻ = +1,36 V; K⁺|K = -2,92 V; Cu²⁺|Cu = +0,34 V, indique

(i) El elemento químico más oxidante y el más reductor.

(ii) ¿Cuál es el mayor potencial normal que se puede formar con los distintos pares?

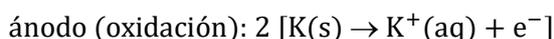
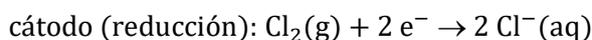
- a) i) Cloro y potasio, respectivamente ii) +4,28 V
- b) i) Cloro y sodio, respectivamente ii) +4,07 V
- c) i) Potasio y cloro, respectivamente ii) +4,07 V
- d) i) Cloro y cobre, respectivamente ii) +4,28 V

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

i) De los diferentes pares redox propuestos:

- Elemento **más oxidante**: el que tiene el **potencial de electrodo mayor**, Cl₂|Cl⁻ = +1,36 V.
- Elemento **más reductor**: el que tiene el **potencial de electrodo menor**, K⁺|K = -2,92 V.

ii) El mayor potencial normal se consigue con la reacción formada por los elementos más oxidante y reductor. Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



El potencial de la reacción se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ}$$

Para este caso:

$$E^{\circ} = E_{\text{Cl}_2 | \text{Cl}^-}^{\circ} - E_{\text{K}^+ | \text{K}}^{\circ} = (1,36 \text{ V}) - (-2,92 \text{ V}) = +4,28 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la a.

1.85. ¿Cuál es el estado de oxidación del elemento escrito a la izquierda en cada uno de las siguientes especies químicas? i) P_4 ii) Al_2O_3 iii) MnO_4^- iv) H_2O_2

- a) 0, +3, +7, -1
- b) 0, +3, +6, -1
- c) 0, +3, +7, -2
- d) 0, +2, +7, -2

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Sevilla 2018)

Teniendo en cuenta que en las especies propuestas el número de oxidación del oxígeno es -2, los números de oxidación de los elementos que presentes en ellas son:

- En el P_4 : $x = 0$
- En el Al_2O_3 : $2(x) + 3(-2) + x = 0 \rightarrow x = +3$
- En el MnO_4^- : $x + 4(-2) = -1 \rightarrow x = +7$
- En el H_2O_2 : $2(+1) + 2(x) = 0 \rightarrow x = -1$

La respuesta correcta es la a.

1.86. ¿Cuáles de los siguientes metales: Li, Cu, Ag y Mg, reaccionarán con HCl 1 M?

- a) Cu y Mg
- b) Cu y Ag
- c) Ag y Mg
- d) Li y Mg

(Datos. E° : $\text{Li}^+ | \text{Li} = -3,05 \text{ V}$; $\text{Cu}^{2+} | \text{Cu} = +0,34 \text{ V}$; $\text{Ag}^+ | \text{Ag} = +0,80 \text{ V}$; $\text{Mg}^{2+} | \text{Mg} = -2,37 \text{ V}$).

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

La relación existente entre la energía de Gibbs y el potencial de la reacción viene dada por la siguiente ecuación:

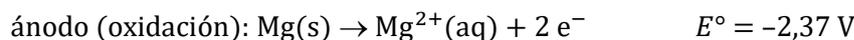
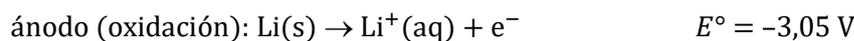
$$\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$$

Se producirá de forma espontánea aquella reacción en la que se cumpla que $\Delta G^{\circ} < 0$, y para ello es necesario que $E^{\circ} > 0$.

Como la semirreacción de reducción del H^+ es:



los únicos elementos que pueden conseguir que el potencial de la reacción, E° , sea positivo son aquellos que tienen potencial de electrodo negativo como Li y Mg:



El potencial de la reacción se calcula mediante la expresión:

$$E^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ}$$

Para las reacciones entre estos elementos y el hidrógeno son, respectivamente:

$$E^{\circ} = E_{\text{H}^+ | \text{H}_2}^{\circ} - E_{\text{Li}^+ | \text{Li}}^{\circ} = (0, \text{V}) - (-3,05 \text{ V}) = +3,05 \text{ V}$$

$$E^{\circ} = E_{\text{H}^+ | \text{H}_2}^{\circ} - E_{\text{Mg}^{2+} | \text{Mg}}^{\circ} = (0 \text{ V}) - (-2,37 \text{ V}) = +2,37 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la **d**.

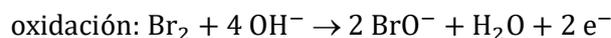
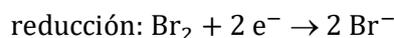
1.87. ¿Cuál de las siguientes reacciones es una reacción de desproporción?

- a) $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HOBr} + \text{Br}^- + \text{H}^+$
- b) $\text{S} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2 \text{H}^+$
- c) $\text{HClO} + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{OCl}^-$
- d) $2 \text{S}^{2-} + 2 \text{CrO}_4^{2-} + 8 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{S} + \text{Cr}(\text{OH})_3 + 10 \text{OH}^-$
- e) $\text{HF} \rightarrow \text{H}^+ + \text{F}^-$

(O.Q.N. Luarca 2005)

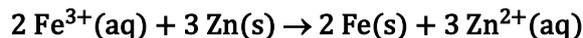
Una **reacción de desproporción** es aquella en la que una misma especie se oxida y se reduce simultáneamente.

En la reacción, $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HOBr} + \text{Br}^- + \text{H}^+$, el Br_2 sufre desproporción o dismutación:



La respuesta correcta es la **a**.

1.88. La reacción neta en una celda voltaica con $E^{\circ} = +0,726 \text{ V}$ es:

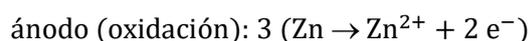


El valor de ΔG° para esta reacción es:

- a) -210 kJ
- b) -140 kJ
- c) -700 kJ
- d) -463 kJ
- e) -420 kJ

(O.Q.N. Luarca 2005)

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



La relación existente entre la energía de Gibbs y el potencial de la celda viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$$

Como el número de electrones intercambiados es, $n = 6$, el valor de la energía de Gibbs es:

$$\Delta G^{\circ} = -6 \cdot (96.485 \text{ C mol}^{-1}) \cdot (+0,726 \text{ V}) \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = -420 \text{ kJ mol}^{-1}$$

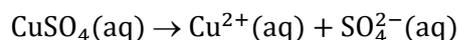
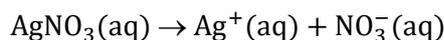
La respuesta correcta es la **e**.

1.89. Dos celdas que contienen disoluciones de AgNO_3 y CuSO_4 , respectivamente, se conectan en serie y se electrolizan. El cátodo de la celda de AgNO_3 aumentó su peso 1,078 g, ¿cuánto aumentó el cátodo de la otra celda?

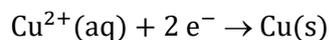
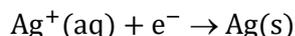
- a) 0,127 g
- b) 0,6354 g
- c) 3,177 g
- d) 0,318 g
- e) Ninguno de estos valores.

(O.Q.N. Luarca 2005)

El nitrato de plata y el sulfato de cobre(II) en disolución acuosa se encuentran disociados de acuerdo con las ecuaciones, respectivamente:



Las ecuaciones químicas correspondientes a las reducciones en los respectivos cátodos son:



Relacionando moles plata y de electrones:

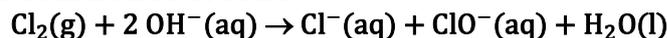
$$1,078 \text{ g Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{107,8 \text{ g Ag}} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Ag}} = 0,01000 \text{ mol e}^-$$

Como las cubas están conectadas en serie, el número de moles de electrones que atraviesa ambas es el mismo. Relacionando estos moles con los de Cu depositado:

$$0,01000 \text{ mol e}^- \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{2 \text{ mol e}^-} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 0,318 \text{ g Cu}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.90. Una disolución blanqueadora puede prepararse haciendo burbujear cloro gas a través de una disolución de hidróxido de sodio:

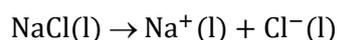


El cloro necesario puede obtenerse por electrólisis de cloruro de sodio fundido. ¿Qué volumen de disolución de hipoclorito 0,30 M podría prepararse a partir del cloro obtenido por electrólisis si se utiliza una corriente de 3,0 A durante 25 minutos?

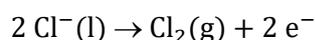
- a) 78 mL
- b) 63 mL
- c) 40 mL
- d) 31 mL
- e) 26 mL

(O.Q.N. Luarca 2005)

El cloruro de sodio fundido se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:



La semirreacción de oxidación que tiene lugar en el ánodo es:



Relacionando moles de electrones y de Cl_2 :

$$(3,0 \text{ A}) \cdot (25 \text{ min}) \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} \cdot \frac{1 \text{ C}}{1 \text{ A s}} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{96.485 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol e}^-} = 0,023 \text{ mol Cl}_2$$

Relacionando moles de Cl_2 y ClO^- :

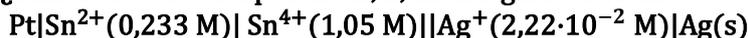
$$0,023 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol ClO}^-}{1 \text{ mol Cl}_2} = 0,023 \text{ mol ClO}^-$$

El volumen de disolución 0,30 M es:

$$0,023 \text{ mol ClO}^- \cdot \frac{1 \text{ L ClO}^- 0,30 \text{ M}}{0,30 \text{ mol ClO}^-} \cdot \frac{10^3 \text{ mL ClO}^- 0,30 \text{ M}}{1 \text{ L ClO}^- 0,30 \text{ M}} = 77 \text{ mL ClO}^- 0,30 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.91. ¿Cuál es el valor del potencial, E , de la siguiente celda?



- a) 0,763 V
- b) 0,529 V
- c) 0,412 V
- d) 0,680 V
- e) 0,578 V

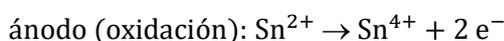
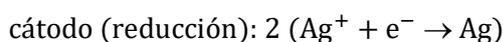
(Datos. $E^\circ(\text{Sn}^{4+}|\text{Sn}^{2+}) = +0,154 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+|\text{Ag}) = +0,799 \text{ V}$).

(O.Q.N. Luarca 2005)

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{reducida}]}{[\text{oxidada}]}$$

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



El potencial de la celda se calcula mediante la expresión:

$$E = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}}$$

El potencial de cada electrodo es:

$$E_{\text{cátodo}} = E_{\text{Ag}^+|\text{Ag}}^\circ - \frac{0,0592}{1} \cdot \log \frac{1}{[\text{Ag}^+]} = 0,799 - \frac{0,0592}{1} \cdot \log \left(\frac{1}{2,22 \cdot 10^{-2}} \right) = +0,701 \text{ V}$$

$$E_{\text{ánodo}} = E_{\text{Sn}^{4+}|\text{Sn}^{2+}}^\circ - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{[\text{Sn}^{2+}]}{[\text{Sn}^{4+}]} = 0,154 - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \left(\frac{0,233}{1,05} \right) = +0,173 \text{ V}$$

El potencial de la celda es:

$$E = (0,701 \text{ V}) - (0,173 \text{ V}) = +0,528 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.92. Una celda de concentración está formada por electrodos de plata sumergidos en disoluciones de AgNO_3 con concentraciones diferentes. ¿Cuál será el voltaje si los dos compartimentos tienen concentraciones de AgNO_3 1,0 M y 0,010 M?

- a) 0,03 V
- b) 0,06 V
- c) 0,12 V
- d) 0,24 V

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

El proceso espontáneo en una celda de concentración siempre tiene lugar en el sentido de dilución de la disolución más concentrada, mientras que la disolución diluida se hace más concentrada. Por tanto, el electrodo $\text{Ag}|\text{Ag}^+(0,010 \text{ M})$ actúa como ánodo y el $\text{Ag}^+(1,0 \text{ M})|\text{Ag}$ es el cátodo.

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{reducida}]}{[\text{oxidada}]}$$

La fuerza electromotriz, E , de la celda de concentración se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = E_{\text{Ag}^+(1,0 \text{ M})|\text{Ag}} - E_{\text{Ag}^+(0,010 \text{ M})|\text{Ag}}$$

El potencial de cada electrodo es:

$$E_{\text{cátodo}} = E_{\text{Ag}^+(\text{cátodo})|\text{Ag}}^{\circ} - \frac{0,0592}{1} \cdot \log \frac{1}{[\text{Ag}^+(\text{cátodo})]}$$

$$E_{\text{ánodo}} = E_{\text{Ag}^+(\text{ánodo})|\text{Ag}}^{\circ} - \frac{0,0592}{1} \cdot \log \frac{1}{[\text{Ag}^+(\text{ánodo})]}$$

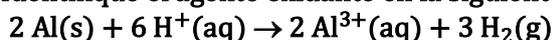
El potencial de la celda es:

$$E = \left(E_{\text{Ag}^+(\text{cátodo})|\text{Ag}}^{\circ} - 0,0592 \cdot \log \frac{1}{[\text{Ag}^+(\text{cátodo})]} \right) - \left(E_{\text{Ag}^+(\text{ánodo})|\text{Ag}}^{\circ} - 0,0592 \cdot \log \frac{1}{[\text{Ag}^+(\text{ánodo})]} \right) =$$

$$= 0,0592 \cdot \log \frac{[\text{Ag}^+(\text{cátodo})]}{[\text{Ag}^+(\text{ánodo})]} = 0,0592 \cdot \log \left(\frac{1,0}{0,010} \right) = +0,12 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la **c**.

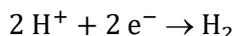
1.93. Identifique el agente oxidante en la siguiente reacción:



- a) Al
- b) H⁺
- c) Al³⁺
- d) H₂

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

El **agente oxidante** es la especie que se reduce, es decir que capta electrones. En esta reacción es el H⁺:



La respuesta correcta es la **b**.

1.94. El número de oxidación del cromo en el K₂Cr₂O₇ es:

- a) -7
- b) +6
- c) -6
- d) +7
- e) +4
- f) +5
- g) +12
- h) +3

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Murcia 2010) (O.Q.L. Murcia 2015)

Teniendo en cuenta que en la especie dada el número de oxidación del oxígeno es -2 y del potasio +1, el número de oxidación del cromo en la misma es:

$$2(+1) + 2(x) + 7(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +6$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.95. Indique cuál de las siguientes especies tiene mayor carácter oxidante:

- a) Cl⁻
- b) Na
- c) Zn
- d) Ag⁺

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

a) Falso. Cl⁻ es la forma reducida del Cl₂, un potente oxidante.

b-c) Falso. Los dos metales propuestos, Na y Zn, tienden a oxidarse a sus correspondientes cationes, por tanto, se comportan como reductores.

d) **Verdadero.** Ag⁺ es la forma oxidada del metal Ag, por lo que será, de las especies propuestas, la que tiene **mayor carácter oxidante**.

La respuesta correcta es la **d**.

1.96. Dada la reacción:



indique la respuesta correcta:

- a) El ion H^+ cede electrones.
- b) El agua oxigenada se oxida.
- c) El ion I^- se reduce a I_2 .
- d) El agua oxigenada actúa como oxidante.

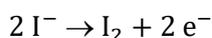
(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

a) Falso. El H^+ no cambia de número de oxidación. Se comporta como un ion espectador que solo aporta carga.

b) Falso. El H_2O_2 actúa como oxidante ya que capta electrones y se reduce a H_2O :



c) Falso. El I^- actúa como reductor ya que cede electrones y se oxida a I_2 :



d) **Verdadero.** El H_2O_2 actúa como **oxidante** ya que capta electrones y se reduce a H_2O :



La respuesta correcta es la **d**.

1.97. ¿Cuál es el número de oxidación del magnesio en el MgO ?

- a) -2
- b) -1
- c) 0
- d) +1
- e) +2

(O.Q.L. Extremadura 2005)

Teniendo en cuenta que en la especie dada el número de oxidación del oxígeno es -2, el número de oxidación del magnesio en la misma es:

$$x + (-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +2$$

La respuesta correcta es la **e**.

1.98. Solo una de las afirmaciones siguientes es correcta:

- a) Cuando el SO_2 pasa a SO_3 se dice que se ha reducido.
- b) La combustión de las gasolinas es una reducción.
- c) La ganancia de electrones es una oxidación.
- d) La adición de hidrógeno a una sustancia es una reducción.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

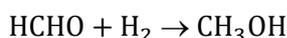
a) Falso. La transformación de SO_2 en SO_3 es una oxidación ya que en el proceso se ceden electrones:



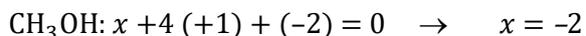
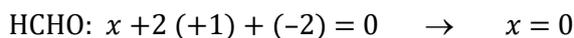
b) Falso. La combustión es una oxidación realizada con oxígeno en la que se desprende energía.

c) Falso. La ganancia de electrones es una reducción.

d) **Verdadero.** Si una sustancia adiciona hidrógeno sufre una **reducción** ya que el elemento disminuye su número de oxidación. Por ejemplo:



Teniendo en cuenta que en los compuestos dados el número de oxidación del oxígeno es -2 y del hidrógeno $+1$, el número de oxidación del carbono en ellos es:



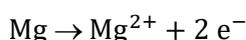
La respuesta correcta es la **d**.

1.99. Cuál de las afirmaciones siguientes es cierta:

- a) En la reacción $\text{Mg} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{MgO}$ el magnesio ha ganado dos electrones.
- b) Cuando una sustancia pierde electrones ha de haber otra que los gane.
- c) Un elemento químico se reduce cuando su número de oxidación pasa a otro más positivo.
- d) Un elemento químico se oxida al pasar su número de oxidación de menos a más negativo.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

a) Falso. La transformación de Mg en MgO es una oxidación ya que en el proceso se ceden electrones:



b) **Verdadero**. El oxidante cede electrones y se reduce, y reacciona con el reductor que los capta y se oxida.

c-d) Falso. La oxidación es el proceso en el que un elemento aumenta su número de oxidación, mientras que, la reducción es el proceso en el que un elemento disminuye su número de oxidación.

La respuesta correcta es la **b**.

1.100. De los siguientes conceptos sobre cubas electrolíticas uno es falso:

- a) El cátodo es el lugar donde se produce la reducción.
- b) En el ánodo tiene lugar una oxidación.
- c) El polo negativo es el ánodo.
- d) Los electrones se desplazan del ánodo al cátodo.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

a) Verdadero. El cátodo es el lugar físico en el que las especies captan electrones y se produce su reducción.

b) Verdadero. El ánodo es el lugar físico en el que las especies ceden electrones y se produce su oxidación.

c) **Falso**. En una cuba electrolítica el ánodo es el polo positivo.

d) Verdadero. En una cuba electrolítica los electrones se dirigen del ánodo (polo positivo) al cátodo (polo negativo) obligados por una batería, ya que el potencial de la cuba es negativo y la reacción es no espontánea.

La respuesta correcta es la **c**.

1.101. Una de las siguientes afirmaciones es cierta:

- a) Si un elemento químico gana electrones se dice que se ha oxidado.
- b) Cuando un elemento químico gana electrones se dice que se ha reducido.
- c) Cuando un elemento químico aumenta su número de oxidación se dice que se ha reducido.
- d) Cuando un ion cede electrones es un oxidante.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

a-c) Falso. La oxidación es el proceso en el que un elemento cede electrones y aumenta su número de oxidación.

b) **Verdadero**. La reducción es el proceso en el que un elemento capta electrones y disminuye su número de oxidación.

d) Falso. Cualquier especie que cede electrones aumenta su número de oxidación, por tanto, es un reductor.

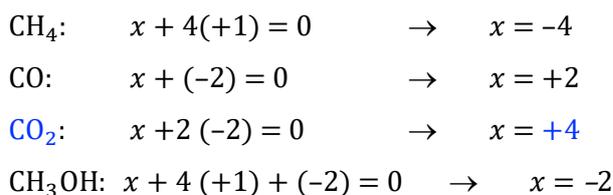
La respuesta correcta es la **b**.

1.102. De los compuestos químicos siguientes: CH₄; CH₃OH; CO₂ y CO, la forma más oxidada del carbono es:

- a) CH₄
- b) CO
- c) CO₂
- d) CH₃OH

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

Teniendo en cuenta que en los compuestos dados el número de oxidación del oxígeno es -2 y del hidrógeno +1, el número de oxidación del carbono en ellos es:



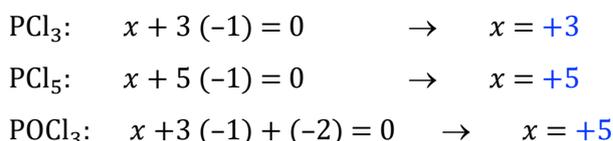
La respuesta correcta es la **c**.

1.103. El fósforo forma tres compuestos químicos bien conocidos con el cloro: PCl₃, PCl₅ y POCl₃. ¿Cuáles son los números de oxidación del fósforo en estos compuestos?

	PCl ₃	PCl ₅	POCl ₃
a)	-3	-5	-1
b)	+3	+5	-3
c)	+3	+5	+3
d)	+3	+5	+5

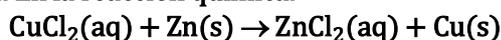
(O.Q.L. Castilla y León 2005)

Teniendo en cuenta que en los compuestos dados el número de oxidación del oxígeno es -2 y del cloro -1, el número de oxidación del fósforo en ellos es:



La respuesta correcta es la **d**.

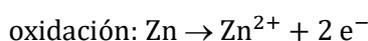
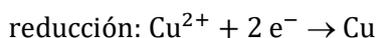
1.104. En la reacción química:



- a) Los iones Cu²⁺ actúan de reductores.
- b) Los iones cloruro actúan como oxidantes.
- c) El reductor es el Zn(s).
- d) El oxidante es el Zn(s).
- e) Los iones cloruro se reducen.

(O.Q.L. Castilla y León 2005) (O.Q.L. Galicia 2016)

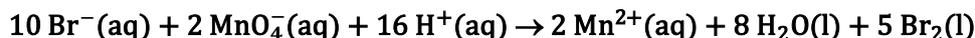
Las semirreacciones correspondientes al proceso son:



- a) Falso. Los iones Cu²⁺ captan electrones y se reducen, son el agente oxidante.
- b-e) Falso. Los iones Cl⁻ ni captan ni ceden electrones, son iones espectadores.
- c) **Verdadero**. El Zn(s) que cede electrones y se oxida a Zn²⁺(aq), es el agente reductor.

La respuesta correcta es la **c**.

1.105. Calcule el potencial de electrodo estándar, es decir, E° para la celda en la que se produce la siguiente reacción:

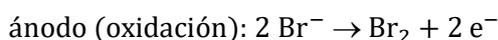
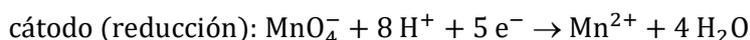


- a) -0,44 V
- b) +7,63 V
- c) -9,14 V
- d) +2,57 V
- e) +0,44 V

(Datos. $E^\circ(\text{Br}_2|\text{Br}^-) = +1,065 \text{ V}$; $E^\circ(\text{MnO}_4^-|\text{Mn}^{2+}) = +1,51 \text{ V}$).

(O.Q.N. Vigo 2006)

Las semirreacciones son:



El potencial de la celda se calcula mediante la expresión:

$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ$$

Para este caso:

$$E^\circ = E_{\text{MnO}_4^-|\text{Mn}^{2+}}^\circ - E_{\text{Br}_2|\text{Br}^-}^\circ = (1,51 \text{ V}) - (1,065 \text{ V}) = +0,445 \text{ V}$$

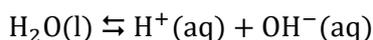
La respuesta correcta es la **e**.

1.106. Calcule la intensidad de corriente necesaria para producir 30,0 mL de gas oxígeno, medidos en condiciones normales, mediante electrólisis del agua en 10,0 minutos.

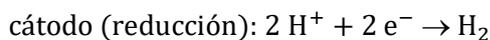
- a) 2,58 A
- b) 0,86 A
- c) 3,44 A
- d) 1,72 A
- e) 0,16 A

(O.Q.N. Vigo 2006)

El agua acidulada se encuentra ionizada como:



Las semirreacciones que se producen en los electrodos son:



Considerando comportamiento ideal, el número de moles de O_2 desprendidos en el ánodo es:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 30,0 \text{ mL}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ L O}_2}{10^3 \text{ mL O}_2} = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol O}_2$$

Relacionando moles de O_2 y de electrones:

$$1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol O}_2 \cdot \frac{4 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{96.485 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} = 517 \text{ C}$$

Relacionando la cantidad de corriente con el tiempo:

$$I = \frac{517 \text{ C}}{10,0 \text{ min}} \cdot \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} = 0,862 \text{ A}$$

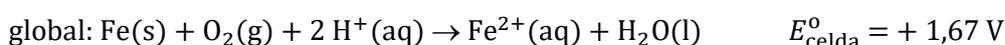
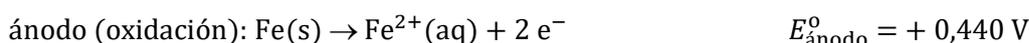
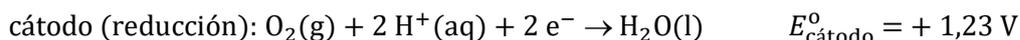
La respuesta correcta es la **b**.

1.107. La corrosión del hierro es un proceso electroquímico que, en medio ácido, implica los siguientes potenciales de reducción: $E^\circ(\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}) = -0,440 \text{ V}$ y $E^\circ(\text{O}_2|\text{H}_2\text{O}) = +1,23 \text{ V}$. El potencial de la celda estándar basada en la reacción de la corrosión si el pH = 5,00 y el resto de las especies implicadas se encuentran en condiciones estándar es:

- a) +1,67 V
- b) -0,19 V
- c) -1,37 V
- d) +0,19 V
- e) +1,37 V

(O.Q.N. Vigo 2006)

Las semirreacciones correspondientes al proceso de corrosión del hierro son:



Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

La expresión de Q es:

$$Q = \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{H}^+]^2}$$

Si la disolución tiene pH = 5,00 de acuerdo con el concepto de pH:

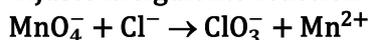
$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 1,00 \cdot 10^{-5} \text{ M.}$$

El valor del potencial de la celda es:

$$E = (1,67 \text{ V}) - \frac{(8,31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 298 \text{ K}}{2 \cdot (96.485 \text{ C mol}^{-1})} \cdot \ln \frac{1,00}{(1,00 \cdot 10^{-5})^2} = +1,37 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la e.

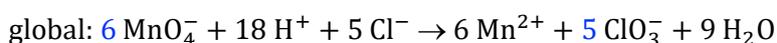
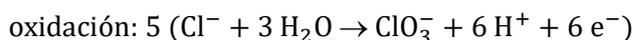
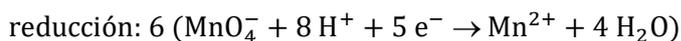
1.108. Ajuste la siguiente reacción redox en medio ácido e indique los coeficientes de MnO_4^- y ClO_3^- :



- a) 2 y 3
- b) 2 y 2
- c) 6 y 5
- d) 4 y 3
- e) 3 y 2

(O.Q.N. Vigo 2006)

Las semirreacciones son:



La respuesta correcta es la c.

1.109. Complete y ajuste la siguiente reacción redox:

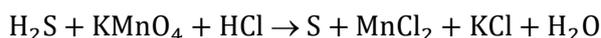


Los coeficientes del permanganato y del azufre son, respectivamente:

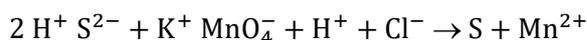
- a) 2 y 4
- b) 1 y 6
- c) 2 y 5
- d) 4 y 2
- e) 2 y 3

(O.Q.N. Vigo 2006)

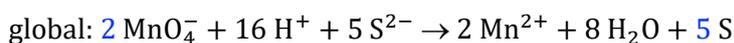
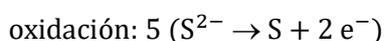
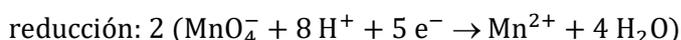
Teniendo en cuenta que KMnO_4 en medio ácido se reduce a Mn^{2+} , la reacción redox completa es:



La ecuación iónica es:



Las semirreacciones son:



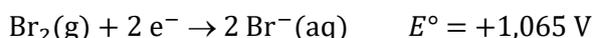
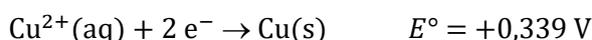
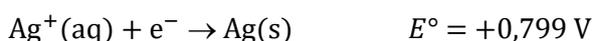
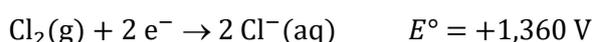
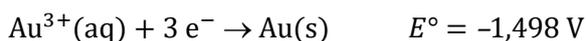
La respuesta correcta es la c.

1.110. Indique el agente oxidante más fuerte:

- a) Au^{3+} $E^\circ (\text{Au}^{3+}|\text{Au}) = -1,498 \text{ V}$
- b) Cl_2 $E^\circ (\text{Cl}_2|\text{Cl}^-) = +1,360 \text{ V}$
- c) Ag $E^\circ (\text{Ag}^+|\text{Ag}) = +0,799 \text{ V}$
- d) Cu^{2+} $E^\circ (\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}) = +0,339 \text{ V}$
- e) Br^- $E^\circ (\text{Br}_2|\text{Br}^-) = +1,065 \text{ V}$

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Madrid 2011)

Las semirreacciones correspondientes a los potenciales de reducción dados son:



De las especies propuestas, el agente **oxidante más fuerte** es el Cl_2 ya que tiene el **potencial de electrodo más elevado** ($E^\circ = +1,360 \text{ V}$).

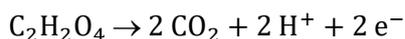
La respuesta correcta es la b.

1.111. ¿Cuántos moles de electrones debe perder cada mol de ácido oxálico, $\text{HOOC}-\text{COOH}$, cuando actúa como reductor en disolución acuosa?

- a) 2
- b) 4
- c) 6
- d) 8

(O.Q.L. Madrid 2006)

La semirreacción correspondiente a la oxidación del ácido oxálico a CO_2 es:



Como se observa, 1 mol de $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$ debe perder **2 mol de electrones**.

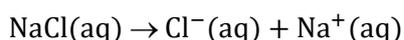
La respuesta correcta es la **a**.

1.112. Se puede obtener NaOH por electrólisis de:

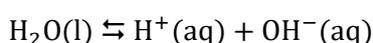
- a) NaCl sólido fundido.
- b) Na_2CO_3 sólido fundido.
- c) Una disolución acuosa de Na_2CO_3 .
- d) Una disolución acuosa de NaCl.

(O.Q.L. Madrid 2006)

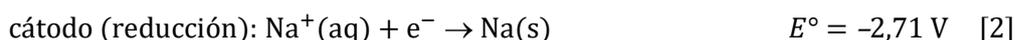
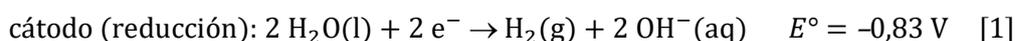
El NaCl en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:



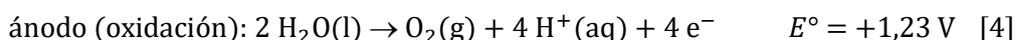
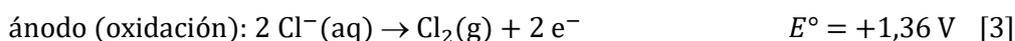
También se tiene la ionización del agua:



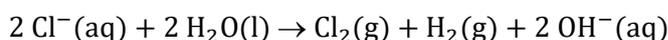
Consultando en la bibliografía los potenciales normales de electrodo, las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



de ambas, se puede descartar la semirreacción [2] ya que H^+ es más fácil de reducir por tener un potencial de electrodo mayor.



El potencial de la reacción entre [1] y [3] es:



$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = (-0,83 \text{ V}) - (1,36 \text{ V}) = -2,19 \text{ V}$$

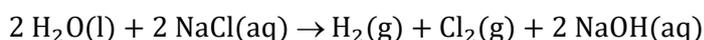
El potencial de la reacción entre [1] y [4] es:



$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = (-0,83 \text{ V}) - (1,23 \text{ V}) = -2,06 \text{ V}$$

Como ambos valores son similares es de esperar que en el ánodo se obtenga una mezcla de Cl_2 y O_2 . En la práctica, predomina Cl_2 debido a la alta sobretensión del O_2 comparada con la del Cl_2 .

Por tanto, se puede considerar que la reacción global es:



El $\text{NaOH}(\text{aq})$ se forma con los iones $\text{Na}^+(\text{aq})$ y $\text{OH}^-(\text{aq})$ presentes en la disolución resultante.

La respuesta correcta es la **d**.

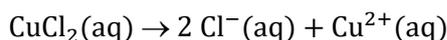
1.113. Los principales productos en la electrólisis de una disolución acuosa de CuCl_2 con electrodos de platino son:

- a) $\text{H}_2(\text{g})$ en el cátodo y $\text{O}_2(\text{g})$ en el ánodo.
- b) $\text{HCl}(\text{g})$ en el ánodo.
- c) $\text{Cu}(\text{s})$ en el cátodo y $\text{Cl}_2(\text{g})$ en el ánodo.
- d) $\text{Cu}(\text{s})$ en el cátodo y $\text{O}_2(\text{g})$ en el ánodo.

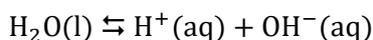
(Datos. $E^\circ(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}) = +0,339 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cl}_2|\text{Cl}^-) = +1,360 \text{ V}$; $E^\circ(\text{O}_2|\text{H}_2\text{O}) = +1,230 \text{ V}$).

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.L. País Vasco 2010)

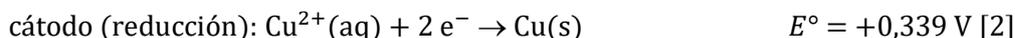
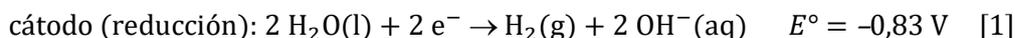
El cloruro de cobre(II) en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:



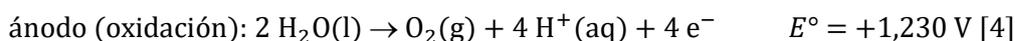
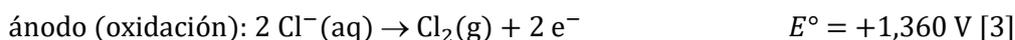
También se tiene la ionización del agua:



Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



de ambas, se puede descartar la semirreacción [1] ya que Cu^{2+} es más fácil de reducir por tener un potencial de electrodo mayor, por tanto, **en el cátodo se deposita Cu(s)**.

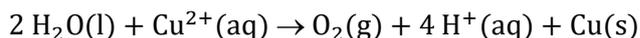


El potencial de la reacción entre [2] y [3] es:



$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = 0,339 \text{ V} - 1,360 \text{ V} = -1,021 \text{ V}$$

El potencial de la reacción entre [2] y [4] es:



$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = (0,339 \text{ V}) - (1,230 \text{ V}) = -0,891 \text{ V}$$

Como el segundo potencial es menor, **en el cátodo se libera $\text{O}_2(\text{g})$** .

La respuesta correcta es la **d**.

1.114. Cuando se hace reaccionar Cu con HNO_3 , los productos de reacción son:

- a) $\text{CuNO}_3 + \text{H}_2$
- b) $\text{CuNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{CuNO}_3 + \text{NO}$

(O.Q.L. Madrid 2006)

▪ El HNO_3 actúa como oxidante y la semirreacción de reducción es:



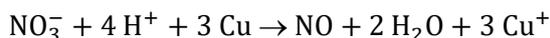
▪ El Cu actúa como reductor y la semirreacción de oxidación es:



Igualando los electrones intercambiados:



La ecuación iónica global es:



Añadiendo los iones que faltan (3NO_3^-) se obtiene la ecuación molecular ajustada:



La respuesta correcta es la **b**.

1.115. Calcule el potencial necesario para que se produzca la electrólisis:

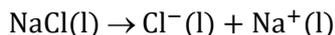


a 600 °C, sabiendo que $\Delta_r H^\circ$ y $\Delta_r S^\circ$ para esta reacción son 820 kJ mol^{-1} y $0,180 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$, respectivamente. Suponga que $\Delta_r H^\circ$ y $\Delta_r S^\circ$ no varían con la temperatura.

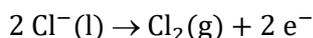
- a) +6,87 V
- b) +3,43 V
- c) +1,72 V
- d) +13,7 V

(O.Q.L. Madrid 2006)

El NaCl fundido se encuentra en forma iónica de acuerdo con la ecuación:



El ánodo es el electrodo en el que tiene lugar la reacción de oxidación y teniendo en cuenta que la única especie que puede oxidarse es $\text{Cl}^-\text{(l)}$, la ecuación química correspondiente a dicho proceso es:



El cátodo es el electrodo en el que tiene lugar la reacción de reducción y teniendo en cuenta que la única especie que puede reducirse es $\text{Na}^+\text{(l)}$, la ecuación química correspondiente a dicho proceso es:



La relación existente entre la energía de Gibbs y la fuerza electromotriz de la celda viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta_r G^\circ = -nFE^\circ$$

El valor de $\Delta_r G^\circ$ se calcula mediante la expresión:

$$\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T\Delta_r S^\circ$$

Sustituyendo los valores dados se obtiene:

$$\Delta_r G^\circ = (820 \text{ kJ mol}^{-1}) - [(600 + 273,15) \text{ K} \cdot (0,180 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1})] = 663 \text{ kJ mol}^{-1}$$

El potencial necesario para que tenga lugar la electrólisis es:

$$E^\circ = -\frac{663 \text{ kJ mol}^{-1}}{2 \cdot (96.485 \text{ C mol}^{-1})} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = -3,43 \text{ V}$$

El signo negativo indica que el proceso es no espontáneo y que se verifica con aporte de energía.

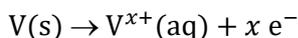
Ninguna respuesta es correcta.

1.116. Se realiza la electrólisis de una disolución con electrodos de vanadio. El ánodo de vanadio disminuye su masa en 173 mg cuando pasa una cantidad de carga de 975 C. ¿Cuál es el número de oxidación del vanadio en la disolución?

- a) +1
- b) +2
- c) +3
- d) +4

(O.Q.L. Madrid 2006)

El ánodo es el electrodo en el que tiene lugar la reacción de oxidación y teniendo en cuenta que la única especie que puede oxidarse es el V(s), la ecuación química correspondiente a dicho proceso es:



Los moles de vanadio oxidado son:

$$173 \text{ mg V} \cdot \frac{1 \text{ g V}}{10^3 \text{ mg V}} \cdot \frac{1 \text{ mol V}}{50,9 \text{ g V}} = 3,40 \cdot 10^{-3} \text{ mol V}$$

Los moles de electrones necesarios para la oxidación son:

$$975 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{96.485 \text{ C}} = 1,01 \cdot 10^{-2} \text{ mol e}^-$$

Relacionando moles de vanadio oxidado con moles de electrones necesarios se obtiene el número de oxidación que alcanza el metal en la electrólisis:

$$x = \frac{1,01 \cdot 10^{-2} \text{ mol e}^-}{3,40 \cdot 10^{-3} \text{ mol V}} \approx +3$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.117. El número de oxidación del uranio en el nitrato de uranilo, $\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2$, es:

- a) +2
- b) +7
- c) +4
- d) +5
- e) +6

(O.Q.L. La Rioja 2006) (O.Q.L. Valencia 2010)

Teniendo en cuenta que en la especie dada el número de oxidación del oxígeno es -2 y del nitrógeno $+5$, el número de oxidación del uranio en la misma es:

$$x + 8(-2) + 2(+5) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +6$$

La respuesta correcta es la **e**.

(En la Rioja 2006 se hace la pregunta para el ion uranilo).

1.118. El número de oxidación del nitrógeno en el tetróxido de dinitrógeno es:

- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 5

(O.Q.L. Murcia 2006)

Teniendo en cuenta que en el N_2O_4 el número de oxidación del oxígeno es -2 , el número de oxidación del nitrógeno en la misma es:

$$2(x) + 4(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +4$$

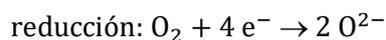
La respuesta correcta es la **c**.

1.119. En la reacción $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$, el oxígeno es:

- a) Un agente reductor.
- b) Un agente oxidante.
- c) Un ácido de Brönsted.
- d) Una molécula anfótera.

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

Las semirreacciones correspondientes al proceso son:



El O_2 capta electrones y se reduce, es el agente **oxidante**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.120. El número de oxidación del O en el peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , es:

- a) -2
- b) -1
- c) +1
- d) +2

(O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

Teniendo en cuenta que en la especie dada el número de oxidación del hidrógeno es +1, el número de oxidación del oxígeno en la misma es:

$$2(+1) + 2(x) = 0 \quad \rightarrow \quad x = -1$$

La respuesta correcta es la **b**.

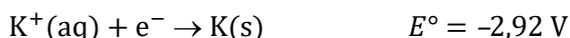
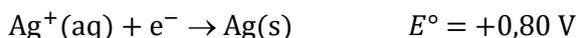
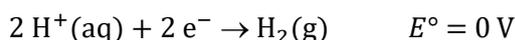
1.121. Indique el agente oxidante más fuerte de esta serie: Ag, Al^{3+} , K, F^- , H^+ .

- a) Al^{3+}
- b) H^+
- c) Ag
- d) K
- e) F^-

(Datos. E° (V): $\text{Ag}^+|\text{Ag} = +0,80$; $\text{Al}^{3+}|\text{Al} = -1,676$; $\text{K}^+|\text{K} = -2,92$; $\text{F}_2|\text{F}^- = 2,86$; $\text{H}^+|\text{H}_2 = 0$)

(O.Q.N. Córdoba 2007)

Las semirreacciones correspondientes a los potenciales de reducción dados son:



De las especies propuestas, H^+ ($E^\circ = 0 \text{ V}$) y Al^{3+} ($E^\circ = -1,676 \text{ V}$), **la más oxidante es H^+** , ya que es la que **tiene el potencial de electrodo más elevado de ambas**, el resto; Ag, K y F^- , son especies reductoras.

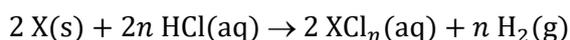
La respuesta correcta es la **b**.

1.122. Se disuelve una muestra de metal (masa atómica = 157,2) en ácido clorhídrico y se somete a electrólisis la solución. Se encuentra que cuando han pasado por la celda 3.215 C, se depositan 1,74 g de metal en el cátodo. En base a esto la carga del ion metálico es:

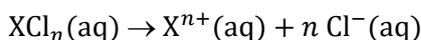
- a) +5
- b) +2
- c) +3
- d) +4
- e) -4

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Galicia 2014) (O.Q.L. País Vasco 2014)

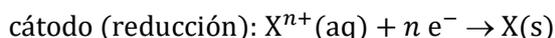
La ecuación química correspondiente a la disolución del metal X en HCl es:



Como la sal formada se encuentra ionizada por estar en disolución acuosa:



La semirreacción correspondiente a la reducción del metal es:



Relacionando las cantidades de corriente y del metal X:

$$3.215 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{96.485 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol X}}{n \text{ mol e}^-} \cdot \frac{157,2 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 1,74 \text{ g X} \quad \rightarrow \quad n = +3$$

La respuesta correcta es la **c**.

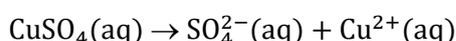
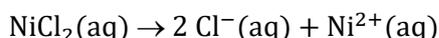
(En País Vasco 2014 se proponen otros resultados).

1.123. Si se hace pasar a través de una disolución de NiCl₂ la misma cantidad de electricidad que provoca el depósito de 10,0 g de Cu de una disolución de sulfato de cobre(II), la masa de níquel depositada será:

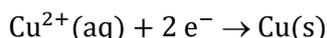
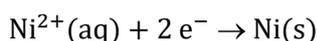
- a) 11,24 g
- b) 4,62 g
- c) 3,08 g
- d) 9,24 g
- e) 1,32 g

(O.Q.N. Córdoba 2007)

El cloruro de níquel(II) y el sulfato de cobre(II) en disolución acuosa se encuentran ionizados de acuerdo con las ecuaciones:



Las ecuaciones químicas correspondientes a las reducciones en los respectivos cátodos son:



Relacionando moles de cobre y de electrones:

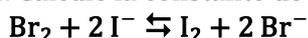
$$10,0 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g Cu}} \cdot \frac{2 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Cu}} = 0,315 \text{ mol e}^-$$

Como las cubas están conectadas en serie, el número de moles de electrones que atraviesa ambas es el mismo. Relacionando moles de electrones con Ni depositado se obtiene:

$$0,315 \text{ mol e}^- \cdot \frac{1 \text{ mol Ni}}{2 \text{ mol e}^-} \cdot \frac{58,7 \text{ g Ni}}{1 \text{ mol Ni}} = 9,25 \text{ g Ni}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.124. Calcule la constante de equilibrio de la reacción:

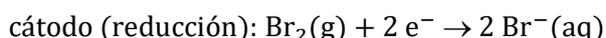


- a) $K = 7,8 \cdot 10^7$
- b) $K = 7,8 \cdot 10^{27}$
- c) $K = 7,8 \cdot 10^{17}$
- d) $K = 1$
- e) $K = 7,8 \cdot 10^{-27}$

(Datos. $E^\circ(\text{Br}_2|\text{Br}^-) = +1,065 \text{ V}$; $E^\circ(\text{I}_2|\text{I}^-) = +0,536 \text{ V}$).

(O.Q.N. Córdoba 2007)

Las semirreacciones correspondientes al proceso son:



El potencial de la celda se calcula mediante la expresión:

$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ$$

Para este caso:

$$E^{\circ} = E_{\text{Br}_2|\text{Br}^-}^{\circ} - E_{\text{I}_2|\text{I}^-}^{\circ} = 1,065 \text{ V} - 0,536 \text{ V} = +0,529 \text{ V}$$

Aplicando la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

En el equilibrio se cumple que $E = 0$ y $Q = K$, con lo que la expresión anterior queda como:

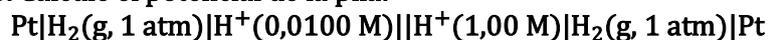
$$E^{\circ} = \frac{0,0592}{n} \log K$$

El valor de la constante de equilibrio es:

$$\log K = \frac{2 \cdot 0,529}{0,0592} = 17,9 \quad \rightarrow \quad K = 7,94 \cdot 10^{17}$$

La respuesta correcta es la c.

1.125. Calcule el potencial de la pila:



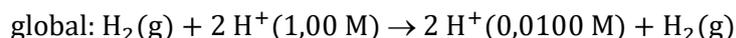
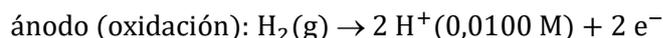
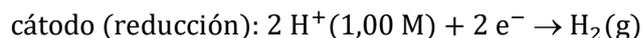
- a) +0,8 V
- b) +0,018 V
- c) +1,18 V
- d) +0,118 V
- e) 0 V

(O.Q.N. Córdoba 2007)

La celda propuesta está formada por dos electrodos idénticos pero con diferente concentración iónica y se denomina celda de concentración.

El proceso espontáneo en una celda de concentración siempre tiene lugar en el sentido de dilución de la disolución más concentrada, mientras que la disolución diluida se hace más concentrada. Por tanto, el electrodo $\text{H}_2|\text{H}^+(0,0100 \text{ M})$ actúa como ánodo y el $\text{H}^+(1,00 \text{ M})|\text{H}_2$ es el cátodo.

En la notación abreviada de la pila el electrodo que se escribe a la derecha actúa como cátodo y el situado a la izquierda es el ánodo. Por tanto, las semirreacciones de esta celda de concentración son:



Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

La expresión de Q es:

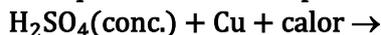
$$Q = \frac{[\text{H}^+_{(\text{ánodo})}]^2}{[\text{H}^+_{(\text{cátodo})}]^2}$$

Teniendo en cuenta que $E^{\circ} = 0$, el valor del potencial de la pila es:

$$E = -\frac{0,0592}{2} \cdot \log\left(\frac{0,0100^2}{1,00^2}\right) = +0,118 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la d.

1.126. Indique cuáles son los productos de la reacción:



- a) $\text{SO}_3 + \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
 b) $\text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 c) $\text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{Cu}(\text{OH})_2$
 d) $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2$

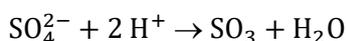
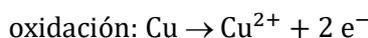
(Dato. $E^\circ(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$).

(O.Q.L. Madrid 2007)

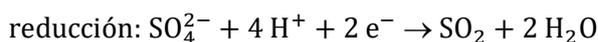
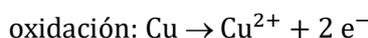
El azufre del H_2SO_4 tiene su máximo número de oxidación (+6) por lo que actúa como oxidante y solo puede reducirse hasta tener un número de oxidación menor.

Entre cobre e hidrógeno, es el primero el que posee un potencial de electrodo mayor por lo que actúa como reductor y se oxida más fácilmente.

a) Falso. Cu se oxida a Cu^{2+} , mientras que S no cambia de número de oxidación:



b) **Verdadero**. Cu se oxida a Cu^{2+} , mientras que S se reduce a SO_2 :



Añadiendo los iones que faltan la reacción global es:



c) Falso. Cu se oxida a Cu^{2+} , mientras que S se reduce a SO_2 , pero no puede formarse $\text{Cu}(\text{OH})_2$ por tratarse de un medio ácido.

d) Falso. Cu se oxida a Cu^{2+} , pero no puede formarse H_2 ya que el Cu tiene mayor carácter reductor.

La respuesta correcta es la **b**.

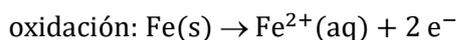
1.127. ¿Qué sucede cuando se añade hierro metálico a una disolución acuosa que contiene nitrato de plata y nitrato de bario?

- a) No se produce ninguna reacción.
 b) El Fe se oxida y se reducen los iones Ag^+ y Ba^{2+} .
 c) El Fe se oxida y se reducen los iones Ag^+ .
 d) El Fe se oxida y se reducen los iones Ba^{2+} .

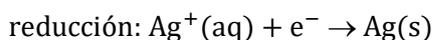
(O.Q.L. Madrid 2007)

Sin los datos de potenciales de reducción y teniendo en cuenta la posición de los elementos bario y plata en la tabla periódica se puede suponer que el bario, que se encuentra situado en el mismo grupo a la izquierda (grupo 2), debe tener mayor carácter reductor que la plata (grupo 11), mientras que el hierro, el elemento que se oxida se encuentra situado entre ambos (grupo 8).

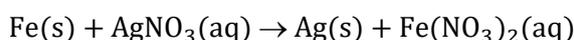
Por este motivo, el **Fe** es el elemento que **se oxida**:



Como el carácter reductor de Ag^+ es menor, esta es la especie que **se reduce**:



La reacción global que tiene lugar es:



Los iones Ba^{2+} y NO_3^- se comportan como iones espectadores ya que son más difíciles de reducir que el ion Ag^+ .

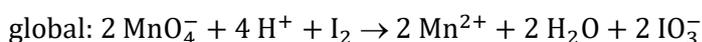
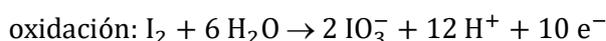
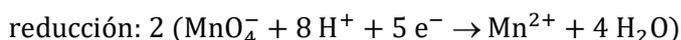
La respuesta correcta es la **c**.

1.128. Los iones permanganato, MnO_4^- , pueden oxidar al yodo hasta yodato, IO_3^- , en medio ácido (sulfúrico). ¿Cuántos moles de permanganato son necesarios para oxidar un mol de yodo?

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4

(O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. País Vasco 2011)

Las semirreacciones son:



De acuerdo con la estequiometría de la reacción, se precisan **2 mol de MnO_4^- por cada mol de I_2** .

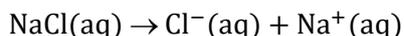
La respuesta correcta es la **b**.

1.129. En la electrólisis de una disolución acuosa de NaCl con electrodos de platino:

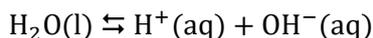
- a) Se desprende hidrógeno en el ánodo y cloro en el cátodo.
- b) Se desprende oxígeno en el ánodo y cloro en el cátodo.
- c) Se obtiene hidrógeno en el cátodo, cloro en el ánodo y NaOH en la cuba electrolítica.
- d) Se obtiene hidrógeno en el cátodo, cloro y oxígeno en el ánodo.
- e) Se obtiene hidrógeno en el cátodo, cloro en el ánodo y NaOH en la cuba electrolítica.

(O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Galicia 2015) (O.Q.L. Galicia 2017) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

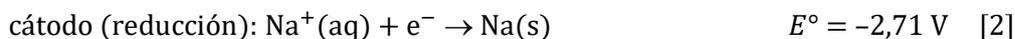
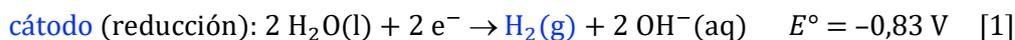
El NaCl en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:



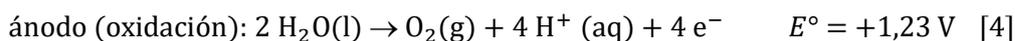
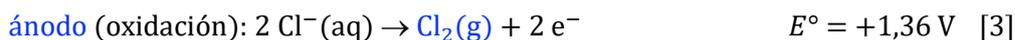
También se tiene la ionización del agua:



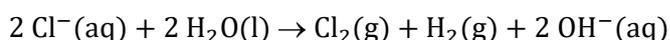
Consultando en la bibliografía los potenciales normales de electrodo, las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



de ambas, se puede descartar la semirreacción [2] ya que el H^+ es más fácil de reducir por tener un potencial de electrodo mayor.

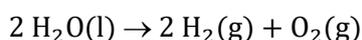


El potencial de la reacción entre [1] y [3] es:



$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = (-0,83 \text{ V}) - (1,36 \text{ V}) = -2,19 \text{ V}$$

El potencial de la reacción entre [1] y [4] es:



$$E^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ} = (-0,83 \text{ V}) - (1,23 \text{ V}) = -2,06 \text{ V}$$

Como ambos valores son similares es de esperar que en el ánodo se obtenga una mezcla de Cl_2 y O_2 . En la práctica, predomina Cl_2 debido a la alta sobretensión del O_2 comparada con la del Cl_2 .

Por tanto, se puede considerar que la reacción global es:



El NaOH(aq) se forma con los iones $\text{Na}^+\text{(aq)}$ y $\text{OH}^-\text{(aq)}$ presentes en la disolución final por lo que esta tiene $\text{pH} > 7$.

La respuesta correcta es la **c**.

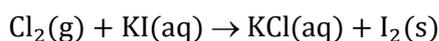
(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2003, en 2007 se especifican los electrodos, en 2015 se dan las fórmulas de las sustancias y aparece Na como producto).

1.130. El agua del grifo contiene una pequeña cantidad de cloro. Por eso, cuando se le añade un poco de yoduro de potasio:

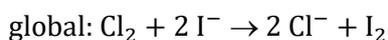
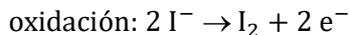
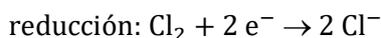
- a) Se pone un poco amarilla.
- b) Huele a ajos tiernos.
- c) Desprende un gas irritante.
- d) Huele como la hierba recién cortada.

(O.Q.L. Murcia 2007)

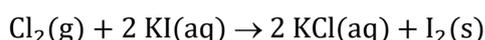
El Cl_2 disuelto en el agua reacciona con el KI de acuerdo con la siguiente reacción redox:



Las semirreacciones correspondientes son:



Añadiendo los iones que faltan (2K^+):



El color amarillo se debe la formación del $\text{I}_2\text{(s)}$.

La respuesta correcta es la **a**.

1.131. El número de oxidación del azufre en la molécula de octoazufre, S_8 , es igual a:

- a) 1/8
- b) 2
- c) 1
- d) 0

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

Todo elemento en su forma atómica o molecular tiene de **número de oxidación 0**.

La respuesta correcta es la **d**.

1.132. Una de las especies que se proponen puede actuar de reductora:

- a) Flúor molecular.
- b) Átomos de sodio metálico.
- c) Aniones clorato.
- d) Iones oxidanio.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

Para que una especie actúe como reductora debe tener un número de oxidación bajo de forma que solo pueda ceder electrones y oxidarse. De las especies propuestas:

- a) Falso. El F_2 tiene número de oxidación 0, y su mínimo número es -1 , por tanto, solo puede comportarse como oxidante.
- b) **Verdadero**. El Na tiene número de oxidación 0, que es el valor mínimo que puede tener y solo puede pasar a $+1$, por tanto, solo puede comportarse como **reductor**.
- c) Falso. En el ClO_3^- , el cloro tiene número de oxidación $+5$, y su valor mínimo es -1 , por tanto, se comporta como oxidante. Solo frente a oxidantes muy enérgicos es posible que pase a $+7$ y se comporte como reductor.
- d) Falso. En el H_3O^+ , el hidrógeno tiene número de oxidación $+1$, el máximo posible, por tanto, solo puede comportarse como oxidante.

La respuesta correcta es la **b**.

1.133. Dados los siguientes potenciales de reducción estándar:

$$E^\circ (Fe^{2+}|Fe) = -0,440 \text{ V}, E^\circ (Fe^{3+}|Fe^{2+}) = +0,771 \text{ V}$$

El potencial de electrodo estándar para la reacción: $Fe^{3+} + 3 e^- \rightarrow Fe$ es:

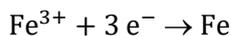
- a) $-0,0363 \text{ V}$
 b) $0,0363 \text{ V}$
 c) $-0,331 \text{ V}$
 d) $0,331 \text{ V}$
 e) $-0,110 \text{ V}$

(O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.N. Alcalá 2016)

Dados los potenciales de reducción correspondientes a las semirreacciones:



El potencial correspondiente a la semirreacción:



se puede calcular de acuerdo con la ecuación:

$$\Delta G_{Fe^{3+}|Fe}^\circ = \Delta G_{Fe^{2+}|Fe}^\circ + \Delta G_{Fe^{3+}|Fe^{2+}}^\circ$$

La expresión que relaciona la variación de energía de Gibbs, ΔG° , con el potencial de la celda, E° , es:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

Sustituyendo en la ecuación anterior:

$$(-3 F \cdot E_{Fe^{3+}|Fe}^\circ) = (-2 F \cdot E_{Fe^{2+}|Fe}^\circ) + (-F \cdot E_{Fe^{3+}|Fe^{2+}}^\circ)$$

Simplificando y sustituyendo los valores de potenciales de electrodo:

$$3 E_{Fe^{3+}|Fe}^\circ = 2 (-0,440 \text{ V}) + (0,771 \text{ V}) \quad \rightarrow \quad E_{Fe^{3+}|Fe}^\circ = -0,0363 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.134. El índice o número de oxidación del carbono en el ion $C_2O_4^{2-}$ es:

- a) $+2$
 b) -2
 c) $+3$
 d) $+4$

(O.Q.L. La Rioja 2007)

Sabiendo que el número de oxidación del oxígeno es, habitualmente, -2, y que en un ion la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran coincide con la carga del mismo, por tanto, para calcular el número de oxidación del carbono puede plantearse la siguiente ecuación :

$$2(x) + 4(-2) = -2 \quad \rightarrow \quad x = +3$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.135. La descarga de un catión en el cátodo, durante un proceso electrolítico:

- a) Es una reducción.
- b) Es una oxidación.
- c) Es una ionización.
- d) No es un proceso de oxidación-reducción.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

En cualquier tipo de celda, tanto electroquímica como electrolítica, el cátodo es el electrodo en el que tiene lugar la reacción de **reducción**.

La respuesta correcta es la **a**.

1.136. ¿Cuáles de las siguientes reacciones están correctamente ajustadas?

- 1) $\text{MnO}_4^- + \text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{SnO}_2 + \text{MnO}_2$
- 2) $\text{Cu} + \text{HNO}_3 + 8 \text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{NH}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{ClO}_3^- + 2 \text{Cr}^{3+} + 10 \text{OH}^- \rightarrow \text{Cl}^- + 2 \text{CrO}_4^{2-} + 5 \text{H}_2\text{O}$
- 4) $2 \text{CrO}_2^- + 3 \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{CrO}_4^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O}$

- a) 3 y 4
- b) 1 y 2
- c) Todas
- d) Ninguna

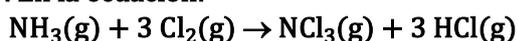
(O.Q.L. Asturias 2007)

1-2) No ajustadas. Cumplen el balance de materia pero no el balance de carga.

3) **Ajustadas**. Cumplen los balances de materia y de carga.

La respuesta correcta es la **a**.

1.137. En la ecuación:

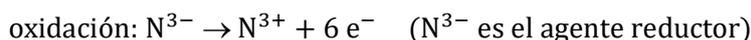


La masa equivalente del agente oxidante será:

- a) Masa molecular/2
- b) Masa molecular/6
- c) Masa molecular
- d) Masa molecular/3

(O.Q.L. Asturias 2007)

Las semirreacciones que tiene lugar son:



La masa equivalente del agente oxidante es su **masa molecular dividida por 2**, el número de electrones intercambiados.

La respuesta correcta es la **a**.

1.138. De las siguientes parejas de sustancias propuestas, indique la que está constituida por una especie que solo puede actuar como oxidante y otra que solo puede actuar como reductor:

- a) MnO , S^{2-}
- b) H_2O_2 , S
- c) HNO_3 , SO_3^{2-}
- d) HNO_3 , S^{2-}
- e) ClO_3^- , S

(O.Q.N. Castellón 2008)

Para que una sustancia pueda actuar solo como oxidante debe encontrarse en su máximo estado de oxidación de forma que únicamente pueda reducirse.

De forma análoga, para que una sustancia pueda actuar solo como reductor debe encontrarse en su mínimo estado de oxidación de forma que únicamente pueda oxidarse.

Teniendo en cuenta que en las especies propuestas el número de oxidación del oxígeno es -2 , salvo en los peróxidos que es -1 , y del hidrógeno $+1$, el número de oxidación de los otros elementos en estas especies son:

- MnO $x + (-2) = 0$ \rightarrow $x = +2$
- H_2O_2 $2(x) + 2(-1) = 0$ \rightarrow $x = +1$
- HNO_3 $+1 + x + 3(-2) = 0$ \rightarrow $x = +5$
- SO_3^{2-} $x + 3(-2) = -2$ \rightarrow $x = +4$
- ClO_3^- $x + 3(-2) = -1$ \rightarrow $x = +5$

a) Falso. $\left[\begin{array}{l} \text{MnO (estado de oxidación Mn: } +2) \rightarrow \text{ no es máximo} \\ \text{S}^{2-} \text{ (estado de oxidación S: } -2) \rightarrow \text{ sí es mínimo} \end{array} \right.$

b) Falso. $\left[\begin{array}{l} \text{H}_2\text{O}_2 \text{ (estado de oxidación O: } -1) \rightarrow \text{ no es máximo} \\ \text{S (estado de oxidación S: } 0) \rightarrow \text{ no es mínimo} \end{array} \right.$

c) Falso. $\left[\begin{array}{l} \text{HNO}_3 \text{ (estado de oxidación N: } +5) \rightarrow \text{ sí es máximo} \\ \text{SO}_3^{2-} \text{ (estado de oxidación S: } +4) \rightarrow \text{ no es mínimo} \end{array} \right.$

d) Verdadero. $\left[\begin{array}{l} \text{HNO}_3 \text{ (estado de oxidación N: } +5) \rightarrow \text{ sí es máximo} \\ \text{S}^{2-} \text{ (estado de oxidación S: } -2) \rightarrow \text{ sí es mínimo} \end{array} \right.$

e) Falso. $\left[\begin{array}{l} \text{ClO}_3^- \text{ (estado de oxidación Cl: } +5) \rightarrow \text{ no es máximo} \\ \text{S (estado de oxidación S: } 0) \rightarrow \text{ no es mínimo} \end{array} \right.$

La respuesta correcta es la **d**.

1.139. Un procedimiento para obtener nitrógeno en el laboratorio es:

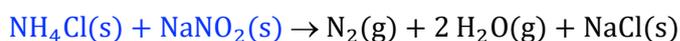
- a) Pasar una corriente de aire a través de ácido sulfúrico concentrado y caliente.
- b) Pasar una corriente de aire a través de una disolución de KMnO_4 .
- c) Calentar una mezcla de NH_4Cl y NaNO_2 sólidos.
- d) Adicionar una disolución de NaOH sobre una disolución de NH_4Cl .
- e) Pasar una corriente de H_2 y aire a través de una disolución de Na_2SO_3 .

(O.Q.N. Castellón 2008)

a) Falso. El ácido sulfúrico es un agente deshidratante y lo único que haría sería eliminar el vapor de agua del aire.

b) Falso. El KMnO_4 es un agente oxidante que no sería capaz de oxidar a ninguno de los componentes del aire.

c) Verdadero. La ecuación química correspondiente a la reacción entre el NH_4Cl y NaNO_2 en caliente es:



Se trata de una reacción redox entre un reductor, NH_4^+ , y un oxidante, NO_2^- , en la que ambos se transforman en N_2 .

d) Falso. La ecuación química correspondiente a la reacción entre el NH_4Cl y NaOH es:



Se trata de una reacción de neutralización entre un ácido débil, NH_4^+ , y una base fuerte, NaOH .

e) Falso. El H_2 es un reductor lo mismo que el Na_2SO_3 y no reaccionan para producir N_2 .

La respuesta correcta es la c.

1.140. Un procedimiento para obtener flúor en el laboratorio es:

- a) Reducir con litio una disolución acuosa de fluoruro de calcio.
- b) Oxidar con permanganato de potasio una disolución acuosa de fluoruro de calcio.
- c) **Electrólisis de disoluciones acuosas de fluoruros solubles.**
- d) **Electrólisis de fluoruros sólidos fundidos.**
- e) Ninguno de los procedimientos anteriores.

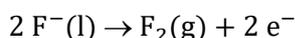
(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Galicia 2017)

a) Falso. El flúor es el elemento más oxidante de la tabla periódica por lo que si una disolución acuosa de fluoruro de calcio es tratada con litio, el reductor más fuerte que existe, será imposible que los iones fluoruro sean oxidados a flúor y serán los iones H^+ del agua, más fácilmente reducibles, los que sean reducidos a H_2 .

b) Falso. Como el flúor es el elemento más oxidante de la tabla periódica, es imposible que los iones permanganato, oxidante más débil, sean capaces de oxidar los iones fluoruro a flúor.

c) Falso. La electrólisis de una disolución acuosa de fluoruro de calcio no produce el desprendimiento de flúor en el ánodo de la celda electrolítica ya que los iones OH^- del agua son más fáciles de oxidar a O_2 .

d) **Verdadero.** En la **electrólisis del fluoruro de calcio fundido** se produce el desprendimiento de flúor en el ánodo de la celda electrolítica de acuerdo con la ecuación:



e) Falso. La propuesta es absurda.

La respuesta correcta es la d.

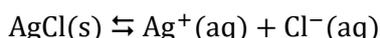
1.141. Se introduce un electrodo de plata en una disolución saturada de cloruro de plata. Calcule el potencial del par $\text{Ag}^+|\text{Ag}$ teniendo en cuenta:

$$E^\circ(\text{Ag}^+|\text{Ag}) = +0,80 \text{ V} \quad K_s(\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10}$$

- a) +0,81 V
- b) +1,09 V
- c) +0,51 V
- d) +0,73 V
- e) +0,62 V

(O.Q.N. Castellón 2008)

El equilibrio de solubilidad de AgCl es:



El producto de solubilidad, K_s , del AgCl es:

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

Los valores $[\text{Ag}^+]$ y $[\text{Cl}^-]$ son los correspondientes a los de la disolución saturada de AgCl (sat):

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = s^2 \quad \text{siendo } s \text{ la solubilidad del } \text{AgCl}.$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$[\text{Ag}^+] = s = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-10}} = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{reducida}]}{[\text{oxidada}]}$$

Sustituyendo:

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log \frac{1}{[\text{Ag}^+]} = 0,80 - \frac{0,0592}{1} \cdot \log \left(\frac{1}{1,34 \cdot 10^{-5}} \right) = +0,51 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la c.

1.142. Considerando los siguientes potenciales:

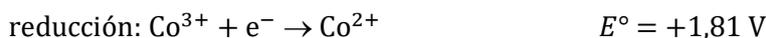
$$E^\circ (\text{Co}^{3+}|\text{Co}^{2+}) = +1,81 \text{ V} \quad E^\circ (\text{O}_2|\text{H}_2\text{O}_2) = +0,68 \text{ V} \quad E^\circ (\text{O}_2|\text{H}_2\text{O}) = +1,23 \text{ V}$$

¿Qué ocurre al preparar una disolución acuosa de Co^{3+} ?

- No pasa nada.
- Se reduce el oxígeno del aire con formación de agua oxigenada.
- Se oxida el agua con desprendimiento de O_2 .
- Se reduce el oxígeno del aire con formación de agua.
- Se reduce el agua con desprendimiento de hidrógeno.

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. País Vasco 2011)

El Co^{3+} , por tener mayor potencial de electrodo que el resto de las especies propuestas, se comporta como oxidante del H_2O de acuerdo con las siguientes semirreacciones:

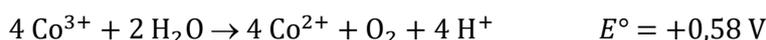


Co^{3+} se comporta como oxidante ya que capta electrones y se reduce a Co^{2+} .



H_2O se comporta como reductor ya que cede electrones y se oxida a O_2 .

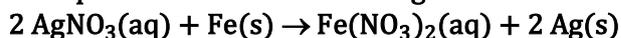
La reacción global es:



El potencial correspondiente a la reacción es $E^\circ > 0$, por tanto, como $\Delta G^\circ = -nFE^\circ < 0$ se trata de un proceso espontáneo.

La respuesta correcta es la c.

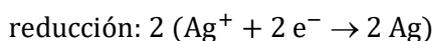
1.143. Indique si son verdaderas las siguientes afirmaciones en la reacción:



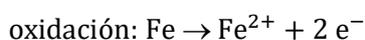
- Los cationes Ag^+ actúan como reductores.
- Los aniones NO_3^- actúan como oxidantes.
- $\text{Fe}(\text{s})$ es el oxidante.
- $\text{Fe}(\text{s})$ se ha oxidado a Fe^{2+} .
- Los cationes Ag^+ se han reducido a $\text{Ag}(\text{s})$.

(O.Q.L. Canarias 2008)

Las semirreacciones que tienen lugar son:



- El catión Ag^+ se comporta como oxidante que capta electrones y se reduce a Ag .



- El metal Fe se comporta como reductor que cede electrones y se oxida a Fe^{2+} .

Las respuestas correctas son **d** y **e**.

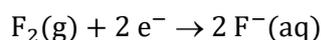
1.144. Un oxidante es aquel que:

- a) Siempre contiene oxígeno.
- b) Se reduce fácilmente durante la reacción.
- c) Se oxida fácilmente.
- d) Se reduce frente al agua.
- e) Se oxida solo en presencia de un agente reductor.

(O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2009)

El **oxidante** es la especie química que **capta electrones** procedentes del reductor **y se reduce**.

No tiene necesariamente que contener oxígeno, un ejemplo claro de ello son los halógenos, elementos que son excelentes oxidantes:



La respuesta correcta es la **b**.

1.145. Los estados formales de oxidación del nitrógeno en el nitrato de amonio, NH_4NO_3 , son:

- a) +3 y -3
- b) +3 y -5
- c) -3 y +5
- d) -3 y -5

(O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Sevilla 2018)

El NH_4NO_3 es un compuesto con enlace predominantemente iónico formado por los iones amonio, NH_4^+ , y nitrato, NO_3^- .

▪ En el ion NH_4^+ , considerando que el número de oxidación del hidrógeno es +1, el número de oxidación del nitrógeno es:

$$x + 4(+1) = +1 \quad \rightarrow \quad x = -3$$

▪ En el ion NO_3^- , considerando que el número de oxidación del oxígeno es -2, el número de oxidación del nitrógeno es:

$$x + 3(-2) = -1 \quad \rightarrow \quad x = +5$$

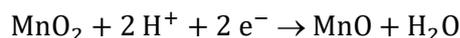
La respuesta correcta es la **c**.

1.146. En uno de los procesos siguientes se precisa de un reductor:

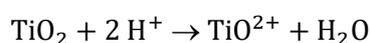
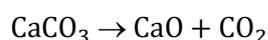
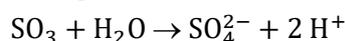
- a) Dióxido de manganeso \rightarrow Óxido de manganeso(II)
- b) Trióxido de azufre \rightarrow Ácido sulfúrico
- c) Carbonato de calcio \rightarrow Óxido de calcio
- d) Dióxido de titanio \rightarrow Cation divalente del monóxido de titanio

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

a) **Verdadero**. La semirreacción propuesta es de **reducción** ya que el dióxido de manganeso, oxidante, capta electrones que le cede el **reductor** y se reduce:



b-c-d) Falso. La semirreacciones propuestas no son de reducción ya que no se intercambian electrones entre las especies:



La respuesta correcta es la **a**.

1.147. Indique cuál de las afirmaciones que se dan es la correcta:

- a) Un reductor se reduce oxidando a un oxidante.
- b) Un oxidante se reduce oxidando a un reductor.
- c) Un oxidante reduce a un reductor y él se oxida.
- d) Un reductor se oxida oxidando a un oxidante.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Un **oxidante** es una especie que capta electrones y **se reduce oxidando a un reductor** que es la especie que los cede.

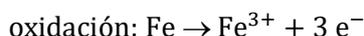
La respuesta correcta es la **b**.

1.148. Cuando el hierro elemental se oxida:

- a) Aumenta el número de electrones.
- b) Disminuye el número de protones.
- c) Se forma un ion con carga negativa.
- d) Disminuye el número de electrones.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La oxidación es el proceso en el que una especie química cede electrones y, por tanto, **disminuye su número de electrones**. En el caso del hierro:



La respuesta correcta es la **d**.

1.149. Un agente reductor:

- a) Contiene un elemento cuyo estado de oxidación disminuye en la reacción redox.
- b) Contiene un elemento cuyo estado de oxidación aumenta en la reacción redox.
- c) Contiene un elemento que gana electrones en la reacción.
- d) Los elementos que lo constituyen no modifican su estado de oxidación.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

El **reductor** es la especie química que **cede electrones y se oxida**, por tanto, **aumenta su estado de oxidación**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.150. En una reacción redox, el oxidante:

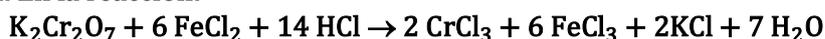
- a) Cede electrones al reductor, que se oxida.
- b) Recibe electrones del reductor, que se oxida.
- c) Cede electrones al reductor, que se reduce.
- d) Recibe electrones del reductor, que se reduce.

(O.Q.L. Asturias 2008)

- El **oxidante** es la especie química que **capta electrones y se reduce**.
- El **reductor** es la especie química que **cede electrones y se oxida**.

La respuesta correcta es la **b**.

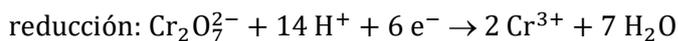
1.151. En la reacción:



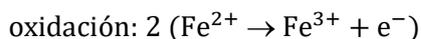
- a) Los aniones $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ actúan como reductores.
- b) Los iones Fe^{2+} actúan como oxidantes.
- c) Los iones Cl^- actúan como reductores.
- d) Los iones Fe^{2+} se oxidan.

(O.Q.L. Asturias 2008) (O.Q.L. Sevilla 2018)

Las semirreacciones que tienen lugar son:



- Los iones $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ actúan como oxidantes que captan electrones y se reducen.



- Los iones Fe^{2+} actúan como reductores que ceden electrones y se oxidan.

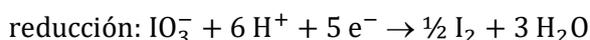
La respuesta correcta es la **d**.

1.152. El peso equivalente del NaIO_3 , cuando se utiliza en una reacción en la que el ion yodato, se convierte en yodo molecular, es igual a:

- a) 39,6
- b) 79,2
- c) 198,0
- d) 396,0

(O.Q.L. Asturias 2008)

La semirreacción de reducción del ion yodato es:



El peso equivalente del NaIO_3 depende del número de electrones que intercambia en la semirreacción de reducción y su valor es:

$$\frac{1 \text{ mol NaIO}_3}{5 \text{ mol e}^-} \cdot \frac{197,9 \text{ g NaIO}_3}{1 \text{ mol NaIO}_3} = 39,6 \text{ g}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.153. Una celda galvánica que implica las siguientes semirreacciones en condiciones estándar:



tiene un potencial estándar, E° :

- a) -0,743 V
- b) +0,743 V
- c) +0,063 V
- d) +0,0936 V

(O.Q.L. Madrid 2008)

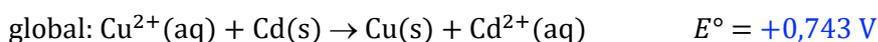
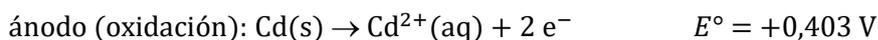
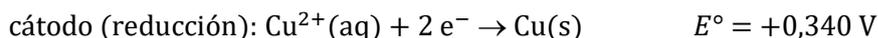
Una celda galvánica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial como ánodo y reductor (se oxida).

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



Otra forma de calcular el potencial normal de la celda es mediante la expresión:

$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ$$

Para este caso:

$$E^{\circ} = E_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}}^{\circ} - E_{\text{Cd}^{2+}|\text{Cd}}^{\circ} = (0,340 \text{ V}) - (-0,403 \text{ V}) = +0,743 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.154. ¿Cuál de las siguientes especies químicas actúa solamente como agente reductor?

- a) Na
- b) Cl₂
- c) S
- d) SO₃²⁻

(O.Q.L. Madrid 2008)

a) **Verdadero**. De todas las especies propuestas la única que puede actuar **solo como agente reductor es el Na** ya que solo puede oxidarse a Na⁺:



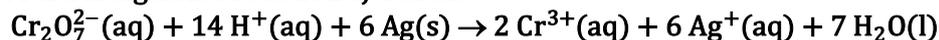
b) Falso. Cl₂ es uno de los agentes oxidante más fuerte que existe y solo puede reducirse a Cl⁻.

c) Falso. S puede oxidarse a S⁴⁺ o S⁶⁺, o bien reducirse a S²⁻.

d) Falso. SO₃²⁻ puede oxidarse a S⁶⁺, o bien reducirse a S o S²⁻.

La respuesta correcta es la **a**.

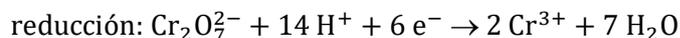
1.155. Para la siguiente reacción ajustada:



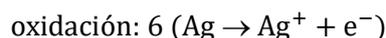
- a) Ag(s) es el agente oxidante.
- b) Ag⁺ es el agente reductor.
- c) H⁺ se oxida.
- d) Cr⁶⁺ se reduce.

(O.Q.L. Madrid 2008)

Las semirreacciones que tienen lugar son:



- El ion Cr₂O₇²⁻ (Cr⁶⁺) es el oxidante que gana electrones y **se reduce**.



- El metal Ag es el reductor que cede electrones y se oxida.

La respuesta correcta es la **d**.

1.156. El bromo se encuentra en el estado de oxidación +3 en el compuesto:

- a) HBrO₃
- b) NH₄Br
- c) HBrO₂
- d) HBr

(O.Q.L. La Rioja 2008)

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es -2, del hidrógeno +1, y del nitrógeno -3, el número de oxidación del bromo en las mismas es:

$$\text{a) En el HBrO}_3: \quad +1 + x + 3(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +5$$

$$\text{b) En el NH}_4\text{Br:} \quad -3 + 4(+1) + x = 0 \quad \rightarrow \quad x = -1$$

$$\text{c) En el HBrO}_2: \quad +1 + x + 2(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +3$$

$$\text{d) En el HBr:} \quad +1 + x = 0 \quad \rightarrow \quad x = -1$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.157. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

Se denomina reductor a aquella sustancia que:

- a) Se oxida.
- b) Obliga a otros compuestos a captar electrones.
- c) Pierde electrones.
- d) Obliga a otros compuestos a oxidarse.

(O.Q.L. La Rioja 2008)

a-c) Verdadero. El reductor es la especie química que cede electrones y se oxida.

b) Verdadero. El reductor es la especie química que cede electrones al oxidante que los capta.

d) Falso. El reductor es la especie química que reduce al oxidante.

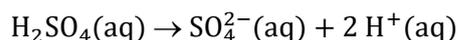
La respuesta correcta es la d.

1.158. Se electroliza una disolución acuosa de H_2SO_4 utilizando electrodos de Pt.

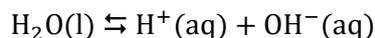
- a) Se desprende SO_3 en el ánodo.
- b) Se desprende SO_2 en el ánodo.
- c) Se desprende hidrógeno en el cátodo.
- d) No se observa el desprendimiento de gases.
- e) Se desprenden hidrógeno en el ánodo y oxígeno en el cátodo.

(O.Q.N. Ávila 2009)

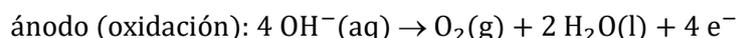
El ácido sulfúrico en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:



además, la presencia del ácido sulfúrico favorece la ionización del agua:



Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



El ion H^+ se reduce más fácilmente que el ion sulfato ya que tiene un potencial normal de electrodo menor.

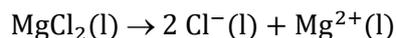
La respuesta correcta es la c.

1.159. El magnesio metálico se puede obtener por:

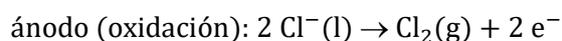
- a) Electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de magnesio.
- b) Hidrólisis de una disolución acuosa de carbonato de magnesio.
- c) Electrólisis de cloruro de magnesio fundido.
- d) Descomposición térmica de carbonato de magnesio.
- e) Por reducción de una disolución acuosa de cloruro de magnesio con sodio.

(O.Q.N. Ávila 2009)

El cloruro de cesio fundido, $\text{MgCl}_2(\text{l})$, se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:



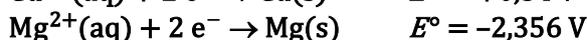
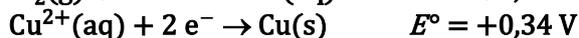
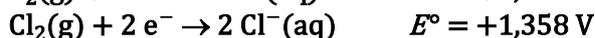
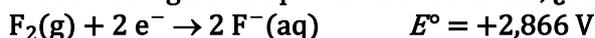
Si se realiza una **electrólisis**, las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Barcelona 2001).

1.160. Dados los siguientes potenciales estándar, ¿cuál de las especies es mejor agente oxidante?



- a) Cu(s)
- b) Mg²⁺(aq)
- c) Cl₂(g)
- d) F⁻(aq)
- e) F₂(g)

(O.Q.N. Ávila 2009)

De las especies propuestas, el **mejor agente oxidante** es aquel que **tiene el potencial normal de electrodo mayor**. Este le corresponde al F₂ ($E^\circ = +2,866 \text{ V}$). Esta especie es el oxidante más fuerte que existe.

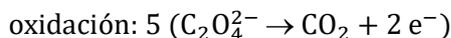
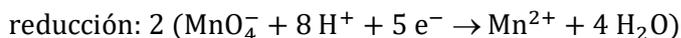
La respuesta correcta es la e.

1.161. Para estandarizar las disoluciones de KMnO₄ se utiliza el oxalato de sodio, Na₂C₂O₄(s). ¿Cuántos electrones se necesitan en la ecuación redox ajustada para esta valoración?

- a) 2
- b) 4
- c) 5
- d) 10
- e) 12

(O.Q.N. Ávila 2009)

Las semirreacciones que tienen lugar son:



Se intercambian **10 electrones**.

La respuesta correcta es la d.

1.162. ¿Cuál es el número de oxidación del Mn en la sal hidratada: CsMn(SO₄)₂·12H₂O?

- a) +1
- b) +2
- c) +3
- d) +4
- e) +5

(O.Q.N. Ávila 2009)

Sabiendo que los números de oxidación del Cs y O son, respectivamente, +1 y -2, que el número de oxidación del S en los sulfatos es +6, y que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$+1 + x + 2(+6) + 8(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +3$$

La respuesta correcta es la c.

1.163. El hidrógeno se comporta como oxidante cuando reacciona con:

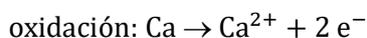
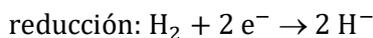
- a) Calcio para dar hidruro de calcio.
- b) Bromo para dar bromuro de hidrógeno.
- c) Nitrógeno para dar amoníaco.
- d) Azufre para dar sulfuro de hidrógeno.

(O.Q.L. Madrid 2009)

a) **Verdadero**. En la reacción entre H_2 y Ca, metal alcalinotérreo que es un excelente reductor, el hidrógeno se comporta como oxidante ya que capta un electrón y se reduce a ion H^- :



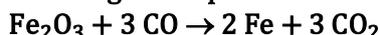
Las semirreacciones son:



b-c-d) Falso. En las reacciones del H_2 con Br_2 , N_2 y S, no metales que se comportan como oxidantes, el hidrógeno actúa como reductor ya que cede un electrón y se oxida a ion H^+ .

La respuesta correcta es la a.

1.164. En el siguiente proceso siderúrgico:

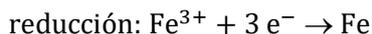


¿Cuál de las siguientes proposiciones es correcta?

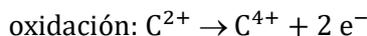
- a) El hierro se reduce.
- b) El carbono se reduce.
- c) El oxígeno se reduce.
- d) El hierro se oxida.

(O.Q.L. Madrid 2009)

Las semirreacciones que tienen lugar son:



- El ion Fe^{3+} es el oxidante, la especie que gana electrones y se reduce.



- El carbono es el reductor, la especie que cede electrones y se oxida.

La respuesta correcta es la a.

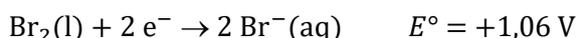
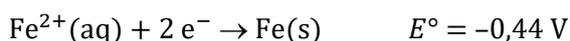
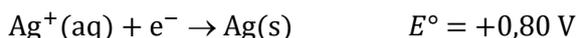
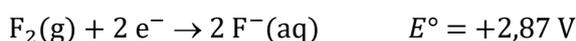
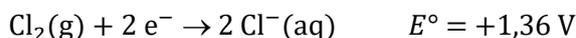
1.165. ¿Cuál de las siguientes especies es más reductora?

- a) Cl^-
- b) F_2
- c) Ag
- d) Fe
- e) Br^-

(Datos. E° (V): $Cl_2|Cl^- = +1,36$; $F_2|F^- = +2,87$; $Ag^+|Ag = +0,80$; $Fe^{2+}|Fe = -0,44$ V; $Br_2|Br^- = +1,06$)

(O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. Madrid 2012)

Las semirreacciones correspondientes a los potenciales de reducción propuestos son:



Descartando al F_2 que es una especie oxidante, del resto de las especies propuestas, la **más reductora es Fe**, ya que es la que tiene el **potencial de electrodo más bajo** ($E^\circ = -0,44$ V).

La respuesta correcta es la d.

(En la cuestión propuesta en Madrid 2012 se reemplaza b por e).

1.166. ¿En qué compuesto el estado formal de oxidación del nitrógeno es -2?

- a) NH_3
- b) HNO_3
- c) NO_2
- d) N_2H_4

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es -2, del hidrógeno +1, el número de oxidación del nitrógeno en las mismas es:

- a) En el NH_3 : $x + 3(+1) = 0 \rightarrow x = -3$
- b) En el HNO_3 : $+1 + x + 3(-2) = 0 \rightarrow x = +5$
- c) En el NO_2 : $x + 2(-2) = 0 \rightarrow x = +4$
- d) En el N_2H_4 : $2(x) + 4(+1) = 0 \rightarrow x = -2$

La respuesta correcta es la d.

1.167. ¿Cuál es el estado de oxidación del manganeso en el ion manganato, MnO_4^{2-} ?

- a) +6
- b) +4
- c) -6
- d) +7

(O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Murcia 2014)

Teniendo en cuenta que el número de oxidación del oxígeno es -2 y que en un ion la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran coincide con la carga de este, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$x + 4(-2) = -2 \rightarrow x = +6$$

La respuesta correcta es la a.

(En Murcia 2014 se cambia el ion manganato por la sal manganato de potasio).

1.168. Determine los estados de oxidación del nitrógeno en las siguientes especies: N_2O_4 , NO_3^- , N_2 .

- a) 4, 5, 0
- b) 4, 5, 1
- c) 3, 5, 0
- d) 3, 4, 0

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es -2, el número de oxidación del nitrógeno en las mismas es:

$$\text{En el } \text{N}_2\text{O}_4: \quad 2(x) + 4(-2) = 0 \rightarrow x = +4$$

$$\text{En el } \text{NO}_3^-: \quad x + 3(-2) = -1 \rightarrow x = +5$$

$$\text{En el } \text{N}_2: \quad 2(x) = 0 \rightarrow x = 0$$

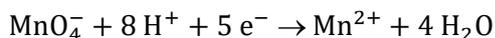
La respuesta correcta es la a.

1.169. Con referencia a la permanganimetría qué afirmación no es cierta:

- a) El tetraoxidomanganato de potasio o permanganato de potasio es un poderoso oxidante.
- b) La reacción se lleva a cabo en medio ácido.
- c) La reacción es autoindicada.
- d) El punto final de la valoración es cuando color de la disolución se pone rosa-morado.
- e) En el punto final de la valoración el color es incoloro.

(O.Q.L. País Vasco 2009)

La permanganimetría es un procedimiento experimental de valoración en el que el **permanganato de potasio**, un **fuerte oxidante**, cuya disolución acuosa es **de color violeta**, en medio ácido reacciona con un reductor y **se reduce a Mn^{2+}** , prácticamente **incoloro**, de acuerdo con la siguiente semirreacción:



La respuesta correcta es la **e**.

1.170. A partir de los potenciales estándar de reducción de los siguientes pares redox:

Si sobre una disolución que contiene las especies reducidas de Pb, Ce, Fe, Cr y Co se añade disolución concentrada de MnO_4^- :

- Se oxidarían todos los metales.
- Se oxidarían todos menos el Co.
- No oxidaría al Ce.
- No oxidaría al Fe.
- No pasaría nada.
- Solo se oxidaría el Fe y el Cr.

Par redox	E° (V)
Mn(VII) Mn(II)	+1,51
Pb(IV) Pb(II)	+1,69
Ce(IV) Ce(III)	+1,61
Fe(III) Fe(II)	+0,77
Co(III) Co(II)	+1,92
Cr(VI) Cr(III)	+1,36

(O.Q.L. País Vasco 2009) (2016)

Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que a presión y temperatura constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de la que se deduce que una reacción de redox será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$.

De acuerdo con lo expuesto, **el MnO_4^- ($E^\circ = +1,51$ V)** solo será capaz de oxidar al Fe^{2+} ($E^\circ = +0,77$ V) y al Cr^{3+} ($E^\circ = +1,36$ V), que son las únicas especies que tienen un potencial de electrodo menor que el suyo, y **no oxidaría al Ce^{3+} ($E^\circ = +1,61$ V)** cuyo potencial de electrodo es mayor.

La respuesta correcta es la **c**.

1.171. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta:

- Un oxidante es una sustancia que gana electrones.
- Un oxidante es una sustancia que obliga a otros compuestos a reducirse.
- Un oxidante es una sustancia que obliga a otros compuestos a ceder electrones.
- Un oxidante es una sustancia que se reducirá.

(O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011)

a-c-d) Correcto. El oxidante es la especie química que capta electrones y se reduce.

b) **Incorrecto**. El oxidante es la especie química que oxida al reductor.

La respuesta correcta es la **b**.

1.172. ¿Cuál de los siguientes procesos no corresponde a una oxidación?

- $Mn - 2 e^- \rightarrow Mn^{2+}$
- $Br_2 + 2 e^- \rightarrow 2 Br^-$
- $Li - e^- \rightarrow Li^+$
- $Co^{2+} \rightarrow Co^{3+} + e^-$

(O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011)

Una oxidación es un proceso en el que una especie cede electrones y aumenta su número de oxidación.

- En las semirreacciones propuestas en los apartados a), c) y d), los elementos Mn, Li y Co, respectivamente, ceden electrones y aumentan su número de oxidación, por tanto, se trata de oxidaciones.
- En la semirreacción propuesta en el apartado b), el **Br capta electrones** y **disminuye su número de oxidación**, por tanto, se trata de una **reducción**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.173. Para la siguiente pila voltaica:



¿qué cambio producirá un aumento en el potencial de la pila?

- Aumento de $[\text{Pb}^{2+}]$.
- Aumento de $[\text{Ag}^+]$.
- Eliminación de Pb(s) .
- Eliminación de Ag(s) .
- Adición de Ag(s) .

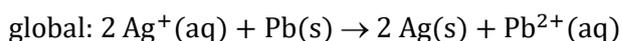
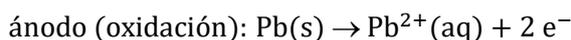
(O.Q.N. Sevilla 2010)

Una pila voltaica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial, que se escribe a la derecha en la notación de la pila, se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial, que se escribe a la izquierda, como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha pila son:



La ecuación de Nernst (1889) permite calcular el potencial de una pila en condiciones diferentes de las estándar:

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q \quad \rightarrow \quad E = E^\circ - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{[\text{Pb}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]^2}$$

a) Falso. Suponiendo que se parte de condiciones estándar, disoluciones 1 M y 298 K, un aumento de $[\text{Pb}^{2+}]$ hace que el segundo término de la ecuación de Nernst sea positivo, lo cual hace disminuir el valor de E .

b) **Verdadero.** Un aumento de $[\text{Ag}^+]$ hace que el segundo término de la ecuación de Nernst sea negativo, lo cual **hace aumentar el valor de E** .

c-d-e) Falso. Como se observa, los sólidos no aparecen en la expresión anterior, por tanto, los cambios en ellos no producen ninguna variación en el potencial de la pila.

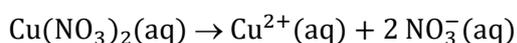
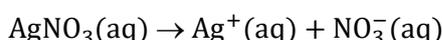
La respuesta correcta es la **b**.

1.174. Se conectan en serie dos celdas electrolíticas con disoluciones de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ y AgNO_3 , respectivamente, por las que se hace pasar una corriente eléctrica durante un cierto tiempo. Si el cátodo de plata aumenta en 1,50 g, ¿cuánto habrá ganado el cátodo de Cu de la otra celda?

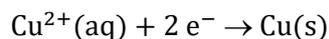
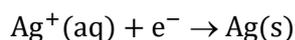
- 0,441 g
- 0,882 g
- 1,50 g
- 3,0 g

(O.Q.L. Madrid 2010)

El nitrato de plata y el nitrato de cobre(II) en disolución acuosa se encuentran ionizados de acuerdo con las siguientes ecuaciones:



Las ecuaciones químicas correspondientes a las reducciones en los respectivos cátodos son:



Relacionando moles de Ag y de electrones:

$$1,50 \text{ g Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{107,9 \text{ g Ag}} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Ag}} = 1,39 \cdot 10^{-2} \text{ mol e}^-$$

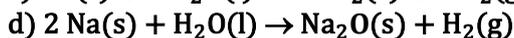
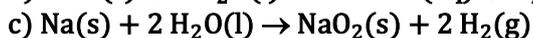
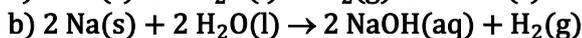
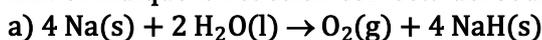
Como las cubas están conectadas en serie, el número de moles de electrones que atraviesa ambas es el mismo. Relacionando estos moles con los de Cu depositado:

$$1,39 \cdot 10^{-2} \text{ mol e}^- \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{2 \text{ mol e}^-} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 0,441 \text{ g Cu}$$

La respuesta correcta es la **a**.

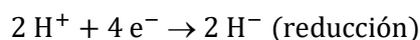
(Cuestión similar a la propuesta en Luarca 2005).

1.175. Indique la reacción correcta del sodio con el agua:

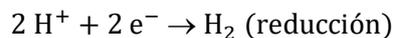
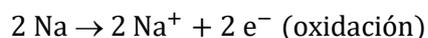


(O.Q.L. Madrid 2010)

a) Falso. Hay dos especies que se oxidan, Na y O^{2-} , y solo una que se reduce, H^+ :



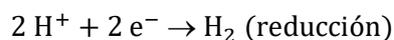
b) **Verdadero**. El Na se oxida y el H^+ se reduce:



Añadiendo los iones que faltan (2 OH^-), la reacción global es:



c) Falso. Hay dos especies que se oxidan, Na y O^{2-} , y solo una que se reduce, H^+ :

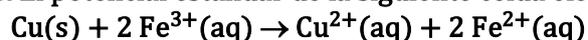


d) Falso. Debe formarse $\text{NaOH}(\text{aq})$ y no $\text{Na}_2\text{O}(\text{s})$ ya que el medio es acuoso.

La respuesta correcta es la **b**.

(Para comprobar si las reacciones son posibles se debería haber proporcionado los potenciales de electrodo de las sustancias).

1.176. El potencial estándar de la siguiente celda electroquímica es +0,431 V:



¿Cuál es el valor de ΔG° para esta reacción a 25 °C?

a) 16,6 J

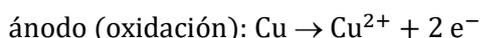
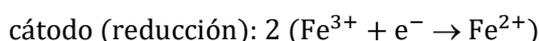
b) 20,6 J

c) 41,6 J

d) 83,2 J

(O.Q.L. Madrid 2010)

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



La relación existente entre la energía de Gibbs y el potencial de la celda viene dado por la siguiente ecuación:

$$\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$$

El valor de la energía de Gibbs es:

$$\Delta G^{\circ} = -2 \cdot (96.485 \text{ C mol}^{-1}) \cdot (0,431 \text{ V}) \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = -83,2 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Ninguna respuesta es correcta, ya que han confundido las unidades J con kJ.

(Cuestión similar a la propuesta en Luarca 2005).

1.177. Durante la electrólisis de una disolución acuosa de AgNO_3 , ¿qué sucedería con la masa de plata depositada si la corriente se duplicara y el tiempo de electrólisis se disminuyera en la mitad de su valor inicial?

- a) Sería la misma.
- b) Aumentaría al doble de su valor inicial.
- d) Disminuiría a un cuarto de su valor inicial.
- d) Disminuiría a la mitad de su valor inicial.

(O.Q.L. La Rioja 2010)

De acuerdo con la ley de Faraday (1834), la masa de plata depositada en el cátodo de la celda es proporcional a la cantidad de corriente que pasa por esta, y la cantidad de corriente se calcula multiplicando la intensidad de la corriente por el tiempo que circula esta:

$$Q = I t$$

Si I se hace el doble y t se reduce a la mitad, el producto ($I \cdot t$) permanece constante, por tanto, **la cantidad de plata que se deposita es la misma.**

La respuesta correcta es la a.

1.178. Se tienen dos disoluciones 1 M de Sn^{2+} y Cu^{2+} . ¿Cuál de los iones podrá ser reducido por una corriente de hidrógeno a 1 atm y 25 °C y concentración de protones 1 M?

- a) Cu^{2+}
- b) Sn^{2+} y Cu^{2+}
- c) Sn^{2+}
- d) Ninguno de los dos.

(Datos. $E^{\circ} (\text{Sn}^{2+}|\text{Sn}) = -0,14 \text{ V}$ y $E^{\circ} (\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$).

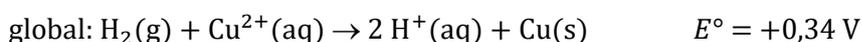
(O.Q.L. Asturias 2010)

Para que la reacción sea espontánea se debe cumplir que $\Delta G^{\circ} < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión:

$$\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$$

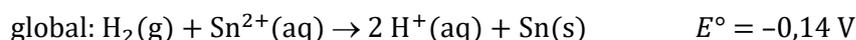
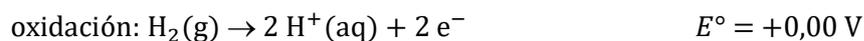
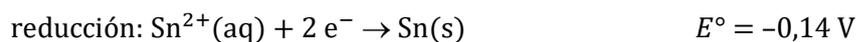
se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^{\circ} > 0$.

▪ Las semirreacciones que tienen lugar entre H_2 y Cu^{2+} son:



Como se observa, $E^{\circ} > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea.**

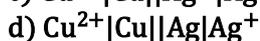
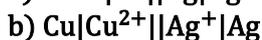
Las semirreacciones que tienen lugar entre H_2 y Sn^{2+} son:



Como se observa, $E^\circ < 0$, por tanto, la reacción no es espontánea.

La respuesta correcta es la **a**.

1.179. Dados los siguientes potenciales normales de reducción, $E^\circ(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ y $E^\circ(\text{Ag}^+|\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$, el proceso redox que se puede producir de forma espontánea con esos dos electrodos es:



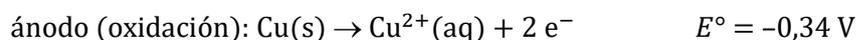
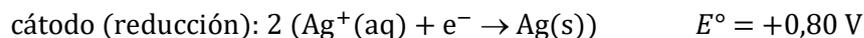
(O.Q.L. Asturias 2010)

Para que la reacción sea espontánea se debe cumplir que $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial, que se escribe a la derecha en la notación de la pila, se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial, que se escribe a la izquierda, como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha pila son:

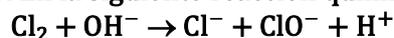


La notación abreviada que corresponde a esta celda es:



La respuesta correcta es la **b**.

1.180. En la siguiente reacción química:



se puede decir:

a) El Cl_2 es el agente oxidante y el OH^- es el agente reductor.

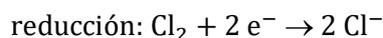
b) El Cl_2 es el agente reductor y el OH^- es el agente oxidante.

c) No es una reacción de oxidación-reducción.

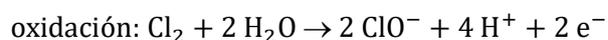
d) El Cl_2 es a la vez el agente oxidante y el reductor.

(O.Q.L. Asturias 2010)

Las semirreacciones son:



El Cl_2 es el oxidante la especie que gana electrones y se reduce.



El Cl_2 es el reductor la especie que cede electrones y se oxida.

En esta reacción se produce la dismutación o desproporción del Cl_2 .

La respuesta correcta es la **d**.

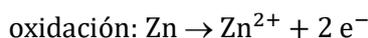
1.181. Para una mezcla estequiométrica de reactivos, ¿cuál de las siguientes afirmaciones describe mejor los cambios que se producen cuando esta reacción se ha completado?



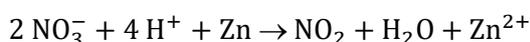
- a) Todo el zinc se ha oxidado y parte del nitrógeno se ha reducido.
- b) Todo el zinc se ha oxidado y todo el nitrógeno se ha reducido.
- c) Parte del zinc se ha oxidado y todo el nitrógeno se ha reducido.
- d) Parte del zinc se ha oxidado y parte del nitrógeno se ha reducido.

(O.Q.L. Asturias 2010)

Las semirreacciones que tienen lugar son:



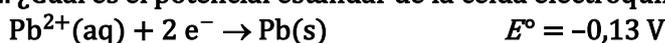
Se intercambian 2 electrones y la ecuación global ajustada es:



Como se observa, **parte del HNO₃**, solo 2 de 4 mol de N, actúa como oxidante y **se reduce**, mientras que **todo el Zn se oxida**.

La respuesta correcta es la **a**.

1.182. ¿Cuál es el potencial estándar de la celda electroquímica Cr|Cr³⁺||Pb²⁺|Pb?



- a) +1,09 V
- b) -1,09 V
- c) -0,61 V
- d) +0,61 V

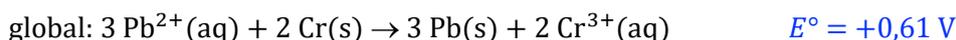
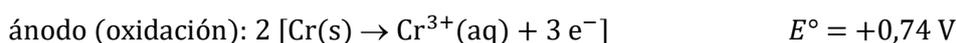
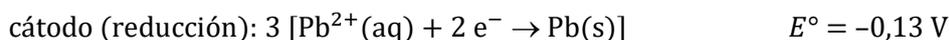
(O.Q.L. Asturias 2010)

Una celda electroquímica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial, que se escribe a la derecha en la notación de la pila, se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial, que se escribe a la izquierda, como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha pila son:



El potencial normal de la celda también se puede calcular mediante la expresión:

$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ$$

En este caso:

$$E^\circ = E_{\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}}^\circ - E_{\text{Cr}^{3+}|\text{Cr}}^\circ = (-0,13 \text{ V}) - (-0,74 \text{ V}) = +0,61 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.183. Señale cuál es la especie en la que el azufre tiene el estado de oxidación formal más alto:

- Anión sulfito, SO_3^{2-}
- Anión tiosulfato, $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
- Anión hidrogenosulfato, HSO_4^-
- Azufre octoatómico, S_8

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es -2 y del hidrógeno $+1$, el número de oxidación del azufre en las mismas es:

- En el SO_3^{2-} : $x + 3(-2) = -2 \rightarrow x = +4$
- En el $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$: $2(x) + 3(-2) = -2 \rightarrow x = +2$
- En el HSO_4^- : $+1 + x + 4(-2) = -1 \rightarrow x = +6$
- En el S_8 : $8x = 0 \rightarrow x = 0$

La respuesta correcta es la c.

1.184. En una pila Daniell con puente salino de KCl:

- Por el circuito externo, los electrones circulan desde el electrodo de Zn al de Cu.
- Por el circuito líquido interno, los electrones circulan desde el electrodo de Cu al de Zn.
- Al electrodo de Zn se dirigen los K^+ del puente salino.
- El electrodo de Cu es el polo negativo de la pila.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

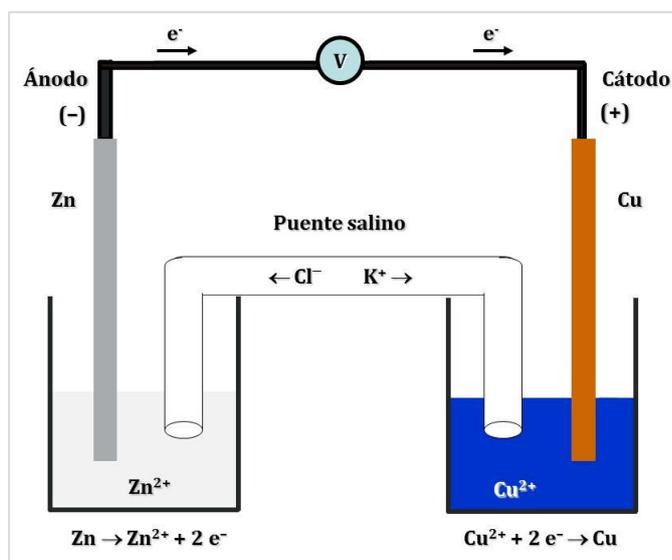
La imagen muestra el esquema de una pila Daniell de la que se deduce:

a-b) Verdadero. Los electrones de la pila se dirigen de forma espontánea, a través del circuito externo, hacia potenciales crecientes, van desde el polo negativo, ánodo ($\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}$) hacia el polo positivo, cátodo ($\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$). Por el circuito interno, siguen el sentido opuesto al externo.

c) Falso. Los iones K^+ se dirigen hacia la semipila $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$ ya que en ella disminuye la carga positiva.

d) Falso. El electrodo de Cu es el polo positivo de la pila ya que es el que tiene mayor potencial de electrodo.

Las respuestas correctas son a y b.



1.185. Dada su gran electronegatividad los halógenos son oxidantes fuertes. El orden creciente del carácter oxidante será:

- $\text{F}_2 > \text{Cl}_2 > \text{I}_2 > \text{Br}_2$
- $\text{I}_2 > \text{Br}_2 > \text{Cl}_2 > \text{F}_2$
- $\text{F}_2 > \text{Cl}_2 > \text{Br}_2 > \text{I}_2$
- $\text{Cl}_2 > \text{Br}_2 > \text{I}_2 > \text{F}_2$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

El carácter oxidante de una especie mide su facilidad para captar electrones. En los halógenos este es tanto mayor cuanto más elevada sea su electronegatividad:



La respuesta correcta es la c.

1.186. Tres cubas electrolíticas conectadas en serie contienen disoluciones acuosas de nitrato plata, nitrato de cobre(II) y nitrato de níquel(III). Al pasar la misma corriente por las tres, en los respectivos cátodos:

- Se depositará la misma cantidad de sustancia en las tres.
- En las cubas de nitrato de cobre(II) y nitrato de níquel(III) se depositará doble número de equivalentes-gramo del metal que en la de nitrato de plata.
- En la cuba de nitrato de plata se depositará mayor cantidad de sustancia.
- En las cubas de nitrato de cobre(II) y nitrato de níquel(III) se depositará la misma cantidad de sustancia.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las semirreacciones de reducción que tienen lugar en los cátodos de cada una de las cubas electrolíticas y los equivalentes-gramo ($M/\text{número de electrones intercambiados}$) de los metales que en ellas se depositan son:



De acuerdo con las leyes de Faraday (1834):

“la cantidad de sustancia depositada en una electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que circula por la cuba”.

- Falso. Las masas depositadas en los cátodos de las tres cubas son diferentes.
- Falso. El número de equivalentes-gramo depositados en las tres cubas es el mismo.
- Verdadero.** La masa depositada en la cuba que contiene nitrato de plata es la mayor ya que el equivalente-gramo de la plata es el más elevado de los tres.
- Falso. La masa depositada en la cuba que contiene nitrato de cobre(II) es mayor que en la que contiene nitrato de níquel(III) ya que el equivalente-gramo del cobre es mayor que el del níquel.

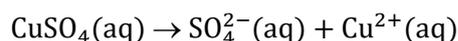
La respuesta correcta es la c.

1.187. En la electrólisis de una disolución de sulfato de cobre(II), ¿cuál de las siguientes afirmaciones no es cierta?

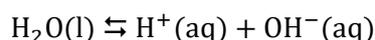
- El cobre se deposita en el cátodo.
- A medida que progresa la electrólisis la disolución se hace menos azulada.
- El amperímetro está colocado en serie.
- El voltímetro está colocado en paralelo.
- El puente salino está colocado para permitir el paso de los iones.

(O.Q.L. País Vasco 2010)

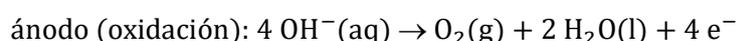
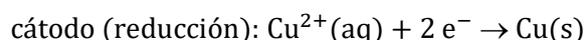
El sulfato de cobre(II), CuSO_4 , en disolución acuosa tiene color azul y se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:



También se tiene la ionización del agua:



Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



En el circuito, el voltímetro se coloca en paralelo y el amperímetro se coloca en serie para indicar el sentido de paso de los electrones en la celda.

Una celda electrolítica consta de una sola cuba y **no precisa de puente salino** que permita el paso de los iones y electrones para cerrar el circuito.

La respuesta correcta es la **e**.

1.188. Para la siguiente celda electroquímica:



los potenciales de reducción estándar son: $E^\circ (\text{Ni}^{2+}|\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$ y $E^\circ (\text{Ag}^+|\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$. El potencial de la celda es:

- a) $-1,05 \text{ V}$
- b) $+1,05 \text{ V}$
- c) $+1,23 \text{ V}$
- d) $+0,55 \text{ V}$
- e) $-0,55 \text{ V}$

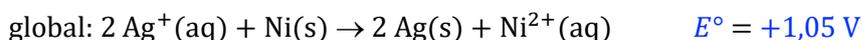
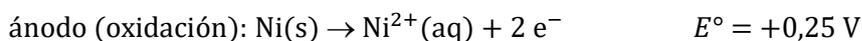
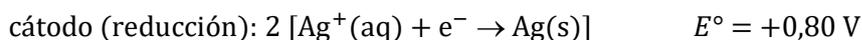
(O.Q.L. País Vasco 2010)

Una pila voltaica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial, que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial, que se escribe a la izquierda, como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha celda son:



El potencial normal de la celda también se puede calcular mediante la expresión:

$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ$$

En este caso:

$$E^\circ = E_{\text{Ag}^+|\text{Ag}}^\circ - E_{\text{Ni}^{2+}|\text{Ni}}^\circ = (+0,80 \text{ V}) - (-0,25 \text{ V}) = +1,05 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.189. Un método para proteger metales de la corrosión es conectar el metal directamente "ánodo de sacrificio". ¿Cuál de los siguientes metales es el más apropiado para actuar como ánodo de sacrificio para el cadmio, $E^\circ (\text{Cd}^{2+}|\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$?

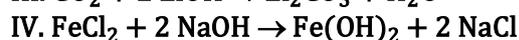
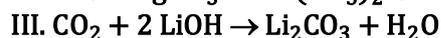
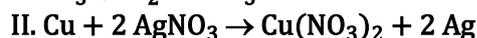
- a) Cobalto, $E^\circ (\text{Co}^{2+}|\text{Co}) = -0,28 \text{ V}$
- b) Aluminio, $E^\circ (\text{Al}^{3+}|\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$
- c) Magnesio, $E^\circ (\text{Mg}^{2+}|\text{Mg}) = -2,37 \text{ V}$
- d) Hierro, $E^\circ (\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$
- e) Zinc, $E^\circ (\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$

(O.Q.N. Valencia 2011)

El mejor metal de los propuestos para proteger de la corrosión al cadmio actuando como **ánodo de sacrificio** es aquel que tenga el **potencial de electrodo más bajo**, lo que quiere decir que es el metal más fácil de oxidar. De los metales propuestos el más apropiado es el **magnesio**, $E^\circ (\text{Mg}^{2+}|\text{Mg}) = -2,37 \text{ V}$.

La respuesta correcta es la **c**.

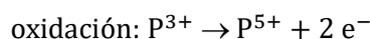
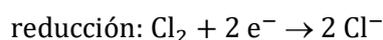
1.190. ¿Cuáles de las siguientes reacciones son de oxidación-reducción?



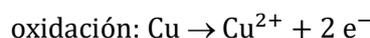
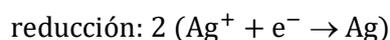
- a) III
b) IV
c) I y II
d) I, II y III
e) Todas

(O.Q.N. Valencia 2011)

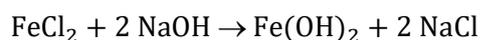
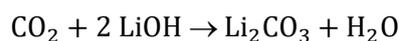
I. Verdadero. En la reacción, $\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_5$, las semirreacciones que tienen lugar son:



II. Verdadero. En la reacción, $\text{Cu} + 2 \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{Ag}$, las semirreacciones que tienen lugar son:



III-IV. Falso. En las reacciones:



no se intercambian electrones ya que ninguna de las especies que intervienen en ellas cambia su número de oxidación.

La respuesta correcta es la c.

1.191. Dados los potenciales de reducción, $E^\circ (\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ y $E^\circ (\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}, \text{Pt}) = +0,77 \text{ V}$; se deduce que:

I. El potencial de la celda $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}||\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}, \text{Pt}$ es $+0,01 \text{ V}$.

II. El Zn tiene mayor poder reductor que el Fe^{2+} .

III. El Fe^{3+} puede oxidar al Zn.

- a) I, II y III son correctas.
b) I y II son correctas.
c) II y III son correctas.
d) Solo I es correcta.
e) Solo III es correcta.

(O.Q.N. Valencia 2011)

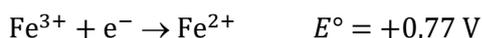
Una pila voltaica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial, que se escribe a la derecha en la notación de la pila, se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial, que se escribe a la izquierda, como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones son:

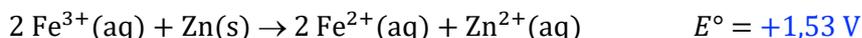
- El electrodo de mayor potencial, ($\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}, \text{Pt}$) es el **cátodo** y en él se produce la semirreacción de **reducción** y la especie química Fe^{3+} actúa como **oxidante**:



▪ El electrodo de menor potencial, ($\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}$) es el **ánodo** y en él se produce la semirreacción de **oxidación** y la especie química **Zn** actúa como **reductor**:



La reacción global es:



El potencial normal de la celda también se puede calcular mediante la expresión:

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

En este caso:

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}} - E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}} = (0,77 \text{ V}) - (-0,76 \text{ V}) = +1,53 \text{ V}$$

La propuesta I es falsa y las propuestas **II y III son verdaderas**.

La respuesta correcta es la **c**.

1.192. Se hace pasar la misma cantidad de electricidad a través de dos celdas electrolíticas en serie. Una contiene NaCl y la otra AlCl₃ fundidos. Suponiendo que la única reacción es la reducción del ion a metal, ¿de qué metal se recogerá mayor cantidad y en qué electrodo?

- Sodio en el ánodo.
- Sodio en el cátodo.
- Aluminio en el ánodo.
- Aluminio en el cátodo.
- No es posible que se haya depositado masa alguna.

(O.Q.N. Valencia 2011)

En todo tipo de celdas, la **reducción** siempre tiene lugar en el **cátodo**.

De acuerdo con la ley de Faraday (1834):

“la cantidad de sustancia depositada en el cátodo en una celda electrolítica es directamente proporcional al número de moles de electrones que atraviesan dicha celda”.

Considerando la reducción de un ion metálico X^{n+} :



Relacionando la cantidad de electricidad que atraviesa la celda (Q culombios) con el metal, la masa de metal depositado es:

$$Q \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^{-}}{F \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol X}}{n \text{ mol e}^{-}} \cdot \frac{M \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = \frac{Q \cdot M}{n \cdot F} \text{ g X}$$

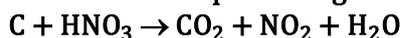
Teniendo en cuenta que las únicas variables son los valores de M (masa molar) y n (número de oxidación del metal), las masas que se depositan de los elementos propuestos son, respectivamente:

$$m_{\text{Na}} = 23 \cdot \frac{Q}{F} \quad m_{\text{Al}} = \frac{27 Q}{3 F} = 9 \cdot \frac{Q}{F}$$

Como se puede observar, **se deposita más sodio**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.193. En la ecuación química siguiente:

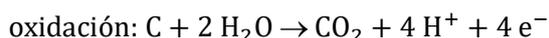


la suma de todos los coeficientes estequiométricos es:

- a) 16
- b) 9
- c) 12
- d) 7

(O.Q.L. Murcia 2011)

Las semirreacciones ajustadas son:



La ecuación global ajustada es:



La suma de todos los coeficientes estequiométricos es 12.

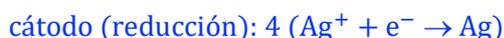
La respuesta correcta es la c.

1.194. Para un proceso electrolítico de una disolución de AgNO_3 en el que se obtiene Ag metal, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?

- a) Para obtener 1 mol de Ag se requiere el paso de 2 mol de electrones.
- b) En el ánodo se produce la oxidación de los protones del agua.
- c) En el cátodo se produce oxígeno.
- d) Los cationes plata se reducen en el cátodo.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las semirreacciones de oxidación y de reducción que tienen lugar en el ánodo y cátodo, respectivamente, son:



- a) Falso. Se requiere 1 mol de electrones.
- b) Falso. Se oxidan los iones hidróxido procedentes del agua.
- c) Falso. El oxígeno se obtiene en el ánodo.
- d) **Verdadero.** La reducción tiene lugar en el cátodo.

La respuesta correcta es la d.

1.195. Cuál será el E° para celda voltaica construida por:



- a) 0,090 V
- b) 0,426 V
- c) 1,098 V
- d) 1,434 V

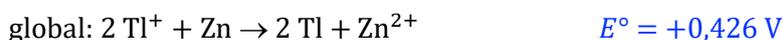
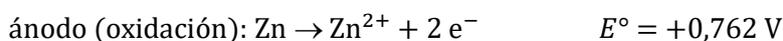
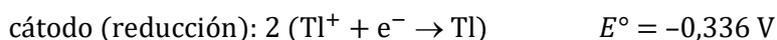
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Una pila voltaica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial, que se escribe a la derecha en la notación de la pila, se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial, que se escribe a la izquierda, como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha celda son:



El potencial normal de la celda también se puede calcular mediante la expresión:

$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ$$

En este caso:

$$E^\circ = E_{\text{Tl}^+ | \text{Tl}}^\circ - E_{\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}}^\circ = (-0,336 \text{ V}) - (-0,762 \text{ V}) = +0,426 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la **b**.

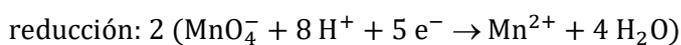
1.196. La siguiente reacción redox tiene lugar en medio ácido:



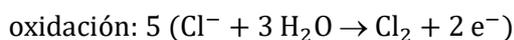
- Cl^- es el agente oxidante.
- MnO_4^- experimenta una oxidación.
- MnO_4^- actúa como oxidante fuerte.
- H^+ se comporta como agente oxidante.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Las semirreacciones que tienen lugar son:



MnO_4^- actúa como oxidante, gana electrones y se reduce.



Cl^- actúa como reductor, cede electrones y se oxida.

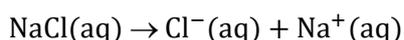
La respuesta correcta es la **c**.

1.197. Una de las siguientes afirmaciones, referidas a la electrólisis del cloruro de sodio en medio acuoso, es falsa:

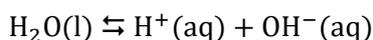
- Se obtiene sodio metal en el cátodo.
- Se obtiene H_2 procedente del agua y la disolución queda alcalina.
- Se forma la misma cantidad (en moles) de cloro que de hidrógeno.
- El proceso no está favorecido termodinámicamente.
- El proceso consume mucha energía eléctrica.

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Madrid 2013)

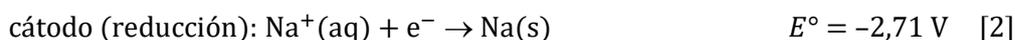
El NaCl en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:



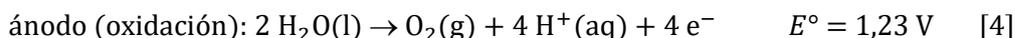
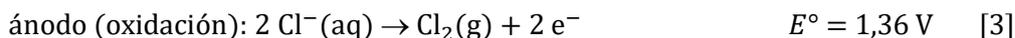
También se tiene la ionización del agua:



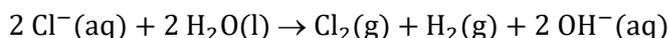
Consultando en la bibliografía los potenciales normales de electrodo, las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



de ambas, se puede descartar la semirreacción [2] ya que H^+ es más fácil de reducir por tener un potencial de electrodo mayor.



El potencial de la reacción entre [1] y [3] es:



$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = (-0,83 \text{ V}) - (1,36 \text{ V}) = -2,19 \text{ V}$$

El potencial de la reacción entre [1] y [4] es:



$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = (-0,83 \text{ V}) - (1,23 \text{ V}) = -2,06 \text{ V}$$

Como ambos valores son similares es de esperar que en el ánodo se obtenga una mezcla de Cl_2 y O_2 . En la práctica, predomina Cl_2 debido a la alta sobretensión del O_2 comparada con la del Cl_2 .

Por tanto, se puede considerar que la reacción global es:



El $\text{NaOH}(\text{aq})$ se forma con los iones $\text{Na}^+(\text{aq})$ y $\text{OH}^-(\text{aq})$ presentes en la disolución resultante.

a) Falso. En el cátodo se obtiene H_2 .

b-c) Verdadero. Según se ha justificado.

d-e) Verdadero. El valor de $E^\circ < 0$, por tanto, $\Delta G^\circ > 0$, y la reacción es no espontánea por lo que consume gran cantidad para llevarse a cabo.

La respuesta correcta es la a.

1.198. ¿Cuáles de las siguientes especies será oxidada por HCl 1 M?

a) Ag

b) Mg

c) Cu

d) Cl^-

e) Sn^{2+}

(Datos. $E^\circ(\text{V}): \text{Ag}^+|\text{Ag} = +0,80; \text{Mg}^{2+}|\text{Mg} = -2,356; \text{Cu}^{2+}|\text{Cu} = +0,34; \text{Sn}^{2+}|\text{Sn} = -0,137$)

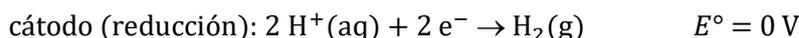
(O.Q.N. El Escorial 2012)

En una reacción espontánea se cumple que $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión:

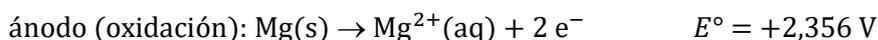
$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

Se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

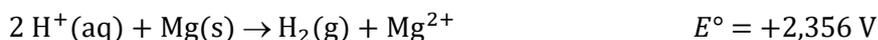
Como la semirreacción de reducción del H^+ es:



la única especie que puede conseguir que la fuerza electromotriz de la celda, E° , sea positiva es aquella que tenga potencial de electrodo negativo, de todas las propuestas es el Mg ($E^\circ = -2,356 \text{ V}$):



La reacción global es:



El potencial normal de la celda también se puede calcular mediante la expresión:

$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ$$

En este caso:

$$E^\circ = E_{\text{H}^+ | \text{H}_2}^\circ - E_{\text{Mg}^{2+} | \text{Mg}}^\circ = (0 \text{ V}) - (-2,356 \text{ V}) = +2,356 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.199. Una celda voltaica está formada por un electrodo de hidrógeno y otro de Ag en condiciones estándar, $E^\circ(\text{Ag}^+ | \text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$. Los valores de ΔG° y la constante de equilibrio K de la reacción redox correspondiente se caracterizan por:

- a) $\Delta G^\circ < 0$ $K > 1$
- b) $\Delta G^\circ > 0$ $K > 1$
- c) $\Delta G^\circ > 0$ $K < 1$
- d) $\Delta G^\circ < 0$ $K < 1$
- e) $\Delta G^\circ = 0$ $K = 0$
- f) $\Delta G^\circ < 0$ $K = 0$

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.N. Madrid 2015)

Una celda voltaica es aquella en la que tiene lugar una **reacción espontánea**, es decir, en ella se cumple que $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

La relación que existe entre ΔG° y la constante de equilibrio K viene dada por la ecuación:

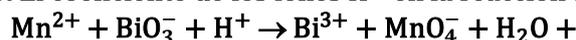
$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

Si $\Delta G^\circ < 0$, para una reacción espontánea, $K > 1$.

La respuesta correcta es la **a**.

(En la cuestión propuesta en Madrid 2015 no se especifican los electrodos).

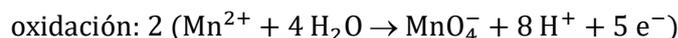
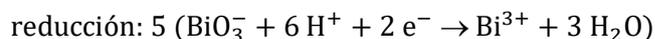
1.200. El coeficiente de los iones H^+ en la reacción ajustada siguiente es el indicado:



- a) 3
- b) 14
- c) 7
- d) 4
- e) 11

(O.Q.N. El Escorial 2012)

Las semirreacciones que tienen lugar son:



La respuesta correcta es la **b**.

1.201. El número 96.500 debe ser familiar para cualquier químico porque corresponde al redondeo de:

- a) El famoso número de Avogadro.
- b) La llamada por algunos "constante de Faraday".
- c) El primer valor calculado de la constante de Planck.
- d) El diámetro del átomo de hidrógeno expresado en nanómetros.

(O.Q.L. Murcia 2012)

Es la **constante de Faraday** que corresponde a la carga de un mol de electrones:

$$6,02214 \cdot 10^{23} \text{ e}^- \cdot \frac{1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ C}}{1 \text{ e}^-} = 96.487 \text{ C}$$

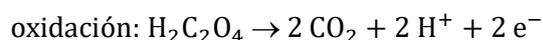
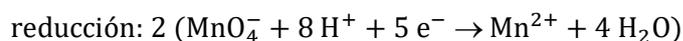
La respuesta correcta es la **a**.

1.202. Cuando se adiciona KMnO_4 a una disolución acidificada de ácido oxálico, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, se produce CO_2 gas e iones Mn^{2+} . ¿Cuál es el agente reductor de esta reacción?

- a) KMnO_4
- b) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
- c) H_2O
- d) CO_2

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

Las semirreacciones que tienen lugar son:



El **agente reductor** es el $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ya que cede electrones y se oxida.

La respuesta correcta es la **b**.

1.203. En una celda electrolítica, ¿cuál de las siguientes afirmaciones no es la correcta?

- a) El ánodo es el electrodo positivo.
- b) En el electrodo negativo se produce la semirreacción de reducción.
- c) Los aniones se dirigen al cátodo.
- d) Los aniones se dirigen al ánodo.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

En cualquier tipo de celda o celda se cumple que:

- **ánodo:** electrodo por el que los **electrones salen** de la celda y tiene lugar la **oxidación**.
- **cátodo:** electrodo por el que los **electrones entran** en la celda y tiene lugar la **reducción**.

En una celda **electrolítica**, los electrones son forzados a dirigirse hacia el cátodo, por este motivo los **cationes** también se dirigen hacia el **cátodo** por lo que este tiene signo **negativo**. Por tanto, los **aniones** se dirigen al ánodo que tiene signo **positivo**.

La respuesta no correcta es la **d**.

1.204. Señale cuál de las siguientes reacciones es de oxidación-reducción:

- a) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
- b) $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$
- d) $\text{MgO} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

(O.Q.L. La Rioja 2012)

Una reacción puede clasificarse como redox si las especies que intervienen en ella varían su número de oxidación y, por tanto, intercambian electrones.

En la reacción, $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$, se cumple que:

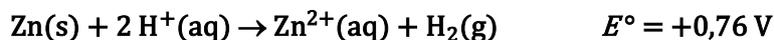
- El H_2 actúa como **reductor** ya que cede electrones y se oxida:
oxidación: $\text{H}_2 \rightarrow 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$
- El Cl_2 actúa como **oxidante** ya que gana electrones y se reduce:
oxidación: $\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$

En el resto de las reacciones, ninguna de las especies cambia de número de oxidación.

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a las propuestas en Burgos 1998 y Valencia 2011).

1.205. Para la celda:



¿Qué cambio producirá un incremento del voltaje de la celda?

- Incrementando el tamaño del electrodo de Zn.
- Incrementando la concentración de Zn^{2+} .
- Incrementando la concentración de H^+ .
- Incrementando la presión de $\text{H}_2(\text{g})$.

(O.Q.L. La Rioja 2012)

La ecuación de Nernst (1889) permite calcular el potencial de una celda en condiciones diferentes de las estándar:

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

En este caso, el valor del potencial viene dado por:

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{[\text{Zn}^{2+}] (p_{\text{H}_2})}{[\text{H}^+]^2}$$

a) Falso. Como se observa, el sólido no aparece en la expresión anterior, por tanto, no produce ninguna variación en el potencial de la pila.

b-d) Falso. El aumento de $[\text{Zn}^{2+}]$ o el aumento de p_{H_2} hacen aumentar el segundo término de la ecuación de Nernst, lo cual hace disminuir el valor de E .

c) **Verdadero**. El **aumento de $[\text{H}^+]$** puede hacer cambiar el signo del segundo término de la ecuación de Nernst, lo cual **hace aumentar el valor de E** .

La respuesta correcta es la c.

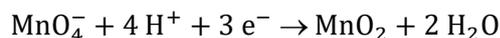
(Cuestión similar a la propuesta en Sevilla 2010).

1.206. Cuando el ion permanganato se transforma en dióxido de manganeso en medio ácido sufre un proceso de:

- Reducción tomando 3 electrones.
- Reducción tomando 5 electrones.
- Oxidación tomando 5 electrones.
- Oxidación tomando 7 electrones.

(O.Q.L. Galicia 2012)

La semirreacción que tiene lugar es:



Se trata de una **reducción** ya que la especie **capta 3 electrones**.

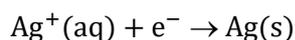
La respuesta correcta es la a.

1.207. Se quiere platear una cuchara que ha perdido su baño mediante la electrólisis de una disolución de plata:

- La cuchara se debe colocar como ánodo.
- La cuchara se debe colocar como cátodo.
- La cuchara se puede colocar como ánodo o como cátodo.
- Una cuchara nunca se puede platear con electrólisis.

(O.Q.L. País Vasco 2012)

La ecuación química correspondiente a la semirreacción de **reducción** que tiene lugar **en el cátodo** es:



La respuesta correcta es la **b**.

1.208. Se quiere proteger una tubería de hierro subterránea frente a la corrosión conectándola eléctricamente a un bloque de otro material. Si dispone, para ello, de bloques de magnesio y de estaño, ¿qué usaría?

- Debería usar el magnesio.
- Debería usar el estaño.
- Cualquiera de los dos es adecuado.
- Ninguno de ellos sería adecuado, pues se debería usar un material con potencial normal de reducción positivo.

(Datos. ($E^\circ(\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Mg}^{2+}|\text{Mg}) = -2,40 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Sn}^{2+}|\text{Sn}) = -0,14 \text{ V}$).

(O.Q.L. País Vasco 2012)

El mejor metal para proteger de la corrosión al hierro ($E^\circ = -0,44 \text{ V}$), actuando como **ánodo de sacrificio**, es aquel que tenga el **potencial de electrodo más bajo**, lo que quiere decir que es el metal más fácil de oxidar. De los metales propuestos el más apropiado es el **magnesio** ($E^\circ = -2,40 \text{ V}$) ya que, además, el estaño no serviría al tener un potencial superior al del hierro ($E^\circ = -0,14 \text{ V}$)

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2011).

1.209. Señale cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:

- Si el número de moles de electrones de la reacción de una semipila, así como el de las especies químicas que intervienen, se multiplica por 3, el potencial de electrodo queda multiplicado por 3.
- En una pila en equilibrio, la constante se anula.
- En el ánodo se producen siempre las reducciones.
- El potencial de la pila depende de la naturaleza de los electrodos y de las concentraciones de las disoluciones.

(O.Q.L. País Vasco 2012)

- Falso. El potencial de la pila no cambia si se multiplica por algún factor el número de electrones intercambiados entre las especies
- Falso. En una reacción en equilibrio se cumple que el potencial de la reacción, $E = 0$. Aplicando la ecuación de Nernst (1889) se obtiene:

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log K = 0 \quad \rightarrow \quad K = 10^{\left(\frac{n E^\circ}{0,0592}\right)}$$

- Falso. El ánodo es el electrodo en el que tiene lugar la semirreacción de oxidación.
- Verdadero.** El potencial de una celda se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = E_{\text{oxidante}} - E_{\text{reductor}}$$

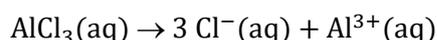
La respuesta correcta es la **d**.

1.210. En la electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de aluminio se produce:

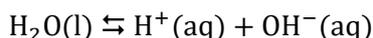
- En el cátodo se deposita aluminio y en el ánodo se desprende hidrógeno.
- En el ánodo se deposita aluminio y en el cátodo se desprende hidrógeno.
- En el cátodo se desprende hidrógeno y en el ánodo se desprende cloro.
- En el ánodo se deposita aluminio y en el cátodo se desprende cloro.

(O.Q.L. Madrid 2012)

El cloruro de aluminio en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:



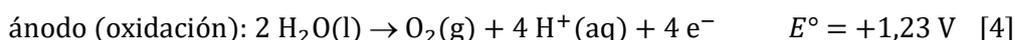
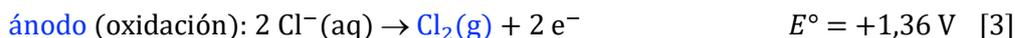
También se tiene la ionización del agua:



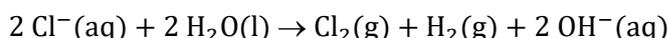
Consultando en la bibliografía los potenciales normales de electrodo, las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



de ambas, se puede descartar la semirreacción [2] ya que H^+ es más fácil de reducir por tener un potencial de electrodo mayor.

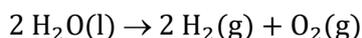


El potencial de la reacción entre [1] y [3] es:



$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = (-0,83 \text{ V}) - (1,36 \text{ V}) = -2,19 \text{ V}$$

El potencial de la reacción entre [1] y [4] es:



$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = (-0,83 \text{ V}) - (1,23 \text{ V}) = -2,06 \text{ V}$$

Como ambos valores son similares es de esperar que en el ánodo se obtenga una mezcla de Cl_2 y O_2 . En la práctica, predomina Cl_2 debido a la alta sobretensión del O_2 comparada con la del Cl_2 .

La respuesta correcta es la c.

(En el enunciado propuesto faltan los potenciales de reducción que permiten resolver la cuestión).

1.211. ¿Cuál es el potencial estándar de la reacción?



a) +0,18 V

b) +0,16 V

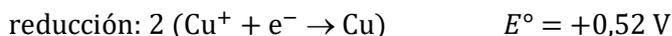
c) +0,70 V

d) -0,16 V

(Datos. $E^\circ(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^+|\text{Cu}) = +0,52 \text{ V}$)

(O.Q.L. Madrid 2012) (O.Q.L. Galicia 2012)

A partir de los datos dados se pueden escribir las siguientes semirreacciones:

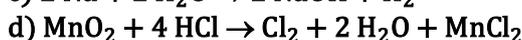
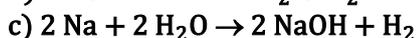
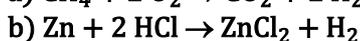
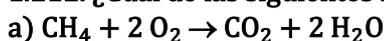


Sumando ambas, se puede calcular el potencial de la reacción de desproporción del Cu^+ :



La respuesta correcta es la a.

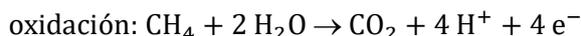
1.212. ¿Cuál de las siguientes reacciones no implica un proceso redox?



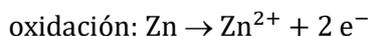
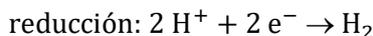
e) Todas son reacciones redox.

(O.Q.N. Alicante 2013)

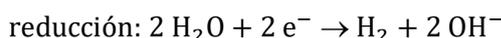
a) Verdadero. En la reacción $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$, las semirreacciones que tienen lugar son:



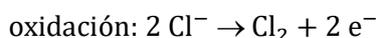
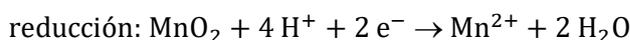
b) Verdadero. En la reacción $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$, las semirreacciones que tienen lugar son:



c) Verdadero. En la reacción $2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$, las semirreacciones que tienen lugar son:

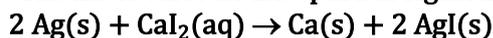


d) Verdadero. En la reacción $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{MnCl}_2$, las semirreacciones que tienen lugar son:



La respuesta correcta es la e.

1.213. Calcule el valor de ΔG° para la siguiente reacción a 298 K y 1 atm:



a) +523 kJ

b) +787 kJ

c) +583 kJ

d) -523 kJ

e) +707 kJ

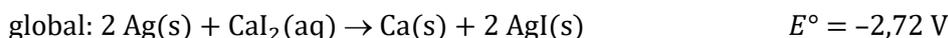
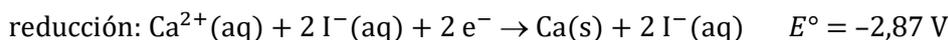
(Datos. Potenciales de reducción, $E^\circ (\text{AgI} | \text{Ag}) = -0,150 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Ca}^{2+} | \text{Ca}) = -2,87 \text{ V}$)

(O.Q.N. Alicante 2013)

La expresión que relaciona la variación de energía de Gibbs, ΔG° , con el potencial de la reacción, E° , es:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

Las semirreacciones que tienen lugar son:



El valor de la energía de Gibbs es:

$$\Delta G^\circ = -2 \cdot (96.485 \text{ C mol}^{-1}) \cdot (-2,72 \text{ V}) \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = +525 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la a.

1.214. Calcule la masa de oro que se deposita en una cuba electrolítica cuando circula una corriente de 0,40 A durante 22 minutos a través de una disolución acuosa de Au^{3+} :

a) 0,0018 g

b) 1,08 g

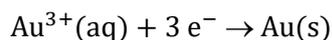
c) 0,359 g

d) 1,1 g

e) 3,2 g

(O.Q.N. Alicante 2013)

La ecuación química correspondiente a la semirreacción de reducción que tiene lugar en el cátodo es:



La cantidad de corriente que circula por la cuba es:

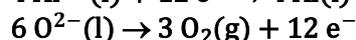
$$Q = (0,40 \text{ A}) \cdot (22 \text{ min}) \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^{-}}{96.485 \text{ C}} = 5,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol e}^{-}$$

Relacionando electrones con Au se obtiene la masa de este que se deposita:

$$5,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol e}^{-} \cdot \frac{1 \text{ mol Au}}{3 \text{ mol e}^{-}} \cdot \frac{197,0 \text{ g Au}}{1 \text{ mol Au}} = 0,36 \text{ g Au}$$

La respuesta correcta es la c.

1.215. El aluminio se obtiene por el proceso Hall-Heroult a partir de la bauxita. Este mineral se purifica y el Al_2O_3 puro se funde y somete a electrólisis. Las semirreacciones en cada electrodo son:



Si a través de la cuba circula una corriente de 5,0 A durante 1,0 h, la masa de Al que se deposita y el electrodo correspondiente son, respectivamente:

- a) 1,68 g – cátodo
- b) 1,68 g – ánodo
- c) 5,05 g – cátodo
- d) 5,05 g – ánodo

e) Ninguna de las anteriores es correcta ya que se necesita conocer la riqueza de la bauxita.

(O.Q.N. Alicante 2013)

En una cuba electrolítica, los electrones son forzados a dirigirse hacia el cátodo, por este motivo, los cationes también se dirigen hacia el **cátodo** lo que motiva que este tenga signo negativo y que en él ocurra la semirreacción de **reducción**.

La cantidad de corriente que circula por el sistema es:

$$Q = (5,0 \text{ A}) \cdot (1,0 \text{ h}) \cdot \frac{3.600 \text{ s}}{1 \text{ h}} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^{-}}{96.485 \text{ C}} = 0,19 \text{ mol e}^{-}$$

Relacionando electrones con Al:

$$0,19 \text{ mol e}^{-} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol e}^{-}} \cdot \frac{27,0 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} = 1,7 \text{ g Al}$$

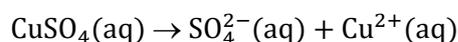
La respuesta correcta es la a.

1.216. Por una cuba electrolítica que contiene una disolución acuosa de sulfato de cobre(II) circula una corriente continua durante un cierto tiempo. La sustancia que se deposita en el cátodo y el gas que se desprende en el ánodo son, respectivamente:

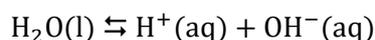
- a) S y O_2
- b) Cu y H_2
- c) Cu y SO_2
- d) Cu y O_2
- e) Cu y H_2S

(O.Q.N. Alicante 2013)

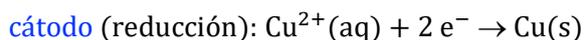
El sulfato de cobre(II), CuSO_4 , en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:



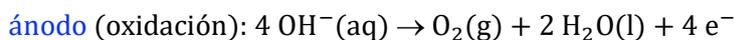
También se tiene la ionización del agua:



Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



El ion Cu^{2+} se reduce más fácilmente que el ion H^{+} ya que tiene un potencial normal de electrodo mayor y se deposita como **Cu(s)**.



El ion OH^{-} se oxida a **$\text{O}_2(\text{g})$** . Es la única especie presente que puede sufrir oxidación, ya que el ion SO_4^{2-} contiene al azufre con su estado de oxidación más elevado, por lo que solo puede reducirse.

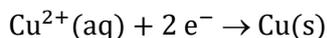
La respuesta correcta es la **d**.

1.217. ¿Qué masa de cobre se deposita en un electrodo cuando una corriente eléctrica de 10,0 A atraviesa una disolución de nitrato de cobre(II) durante 30,6 s?

- a) 0,101 g
- b) 0,201 g
- c) 0,403 g
- d) 6,04 g

(O.Q.L. Madrid 2013)

La semirreacción correspondiente a la reducción del ion Cu^{2+} en el cátodo es:



Relacionando la cantidad de corriente y de Cu se obtiene la masa de este que se deposita:

$$(10,0 \text{ A}) \cdot (30,6 \text{ s}) \cdot \frac{1 \text{ C}}{1 \text{ A s}} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^{-}}{96.485 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{2 \text{ mol e}^{-}} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 0,101 \text{ g Cu}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2003).

1.218. Para la reacción:

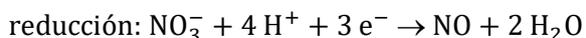


El agente oxidante y el agente reductor son, respectivamente:

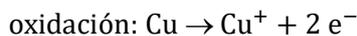
- a) Cu^{2+} y Cu
- b) NO_3^{-} y NO
- c) NO_3^{-} y Cu
- d) Cu y HNO_3

(O.Q.L. La Rioja 2013)

▪ El **HNO_3** actúa como **oxidante** ya que capta electrones y se reduce:



▪ El **Cu** actúa como **reductor** ya que cede electrones y se oxida:



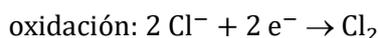
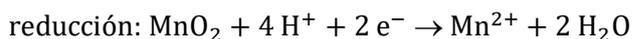
La respuesta correcta es la **c**.

1.219. Indique cuál de las siguientes reacciones puede clasificarse como de oxidación-reducción:

- a) $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{TiO}_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{TiCl}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{NaNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NaCl}$
- d) $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{AgCl}$

(O.Q.L. La Rioja 2013)

Las semirreacciones correspondientes a la única reacción en la que existen cambios en los números de oxidación de las especies reaccionantes son:



La respuesta correcta es la **a**.

1.220. Indique cuál de los siguientes metales no podrá ser oxidado por los iones $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ en condiciones estándar:

- a) Al
- b) Ag
- c) Zn
- d) Pb

(Datos. Potenciales de reducción, E° , ($\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$) = +0,34 V; ($\text{Al}^{3+}|\text{Al}$) = -1,67 V; ($\text{Ag}^+|\text{Ag}$) = +0,80 V; ($\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}$) = -0,76 V; ($\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}$) = +0,125 V).

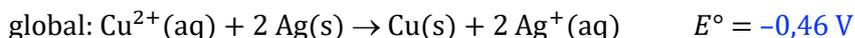
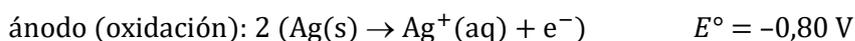
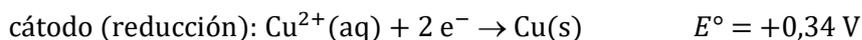
(O.Q.L. La Rioja 2013)

Se trata de determinar que reacción del ion Cu^{2+} con uno de los metales propuestos es no espontánea, es decir, que $\Delta G^\circ > 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea no espontánea, es preciso que $E^\circ < 0$.

Como el potencial normal del par $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$ es $E^\circ = +0,34 \text{ V}$, será imposible la reacción de este ion con el metal que tenga un potencial de electrodo mayor que el suyo. El metal que cumple dicha condición es el **Ag**, ($E^\circ = +0,80 \text{ V}$). Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ < 0$, por tanto, $\Delta G^\circ > 0$, y el **proceso es no espontáneo**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.221. Indique cuál es el estado de oxidación del azufre en el compuesto $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_6$:

- a) +4
- b) +6
- c) +5
- d) -6

(O.Q.L. La Rioja 2013)

Considerando que ambos átomos de azufre tengan el mismo número de oxidación, y sabiendo que los números de oxidación del Na y O son, respectivamente, +1 y -2, y que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$2(+1) + 2(x) + 6(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +5$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.222. El manganeso presenta estado de oxidación +6 en el compuesto:

- a) HMnO_4
- b) MnO_2
- c) H_2MnO_4
- d) Mn_2O_3

(O.Q.L. La Rioja 2013)

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es -2 y del hidrógeno $+1$, el número de oxidación del manganeso en las mismas es:

- a) En el HMnO_4 : $+1 + x + 4(-2) = 0 \rightarrow x = +7$
 b) En el MnO_2 : $x + 2(-2) = 0 \rightarrow x = +4$
 c) En el H_2MnO_4 : $2(+1) + x + 4(-2) = 0 \rightarrow x = +6$
 d) En el Mn_2O_3 : $2(x) + 3(-2) = 0 \rightarrow x = +3$

La respuesta correcta es la **c**.

1.223. Si se sabe que el potencial del electrodo $\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}$ es de $-0,76 \text{ V}$, la oxidación del zinc metálico en contacto con una disolución 1 M de ácido clorhídrico es un proceso:

- a) Espontáneo, siempre que el ácido sea el clorhídrico.
 b) Espontáneo, siempre.
 c) Reversible, siempre.
 d) Espontáneo e irreversible, ya que se forma hidrógeno gaseoso.

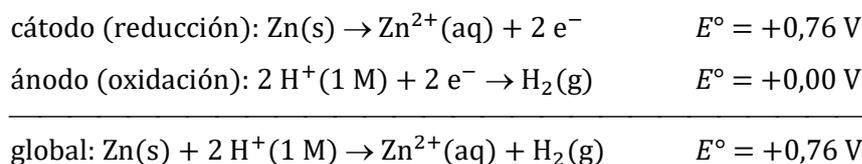
(O.Q.L. País Vasco 2013)

Para que la reacción sea espontánea se debe cumplir que $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha reacción son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por tanto, **la reacción es siempre espontánea**.

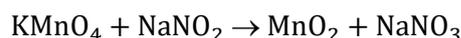
La respuesta correcta es la **b**.

1.224. El ion permanganato puede reaccionar con anión nitrito en medio acuoso. Si se lleva a cabo la reacción con nitrito de sodio y permanganato de potasio, ¿cuántos moles de permanganato de potasio se necesitan para reaccionar con tres moles de nitrito de sodio?

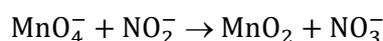
- a) 1
 b) 2
 c) 3
 d) 4

(O.Q.L. País Vasco 2013)

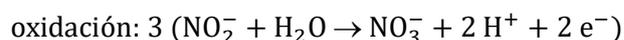
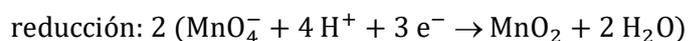
La ecuación química a ajustar es:



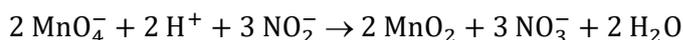
La ecuación iónica correspondiente a ajustar es:



Las semirreacciones son:



La ecuación iónica final es:



De acuerdo con la estequiometría de la reacción se precisan **2 mol de MnO_4^- por cada 3 mol de NO_2^-** .

La respuesta correcta es la **b**.

1.225. En la siguiente reacción:



¿qué elemento se oxida y cuál se reduce?

- a) Se oxida el carbono y se reduce el cloro.
- b) No se puede saber, porque está mal ajustada.
- c) No es una reacción de oxidación-reducción.
- d) Se oxida el cromo y se reduce el carbono.

(O.Q.L. País Vasco 2013)

Haciendo un balance de materia se observa que la ecuación **no se encuentra ajustada**.

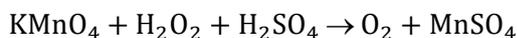
La respuesta correcta es la **b**.

1.226. De un frasco de agua oxigenada (diluida en agua) se toma una muestra de 1,00 g acidificándola con ácido sulfúrico y luego se valora con disolución 0,20 M de KMnO_4 , precisando 17,6 mL de la misma. (El H_2O_2 se oxida a O_2 y el MnO_4^- se reduce a Mn^{2+}). ¿Cuál es el porcentaje en masa de agua oxigenada contenida en el frasco?

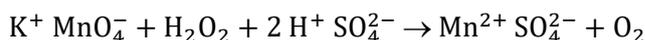
- a) 30 %
- b) 20 %
- c) 40 %
- d) 45 %

(O.Q.L. Galicia 2013)

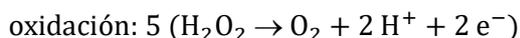
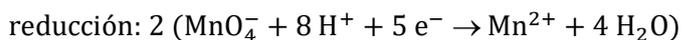
La ecuación molecular correspondiente a la reacción de oxidación-reducción entre H_2O_2 y KMnO_4 es:



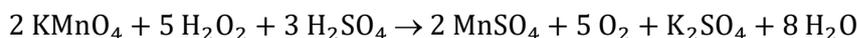
La ecuación iónica es:



Las semirreacciones que tienen lugar son:



Añadiendo los iones que faltan (3SO_4^{2-} y 2K^+) se obtiene la ecuación molecular final:



Relacionando KMnO_4 y H_2O_2 :

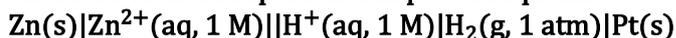
$$17,6 \text{ mL KMnO}_4 \text{ 0,20 M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol KMnO}_4}{1 \text{ mL KMnO}_4 \text{ 0,20 M}} \cdot \frac{5 \text{ mmol H}_2\text{O}_2}{2 \text{ mmol KMnO}_4} = 8,8 \text{ mmol H}_2\text{O}_2$$

Relacionando H_2O_2 con agua oxigenada se obtiene la riqueza de la misma:

$$\frac{8,8 \text{ mmol H}_2\text{O}_2}{1,00 \text{ g agua oxigenada}} \cdot \frac{34,0 \text{ mg H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mmol H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{1 \text{ g H}_2\text{O}_2}{10^3 \text{ mg H}_2\text{O}_2} \cdot 100 = \mathbf{30 \% H}_2\text{O}_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.227. La celda voltaica representada por el esquema:



tiene un potencial $E_{\text{pila}}^{\circ} = +0,763 \text{ V}$. Se puede afirmar que E_{pila} :

- Aumenta si disminuye $[\text{H}^{+}]$.
- Aumenta si aumenta la presión de $\text{H}_2(\text{g})$.
- Disminuye si se añade $\text{OH}^{-}(\text{aq})$ al electrodo de hidrógeno.
- Aumenta si se añade nitrato de zinc al ánodo.
- Aumenta si se duplica el área superficial del ánodo.

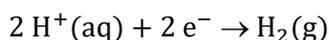
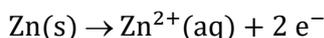
(O.Q.N. Oviedo 2014)

Una celda voltaica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G^{\circ} < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la pila, E° , viene dado por la expresión:

$$\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^{\circ} > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial, que se escribe a la derecha en la notación de la pila, se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial, que se escribe a la izquierda, como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha pila son:



La ecuación de Nernst (1889) permite calcular el potencial de una pila en condiciones diferentes de las estándar:

$$E_{\text{pila}} = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

En este caso, el valor del potencial viene dado por:

$$E_{\text{pila}} = 0,763 - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{[\text{Zn}^{2+}] (p_{\text{H}_2})}{[\text{H}^{+}]^2}$$

a-b-d) Falso. La disminución de $[\text{H}^{+}]$, el aumento de $[\text{Zn}^{2+}]$ o el aumento de p_{H_2} hacen aumentar el segundo término de la ecuación de Nernst, lo cual hace disminuir el valor de E_{pila} .

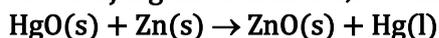
c) **Verdadero.** Los iones OH^{-} añadidos consumen iones H^{+} del electrodo de hidrógeno lo que hace más negativo el segundo término de la ecuación de Nernst, haciendo disminuir el valor de E_{pila} .

e) Falso. Como se observa, el sólido no aparece en la expresión anterior, por tanto, no produce ninguna variación en el valor de E_{pila} .

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en La Rioja 2012).

1.228. Un reloj digital consume 0,242 mA de su batería de mercurio, en la que tiene lugar la reacción:

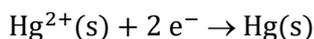


El tiempo de vida de la batería, que contiene 4,00 g de HgO es de:

- 98 días
- 101 días
- 172 días
- 241 días
- 273 días

(O.Q.N. Oviedo 2014)

La ecuación química correspondiente a la semirreacción de reducción que tiene lugar en el cátodo es:



La cantidad de corriente que suministra la pila es:

$$4,00 \text{ g HgO} \cdot \frac{1 \text{ mol HgO}}{216,6 \text{ g HgO}} \cdot \frac{2 \text{ mol e}^{-}}{1 \text{ mol HgO}} \cdot \frac{96.485 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^{-}} = 3,56 \cdot 10^3 \text{ C}$$

Relacionando cantidad e intensidad de corriente se obtiene el tiempo que funciona la pila:

$$t = \frac{3,56 \cdot 10^3 \text{ C}}{0,242 \text{ mA}} \cdot \frac{10^3 \text{ mA}}{1 \text{ A}} \cdot \frac{1 \text{ día}}{86.400 \text{ s}} = 170 \text{ días}$$

La respuesta correcta es la c.

1.229. Se construye una celda voltaica con un compartimento de electrodo que consta de una tira de plata colocada en una disolución de nitrato de plata 1 M y otro compartimento de electrodo que consta de una tira de hierro colocada en una disolución de concentración en Fe^{2+} 1 M. Para esta celda:

- El electrodo $\text{Ag}^{+}|\text{Ag}$ es el cátodo de la celda voltaica.
 - El electrodo $\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}$ es el cátodo de la celda voltaica.
 - La plata metálica se oxida.
 - El Fe^{2+} se reduce.
 - Los electrones fluyen del electrodo $\text{Ag}^{+}|\text{Ag}$ al electrodo $\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}$.
- (Datos. $E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}) = -0,440 \text{ V}$; $E^{\circ}(\text{Ag}^{+}|\text{Ag}) = +0,799 \text{ V}$).

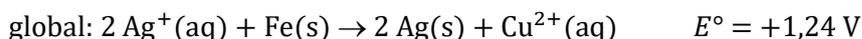
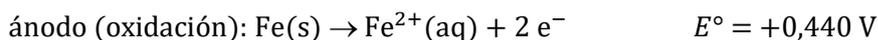
(O.Q.N. Oviedo 2014)

Una celda voltaica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G^{\circ} < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión:

$$\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^{\circ} > 0$.

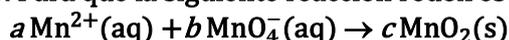
Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha celda son:



Los electrones de la pila se dirigen de forma espontánea hacia los potenciales crecientes, es decir, desde el polo negativo, ánodo ($\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}$) hacia el polo positivo, cátodo ($\text{Ag}^{+}|\text{Ag}$).

La respuesta correcta es la a.

1.230. Para que la siguiente reacción redox esté ajustada en medio básico:



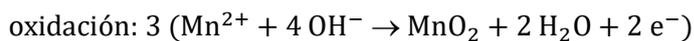
Los coeficientes estequiométricos a , b y c deben ser, respectivamente:

- 1, 1 y 2
- 2, 3 y 4
- 3, 2 y 5
- 3, 3 y 6
- Ninguna de las respuestas es correcta.

(O.Q.N. Oviedo 2014)

Las semirreacciones que tiene lugar son:





La ecuación global es:



La respuesta correcta es la **c**.

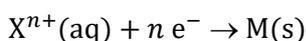
(Cuestión similar a la propuesta en Valencia de D. Juan 2004).

1.231. Todos los aspectos siguientes afectan al número de moles de metal depositados durante la electrólisis excepto:

- a) La corriente eléctrica usada.
- b) El tiempo de la electrólisis.
- c) La carga del ion.
- d) La masa molar.

(O.Q.L. La Rioja 2014)

La ecuación química correspondiente a la reacción de reducción de un catión metálico es:



De acuerdo con la ley de Faraday (1834):

“la cantidad de sustancia depositada en una electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que circula por la cuba”.

La cantidad de corriente Q que pasa por una cuba se calcula mediante la expresión:

$$Q = I t$$

Relacionando la cantidad de corriente con el número de moles de metal que se depositan:

$$(I \cdot t) \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ F}}{96.485 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{1 \text{ F}} \cdot \frac{1 \text{ mol X}}{n \text{ mol e}^-} = \frac{I \cdot t}{96.485 n} \text{ mol X}$$

Como se observa en la ecuación obtenida, **la masa molar del metal, M , no afecta** al número de moles de este que se obtienen.

La respuesta correcta es la **d**.

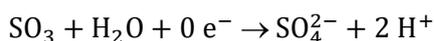
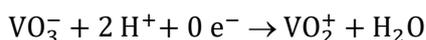
1.232. ¿Qué transformación es una oxidación?

- a) $\text{VO}_3^- \rightarrow \text{VO}_2^+$
- b) $\text{CrO}_2^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$
- c) $\text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$
- d) $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}_2^-$

(O.Q.L. La Rioja 2014)

Una oxidación es un proceso en el que una sustancia cede electrones.

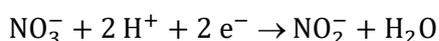
a-c) Falso. Las siguientes reacciones no son de oxidación-reducción ya que no se intercambian electrones:



b) **Verdadero**. La siguiente reacción es de **oxidación** ya que se ceden electrones:



d) Falso. La siguiente reacción es de reducción ya que se ganan electrones:



La respuesta correcta es la **b**.

1.233. ¿En cuál de las siguientes especies el elemento indicado tiene número de oxidación +2?

- a) SO_2Cl_2 (S)
 b) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ (Fe)
 c) HNO_2 (N)
 d) $\text{Ni}(\text{CO})_4$ (C)

(O.Q.L. La Rioja 2014)

a) Falso. Sabiendo que los números de oxidación del Cl y O son, respectivamente, -1 y -2, y que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$x + 2(-2) + 2(-1) = 0 \quad \rightarrow x = +6$$

b) **Verdadero**. Sabiendo que los números de oxidación del C y N son, respectivamente, +2 y -3, y que en un ion la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran coincide con la carga del mismo, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$x + 6(+2) + 6(-3) = -4 \quad \rightarrow x = +2$$

c) Falso. Sabiendo que los números de oxidación del H y O son, respectivamente, +1 y -2, y que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0, se puede plantear la siguiente ecuación:

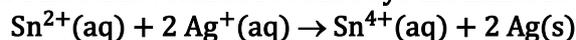
$$+1 + x + 2(-2) = 0 \quad \rightarrow x = +3$$

d) Falso. Sabiendo que los números de oxidación del C y O son, respectivamente, +2 y -2, y que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$x + 4(+2) + 4(-2) = 0 \quad \rightarrow x = 0$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.234. Una celda voltaica se construye mediante la siguiente reacción:

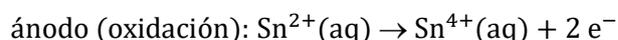


¿Cómo se podría aumentar el voltaje de la misma?

- a) Aumentando la concentración $[\text{Sn}^{2+}]$.
 b) Aumentando la concentración $[\text{Sn}^{4+}]$.
 c) Disminuyendo la concentración $[\text{Ag}^+]$.
 d) Reduciendo el tamaño del electrodo de Ag.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014)

Las semirreacciones que tienen lugar en dicha celda son:



La ecuación de Nernst (1889) permite calcular el potencial de una celda en condiciones diferentes de las estándar:

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

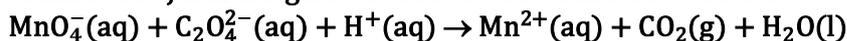
En este caso el valor del potencial viene dado por:

$$E = 0,763 - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{[\text{Sn}^{4+}]}{[\text{Sn}^{2+}] [\text{Ag}^+]^2}$$

Para aumentar el voltaje de la celda es preciso que el segundo término de la ecuación de Nernst se haga negativo. El único factor propuesto que hace que eso ocurra es un aumento de $[\text{Sn}^{2+}]$.

La respuesta correcta es la **a**.

1.235. Cuando se ajusta la siguiente reacción de oxidación-reducción:

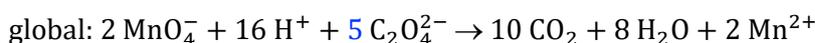
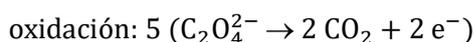
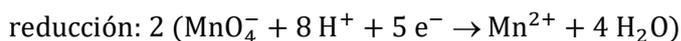


mediante los coeficientes enteros más pequeños, el coeficiente correspondiente al ion oxalato es:

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4
- e) 5

(O.Q.L. Madrid 2014)

Las semirreacciones que tienen lugar son:



La respuesta correcta es la e.

1.236. ¿En cuál de las siguientes especies químicas presenta el nitrógeno mayor estado de oxidación?

- a) NO
- b) N₂O
- c) NO₂
- d) NH₃
- e) KNO₃

(O.Q.L. Madrid 2014)

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del oxígeno es -2, del hidrógeno +1 y del potasio +1, el número de oxidación del nitrógeno en las mismas es:

- a) En el NO: $x + (-2) = 0 \rightarrow x = +2$
- b) En el N₂O: $2(x) + (-2) = 0 \rightarrow x = +1$
- c) En el NO₂: $x + 2(-2) = 0 \rightarrow x = +4$
- d) En el NH₃: $x + 3(+1) = 0 \rightarrow x = -3$
- e) En el KNO₃: $+1 + x + 3(-2) = 0 \rightarrow x = +5$

La respuesta correcta es la e.

1.237. Para la reacción:

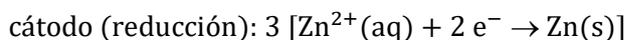


Se prepara una disolución 0,5 M en cada uno de los dos iones a 298 K. Se puede afirmar que:

- a) Esta reacción se encuentra en equilibrio.
- b) La reacción evolucionará hacia la derecha.
- c) La reacción no es espontánea.
- d) El potencial de la reacción en esas condiciones es +0,913 V.
- e) El potencial de la reacción en esas condiciones es 0 V.

(O.Q.L. Madrid 2014)

Las semirreacciones que tienen lugar son:



La ecuación de Nernst (1889) permite calcular el potencial de una pila en condiciones diferentes de las estándar:

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

En este caso el valor del potencial viene dado por:

$$E = 0,913 - \frac{0,0592}{6} \cdot \log \frac{[\text{Al}^{3+}]^2}{[\text{Zn}^{2+}]^3}$$

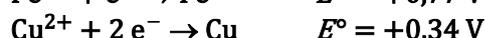
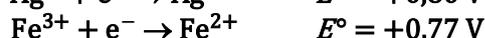
Como en este caso:

$$[\text{Al}^{3+}] = [\text{Zn}^{2+}] = 0,5 \text{ M}$$

Se cumple que, $E = E^\circ = +0,913 \text{ V}$.

La respuesta correcta es la d.

1.238. Dados los siguientes potenciales estándar de reducción:



El agente reductor más fuerte es:

- a) Ag^+
- b) Ag
- c) Fe^{2+}
- d) Cu^{2+}
- e) Cu

(O.Q.L. Madrid 2014)

De las especies propuestas, solo Cu y Ag pueden comportarse como reductores, y de ambos, el **reductor más fuerte es Cu que tiene menor potencial de electrodo ($E^\circ = +0,34 \text{ V}$)**.

La respuesta correcta es la e.

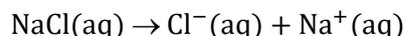
(Cuestión similar a la propuesta en Almería 1999, Barcelona 2001, Asturias 2004).

1.239. Un buen método de obtención del hidróxido de sodio es:

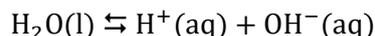
- a) $\text{Na(s)} + \text{Cl}_2(\text{g})$
- b) $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O(l)}$
- c) $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{NH}_3(\text{aq})$
- d) **Electrólisis de una disolución acuosa de NaCl.**
- e) $\text{NaCl(s)} + \text{H}_2\text{O(l)}$

(O.Q.L. Madrid 2014)

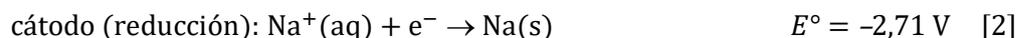
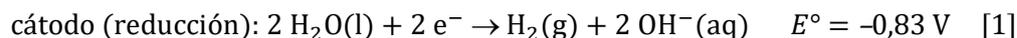
El NaCl en disolución acuosa se encuentra disociado de acuerdo con la ecuación:



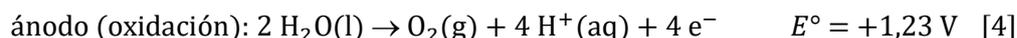
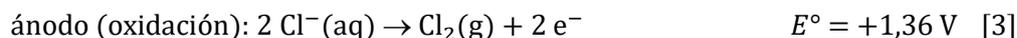
También se tiene la ionización del agua:



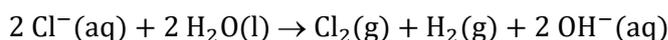
Consultando en la bibliografía los potenciales normales de electrodo, las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos durante **la electrólisis del NaCl(aq)** son:



de ambas, se puede descartar la semirreacción [2] ya que H^+ es más fácil de reducir por tener un potencial de electrodo mayor.



El potencial de la reacción entre [1] y [3] es:



$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = (-0,83 \text{ V}) - (1,36 \text{ V}) = -2,19 \text{ V}$$

El potencial de la reacción entre [1] y [4] es:



$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = (-0,83 \text{ V}) - (1,23 \text{ V}) = -2,06 \text{ V}$$

Como ambos valores son similares es de esperar que en el ánodo se obtenga una mezcla de Cl_2 y O_2 . En la práctica, predomina Cl_2 debido a la alta sobretensión del O_2 comparada con la del Cl_2 .

Por tanto, se puede considerar que la reacción global es:

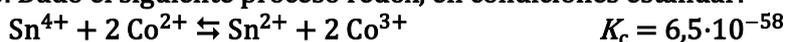


El $\text{NaOH}(\text{aq})$ se forma con los iones $\text{Na}^+(\text{aq})$ y $\text{OH}^-(\text{aq})$ presentes en la disolución resultante.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2006).

1.240. Dado el siguiente proceso redox, en condiciones estándar:



¿Qué afirmación es falsa?

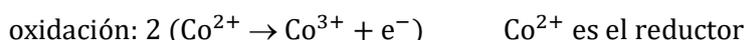
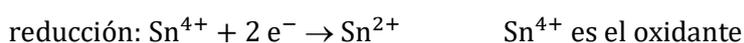
- a) $E_{\text{reacción}}^\circ < 0$.
- b) $\Delta G^\circ > 0$.
- c) El ion Co^{3+} oxida al Sn^{2+} .
- d) $E^\circ(\text{Sn}^{4+}|\text{Sn}^{2+}) > E^\circ(\text{Co}^{3+}|\text{Co}^{2+})$.

(O.Q.L. Galicia 2014)

Para calcular el potencial de la reacción se aplica la ecuación de Nernst (1889) y como las condiciones son las del equilibrio:

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q \quad \rightarrow \quad E^\circ = \frac{0,0592}{n} \log K_c$$

Las semirreacciones que tienen lugar en la reacción propuesta son:



El valor de E° es:

$$E^\circ = \frac{0,0592}{2} \cdot \log (6,5 \cdot 10^{-58}) \quad \rightarrow \quad E^\circ = -1,69 \text{ V}$$

Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

se deduce que si para la reacción $E^\circ < 0$, entonces $\Delta G^\circ > 0$ y el proceso redox es no espontáneo.

El valor del potencial de la reacción se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E^\circ = E_{\text{oxidante}}^\circ - E_{\text{reductor}}^\circ$$

Para este caso se cumple que:

$$E^\circ = E_{\text{Sn}^{4+}|\text{Sn}^{2+}}^\circ - E_{\text{Co}^{3+}|\text{Co}^{2+}}^\circ < 0 \quad \rightarrow \quad E_{\text{Sn}^{4+}|\text{Sn}^{2+}}^\circ < E_{\text{Co}^{3+}|\text{Co}^{2+}}^\circ$$

Por tanto, la reacción se produce en sentido contrario al propuesto y el Co^{3+} oxida al Sn^{2+} .

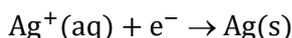
La respuesta correcta es la **d**.

1.241. Se va a platear electrónicamente una superficie metálica de $12,5 \text{ cm}^2$ hasta conseguir un recubrimiento de $1,00 \text{ mm}$ de espesor, utilizando una corriente de $0,50 \text{ A}$. La densidad de la plata es $10,5 \text{ g cm}^{-3}$, su masa atómica 108 y el valor de la constante de Faraday $96.500 \text{ C mol}^{-1}$. El tiempo durará la electrólisis será:

- a) 2,5 h
- b) 5 h
- c) 6,5 h
- d) 7 h
- e) 3,5 h

(O.Q.L. Galicia 2014)

La semirreacción de reducción que tiene lugar en el cátodo es:



La cantidad de plata necesaria para platear la superficie es:

$$(12,5 \text{ cm}^2) \cdot (1,00 \text{ mm}) \cdot \frac{1 \text{ cm}}{10 \text{ mm}} \cdot \frac{10,5 \text{ g Ag}}{1 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{108 \text{ g Ag}} = 0,122 \text{ mol Ag}$$

Relacionando moles de Ag y de electrones:

$$0,122 \text{ mol Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Ag}} \cdot \frac{96.500 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} = 1,17 \cdot 10^4 \text{ C}$$

El tiempo necesario para que pase esa cantidad de corriente por la cuba electrolítica es:

$$t = \frac{1,17 \cdot 10^4 \text{ C}}{0,50 \text{ A}} \cdot \frac{1 \text{ h}}{3.600 \text{ s}} = 6,5 \text{ h}$$

La respuesta correcta es la c.

1.242. Al sumergir una lámina de cobre en una disolución ligeramente ácida ($\text{pH} = 2$) que contiene AgNO_3 $0,01 \text{ M}$, se observa, con el tiempo, que la disolución toma un color azul y que la lámina metálica se oscurece. Sabiendo que:



este fenómeno se puede explicar:

- a) Por la oxidación del cobre a óxido de cobre por el medio ácido: $\text{Cu}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CuO} + \text{H}_2$
- b) Por la reducción de la plata a plata metal por el medio ácido: $4 \text{Ag}^+ + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 4 \text{Ag}(\text{s}) + \text{O}_2$
- c) Por la presencia de impurezas que, en presencia de lata, dan color azul.
- d) Por la reacción entre el cobre y la plata: $\text{Cu}(\text{s}) + 2 \text{Ag}^+ \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2 \text{Ag}(\text{s})$.
- e) Ninguna de las respuestas anteriores puede explicarlo.

(O.Q.L. País Vasco 2014)

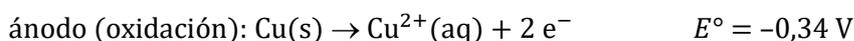
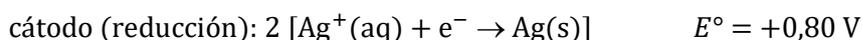
Para que una reacción sea espontánea se debe cumplir que $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

En este caso, en la reacción entre Cu y Ag^+ la aparición con el tiempo, de color azul en la disolución y el oscurecimiento de la lámina de cobre, indican la formación de Cu^{2+} y de Ag, respectivamente.

De acuerdo con esto, las semirreacciones que tienen lugar son:



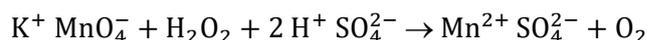
La respuesta correcta es la **d**.

1.243. Ajustando por el método del número de oxidación la reacción de permanganato de potasio con agua oxigenada en medio ácido (H₂SO₄) se obtiene:

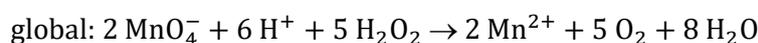
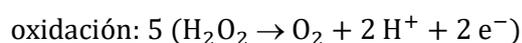
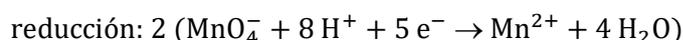
- a) $2 \text{KMnO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O}_2 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5 \text{O}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$
 b) $2 \text{KMnO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5 \text{O}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$
 c) $\text{KMnO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O}_2 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{MnSO}_4 + \text{KSO}_4 + 5 \text{O}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$
 d) $\text{KMnO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O}_2 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{MnSO}_4 + 2 \text{KSO}_4 + 5 \text{O}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$
 e) $2 \text{KMnO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5 \text{O}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$

(O.Q.L. País Vasco 2014)

La ecuación iónica es:



Las semirreacciones que tienen lugar son:



Añadiendo los iones que faltan (3 SO₄²⁻ y 2 K⁺) se obtiene la ecuación molecular final:



La respuesta correcta es la **a**.

1.244. La fuerza electromotriz de una pila:

- a) Depende de las sustancias que intervienen en las reacciones del electrodo y de sus concentraciones.
 b) No depende de la concentración.
 c) Solo depende de la concentración.
 d) No puede descomponerse en la suma algebraica de dos potenciales parciales.
 e) No depende de las sustancias que intervienen en las reacciones del electrodo.

(O.Q.L. País Vasco 2014)

El potencial o fuerza electromotriz de una pila en condiciones estándar (25 °C, 1 atm y disoluciones 1 M) se calcula mediante la siguiente expresión:

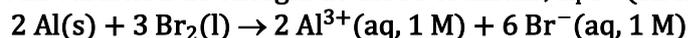
$$E^\circ = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$$

Si las especies iónicas tienen concentraciones diferentes a 1 M, se aplica la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.245. La variación de energía de Gibbs estándar, Δ_rG° (en kJ mol⁻¹) de la siguiente reacción:

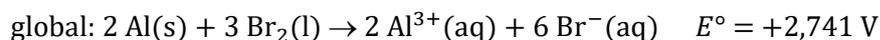
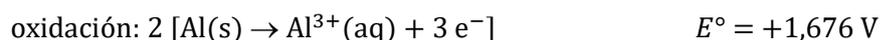


a partir de los potenciales de reducción E° (Al³⁺|Al) = -1,676 V; E° (Br₂|Br⁻) = +1,065 V, es:

- a) -1,17·10²
 b) 1,17·10²
 c) 3,53·10²
 d) -5,29·10³
 e) -1,59·10³

(O.Q.N. Madrid 2015)

Las semirreacciones que tienen lugar son:



La expresión que relaciona la variación de energía de Gibbs, ΔG° , con el potencial de la reacción, E° , es:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

siendo n el número de electrones intercambiados en la reacción.

El valor de la energía de Gibbs es:

$$\Delta G^\circ = -6 \cdot (96.485 \text{ C mol}^{-1}) \cdot (+2,741 \text{ V}) \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = -1,59 \cdot 10^3 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la e.

(Cuestión similar a la propuesta en Alicante 2013).

1.246. Para una pila voltaica formada por plata y cobre, el ánodo y el potencial de la pila en condiciones estándar son:

- a) Ag y +1,14 V.
- b) Ag y +0,46 V.
- c) Cu y +0,46 V.
- d) Cu y -0,46 V.
- e) Cu y +0,12 V.

(Datos: $E^\circ(\text{Ag}^+|\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$)

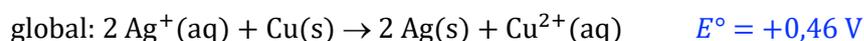
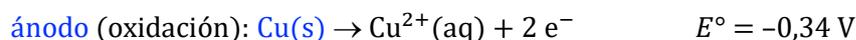
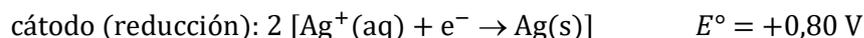
(O.Q.N. Madrid 2015)

Una celda voltaica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

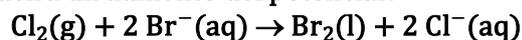
Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha pila son:



La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 2010).

1.247. El potencial estándar E° de la siguiente reacción es +0,283 V. ¿Cuál de los siguientes cambios producirá un aumento del potencial?



- a) Aumentar $[\text{Br}^-]$.
- b) Aumentar $[\text{Cl}^-]$.
- c) Aumentar el tamaño de los electrodos.
- d) Disminuir $[\text{Br}^-]$.
- e) Diluir la disolución.

(O.Q.N. Madrid 2015)

La ecuación de Nernst (1889) permite calcular el potencial de una pila en condiciones diferentes de las estándar:

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

En este caso en que por ser condiciones estándar, $p_{\text{Cl}_2} = 1 \text{ atm}$, el valor del potencial viene dado por:

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{[\text{Cl}^-]^2}{[\text{Br}^-]^2}$$

La única forma propuesta **para aumentar el potencial de la reacción es aumentar el valor de $[\text{Br}^-]$** , ya que hace que el segundo término de la ecuación sea más pequeño.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Sevilla 2010).

1.248. En la protección anódica contra la corrosión (oxidación del hierro), ¿cuál de los siguientes metales puede actuar como ánodo de sacrificio?

- a) Ag
- b) Cu
- c) Ni
- d) Zn
- e) Pb

(Datos. E° : $(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $(\text{Ni}^{2+}|\text{Ni}) = -0,257 \text{ V}$; $(\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $(\text{Ag}^+|\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$; $(\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}) = -0,125 \text{ V}$; $(\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$).

(O.Q.N. Madrid 2015)

De los **metales propuestos** el mejor para proteger de la corrosión al hierro, actuando como **ánodo de sacrificio**, es aquel que tenga el **potencial de electrodo más bajo**, lo que quiere decir que es el metal más fácil de oxidar, en este caso, el más apropiado es el **zinc** ($E^\circ \text{Zn}^{2+}|\text{Zn} = -0,76 \text{ V}$).

La respuesta correcta es la **c**.

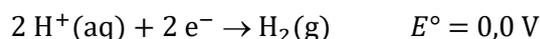
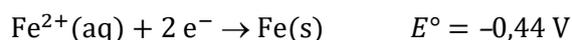
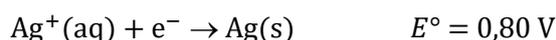
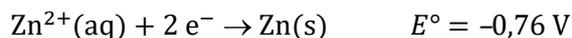
(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2011).

1.249. ¿Cuál de los siguientes iones es el agente oxidante más fuerte?

- a) $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$
- b) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$
- c) $\text{Ag}^+(\text{aq})$
- d) $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
- e) $\text{H}^+(\text{aq})$

(O.Q.N. Madrid 2015)

Consultando la bibliografía las semirreacciones correspondientes a los potenciales de reducción dados son:



De los iones propuestos, **el agente oxidante más fuerte es Ag^+ ($E^\circ = 0,80 \text{ V}$)**, ya que es el que tiene un mayor potencial de electrodo.

La respuesta correcta es la **c**.

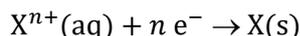
(Deberían haberse proporcionado los potenciales de reducción de los iones propuestos).

1.250. Se hace pasar la misma cantidad de carga eléctrica continua a través de diferentes disoluciones 0,5 M de los iones Cu^{2+} , Ni^{2+} , Al^{3+} , Ag^+ y Cr^{2+} . ¿Cuál de los metales se deposita en mayor cantidad (en moles)?

- a) Cu
- b) Ni
- c) Al
- d) Ag
- e) Cr

(O.Q.N. Madrid 2015)

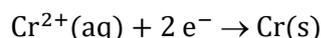
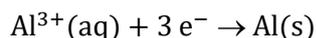
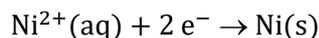
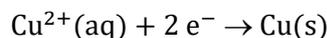
La ecuación química correspondiente a la reducción del metal X en el cátodo es:



Suponiendo que por la cuba electrolítica pasan Q culombios de carga, la ecuación general que permite calcular la cantidad de elemento que se deposita es:

$$Q \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{F \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol metal}}{n \text{ mol e}^-} = \frac{Q}{F n} \text{ mol}$$

Las semirreacciones correspondientes a las reducciones de los cationes propuestos son:



Se deposita **mayor cantidad del elemento** que **necesite menor número de electrones, n** , para reducir a su catión. De los elementos propuestos, el que mejor cumple esa condición es **Ag**, que solo necesita un electrón.

La respuesta correcta es la **d**.

1.251. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa una reacción de oxidación-reducción?

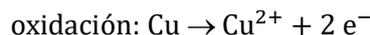
- a) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- b) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- c) $2 \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- d) $2 \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

(O.Q.L. La Rioja 2015)

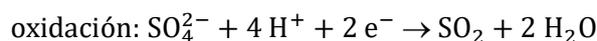
Una reacción puede clasificarse como redox si las especies que intervienen en ella varían su número de oxidación y, por tanto, intercambian electrones.

En la reacción, $2 \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$, se cumple que:

- El **Cu** actúa como **reductor** ya que cede electrones y se oxida:



- El **H_2SO_4** actúa como **oxidante** ya que gana electrones y se reduce:

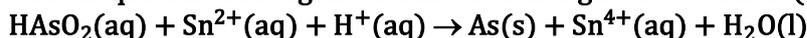


En el resto de las reacciones, ninguna de las especies cambia de número de oxidación.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a las propuestas en Burgos 1998, Valencia 2011 y La Rioja 2012).

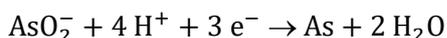
1.252. Identifique cuál es el agente oxidante en la siguiente reacción (no ajustada):



- $\text{HAsO}_2(\text{aq})$
- $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$
- $\text{H}^+(\text{aq})$
- $\text{Sn}^{4+}(\text{aq})$

(O.Q.L. La Rioja 2015)

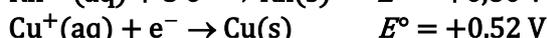
El agente oxidante es la especie que se reduce, es decir, que capta electrones. En esta reacción es el HAsO_2 :



La respuesta correcta es la a.

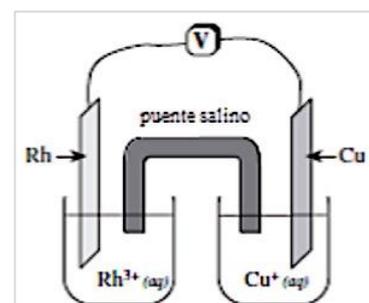
(Cuestión similar a la propuesta en La Rioja 2006).

1.253. Considere la siguiente celda electroquímica y los potenciales de reducción estándar:



¿Cuál será la dirección del flujo de los electrones en el circuito externo si las concentraciones de Rh^{3+} y Cu^+ en cada compartimento son 1 M?

- Desde el ánodo de Rh hasta el cátodo de Cu.
- Desde el cátodo de Rh hasta el ánodo de Cu.
- Desde el ánodo de Cu hasta el cátodo de Rh.
- Desde el cátodo de Cu hasta el ánodo de Rh.



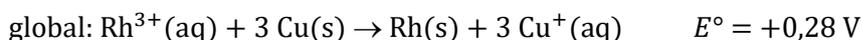
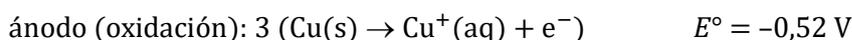
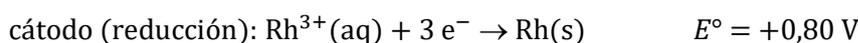
(O.Q.L. La Rioja 2015)

Una celda electroquímica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha celda son:



Los electrones de la celda se dirigen por el circuito externo de forma espontánea hacia los potenciales crecientes, por tanto, van desde el ánodo (Cu) hacia el cátodo (Rh).

La respuesta correcta es la c.

1.254. Para las siguientes sustancias, ¿cuál es la secuencia correcta en la que aumentando el presenta el número de oxidación del oxígeno?

- $\text{O}_2, \text{H}_2\text{O}, \text{OF}_2, \text{H}_2\text{O}_2$
- $\text{H}_2\text{O}, \text{H}_2\text{O}_2, \text{O}_2, \text{OF}_2$
- $\text{H}_2\text{O}_2, \text{O}_2, \text{H}_2\text{O}, \text{OF}_2$
- $\text{OF}_2, \text{O}_2, \text{H}_2\text{O}_2, \text{H}_2\text{O}$

(O.Q.L. La Rioja 2015) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

Teniendo en cuenta que en las especies dadas el número de oxidación del hidrógeno +1 y del flúor -1, el número de oxidación del oxígeno en las mismas es:

- En el O₂: $2x = 0 \quad x = 0$
- En el H₂O: $2(+1) + x = 0 \quad \rightarrow \quad x = -2$
- En el OF₂: $x + 2(-1) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +1$
- En el H₂O₂: $2(+1) + 2(x) = 0 \quad \rightarrow \quad x = -1$

La secuencia con orden creciente de número de oxidación del oxígeno es:



La respuesta correcta es la **b**.

1.255. Calcule la masa de sodio que se deposita en una cuba electrolítica cuando circulan 0,500 A durante 1,00 h a través de una disolución de Na⁺:

- a) 0,0071 g
- b) 0,071 g
- c) 0,858 g
- d) 0,429 g
- e) 0,482 g

(O.Q.L. Madrid 2015)

La cantidad de corriente que circula por la cuba es:

$$Q = (0,500 \text{ A}) \cdot (1,00 \text{ h}) \cdot \frac{3.600 \text{ s}}{1 \text{ h}} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{96.485 \text{ C}} = 0,0187 \text{ mol e}^-$$

Relacionando moles de electrones con Na se obtiene la masa de este que se deposita:

$$0,0187 \text{ mol e}^- \cdot \frac{1 \text{ mol Na}}{1 \text{ mol e}^-} \cdot \frac{23,0 \text{ g Na}}{1 \text{ mol Na}} = 0,429 \text{ g Na}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.256. En el interior de las celdas ocurren muchas reacciones de transferencia de electrones (redox). Un ejemplo importante son las reacciones que ocurren en la cadena respiratoria. Uno de los pasos de esta cadena respiratoria (donde interviene el complejo I) sucede a través de una serie de reacciones intermedias, entre las que se encuentra una transferencia electrónica entre una molécula de NAD (dinucleótido de adenina y nicotamida) y otra de ubiquinona (UQ). Conociendo los potenciales de reducción (en condiciones fisiológicas, pH = 7) de estas dos moléculas, ¿cómo cree que sucederá esta transferencia?

- a) El NAD reducido (NADH) cede electrones a la ubiquinona oxidada (UQ).
 - b) El NAD oxidado (NAD⁺) cede electrones a la ubiquinona reducida (UQH₂).
 - c) La ubiquinona reducida (UQH₂) cede electrones al NAD oxidado (NAD⁺).
 - d) La ubiquinona reducida (UQH₂) oxida al NAD reducido (NADH).
 - e) La ubiquinona oxidada (UQ) cede electrones al NAD reducido (NADH₂).
- (Datos. $E^\circ(\text{NAD}^+|\text{NADH}) = -220 \text{ mV}$; $E^\circ(\text{UQ}|\text{UQH}_2) = +100 \text{ mV}$)

(O.Q.L. Madrid 2015)

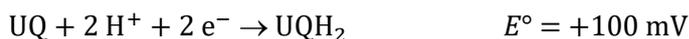
Se trata de una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

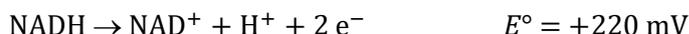
se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha pila son:

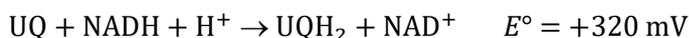
- La ubiquinona (UQ/UQH₂) es el electrodo que tiene mayor potencial, por lo tanto, la ubiquinona (UQ) es el oxidante que capta electrones y se reduce a UQH₂:



▪ El NAD ($\text{NAD}^+ | \text{NADH}$) es el electrodo que tiene menor potencial, por tanto, el **NADH es el reductor** que cede electrones **y se oxida a NAD^+** :



La reacción global es:



La respuesta correcta es la **a**.

1.257. En la siguiente reacción:

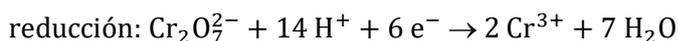


el agente oxidante y el reductor son, respectivamente:

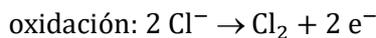
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ y HCl
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ y Cl_2
- KCl y $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- Cl_2 y $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- HCl y CrCl_3

(O.Q.L. Madrid 2015)

Las semirreacciones son:



▪ El $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ es el **oxidante** la especie que gana electrones y se reduce.



▪ El HCl es el **reductor** la especie que cede electrones y se oxida.

La respuesta correcta es la **a**.

1.258. Considerando la reacción redox (sin ajustar):

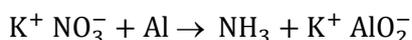


¿Cuántos moles de amoníaco se obtienen si reacciona un mol de aluminio?

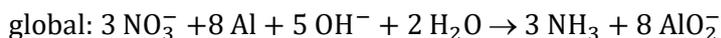
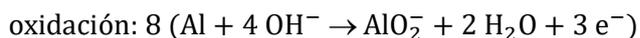
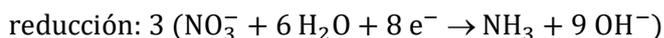
- 2
- 5/3
- 1
- 2/5
- 3/8

(O.Q.L. Madrid 2015)

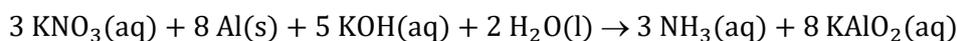
La ecuación iónica inicial es:



Las semirreacciones son:



Añadiendo en ambos miembros los iones que faltan (8K^+) la ecuación molecular final es:



De acuerdo con la estequiometría de la reacción, se observa que **3/8 mol de Al** producen 1 mol de NH_3 .

La respuesta correcta es la **e**.

1.259. El dicromato de potasio reacciona con los alcoholes primarios produciendo aldehídos, los cuales pueden transformarse posteriormente en ácidos carboxílicos. En una primera etapa, el etanol se transforma en etanal en medio de ácido sulfúrico de acuerdo con la siguiente reacción:



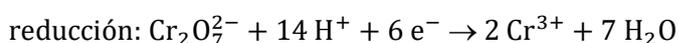
Indique cuál o cuáles de las siguientes proposiciones son correctas:

1. El dicromato de potasio se oxida y el estado de oxidación del cromo en esta sustancia es +6.
2. El etanol es el reductor.
3. El ácido sulfúrico es el oxidante de la reacción.
4. El estado de oxidación del Cr en el dicromato de potasio es +7 y en el sulfato de cromo es +3.
5. El etanal es el reductor cuando es transformado en ácido etanoico.

- a) 1
- b) 4
- c) 2 y 5
- d) 1 y 3
- e) 1, 2 y 4

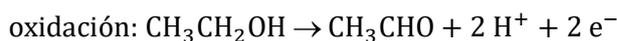
(O.Q.L. Galicia 2015)

1. Falso. La ecuación correspondiente a la semirreacción de reducción del dicromato en medio ácido es:



El dicromato es el oxidante que gana 3e^- y el cromo pasa de estado de oxidación +6 a +3 y se reduce.

2. Verdadero.

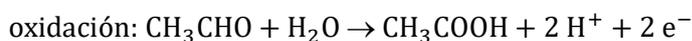


El etanol es el reductor que cede 2e^- y se oxida a etanal.

3. Falso. La misión del ácido sulfúrico en la reacción es ceder protones y recoger cationes.

4. Falso. Se ha demostrado en el apartado 1.

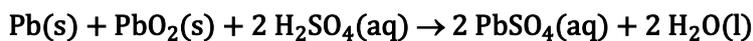
5. Verdadero. La ecuación correspondiente a la semirreacción de oxidación del etanal a ácido acético es:



El etanal es el reductor que cede 2e^- y se oxida a ácido etanoico.

La respuesta correcta es la c.

1.260. Considere la reacción:



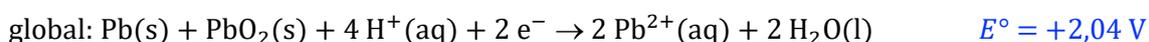
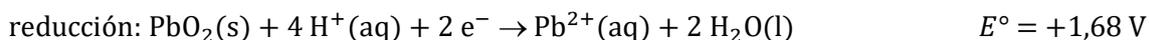
¿Cuál es el potencial estándar?

- a) +1,32 V
- b) -1,32 V
- c) +2,04 V
- d) -0,571 V
- e) -4,667 V

(Datos. $E^\circ(\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}) = -0,36 \text{ V}$; $E^\circ(\text{PbO}_2|\text{Pb}^{2+}) = +1,68$)

(O.Q.L. País Vasco 2015)

Se trata de la reacción de descarga de las baterías de los automóviles. A partir de los datos propuestos se pueden escribir las siguientes semirreacciones:



La respuesta correcta es la c.

1.261. En lo que respecta a un buen oxidante:

- Será una especie fácilmente oxidable, con un alto potencial de electrodo.
- Será una especie fácilmente reducible, con un alto potencial de electrodo.
- Será una especie fácilmente oxidable, con un bajo potencial de electrodo.
- Será una especie fácilmente reducible, con un bajo potencial de electrodo.
- Deberá contener oxígeno.

(O.Q.L. País Vasco 2015)

Un buen oxidante es una especie fácilmente reducible y que tiene un alto potencial de electrodo.

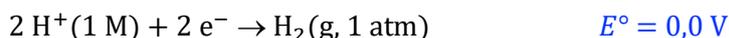
La respuesta correcta es la b.

1.262. El par de referencia para medir potenciales de electrodo es:

- El par $O_2(g)|H_2O$
- El par $H^+|H_2(g)$
- El par $O_2(g)|H_2(g)$
- El par $H^+|OH^-$
- El par $OH^-|H_2(g)$

(O.Q.L. País Vasco 2015)

El par de referencia para medir potenciales de electrodo es $H^+|H_2(g)$ al que corresponde la siguiente semirreacción de reducción y al que, por convenio, se le asigna un potencial de 0 V:



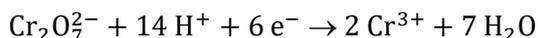
La respuesta correcta es la b.

1.263. En la reducción del dicromato al catión Cr^{3+} , cada átomo de cromo:

- Cede un electrón.
- Gana un electrón.
- Gana 6 electrones.
- Cede 6 electrones.
- Gana 3 electrones.

(O.Q.L. País Vasco 2015)

La semirreacción de reducción del $Cr_2O_7^{2-}$ a Cr^{3+} es:



Como se observa, cada átomo de cromo capta 3 electrones.

La respuesta correcta es la e.

1.264. ¿Cuál de las siguientes especies será oxidada por HCl 1 M?

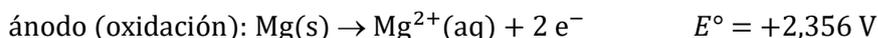
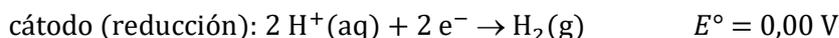
- Ag
- Mg
- $Sn^{2+}(aq)$
- Cu

(Datos: $E^\circ: (Ag^+|Ag) = +0,80 V$; $(Mg^{2+}|Mg) = -2,356 V$; $(Sn^{2+}|Sn) = -0,137 V$; $(Cu^{2+}|Cu) = +0,34 V$).

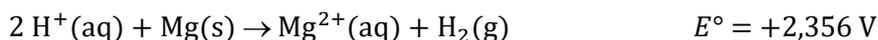
(O.Q.N. Alcalá 2016)

Como el potencial normal de electrodo del par $H^+|H_2$ es $E^\circ = 0 V$, el único ion que puede ser oxidado por el H^+ procedente del HCl es aquel que tenga un potencial de electrodo menor que este. De las especies propuestas, Mg es la que cumple dicha condición, $E^\circ = -2,356 V$.

Las semirreacciones correspondientes son:



La reacción global es:



Como se observa, $E^\circ > 0$, y sabiendo que la expresión que relaciona la variación de energía de Gibbs, ΔG° , con el potencial de la celda, E° , es:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

se deduce que, $\Delta G^\circ < 0$, por lo que la reacción de HCl con Mg es un proceso espontáneo.

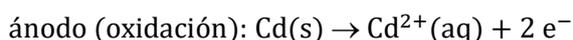
La respuesta correcta es la **b**.

1.265. La fem de la pila $\text{Cd}|\text{Cd}^{2+}(1 \text{ M})||\text{H}^+(1 \text{ M})|\text{H}_2(1 \text{ atm})|\text{Pt}$, es de +0,40 V. ¿Cuál es el potencial normal de reducción del cadmio?

- a) $E^\circ = +0,40 \text{ V}$
- b) $E^\circ = -0,40 \text{ V}$
- c) $E^\circ = +0,80 \text{ V}$
- d) $E^\circ = -0,20 \text{ V}$

(O.Q.L. Galicia 2016)

De acuerdo con la notación abreviada de la pila, las semirreacciones que tienen lugar son:



El potencial normal de la celda se calcula mediante la expresión:

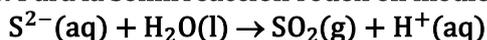
$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = E_{\text{H}^+|\text{H}_2}^\circ - E_{\text{Cd}^{2+}|\text{Cd}}^\circ$$

Sustituyendo se obtiene:

$$0,40 \text{ V} = 0 \text{ V} - E_{\text{Cd}^{2+}|\text{Cd}}^\circ \quad E_{\text{Cd}^{2+}|\text{Cd}}^\circ = -0,40 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.266. Para la semirreacción redox en medio ácido:

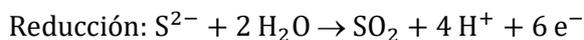


una vez ajustada, el número de electrones que intervienen es:

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 6

(O.Q.L. Galicia 2016)

La semirreacción ajustada es:



En la semirreacción se han intercambiado 6 electrones.

La respuesta correcta es la **d**.

1.267. De las diferentes notaciones de celdas galvánicas que se pueden formar combinando los electrodos $\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}$, $\text{Cu}^+|\text{Cu}$ y $\text{Al}^{3+}|\text{Al}$, ¿cuál tendrá mayor potencial normal?

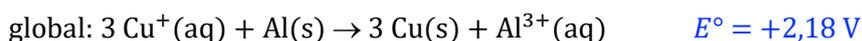
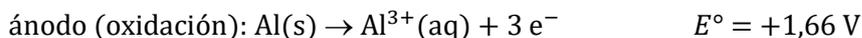
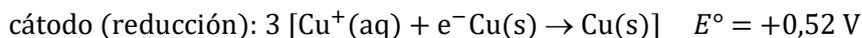
- a) $\text{Pb}|\text{Pb}^{2+}||\text{Cu}^+|\text{Cu}$
- b) $\text{Pb}|\text{Pb}^{2+}||\text{Al}^{3+}|\text{Al}$
- c) $\text{Al}|\text{Al}^{3+}||\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}$
- d) $\text{Al}|\text{Al}^{3+}||\text{Cu}^+|\text{Cu}$

(Datos. $E^\circ(\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^+|\text{Cu}) = +0,52 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Al}^{3+}|\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$).

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

Tendrá mayor potencial la celda formada por el par que presenta mayor potencial, que se escribe a la derecha en la notación de la misma, y que se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial, que se escribe a la izquierda, y que actúa como ánodo y reductor (se oxida).

De acuerdo con esto, los pares seleccionados son, respectivamente, $\text{Cu}^+ | \text{Cu}$ ($E^\circ = +0,52 \text{ V}$) y $\text{Al}^{3+} | \text{Al}$ ($E^\circ = -1,66 \text{ V}$). Las semirreacciones correspondientes a la celda son:



La notación abreviada que corresponde a esta celda es:



La respuesta correcta es la **d**.

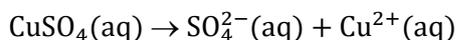
(Para poder resolver esta cuestión ha sido necesario corregir la notación de las celdas propuestas).

1.268. Se realiza la electrólisis a un litro de disolución acuosa 0,0200 M de CuSO_4 con una intensidad de corriente de 2,00 A durante 36,0 min. ¿Cuál es la masa de cobre metálico que se deposita en el cátodo?

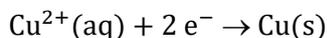
- a) 1,42 g
- b) 2,48 g
- c) 1,27 g
- d) 1,35 g

(O.Q.L. Madrid 2016)

El sulfato de cobre(II) en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:



La semirreacción que tiene lugar en el cátodo es:



Relacionando la cantidad de corriente que pasa por la cuba con la de Cu depositado:

$$(2,00 \text{ A}) \cdot (36,0 \text{ min}) \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} \cdot \frac{1 \text{ C}}{1 \text{ A s}} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{96.485 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{2 \text{ mol e}^-} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 1,42 \text{ g Cu}$$

La cantidad de cobre que contiene la disolución a electrolizar es:

$$1,00 \text{ L CuSO}_4 \text{ 0,0200 M} \cdot \frac{0,0200 \text{ mol CuSO}_4}{1,00 \text{ L CuSO}_4 \text{ 0,0200 M}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol CuSO}_4} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 1,27 \text{ g Cu}$$

Como se puede observar, **esta cantidad es inferior a la** que se podría depositar al estar pasando la corriente propuesta.

La respuesta correcta es la **c**.

1.269. Un reductor es una especie química:

- a) Que cede electrones a otra.
- b) En la que uno de sus átomos sufre una disminución de su número de oxidación.
- c) Que oxida a otra.
- d) Que reduce la velocidad de reacción.

(O.Q.L. Madrid 2016)

El **reductor** es la especie química que **cede electrones** y se oxida, por lo que aumenta su número de oxidación.

La respuesta correcta es la **a**.

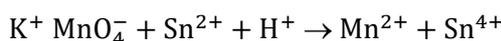
1.270. A un laboratorio de análisis llega una muestra proveniente de un río cercano a una planta industrial. Se sospecha que los niveles de catión Sn(II) pueden ser superiores a los marcados por la ley. Por ello, una alícuota de 10,0 mL de muestra se valora, en medio ácido, frente a una disolución de permanganato de potasio de concentración 0,250 M, de la que se gastan 14,00 mL en la valoración. ¿Cuál es la concentración de Sn(II) en la muestra del río?

- a) 0,140 M
- b) 0,875 M
- c) 0,635 M
- d) 0,320 M

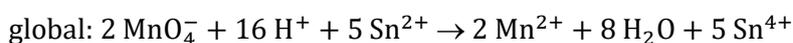
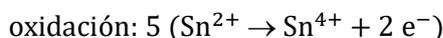
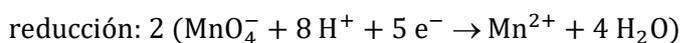
(Datos. $E^\circ(\text{Sn}^{4+}|\text{Sn}^{2+}) = +0,15 \text{ V}$; $E^\circ(\text{MnO}_4^-|\text{Mn}^{2+}) = +1,51 \text{ V}$)

(O.Q.L. Madrid 2016)

La ecuación iónica a ajustar es:



Las semirreacciones que tienen lugar son:



Relacionando MnO_4^- con Sn^{2+} :

$$14,00 \text{ mL MnO}_4^- 0,250 \text{ M} \cdot \frac{0,250 \text{ mmol MnO}_4^-}{1 \text{ mL MnO}_4^- 0,250 \text{ M}} \cdot \frac{5 \text{ mmol Sn}^{2+}}{2 \text{ mmol MnO}_4^-} = 8,75 \text{ mmol Sn}^{2+}$$

La concentración de la disolución de Sn^{2+} es:

$$\frac{8,75 \text{ mmol Sn}^{2+}}{10,0 \text{ mL disolución}} = 0,875 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.271. En unas prácticas del Grado de Química se monta la siguiente celda electroquímica: una semicelda contiene una disolución saturada de hidróxido de zinc ($K_s = 1,2 \cdot 10^{-17}$) en contacto con un electrodo zinc, y la otra semicelda contiene una disolución de 10^{-4} M de sulfato de zinc en contacto con otro electrodo de zinc. Ambos compartimentos se ponen en contacto con un puente salino adecuado y se mide el potencial de la pila. ¿En qué dirección fluirán los electrones?

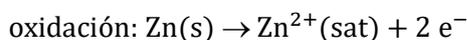
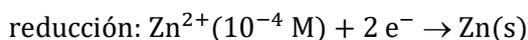
- a) Desde el ánodo de $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}(\text{sat})$ hasta el cátodo $\text{Zn}^{2+}(10^{-4} \text{ M})|\text{Zn}$.
- b) Desde el cátodo $\text{Zn}^{2+}(10^{-4} \text{ M})|\text{Zn}$ hasta el ánodo de $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}(\text{sat})$.
- c) Desde el ánodo $\text{Zn}^{2+}(10^{-4} \text{ M})|\text{Zn}$ hasta el cátodo de $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}(\text{sat})$.
- d) Desde el cátodo de $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}(\text{sat})$ hasta el ánodo $\text{Zn}^{2+}(10^{-4} \text{ M})|\text{Zn}$.

(O.Q.L. La Rioja 2016)

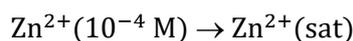
La celda propuesta está formada por dos electrodos idénticos pero con diferente concentración iónica y se denomina **celda de concentración**.

El proceso espontáneo en una celda de concentración siempre tiene lugar en el sentido de dilución de la disolución más concentrada, mientras que la disolución diluida se hace más concentrada. Por tanto, el electrodo $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}(\text{sat})$ actúa como ánodo y el $\text{Zn}^{2+}(10^{-4} \text{ M})|\text{Zn}$ es el cátodo.

Las semirreacciones que tienen lugar son:



La reacción global es:



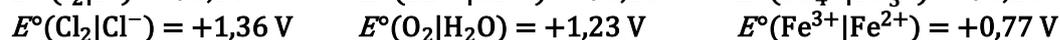
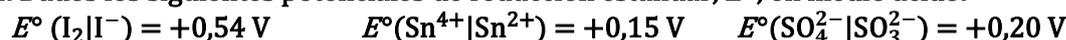
La notación de la celda es:



En esta celda, los electrones fluyen de forma espontánea desde el **ánodo** $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}(\text{sat})$ hasta el **cátodo** $\text{Zn}^{2+}(10^{-4} \text{ M})|\text{Zn}$.

La respuesta correcta es la a.

1.272. Dados los siguientes potenciales de reducción estándar, E° , en medio ácido:



Indique cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:

- a) El I_2 oxida al SO_3^{2-} reduciéndose a I^- .
- b) El ion Sn^{2+} es capaz de reducir Fe^{3+} a Fe^{2+} oxidándose a Sn^{4+} .
- c) El Cl_2 oxida al H_2O a O_2 reduciéndose a Cl^- .
- d) El Fe^{2+} reduce al I_2 a I^- oxidándose a Fe^{3+} .

(O.Q.L. La Rioja 2016)

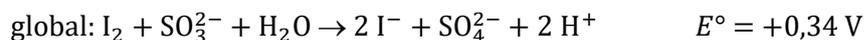
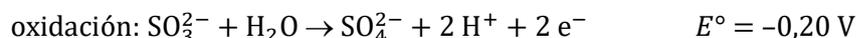
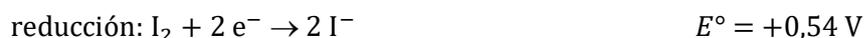
Para que la reacción sea espontánea se debe cumplir que $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la pila, E° , viene dado por la expresión:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

- a) Verdadero. El I_2 oxida al SO_3^{2-} reduciéndose a I^- .

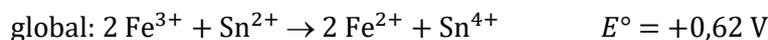
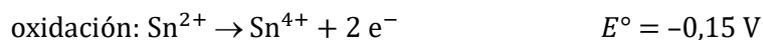
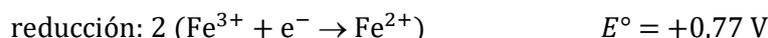
Las semirreacciones son:



Como se cumple que $E^\circ > 0$, la reacción es espontánea.

- b) Verdadero. El ion Sn^{2+} es capaz de reducir Fe^{3+} a Fe^{2+} oxidándose a Sn^{4+} .

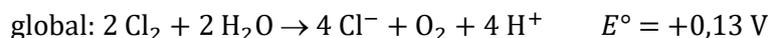
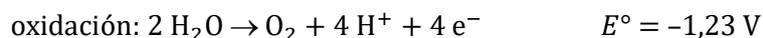
Las semirreacciones son:



Como se cumple que $E^\circ > 0$, la reacción es espontánea.

- c) Verdadero. El Cl_2 oxida al H_2O a O_2 reduciéndose a Cl^- .

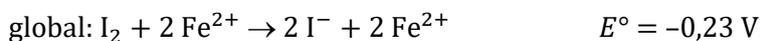
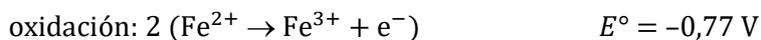
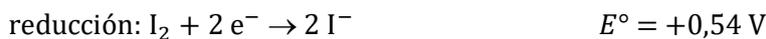
Las semirreacciones son:



Como se cumple que $E^\circ > 0$, la reacción es espontánea.

d) **Falso.** El Fe^{2+} reduce al I_2 a I^- oxidándose a Fe^{3+} .

Las semirreacciones son:



Como se cumple que $E^\circ < 0$, la reacción es no espontánea.

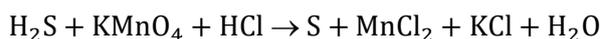
La respuesta correcta es la **d**.

1.273. El sulfuro de hidrógeno reacciona con permanganato de potasio en medio ácido para dar azufre dicloruro de manganeso, además de cloruro de potasio y agua. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:

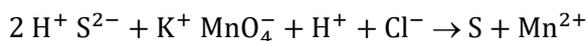
- En el proceso de reducción se forma agua.
- La oxidación produce azufre.
- El permanganato de potasio es el agente oxidante.
- El sulfuro de hidrógeno es el agente oxidante.

(O.Q.L. La Rioja 2016)

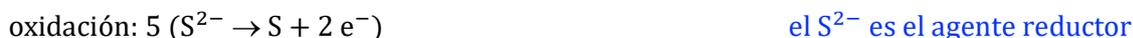
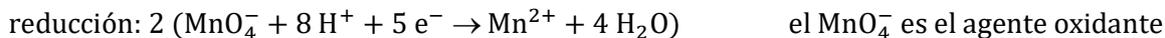
La reacción redox propuesta es:



La ecuación iónica es:



Las semirreacciones son:



La respuesta correcta es la **d**.

1.274. Dada la reacción sin ajustar:

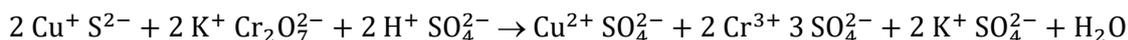


Indique cuál de las afirmaciones es verdadera:

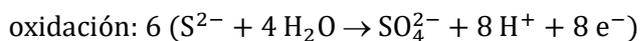
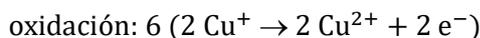
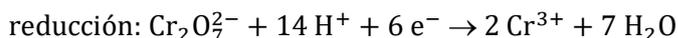
- El Cu se reduce, el Cr se oxida y el S no se modifica.
- El Cu se oxida, el Cr se reduce y el S no se modifica.
- El Cu se oxida, el Cr se reduce y el S se oxida.
- El Cu se oxida, el Cr se reduce y el S se reduce.
- No es una reacción redox.

(O.Q.L. País Vasco 2016) (O.Q.L. País Vasco 2018)

La ecuación iónica es:



Las semirreacciones que tienen lugar son:



$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ es el oxidante, la especie que gana electrones y **se reduce**.

Cu^+ es el reductor, la especie que cede electrones y **se oxida**.

S^{2-} es el reductor, la especie que cede electrones y se oxida.

La respuesta correcta es la c.

1.275. El valor de n en la fórmula $Be_nAl_2Si_6O_{18}$ es:

- a) 3
- b) 5
- c) 7
- d) 9
- e) 11

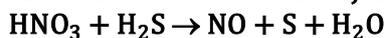
(O.Q.L. País Vasco 2016)

Sabiendo que los números de oxidación del Be, Al, Si y O son, respectivamente, +2, +3, +4 y -2, y que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0 se puede plantear la siguiente ecuación:

$$n(+2) + 2(+3) + 6(+4) + 18(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad n = 3$$

La respuesta correcta es la a.

1.276. Considere la reacción sin ajustar:

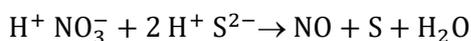


¿Cuál es la cantidad de electrones que el anión nitrato cede o gana en su transformación en monóxido de nitrógeno?

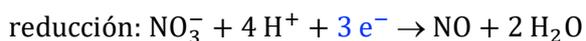
- a) Cede 1 electrón
- b) Gana 1 electrón
- c) Cede 3 electrones
- d) Gana 3 electrones
- e) No hay intercambio electrónico, dado que se trata de una reacción ácido-base.

(O.Q.L. País Vasco 2016)

La ecuación iónica es:



La semirreacción correspondiente al nitrato es:



La respuesta correcta es la d.

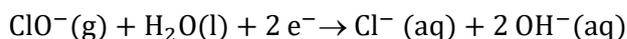
1.277. La lejía se usa como desinfectante doméstico porque:

- a) Tiene mucho cloruro.
- b) Es un oxidante.
- c) Es un abrasivo enérgico.
- d) Es anfótera (cuando está concentrada).

(O.Q.L. Murcia 2016)

La lejía de uso doméstico es una disolución alcalina de hipoclorito de sodio, NaClO, con una concentración en torno al 5 %.

En su uso doméstico se comporta como oxidante de la materia orgánica de acuerdo con la siguiente semirreacción:



La respuesta correcta es la b.

1.278. En la celda galvánica:

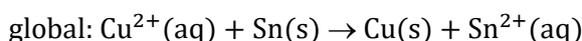
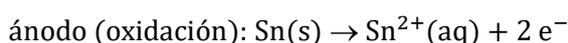
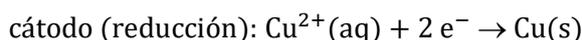


El potencial estándar es +0,48 V. Considerando que se comienza con concentraciones estándar, ¿cuáles son las concentraciones de Sn^{2+} y Cu^{2+} cuando la celda se ha descargado con el potencial de +0,45 V?

- a) $[\text{Sn}^{2+}] = 0,47 \text{ M}$ y $[\text{Cu}^{2+}] = 1,53 \text{ M}$
 b) $[\text{Sn}^{2+}] = [\text{Cu}^{2+}] = 1,00 \text{ M}$
 c) $[\text{Sn}^{2+}] = 1,53 \text{ M}$ y $[\text{Cu}^{2+}] = 0,47 \text{ M}$
 d) $[\text{Sn}^{2+}] = 1,85 \text{ M}$ y $[\text{Cu}^{2+}] = 0,15 \text{ M}$

(O.Q.N. El Escorial 2017)

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



El potencial normal de la celda se calcula mediante la expresión:

$$E^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ}$$

Para este caso:

$$E^{\circ} = E_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}}^{\circ} - E_{\text{Sn}^{2+}|\text{Sn}}^{\circ} = +0,48 \text{ V}$$

Al descargarse la celda las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, por lo que para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log Q = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{Sn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

El valor del potencial de la celda indica que se trata de una reacción espontánea, por lo que las concentraciones iónicas en ese instante serán:

$$[\text{Cu}^{2+}] = (1,00 - x) \text{ M} \quad [\text{Sn}^{2+}] = (1,00 + x) \text{ M}$$

Sustituyendo los valores en la ecuación de Nernst se obtiene:

$$0,45 = 0,48 - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{(1,00 + x)}{(1,00 - x)} \quad \rightarrow \quad x = 0,82 \text{ M}$$

Los valores de las concentraciones iónicas son:

$$[\text{Cu}^{2+}] = (1,00 - 0,82) \text{ M} = 0,18 \text{ M} \quad [\text{Sn}^{2+}] = (1,00 + 0,82) \text{ M} = 1,82 \text{ M}$$

La respuesta que más se aproxima a la correcta es la **d**.

1.279. ¿Cuál es el signo de ΔG° y el valor de K para una celda electroquímica con $E_{\text{celda}}^{\circ} = +0,80 \text{ V}$ en el equilibrio?

- $\frac{\Delta G^{\circ}}{K}$
- a) - > 1
 b) + > 1
 c) + < 1
 d) - < 1

(O.Q.N. El Escorial 2017)

En el equilibrio se cumple que $E = 0$, por lo tanto, teniendo en cuenta las diferentes expresiones de ΔG° se obtiene:

$$\left. \begin{array}{l} \Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ} \\ \Delta G^{\circ} = -RT \ln K \end{array} \right\} \rightarrow \ln K = \frac{nFE^{\circ}}{RT} \rightarrow K = e^{\left(\frac{nFE^{\circ}}{RT}\right)}$$

Una celda electroquímica es aquella en la que $E^\circ > 0$, por lo que se cumple que $\Delta G^\circ < 0$ y $K > 1$, y la tiene reacción que tiene lugar es espontánea.

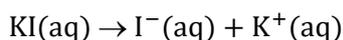
La respuesta correcta es la **a**.

1.280. Se puede producir yodo aplicando una corriente a una disolución de yoduro de potasio. Calcule el tiempo necesario para que una corriente de 10,0 A produzca 6,0 g de yodo.

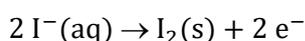
- a) 3,8 s
- b) 7,6 min
- c) 11,4 min
- d) 3,8 h

(O.Q.N. El Escorial 2017)

El yoduro de potasio en disolución acuosa se encuentra ionizado según la ecuación:



La semirreacción de oxidación que tiene lugar en el cátodo es:



Relacionando la cantidad de I_2 con los electrones necesarios:

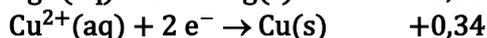
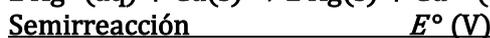
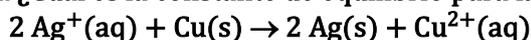
$$6,0 \text{ g I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{253,8 \text{ g I}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol e}^{-}}{1 \text{ mol I}_2} \cdot \frac{96.485 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^{-}} = 4,56 \cdot 10^3 \text{ C}$$

El tiempo necesario para que pase esa cantidad de corriente por la celda electrolítica es:

$$t = \frac{4,56 \cdot 10^3 \text{ C}}{10,0 \text{ A}} \cdot \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} = 7,60 \text{ min}$$

La respuesta correcta es la **b**.

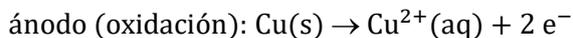
1.281. ¿Cuál es la constante de equilibrio para la siguiente reacción a 25 °C?



- a) $6,0 \cdot 10^7$
- b) $3,6 \cdot 10^{15}$
- c) $3,6 \cdot 10^{38}$
- d) $4,2 \cdot 10^{42}$

(O.Q.N. El Escorial 2017)

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



El potencial de la celda se calcula mediante la expresión:

$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ$$

Para este caso:

$$E^\circ = E_{\text{Ag}^{\oplus}|\text{Ag}}^\circ - E_{\text{Cu}^{2\oplus}|\text{Cu}}^\circ = 0,80 \text{ V} - 0,34 \text{ V} = +0,46 \text{ V}$$

Aplicando la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

En el equilibrio se cumple que $E = 0$ y $Q = K$ con lo que la expresión anterior queda como:

$$E^{\circ} = \frac{0,0592}{n} \log K$$

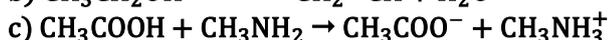
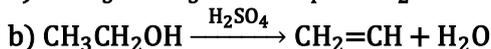
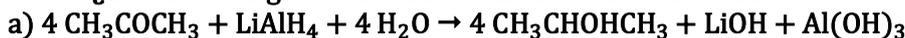
El valor de la constante de equilibrio es:

$$\log K = \frac{2 \cdot 0,46}{0,0592} = 15,5 \quad \rightarrow \quad K = 3,5 \cdot 10^{15}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Córdoba 2007).

1.282. ¿Cuál de las siguientes reacciones es un reacción redox?



d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. El Escorial 2017)

Si en un compuesto la relación H/C aumenta o la relación O/C disminuye en el transcurso de la reacción es que se produce una reducción.

a) **Verdadero**. En la cetona, H/C = 6/3; mientras que en el alcohol, H/C = 8/3, por tanto, la reacción propuesta **es una reacción redox** en la que la cetona se reduce a alcohol. Si se mira la relación O/C, se observa que es la misma en ambos, 1/3.

b) Falso. En el alcohol, H/C = 6/2 = 3; mientras que en el hidrocarburo, H/C = 4/3 = 2, por tanto, la reacción propuesta es una reacción redox en la que el alcohol se reduce a hidrocarburo.

En el alcohol, O/C = 1/2; mientras que en el hidrocarburo, O/C = 0/2 = 0, por tanto, la reacción propuesta es una reacción redox en la que el alcohol se oxida a hidrocarburo. Como se observa, lo que se obtiene para ambos elementos es contradictorio, por lo tanto, no se trata de una reacción redox.

c) Falso. Se trata de una reacción de neutralización entre el ácido acético y la base metilamina.

La respuesta correcta es la **a**.

1.283. Calcule el potencial de electrodo, E , para el electrodo plata-cloruro de plata, $\text{KCl}(\text{aq})$ 0,800 M a la temperatura de 25 °C.

a) +1,37 V

b) +0,80 V

c) +0,57 V

d) +0,23 V

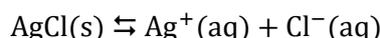
(Datos. $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$, $E^{\circ} = +0,79 \text{ V}$; $K_s = 1,8 \cdot 10^{-10}$)

(O.Q.N. El Escorial 2017)

Como la concentración del electrodo es diferente a la estándar, disolución 1 M, para calcular el potencial del mismo es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E_{\text{Ag}^+|\text{Ag}} = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log Q = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log \frac{1}{[\text{Ag}^+]}$$

El equilibrio de solubilidad del AgCl es:



El producto de solubilidad, K_s , del AgCl es:

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

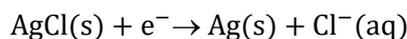
de donde se obtiene que:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{K_s}{[\text{Cl}^-]}$$

Sustituyendo en la ecuación de Nernst:

$$E_{\text{Ag}^+|\text{Ag}} = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{Cl}^-]}{K_s} = 0,79 - 0,0592 \cdot \log \left(\frac{0,800}{1,8 \cdot 10^{-10}} \right) = +0,22 \text{ V}$$

La reacción que tiene lugar en el electrodo plata-cloruro de plata es:



La ecuación para calcular el potencial correspondiente a este electrodo:

$$E_{\text{Ag}^+|\text{Ag}|\text{Cl}^-} = 0,22 - 0,0592 \cdot \log [\text{Cl}^-] = +0,22 \text{ V}$$

El valor del potencial es:

$$E_{\text{Ag}^+|\text{Ag}|\text{Cl}^-} = 0,22 - 0,0592 \cdot \log (0,800) = +0,23 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la d.

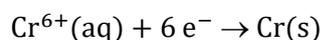
1.284. Se quiere cromar el frontal de una llanta (39,00 cm de diámetro) de un vehículo con una capa de 0,2000 mm de espesor mediante una disolución de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, pasando una corriente de 30,00 A. ¿Cuánto tiempo se tardaría?

- a) 1.063,9 min
- b) 1,8 día
- c) 93.910,5 s
- d) 25,3 h

(Dato. Densidad Cr = $7,200 \text{ g cm}^{-3}$).

(O.Q.L. Galicia 2017)

La semirreacción de reducción del Cr^{6+} , contenido en el dicromato, que tiene lugar en el cátodo es:



Considerando que la llanta es cilíndrica, la cantidad de Cr que se necesita depositar es:

$$\pi \cdot \left(\frac{39,00 \text{ cm}}{2} \right)^2 \cdot 0,2000 \text{ mm} \cdot \frac{1 \text{ cm}}{10 \text{ mm}} \cdot \frac{7,200 \text{ g Cr}}{1 \text{ cm}^3 \text{ Cr}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cr}}{51,996 \text{ g Cr}} = 3,308 \text{ mol Cr}$$

Relacionando moles de Cr y de electrones:

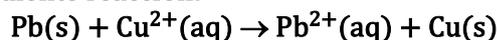
$$3,306 \text{ mol Cr} \cdot \frac{6 \text{ mol } e^-}{1 \text{ mol Cr}} \cdot \frac{96.485 \text{ C}}{1 \text{ mol } e^-} = 1,915 \cdot 10^6 \text{ C}$$

El tiempo necesario para que pase esa cantidad de corriente por la celda electrolítica es:

$$t = \frac{1,915 \cdot 10^6 \text{ C}}{30,00 \text{ A}} \cdot \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} = 1.064 \text{ min}$$

La respuesta correcta es la a.

1.285. A partir de los siguientes potenciales estándar de reducción indique cuál es el valor de ΔG° para la siguiente reacción:

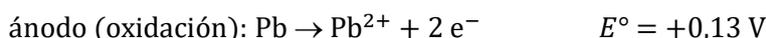
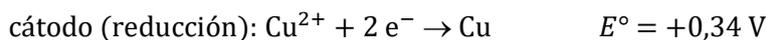


- a) -91 kJ mol^{-1}
- b) $8,3 \text{ kJ mol}^{-1}$
- c) -25 kJ mol^{-1}
- d) $-10,4 \text{ kJ mol}^{-1}$

(Datos. $E^\circ(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$).

(O.Q.L. Galicia 2017)

Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



El potencial normal de la celda se calcula mediante la expresión:

$$E^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ}$$

Para este caso:

$$E^{\circ} = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} - E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^{\circ} = (0,34 \text{ V}) - (-0,13 \text{ V}) = +0,47 \text{ V}$$

La relación existente entre la energía de Gibbs y el potencial de la celda viene dada por la siguiente ecuación:

$$\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$$

Como el número de electrones intercambiados es, $n = 2$, el valor de la energía de Gibbs es:

$$\Delta G^{\circ} = -2 \cdot (96.485 \text{ C mol}^{-1}) \cdot (+0,47 \text{ V}) \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = -91 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Luarca 2005 y otras).

1.286. En el laboratorio se dispone de cuatro metales (M_1 , M_2 , M_3 y M_4) y de cuatro disoluciones de los correspondientes iones monovalentes (M_1^+ , M_2^+ , M_3^+ y M_4^+).

Se realizan varios experimentos en tubos de ensayo, de modo que cada metal se enfrenta a las disoluciones de los otros cationes metálicos. Los resultados obtenidos se reumen en la siguiente tabla adjunta.

(Sí: se observan cambios en la superficie del metal. No: no hay cambios en la superficie del metal).

Metal/Catión	M_1^+	M_2^+	M_3^+	M_4^+
M_1	No	No	No	Sí
M_2	Sí	No	Sí	Sí
M_3	Sí	No	No	Sí
M_4	No	No	No	No

Indique cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera.

- El metal M_1 es el de mayor poder reductor.
- El orden de mayor a menor poder reductor de los metales estudiados es: $M_1 > M_3 > M_2 > M_4$.
- El orden de mayor a menor poder reductor de los metales estudiados es: $M_2 > M_3 > M_1 > M_4$.
- El metal M_2 es el de mayor poder oxidante.

(O.Q.L. Madrid 2017)

- Si el metal M_1 solo es capaz de reaccionar con la disolución del metal M_4^+ indica que M_1 es más reductor que M_4 pero menos que M_2 y M_3 .
- Si el metal M_2 es capaz de reaccionar con las disoluciones de los otros metales indica que M_2 es el metal más reductor que M_1 , M_3 y M_4 .
- Si el metal M_3 solo es capaz de reaccionar con las disoluciones de los metales M_1^+ y M_4^+ indica que M_1 es más reductor que M_1 y M_4 pero menos que M_2 .
- Si el metal M_4 no es capaz de reaccionar con las disoluciones de los otros metales indica que M_4 es el metal con menor poder reductor que M_1 , M_2 y M_3 .

De acuerdo con lo anteriormente expuesto, el orden decreciente de poder reductor de los metales propuestos es:



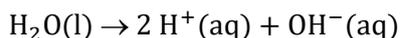
La respuesta correcta es la c.

1.287. Calcule la energía, medida en kWh, que se necesita para producir 1,0 kg de H₂ a partir de la electrólisis de agua si se opera a 1,6 V con un rendimiento del 90 %.

- a) 40
- b) 47
- c) 80
- d) 37

(O.Q.L. Madrid 2017)

La ecuación química correspondiente a la disociación del agua es:



La ecuación química correspondiente a la semirreacción de formación del H₂ en la celda es:



La energía necesaria para obtener 1,0 kg de H₂ es:

$$1,0 \text{ kg H}_2 \cdot \frac{10^3 \text{ g H}_2}{1 \text{ kg H}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g H}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{96.485 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} \cdot 1,6 \text{ V} = 1,5 \cdot 10^8 \text{ J}$$

Cambiando las unidades:

$$1,5 \cdot 10^8 \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ kWh}}{3,6 \cdot 10^6 \text{ J}} = 42 \text{ kWh}$$

La energía requerida teniendo en cuenta un rendimiento del proceso del 90 %:

$$42 \text{ kWh} \cdot \frac{100 \text{ kWh (real)}}{90 \text{ kWh (teórico)}} = 47 \text{ kWh}$$

La respuesta correcta es la b.

1.288. ¿Qué afirmación es cierta?

- a) El Cl⁻ puede oxidar al Br₂.
- b) El Br⁻ puede oxidar al Cl₂.
- c) El Cl₂ puede oxidar al Br⁻.
- d) El Cl₂ puede reducir al Br⁻.

(O.Q.L. Madrid 2017)

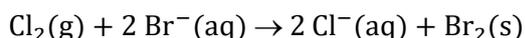
Teniendo en cuenta los datos de potencial de electrodo de los siguientes pares:

$$E^\circ (\text{Br}_2|\text{Br}^-) = +1,07 \text{ V} \quad E^\circ (\text{Cl}_2|\text{Cl}^-) = +1,36 \text{ V}.$$

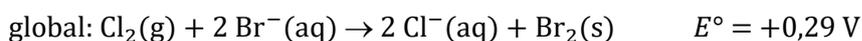
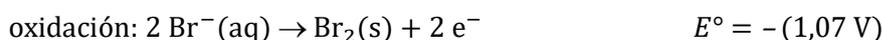
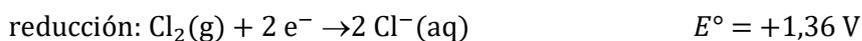
La especie más oxidante de ambas es la que tiene un mayor potencial de electrodo, Cl₂ ($E^\circ = +1,36 \text{ V}$), por lo que será capaz de oxidar espontáneamente al Br⁻ ($E^\circ = +1,07 \text{ V}$).

Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a presión y temperatura constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$.

Se trata de determinar si es espontánea la reacción:



Las semirreacciones y reacción global que tienen lugar son:

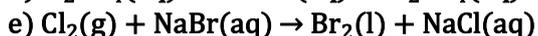
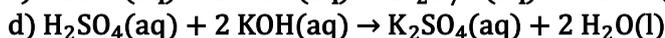
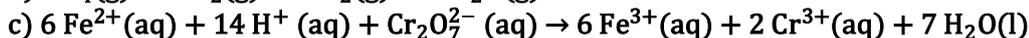
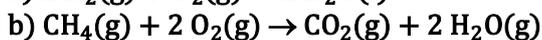
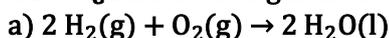


Es una reacción en la que $E^\circ > 0$, por tanto, **la reacción es espontánea**.

La respuesta correcta es la **c**.

(En esta cuestión se deberían haber proporcionado los valores de los potenciales de reducción de las especies propuestas tal como se ha hecho en el problema propuesto en Canarias 2009).

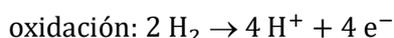
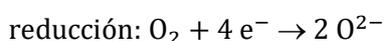
1.289. ¿Cuál de las siguientes reacciones no es de oxidación-reducción?



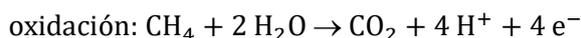
(O.Q.L. La Rioja 2017) (O.Q.L. La Rioja 2018)

Una reacción puede clasificarse como redox si las especies que intervienen en ella varían su número de oxidación y, por tanto, intercambian electrones.

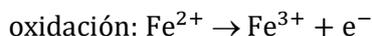
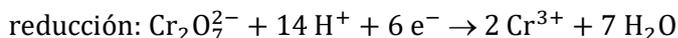
a) Falso. En la reacción $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$, las semirreacciones que tienen lugar son:



b) Falso. En $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$, las semirreacciones que tienen lugar son:

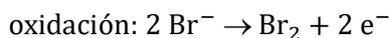
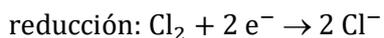


c) Falso. En la reacción $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14 \text{H}^+ + 6 \text{Fe}^{2+} \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 6 \text{Fe}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$, las semirreacciones que tienen lugar son:



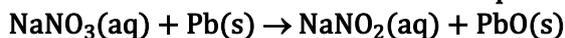
d) **Verdadero**. La reacción $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2 \text{KOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$, es una **reacción ácido-base**.

e) Falso. En $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{NaBr}(\text{aq}) \rightarrow \text{Br}_2(\text{l}) + 2 \text{NaCl}(\text{aq})$, las semirreacciones que tienen lugar son:



La respuesta correcta es la **d**.

1.290. El nitrito de sodio, un importante compuesto químico de la industria de colorantes, se produce mediante la reacción de nitrato de sodio con plomo de acuerdo con:

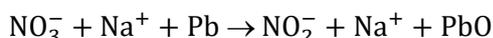


La especie oxidante es:

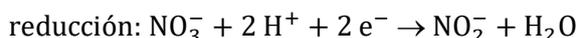


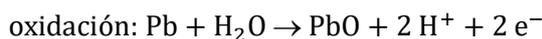
(O.Q.L. La Rioja 2017)

La ecuación iónica correspondiente a ajustar es:



Las semirreacciones son:

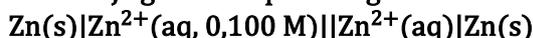




La especie oxidante es el NO_3^- ya que se reduce a NO_2^- .

La respuesta correcta es la b.

1.291. El voltaje generado por la siguiente celda electroquímica es +20,0 mV a 25 °C.



El valor de $[\text{Zn}^{2+}]$ de la derecha de la pila será:

- Mayor que 0,100 M.
- Menor que 0,100 M.
- 0,100 M
- La concentración estándar 1,000 M.

(O.Q.L. La Rioja 2017)

La celda propuesta está formada por dos electrodos idénticos pero con diferente concentración iónica y se denomina celda de concentración.

El proceso espontáneo en una celda de concentración siempre tiene lugar en el sentido de dilución de la disolución más concentrada, mientras que la disolución diluida se hace más concentrada. Por tanto, el electrodo $\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}$ (0,100 M) actúa como ánodo y el $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})|\text{Zn}$ es el cátodo.

La fuerza electromotriz, E , de la celda de concentración se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = E_{\text{Zn}^{2+}(\text{aq})|\text{Zn}} - E_{\text{Zn}^{2+}(0,100 \text{ M})|\text{Zn}}$$

El potencial de cada electrodo es:

$$E_{\text{cátodo}} = E_{\text{Zn}^{2+}(\text{cátodo})|\text{Zn}}^{\circ} - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{1}{[\text{Zn}^{2+}(\text{cátodo})]}$$

$$E_{\text{ánodo}} = E_{\text{Zn}^{2+}(\text{ánodo})|\text{Zn}}^{\circ} - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{1}{[\text{Zn}^{2+}(\text{ánodo})]}$$

El potencial de la celda es:

$$\begin{aligned} E &= \left(E_{\text{Zn}^{2+}(\text{cátodo})|\text{Zn}}^{\circ} - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{1}{[\text{Zn}^{2+}(\text{cátodo})]} \right) - \left(E_{\text{Zn}^{2+}(\text{ánodo})|\text{Zn}}^{\circ} - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{1}{[\text{Zn}^{2+}(\text{ánodo})]} \right) \\ &= \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{[\text{Zn}^{2+}(\text{cátodo})]}{[\text{Zn}^{2+}(\text{ánodo})]} \end{aligned}$$

Sustituyendo se obtiene:

$$0,020 = \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{[\text{Zn}^{2+}(\text{cátodo})]}{0,100 \text{ M}} \quad \rightarrow \quad [\text{Zn}^{2+}(\text{cátodo})] = 0,47 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la a.

1.292. Cuando se introduce una placa de cobre metálico en una disolución de ion Hg(I) la placa metálica se ennegrece. Si se tienen en cuenta los datos siguientes:

$$\begin{aligned} E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}) &= +0,34 \text{ V} & E^{\circ}(\text{Hg}_2^{2+}|\text{Hg}) &= +0,80 \text{ V} & E^{\circ}(\text{Hg}^{2+}|\text{Hg}_2^{2+}) &= +0,91 \text{ V} \\ E^{\circ}(\text{H}_2\text{O}|\text{H}_2) &= -0,83 \text{ V} & E^{\circ}(\text{O}_2|\text{H}_2\text{O}) &= +1,23 \text{ V} \end{aligned}$$

el fenómeno se debe a que:

- El cobre reduce al ion Hg(I) a su forma elemental, y esta se deposita sobre la placa.
- El agua oxida al cobre y forma óxido de cobre(II) sobre la placa.
- El agua oxida al ion Hg(I) y este impregna la superficie de la placa.
- El agua reduce al ion Hg(I) sobre la placa, pero el cobre metálico permanece inalterado.
- El agua reduce al ion Hg(I) y oxida al cobre de la placa.

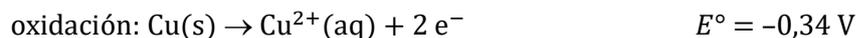
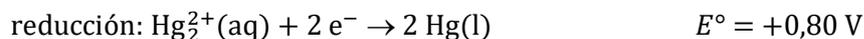
(O.Q.L. País Vasco 2017)

Para que la reacción sea espontánea se debe cumplir que $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la pila, E° , viene dado por la expresión:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

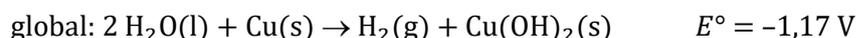
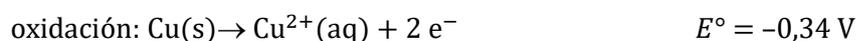
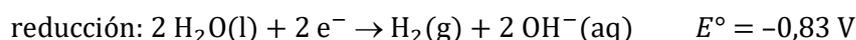
se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

a) **Verdadero**. Si la placa se ennegrece es que se forma mercurio que queda amalgamado con el cobre de la placa. Las semirreacciones son:



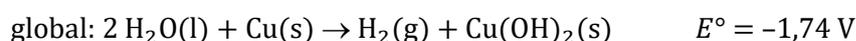
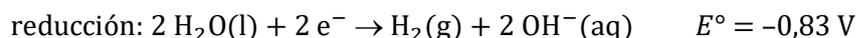
Como se cumple que $E^\circ > 0$, la reacción es espontánea.

b) Falso. Si el agua oxida al cobre. Las semirreacciones son:



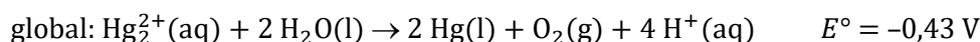
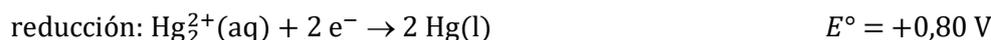
Como se cumple que $E^\circ < 0$, la reacción no es espontánea.

c) Falso. Si el agua oxida al Hg(I) se forma Hg(II) que queda en disolución y la placa no se ennegrece. Las semirreacciones son:



Como se cumple que $E^\circ < 0$, la reacción no es espontánea.

d) Si el agua reduce al Hg(I) se forma mercurio que queda amalgamado con el cobre. Las semirreacciones son:



Como se cumple que $E^\circ > 0$, la reacción no es espontánea.

e) Falso. Se trata de una propuesta absurda, el agua no actúa como oxidante y reductor de forma simultánea.

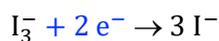
La respuesta correcta es la a.

1.293. En la semirreacción de reducción de triyoduro, I_3^- , a yoduro:

- Se libera un electrón por cada molécula de triyoduro.
- Se liberan dos electrones por cada molécula de triyoduro.
- Se liberan tres electrones por cada molécula de triyoduro.
- Se ganan dos electrones por cada molécula de triyoduro.
- Se ganan tres electrones por cada molécula de triyoduro.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

La semirreacción de reducción del triyoduro a yoduro es:



La respuesta correcta es la **d**.

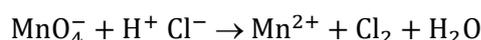
1.294. Dada la reacción sin ajustar:



- a) El HCl es el reductor.
- b) El MnO_4^- se oxida.
- c) El Cl^- se reduce.
- d) El MnO_4^- es el reductor.
- e) No es una reacción redox.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

La ecuación iónica es:



Las semirreacciones que tienen lugar son:



MnO_4^- es el oxidante, la especie que gana electrones y se reduce.



Cl^- (HCl) es el reductor, la especie que cede electrones y se oxida.

La respuesta correcta es la **a**.

1.295. Un buen reductor se caracteriza por presentar un valor de E° :

- a) Positivo y elevado.
- b) Negativo y elevado en términos absolutos.
- c) Nulo.
- d) Elevado, sin importar el signo (negativo o positivo).
- e) Bajo, sin importar el signo (negativo o positivo).

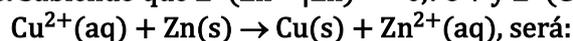
(O.Q.L. País Vasco 2017)

Las especies que son buenas reductoras son aquéllas que presentan un valor del potencial de electrodo, E° , negativo y elevado en términos absolutos. Un ejemplo son los metales alcalinos y alcalinotérreos:

Alcalinos	E° (V)	Alcalinotérreos	E° (V)
$Li^+ Li$	-3,05	$Ba^{2+} Ba$	-2,91
$Rb^+ Rb$	-2,98	$Sr^{2+} Sr$	-2,89
$K^+ K$	-2,93	$Ca^{2+} Ca$	-2,76
$Cs^+ Cs$	-2,92	$Mg^{2+} Mg$	-2,38
$Na^+ Na$	-2,71	$Be^{2+} Be$	-1,85

La respuesta correcta es la **b**.

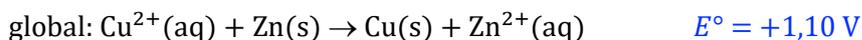
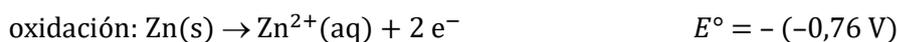
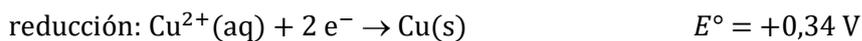
1.296. Sabiendo que $E^\circ(Zn^{2+}|Zn) = -0,76 V$ y $E^\circ(Cu^{2+}|Cu) = 0,34 V$, el potencial de la reacción:



- a) +1,10 V
- b) +0,42 V
- c) -1,10 V
- d) -0,42 V
- e) +0,26 V

(O.Q.L. País Vasco 2017)

Las semirreacciones y la reacción global son:



La respuesta correcta es la **a**.

1.297. El número de oxidación del Cu en el compuesto $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ es:

- a) +1
- b) +2
- c) -1
- d) -2

(O.Q.L. Murcia 2017)

Sabiendo que el número de oxidación del O es -2 y que el número de oxidación del S en los sulfatos es $+6$, y que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0, se puede plantear la siguiente ecuación:

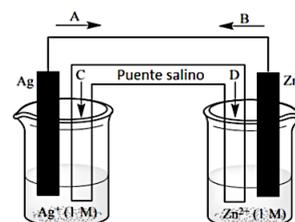
$$x + 6 + 4(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +2$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.298. En la celda galvánica (también llamada voltaica) de la figura, ¿qué flecha indica el flujo espontáneo de electrones?

- a) A
- b) B
- c) C
- d) D

(Datos. $E^{\circ}(\text{Ag}^{+}|\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$; $E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$)



(O.Q.N. Salamanca 2018)

Los **electrones** de una celda galvánica se dirigen de forma espontánea, a través del circuito externo, hacia potenciales crecientes, van **desde el polo negativo, ánodo ($\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}$) hacia el polo positivo, cátodo ($\text{Ag}^{+}|\text{Ag}$)**, en este caso, viene indicado por la **flecha B**.

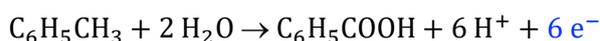
La respuesta correcta es la **b**.

1.299. ¿Cuántos moles de electrones se deben eliminar de cada mol de tolueno, $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$, cuando este es oxidado a ácido benzoico, $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$?

- a) 1
- b) 2
- c) 4
- d) 6

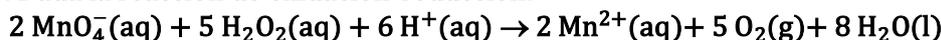
(O.Q.N. Salamanca 2018)

La semirreacción de oxidación de tolueno a ácido benzoico es:



La respuesta correcta es la **d**.

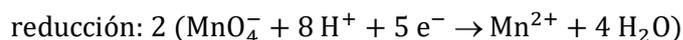
1.300. Dada la reacción de oxidación-reducción:



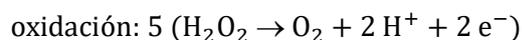
- a) El ion MnO_4^{-} es el agente oxidante, que produce la oxidación de H_2O_2 a O_2 .
- b) El número de electrones puesto en juego es 2.
- c) La especie O_2 es la que resulta de la reducción de H_2O_2 por efecto del agente reductor MnO_4^{-} .
- d) El ion MnO_4^{-} es el agente reductor, que produce la oxidación de H_2O_2 a O_2 .

(O.Q.L. La Rioja 2018)

Las semirreacciones que tienen lugar son:



MnO_4^- actúa como oxidante, gana electrones y se reduce a Mn^{2+} .

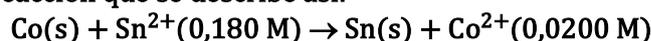


H_2O_2 actúa como reductor, cede electrones y se oxida O_2 .

El número de electrones que se intercambian en el proceso es 10.

La respuesta correcta es la **a**.

1.301. Se ha medido a 25 °C un potencial de 0,168 V para una célula electroquímica en la que se produce una reacción que se describe así:



Calcule el valor del potencial estándar, E° , de la célula:

- a) 0,270 V
- b) 0,028 V
- c) 0,180 V
- d) 0,140 V

(O.Q.L. La Rioja 2018)

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la célula es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

Aplicada a esta reacción:

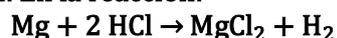
$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{Co}^{2+}]}{[\text{Sn}^{2+}]}$$

El valor del potencial estándar de la célula es:

$$E^\circ = 0,168 + \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{0,0200}{0,180} = 0,140 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.302. En la reacción:



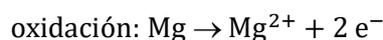
¿qué especie se oxida?

- a) Cl
- b) Mg
- c) H
- d) No se oxida ningún elemento porque es una reacción ácido-base.

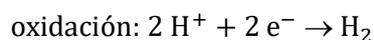
(O.Q.L. Murcia 2018)

En la reacción propuesta se cumple que:

- El **Mg** actúa como reductor ya que cede electrones y **se oxida**:



- El H^+ actúa como oxidante ya que capta electrones y se reduce:



La respuesta correcta es la **b**.

1.303. Si una sustancia actúa como reductora en una reacción química, se puede afirmar de ella que:

- a) Si es reductora en esa reacción, lo es también en cualquier otra.
- b) Solamente será reductora en esa reacción, pero no en otras.
- c) En otras reacciones actuará como oxidante o reductora, dependiendo del resto de reactivos.
- d) En otras reacciones o es reductora o no se modifica, pero nunca podrá actuar como oxidante.

(O.Q.L. Murcia 2018)

El carácter reductor de una especie depende del valor de su potencial de electrodo comparado con el del resto de los reactivos presentes en la reacción.

Por ejemplo, el peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , se comporta como:

- reductor ($E^\circ = -0,68 \text{ V}$) frente al MnO_4^- ($E^\circ = +1,51 \text{ V}$)
- oxidante ($E^\circ = +1,77 \text{ V}$) frente al Sn^{4+} ($E^\circ = +0,15 \text{ V}$)

La respuesta correcta es la c.

1.304. En metalurgia cuando se habla de blenda, se refiere a:

- a) PbSO_4
- b) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- c) KCl
- d) ZnS

(O.Q.L. Murcia 2018)

La blenda es un mineral de zinc cuya mena es el sulfuro de zinc, ZnS , que proporciona el zinc mediante tostación con oxígeno y posterior reducción del óxido formado con carbono.

La respuesta correcta es la d.

1.305. Durante la Guerra Europea se empleó permanganato de potasio para camuflar a los caballos blancos, ya que, al contacto con esta sustancia, el pelo del caballo se tiñe de color marrón. ¿Cuál es el número de oxidación del Mn en este compuesto?

- a) +7
- b) +6
- c) +5
- d) +4

(O.Q.L. Murcia 2018)

Teniendo en cuenta que en la especie dada el número de oxidación del oxígeno es -2 y del potasio +1, el número de oxidación del manganeso en la misma es:

$$+1 + x + 4(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +7$$

La respuesta correcta es la a.

1.306. Si se quiere obtener $\text{I}_2(\text{g})$ a partir de $\text{KIO}_3(\text{s})$ hay que:

- a) Añadir un oxidante.
- b) Calentar hasta cerca de 100°C .
- c) Añadir un reductor.
- d) Fundir el yodato a temperatura controlada en atmósfera inerte.

(O.Q.L. Murcia 2018)

Teniendo en cuenta que en el KIO_3 el número de oxidación del oxígeno es -2 y del potasio +1, el número de oxidación del yodo en la misma es:

$$+1 + x + 3(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +5$$

Es necesario añadir un reductor para pasar de número de oxidación +5 a 0.

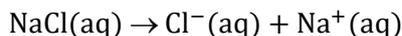
La respuesta correcta es la c.

1.307. ¿Cuántos litros de $\text{Cl}_2(\text{g})$ a $20\text{ }^\circ\text{C}$ y 1.900 mmHg se producen por electrólisis de una disolución acuosa concentrada de NaCl , si se utiliza una corriente de $1,50\text{ A}$ de intensidad durante $10,0$ horas?

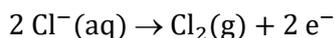
- a) 3,5
- b) 1,9
- c) 4,0
- d) 2,7

(O.Q.L. Galicia 2018)

El cloruro de sodio en disolución acuosa se encuentra ionizado de acuerdo con la ecuación:



En el ánodo tiene lugar la oxidación del Cl^- a Cl_2 de acuerdo con la siguiente ecuación química:



La cantidad de corriente que pasa por la celda electrolítica es:

$$(1,50\text{ A}) \cdot (10,00\text{ h}) \cdot \frac{3.600\text{ s}}{1\text{ h}} \cdot \frac{1\text{ C}}{1\text{ A s}} \cdot \frac{1\text{ mol e}^-}{96.485\text{ C}} = 0,560\text{ mol e}^-$$

Relacionando electrones con Cl_2 :

$$0,560\text{ mol e}^- \cdot \frac{1\text{ mol Cl}_2}{2\text{ mol e}^-} = 0,280\text{ mol Cl}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas que se desprende es:

$$V = \frac{(0,280\text{ mol Cl}_2) \cdot (0,082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1}) \cdot (20 + 273,15)\text{ K}}{1.900\text{ mmHg}} \cdot \frac{760\text{ mmHg}}{1\text{ atm}} = 2,69\text{ L Cl}_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996 y otras).

1.308. Indique en qué compuesto el oxígeno tiene número de oxidación positivo.

- a) N_2O
- b) H_2O_2
- c) OF_2
- d) KNO_3

(O.Q.L. Galicia 2018)

El único compuesto en el que el oxígeno tiene número de oxidación positivo es el OF_2 , ya que el flúor es el elemento más electronegativo que existe y su único número de oxidación es -1 , de forma que el oxígeno cuando se combina con el posee **número de oxidación +2**.

La respuesta correcta es la **c**.

1.309. Dados los siguientes compuestos: CO_2 , CH_4 , CH_3OH y CO ; marque la respuesta correcta entre las siguientes opciones:

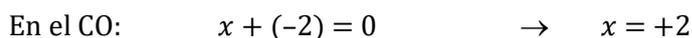
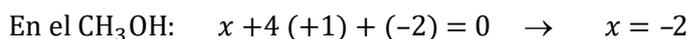
- a) El metano puede actuar como oxidante en reacciones redox.
- b) El monóxido de carbono es la especie más oxidada.
- c) El número de oxidación del carbono en el metano es $+4$.
- d) El número de oxidación del carbono en el metanol es de -2 .
- e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. País Vasco 2018)

Teniendo en cuenta que en los compuestos dados el número de oxidación del oxígeno es -2 y del hidrógeno $+1$, el número de oxidación del carbono en ellos es:

$$\text{En el CO}_2: \quad x + 2(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +4$$

$$\text{En el CH}_4: \quad x + 4(+1) = 0 \quad \rightarrow \quad x = -4$$



a-c) Falso. El carbono en el metano tiene el número de oxidación más bajo, -4 , por tanto, solo puede actuar como reductor y oxidarse.

b) Falso. La especie en la que el carbono está más oxidado es el dióxido de carbono.

d) **Verdadero**. El número de oxidación del carbono en el metanol es -2 .

La respuesta correcta es la **d**.

1.310. Sabiendo que $E^\circ(\text{Li}^+|\text{Li}) = -3,05 \text{ V}$ y que $E^\circ(\text{Na}^+|\text{Na}) = -2,71 \text{ V}$, para obtener una batería de mayor tensión:

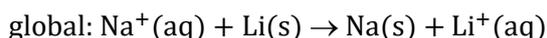
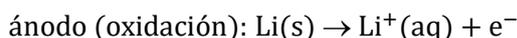
- Se debería emplear Na como ánodo.
- Se debería emplear una sal de Li como ánodo.
- Se debería emplear una sal de Na como ánodo.
- Se debería emplear Li como ánodo.
- Se debería emplear Li como cátodo.

(O.Q.L. País Vasco 2018)

Una batería voltaica o galvánica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la batería, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial, que se escribe a la derecha en la notación de la batería, se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial, que se escribe a la izquierda, como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo expuesto, en este caso, para conseguir el máximo potencial posible, el **Na debe ser el cátodo** y el **Li el ánodo**.

Las semirreacciones en cada electrodo y la reacción global son:



El potencial normal o tensión de la batería se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E_{\text{batería}}^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ$$

En este caso:

$$E_{\text{batería}}^\circ = E_{\text{Na}^+|\text{Na}}^\circ - E_{\text{Li}^+|\text{Li}}^\circ = (-2,71 \text{ V}) - (-3,05 \text{ V}) = +0,340 \text{ V}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.311. Una de las formas de expresar la concentración de H_2O_2 presente en el agua oxigenada que se vende en las farmacias es en volúmenes de oxígeno, es decir, el volumen de O_2 que se liberaría a 25°C y 1 atm si todo el H_2O_2 presente en 1 L de agua oxigenada se descompusiera a oxígeno molecular y agua. Se valora $1,00 \text{ mL}$ de agua oxigenada comercial y se requieren $20,0 \text{ mL}$ de KMnO_4 $0,0200 \text{ M}$ en medio ácido para llegar al punto de equivalencia. ¿Cuál la concentración del agua oxigenada comercial expresada en volúmenes de oxígeno?

- 10
- 12,2
- 4,9
- 8,4

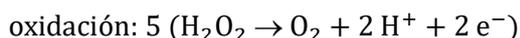
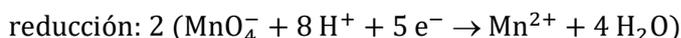
(Datos. $E^\circ(\text{MnO}_4^-|\text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$; $E^\circ(\text{O}_2|\text{H}_2\text{O}_2) = 0,68 \text{ V}$).

(O.Q.L. Madrid 2018)

Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que a presión y temperatura constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$.

Por ese motivo, la especie que presenta mayor potencial, MnO_4^- ($E^\circ = 1,51 \text{ V}$), se comporta como oxidante y se reduce; y la de menor potencial, H_2O_2 ($E^\circ = 0,68 \text{ V}$), como reductor y se oxida.

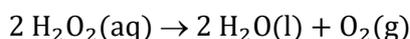
Las semirreacciones que tienen lugar son:



Relacionando KMnO_4 con H_2O_2 :

$$20,0 \text{ mL KMnO}_4 \cdot 0,0200 \text{ M} \cdot \frac{0,0200 \text{ mmol KMnO}_4}{1 \text{ mL KMnO}_4 \cdot 0,0200 \text{ M}} \cdot \frac{5 \text{ mmol H}_2\text{O}_2}{2 \text{ mmol KMnO}_4} = 1,00 \text{ mmol H}_2\text{O}_2$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de descomposición del agua oxigenada es:



Relacionando H_2O_2 con O_2

$$1,00 \text{ mmol H}_2\text{O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mmol O}_2}{2 \text{ mmol H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{10^3 \text{ mmol O}_2} = 5,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(5,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol O}_2) \cdot (0,082 \text{ atm mL mmol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 0,0122 \text{ L O}_2$$

La concentración en volúmenes se obtiene relacionando el volumen de O_2 que se obtiene con el volumen de agua oxigenada que se descompone:

$$\frac{0,0122 \text{ L O}_2}{1 \text{ mL agua oxigenada}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL O}_2}{1 \text{ L O}_2} = 12,2 \text{ vol.}$$

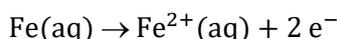
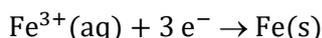
La respuesta correcta es la **b**.

1.312. Para resolver un ejercicio de clase, un grupo de alumnos necesita utilizar el potencial de electrodo $E^\circ(\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+})$, pero no consiguen encontrar el dato. Sin embargo, el profesor ha escrito en la pizarra que $E^\circ(\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^0) = -0,04 \text{ V}$ y $E^\circ(\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}^0) = -0,44 \text{ V}$. De las proposiciones siguientes, cuál es la correcta:

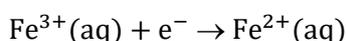
- Con la información de que disponen no se puede calcular el valor de $E^\circ(\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+})$.
- El potencial que necesitan es $+0,76 \text{ V}$.
- El potencial que necesitan es $+0,40 \text{ V}$.
- Todas las anteriores son erróneas.

(O.Q.N. Santander 2019)

A partir de los datos propuestos se pueden escribir las siguientes semirreacciones:



La reacción global es:



La energía de Gibbs de la reacción global se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G_{\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}}^{\circ} = \Delta G_{\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}}^{\circ} - \Delta G_{\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}}^{\circ}$$

La expresión que relaciona la variación de energía de Gibbs, ΔG° , con el potencial de la celda, E° , es:

$$\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$$

Sustituyendo:

$$\left(-F \cdot E_{\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}}^{\circ}\right) = \left(-3F \cdot E_{\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}}^{\circ}\right) - \left(-2F \cdot E_{\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}}^{\circ}\right)$$

Simplificando y sustituyendo los valores de potenciales de reducción se obtiene:

$$E_{\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}}^{\circ} = 3 \cdot (-0,04 \text{ V}) - 2 \cdot (-0,44 \text{ V}) = +0,76 \text{ V}$$

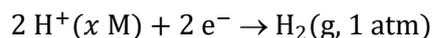
La respuesta correcta es la **b**.

1.313. El potencial de reducción de un electrodo de hidrógeno cuando está introducido en cierta disolución reguladora del pH (tampón o buffer) es $-0,413 \text{ V}$. Por tanto, el pH del tampón es:

- a) 1
- b) 3
- c) 7
- d) 14

(O.Q.N. Santander 2019)

La ecuación correspondiente a la reacción del electrodo es:



Como las condiciones son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial del electrodo es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \log Q = E^{\circ} - \frac{0,0592}{2} \log \frac{p_{\text{H}_2}}{[\text{H}^+]^2}$$

Teniendo en cuenta que, $E^{\circ} = 0$ y que $p_{\text{H}_2} = 1 \text{ atm}$, la ecuación anterior queda como:

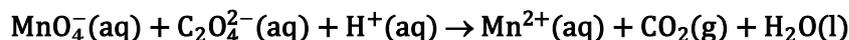
$$E = -0,0592 \text{ pH}$$

Sustituyendo se obtiene que el pH de la disolución tampón es:

$$\text{pH} = \frac{-0,413}{-0,0592} = 6,98 \approx 7$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.314. Para la reacción redox:

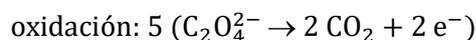
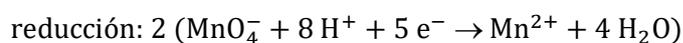


Los coeficientes estequiométricos de los reactivos en la reacción ajustada son:

- | | MnO_4^- | $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ | H^+ |
|-------|------------------|-----------------------------|--------------|
| a) 16 | 5 | 2 | |
| b) 2 | 5 | 16 | |
| c) 2 | 16 | 5 | |
| d) 5 | 16 | 2 | |

(O.Q.N. Santander 2019)

Las semirreacciones que tienen lugar son:



La respuesta correcta es la **b**.

1.315. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es verdadera para una celda electroquímica?

- a) La oxidación tiene lugar en el ánodo.
- b) La reducción tiene lugar en el ánodo.
- c) La oxidación tiene lugar tanto en el ánodo como en el cátodo.
- d) La reducción tiene lugar en el puente salino.

(O.Q.N. Santander 2019)

Una celda electroquímica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$. Por este motivo:

- el par (electrodo) que presenta mayor potencial se comporta como cátodo y oxidante y experimenta una reducción
- el par (electrodo) que presenta menor potencial se comporta como **ánodo** y reductor y experimenta una **oxidación**.

La respuesta correcta es la **a**.

1.316. ¿Cuál será el potencial E_{celda} para la pila siguiente?



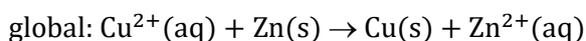
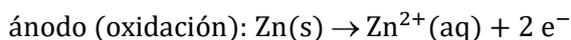
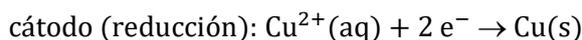
¿Es espontáneo el proceso tal como está escrito?

(Datos. $E^\circ(\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}) = -0,760 \text{ V}$ y $E^\circ(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}) = +0,340 \text{ V}$).

- a) $-1,07 \text{ V}$ y no espontánea
- b) $-1,33 \text{ V}$ y no espontánea
- c) $+1,07 \text{ V}$ y espontánea
- d) $+1,33 \text{ V}$ y espontánea

(O.Q.N. Santander 2019)

De acuerdo con la notación propuesta para la pila, as semirreacciones que tienen lugar en los electrodos son:



El potencial normal de la celda se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ$$

Para este caso:

$$E^\circ = E_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}}^\circ - E_{\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}}^\circ = (+0,340 \text{ V}) - (-0,760 \text{ V}) = +1,10 \text{ V}$$

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la celda es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

Aplicada a esta reacción:

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

El valor del potencial de la celda es:

$$E = 1,10 - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{0,100}{0,0100} = +1,07 \text{ V}$$

Para que una reacción sea espontánea se debe cumplir que $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$, por tanto, como en este caso, $E^\circ = 1,07 \text{ V}$, se trata de una **reacción espontánea**.

La respuesta correcta es la c.

1.317. Un alumno anotó las siguientes observaciones en su cuaderno de laboratorio:

I. Un hilo de cobre limpio no reaccionó con una disolución 1 M de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

II. Un perdigón de plomo limpio se disolvió en una disolución 1 M de AgNO_3 , apareciendo cristales de plata metálica.

III. Un pepita de plata no reaccionó con una disolución 1 M de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

El orden de disminución del carácter reductor de los tres metales implicados es:

- a) $\text{Cu} > \text{Pb} > \text{Ag}$
- b) $\text{Cu} > \text{Ag} > \text{Pb}$
- c) $\text{Pb} > \text{Cu} > \text{Ag}$
- d) $\text{Pb} > \text{Ag} > \text{Cu}$

(O.Q.N. Santander 2019)

De las anotaciones del estudiante se deduce que:

- Pb sí reduce a Cu^{2+} y Ag^+
- Cu no reduce a Pb^{2+} pero sí reduce Ag^+
- Ag no reduce a Cu^{2+} ni a Pb^{2+} .

El orden de disminución del poder reductor de estos tres metales es:



Consultando la bibliografía se confirma el carácter reductor de los tres metales al ver que sus potenciales de reducción son:

$$E^\circ (\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}) = -0,13 \text{ V} > E^\circ (\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}) = +0,34 \text{ V} > E^\circ (\text{Ag}^+|\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$$

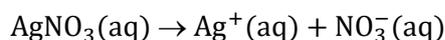
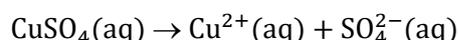
La respuesta correcta es la c.

1.318. Dos cubas electrolíticas de 500 L cada una están conectadas en serie. La primera contiene una disolución acuosa 1 M de CuSO_4 y la segunda una disolución acuosa 1 M de AgNO_3 . Si se hace circular una corriente de 0,800 A por el sistema durante 20,0 min, seleccione la proposición correcta de las siguientes:

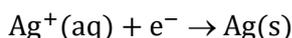
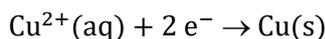
- a) En el cátodo de la primera cuba se habrán depositado 0,316 g de cobre.
- b) En el ánodo de ambas cubas se desprenderá hidrógeno gaseoso.
- c) Las concentraciones finales de CuSO_4 y AgNO_3 serán iguales.
- d) El ánodo de la segunda cuba desprende 0,110 L de O_2 medidos en condiciones normales.

(O.Q.N. Santander 2019)

Las disoluciones acuosas contienen CuSO_4 y AgNO_3 disociados en iones según las siguientes ecuaciones:



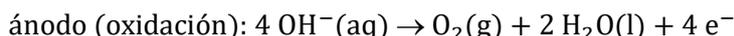
Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones que se producen en los cátodos de las cubas son, respectivamente:



a) **Verdadero.** De acuerdo con las leyes de Faraday (1833-34), como las dos cubas se encuentran conectadas en serie pasa la misma cantidad de corriente por ellas y, por tanto, la masa de cobre depositada en la primera cuba es:

$$0,800 \text{ A} \cdot 20,0 \text{ min} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} \cdot \frac{1 \text{ C}}{1 \text{ A s}} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^{-}}{96.485 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{2 \text{ mol e}^{-}} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 0,316 \text{ g Cu}$$

b) Falso. Los aniones de las dos cubas no se sufren reacción redox, ya que no pueden oxidarse y lo hacen los iones OH^{-} procedentes del agua, de acuerdo con la siguiente ecuación química:



c) Falso. Las cantidades de ion electrolizado en cada una de las cubas son:

$$0,800 \text{ A} \cdot 20,0 \text{ min} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} \cdot \frac{1 \text{ C}}{1 \text{ A s}} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^{-}}{96.485 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}^{2+}}{2 \text{ mol e}^{-}} = 4,97 \cdot 10^{-3} \text{ mol Cu}^{2+}$$

$$0,800 \text{ A} \cdot 20,0 \text{ min} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} \cdot \frac{1 \text{ C}}{1 \text{ A s}} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^{-}}{96.485 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}^{+}}{1 \text{ mol e}^{-}} = 9,95 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ag}^{+}$$

Las cantidades iniciales de sustancia en cada una de las cubas son las mismas ya que el volumen de disolución y la concentración son idénticas:

$$500 \text{ L CuSO}_4 \text{ } 1,00 \text{ M} \cdot \frac{1,00 \text{ mol CuSO}_4}{1 \text{ L CuSO}_4 \text{ } 1,00 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}^{2+}}{1 \text{ mol CuSO}_4} = 500 \text{ mol Cu}^{2+} (\text{Ag}^{+})$$

Como la cantidad de ion electrolizada es diferente para cada metal, las concentraciones finales de ambas disoluciones también son diferentes.

d) Falso. La cantidad de O_2 desprendida en el ánodo de cada cuba es:

$$0,800 \text{ A} \cdot 20,0 \text{ min} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} \cdot \frac{1 \text{ C}}{1 \text{ A s}} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^{-}}{96.485 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{4 \text{ mol e}^{-}} = 2,49 \cdot 10^{-3} \text{ mol O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen de O_2 desprendido es:

$$V = \frac{(2,49 \cdot 10^{-3} \text{ mol O}_2) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 0,0557 \text{ L O}_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.319. En la reacción:



la base de Lewis es:

a) I_2

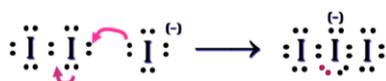
b) I^{-}

c) I_3^{-}

d) Ninguna, ya que se trata de una reacción redox.

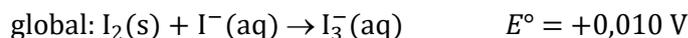
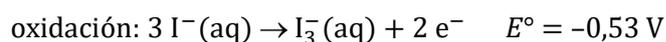
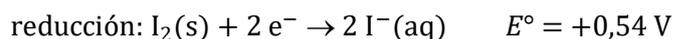
(O.Q.N. Santander 2019)

Las estructuras de Lewis del I_2 , I^{-} y I_3^{-} son, respectivamente:



De acuerdo con la teoría ácido-base de Lewis, el I^{-} se comporta como una base de Lewis ya que cede un par de electrones solitario para compartir al I_2 (ácido de Lewis) y formar el I_3^{-} .

Por otra parte, también se trata de una reacción redox en la que cambia el número de oxidación del yodo en las tres especies: I_2 (0), I^{-} (-1) y I_3^{-} (-1/3).



Las respuestas correctas son **b** y **d**.

1.320. Los estados de oxidación (valencias) del N en el ácido nítrico, del S en el sulfato de potasio y del C en el carbonato de calcio, son, respectivamente:

- a) +3, +4 y +6
- b) +5, +6 y +4
- c) +3, +4 y +4
- d) +5, +6 y +2

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

▪ En el ácido nítrico, HNO_3 , considerando que el número de oxidación del hidrógeno es +1 y el del oxígeno es -2, el **número de oxidación del nitrógeno** es:

$$x + 3(-2) + (+1) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +5$$

▪ En el sulfato de potasio, K_2SO_4 , considerando que el número de oxidación del potasio es +1 y el del oxígeno es -2, el **número de oxidación del azufre** es:

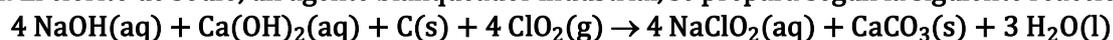
$$x + 4(-2) + 2(+1) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +6$$

▪ En el carbonato de calcio, CaCO_3 , considerando que el número de oxidación del calcio es +2 y el del oxígeno es -2, el **número de oxidación del carbono** es:

$$x + 3(-2) + (+2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +4$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.321. El clorito de sodio, un agente blanqueador industrial, se prepara según la siguiente reacción:

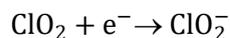


La especie oxidante es:

- a) OH^-
- b) Ca^{2+}
- c) C
- d) ClO_2

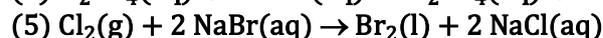
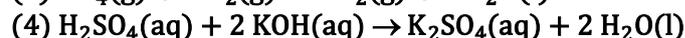
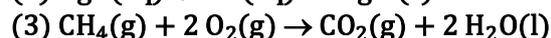
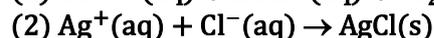
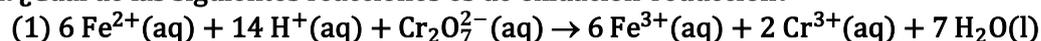
(O.Q.L. La Rioja 2019)

De las especies propuestas, **el oxidante es ClO_2** que es la especie que capta electrones y se reduce de acuerdo con la siguiente semirreacción:



La respuesta correcta es la **d**.

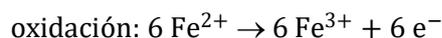
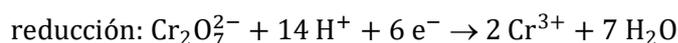
1.322. ¿Cuál de las siguientes reacciones es de oxidación-reducción?



- a) 1 y 2
- b) 1, 3 y 5
- c) 1, 2 y 3
- d) 1, 2, 3 y 5

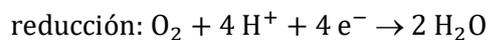
(O.Q.L. La Rioja 2019)

- La reacción (1) es de oxidación-reducción y las semirreacciones que tienen lugar son:



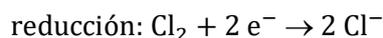
- La reacción (2) es una reacción de precipitación.

- La reacción (3) es de oxidación-reducción y las semirreacciones que tienen lugar son:



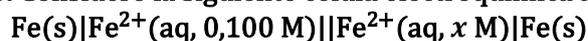
- La reacción (4) es una reacción de ácido-base.

- La reacción (5) es de oxidación-reducción y las semirreacciones que tienen lugar son:



La respuesta correcta es la **b**.

1.323. Considere la siguiente célula electroquímica a 25 °C:



Indique la respuesta correcta:

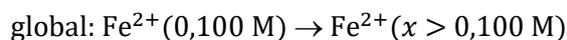
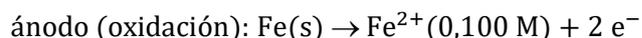
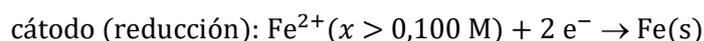
- Si x es mayor que 0,100 M, la célula tendrá un potencial mayor que cero.
- Si x es mayor que 0,100 M, la célula tendrá un potencial menor que cero.
- Si x es igual a 0,100 M, la célula funcionará espontáneamente.
- No importa el valor de x , la célula no funcionará espontáneamente.

(O.Q.L. La Rioja 2019)

La célula propuesta está formada por dos electrodos idénticos pero con diferente concentración iónica y se denomina celda de concentración.

El proceso espontáneo en una célula de concentración siempre tiene lugar en el sentido de dilución de la disolución más concentrada, mientras que la disolución diluida se hace más concentrada. Por tanto, el electrodo $\text{Fe}|\text{Fe}^{2+}(0,100 \text{ M})$ actúa como ánodo y el $\text{Fe}^{2+}(x > 0,100 \text{ M})|\text{Fe}$ es el cátodo.

Las semirreacciones en cada electrodo y la reacción global son:



La notación de la celda es:



En esta celda, los electrones fluyen de forma espontánea desde el ánodo $\text{Fe}|\text{Fe}^{2+}(0,100 \text{ M})$ hasta el cátodo $\text{Fe}^{2+}(x > 0,100 \text{ M})|\text{Fe}$.

Como las condiciones de los electrodos son diferentes a las estándar, disoluciones 1 M, para calcular el potencial de la célula es preciso aplicar la ecuación de Nernst (1889):

$$E = E^\circ - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

Aplicada a esta reacción:

$$E = \frac{0,0592}{n} \log \frac{[\text{Fe}^{2+}]_{\text{cátodo}}}{[\text{Fe}^{2+}]_{\text{ánodo}}}$$

En este caso:

$$\log \frac{[\text{Fe}^{2+}]_{\text{cátodo}}}{[\text{Fe}^{2+}]_{\text{ánodo}}} = \log \frac{x}{0,100} > 0$$

El valor del potencial de la célula es $E > 0$, luego la **reacción es espontánea**.

La respuesta correcta es la **a**.

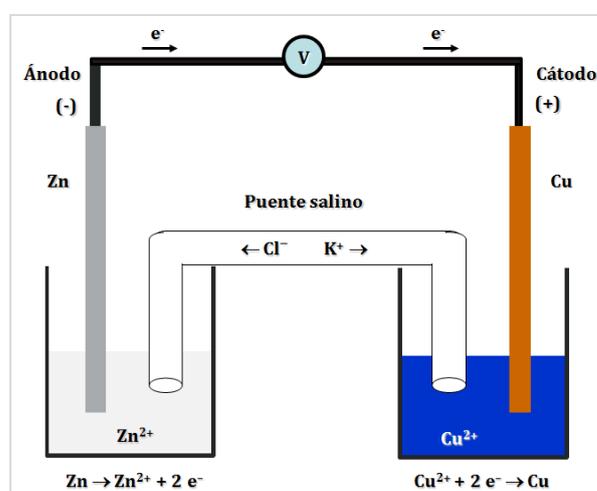
1.324. Marque la afirmación correcta respecto a una pila galvánica:

- El ánodo atrae los aniones para neutralizar la carga en los compartimentos de la pila.
- El ánodo atrae los cationes, dado que se le asigna el símbolo negativo.
- Al cátodo se le asigna el símbolo negativo.
- Los iones que se encuentran en el puente salino se mantienen inmóviles.
- Los aniones migran desde el ánodo al cátodo.

(O.Q.L. País Vasco 2019)

Una pila voltaica o galvánica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

La imagen muestra un esquema de este tipo de pilas, en la misma se observa que el par (electrodo) que presenta mayor potencial es el cátodo o polo positivo que se comporta como y oxidante; y el de menor potencial es el ánodo o polo negativo que se comporta como y reductor.



Como se puede observar, **los cationes se dirigen**, de forma espontánea, **hacia el ánodo**; mientras que, los aniones se van hacia el cátodo. Respecto de los iones del puente salino, siguen el mismo camino que los iones de las semipilas

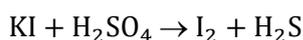
La respuesta correcta es la **b**.

1.325. Al añadir ácido sulfúrico sobre una disolución de yoduro de potasio, además de generar I₂ se desprende un olor desagradable, similar al de huevos podridos, característico de H₂S. Tras el ajuste de la reacción, marque la afirmación correcta entre las siguientes opciones:

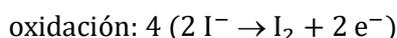
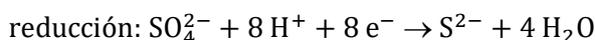
- El anión yoduro se reduce.
- El SO₄²⁻ se reduce a azufre elemental.
- Se transfieren 8 electrones.
- Se trata de una reacción ácido-base.
- Se transfieren 2 electrones.

(O.Q.L. País Vasco 2019)

La ecuación química correspondiente a la reacción propuesta es:



Las semirreacciones ajustadas son:



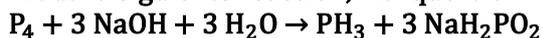
- Falso. El anión yoduro se oxida a diyodo.

- b) Falso. El SO_4^{2-} se reduce a S^{2-} .
- c) **Verdadero.** En el proceso **se transfieren 8 electrones.**
- d) Falso. Se trata de una reacción de oxidación-reducción.
- e) Falso. Según se ha demostrado anteriormente.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Almería 1999 y otra).

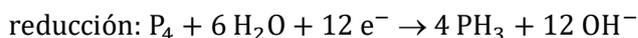
1.326. Dada la siguiente reacción, marque la afirmación correcta entre las opciones propuestas:



- a) El PH_3 actúa como oxidante.
- b) No se trata de una reacción redox, dado que, aunque el P_4 se reduce, ninguna especie se oxida.
- c) La ecuación no está bien ajustada.
- d) El P_4 se reduce para proporcionar PH_3 .
- e) Ninguna afirmación es correcta.

(O.Q.L. País Vasco 2019)

Las semirreacciones ajustadas son:



- a) Falso. El PH_3 se comporta como reductor, ya que se oxida a P_4 .
- b) Falso. Se trata de una reacción de desproporción o dismutación en la que el P_4 se oxida y se reduce a la vez.
- c) Falso. La ecuación química se encuentra correctamente ajustada.
- d) **Verdadero.** El P_4 , al comportarse **como oxidante, se reduce a PH_3 .**

La respuesta correcta es la **d**.

1.327. La notación esquemática de la pila con electrodos $\text{Mg}^{2+}|\text{Mg}$ y $\text{Ag}^+|\text{Ag}$ en condiciones estándar es:

- a) $\text{Ag}^+|\text{Ag} (1 \text{ M})||\text{Mg}^{2+} (1 \text{ M})|\text{Mg}$
- b) $\text{Ag}|\text{Ag}^+ (1 \text{ M})||\text{Mg}^{2+}|\text{Mg} (1 \text{ M})$
- c) $\text{Mg}|\text{Mg}^{2+} (1 \text{ M})||\text{Ag}^+ (1 \text{ M})|\text{Ag}$
- d) $\text{Mg}^{2+}|\text{Mg} (1 \text{ M})||\text{Ag} (1 \text{ M})|\text{Ag}^+$

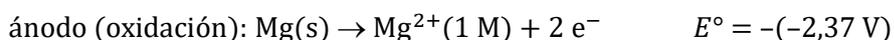
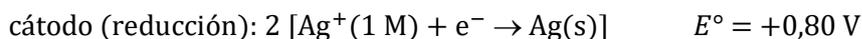
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

Para que la reacción sea espontánea se debe cumplir que $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

Por este motivo, el par (electrodo) que presenta mayor potencial, que se escribe a la derecha en la notación de la pila, se comporta como cátodo y oxidante (se reduce); y el de menor potencial, que se escribe a la izquierda, como ánodo y reductor (se oxida). De acuerdo con lo anterior, las semirreacciones de dicha pila son:



La notación abreviada que corresponde a esta celda es:



La respuesta correcta es la **c**.

(Para resolver esta cuestión se deberían haber proporcionado los valores de los potenciales de reducción de los elementos propuestos).

1.328. A partir de los potenciales de reducción que se adjuntan, ¿qué metales de la lista se disolverán en una disolución de HCl 1 M?

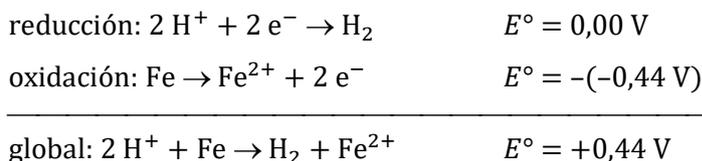


- Todos pueden disolverse ya que se oxidan.
- Solo los que presentan potencial de electrodo estándar negativo.
- Solo los que presentan potencial de electrodo estándar positivo.
- Ninguno se puede disolver.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que a presión y temperatura constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$ y eso solo es posible si **el metal tiene un potencial de electrodo negativo**.

Por ejemplo, en la reacción entre HCl y Fe las semirreacciones y reacción global que tienen lugar son:



La espontaneidad del proceso queda confirmada por el valor de $E^\circ > 0$, por tanto, **Fe y Na sí que se disuelven en ácido clorhídrico**.

La respuesta correcta es la **b**.

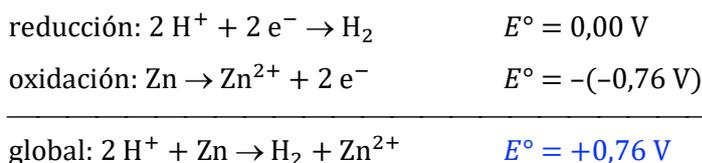
1.329. El ácido sulfúrico es capaz de oxidar a ciertos metales desprendiendo hidrógeno en la reacción. Considerando los de los potenciales de normales reducción que se acompañan, ¿reaccionará el Zn con el ácido sulfúrico diluido?

- No ya que la reacción no es espontánea.
 - Sí ya que el potencial de la reacción será, $E^\circ = -0,76 \text{ V}$.
 - No ya que el potencial de la reacción será, $E^\circ = +0,76 \text{ V}$.
 - Sí ya que el potencial de la reacción será, $E^\circ = +0,76 \text{ V}$.
- (Datos. $E^\circ (\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ (\text{H}^+|\text{H}_2) = 0,00 \text{ V}$).

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que a presión y temperatura constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$ y eso solo es posible si **el metal tiene un potencial de electrodo negativo**.

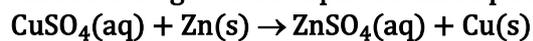
En este caso, en la reacción entre HCl y Zn las semirreacciones y reacción global que tienen lugar son:



La reacción es espontánea ya que $E^\circ > 0$.

La respuesta correcta es la **d**.

1.331. La reacción global de la pila Cu-Zn se puede escribir como:

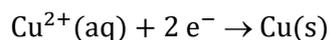


Los potenciales normales de reducción son $E^\circ (\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}) = -0,763 \text{ V}$ y $E^\circ (\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}) = +0,337 \text{ V}$. Si la intensidad de corriente que circula en esta pila durante una hora es de 45,0 mA, la masa de Cu depositada es:

- a) 0,0895 g
- b) 0,1430 g
- c) 0,0132 g
- d) 0,0533 g

(O.Q.L. Galicia 2019)

La ecuación química correspondientes a la reacción que se produce en el cátodo de la pila es:



Relacionando la cantidad de corriente que pasa por la cuba con la de Cu depositado:

$$(45,0 \text{ mA}) \cdot 1,00 \text{ h} \cdot \frac{3.600 \text{ s}}{1 \text{ h}} \cdot \frac{1 \text{ A}}{10^3 \text{ mA}} \cdot \frac{1 \text{ C}}{1 \text{ A s}} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{96.485 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{2 \text{ mol e}^-} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 0,0533 \text{ g Cu}$$

La respuesta correcta es la c.

2. ESTRUCTURA ATÓMICA

2.1. Los números atómicos del Mn y Ni son 25 y 28, respectivamente. Los iones Mn(II) y Ni(II) son, respectivamente:

- Iones $[\text{Ar}] 3d^5$ y $[\text{Ar}] 3d^7$.
- Ambos iones son $[\text{Ar}] 3d^5$.
- Iones $[\text{Ar}] 3d^5$ y $[\text{Ar}] 3d^8$.
- Iones $[\text{Ar}] 3d^6$ y $[\text{Ar}] 3d^9$.
- Ambos iones son $[\text{Ar}] 3d^8$.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2014)
(O.Q.L. Castilla y León 2015) (O.Q.L. Jaén 2017) (O.Q.L. Castilla y León 2018)

La estructura electrónica abreviada del Mn ($Z = 25$) es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^5$, ya que de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

le corresponde la siguiente distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑↓	↑	↑	↑	↑	↑

El Mn^{2+} pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital 4s, y su estructura electrónica es $[\text{Ar}] 3d^5$:

4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	↑

▪ De la misma forma, para Ni ($Z = 28$) la estructura electrónica es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

El Ni^{2+} pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital 4s, y su estructura electrónica es $[\text{Ar}] 3d^8$:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

La respuesta correcta es la c.

2.2. ¿Cuál de los siguientes pares de especies químicas son isoelectrónicas?

- Ne y Ar
- F^- y Cl^-
- Ne y F^-
- Na^+ y K^+
- Na^+ y Na

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Murcia 2011)
(O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Castilla y León 2014) (O.Q.L. País Vasco 2019)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica estructura electrónica.

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- El neón (Ne) es un elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.
- El argón (Ar) es un elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

- El flúor (F^-) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[He] 2s^2 2p^5$ y si capta un electrón para completar su capa más externa adquiere la configuración $[He] 2s^2 2p^6$.
- El cloro (Cl^-) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ne] 3s^2 3p^5$ y si capta un electrón para completar su capa más externa adquiere la configuración $[Ne] 3s^2 3p^6$.
- El sodio (Na^+) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ne] 3s^1$ y si cede un electrón de su capa más externa adquiere la configuración $[He] 2s^2 2p^6$.
- El potasio (K^+) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ar] 4s^1$ y si cede un electrón de su capa más externa adquiere la configuración $[Ne] 3s^2 3p^6$.

De las parejas propuestas, **Ne y F^-** , **sí son especies isoelectrónicas**, mientras que el resto de las parejas no lo son.

La respuesta correcta es la **c**.

(En Murcia 2012 se cambian Ne y Ar por He y Ar).

2.3. Al hablar de partículas elementales en reposo es cierto que:

- a) La masa del protón es aproximadamente 100 veces la del electrón.
- b) La masa del protón es igual a la del electrón.
- c) La masa del electrón es cero.
- d) La masa del protón es casi igual, pero ligeramente inferior, a la del neutrón.

(O.Q.L. Murcia 1996)

a-b) Falso. J.J. Thomson (1897), comparando la carga específica (m/e) de los rayos catódicos (electrones) y la de los rayos canales del hidrógeno (protones), propuso que la masa de estos últimos era 1837 veces mayor que la de los electrones.

c) Falso. Según descubrió J.J. Thomson (1896), los rayos catódicos (electrones) eran desviados por un campo magnético, lo que indicaba que se trataba de partículas materiales y no de ondas electromagnéticas.

d) **Verdadero**. Los neutrones son partículas con una masa ligeramente superior a la de los protones.

La respuesta correcta es la **d**.

2.4. Heisenberg afirmó en su conocido principio que:

- a) Es imposible conocer simultáneamente la velocidad y posición exacta del electrón.
- b) Un electrón no puede tener iguales los cuatro números cuánticos.
- c) La energía ni se crea ni se destruye, solo se transforma.
- d) Existe una relación inversa entre la energía de un electrón y el cuadrado de su distancia al núcleo.
- e) Transformó las orbitas atómicas en orbitales atómicos.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2014) (O.Q.L. Cantabria 2018)

El principio de indeterminación o incertidumbre propuesto por W. Heisenberg (1927):

“es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado”.

Su expresión matemática es:

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{4\pi} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta x = \text{incertidumbre de la posición de la partícula} \\ \Delta p = \text{incertidumbre del momento (velocidad) de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.5. El número atómico de un elemento viene dado por:

- El año en que fue descubierto ese elemento.
- El número de neutrones que posee su núcleo atómico.
- Su masa atómica.
- El número de protones existente en el átomo de dicho elemento.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

De acuerdo con la ley periódica de H. Moseley (1914), el **número atómico** de un elemento viene dado por el **número de cargas positivas, protones**, que existen en su núcleo.

La respuesta correcta es la **d**.

2.6. ¿Cuál de los siguientes grupos de números cuánticos es imposible para un electrón en un átomo?

- | | n | l | m_l |
|----|-----|-----|-------|
| a) | 1 | 0 | 0 |
| b) | 3 | 1 | 2 |
| c) | 4 | 3 | 1 |
| d) | 2 | 1 | 0 |

(O.Q.L. Murcia 1996)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a-c-d) Permitido. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

b) **Prohibido**. Si $l = 1$, el valor de m_l solo puede ser 1, 0, -1.

La respuesta correcta es la **b**.

2.7. El modelo de Bohr y el principio de incertidumbre son:

- Compatibles siempre.
- Compatibles si se supone que la masa del electrón es función de su velocidad.
- Compatibles para un número cuántico $n > 6$.
- Incompatibles siempre.

(O.Q.L. Murcia 1996)

▪ El **modelo atómico** propuesto por **N. Bohr** (1913) habla de certezas, ya que permite conocer de forma exacta que el electrón del átomo de hidrógeno gira a una determinada distancia del núcleo, con una determinada velocidad y con una determinada energía.

▪ El **principio de indeterminación o incertidumbre** propuesto por **W. Heisenberg** (1927):

“es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado”

Ambas propuestas son **incompatibles**.

La respuesta correcta es la **d**.

2.8. La famosa experiencia de Millikan, realizada con gotas de aceite, permitió:

- Determinar la masa del protón y neutrón.
- Calcular la densidad relativa del aceite y del agua con una gran precisión.
- Establecer la carga del electrón.
- Medir la longitud del enlace C-C de los existentes en la molécula de aceite.
- Establecer el patrón internacional de densidades (IDP).
- Medir la constante de Planck.
- La relación carga/masa de la partícula alfa.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Murcia 2004)

La experiencia de la gota de aceite realizada por R. Millikan en 1907 permitió determinar la carga del electrón, $e = -4,77 \cdot 10^{-10}$ uue ($-1,592 \cdot 10^{-19}$ C). Este valor fue corregido en los años treinta cuando se midió correctamente la viscosidad del aceite, obteniéndose, $e = -1,602 \cdot 10^{-19}$ C.

La respuesta correcta es la **c**.

(Esta cuestión ha sido propuesta en varias ocasiones combinando diferentes respuestas posibles).

2.9. Teniendo en cuenta que el elemento Ne precede al Na en la tabla periódica:

- El número atómico de los iones Na^+ es igual al del Ne.
- El número de electrones del ion Na^+ es igual al del Ne.
- Los iones Na^+ y los átomos de Ne tienen diferente comportamiento químico.
- Los iones Na^+ y los átomos de Ne son isótopos.
- Los iones Na^+ y los átomos de Ne reaccionan entre sí.
- El número de protones del ion Na^+ es igual al del Ne.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

Si el elemento Ne precede al elemento Na en la tabla periódica, su número atómico es unidad menor, por lo que de acuerdo con el concepto de número atómico el Ne tiene un protón y un electrón menos que el Na.

a-f) Falso. El ion Na^+ tiene un protón más que el átomo de Ne, es decir, tienen diferente número atómico.

b) **Verdadero**. El ion Na^+ tiene un electrón menos que el átomo de Na y por tanto, el mismo número de electrones que el átomo de Ne.

c) Falso. El ion Na^+ y el átomo de Ne tienen el mismo comportamiento químico ya que poseen idéntica configuración electrónica, son especies isoelectrónicas.

d) El ion Na^+ y el átomo de Ne no son isótopos, ya que para serlo deberían tener el mismo número atómico (no lo tienen) y diferente número másico (desconocido).

e) Falso. El ion Na^+ y el átomo de Ne tienen idéntica configuración electrónica externa, $2s^2 2p^6$, de gas noble que les confiere gran estabilidad e inercia química.

La respuesta correcta es la **b**.

2.10. Señale la proposición correcta:

- La longitud de onda característica de una partícula elemental depende de su carga.
- La transición $n = 1 \rightarrow n = 3$ en el átomo de hidrógeno requiere más energía que la transición $n = 2 \rightarrow n = 5$.
- Dos fotones de 400 nm tienen distinta energía que uno de 200 nm.
- Los fotones de luz visible (500 nm) poseen menor energía que los de radiación infrarroja (10.000 nm).
- Las energías de los electrones de H y He^+ son iguales si el número cuántico n es el mismo.
- Cuando un electrón pasa de la primera a la tercera órbita emite energía.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Baleares 2013) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

a) Falso. La longitud de onda asociada a una partícula se calcula mediante la ecuación de Louis de Broglie (1924):

$$\lambda = \frac{h}{m v} \rightarrow \begin{cases} m = \text{masa de la partícula} \\ v = \text{velocidad de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

b) **Verdadero**. La energía asociada a una transición electrónica, en kJ, se calcula mediante la expresión de Bohr (1913):

$$\Delta E = 1.312 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Las energías asociadas a las transiciones electrónicas propuestas son:

$$\left. \begin{aligned} \Delta E_{1 \rightarrow 3} &= 1.312 \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 1.166 \text{ kJ} \\ \Delta E_{2 \rightarrow 5} &= 1.312 \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) = 276 \text{ kJ} \end{aligned} \right\} \rightarrow \Delta E_{1 \rightarrow 3} > \Delta E_{2 \rightarrow 5}$$

c) Falso. La energía correspondiente a un fotón se calcula mediante la ecuación:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

Las energías correspondientes a un fotón de 200 nm y de 400 nm son, respectivamente:

$$E_{(200 \text{ nm})} = \frac{h c}{200} \quad E_{(400 \text{ nm})} = \frac{h c}{400}$$

La energía correspondiente a 2 fotones de 400 nm es:

$$2 E_{(400 \text{ nm})} = 2 \frac{h c}{400} = \frac{h c}{200}$$

Como se puede observar:

$$E_{(200 \text{ nm})} = 2 E_{(400 \text{ nm})}$$

d) Falso. La energía correspondiente a un fotón se calcula mediante la ecuación:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

La energía es inversamente proporcional a la longitud de onda, por tanto el fotón de luz visible (500 nm) tiene mayor energía que el fotón de luz infrarroja (10.000 nm).

e) Falso. Según el modelo de Bohr, la energía correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E \text{ (J)} = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{n^2}$$

Las estructuras electrónicas del H y He⁺ son idénticas, 1s¹, se trata de especies isoelectrónicas en las que n = 1, sin embargo el número atómico Z es diferente para ambas, 1 para el H y 2 para el He.

Las energías de ambas especies son:

$$\left. \begin{aligned} E_{(\text{H})} &= -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{1^2}{1^2} = -2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} \\ E_{(\text{He}^+)} &= -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{2^2}{1^2} = -8,72 \cdot 10^{-18} \text{ J} \end{aligned} \right\} \rightarrow E_{(\text{He}^+)} > E_{(\text{H})}$$

f) Falso. Cuando un electrón salta de una órbita con menor valor de n a otra con mayor valor de n absorbe energía que se corresponde a una línea en el espectro de absorción.

La respuesta correcta es la **b**.

2.11. Un isótopo del elemento K tiene número de masa 39 y número atómico 19. El número de electrones, protones y neutrones, respectivamente, para este isótopo es:

- a) 19, 20, 19
- b) 19, 39, 20
- c) 19, 19, 39
- d) 19, 19, 20
- e) 20, 19, 19

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013) (O.Q.L. Sevilla 2018)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones.

El isótopo ${}_{19}^{39}\text{K}$ está integrado por $\begin{cases} 19 \text{ protones} \\ 19 \text{ electrones} \\ 20 \text{ neutrones} \end{cases}$

La respuesta correcta es la **d**.

2.12. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de valores para n, l, m_l, m_s , representa una de las soluciones permitidas de la ecuación de ondas para el átomo de hidrógeno?

	n	l	m_l	m_s
a)	2	0	3	$-\frac{1}{2}$
b)	2	0	0	$\frac{1}{2}$
c)	2	1	-1	$\frac{1}{3}$
d)	4	2	3	$-\frac{1}{2}$
e)	5	6	1	$\frac{1}{2}$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) Prohibido. Si $l = 0$, el valor de m_l debe ser 0.
- b) **Permitido**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.
- c) Prohibido. El valor de m_s solo puede ser $+\frac{1}{2}$ ó $-\frac{1}{2}$.
- d) Prohibido. Si $l = 2$, el valor de m_l solo puede ser -2, -1, 0, 1, 2.
- e) Prohibido. Si $n = 5$, el valor de l solo puede ser 0, 1, 2, 3 y 4.

La respuesta correcta es la **b**.

2.13. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de átomos neutros:



- a) La configuración de Y corresponde a un átomo de sodio.
- b) Para pasar de X a Y se consume energía.
- c) La configuración de Y representa a un átomo del tercer periodo.
- d) Las configuraciones de X e Y corresponden a diferentes elementos.
- e) La energía para arrancar el electrón más débilmente unido electrón es igual en X que en Y.
- f) La configuración de Y representa un átomo del tercer periodo

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Asturias 1998) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Sevilla 2003) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Sevilla 2008) (O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. Murcia 2015)

a-c-d-f) Falso. El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ o, de forma abreviada, $[\text{Ne}] 3s^1$. Sumando el número de electrones se observa que tiene 11.

La configuración electrónica propuesta para el átomo Y cuenta con 10 electrones, un electrón menos que el sodio, y además, el último electrón se encuentra en un orbital con energía superior a la del orbital $2p$, que todavía puede alojar un electrón más, por lo que la estructura de Y corresponde a un estado excitado de un elemento del segundo periodo.

La estructura electrónica propuesta para el átomo X corresponde a la de su estado fundamental o de mínima energía.

b) **Verdadero**. Las configuraciones electrónicas de X e Y cuentan con 10 electrones, son isoelectrónicas, la diferencia entre ambas estriba en que en la estructura Y el último electrón se encuentra en un orbital con energía superior, por tanto, para pasar de X a Y se necesita aportar energía.

e) Falso. El electrón más externo se encuentra en un subnivel de energía con diferente valor de n y la energía para arrancar un electrón se puede calcular, de forma aproximada, mediante la expresión:

$$E (J) = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{n^2}$$

siendo Z , la carga nuclear efectiva de la especie química.

La respuesta correcta es la **b**.

2.14. Señale la proposición correcta:

a) El número de electrones de los iones Na^+ es igual al de los átomos neutros del gas noble Ne.

b) El número atómico de los iones Na^+ es igual al del gas noble Ne.

c) Los iones Na^+ y los átomos del gas noble Ne son isótopos.

d) El número de protones de los iones $^{23}\text{Na}^+$ es igual al de los átomos de ^{22}Ne .

e) La masa atómica de los iones $^{23}\text{Na}^+$ es igual al de los átomos de ^{22}Ne .

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Baleares 2009) (O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. País Vasco 2017)
(O.Q.L. Extremadura 2019)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico \rightarrow indica el número de protones + neutrones de un átomo.
- Isótopos son átomos con el mismo número atómico (igual número de protones) y diferente número másico (diferente número de neutrones).

a) **Verdadero**. La estructura electrónica del ion Na^+ es la del átomo de sodio (grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica) $[\text{Ne}] 3s^1$ pero con un electrón menos, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$; y la estructura electrónica del Ne (grupo 18 y periodo 2) es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$, como se puede observar, **ambas tienen 10 electrones**, por lo que son especies isoelectrónicas.

b-d) Falso. De acuerdo con las estructuras electrónicas escritas en el apartado anterior, el número atómico o de protones del Na y por tanto del ion Na^+ es 11, mientras que del Ne es 10.

c) Falso. Na^+ y Ne son especies químicas con diferente número de protones, 11 y 10 respectivamente, y su número de neutrones no se puede calcular al no conocer los números másicos de las especies propuestas.

e) Falso. Considerando que las masas del protón y del neutrón son aproximadamente iguales, los números másicos pueden considerarse como masas atómicas aproximadas, por tanto, ^{22}Ne y $^{23}\text{Na}^+$ tienen una masa aproximada de 22 y 23 u, respectivamente.

La respuesta correcta es la **a**.

2.15. El número atómico del Fe es 26. Si el Ru está exactamente debajo del Fe en la tabla periódica, el ion Ru(II) tiene una configuración periódica:

a) d^9

b) d^7

c) d^8

d) d^5

e) d^6

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Sevilla 2003) (O.Q.N. Salamanca 2018) (O.Q.L. Sevilla 2018)

Hierro (Fe) y rutenio (Ru) son elementos que pertenecen al grupo 8 de la tabla periódica por lo que la estructura electrónica externa de ambos es $ns^2 (n-1)d^6$. Para el Fe ($n = 4$) ya que se encuentra en el cuarto periodo y para Ru ($n = 5$) ya que se encuentra en el quinto.

La estructura electrónica abreviada del rutenio es $[\text{Kr}] 5s^2 4d^6$, y si cede los dos electrones del orbital 4s se transforma en el ion Ru(II) cuya estructura electrónica es $[\text{Kr}] 4d^6$.

La respuesta correcta es la e.

2.16. Uno de los postulados de Bohr establece que:

- La energía ni se crea ni se destruye, solo se transforma.
- No puede existir un electrón con los cuatro números cuánticos iguales.
- Los electrones giran en torno al núcleo en órbitas circulares sin emitir energía radiante.
- Es imposible conocer simultáneamente la velocidad y posición del electrón.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O. Q.L. Murcia 2014) (O.Q.L. Galicia 2018)

El primer postulado de Bohr (1913) establece que:

“los electrones en sus giros en torno al núcleo no emiten energía y aunque están gobernados por ecuaciones clásicas, solo son posibles las órbitas que cumplen la condición de cuantización”.

Su expresión matemática es:

$$m v r = \frac{n h}{2\pi} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ m = \text{masa del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ r = \text{radio de la órbita} \end{cases}$$

n es el número cuántico principal que solo puede tomar valores enteros (1, 2, 3, ..., ∞) y que indica la órbita en la que se mueve el electrón.

Estas órbitas en las que el electrón no emite energía se llaman estacionarias.

La respuesta correcta es la c.

2.17. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos n , l y m_l es imposible para el electrón de un átomo?

	n	l	m_l
a)	4	2	0
b)	5	3	-3
c)	5	3	4
d)	3	1	1

(O.Q.L. Murcia 1997)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n-1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a-b-d) Permitido. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

c) **Prohibido**. Si $l = 3$, el valor de m_l solo puede ser 3, 2, 1, 0, -1, -2, -3.

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1996).

2.18. Las líneas del espectro de emisión de un elemento se deben a que los electrones:

- Saltan de un nivel de energía de un átomo a otro nivel de energía de otro átomo.
- Chocan entre sí en la órbita, elásticamente.
- Saltan de un nivel a otro de menor energía, en el mismo átomo.
- Saltan de un nivel a otro de mayor energía, en el mismo átomo.

(O.Q.L. Murcia 1997)

Cuando los **electrones** de un átomo energéticamente excitado **caen a un nivel cuántico inferior** (de menor energía) emiten la diferencia de energía existente entre los dos niveles en forma de radiación electromagnética que da lugar a una **línea en el espectro de emisión**.

$$\Delta E = h \nu$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.19. Rutherford realizó una famosa experiencia que le permitió proponer su modelo atómico. Para ello:

- Empleó electrones fuertemente acelerados y un ánodo de molibdeno.
- Usó un nuevo espectrómetro de masas que acababa de inventar Bohr.
- Hizo incidir radiación alfa sobre láminas de oro.
- Bombardeó una pantalla de sulfuro de zinc con la radiación obtenida en el tubo de rayos catódicos.

(O.Q.L. Murcia 1997)

El experimento de Rutherford realizado por H. Geiger y E. Marsden en 1907, que permitió demostrar la existencia del núcleo atómico, consistió en bombardear una fina lámina de oro con partículas alfa y medir la gran desviación de unas pocas partículas al “chocar” contra la lámina metálica.

Rutherford explicó la desviación de estas partículas suponiendo la existencia en el átomo de un **núcleo central, pequeño, másico y positivo** que repelía a las partículas alfa cargadas positivamente.

La respuesta correcta es la **c**.

2.20. De acuerdo con el principio de incertidumbre de Heisenberg:

- Los electrones se mueven describiendo órbitas circulares.
- Los electrones se mueven describiendo órbitas elípticas.
- Si el electrón está descrito por el orbital 1s, su movimiento está restringido a una esfera.
- No se puede conocer la trayectoria del electrón.

(O.Q.L. Murcia 1997)

El principio de indeterminación o incertidumbre propuesto por W. Heisenberg (1927):

“es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado”.

Su expresión matemática es:

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{4\pi} \rightarrow \begin{cases} \Delta x = \text{incertidumbre de la posición de la partícula} \\ \Delta p = \text{incertidumbre del momento (velocidad) de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

Si no se puede conocer, de forma exacta, la posición de un electrón, tampoco es posible conocer su trayectoria.

La respuesta correcta es la **d**.

2.21. La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, no puede corresponder a la siguiente especie química:

- ${}_{18}\text{Ar}$
- ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$
- ${}_{17}\text{Cl}^-$
- ${}_{16}\text{S}^{2+}$
- ${}_{16}\text{S}^{2-}$
- ${}_{34}\text{Se}^{2-}$

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2019)

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- El azufre (${}_{16}\text{S}^{2-}$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$, y si capta dos electrones para completar su capa más externa adquiere la configuración $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

- El cloro (${}_{17}\text{Cl}^-$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$, y si capta un electrón para completar su capa más externa adquiere la configuración $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.
- El argón (${}_{18}\text{Ar}$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.
- El calcio (Ca^{2+}) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada $[\text{Ar}] 4s^2$, y si cede los dos electrones de su capa más externa adquiere la configuración $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

Todas estas especies tienen la configuración electrónica propuesta, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

- Si el azufre (${}_{16}\text{S}^{2+}$) cede dos electrones del orbital $3p$ adquiere la configuración $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$. Esta configuración electrónica **no coincide con la propuesta**.
- El selenio (${}_{34}\text{Se}^{2-}$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^4$ y si capta dos electrones para completar su capa más externa adquiere la configuración $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$. Esta configuración electrónica **no coincide con la propuesta**.

Las respuestas correctas son **d** y **f**.

2.22. Un orbital atómico es:

- Una función matemática que proporciona una distribución estadística de densidad de carga negativa alrededor de un núcleo.
- Un operador matemático aplicado al átomo de hidrógeno.
- Una circunferencia o una elipse dependiendo del tipo de electrón.
- Útil para calcular la energía de una reacción.

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2007)

Un **orbital atómico** es una región del espacio con una cierta energía en la que existe una elevada probabilidad de encontrar un electrón y que viene descrito por una **función matemática** llamada función de onda, Ψ .

La respuesta correcta es la **a**.

2.23. Un electrón se caracteriza por los siguientes números cuánticos $n = 3$ y $l = 1$. Como consecuencia se puede afirmar que:

- Se encuentra en un orbital $3d$.
- Se encuentra en un orbital $3p$.
- En un mismo átomo pueden existir 4 orbitales con esos mismos valores de n y l .
- Se encuentra en un orbital $3s$.
- En un mismo átomo pueden existir 6 electrones con esos mismos valores de n y l .

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital s} \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital p} \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital d} \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital f}$$

- Falso. Para un orbital $3d$ ($n = 3$ y $l = 2$).
- Verdadero**. Para un orbital $3p$ ($n = 3$ y $l = 1$).
- Falso. Es imposible ya que los orbitales del mismo nivel se diferencian en el valor del número cuántico l .
- Falso. Para un orbital $3s$ ($n = 3$ y $l = 0$).
- Verdadero. En nivel cuántico $n = 3$ existen tres orbitales $3p$ que tienen el mismo valor del número cuántico $l = 1$, y en cada uno de ellos caben dos electrones con diferente número cuántico de espín.

Las respuestas correctas son **b** y **e**.

2.24. El ion Ca^{2+} tiene:

- a) Dos protones más que un átomo de calcio neutro.
- b) Una masa de 40,1 g (40,1 es la masa atómica relativa del calcio).
- c) Una configuración electrónica de gas noble.
- d) Electrones desapareados.

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 1999)

- a) Falso. Un átomo y su ion tienen el mismo número de protones.
- b) Falso. Aunque la masa del electrón es mucho más pequeña que la del protón y el neutrón, la masa de un catión es ligeramente inferior que la del átomo del que procede.
- c) **Verdadero**. La estructura electrónica abreviada del calcio es $[\text{Ar}] 4s^2$ y si cede los dos electrones situados en el orbital 4s adquiere estructura electrónica de gas noble $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ y se transforma en el ion Ca^{2+} .
- d) Falso. Como se observa en la distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p, el ion Ca^{2+} no presenta electrones desapareados.

3s	3p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

La respuesta correcta es la **c**.

2.25. Indique cuáles de los siguientes conjuntos de números cuánticos (n, l, m_l, m_s) pueden asignarse a algún electrón:

- a) 2, 0, 1, $\frac{1}{2}$
- b) 2, 0, 0, $-\frac{1}{2}$
- c) 2, 2, 1, $\frac{1}{2}$
- d) 2, 2, -1, $\frac{1}{2}$
- e) 2, 2, 2, $-\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) Prohibido. Si $l = 0$, el valor de m_l debe ser 0.
- b) **Permitido**. Todos los valores de los números cuánticos son correctos para un electrón en un orbital 2s.
- c-d-e) Prohibido. Si $n = 2$, el valor de l debe ser 0 o 1.

La respuesta correcta es la **b**.

2.26. La configuración electrónica del Li en el estado fundamental es $1s^2 2s^1$ y, por tanto:

- a) El Li es un elemento del grupo 12 (II b).
- b) El átomo de Li tiene propiedades diamagnéticas.
- c) La energía del electrón 2s en el Li viene dada por la fórmula de Bohr con $n = 2$.
- d) La energía del orbital 2s en el Li y en el H es la misma.
- e) Esta configuración podría ser $1s^2 2p^1$ ya que los orbitales 2s y 2p son degenerados.
- f) El Li es un elemento del grupo 2.
- g) Reacciona fácilmente con el cloro.
- h) El átomo de Li tiene propiedades paramagnéticas.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Madrid 2015) (O.Q.N. Alcalá 2016)

- a-f) Falso. De acuerdo con la estructura electrónica, el Li es un elemento que tiene un electrón en su última capa, $2s^1$, y los elementos con un único electrón externo pertenecen al grupo 1 de la tabla periódica.

b) Falso. De acuerdo con la estructura electrónica, el Li tiene un electrón desapareado. Los átomos o iones que presentan electrones desapareados son especies **paramagnéticas** que crean un campo magnético que hace que sean atraídas por un campo magnético externo. La atracción aumenta con el número de electrones desapareados que presentan.

c) Falso. Según el modelo de Bohr (1913), la energía correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E \text{ (J)} = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{n^2}$$

donde Z es el número atómico y n el número cuántico principal que indica el nivel cuántico en el que se encuentra el electrón pero solo es aplicable a átomos hidrogenoides, es decir, que tienen un solo electrón. De acuerdo con su estructura electrónica, el Li tiene tres electrones ($Z = 3$).

d) Falso. Según el modelo de Bohr, la energía correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E \text{ (J)} = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{n^2}$$

donde Z es el número atómico y n el número cuántico principal que indica el nivel cuántico en el que se encuentra el electrón.

De acuerdo con sus estructuras electrónicas, H y Li tienen diferente valor de Z , respectivamente, 1 y 3, así que aunque el valor de n sea el mismo (2 por tratarse del orbital 2s), las energías serán diferentes.

e) Falso. La configuración electrónica $1s^2 2p^1$ no correspondería al estado fundamental sería un estado excitado del Li ya que se incumple el principio de mínima energía que dice que:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”.

Además, el orbital 1s no se encuentra energéticamente degenerado.

g) **Verdadero**. El litio tiende a ceder un electrón y formar el ion Li^+ con estructura electrónica, muy estable, de gas noble $1s^2$.

El cloro es un elemento del grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que tiene una estructura electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ y si capta un electrón completa el orbital $3p$ y adquiere estructura electrónica, muy estable, de gas noble $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ que corresponde al ion Cl^- . Los iones Li^+ y Cl^- se atraen y forman un enlace iónico.

h) Verdadero. Según se ha discutido en el apartado b).

Las respuestas correctas son **g** y **h**.

(En Murcia 2006 a) y b) se reemplazan por f) y g), y el resto repartidas entre las diferentes olimpiadas).

2.27. Calcule la frecuencia de la radiación de microondas con una longitud de onda de 0,10 cm.

a) $3,3 \cdot 10^{-12}$ Hz

b) $3,3 \cdot 10^8$ Hz

c) $3,0 \cdot 10^9$ Hz

d) $3,0 \cdot 10^{11}$ Hz

e) $3,0 \cdot 10^{10}$ Hz

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Madrid 2010) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013) (O.Q.L. Sevilla 2013)

La relación entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$c = \lambda \nu$$

La frecuencia de la radiación es:

$$\nu = \frac{3,00 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{0,10 \text{ cm}} \cdot \frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}} = 3,00 \cdot 10^{11} \text{ s}^{-1} \text{ (Hz)}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.28. Los números atómicos del Cr y Co son 24 y 27, respectivamente. Los iones Cr(III) y Co(III) son respectivamente:

- d^5 los dos iones
- d^4 y d^6
- d^6 los dos iones
- d^3 y d^6
- d^3 y d^7

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Granada 2019)

La estructura electrónica abreviada del Cr ($Z = 24$) es $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$, ya que de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

El Cr^{3+} pierde tres electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran uno de ellos en el orbital 4s y los otros dos en los orbitales 3d, y su estructura electrónica es $[\text{Ar}] 3d^3$:

4s	3d				
	↑	↑	↑		

▪ De la misma forma, para Co ($Z = 27$) la estructura electrónica es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^7$:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑

El Co^{3+} pierde tres electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran dos de ellos en el orbital 4s y otro en uno de los orbitales 3d, y su estructura electrónica es $[\text{Ar}] 3d^6$:

4s	3d				
	↑↓	↑	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la **d**.

2.29. Para la especie iónica O^- , ($Z = 8$) se puede afirmar que:

- Su número atómico es el mismo que el del elemento situado a continuación en el mismo período de la tabla periódica.
- Su configuración electrónica será igual a la del elemento que le sigue en el mismo período.
- Tiene dos electrones desapareados.
- Su número másico es el mismo que el del elemento que le sigue en el mismo período.
- No tiene propiedades paramagnéticas.
- Su número atómico es el mismo que el del elemento que le sigue en el mismo período.
- Su configuración electrónica es igual a la del elemento que le precede en el mismo período.
- Su configuración electrónica será igual a la del elemento que le sigue en el siguiente período.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Baleares 2002) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. La Rioja 2010) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. Sevilla 2013) (O.Q.L. Asturias 2014) (O.Q.L. Baleares 2017) (O.Q.L. La Rioja 2019)

La estructura electrónica del ion O^- es $1s^2 2s^2 2p^5$ ya que tiene un electrón más que el átomo de O. Aunque tiene 9 electrones su número atómico Z es 8.

a) Falso. Un elemento se diferencia del inmediato anterior en que su número atómico es una unidad superior y por tanto tiene un protón y un electrón más.

b) **Verdadero**. El ion O^- y el elemento que le sigue en el mismo periodo, ${}_{9}F$, tienen la misma estructura electrónica, $1s^2 2s^2 2p^5$. Se trata de especies isoelectrónicas.

c-e) Falso. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

al ion O^- le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$:

$2s$	$2p$		
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow

Como se observa, tiene un único electrón desapareado.

Las especies químicas con electrones desapareados se denominan **paramagnéticas** y son aquellas que interaccionan con un campo magnético.

d) Falso. Dos elementos situados en diferentes periodos tienen números atómicos diferentes (tienen diferente número de capas electrónicas). Al crecer el número atómico (protones) también crece el número de neutrones, por tanto, ambos elementos tienen números másicos distintos.

f) Falso. El número atómico Z es característico de cada elemento.

g-h) Falso. El ion O^- y el elemento que le precede en el mismo periodo (${}_{7}N$) y el que le sigue en el siguiente periodo (${}_{17}Cl$) tienen diferente estructura electrónica, ya que poseen diferente número de electrones.

La respuesta correcta es la **b**.

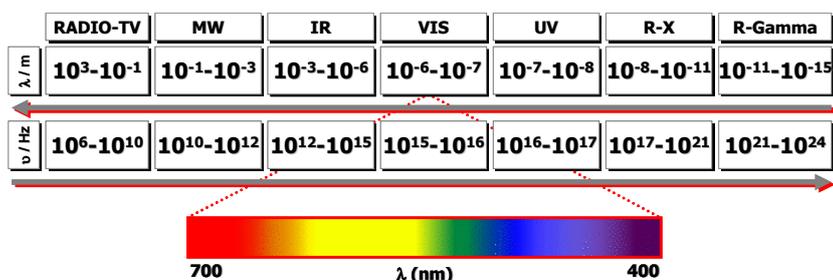
(Las propuestas están repartidas entre las diferentes olimpiadas).

2.30. ¿Cuál de las siguientes ondas electromagnéticas tienen longitud de onda más larga?

- a) Rayos cósmicos
- b) Microondas
- c) Rayos X
- d) Rayos γ
- e) Luz visible

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Barcelona 2001) (O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Extremadura 2003)
(O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.L. Murcia 2010)

La figura adjunta muestra las diferentes ondas que componen el espectro electromagnético (EEM), ordenadas de mayor a menor longitud:



De acuerdo con la figura, las ondas más largas (de menor frecuencia) son las **microondas (MW)**.

La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en Barcelona 2001, Extremadura 2005 y Murcia 2010 se pregunta cuáles son las que tienen menor frecuencia).

2.31 ¿Qué combinación de números cuánticos no puede corresponder a un electrón?

	n	l	m_l
a)	5	0	1
b)	3	1	-1
c)	5	3	-2
d)	3	1	0

(O.Q.L. Murcia 1998)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a) **Incorrecto**. Si $l = 0$, el valor de m_l solo puede ser 0.

b-c-d) Correcto. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

La respuesta correcta es la a.

2.32. De las siguientes parejas, ¿en cuál de ellas las dos especies son isoelectrónicas?

- a) S^{2-} y Fe
- b) K y Mg^{2+}
- c) S^{2-} y Ca^{2+}
- d) Cl^- y Mg^{2+}

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Galicia 2016)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica estructura electrónica.

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- El azufre (S) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ne] 3s^2 3p^4$ y si capta dos electrones para completar su capa más externa se transforma en el ion S^{2-} y adquiere la configuración $[Ne] 3s^2 3p^6$.
- El hierro (Fe) es un elemento que pertenece al grupo 8 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ar] 4s^2 3d^6$.
- El potasio (K) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ar] 4s^1$.
- El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ne] 3s^2$ y si cede los dos electrones de su capa más externa se transforma en el ion Mg^{2+} y adquiere la configuración $[He] 2s^2 2p^6$.
- El calcio (Ca) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ar] 4s^2$ y si cede los dos electrones de su capa más externa se transforma en el ion Ca^{2+} y adquiere la configuración $[Ne] 3s^2 3p^6$.
- El cloro (Cl) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ne] 3s^2 3p^5$ y si capta un electrón para completar su capa más externa se transforma en el ion Cl^- y adquiere la configuración $[Ne] 3s^2 3p^6$.

De las parejas propuestas, S^{2-} y Ca^{2+} , **sí son especies isoelectrónicas**, mientras que el resto de las ellas no lo son.

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996 y otras).

2.33. Una de las siguientes designaciones para un orbital atómico es incorrecta, ¿cuál es?

- a) $6s$
- b) $3f$
- c) $8p$
- d) $4d$
- e) $5g$
- f) $2f$
- g) $3p$

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2015) (O.Q.L. Valencia 2018)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos n y l de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f \quad l = 4 \rightarrow \text{orbital } g$$

- a) Correcto. Orbital $6s$ ($n = 6, l = 0$).
- b) **Incorrecto.** Orbital $3f$ ($n = 3, l = 3$). Combinación prohibida.
- c) Correcto. Orbital $8p$ ($n = 8, l = 1$).
- d) Correcto. Orbital $4d$ ($n = 4, l = 2$).
- e) Correcto. Orbital $5g$ ($n = 5, l = 4$).
- f) **Incorrecto.** Orbital $2f$ ($n = 2, l = 3$). Combinación prohibida.
- g) Correcto. Orbital $3p$ ($n = 3, l = 1$).

Las respuestas correctas son **b** y **f**.

(En Castilla-La Mancha 2014 y Valencia 2015 se cambian $6s$ por $1s$ y $5s$, respectivamente, y $8p$ por $2p$; y en Valencia 2015 se cambia $4d$ por $5g$).

2.34. Las especies químicas H^- y He :

- a) Reaccionan entre sí para formar HeH .
- b) Son isotópicas.
- c) Son isotónicas.
- d) Son isoelectrónicas.

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Galicia 2019)

Las dos especies tienen la misma configuración electrónica, $1s^2$, por lo que son **isoelectrónicas** o **isoelectrónicas**.

La respuesta correcta es la **d**.

2.35.Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta. Dos átomos son isótopos si tienen:

- a) Igual composición del núcleo y diferente estructura electrónica.
- b) Igual composición del núcleo e igual estructura electrónica.
- c) Igual estructura electrónica y diferente número de protones en el núcleo.
- d) Igual estructura electrónica y diferente número de neutrones en el núcleo.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Galicia 2016) (O.Q.L. Murcia 2016)

Isótopos son átomos con $\left\{ \begin{array}{l} \text{mismo número atómico} \rightarrow \text{igual número de protones} \\ \text{mismo número atómico} \rightarrow \text{igual estructura electrónica} \\ \text{distinto número másico} \rightarrow \text{diferente número de neutrones} \end{array} \right.$

La respuesta correcta es la **d**.

2.36. Los cuatro números cuánticos de un electrón cuya notación es $4d^6$ son:

- a) $n = 3; l = 4; m_l = -1; m_s = +\frac{1}{2}$
- b) $n = 4; l = 2; m_l = +2; m_s = -\frac{1}{2}$
- c) $n = 4; l = 2; m_l = -2; m_s = -\frac{1}{2}$
- d) $n = 4; l = 2; m_l = 0; m_s = -\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

A un electrón situado en un orbital $4d$ le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos:

- $n = 4$ (cuarto nivel de energía)
- $l = 2$ (subnivel de energía d)
- $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$ (indistintamente, ya que el subnivel d está quíntuplemente degenerado, es decir, el subnivel d tiene 5 orbitales diferentes $d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$)
- $m_s = \pm \frac{1}{2}$

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

la distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ es:

$4s$	$3d$				
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow

Teniendo en cuenta que los cinco orbitales $3d$ son degenerados, es decir, tienen el mismo valor de la energía, es indiferente cuál sea el valor del número cuántico m_l que se les asigne. Además, el electrón d^6 tiene espín negativo, por tanto, las combinaciones de números cuánticos propuestas en **b**, **c** y **d** son correctas.

2.37. Solo una de las siguientes proposiciones es falsa:

- a) Electrones apareados son aquellos que se encuentran en un mismo orbital, diferenciándose solo en el espín.
- b) Un electrón desapareado es aquel que se encuentra aislado en un orbital.
- c) El Ne_2 existe.
- d) El número cuántico secundario l varía desde 0 hasta $(n - 1)$.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

a) Verdadero. De acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925), en un mismo orbital se encuentran como máximo dos electrones apareados con diferente número cuántico de espín.

b) Verdadero. De acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, si un en mismo orbital solo hay un electrón este se encuentra desapareado.

c) **Falso**. Los gases nobles tienen configuración electrónica s^2p^6 , por lo que tienen su octeto completo y no forman enlaces, motivo por el cual **no existe la molécula de Ne_2** .

d) Verdadero. El número cuántico secundario l toma los valores 0, 1, 2, ..., $(n - 1)$.

La respuesta correcta es la c.

2.38. Se conoce que el número de electrones de un átomo en estado fundamental es 11 y por tanto se trata de un elemento químico:

- a) Gas noble
- b) Halógeno
- c) Alcalinotérreo
- d) Alcalino

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Sevilla 2019)

Un átomo con 11 electrones posee la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Un elemento que tiene un único electrón en un orbital s es un **alcalino**.

La respuesta correcta es la **d**.

2.39. El titanio se usa en aleaciones metálicas y como sustituto del aluminio. La relativa inercia del titanio lo hace también eficaz en la fabricación de prótesis en traumatología. La configuración electrónica del titanio es:

- | | |
|---|---|
| <p>a) [Ar] $4s^2 3d^2$
 b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$
 c) [He] $3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$
 d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$
 e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^3$</p> | <p>f) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^2$</p> |
|---|---|

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Murcia 2001)

El titanio (Ti) es un elemento que pertenece al grupo 4 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$ o, de forma abreviada, [Ar] $4s^2 3d^2$.

La respuesta correcta es la **a**.

2.40. Indique cuál o cuáles de las afirmaciones siguientes son aceptables:

Un orbital atómico es:

- a) Una zona del espacio en la que se encuentran dos electrones.
- b) Una zona del espacio en la que se encuentra un electrón.
- c) Una función matemática que es solución de la ecuación de Schrödinger para cualquier átomo.
- d) Una función matemática que es solución de la ecuación de Schrödinger para átomos hidrogenoides.
- e) El cuadrado de una función de onda de un electrón que expresa una probabilidad de presencia.

(O.Q.L. Valencia 1998)

a) No aceptable. Falta decir que la probabilidad de encontrar un electrón debe ser muy elevada y que si hay dos, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925), deben tener los espines opuestos.

b) No aceptable. Falta decir que la probabilidad de encontrar un electrón debe ser muy elevada.

c-d) No aceptable. La ecuación de Schrödinger (1925) describe el movimiento de los electrones considerados como ondas y no como partículas.

e) **Aceptable**. El **cuadrado de la función de onda**, Ψ^2 , **representa la probabilidad de encontrar al electrón** en una región determinada, es decir, el "orbital": región del espacio en la que hay una máxima probabilidad de encontrar al electrón.

La respuesta correcta es la **e**.

2.41. Dadas las siguientes configuraciones de átomos neutros:

X: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ Y: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$

- a) La energía para arrancar un electrón es igual en X que en Y.
- b) Las configuraciones de X e Y corresponden a diferentes elementos.
- c) La configuración de Y representa a un metal de transición.
- d) Para pasar de X a Y se consume energía.
- e) La configuración de Y corresponde a un átomo de aluminio.

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Sevilla 2002) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Asturias 2009)

a-b-c-e) Falso. La configuración electrónica propuesta para ambos átomos cuenta con 12 electrones, y además, en el caso del átomo Y, el último electrón se encuentra en un orbital $3p$ con energía superior a la del orbital $3s$, que todavía puede alojar un electrón más, por lo que la **estructura de Y** corresponde a un **estado excitado** de un elemento del tercer periodo al que **costará más arrancar un electrón**.

La estructura electrónica abreviada en el estado fundamental $[\text{Ne}] 3s^2$ pertenece a un elemento del grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica. Este grupo (metales alcalinotérreos) está integrado por los elementos Be ($n = 2$), Mg ($n = 3$), Ca ($n = 4$), Sr ($n = 5$), Ba ($n = 6$) y Ra ($n = 7$). El valor de $n = 3$ indica que la estructura electrónica de **X corresponde al Mg**, y la de **Y**, al **Mg en un estado energético excitado**, ya que incumple el principio de mínima energía al pasar un electrón del orbital $3s$ al $3p$ de más energía.

d) **Verdadero**. Las configuraciones electrónicas de X e Y cuentan con 12 electrones, son isoelectrónicas, la diferencia entre ambas estriba en que en la estructura Y el último electrón se encuentra en un orbital con energía superior, por tanto, **para pasar de X a Y se consume energía**.

La respuesta correcta es la **d**.

2.42. El espectro de emisión del hidrógeno atómico se puede describir como:

- Un espectro continuo.
- Series de líneas igualmente espaciadas respecto a la longitud de onda.
- Un conjunto de series de cuatro líneas.
- Series de líneas cuyo espaciado disminuye al aumentar el número de ondas.
- Series de líneas cuyo espaciado disminuye al aumentar la longitud de onda.

(O.Q.N. Almería 1999)

Un espectro atómico se define como un conjunto discontinuo de líneas de diferentes colores con espaciado entre estas que disminuye al disminuir la longitud de onda o lo que es lo mismo al aumentar el número de ondas ($1/\lambda$) y es característico para cada elemento.

Por ejemplo, para la serie de Lyman (1906):

Salto	λ (nm)	$1/\lambda$ (nm^{-1})	$\Delta\lambda$ (nm)
$2 \rightarrow 1$	121,5	$8,23 \cdot 10^{-3}$	
$3 \rightarrow 1$	102,5	$9,75 \cdot 10^{-3}$	19,0
$4 \rightarrow 1$	97,2	$1,02 \cdot 10^{-2}$	5,3
$5 \rightarrow 1$	94,9	$1,05 \cdot 10^{-2}$	2,3
$6 \rightarrow 1$	93,7	$1,07 \cdot 10^{-2}$	1,2

La respuesta correcta es la **d**.

2.43. El conjunto de números cuánticos que caracteriza al electrón externo del átomo de cesio en su estado fundamental es:

- 6, 1, 1, $\frac{1}{2}$
- 6, 0, 1, $\frac{1}{2}$
- 6, 0, 0, $-\frac{1}{2}$
- 6, 1, 0, $\frac{1}{2}$
- 6, 2, 1, $-\frac{1}{2}$

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Sevilla 2002) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Sevilla 2003) (O.Q.L. Almería 2005)
(O.Q.L. Sevilla 2008) (O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013) (O.Q.L. Extremadura 2019)

El cesio (Cs) es un elemento perteneciente al grupo 1 y periodo 6 de la tabla periódica por lo que le corresponde una estructura electrónica abreviada $[\text{Xe}] 6s^1$. De acuerdo con ella, los valores que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo son:

$n = 6$ (se encuentra en el 6º periodo o nivel de energía)

$l = 0$ (se trata del subnivel s)

$m_l = 0$ (se trata de un orbital s)

$m_s = \pm \frac{1}{2}$ (según cuál sea el espín del electrón)

La respuesta correcta es la **c**.

2.44. ¿Qué combinación de números cuánticos puede corresponderle al electrón d del Sc?

	n	l	m_l
a)	2	3	0
b)	4	2	1
c)	3	2	-2
d)	3	1	-1

(O.Q.L. Murcia 1999)

El escandio (Sc) es un elemento que se encuentra en el grupo 3 y periodo 4 de la tabla periódica por lo su configuración electrónica abreviada es [Ar] $4s^2 3d^1$. Los números cuánticos correspondientes al electrón $3d^1$ son:

- $n = 3$ (tercer nivel de energía)
- $l = 2$ (subnivel de energía d)
- $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$ (indistintamente, ya que el subnivel d está quíntuplemente degenerado, es decir, el subnivel d tiene 5 orbitales diferentes $d_{xy}, d_{yz}, d_{xz}, d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$)

La respuesta correcta es la c.

2.45. La energía del electrón del átomo de hidrógeno, en julios, puede calcularse por medio de la expresión $E_n (\text{J}) = 2,18 \cdot 10^{-18} / n^2$, dónde n indica el número cuántico principal. ¿Cuál será la frecuencia de la radiación absorbida para hacer pasar el electrón desde $n = 2$ hasta $n = 4$?

- a) 0,082 ciclos s^{-1}
- b) $6,023 \cdot 10^{23}$ Hz
- c) $6,17 \cdot 10^{14}$ s^{-1}
- d) $1,09 \cdot 10^{18}$ Hz

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Preselección 2015)

La energía asociada a una transición electrónica entre dos niveles se calcula mediante la expresión:

$$\Delta E = 2,18 \cdot 10^{-18} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

La energía absorbida para la transición electrónica $2 \rightarrow 4$ es:

$$\Delta E_{2 \rightarrow 4} = 2,18 \cdot 10^{-18} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) = 4,09 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La energía del salto está cuantizada de acuerdo con la expresión:

$$\Delta E = h \nu$$

El valor de la frecuencia de la radiación es:

$$\nu = \frac{4,09 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}} = 6,17 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} \text{ (Hz)}$$

La respuesta correcta es la c.

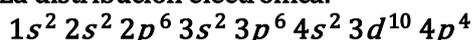
2.46. El deuterio:

- a) Está formado por dos átomos de uterio.
- b) Es un átomo isotópico del átomo de hidrógeno.
- c) Tiene configuración electrónica de gas noble.
- d) Tiene su número atómico igual a 2.

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Baleares 2011)

El deuterio es un isótopo del hidrógeno (^2H) que tiene un neutrón en su núcleo.

La respuesta correcta es la b.

2.47. La distribución electrónica:

corresponde:

- a) Al ion Ga^+ .
- b) Al ion Br^- .
- c) A un átomo de Se, en su estado fundamental.
- d) A un átomo de Hg excitado.

(O.Q.L. Murcia 1999)

a) Falso. El galio (Ga) es un elemento que pertenece al grupo 13 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$, y si pierde el electrón del orbital $4p$ se transforma en el ion Ga^+ cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2$.

b) Falso. El bromo (Br) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$, y si capta un electrón y completa el orbital $4p$ se transforma en el ion Br^- cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$.

c) **Verdadero.** El selenio (Se) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ que coincide con la propuesta.

d) Falso. El mercurio (Hg) es un elemento que pertenece al grupo 12 y periodo 6 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$.

Para que se encuentre en un estado excitado basta con que uno de sus electrones no cumpla el principio de mínima energía o el de máxima multiplicidad de Hund.

La respuesta correcta es la c.

2.48. Considere las siguientes afirmaciones:

- 1) Isótopos son átomos de un mismo elemento con diferente número de electrones.
- 2) La masa atómica relativa de un elemento viene dada por su número total de electrones.
- 3) Aproximadamente, la masa atómica relativa de un elemento es la suma de la masa de protones más la masa de los electrones.
- 4) Aproximadamente, la masa atómica relativa de un elemento es la suma de protones más neutrones.
- 5) Isótopos son átomos de un mismo elemento químico que se diferencian en la posición de los electrones en las distintas órbitas.

Señale cuál de las propuestas siguientes es correcta:

- a) 1 y 2 son falsas.
- b) 1 y 4 son ciertas.
- c) Solo la 4 es cierta.
- d) Ninguna es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

La masa atómica relativa de un elemento se calcula a partir de las masas atómicas de los diferentes isótopos naturales de ese elemento y de sus abundancias relativas.

1-5) Falso. Isótopos son átomos de un mismo elemento con diferente número de neutrones.

2-3) Falso. El número de electrones de un átomo no afecta prácticamente al valor de su masa.

4) Falso. La suma de protones y neutrones de un elemento proporciona su número másico.

La respuesta correcta es la d.

(En Castilla y León 2001 la propuesta 5 reemplaza a la 4).

2.49. Cuando se somete a un átomo a los efectos de un campo magnético intenso, el nivel de número cuántico $l = 3$ se desdobra en:

- a) 2 niveles
- b) 3 niveles
- c) 7 niveles
- d) 6 niveles

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2009)

El número de valores diferentes del número cuántico magnético, m_l , debidos a la presencia de un campo magnético exterior es de $(2l + 1)$. Si $l = 3$, entonces, $m_l = 7$.

La respuesta correcta es la c.

2.50. La función de onda $\Psi(2, 2, 0)$ representa:

- 1) El orbital $2p$.
- 2) El orbital $3p$.
- 3) El orbital $2d$.
- 4) No representa ningún orbital.

Señale cuál de las siguientes propuestas es correcta:

- a) Solo la 3 es falsa.
- b) Solo la 4 es cierta.
- c) Solo la 2 es cierta.
- d) Ninguna es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2001)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un orbital:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

Si $n = 2$, el valor de l solo puede ser 0 o 1, por tanto, la función de onda propuesta no corresponde a ningún orbital atómico.

La respuesta correcta es la b.

2.51. En el estado fundamental del Mn ($Z = 25$) ¿cuántos electrones tienen el número cuántico magnético $m_l = 0$?

- a) 14
- b) 13
- c) 8
- d) 2

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

La estructura electrónica del manganeso ($Z = 25$) es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$.

En cada subnivel hay por lo menos un orbital al que le corresponde el valor del número cuántico $m_l = 0$ y en cada orbital dos electrones, excepto en cada uno de los $3d$ que solo hay uno. Como hay 7 orbitales diferentes, el número de electrones con el número cuántico $m_l = 0$ es, $[(6 \cdot 2) + 1] = 13$.

La respuesta correcta es la b.

2.52. El número atómico de un elemento A es $Z = 23$, ¿cuál de las siguientes configuraciones electrónicas es correcta para A^{2+} ?

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$
- d) Es un elemento representativo.

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2011)

La configuración electrónica del elemento con $Z = 23$ es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$, y si pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $4s$ se transforma en el ion A^{2+} cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$.

La respuesta correcta es la **a**.

2.53. De los siguientes conceptos sobre los números cuánticos, uno es falso:

- a) n , número cuántico principal, representa el volumen efectivo del orbital.
- b) m_l , número cuántico magnético, representa la orientación del orbital.
- c) s (representado también como m_s), número cuántico de espín, representa las dos orientaciones posibles del movimiento del electrón alrededor de su propio eje.
- d) Los electrones con igual n , l y distinto valor de m_l están en distinto nivel de energía.

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2001)

- a) Verdadero. El tamaño del orbital viene determinado por el valor del número cuántico principal n .
- b) Verdadero. La orientación del orbital respecto a la dirección del campo magnético viene determinado por el valor del número cuántico magnético m_l .
- c) Verdadero. La orientación del momento angular del electrón al girar sobre sí mismo (espín) respecto a la dirección del campo magnético viene determinado por el valor del número cuántico de espín m_s .
- d) **Falso**. Los valores de los números cuánticos principal y secundario, n y l , determinan la energía del orbital y, por tanto, del electrón que lo ocupa.

La respuesta correcta es la **d**.

2.54. Contesta verdadero o falso a las afirmaciones siguientes justificando la respuesta.

De la famosa ecuación de Schrödinger:

$$\nabla^2 \Psi + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \Psi = 0$$

se puede decir que:

- a) Esta ecuación diferencial representa el comportamiento de los electrones en los átomos.
- b) Ψ no tiene sentido físico, sino que simplemente es una función matemática.
- c) V representa la energía potencial del electrón.
- d) E representa la energía cinética del electrón.

(O.Q.L. Valencia 1999)

- a) Falso. La ecuación no representa el comportamiento de los electrones, es la función de onda Ψ la que indica dicho comportamiento.
- b) **Verdadero**. La función de onda Ψ no tiene significado físico, la interpretación física la proporciona Ψ^2 , que representa la probabilidad de encontrar al electrón en una región determinada.
- c) **Verdadero**. V representa la energía potencial del electrón en un átomo.
- d) Falso. E representa la energía total del electrón en un átomo.

Las respuestas correctas son **b** y **c**.

2.55. Del siguiente grupo de números cuánticos para los electrones, ¿cuál es falso?

- a) (2, 1, 0, $-\frac{1}{2}$)
- b) (2, 1, -1, $\frac{1}{2}$)
- c) (2, 0, 0, $-\frac{1}{2}$)
- d) (2, 2, 1, $-\frac{1}{2}$)

(O.Q.L. Valencia 1999)

Los valores posibles de los números cuánticos son:

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots, \infty$$

$$l = 0, 1, 2, 3, \dots (n-1) \longrightarrow l = \begin{cases} 0 \rightarrow \text{orbital s} \\ 1 \rightarrow \text{orbital p} \\ 2 \rightarrow \text{orbital d} \\ 3 \rightarrow \text{orbital f} \end{cases}$$

$$m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots \pm l$$

$$m_s = \pm 1/2$$

- a) El conjunto de números cuánticos para un electrón, $(2, 1, 0, -1/2)$, es correcto ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un orbital $2p$.
- b) El conjunto de números cuánticos para un electrón, $(2, 1, -1, 1/2)$, es correcto ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un orbital $2p$.
- c) El conjunto de números cuánticos para un electrón, $(2, 0, 0, -1/2)$, es correcto ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un orbital $2s$.
- d) El conjunto de números cuánticos para un electrón, $(2, 2, 1, 1/2)$, es falso ya que si el número cuántico n vale 2, el número cuántico l solo puede valer 0 o 1.

La respuesta correcta es la d.

2.56. Para el oxígeno ($Z=8$), conteste verdadero o falso a las afirmaciones siguientes justificando la respuesta:

- a) $\begin{array}{cccccc} 1s^2 & 2s^2 & & 2p^3 & & 3s^1 \\ \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \end{array}$ es un estado prohibido
- b) $\begin{array}{cccccc} 1s^2 & 2s^2 & & 2p^5 & & \\ \uparrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow & \end{array}$ es un estado prohibido
- c) $\begin{array}{cccccc} 1s^2 & 2s^2 & & 2p^4 & & \\ \uparrow\downarrow & \uparrow\uparrow & \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow & \end{array}$ es un estado excitado
- d) $\begin{array}{cccccc} 1s^2 & 2s^2 & & 2p^4 & & \\ \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow & \end{array}$ es un estado fundamental

(O.Q.L. Valencia 1999) (O.Q.L. Asturias 2010)

Para que un átomo se encuentre en un estado fundamental debe cumplir los principios del proceso "aufbau":

- Principio de mínima energía: "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes".
- Principio de máxima multiplicidad de Hund (1927): "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos".
- Principio de exclusión de Pauli (1925): "dentro de un orbital se pueden alojar, como máximo, dos electrones con sus espines antiparalelos".

a) Falso. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

$1s^2$	$2s^2$	$2p^3$			$3s^1$
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow

corresponde a un estado excitado ya que el electrón que se encuentra en el orbital $3s$ incumple el principio de mínima energía y debería estar alojado en uno de los orbitales $2p$ y con el espín opuesto.

b) Falso. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

$1s^1$	$2s^2$	$2p^5$		
\uparrow	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow

corresponde a un estado excitado ya que uno de los electrones que se encuentran en el orbital $2p_x$ o $2p_y$ incumple el principio de mínima energía y debería estar alojado en el orbital $1s$.

c) Falso. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

$1s^2$	$2s^2$	$2p^4$		
↑↓	↑↑	↑↓	↑	↑

corresponde a un **estado prohibido** ya que uno de los electrones alojado en el orbital $2s$ incumple el principio de exclusión de Pauli y debería tener el espín opuesto al del otro electrón del orbital.

d) **Verdadero**. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

$1s^2$	$2s^2$	$2p^4$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

corresponde a un **estado fundamental** ya que todos los electrones cumplen los tres principios.

La respuesta correcta es la **d**.

2.57. El modelo atómico de Bohr se caracteriza, entre otras cosas, porque:

- Los electrones tienen aceleración a pesar de no variar su energía.
- Los electrones no tienen aceleración por estar en órbitas estables.
- Los electrones excitados dejan de estar en órbitas circulares.
- Los electrones pueden pasar a una órbita superior emitiendo energía.
- Los electrones tienen la misma velocidad en cualquier órbita.
- Los electrones tienen una velocidad diferente en cada órbita.
- Los electrones no tienen energía potencial, solo cinética.
- Los electrones pueden adoptar cualquier valor de la energía.
- Los electrones excitados no están descritos por este modelo.
- Su energía puede tomar cualquier valor.
- Todo lo anterior es cierto.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Murcia 2009) (O.Q.L. Murcia 2013)
(O.Q.L. Murcia 2016) (O.Q.L. Baleares 2017) (O.Q.L. Murcia 2019)

a) **Verdadero**. En el átomo de hidrógeno, el núcleo atrae al electrón con una fuerza central electrostática de forma que el electrón gira en una órbita circular sin emitir energía (órbita estacionaria).

La expresión matemática para una de estas órbitas es:

$$k \frac{e^2}{r^2} = m \frac{v^2}{r} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ m = \text{masa del electrón} \\ k = \text{constante} \\ r = \text{radio de la órbita} \end{cases}$$

El valor v^2/r es la aceleración normal del electrón.

b) Falso. Según se ha justificado en la propuesta anterior.

c) Falso. En el átomo de Bohr solo existen órbitas circulares asociadas al número cuántico principal n .

Si los electrones ganan energía y quedan excitados, saltan a una órbita con mayor energía (n mayor).

d) Falso. Cuando los electrones paran pasar a una órbita superior deben ganar energía. Cuando la emiten caen a una órbita inferior (n menor).

e) Falso. En el átomo de Bohr la velocidad del electrón está cuantizada y solo depende del valor del número cuántico principal n de acuerdo con la expresión:

$$v \text{ (km s}^{-1}\text{)} = \frac{2.220}{n}$$

f) **Verdadero**. Según se ha visto en la propuesta anterior.

- g) Falso. Los electrones tienen energía potencial por ser partículas cargadas en el interior del campo eléctrico creado por el núcleo.
- h) Falso. La energía del electrón en el átomo de Bohr está cuantizada y su valor depende exclusivamente del número cuántico principal n que solo puede tomar valores de números enteros.
- i) Falso. Los electrones excitados son los responsables de los saltos electrónicos y por tanto de la aparición de las rayas en los espectros.
- j) Falso. En el átomo de Bohr la energía de un electrón en un nivel cuántico se calcula según la ecuación:

$$E = -k \frac{Z^2}{n^2}$$

donde Z es el número atómico y n el número cuántico principal que indica el nivel cuántico.

Las respuestas correctas son **a** y **f**.

2.58. De acuerdo con la teoría mecanocuántica, el electrón del átomo de H en su estado fundamental:

- a) Tiene una energía igual a 0.
 b) Estaría situado a una cierta distancia del núcleo, calculable exactamente, aunque de forma compleja.
 c) Existe una cierta probabilidad de que el electrón pueda estar a una determinada distancia del núcleo.
 d) Podría encontrarse en el orbital $2s$.
 e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Baleares 2009) (O.Q.L. La Rioja 2014) (O.Q.L. Murcia 2015)

- a) Falso. La energía del electrón del átomo de hidrógeno solo puede tener valor 0 cuando este se encuentra a una distancia infinita del núcleo, es decir, fuera de dicho átomo.
- b) Falso. Los electrones se encuentran en orbitales, regiones del espacio con cierta energía donde existe una alta probabilidad de encontrar un electrón. Dicha posición no puede determinarse con exactitud.
- c) **Verdadero**. Los electrones se encuentran en orbitales, regiones del espacio con cierta energía donde existe una elevada probabilidad de encontrar un electrón.
- d) Falso. El electrón del átomo de hidrógeno en su estado fundamental se encuentra en el orbital $1s$.

La respuesta correcta es la **c**.

2.59. Indique la combinación correcta de números cuánticos:

	n	l	m_l	m_s
a)	0	0	0	$\frac{1}{2}$
b)	1	1	0	$\frac{1}{2}$
c)	1	0	0	$-\frac{1}{2}$
d)	2	1	-2	$\frac{1}{2}$
e)	2	2	-2	$\frac{1}{2}$
f)	3	2	0	0

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. País Vasco 2011) (O.Q.L. Extremadura 2016)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) Prohibido. El número cuántico n no puede ser 0.
- b) Prohibido. Si $n = 1$, el valor de l solo puede ser 0.
- c) **Permitido**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.
- d) Prohibido. Si $l = 1$, el valor de m_l solo puede ser -1, 0, 1.
- e) Prohibido. Si $n = 2$, el valor de l puede ser 0 o 1, y el valor de m_l solo puede ser 0 (si $l = 0$) y -1, 0, 1 (si $l = 1$).

f) Prohibido. El número cuántico m_s no puede ser 0.

La respuesta correcta es la c.

2.60. ¿Cuántas líneas espectrales cabe esperar, en el espectro de emisión del hidrógeno, considerando todas las posibles transiciones electrónicas de los 5 primeros niveles energéticos de dicho átomo?

- a) 4
- b) 5
- c) 8
- d) 10
- e) 20

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Preselección Valencia 2009) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

Desde el nivel $n = 5$ el electrón puede caer a los cuatro niveles inferiores dando lugar a 4 líneas en el espectro de emisión. A su vez, desde nivel $n = 4$ hasta el nivel 1 se producen 3 líneas más; desde $n = 3$ se obtienen 2 líneas más; y desde el nivel $n = 2$ otra línea. En total aparecen, $(4 + 3 + 2 + 1) = 10$ líneas.

La respuesta correcta es la d.

2.61. La primera línea de la serie de Balmer del espectro del hidrógeno tiene una longitud de onda de 656,3 nm, correspondiéndole una variación de energía de:

- a) $6,62 \cdot 10^{-34}$ J
- b) $1,01 \cdot 10^{-24}$ J
- c) $4,34 \cdot 10^{-43}$ J
- d) $3,03 \cdot 10^{-9}$ J
- e) $3,03 \cdot 10^{-19}$ J

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Baleares 2003) (O.Q.L. Madrid 2011)

La energía asociada a un salto electrónico puede calcularse por medio de la ecuación:

$$\Delta E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la energía es:

$$\Delta E = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{656,3 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 3,027 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La respuesta correcta es la e.

2.62. La configuración electrónica, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$, corresponde a la especie química:

- a) Xe
- b) Sr^+
- c) Rb^+
- d) Y^{2+}
- e) Ba^{2+}

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2018)

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- El estroncio (Sr^+) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 5 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Kr}] 5s^2$ y si cede un electrón de su capa más externa adquiere la configuración $[\text{Kr}] 5s^1$.
- El rubidio (Rb^+) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 5 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Kr}] 5s^1$ y si cede un electrón de su capa más externa adquiere la configuración $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$.

- El itrio (Y^{2+}) es un elemento que pertenece al grupo 3 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ar] 3d^1 4s^2$ y si cede los dos electrones de su capa más externa adquiere la configuración $[Ar] 3d^1$.
- El bario (Ba^{2+}) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 6 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Xe] 6s^2$ y si cede los dos electrones de su capa más externa adquiere la configuración $[Kr] 4d^{10} 5s^2 5p^6$.
- El xenón (Xe) es un elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 5 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Kr] 4d^{10} 5s^2 5p^6$.

De las especies propuestas la que tiene la configuración electrónica idéntica a la propuesta, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$, es Rb^+ .

La respuesta correcta es la c.

2.63. ¿En cuál de las siguientes parejas ambos átomos tienen el mismo número de neutrones?

- $^{12}_6C$ y $^{24}_{12}Mg$
- $^{19}_9F$ y $^{20}_{10}Ne$
- $^{23}_{11}Na$ y $^{39}_{19}K$
- $^{59}_{27}Co$ y $^{59}_{28}Ni$

(O.Q.L. Murcia 2000)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico \rightarrow indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El número de neutrones de un átomo se obtiene mediante la diferencia ($A - Z$).

- | | |
|--|---|
| a) C $\rightarrow (12 - 6) = 6$ neutrones | Mg $\rightarrow (24 - 12) = 12$ neutrones |
| b) F $\rightarrow (19 - 9) = 10$ neutrones | Ne $\rightarrow (20 - 10) = 10$ neutrones |
| c) Na $\rightarrow (23 - 11) = 12$ neutrones | K $\rightarrow (39 - 19) = 20$ neutrones |
| d) Co $\rightarrow (59 - 27) = 32$ neutrones | Ni $\rightarrow (59 - 28) = 31$ neutrones |

La respuesta correcta es la b.

2.64. Si $[Ar]$ representa la estructura electrónica de un átomo de argón ($Z = 18$), el ion titanio(II) ($Z = 22$) puede entonces representarse por:

- $[Ar] 4s^1 3d^1$
- $[Ar] 4s^2$
- $[Ar] 3d^2$
- $[Ar] 3d^4$

(O.Q.L. Murcia 2000)

La estructura electrónica abreviada del titanio ($Z = 22$) es $[Ar] 4s^2 3d^2$, y si pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $4s$ se transforma en el ion el Ti^{2+} cuya estructura electrónica es $[Ar] 3d^2$.

La respuesta correcta es la c.

2.65. Al hablar de isótopos se está refiriendo a:

- Átomos de la misma masa atómica.
- Átomos con distinto número de electrones.
- Átomos con el mismo número atómico pero con distinto número de neutrones.
- Átomos con el mismo número másico pero con distinto número de protones.

(O.Q.L. Murcia 2000)

Isótopos son átomos de un mismo elemento con el **mismo número atómico** (número de protones) y distinto número másico (**distinto número de neutrones**).

La respuesta correcta es la c.

2.66. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde a un átomo en estado excitado?

- a) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 6p^1$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Baleares 2007)

a) Falso. Se trata de un estado prohibido ya que de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925), en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos. En la configuración propuesta en el orbital 2s hay tres electrones.

b-d) Falso. Se trata de un estado fundamental ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, los electrones han ido ocupando los orbitales según energías crecientes.

c) **Verdadero**. Se trata de un **estado excitado** ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, se debería haber empezado a llenar el orbital 3s en lugar del 6p.

La respuesta correcta es la c.

2.67. Del siguiente grupo de números cuánticos, ¿cuál o cuáles son falsos?

- 1) (2, 1, 0, ½) 2) (2, 1, -1, ½) 3) (2, 0, 0, -½) 4) (2, 2, 1, ½)

- a) Solo 1 y 4.
- b) Solo 2 y 3.
- c) Solo 4.
- d) Ninguno es falso.

(O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2001)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

1-2-3) Verdadero. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

4) Falso. Si $n = 2$, el valor de l solo puede ser 0 o 1.

La respuesta correcta es la c.

2.68. Indique cuáles de las siguientes proposiciones para el oxígeno ($Z = 8$) son ciertas:

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ es un estado prohibido.
- 2) $1s^2 2s^2 2p^5$ es un estado prohibido.
- 3) $1s^2 2s^2 2p^4$ es un estado excitado.
- 4) $1s^2 2s^2 2p^4$ es un estado fundamental.

- a) 1 y 2 son ciertas.
- b) Solo 3 es falsa.
- c) Solo 1 y 3 son falsas.
- d) Solo 4 es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

1) Falso. La estructura $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ no corresponde a un estado fundamental del oxígeno, ya que tiene tres electrones de más.

2) Falso. La estructura $1s^2 2s^2 2p^5$ no corresponde a un estado fundamental del oxígeno, ya que tiene un electrón de más.

3) Falso. La estructura $1s^2 2s^2 2p^4$ no corresponde a un estado excitado, ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.

4) **Verdadero.** La estructura $1s^2 2s^2 2p^4$ corresponde a un **estado fundamental**, ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.

La respuesta correcta es la **d**.

2.69. Indique cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos puede caracterizar un orbital tipo d .

- a) $n = 1; l = 0$
- b) $n = 2; l = 1$
- c) $n = 2; l = 2$
- d) $n = 3; l = 2$
- e) $n = 4; l = 4$
- f) $n = 1; l = 1$

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Asturias 2009) (Murcia 2010) (O.Q.L. Extremadura 2013) (O.Q.L. País Vasco 2018)

Los diferentes valores que puede tomar el número cuántico secundario l van desde 0 hasta $(n - 1)$.

Los orbitales d se caracterizan por que el número cuántico secundario, $l = 2$.

Hay dos parejas de valores propuestos que tienen el valor 2 para el número cuántico secundario l . Una de ellas es (2, 2) que sería incorrecta, ya que si $n = 2$, el número cuántico secundario l solo puede valer 0 o 1. La única combinación que corresponde a un **orbital d es (3, 2)**.

La respuesta correcta es la **d**.

2.70. Calcule la frecuencia de la radiación ultravioleta con una longitud de onda de 300 nm.

- a) 1 MHz
- b) 900 MHz
- c) 300 MHz
- d) $1,0 \cdot 10^{10}$ MHz
- e) $1,0 \cdot 10^9$ MHz

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Madrid 2015)

La relación entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$c = \lambda \nu$$

La frecuencia de la radiación es:

$$\nu = \frac{3,0 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{300 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} \cdot \frac{1 \text{ MHz}}{10^6 \text{ Hz}} = 1,0 \cdot 10^9 \text{ MHz}$$

La respuesta correcta es la **e**.

2.71. Respecto a los iones Cl^- y K^+ , señale la opción correcta:

- a) Poseen el mismo número de electrones.
- b) Poseen el mismo número de protones.
- c) Son isótopos.
- d) El ion K^+ es mayor que el ion Cl^- .
- e) Tienen propiedades químicas semejantes.

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Murcia 2010) (O.Q.L. Murcia 2016) (O.Q.L. Extremadura 2016)

▪ El cloro (Cl) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$, y si capta un electrón y completa el orbital $3p$ se transforma en el ion Cl^- cuya configuración electrónica es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

▪ El potasio (K) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^1$, y si cede el electrón de su capa más externa se transforma en el ion K^+ cuya configuración electrónica es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

a) **Verdadero.** **Ambos iones** son especies isoelectrónicas que **tienen 18 electrones**.

- b) Falso. Se trata de iones procedentes de elementos diferentes por lo que tienen diferente número atómico y no pueden tener igual número de protones.
- c) Si son elementos diferentes nunca pueden ser isótopos.
- d) Falso. En especies isoelectrónicas tiene mayor tamaño la que posee menor número atómico ya que su núcleo atrae con menos fuerza.
- e) Falso. Aunque tengan la misma configuración electrónica, sus propiedades son distintas.

La respuesta correcta es la a.

(En Extremadura 2016 se cambia Cl^- por S^{2-}).

2.72. Para el átomo de hidrógeno en el estado fundamental la energía del electrón es $-13,6$ eV, ¿cuál de los siguientes valores corresponde a la energía del electrón para el ion hidrogenoide Li^{2+} ?

- a) $+27,2$ eV
 b) $-27,2$ eV
 c) $-122,4$ eV
 d) $+122,4$ eV
 e) $+10,6$ eV

(O.Q.N. Barcelona 2001)

Según el modelo de Bohr (1913) para un átomo hidrogenoide, la energía, en eV, correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E = -13,6 \frac{Z^2}{n^2}$$

donde Z es el número atómico y n el número cuántico principal que indica el nivel cuántico en el que se encuentra el electrón. En el caso del Li, $Z = 3$ y $n = 1$, sustituyendo se obtiene:

$$E = -13,6 \cdot \frac{3^2}{1^2} = -122,4 \text{ eV}$$

La respuesta correcta es la c.

2.73. Por definición, el número de masa o “número másico” de un átomo indica:

- a) La suma de electrones más protones presentes en el átomo.
 b) La suma de neutrones más protones presentes en el átomo.
 c) El número de neutrones presentes en el átomo.
 d) El número de protones presentes en el átomo.

(O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.L. Sevilla 2018)

De acuerdo con el concepto de número másico, la respuesta correcta es la b.

2.74. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas puede corresponderle a un átomo en su estado fundamental?

- a) $1s^2 2s^3 2p^6$
 b) $1s^2 2s^2 2p^8 3s^2 3p^6 3d^7$
 c) $1s^2 2s^2 2p^4$
 d) $1s^2 2s^2 3s^2 3p^6$

(O.Q.L. Murcia 2001)

a) Falso. Se trata de un estado prohibido ya que de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925), en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos. En la configuración propuesta en el orbital $2s$ hay tres electrones.

b) Falso. Se trata de un estado prohibido ya que de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos; y el subnivel $2p$, triplemente degenerado, tiene tres orbitales por lo que caben seis electrones y no ocho. Además, se trata de un

estado excitado, ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, antes de comenzar a llenarse el orbital $3d$ debería haberse completado el orbital $4s$.

c) **Verdadero**. Se trata de un **estado fundamental** ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, los electrones han ido ocupando los orbitales según energías crecientes.

d) Falso. Se trata de un estado excitado, ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, antes de comenzar a llenarse el orbital $3s$ debería haberse completado el orbital $2p$.

La respuesta correcta es la **c**.

2.75. Los átomos de un elemento X tienen en su núcleo 20 protones. Los estados de oxidación más comunes de este elemento deben ser:

- a) 0 y +2
- b) -1, 0 y +1
- c) 0, +1 y +2
- d) 0, +2, +4 y +6

(O.Q.L. Murcia 2001)

La estructura electrónica abreviada de un elemento X con 20 protones en su núcleo es $[\text{Ar}] 4s^2$. Si pierde los dos electrones del orbital $4s$ adquiere una estructura electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ y se transforma en el ion X^{2+} , por lo que su estado de oxidación será **+2**.

La respuesta correcta es la **a**.

2.76. El ion más estable que forma el sodio es isoelectrónico con:

- a) El átomo de magnesio.
- b) El ion más estable del flúor.
- c) El átomo de neón.
- d) El átomo de sodio.
- e) El átomo de litio.
- f) El ion más estable del cloro.
- g) El ion más estable del berilio.

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Sevilla 2006) (O.Q.L. Sevilla 2017) (O.Q.L. Jaén 2019)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica estructura electrónica.

El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$, y si pierde el electrón del orbital $3s$ queda con una estructura muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ y se transforma en el ion Na^+ .

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- El berilio (Be) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2$ y si pierde los dos electrones del orbital $2s$ se transforma en el ion Be^{2+} y adquiere la configuración $1s^2$.
- El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2$.
- El flúor (F) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ y si capta un electrón para completar su capa más externa se transforma en el ion F^- y adquiere la configuración $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.
- El neón (Ne) es un elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.
- El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$.

▪ El litio (Li) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^1$.

De las especies propuestas, F^- y Ne, son isoelectrónicas con Na^+ .

Las respuestas correctas son la c y d.

2.77. Suponga dos átomos de hidrógeno, el electrón del primero está en la órbita de Bohr $n = 1$ y el electrón del segundo está en la órbita de Bohr $n = 3$. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

- El electrón en $n = 1$ representa el estado fundamental.
- El átomo de hidrógeno con el electrón en $n = 3$ tiene mayor energía cinética.
- El átomo de hidrógeno con el electrón en $n = 3$ tiene mayor energía potencial.
- El átomo de hidrógeno con el electrón en $n = 3$ es un estado excitado.
- La energía total del electrón situado en $n = 3$ es superior a la energía del electrón en $n = 1$.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

a) Verdadero. Si el electrón se encuentra en el nivel de energía más bajo, $n = 1$, se encuentra en su estado fundamental.

b) Falso. La velocidad de un electrón en una órbita en el modelo de Bohr (1913) se calcula mediante la expresión:

$$v = \frac{e^2}{2 h \epsilon_0} \cdot \frac{1}{n} \rightarrow \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es n , cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la velocidad del electrón en esa órbita. La velocidad disminuye al aumentar n . Por tanto, la energía cinética en el nivel $n = 3$ es menor que en el nivel $n = 1$.

c) Verdadero. La energía potencial de un electrón en un nivel cuántico en el modelo de Bohr se calcula mediante la expresión:

$$E_p = -\frac{m e^4}{4 h^2 \epsilon_0^2} \cdot \frac{1}{n^2} \rightarrow \begin{cases} m = \text{masa del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es n , cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la energía potencial del electrón en ese nivel cuántico. La energía aumenta al aumentar n . Por tanto la energía cinética en el nivel $n = 3$ es mayor que en el nivel $n = 1$.

d) Verdadero. Si el electrón del átomo de hidrógeno se encuentra en el nivel de energía $n = 3$, se encuentra en un estado excitado.

e) Verdadero. La energía total de un electrón en un nivel cuántico en el modelo de Bohr (1913) se calcula mediante la expresión:

$$E = -\frac{m e^4}{8 h^2 \epsilon_0^2} \cdot \frac{1}{n^2} \rightarrow \begin{cases} m = \text{masa del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es n , cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la energía del electrón en ese nivel cuántico. La energía aumenta al aumentar n . Por tanto la energía en el nivel $n = 3$ es mayor que en el nivel $n = 1$.

La respuesta correcta es la b.

2.78. De las siguientes configuraciones electrónicas:

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3 3p^1$ 2) $1s^2 2s^2 2p^3 3s^2 3p^5$
 3) $1s^2 2s^2 2p^8 3s^2 3p^5 4s^1$ 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1 4p^7$

¿Cuáles son compatibles con el estado de menor energía de algún átomo?

- a) 2, 3 y 4
 b) Todas
 c) Solo 2
 d) 1, 2 y 3
 e) Ninguna

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

El principio de exclusión de Pauli (1925) dice:

“dentro de un orbital se pueden alojar, como máximo, dos electrones con sus espines antiparalelos”.

- 1) La estructura $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3 3p^1$ corresponde a un **estado prohibido**, ya que, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, en el orbital 3s solo caben dos electrones.
 2) La estructura $1s^2 2s^2 2p^3 3s^2 3p^5$ corresponde a un **estado excitado**, ya que, de acuerdo con el principio de mínima energía, antes de comenzar a llenarse el subnivel 3s debería haberse completado el 2p.
 3) La estructura $1s^2 2s^2 2p^8 3s^2 3p^5 4s^1$ corresponde a un **estado prohibido**, ya que, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, en cada orbital p solo caben dos electrones.
 4) La estructura $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1 4p^7$ corresponde a un **estado prohibido**, ya que, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, en cada orbital p solo caben dos electrones.

La respuesta correcta es la e.

2.79. De acuerdo con el modelo atómico de Bohr:

- a) La distancia del núcleo al orbital aumenta con el valor de n .
 b) La velocidad del electrón disminuye cuando aumenta el valor de n .
 c) El momento angular del electrón = $n\pi/2h$.
 d) El electrón al girar tiene tendencia a salirse de la órbita.
 e) Todas son correctas.

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Baleares 2002)

a) Falso. De acuerdo con el modelo de Bohr (1913), la ecuación que permite calcular el radio de la órbita, no del orbital, es:

$$r = \frac{h^2 \varepsilon_0}{\pi m e^2} \cdot n^2 \quad \rightarrow \quad \begin{cases} m = \text{masa del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \varepsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es n , cuyos valores 1, 2, 3,... determinan el radio de la órbita del electrón. El radio aumenta al aumentar n .

b) **Verdadero**. La velocidad de un electrón en una órbita en el modelo de Bohr (1913) se calcula mediante la expresión:

$$v = \frac{e^2}{2 h \varepsilon_0} \cdot \frac{1}{n} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \varepsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es n , cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la velocidad del electrón en esa órbita. La velocidad disminuye al aumentar n .

c) Falso. El primer postulado de Bohr (1913) establece que:

“los electrones en sus giros en torno al núcleo no emiten energía y aunque están gobernados por ecuaciones clásicas, solo son posibles las órbitas que cumplen la condición de cuantización”.

Su expresión matemática es:

$$m v r = n \frac{h}{2\pi} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ m = \text{masa del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ r = \text{radio de la órbita} \end{cases}$$

La condición de cuantización es que el momento angular, mvr , es un múltiplo entero de $nh/2\pi$.

d) Falso. El electrón gira con aceleración normal constante, por tanto, describe una órbita circular alrededor del núcleo.

La respuesta correcta es la **b**.

2.80.Cuál de las siguientes respuestas define correctamente la idea de “degeneración energética orbital”:

- a) Orbitales de la misma simetría.
- b) Orbitales de la misma energía.
- c) Orbitales con el mismo número cuántico l .
- d) Orbitales con la misma orientación en el espacio.

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

La degeneración energética de orbitales se refiere a orbitales con idéntico valor de la energía. El número cuántico magnético, m_l , hace referencia a esta degeneración.

El número de orbitales degenerados que hay en cada subnivel de energía viene dado por el número de valores del número cuántico magnético, m_l , que su vez depende del valor del número cuántico secundario, l .

$$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad \longrightarrow \quad (2l + 1) \text{ orbitales degenerados.}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.81. ¿Cuántos electrones desapareados hay en el ion Fe^{2+} en estado gaseoso ($Z = 26$) en su estado fundamental?

- a) 0
- b) 2
- c) 4
- d) 6
- e) 8

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La estructura electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$, si pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $4s$, se transforma en Fe^{2+} cuya estructura electrónica es $[\text{Ar}] 3d^6$.

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

4s	3d				
↑↓	↑	↑	↑	↑	↑

Como se observa, el Fe^{2+} presenta **4 electrones desapareados**.

La respuesta correcta es la **c**.

2.82. El número total de neutrones, protones y electrones del $^{35}\text{Cl}^-$:

- a) 17 neutrones, 35 protones, 36 electrones.
- b) 35 neutrones, 17 protones, 18 electrones.
- c) 18 neutrones, 17 protones, 16 electrones.
- d) 17 neutrones, 17 protones, 18 electrones.
- e) 18 neutrones, 17 protones, 18 electrones.

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Sevilla 2019)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico \rightarrow indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El cloro (Cl) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Sumando los superíndices se observa que tiene 17 electrones y por tanto, **17 protones** y $(35 - 17) =$ **18 neutrones**. Como la especie $^{35}\text{Cl}^-$, anión cloruro, está cargada negativamente, significa que tiene un electrón de más en su última capa, es decir, **18 electrones**.

La respuesta correcta es la e.

2.83. Un haz de luz que pasa a través de un medio transparente tiene una longitud de onda de 466 nm y una frecuencia de $6,20 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$. ¿Cuál es la velocidad de la luz?

- a) $2,89 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$
- b) $2,89 \cdot 10^{17} \text{ m s}^{-1}$
- c) $1,33 \cdot 10^{12} \text{ m s}^{-1}$
- d) $1,33 \cdot 10^{21} \text{ m s}^{-1}$
- e) $7,52 \cdot 10^{-22} \text{ m s}^{-1}$

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Extremadura 2013)

La frecuencia y longitud de onda de una radiación electromagnética están relacionadas por medio de la ecuación, $c = \lambda \nu$.

El valor de la velocidad de la luz es:

$$c = 466 \text{ nm} \cdot \frac{1 \text{ m}}{10^9 \text{ nm}} \cdot (6,20 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}) = 2,89 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la a.

2.84. ¿Cuántos fotones de luz de frecuencia $5,50 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$ se necesitan para proporcionar 1 kJ de energía?

- a) $3,64 \cdot 10^{-18}$ fotones
- b) $2,74 \cdot 10^{20}$ fotones
- c) $4,56 \cdot 10^{-4}$ fotones
- d) $1,65 \cdot 10^{44}$ fotones
- e) $3,64 \cdot 10^{-16}$ fotones

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Sevilla 2006)

La energía del fotón puede calcularse por medio de la ecuación:

$$E = h \nu$$

El valor de la energía del fotón es:

$$E = (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (5,50 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}) = 3,64 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Relacionando la energía total con la energía de un fotón:

$$1 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ fotón}}{3,64 \cdot 10^{-18} \text{ J}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 2,74 \cdot 10^{20} \text{ fotones}$$

Las respuestas a, c y e son absurdas ya que el número de fotones no puede ser menor que la unidad.

La respuesta correcta es la **b**.

2.85. La existencia de niveles discretos de energía (cuantizados) en un átomo puede deducirse a partir de:

- a) La difracción de electrones mediante cristales.
- b) Difracción de rayos X por cristales.
- c) Experimentos basados en el efecto fotoeléctrico.
- d) El espectro visible.
- e) Espectros atómicos de líneas.

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Madrid 2011)

Los **espectros atómicos de líneas** son una prueba concluyente de la existencia de niveles discretos de energía.

La separación entre las líneas obedece a los saltos entre los niveles de energía que están asociados al valor del número cuántico principal n , cuyos valores son números enteros, 1, 2, 3, ..., ∞ .

La respuesta correcta es la **e**.

2.86. ¿Cuál de los siguientes elementos es diamagnético?

- a) H
- b) Li
- c) Be
- d) B
- e) C

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Una especie química es diamagnética si no presenta electrones desapareados.

- a) Falso. El hidrógeno (H) es un elemento cuya configuración electrónica es $1s^1$

Como se observa, presenta un electrón desapareado, por tanto, no es una especie diamagnética.

- b) El litio (Li) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica abreviada es $1s^2 2s^1$.

2s
↑

Como se observa, presenta un electrón desapareado, por tanto, no es una especie diamagnética.

- c) **Verdadero.** El berilio (Be) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es $1s^2 2s^2$.

2s
↑↓

Como se observa, no presenta electrones desapareados, por tanto, **sí es una especie diamagnética.**

- d) Falso. El boro (B) es un elemento que pertenece al grupo 13 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es $[\text{He}] 2s^2 2p^1$.

La distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$ es:

2s	2p		
↑↓	↑		

Como se observa, sí presenta electrones desapareados, por tanto, no es una especie diamagnética.

- e) Falso. El carbono (C) es un elemento que pertenece al grupo 14 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es $[\text{He}] 2s^2 2p^2$.

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 2s y 2p:

2s	2p		
↑↓	↑	↑	

Como se observa, sí presenta electrones desapareados, por tanto, no es una especie diamagnética.

La respuesta correcta es la c.

2.87. ¿Cuál es la longitud de onda, en nm, de la línea espectral que resulta de la transición de un electrón desde $n = 3$ a $n = 2$ en un átomo de hidrógeno de Bohr?

- a) 18,3
- b) 657
- c) 547
- d) 152
- e) 252

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La ecuación del modelo de Bohr (1913) que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

El valor del número de ondas y de la longitud de onda son, respectivamente:

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^5 \text{ cm}^{-1} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 1,524 \cdot 10^4 \text{ cm}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{1,524 \cdot 10^4 \text{ cm}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 656,3 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la b.

2.88. Calcule la longitud de onda de De Broglie asociada a una pelota de 125 g de masa y una velocidad de 90 m s^{-1} .

- a) 0,59 m
- b) $5,9 \cdot 10^{-31} \text{ m}$
- c) $5,9 \cdot 10^{-35} \text{ m}$
- d) 590 nm
- e) $1,7 \cdot 10^{34} \text{ m}$

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La ecuación propuesta por de Broglie (1924) relaciona el momento lineal de una partícula y la longitud de la onda electromagnética asociada a la misma es:

$$\lambda = \frac{h}{m v} \rightarrow \begin{cases} m = \text{masa de la partícula} \\ v = \text{velocidad de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

El valor de la longitud de la onda asociada es:

$$\lambda = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}}{(125 \text{ g}) \cdot (90 \text{ m s}^{-1})} \cdot \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 5,9 \cdot 10^{-35} \text{ m}$$

Se trata de una onda de muy poca longitud ya que en el mundo macroscópico nada es comparable a la constante de Planck, h .

La respuesta correcta es la c.

2.89. Un átomo del isótopo radiactivo carbono-14 ($^{14}_6\text{C}$) contiene:

- 8 protones, 6 neutrones y 6 electrones.
- 6 protones, 6 neutrones y 8 electrones.
- 6 protones, 8 neutrones y 8 electrones.
- 6 protones, 8 neutrones y 6 electrones.

(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico \rightarrow indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El átomo de carbono-14 tiene 6 protones, por tanto, su número atómico, $Z = 6$. Como la especie ^{14}C es neutra tiene 6 electrones y, $(14 - 6) = 8$ neutrones.

La respuesta correcta es la d.

(En Madrid 2005 y 2011 y Valencia 2014 solo se pregunta el número de neutrones).

2.90. ¿Cuáles de las siguientes notaciones cuánticas están permitidas para un electrón de un átomo polieletrónico?

	n	l	m_l	m_s
1)	2	1	0	$\frac{1}{2}$
2)	3	2	0	$-\frac{1}{2}$
3)	3	3	2	$-\frac{1}{2}$
4)	3	2	3	$\frac{1}{2}$

- 1, 2 y 4
- 1 y 4
- 1 y 2
- 3 y 4

(O.Q.L. Murcia 2002)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

1-2) Permitido. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

3) Prohibido. Si $n = 3$, el valor de l solo puede ser 0, 1 y 2.

4) Prohibido. Si $l = 2$, el valor de m_l solo puede ser -2, -1, 0, 1 y 2.

La respuesta correcta es la c.

2.91. La energía del electrón del átomo de hidrógeno en estado fundamental es $-2,28 \cdot 10^{-18}$ J, y la del electrón excitado al nivel energético $n = 5$ es $-8,72 \cdot 10^{-20}$ J. ¿Cuál es la frecuencia de la radiación electromagnética originada al saltar el electrón desde $n = 5$ a $n = 1$?

- $3,30 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$
- $3,57 \cdot 10^{-15} \text{ s}^{-1}$
- $2,19 \cdot 10^{-18} \text{ s}^{-1}$
- No puede calcularse porque los electrones no saltan.

(O.Q.L. Murcia 2002)

La energía emitida en la transición electrónica $5 \rightarrow 1$ es:

$$\Delta E_{5 \rightarrow 1} = (-2,28 \cdot 10^{-18} \text{ J}) - (-8,72 \cdot 10^{-20} \text{ J}) = -2,19 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

El signo menos de la energía se debe a que se trata de energía desprendida pero para cálculos posteriores se usa el valor absoluto de la energía.

La energía del salto está cuantizada de acuerdo con la expresión, $\Delta E = h \nu$.

El valor de la frecuencia de la radiación emitida en dicho salto electrónico es:

$$\nu = \frac{2,19 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}} = 3,30 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.92. ¿Cuántos números cuánticos determinan un orbital?

- a) 4
- b) 3
- c) 2
- d) 1

(O.Q.L. Murcia 2002)

Un orbital atómico viene determinado por **3** números cuánticos (n, l, m_l).

La respuesta correcta es la **b**.

2.93. Uno de los elementos cuya existencia predijo Mendeleiev en el momento de enunciar su tabla periódica fue el eka-aluminio, que llamó así porque debía ir ubicado justo debajo del aluminio. Seis años más tarde este elemento fue descubierto por Lecoq de Boisbaudran, quien lo llamó galio (Ga) en honor a su país natal, Francia. Este científico descubrió este elemento sometiendo diversos minerales al análisis espectral, técnica novedosa de aquella época, que consistía en calentar los minerales y observar las líneas luminosas de diferentes colores, producidas. Así descubrió dos líneas espectrales que nunca se habían visto antes y que correspondían al galio. El espectro atómico de un elemento, como los observados por

El espectro atómico de un elemento es consecuencia de:

- a) La eliminación de protones (neutrones) al aportar energía.
- b) La eliminación de neutrones como consecuencia del aporte energético.
- c) La reflexión de la energía de excitación que recibe.
- d) La transición de electrones entre distintos niveles energéticos.
- e) La ruptura de la molécula en la que se encontraba dicho átomo.

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2009)
(O.Q.L. Jaén 2019)

Los espectros atómicos son consecuencia de los **saltos electrónicos entre los niveles cuánticos de energía** existentes en el átomo.

Cuando el electrón absorbe energía salta a un nivel cuántico superior y produce una línea en el espectro de absorción. Si este electrón que se encuentra energéticamente excitado libera energía cae un nivel cuántico inferior y produce una o varias líneas en el espectro de emisión.

La respuesta correcta es la **d**.

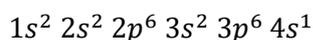
2.94. Dada la configuración electrónica de un elemento $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$, indique la respuesta incorrecta:

- a) Su número atómico es 19.
- b) Se trata de un estado excitado.
- c) Este elemento pertenece al grupo de los metales alcalinos.
- d) Este elemento pertenece al quinto periodo de la tabla periódica.
- e) El elemento ha absorbido energía para alcanzar esta configuración.

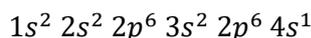
(O.Q.L. Baleares 2002) (O.Q.L. Asturias 2016)

a) Verdadero. Si se trata de un átomo neutro, sumando los electrones que tiene su estructura electrónica se obtiene que hay 19, lo que Z (número atómico) tiene ese valor.

b) Verdadero. Ese átomo se encuentra en un estado excitado, ya que se incumple el principio de mínima energía al ocuparse antes el subnivel $5s$ que el $4s$ y los electrones del subnivel $5s$ deberían estar situados en el $4s$ siendo la estructura electrónica en el estado fundamental:



c) Verdadero. A este átomo le corresponde una estructura electrónica en el estado fundamental:



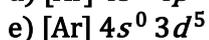
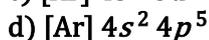
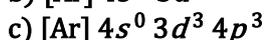
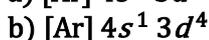
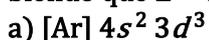
Por tanto, pertenece al cuarto periodo ($n = 4$) y grupo 1 de la tabla periódica que es el de los llamados metales alcalinos que tienen una estructura electrónica externa en el estado fundamental ns^1 .

d) Falso. Se trata de un elemento que pertenece al cuarto periodo ($n = 4$) lo que pasa es que se encuentra en un estado excitado.

e) Verdadero. Se trata de elemento que pertenece al cuarto periodo ($n = 4$) lo que pasa es que ha absorbido energía y se encuentra en un estado excitado.

La respuesta correcta es la d.

2.95. ¿Cuál es la configuración electrónica más probable del estado fundamental para el ion Mn^{2+} , sabiendo que $Z = 25$?



(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Baleares 2013) (O.Q.L. Extremadura 2019)

La estructura electrónica abreviada del Mn ($Z = 25$) es $[Ar] 4s^2 3d^5$, y si pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $4s$ se transforma en Mn^{2+} y su estructura electrónica es $[Ar] 3d^5$.

La respuesta correcta es la e.

2.96. El número total de electrones que pueden ocupar todos los orbitales atómicos correspondientes al número cuántico $n = 4$ es:

a) 8

e) 6

b) 18

f) 4

c) 32

g) 64

d) 50

h) 16

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. La Rioja 2007) (O.Q.L. Murcia 2017)

El número máximo de electrones (elementos) de un periodo es igual a $2n^2$. Si $n = 4$, entonces el número de electrones es 32.

La respuesta correcta es la c.

(En Castilla y León 2006 se pregunta para $n = 3$).

2.97. Sabiendo que la constante de Rydberg para el átomo de hidrógeno es 109.678 cm^{-1} , el límite de la serie de Balmer en el espectro de emisión del átomo de hidrógeno es:

a) 912 \AA

b) 3.647 \AA

c) 4.683 \AA

d) 6.565 \AA

e) 8.206 \AA

(O.Q.N. Tarazona 2003)

La ecuación del modelo de Bohr (1913) que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

El límite de convergencia de la serie de Balmer corresponde al salto electrónico desde el nivel $n = 2$ hasta el nivel $n = \infty$.

Los valores del número de ondas y la longitud de onda son, respectivamente:

$$\frac{1}{\lambda} = 109.678 \text{ cm}^{-1} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{\infty} \right) = 27.419,5 \text{ cm}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{27.419,5 \text{ cm}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \cdot \frac{1 \text{ \AA}}{10^{-10} \text{ m}} = 3.647,04 \text{ \AA}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.98. La longitud de onda de una radiación electromagnética:

- a) Es proporcional a su energía.
- b) Es proporcional al número de ondas.
- c) Es mayor en la región ultravioleta que en la de microondas.
- d) Es mayor en la región de rayos X que en la de microondas.
- e) Es inversamente proporcional a la frecuencia.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

a) Falso. De acuerdo con la ecuación:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

b) Falso. Absurdo ya que el número de ondas es el inverso de la longitud de onda.

c-d) Falso. La radiación X y la UV tienen menor longitud de onda que las microondas.

e) **Verdadero**. De acuerdo con la ecuación

$$c = \lambda \nu$$

La respuesta correcta es la **e**.

2.99. Los átomos de la primera serie de transición difieren entre sí en general en el número de electrones que ocupan los orbitales:

- a) *s*
- b) *p*
- c) *sy p*
- d) *py d*
- e) *d*

(O.Q.N. Tarazona 2003)

Los **metales de transición**, que envían su electrón diferenciador a un **orbital d**, se llaman así porque al estar colocados en la tabla periódica entre los metales alcalinos y alcalinotérreos, que envían su electrón diferenciador a un orbital *s*, y los no metales, que envían su electrón diferenciador a un orbital *p*, tienen propiedades que van variando de forma paulatina desde las de los metales hasta las de los no metales.

La respuesta correcta es la **e**.

2.100. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta:

- a) La energía que posee un electrón del orbital $3s$ es diferente de la que posee un electrón del orbital $2s$.
- b) Los electrones de cada orbital tienen el mismo número cuántico de espín.
- c) Cuando todos los electrones de un átomo poseen la mínima energía que pueden tener se dice que el átomo está en su estado fundamental.
- d) En el átomo de oxígeno no existen electrones desapareados.

(O.Q.L. Murcia 2003)

a) Verdadero. De acuerdo con el diagrama de Moeller, la energía del orbital $2s$ es inferior a la del orbital $3s$.

b) **Falso**. De acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, en un mismo orbital caben, como máximo, dos electrones con sus espines opuestos.

c) Verdadero. Si los electrones de un átomo cumplen el principio “aufbau” o de construcción, integrado por:

- Principio de mínima energía:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”.

- Principio de exclusión de Pauli (1925):

“dentro de un orbital se pueden alojar, como máximo, dos electrones con sus espines antiparalelos”.

- Principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”.

se dice que el átomo se encuentra en su estado fundamental.

d) **Falso**. La estructura electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$, y de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund tiene la siguiente distribución electrónica en los orbitales $2s$ y $2p$:

$2s$	$2p$		
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow

El átomo de oxígeno tiene dos electrones desapareados.

Las respuestas incorrectas son la **b** y la **d**.

2.101. El electrón más energético del elemento de número atómico 20 queda definido por la notación cuántica:

- a) $(4, 1, -1, \frac{1}{2})$
- b) $(4, 0, -1, -\frac{1}{2})$
- c) $(3, 2, -2, \frac{1}{2})$
- d) $(4, 0, 0, -\frac{1}{2})$

(O.Q.L. Murcia 2003)

La estructura electrónica abreviada del elemento con número atómico $Z = 20$ es $[\text{Ar}] 4s^2$.

Al electrón más energético, $4s^2$, le corresponden los siguientes números cuánticos:

$n = 4$ (cuarto nivel de energía)

$l = 0$ (subnivel s)

$m_l = 0$ (el subnivel de energía s no se encuentra energéticamente degenerado, tiene un único orbital s)

$m_s = +\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$ (puede tomar indistintamente cualquiera de los dos valores)

La respuesta correcta es la **d**.

2.102. ¿Cuál de las siguientes estructuras electrónicas le corresponderá a un elemento con número de oxidación máximo de +3?

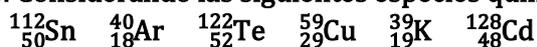
- a) $1s^2 2s^2 2p^3$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$

(O.Q.L. Murcia 2003)

Si un elemento tiene la estructura electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ y pierde tres electrones, adquiere una estructura muy estable de gas noble, $1s^2 2s^2 2p^6$, y queda con una carga eléctrica de +3.

La respuesta correcta es la **b**.

2.103. Considerando las siguientes especies químicas:



se puede afirmar que el:

- ${}_{48}^{128}\text{Cd}$ posee el menor número de neutrones.
- ${}_{18}^{40}\text{Ar}$ es la especie de menor masa atómica.
- ${}_{18}^{40}\text{Ar}$ posee el menor número de electrones.
- ${}_{50}^{112}\text{Sn}$ posee el mayor número de protones.

(O.Q.L. Murcia 2003)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La diferencia ($A - Z$) proporciona el número de neutrones.

Considerando que las masas del protón y del neutrón son aproximadamente 1 u, y que la masa del electrón es despreciable frente a la de los anteriores, el número másico da la masa aproximada de un átomo.

En la siguiente tabla se indica el número de partículas y la masa atómica aproximada de cada una de las especies propuestas:

	${}_{50}^{112}\text{Sn}$	${}_{18}^{40}\text{Ar}$	${}_{52}^{122}\text{Te}$	${}_{29}^{59}\text{Cu}$	${}_{19}^{39}\text{K}$	${}_{48}^{128}\text{Cd}$
Protones	50	18	52	29	19	48
Electrones	50	18	52	29	19	48
Neutrones	62	22	70	30	20	72
Masa aprox.	112	40	122	59	39	120

- Falso. La especie con menor número de neutrones es ${}_{19}^{39}\text{K}$.
- Falso. La especie con menor masa atómica es ${}_{19}^{39}\text{K}$.
- Verdadero.** La especie con menor número de electrones es ${}_{18}^{40}\text{Ar}$.
- Falso. La especie con mayor número de protones es ${}_{52}^{122}\text{Te}$.

La respuesta correcta es la **c**.

2.104. Se dice que dos átomos son isótopos entre sí cuando tienen:

- Igual composición del núcleo y diferente estructura electrónica.
- Igual estructura electrónica y diferente número de protones en el núcleo.
- Igual estructura electrónica y diferente número de neutrones en el núcleo.
- Igual composición del núcleo e igual estructura electrónica.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

- Falso. Los isótopos son átomos de un mismo elemento (igual Z) por lo que tienen idéntica estructura electrónica.
- Falso. Los isótopos son átomos de un mismo elemento (igual Z) por lo que tienen idéntico número de protones.
- Verdadero.** Los isótopos son átomos de un mismo elemento (igual Z y diferente A) por lo que tienen diferente número de neutrones.
- Falso. Los isótopos son átomos de un mismo elemento (igual Z y diferente A) por lo que tienen diferente composición del núcleo.

La respuesta correcta es la **c**.

2.105. La estructura electrónica del ion Mo(IV) responde a:

- a) [Kr] $4d^2$
 b) [Kr] $4d^5 5s^1$
 c) [Kr] $4d^1 5s^1$
 d) [Kr] $4d^1$

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

El molibdeno (Mo) es un elemento que pertenece al grupo 6 y periodo 5 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica abreviada es [Kr] $5s^2 4d^4$, pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

5s	4d				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

El Mo^{4+} pierde cuatro electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran uno de ellos en el orbital 5s y los tres restantes en los orbitales 4d, y su estructura electrónica es [Kr] $4d^2$:

5s	4d				
	↑	↑			

La respuesta correcta es la a.

2.106. ¿Cuál de los siguientes conjuntos de valores de los números cuánticos n , l y m_l no corresponden a un orbital?

- | | n | l | m_l |
|----|-----|-----|-------|
| a) | 2 | 1 | 0 |
| b) | 2 | 2 | 1 |
| c) | 3 | 1 | -1 |
| d) | 1 | 0 | 0 |

(O.Q.L. Baleares 2003)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a-c-d) Permitido. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

b) **Prohibido**. Si $n = 2$, el valor de l solo puede ser 0 o 1.

La respuesta correcta es la b.

2.107. Dadas las configuraciones electrónicas de los átomos:



¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

- a) Se necesita menos energía para arrancar un electrón a B que de A.
 b) A y B representan átomos de elementos distintos.
 c) B corresponde a un estado excitado.
 d) Para pasar de A a B se necesita energía.

(O.Q.L. Baleares 2003)

a) Verdadero. El electrón más externo se encuentra en un subnivel de energía con diferente valor de n (3 en A y 6 en B) y la energía para arrancar un electrón se puede calcular, de forma aproximada, mediante la expresión:

$$E \text{ (J)} = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{n^2}$$

siendo Z , la carga nuclear efectiva de la especie química.

b) **Falso**. Las configuraciones electrónicas de A e B cuentan con 11 electrones por lo que son isoelectrónicas, la diferencia entre ambas estriba en que en la estructura B el último electrón se encuentra en un orbital con energía superior.

c-d) Verdadero. B corresponde a un estado excitado y, A a un estado fundamental del mismo elemento, por lo que para pasar de A a B se necesita aportar energía.

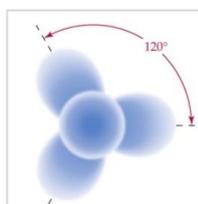
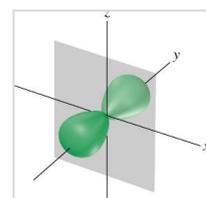
La respuesta correcta es la **b**.

2.108. Sobre la forma y el tamaño de los orbitales se puede afirmar que:

- Los orbitales p tienen simetría esférica.
- Los orbitales p tienen forma de tetraedro regular.
- Los orbitales aumentan de volumen al aumentar el nivel de energía.
- Los orbitales sp^2 están dirigidos según los vértices de un tetraedro.

(O.Q.L. Baleares 2003) (O.Q.N. Salamanca 2018)

a-b) Falso. Los orbitales p tienen forma lobular. En la figura de la derecha se muestra la forma que tiene el orbital atómico p_y .



c) **Verdadero**. El tamaño del orbital aumenta al aumentar el valor del número cuántico principal n .

d) La hibridación sp^2 es trigonal. En la figura de la izquierda se muestran los tres orbitales híbridos sp^2 que se encuentran dirigidos hacia los vértices de un triángulo.

La respuesta correcta es la **c**.

2.109. ¿Cuántos electrones con números cuánticos distintos pueden existir en un subnivel con los números cuánticos $n = 2$ y $l = 1$?

- 3
- 6
- 4
- 8

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

- El número cuántico $n = 2$ indica que se trata del segundo nivel de energía.
- El número cuántico $l = 1$ indica que se trata de un subnivel de energía p . Si $l = 1$, los valores posibles del número cuántico magnético m_l , son 0, 1 y -1 , lo que indica que el subnivel de energía p se encuentra triplemente degenerado o lo que es lo mismo que en este subnivel hay 3 orbitales $2p$.
- Como el número cuántico m_s solo puede tener los valores $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$, quiere decir que en cada orbital caben dos electrones con espines opuestos.

Por tanto, el **número total de electrones** que caben en el subnivel $2p$ es **6**.

La respuesta correcta es la **b**.

2.110. ¿Cuál es la energía en J mol^{-1} de los fotones asociados a la luz de longitud de onda $7,00 \cdot 10^2 \text{ nm}$?

- $2,56 \cdot 10^{-19}$
- $1,71 \cdot 10^5$
- $4,72 \cdot 10^{-43}$
- $2,12 \cdot 10^{42}$

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La energía del fotón puede calcularse por medio de la ecuación:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la energía de dicho fotón es:

$$E = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot \frac{2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} \cdot 10^9 \text{ nm}}{7,00 \cdot 10^2 \text{ nm} \cdot 1 \text{ m}} = 2,84 \cdot 10^{-19} \text{ J fotón}^{-1}$$

Expresando este valor en J mol^{-1} :

$$\frac{2,84 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{\text{fotón}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ fotones}}{1 \text{ mol}} = 1,71 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.111. El Cs se utiliza en fotocélulas y en cámaras de televisión porque tiene una energía de ionización muy baja. ¿Cuál es la energía cinética de un fotoelectrón desprendido del Cs con una luz de 5.000 Å?

- a) $2,3 \cdot 10^{-31} \text{ cal}$
- b) $4,6 \cdot 10^{-16} \text{ J}$
- c) $2,3 \cdot 10^{-23} \text{ kcal}$
- d) $2,3 \cdot 10^{-26} \text{ kJ}$
- e) $2,3 \cdot 10^{-16} \text{ J}$

(Datos. $\lambda_{\text{crítica Cs}} = 6.600 \text{ Å}$).

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación propuesta por Einstein (1905) para explicar el efecto fotoeléctrico es:

$$E_k = h c \left(\frac{1}{\lambda} - \frac{1}{\lambda_0} \right) \rightarrow \begin{cases} E_k = \text{energía cinética del fotoelectrón} \\ c = \text{velocidad de la luz} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \lambda = \text{longitud de onda del fotón incidente} \\ \lambda_0 = \text{longitud de onda característica del metal} \end{cases}$$

El valor de la energía es:

$$E_k = (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Js}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}) \cdot \left(\frac{1}{5.000 \text{ Å}} - \frac{1}{6.600 \text{ Å}} \right) \cdot \frac{1 \text{ Å}}{10^{-10} \text{ m}} = 9,631 \cdot 10^{-20} \text{ J}$$

Cambiando unidades:

$$9,631 \cdot 10^{-20} \text{ J} \cdot \frac{0,24 \text{ cal}}{1 \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ kcal}}{10^3 \text{ cal}} = 2,312 \cdot 10^{-23} \text{ kcal}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.112. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:

- a) La radiación emitida por una transición electrónica, $n = 4 \rightarrow n = 2$, tiene una longitud de onda mayor que la transición electrónica, $n = 5 \rightarrow n = 2$, para un mismo átomo.
- b) Un subnivel con $l = 3$ tiene una capacidad de 14 electrones.
- c) Un átomo de un elemento del grupo de los halógenos tiene un electrón sin aparear.
- d) Para un mismo valor de n , la energía de un electrón d es siempre mayor que la de uno p .
- e) La configuración de un átomo en su estado fundamental puede contener solamente los orbitales $1s, 2p, 3p, 4s, 5s$ y $4f$.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. La Rioja 2013)

a) Verdadero. La longitud de onda correspondiente a la radiación emitida en un salto electrónico se calcula mediante la ecuación:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Para los saltos electrónicos $4 \rightarrow 2$ y $5 \rightarrow 2$, respectivamente:

$$\left. \begin{aligned} \frac{1}{\lambda} &= R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) \rightarrow \lambda_{(4 \rightarrow 2)} = \frac{5,33}{R_H} \text{ m} \\ \frac{1}{\lambda} &= R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) \rightarrow \lambda_{(5 \rightarrow 2)} = \frac{4,76}{R_H} \text{ m} \end{aligned} \right\} \rightarrow \lambda_{(4 \rightarrow 2)} > \lambda_{(5 \rightarrow 2)}$$

b) Verdadero. El número cuántico $l = 3$ se corresponde con el subnivel f . Este subnivel tiene 7 orbitales f y en cada uno de los orbitales caben 2 electrones, en total 14.

c) Verdadero. Los halógenos tienen 7 electrones en su capa de valencia distribuidos de forma que presenta un electrón desapareado:

ns	np		
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow

d) Verdadero. Los electrones d se llaman electrones internos, mientras que los electrones p son llamados externos o de valencia. Los internos están más cerca del núcleo y por ello tienen más energía y cuestan más de arrancar a diferencia de los p que al ser externos tienen menos energía son más fáciles de eliminar.

e) **Falso**. De acuerdo con el diagrama de Moeller de subniveles de energía, en la secuencia propuesta $1s$, $2p$, $3p$, $4s$, $5s$ y $5f$, faltan los subniveles $2s$, $3s$, $4s$, $3d$, $4p$, $4d$, $5p$, $6s$, $5d$, $4f$, $6p$, $7s$, $6d$ y $7p$.

La respuesta correcta es la e.

2.113. ¿Cuál es la longitud de la onda asociada a la sonda Rosetta de 3,00 t que viaja a una velocidad de 37.080 km h^{-1} ?

- a) $2,14 \cdot 10^{-21} \text{ mm}$
- b) $2,14 \cdot 10^{-35} \text{ km}$
- c) $2,14 \cdot 10^{-21} \text{ nm}$
- d) $2,14 \cdot 10^{-31} \text{ \AA}$
- e) $2,14 \cdot 10^{-32} \text{ m}$

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación propuesta por de Broglie (1924) relaciona el momento lineal de una partícula y la longitud de la onda electromagnética asociada a la misma es:

$$\lambda = \frac{h}{m v} \rightarrow \begin{cases} m = \text{masa de la partícula} \\ v = \text{velocidad de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

El valor de la longitud de la onda asociada es:

$$\lambda = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}}{(3,00 \text{ t}) \cdot (37.080 \text{ km h}^{-1})} \cdot \frac{1 \text{ t}}{10^3 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ km}}{10^3 \text{ m}} \cdot \frac{3.600 \text{ s}}{1 \text{ h}} \cdot \frac{1 \text{ \AA}}{10^{-10} \text{ m}} = 2,14 \cdot 10^{-31} \text{ \AA}$$

Se trata de una onda de muy poca longitud ya que en el mundo macroscópico nada es comparable a la constante de Planck, h .

La respuesta correcta es la d.

2.114. Los átomos que se denominan isótopos:

- a) Difieren en el número atómico pero tienen la misma masa atómica.
- b) Difieren en la masa atómica pero tienen el mismo número atómico.
- c) Solo pueden obtenerse en procesos radiactivos y su existencia fue predicha por Marie Curie.
- d) Desvían la luz polarizada en distinta dirección.

(O.Q.L. Murcia 2004)

Isótopos son átomos de un mismo elemento con el mismo número atómico (número de protones) y distinto número másico (distinto número de neutrones) y por tanto, distinta masa atómica.

- a) Falso. De acuerdo con la definición de isótopo.
- b) **Verdadero**. De acuerdo con la definición de isótopo.
- c) Falso. Excluidos los elementos artificiales de la tabla periódica, de los restantes, solo hay 21 que no presenten isótopos naturales. Los isótopos fueron definidos por F. Soddy en 1911.
- d) Falso. La luz polarizada solo la pueden desviar los compuestos que tienen actividad óptica.

La respuesta correcta es la **b**.

2.115. La configuración electrónica que se utiliza habitualmente se basa en distribuir los electrones de un átomo en distintos orbitales (*s, p, d, f...*) que pertenecen a distintas capas. ¿Qué relación existe entre estos orbitales y las órbitas de Bohr?

- a) Órbitas y orbitales son básicamente lo mismo.
- b) En ambos los electrones están girando en torno al núcleo, aunque solo en los orbitales *s* las trayectorias son circulares.
- c) La energía del orbital *1s* del átomo de H coincide con la energía de la primera órbita de Bohr.
- d) En las órbitas, los electrones pueden excitarse y pasar a otra superior, mientras que en los orbitales es imposible que ocurra este proceso.

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Murcia 2014)

- a) Falso. Las órbitas son las trayectorias descritas por los electrones alrededor del núcleo en el modelo de Bohr-Sommerfeld y los orbitales son zonas del espacio con una determinada energía en las que existe una elevada probabilidad (> 90 %) de encontrar a un electrón.
- b) Falso. No tiene sentido hablar de trayectorias en el modelo de probabilidad o de orbitales.
- c) **Verdadero**. Las energías del electrón en la primera órbita de Bohr y del orbital *1s* para el átomo de hidrógeno coinciden y son -13,6 eV.
- d) Falso. Un estado atómico excitado se obtiene cuando un electrón pasa a una órbita o nivel de energía superior (modelo de Bohr) o bien cuando un electrón salta a un orbital de energía superior (modelo de orbitales).

La respuesta correcta es la **c**.

2.116. El litio es un metal blando, ligero y reactivo. Su estructura electrónica es $1s^2 2s^1$. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) Al formar un enlace toma un electrón para alcanzar la estructura $1s^2 2s^2$.
- b) $2s^1$ representa el electrón de valencia.
- c) El ion litio es $1s^2 2s^3$.
- d) Su máximo grado de oxidación es +3.
- e) Cuando se forma el ion litio gana un electrón y alcanza la estructura $1s^2 2s^3$.
- f) El ion litio es $1s^2 2s^1$.
- g) Todos los electrones participan en la formación de compuestos.

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Murcia 2007)

- a) Falso. El litio al formar un enlace iónico cede un electrón y adquiere la estructura electrónica $1s^2$.
- b) **Verdadero**. El electrón $2s^1$ es un electrón externo o de valencia.
- c-d-e-f) Falso. El ion litio es Li^+ se forma cuando el átomo de Li cede un electrón, con lo que su estructura electrónica es $1s^2$ y su único grado de oxidación es +1.
- g) En la formación de compuestos de litio solo participa el electrón externo $2s^1$.

La respuesta correcta es la **b**.

2.117. Los rayos X tienen:

- a) Longitudes de onda muy pequeñas.
- b) Frecuencias muy pequeñas.
- c) Energías muy pequeñas.
- d) Longitudes de onda grandes y, por tanto, energías grandes.

(O.Q.L. Murcia 2004)

Los rayos X son radiaciones electromagnéticas de **muy pequeña longitud de onda** y elevada frecuencia y energía.

La respuesta correcta es la a.

2.118. La configuración electrónica externa del As es:

- a) $4s^2 4p^3$
- b) $4s^2 4p^5$
- c) $4s^2 4d^3$
- d) $5s^2 5p^4$

(O.Q.L. Murcia 2004)

El arsénico (As) es un elemento que pertenece al grupo 15 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que le corresponde la estructura electrónica abreviada $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$.

La respuesta correcta es la a.

2.119. Considerando el átomo de rubidio en su estado fundamental de energía, ¿cuántos electrones tienen el número cuántico $m_l = 0$?

- a) 5
- b) 17
- c) 11
- d) Todos

(O.Q.L. Baleares 2004)

El rubidio (Rb) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 5 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$.

En cada subnivel hay por lo menos un orbital al que le corresponde el valor del número cuántico $m_l = 0$ y en cada uno de esos orbitales hay dos electrones, excepto en el último que solo hay uno. Como hay 9 orbitales diferentes y uno de ellos está incompleto, el número de electrones que tienen número cuántico $m_l = 0$ es 17.

La respuesta correcta es la b.

2.120. Del átomo cuyo número atómico es 33, se puede afirmar todo lo siguiente, excepto:

- a) Tiene los orbitales $3d$ completos.
- b) Está situado en la cuarta fila de la tabla periódica.
- c) Es un metal de transición.
- d) Si captase tres electrones se convertiría en un anión cuya estructura electrónica sería la de un gas noble.

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Málaga 2018)

La estructura electrónica abreviada del elemento con número atómico $Z = 33$ es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$.

- a) Verdadero. Tiene los orbitales $3d$ completos.
- b) Verdadero. El valor máximo de $n = 4$ indica que este elemento se encuentra en cuarto periodo de la tabla periódica.
- c) Falso. Para que se tratase de un metal de transición no debería haberse comenzado a llenar el subnivel $4p$.

d) Verdadero. Si un átomo de este elemento capta tres electrones forma un anión trivalente y adquiere una estructura electrónica muy estable de gas noble, $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$.

La respuesta correcta es la c.

2.121. Indique los valores de los números cuánticos n , l y m_l que pueden ser correctos para describir el electrón de valencia más externo del elemento de número atómico 31:

- a) 4, 1, -2
- b) 4, 1, -1
- c) 4, 2, 1
- d) 3, 1, -1

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Granada 2016)

La estructura electrónica abreviada del elemento de número atómico $Z = 31$ es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$. El electrón más externo se encuentra en un orbital $4p$ por lo que sus números cuánticos son:

- $n = 4$ (cuarto nivel de energía)
- $l = 1$ (subnivel de energía p)
- $m_l = 1, 0, -1$ (indistintamente, ya que el subnivel p está triplemente degenerado, es decir, tiene 3 orbitales diferentes: p_x, p_y, p_z).

La respuesta correcta es la b.

2.122. El número máximo de electrones en un átomo que puede tener los siguientes números cuánticos, $n = 2$ y $m_s = \frac{1}{2}$ es:

- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 5

(O.Q.L. Madrid 2004)

Si el número cuántico $n = 2$ indica que se trata de un átomo de un elemento del segundo periodo o nivel de energía. Por tanto, tiene completo el primer nivel de energía con 2 electrones.

Si además, $m_s = \frac{1}{2}$, quiere decir que ha podido completar el orbital $2s$ por lo que tiene 2 electrones. El número total de electrones que tiene es 4.

La respuesta correcta es la c.

2.123. La energía del electrón en el estado fundamental para el átomo de hidrógeno es $-13,6$ eV. ¿Cuál de los siguientes valores puede corresponder a un estado excitado?

- a) $-3,4$ eV
- b) $-6,8$ eV
- c) $+13,6$ eV
- d) $+27,2$ eV

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Madrid 2008)

La energía, en eV, de un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la expresión:

$$E = -\frac{13,6}{n^2}$$

El valor correcto de la energía será el que corresponda a un valor entero de n :

$$-3,4 = -\frac{13,6}{n^2} \quad \rightarrow \quad n = 2 \qquad -6,8 = -\frac{13,6}{n^2} \quad \rightarrow \quad n = 1,4$$

Los otros dos valores son absurdos ya que se trata de energías positivas.

La respuesta correcta es la a.

2.124. La mayor parte de la luz procedente de una lámpara de sodio tiene una longitud de onda de 589 nm. ¿Cuál es la frecuencia de esta radiación?

- a) $7,05 \cdot 10^{13}$ Hz
 b) $3,04 \cdot 10^{15}$ Hz
 c) $2,50 \cdot 10^{14}$ Hz
 d) $5,09 \cdot 10^{14}$ Hz

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

La relación entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$c = \lambda \nu$$

El valor de la frecuencia es:

$$\nu = \frac{2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{589 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 5,09 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

La respuesta correcta es la d.

2.125. ¿Con que ecuaciones llegó Louis de Broglie al principio dual de la materia?

- a) Ecuación de Einstein de la energía y relación de energía de Planck.
 b) Ecuación de Einstein de la energía y la ecuación de incertidumbre de Heisenberg.
 c) Relación de energía de Planck y la ecuación de energía de los orbitales de Bohr.
 d) Relación de energía de Planck y ecuación de incertidumbre de Heisenberg.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Combinando la ecuación de Einstein de la energía:

$$E = m c^2$$

con la ecuación de Planck (1900):

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

se obtiene la ecuación del principio dual de la materia de Louis de Broglie (1924):

$$\frac{h c}{\lambda} = m c^2 \quad \rightarrow \quad \lambda = \frac{h}{m \nu}$$

La respuesta correcta es la a.

2.126. ¿Cuáles de las siguientes especies se espera que sean diamagnéticas y cuáles paramagnéticas?

Na Mg Cl⁻ Ag

- a) Paramagnética, diamagnética, paramagnética, paramagnética
 b) Diamagnética, paramagnética, paramagnética, paramagnética
 c) Paramagnética, diamagnética, diamagnética, paramagnética
 d) Paramagnética, diamagnética, paramagnética, diamagnética

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Una especie química que presenta electrones desapareados es paramagnética y si no los tiene es diamagnética.

▪ El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s¹. La distribución de los electrones en el orbital 3s es:



Presenta un electrón desapareado, por tanto, es una especie **paramagnética**.

▪ El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2$. La distribución de los electrones en el orbital 3s es:

3s
↑↓

No presenta electrones desapareados, por tanto, es una especie **diamagnética**.

▪ El cloro (Cl) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$, y si capta un electrón completa el orbital 3p se transforma en el ion Cl^- cuya configuración electrónica es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$. La distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:

3s	3p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

No presenta electrones desapareados, por tanto, es una especie **diamagnética**.

▪ La plata (Ag) es un elemento que pertenece al grupo 11 y periodo 5 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Kr}] 5s^1 4d^{10}$. La distribución de los electrones en los orbitales 5s y 4d es:

5s	4d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Presenta un electrón desapareado, por tanto, es una especie **paramagnética**.

La respuesta correcta es la **c**.

2.127. Escriba un símbolo adecuado para la especie que contiene 29 protones, 34 neutrones y 27 electrones.

- a) ${}_{29}^{61}\text{Cu}$
 b) ${}_{29}^{63}\text{Cu}^{2+}$
 c) ${}_{29}^{63}\text{Cu}$
 d) ${}_{29}^{61}\text{Cu}^{2+}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El que el número de electrones sea dos unidades inferior al de protones indica que se trata de un catión con carga 2+.

La especie ${}_{29}^{63}\text{Cu}^{2+}$ está integrada por 29 protones, 27 electrones y 34 neutrones.

La respuesta correcta es la **b**.

2.128. Una señal de TV tiene una longitud de onda de 10 km. ¿Cuál es su frecuencia en kHz?

- a) 30,00
 b) $3,00 \cdot 10^4$
 c) $3,00 \cdot 10^7$
 d) $3,00 \cdot 10^{-7}$
 e) $3,33 \cdot 10^{-2}$

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Baleares 2011)

La relación entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la expresión $c = \lambda \nu$.

El valor de la frecuencia es:

$$v = \frac{2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{10 \text{ km}} \cdot \frac{1 \text{ km}}{10^3 \text{ m}} \cdot \frac{1 \text{ kHz}}{10^3 \text{ Hz}} = 30 \text{ kHz}$$

La respuesta correcta es la a.

2.129. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas representa la del estado fundamental del Fe(III), sabiendo que $Z(\text{Fe}) = 26$?

- a) $[\text{Ar}] 3d^5$ f) $[\text{Ar}] 3d^6$
b) $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ g) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$
c) $[\text{Ar}] 4s^1 3d^4$
d) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^3$
e) $[\text{Ar}] 4p^5$

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Murcia 2010) (O.Q.L. Baleares 2012) (O.Q.L. Cantabria 2014) (O.Q.L. Cantabria 2015)
(O.Q.L. La Rioja 2017)

La estructura electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$, y si pierde tres electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran, dos en el subnivel $4s$ y el otro en el subnivel $3d$, se transforma en Fe^{3+} cuya estructura electrónica es $[\text{Ar}] 3d^5$.

La respuesta correcta es la a.

2.130. Un detector de radiación expuesto a la luz solar detecta la energía recibida por segundo en una determinada área. Si este detector tiene una lectura de $0,430 \text{ cal cm}^{-2} \text{ min}^{-1}$, ¿cuántos fotones de luz solar están incidiendo por cada cm^2 en un minuto? Suponga que λ_{media} de la luz solar es 470 nm .

- a) $2,02 \cdot 10^7$
b) $8,46 \cdot 10^7$
c) $4,26 \cdot 10^{18}$
d) $1,02 \cdot 10^{27}$
e) $4,25 \cdot 10^{27}$

(O.Q.N. Luarca 2005)

La energía asociada a un fotón se calcula mediante la expresión:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la energía es:

$$E = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{470 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} \cdot \frac{1 \text{ cal}}{4,18 \text{ J}} = 1,01 \cdot 10^{-19} \text{ cal}$$

Relacionando esta energía con la energía recibida por el colector se obtiene el número de fotones que impactan en él por unidad de área y tiempo:

$$\frac{0,430 \text{ cal}}{1,01 \cdot 10^{-19} \text{ cal fotón}^{-1}} = 4,26 \cdot 10^{18} \text{ fotón}$$

La respuesta correcta es la c.

2.131. ¿Cuál es la notación adecuada para un ion que contiene 35 protones, 36 electrones y 45 neutrones?

- a) ${}_{35}^{45}\text{Br}^+$
b) ${}_{35}^{80}\text{Br}^-$
c) ${}_{35}^{80}\text{Br}^+$
d) ${}_{35}^{45}\text{Br}^-$
e) ${}_{36}^{45}\text{Br}^-$

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Baleares 2013) (O.Q.L. Cantabria 2014) (O.Q.L. Madrid 2017)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

Si tiene 35 protones su número atómico debe ser 35.

El número de electrones debería ser el mismo que el de protones, pero al tener 36 electrones debe poseer una carga negativa.

Si tiene 45 neutrones, su número másico es $(35 + 45) = 80$.

Se trata de la especie ${}_{35}^{80}\text{Br}^-$.

La respuesta correcta es la **b**.

2.132. La carga nuclear efectiva del sodio es:

- $< 11 \text{ y } > 10$
- $< 10 \text{ y } > 9$
- $< 2 \text{ y } > 1$
- $< 1 \text{ y } > 0$
- 0

(O.Q.N. Luarca 2005)

La carga efectiva de un átomo, Z_{ef} , se calcula mediante la siguiente expresión:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \sigma \quad \rightarrow \quad \begin{cases} Z = \text{carga nuclear} \\ \sigma = \text{constante de apantallamiento} \end{cases}$$

La constante de apantallamiento se calcula mediante las reglas de Slater (1930) que dicen:

- Escriba la configuración electrónica del elemento y agrupe los subniveles de la siguiente forma $(1s) (2s, 2p) (3s, 3p) (3d) (4s, 4p) (4d, 4f) (5s, 5p) \dots$
- La contribución a la constante de apantallamiento de cada uno de los electrones situados **a la derecha del grupo** (ns, np) es **0**.
- La contribución a la constante de apantallamiento de cada uno de los electrones del **mismo grupo** es **0,35**; excepto para el $1s$ que es **0,31**.
 - Si el electrón considerado es ns o np :
- La contribución a la constante de apantallamiento de cada uno los electrones con **n inferior en una unidad** al electrón considerado es **0,85**.
- La contribución a la constante de apantallamiento de cada uno de los electrones con n inferior en dos unidades al electrón considerado es **1,00**.
 - Si el electrón considerado es nd o nf se mantienen las reglas 1,2 y 3 pero las reglas 4 y 5 se sustituyen por la regla 6:
- La contribución a la constante de apantallamiento de cada uno de los electrones de los grupos situados **a la izquierda del electrón** considerado es **1,00**.

El sodio es un elemento que se encuentra situado en el grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica, por lo que su estructura electrónica es $(1s^2) (2s^2 2p^6) (3s^1)$.

El valor de la constante de apantallamiento, σ , para su último electrón es:

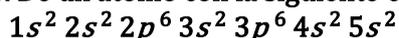
$$\sigma = 8 (0,85) + 2 (1,00) = 8,80$$

El valor de la carga efectiva, Z_{ef} es:

$$Z_{\text{ef}} = 11 - 8,80 = 2,20$$

Ninguna respuesta es correcta.

2.133. De un átomo con la siguiente configuración electrónica:

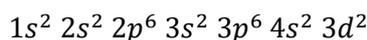


se puede afirmar que:

- Se encuentra en su estado fundamental de energía.
- Si un electrón $5s$ pasa a un nivel de energía inferior se producirá una línea de su espectro de emisión.
- Si un electrón $4s$ pasa a un nivel de energía superior se producirá una línea de su espectro de emisión.
- Pertenece al grupo de los alcalinotérreos.

(O.Q.L. Baleares 2005)

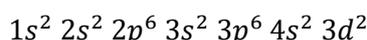
a) Falso. Ese átomo se encuentra en un estado excitado, ya que los electrones del subnivel $5s$ deberían estar situados en el $3d$ y la estructura electrónica en el estado fundamental sería:



b) **Verdadero.** Cuando un electrón situado en el subnivel $5s$ cae a subnivel de energía inferior, emite la diferencia de energía entre ambos subniveles en forma de radiación electromagnética que da lugar a una línea en el espectro de emisión.

c) Falso. Cuando un electrón situado en el subnivel $4s$ sube a subnivel de energía superior, debe absorber la diferencia de energía entre ambos subniveles en forma de radiación electromagnética que da lugar a una línea en el espectro de absorción.

d) Falso. A este átomo le corresponde una estructura electrónica en el estado fundamental:



Por tanto, pertenece al cuarto periodo ($n = 4$) y grupo 4 (sumando los superíndices de los subniveles $4s$ y $3d$) de la tabla periódica.

Los elementos alcalinotérreos están incluidos en el grupo 2 y tienen una estructura electrónica externa en el estado fundamental ns^2 .

La respuesta correcta es la **b**.

2.134. Cuando los electrones atraviesan un campo eléctrico perpendicular a su trayectoria:

- No se dispone de medios técnicos para conocer lo que sucede.
- No sufren aceleración.
- Se paran rápidamente.
- Curvan su trayectoria.

(O.Q.L. Murcia 2005)

Según experimentó J.J. Thomson con el tubo de rayos catódicos (1896), cuando los rayos atravesaban un campo eléctrico perpendicular a su trayectoria, [la trayectoria de estos se curvaba](#). Este hecho era prueba de que los rayos catódicos no eran partículas cargadas, ya que los campos eléctricos son capaces de desviar a las partículas cargadas, sin embargo, no ejercen ningún efecto sobre las ondas electromagnéticas.

La respuesta correcta es la **d**.

2.135. El modelo atómico de Bohr plantea, entre otras cosas, que:

- Los electrones están distribuidos en orbitales llamados s , p , d , f , etc.
- En cada orbital puede haber un máximo de dos electrones.
- Los electrones giran a velocidad constante.
- Los electrones saltan de una órbita a otra sin emisión ni absorción de energía.

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

a) Falso. El modelo de Bohr no habla para nada de orbitales.

b) **Verdadero.** Se trata del principio de exclusión de Pauli (1925).

c) Falso. La velocidad de un electrón en una órbita en el modelo de Bohr (1913) se calcula mediante la expresión:

$$v = \frac{e^2}{2 h \epsilon_0} \cdot \frac{1}{n} \rightarrow \begin{cases} e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es n , cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la velocidad del electrón en esa órbita. La velocidad disminuye al aumentar n .

d) Falso. Contradice el segundo postulado de Bohr (1913) que dice:

“los electrones al girar en órbitas estacionarias no emiten energía, pero cuando un electrón salta entre dos niveles cuánticos absorbe o emite una energía en forma de radiación electromagnética que es igual a la diferencia de energía, $h\nu$, existente entre los dos niveles en los que tiene lugar la transición”.

La respuesta correcta es la **b**.

2.136. Un protón y un electrón se diferencian, entre otras cosas en que:

- La carga del electrón es el doble que la del protón.
- La masa del electrón es mucho menor que la del protón.
- El color del electrón es más oscuro que el del protón.
- Los protones son diferentes en átomos diferentes, mientras que los electrones son iguales.
- Los protones no saltan de un átomo a otro cuando se produce un ion.
- Los protones saltan de un átomo a otro cuando se produce un ion.
- El electrón forma parte del núcleo.
- En el átomo el protón se mueve a mayor velocidad que el electrón.

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Murcia 2013)

a) Falso. El protón y el electrón tienen la misma carga, $1,602 \cdot 10^{-19}$ C, solo que la del protón es positiva y la del electrón negativa.

b) **Verdadero**. La masa del electrón es, aproximadamente, 1.836 veces menor que la del protón:

$$\frac{m_p}{m_e} = \frac{1,6726 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}} = 1.836$$

c-e-f-g-h) Falso. Son propuestas absurdas.

d) Falso. Protones y electrones son partículas elementales comunes a los átomos de todos los elementos.

La respuestas correcta es la **b**.

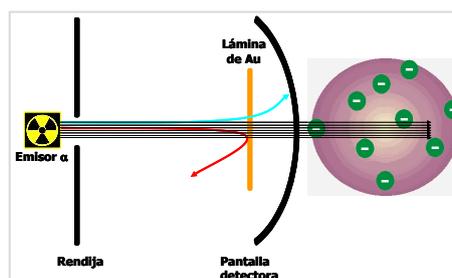
2.137. Si se lanza, contra una lámina de oro muy fina, distintos chorros de partículas α (He^{2+}) se observa que:

- La mayoría de ellas atraviesan la lámina sin que su trayectoria rectilínea se vea afectada.
- La mayoría de ellas se desvía de su trayectoria rectilínea.
- La mayoría de ellas rebota.
- En realidad, es un experimento que a nadie se le ocurriría realizar.

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Murcia 2016)

En el llamado experimento de Rutherford, realizado por H. Geiger y E. Marsden, se bombardeó una fina lámina de oro con partículas alfa observándose que la mayoría de estas atravesaba la lámina sin desviarse. La interpretación dada por Rutherford a este hecho fue que el átomo estaba en su mayor parte hueco por lo que las partículas alfa, muy masivas y con carga positiva, no encontraban ningún obstáculo en su camino.

La respuesta correcta es la **a**.



2.138. El hecho de que los espectros atómicos sean un conjunto de líneas asociadas a diferentes valores de energía:

- Es consecuencia de que los átomos tengan más de un electrón.
- Es consecuencia de que los átomos tengan más de un protón.
- Es consecuencia de la cuantización de la energía del átomo.
- Está relacionado con el principio de exclusión de Pauli.

(O.Q.L. Murcia 2005)

De acuerdo con el segundo postulado de Bohr (1913), los electrones al girar en órbitas estacionarias no emiten energía, pero cuando un electrón salta entre dos niveles cuánticos absorbe o emite una energía en forma de radiación electromagnética que es igual a la diferencia de energía, $h\nu$, existente entre los dos niveles en los que tiene lugar la transición.

La energía asociada a cada uno de estos saltos cuánticos al ser analizada mediante un espectrómetro da lugar a una línea del espectro.

La respuesta correcta es la c.

2.139. Considerando el átomo de Ne y el catión Mg^{2+} :

- Ambos tienen el mismo número de protones.
- Los dos tienen el mismo número de electrones.
- El tamaño del catión Mg^{2+} es mayor que el del átomo de Ne.
- Ambos tienen el mismo número de electrones que de protones.

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

▪ El neón (Ne) es un elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[He] 2s^2 2p^6$.

▪ El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ne] 3s^2$, y si pierde dos electrones del orbital 3s se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es $[Ne] 2s^2 2p^6$.

a) Falso. Se trata de especies procedentes de elementos diferentes por lo que tienen diferente número atómico y no pueden tener igual número de protones.

b) Verdadero. Ambos iones son especies isoelectrónicas que tienen 10 electrones.

c) Falso. En especies isoelectrónicas tiene mayor tamaño la que posee menor número atómico ya que su núcleo atrae con menos fuerza.

d) Falso. Tienen el mismo número de electrones (especies isoelectrónicas) pero diferente número de protones (elementos diferentes).

La respuesta correcta es la b.

2.140. De acuerdo con el modelo atómico de Bohr, cuando un átomo de hidrógeno recibe radiación electromagnética:

- Puede producirse un aumento de la velocidad del electrón sin cambiar de órbita.
- Puede producirse una disminución de la velocidad del electrón sin cambiar de órbita.
- Puede obtenerse un átomo que tenga un electrón en la cuarta órbita.
- El electrón no se verá afectado en su estado de ninguna forma.

(O.Q.L. Murcia 2005)

a-b) Falso. La velocidad de un electrón en una órbita en el modelo de Bohr (1913) se calcula mediante la expresión:

$$v = \frac{e^2}{2 h \epsilon_0} \cdot \frac{1}{n} \rightarrow \begin{cases} e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es n , cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la velocidad del electrón en esa órbita. La velocidad disminuye al aumentar n .

c) **Verdadero**. Si la radiación electromagnética tiene la energía suficiente, puede obtenerse un átomo excitado con un electrón en la cuarta órbita o cuarto nivel cuántico de energía.

d) Falso. Según lo expresado en el apartado a).

La respuesta correcta es la c.

2.141. Las ondas de radio y los rayos X se propagan:

a) Con una velocidad inversamente proporcional a su longitud de onda.

b) Con una velocidad inversamente proporcional a su frecuencia.

c) A la misma velocidad en el vacío.

d) Si existe un medio material a través del cual hacerlo.

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

Las ondas de radio y los rayos X son ondas electromagnéticas que se propagan con velocidad constante, $c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$, en el vacío y en cualquier medio material.

La respuesta correcta es la c.

2.142. Un átomo tiene de número atómico 23. Sería incorrecto decir que:

a) Su configuración electrónica externa es $4s^2 3d^3$.

b) Corresponde a un elemento de transición.

c) Tiene 3 electrones desapareados.

d) Está situado en el grupo 13 (3B) de la tabla periódica.

(O.Q.L. Murcia 2005)

La estructura electrónica abreviada del elemento con número atómico 23 es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^3$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

4s	3d				
↑↓	↑	↑	↑		

a) Verdadero. La estructura electrónica externa es $4s^2 3d^3$.

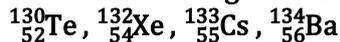
b) Verdadero. Los elementos de transición tienen estructura electrónica externa $ns^2 (n-1)d$.

c) Verdadero. El átomo en su estado fundamental tiene 3 electrones desapareados.

d) **Falso**. El elemento presenta 5 electrones en su última capa por lo que pertenece al grupo 5 (anteriormente llamado 5B).

La respuesta correcta es la d.

2.143. Los elementos siguientes:



poseen una característica común a todos ellos. Indique cuál de todas las propuestas es la verdadera:

a) Pertenecen todos al mismo periodo.

b) Los núcleos de los cuatro elementos contienen el mismo número de neutrones.

c) Los cuatro elementos son isótopos entre sí.

d) El estado de oxidación más probable de los cuatro elementos es +2.

(O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. Canarias 2008)

▪ El telurio (${}_{52}^{130}\text{Te}$) tiene la siguiente estructura electrónica abreviada $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^4$.

- El xenón ($^{132}_{54}\text{Xe}$) tiene la siguiente estructura electrónica abreviada $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6$.
- El cesio ($^{133}_{55}\text{Cs}$) tiene la siguiente estructura electrónica abreviada $[\text{Xe}] 6s^1$.
- El bario ($^{134}_{56}\text{Ba}$) tiene la siguiente estructura electrónica abreviada $[\text{Xe}] 6s^2$.

a) Falso. Como se observa a partir de las respectivas estructuras electrónicas, Te y Xe pertenecen al quinto periodo, mientras que, Cs y Ba son elementos del sexto periodo.

b) **Verdadero.** Sabiendo que:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico ($A - Z$) proporciona el número de neutrones.

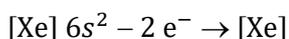
Así para las especies dadas:

Especie	$^{130}_{52}\text{Te}$	$^{132}_{54}\text{Xe}$	$^{133}_{55}\text{Cs}$	$^{134}_{56}\text{Ba}$
A	130	132	133	134
Z	52	54	55	56
neutrones	78	78	78	78

c) Falso. Isótopos son elementos que tienen igual número atómico (número de protones) y diferente número másico (número de neutrones).

Como se ha visto en el apartado anterior, con los cuatro elementos ocurre lo contrario, tienen igual número de neutrones y diferente número de protones.

d) Falso. Solo el Ba tiene el estado de oxidación +2 ya que si pierde los 2 electrones del orbital 6s adquiere estructura muy estable de gas noble.



La respuesta correcta es la **b**.

2.144. Un elemento Z tiene la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$.

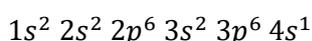
¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- 1) El átomo Z se encuentra en su estado fundamental de energía.
- 2) El átomo Z se encuentra en un estado excitado.
- 3) Al pasar un electrón desde el orbital 4s al 5s se emite energía luminosa que da lugar a una línea del espectro de emisión.
- 4) El elemento Z pertenece al grupo de los metales alcalinos.
- 5) El elemento Z pertenece al 5º periodo de la tabla periódica.

- a) 1, 2 y 3
- b) 2, 3 y 5
- c) 2 y 4
- d) 2, 4 y 5
- e) 2 y 5

(O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2010) (O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2015)

1) Falso. Ese átomo se encuentra en un estado excitado, ya que los electrones del subnivel 5s deberían estar situados en el 4s y la estructura electrónica en el estado fundamental sería:



2) **Verdadero.** Según se ha justificado en el apartado anterior.

3) Falso. Cuando un electrón situado en el subnivel 4s sube al subnivel 5s de energía superior, absorbe la diferencia de energía entre ambos subniveles en forma de radiación electromagnética que da lugar a una línea en el espectro de absorción.

4) **Verdadero.** A este átomo le corresponde una estructura electrónica en el estado fundamental $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. Por tanto, pertenece al cuarto periodo ($n = 4$) y grupo 1 de la tabla periódica llamado de los metales alcalinos que tienen una estructura electrónica externa en el estado fundamental ns^1 .

5) Falso. Se trata de elemento que pertenece al cuarto periodo ($n = 4$) pero que se encuentra en un estado excitado.

La respuesta correcta es la c.

2.145. La configuración electrónica del Cu^+ ($Z = 29$) es:

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$
 b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
 c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$
 d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9$

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

La configuración electrónica del Cu ($Z = 29$) debería ser $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$ o, de forma abreviada, $[\text{Ar}] 4s^2 3d^9$:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

aunque al desaparecer el electrón del subnivel 4s y promocionarlo al subnivel 3d se incumple el principio de mínima energía que dice que:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes,

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

se consigue una estructura electrónica $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

que presenta el subnivel 3d lleno, con menos energía y por ello más estable.

El Cu^+ pierde un electrón, el más alejado del núcleo, el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el subnivel 4s, y su estructura electrónica es $[\text{Ar}] 3d^{10}$:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

La respuesta correcta es la a.

2.146. ¿Cuál es la longitud de onda, en nm, de la radiación cuya energía es 550 kJ mol^{-1} ?

- a) 0,217
 b) 0,419
 c) 157
 d) 218

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

La energía asociada a una radiación electromagnética se calcula mediante la expresión:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda es:

$$\lambda = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{550 \text{ kJ mol}^{-1}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ fotón}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 218 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.147. Para que un electrón se encuentre en un orbital $3d$, los valores posibles de los números cuánticos n , l y m_l son:

- a) $n = 3$ $l = 1$ $m_l = 3, 2, 1, 0, -1, -2, -3$
 b) $n = 3$ $l = 2$ $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$
 c) $n = 3$ $l = 0$ $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$
 d) $n = 3$ $l = 3$ $m_l = 3, 2, 1, 0, -1, -2, -3$

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

A un electrón que se encuentre en un orbital $3d$ le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos:

- $n = 3$ (tercer nivel de energía)
- $l = 2$ (subnivel de energía d)
- $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$ (indistintamente, ya que el subnivel d está quíntuplemente degenerado, es decir, tiene 5 orbitales diferentes $d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$).

La respuesta correcta es la **b**.

2.148. Cuál de los siguientes números cuánticos determina:

- i) La forma de un orbital.
- ii) Las propiedades del espín de un electrón.
- iii) La orientación espacial de un orbital.

- a) i) m_l ii) m_s iii) n
 b) i) m_l ii) m_s iii) l
 c) i) l ii) m_s iii) n
 d) i) l ii) m_s iii) m_l

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

- El número cuántico l determina la **forma del orbital**.
- El número cuántico m_s determina las **propiedades del espín del electrón**.
- El número cuántico m_l determina la **orientación espacial del orbital**.

La respuesta correcta es la **d**.

2.149. Diga si alguno de estos iones, Cu^+ o Cu^{2+} es paramagnético.

- a) Ninguno
 b) Cu^{2+}
 c) Cu^+
 d) Los dos iones.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

Una especie química es paramagnética si presenta electrones desapareados.

El cobre es un elemento que pertenece al grupo 11 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$ con una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

- El ion Cu^+ pierde un electrón del subnivel más externo $4s$ y la distribución de los electrones en los orbitales queda como:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no presenta ningún electrón desapareado, por tanto, **no es una especie paramagnética**.

▪ El ion Cu^{2+} pierde dos electrones, uno del subnivel más externo $4s$ otro del subnivel $3d$, y la distribución de los electrones en los orbitales queda como:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, presenta un electrón desapareado, por tanto, **sí es una especie paramagnética**.

La respuesta correcta es la **b**.

2.150. Determine la carga de cada uno de los siguientes iones:

- i) Un ion níquel con 26 electrones
- ii) Un ion fósforo con 18 electrones
- iii) Un ion hierro con 23 electrones

- a) Ni^+ P^- Fe^{2+}
- b) Ni^{2+} P^{3-} Fe^{2+}
- c) Ni^{2+} P^{2-} Fe^{3+}
- d) Ni^{2+} P^{3-} Fe^{3+}

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

▪ El níquel (Ni) es un elemento que pertenece al grupo 10 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$. Sumando los superíndices se observa que tiene 28 electrones. Si el ion tiene 26 electrones le corresponde una carga de **+2**.

▪ El fósforo (P) es un elemento que pertenece al grupo 15 y periodo 3 de la tabla periódica su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Sumando los superíndices se observa que tiene 15 electrones. Si el ion tiene 18 electrones le corresponde una carga de **-3**.

▪ El hierro (Fe) es un elemento que pertenece al grupo 8 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$. Sumando los superíndices se observa que tiene 26 electrones. Si el ion tiene 23 electrones le corresponde una carga de **+3**.

La respuesta correcta es la **d**.

2.151. ¿Es posible que un estado excitado del átomo de H tenga un electrón en un orbital $4p$? ¿Y para un átomo de Ca?

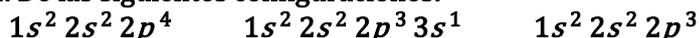
- a) Es posible en ambos casos.
- b) Es solo posible en el átomo de Ca.
- c) No es posible en ninguno de los dos átomos.
- d) Es solo posible en el átomo de H.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

Las estructuras electrónicas de los átomos de H y Ca son, respectivamente, $1s^1$ y $[\text{Ar}] 4s^2$. Por tanto, para ambos átomos, un electrón puede ocupar un orbital $4p$, siempre que incumplan el principio de mínima energía, dando lugar a un estado excitado.

La respuesta correcta es la **a**.

2.152. De las siguientes configuraciones:



¿Cuál o cuáles están relacionadas con el elemento de número atómico $Z = 8$?

- a) La primera y la segunda.
- b) Las tres.
- c) Ninguna.
- d) La segunda y la tercera.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

▪ La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^4$ le corresponde a un átomo con número atómico $Z = 8$ en el estado fundamental.

- La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^3 3s^1$ le corresponde a un átomo con número atómico $Z = 8$ en un estado excitado.
- La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^3$ le corresponde a un átomo con número atómico $Z = 7$ en el estado fundamental.

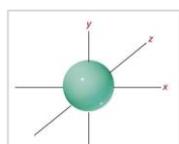
La respuesta correcta es la a.

2.153. ¿En qué dirección o direcciones es máxima la probabilidad de encontrar un electrón para un orbital: i) s , ii) p_x , iii) d_{xy} ?

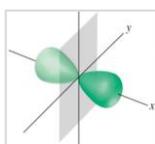
- | | | |
|----------------------------|-----------------|---|
| a) i) en todas direcciones | ii) en el eje x | iii) en los ejes x e y |
| b) i) en el eje x | ii) en el eje y | iii) en los ejes x e y |
| c) i) en todas direcciones | ii) en el eje x | iii) en las bisectrices de los ejes x e y |
| d) i) en todas direcciones | ii) en el eje y | iii) en los ejes x e y |

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

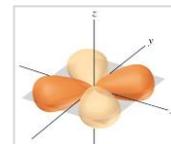
- El orbital s es esférico, por lo que la probabilidad de encontrar un electrón es la misma en todas las direcciones.
- El orbital p_x tiene dos lóbulos según el eje x, por lo que la probabilidad de encontrar un electrón solo es posible en esa dirección.
- El orbital d_{xy} tiene cuatro lóbulos según las bisectrices de los ejes x e y, por lo que la probabilidad de encontrar un electrón solo es posible en esas direcciones.



orbital s



orbital p_x



orbital d_{xy}

La respuesta correcta es la c.

2.154. La radiación de longitud de onda 242,4 nm es la longitud de onda más larga que produce la foto-disociación del O_2 . ¿Cuál es la energía de un fotón de esta radiación?

- a) $9,232 \cdot 10^{-10}$ J
- b) $8,196 \cdot 10^{-19}$ J
- c) $9,133 \cdot 10^{-21}$ J
- d) $8,214 \cdot 10^{-21}$ J

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009) (O.Q.L. Galicia 2013) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

La energía de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la energía es:

$$E = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{242,4 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 8,195 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La respuesta correcta es la b.

2.155. De las siguientes configuraciones electrónicas para distintos átomos, indique cuál es imposible:

- a) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^2$
- c) $1s^2 2s^2 2p^7$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

- a) Posible. La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$ corresponde a un estado excitado ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, debería completarse el subnivel $2p$ antes de comenzar a llenarse el subnivel $3s$.
- b) Posible. La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^2$ corresponde a un estado excitado ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, se debería haber empezado a llenar el subnivel $3p$ en lugar del $3d$.
- c) **Imposible**. La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^7$ corresponde a un **estado prohibido** ya que de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925), en un orbital caben como máximo dos electrones con sus espines opuestos, y en uno de los orbitales $2p$ hay tres electrones.
- d) Posible. La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$ corresponde a un estado fundamental ya que los electrones han ido ocupando los subniveles de acuerdo con el principio de mínima energía.

La respuesta correcta es la **c**.

2.156. Un electrón que se caracteriza por tener los números cuánticos $n = 3$ y $l = 2$. En relación a ese electrón se puede afirmar que:

- a) Se encuentra en un orbital $2p$.
- b) Se encuentra en un orbital $3p$.
- c) El número de electrones que pueden existir en un átomo con los mismos valores es de seis.
- d) El número de electrones que pueden existir en un átomo con los mismos valores es de diez.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

- a) Falso. Para un orbital $2p$ ($n = 2$ y $l = 1$).
- b) Falso. Para un orbital $3p$ ($n = 3$ y $l = 1$).
- c) Falso. En nivel cuántico $n = 3$ existen cinco orbitales $3d$ que tienen el mismo número cuántico $l = 2$, y en cada uno de ellos caben dos electrones con diferente número cuántico de espín.
- d) **Verdadero**. Según se ha justificado en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **d**.

2.157. Si solamente dos electrones se colocan en los orbitales $3p$ lo harán:

- a) En el mismo orbital con espines paralelos.
- b) En el mismo orbital con espines antiparalelos.
- c) En distintos orbitales con espines paralelos.
- d) En distintos orbitales con espines antiparalelos.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, **desapareados y con los espines paralelos**”.

La distribución de los dos electrones en los orbitales $3p$ sería:

$3p$		
↑	↑	

La respuesta correcta es la **c**.

2.158. Los diferentes isótopos de un elemento químico dado se caracterizan por

- a) Las mismas propiedades químicas, las mismas masas.
- b) Las mismas propiedades químicas, las masas diferentes.
- c) Las propiedades químicas diferentes, las masas diferentes.
- d) Las propiedades químicas diferentes, las mismas masas.
- e) Las propiedades físicas diferentes, las mismas masas.

(O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

- a) Falso. Los isótopos tienen las mismas propiedades químicas ya que tienen igual número atómico (idéntica estructura electrónica externa), pero no pueden tener la misma masa ya que tienen distinto número másico.
- b) **Verdadero.** Los isótopos tienen las mismas propiedades químicas ya que tienen igual número atómico (idéntica estructura electrónica externa), y masas diferentes ya que tienen distinto número másico.
- c) Falso. Los isótopos no pueden tener propiedades químicas diferentes ya que tienen igual número atómico (idéntica estructura electrónica externa), y masas diferentes ya que tienen distinto número másico.
- d) Falso. Los isótopos no pueden tener propiedades químicas diferentes ya que tienen igual número atómico (idéntica estructura electrónica externa), pero no pueden tener la misma masa ya que tienen distinto número másico.
- e) Falso. La masa es una propiedad física, por tanto, la propuesta es contradictoria.

La respuesta correcta es la **b**.

2.159. ¿Cuál es la configuración electrónica del flúor en estado fundamental?

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6$
- c) $1s^2 2s^2 2p^5$
- d) $1s^2 1p^6 2s^1$
- e) $1s^2 2p^7$

(O.Q.L. Extremadura 2005)

De acuerdo con principio de mínima energía, la configuración electrónica del flúor ($Z = 9$) en el estado fundamental, es $1s^2 2s^2 2p^5$.

La respuesta correcta es la **c**.

2.160. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

- a) Un átomo de helio en estado fundamental tiene un electrón desapareado.
- b) La transición desde un orbital $4d$ a un orbital $4s$ lleva consigo la emisión de un fotón.
- c) La energía de un fotón es directamente proporcional a su longitud de onda.
- d) En el nivel cuántico $n = 2$ pueden encontrarse 18 electrones.
- e) Un átomo de berilio en estado fundamental tiene un electrón desapareado.
- f) La transición desde un orbital $3d$ a un orbital $3s$ lleva consigo la emisión de un fotón.
- g) Un electrón que ocupa un orbital $2p_x$ tiene menos energía que otro que ocupa un orbital $2p_y$.

(O.Q.L. Sevilla 2005) (O.Q.L. Sevilla 2007) (O.Q.L. Sevilla 2014)

a) Falso. La configuración electrónica del helio en su estado fundamental es $1s^2$ y, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925), la distribución de los electrones en el orbital $1s$ es:



Como se puede observar, el helio no presenta electrones desapareados.

b-f) **Verdadero.** El orbital $4d$ (o $3d$) tiene una energía superior que el $4s$ (o $3s$), por lo que la transición $4d \rightarrow 4s$ (o $3d \rightarrow 3s$) lleva asociada la emisión de un fotón con una energía correspondiente a la diferencia de energía entre ambos orbitales.

c) Falso. La energía asociada a un fotón puede calcularse por medio de la ecuación:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

Como se puede observar, la energía es inversamente proporcional a la longitud de onda.

d) Falso. El número de electrones que caben en un nivel cuántico viene dado por la expresión $N = 2n^2$, así que para $n = 2$ se tiene que $N = 8$.

e) Falso. La configuración electrónica del berilio en su estado fundamental es $[\text{He}] 2s^2$ y, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925), la distribución de los electrones en el orbital $1s$ es:



Como se puede observar, el berilio no presenta electrones desapareados.

g) Falso. El subnivel de energía $2p$ se encuentra triplemente degenerado o lo que es lo mismo que en este subnivel hay 3 orbitales $2p$ con idéntico valor de la energía.

Las respuestas correctas son **b** y **f**.

2.161. En el átomo de hidrógeno, ¿cuál de las siguientes transiciones electrónicas emite menor energía?

- a) Desde $n = 2$ a $n = 1$
- b) Desde $n = 4$ a $n = 2$
- c) Desde $n = 6$ a $n = 4$
- d) Desde $n = 6$ a $n = 2$
- e) Desde $n = 6$ a $n = 3$

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Sevilla 2010)

La energía, en kJ mol^{-1} , asociada a una transición electrónica se calcula mediante la expresión:

$$\Delta E = 1.312 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Por tratarse de energía emitida, el signo de todas ellas debe ser negativo.

Corresponde menor energía a la transición que tenga para un mayor valor de n_1 y un menor de n_2 , manteniendo la condición de que $n_1 < n_2$, es decir, la transición en la que el paréntesis tenga menor valor.

Transición	$\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$
2 → 1	0,750
4 → 2	0,188
6 → 4	0,0347
6 → 2	0,222
6 → 3	0,083

Se trata de la **transición electrónica 6 → 4** es:

$$\Delta E_{6 \rightarrow 4} = 1.312 \text{ kJ} \cdot 0,0347 = 45,5 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.162. ¿Cuál de las siguientes ondas electromagnéticas tiene una longitud de onda más larga?

- a) $2,0 \cdot 10^{-5} \text{ m}$
- b) 350 nm
- c) 1.800 cm^{-1}
- d) 400 MHz
- e) 4.800 Å

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

Cambiando todas las unidades a m:

b) Falso.

$$\lambda = 350 \text{ nm} \cdot \frac{1 \text{ m}}{10^9 \text{ nm}} = 3,50 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

c) Falso. Dado el número de ondas, la longitud de la onda es:

$$\lambda = \frac{1}{1.800 \text{ cm}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ m}}{10^2 \text{ cm}} = 5,56 \cdot 10^{-6} \text{ m}$$

d) **Verdadero**. La relación entre la longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$c = \lambda \nu$$

El valor de la longitud de onda es:

$$\lambda = \frac{2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{400 \text{ MHz}} \cdot \frac{1 \text{ MHz}}{10^6 \text{ Hz}} = 0,750 \text{ m}$$

e) Falso.

$$\lambda = 4.800 \text{ \AA} \cdot \frac{10^{-10} \text{ m}}{1 \text{ \AA}} = 4,800 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.163. El número cuántico m_l para un electrón en el orbital $3p$ es:

a) 2

b) 3

c) Puede tener cualquier valor entre +3 y -3

d) Puede ser $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$

e) No es ninguno de los valores anteriores.

(O.Q.N. Vigo 2006)

Los números cuánticos de un electrón en un orbital $3p$ son:

- $n = 3$ (se trata del tercer nivel de energía)
- $l = 1$ (se trata de un subnivel p)
- $m_l = -1, 0, 1$
- $m_s = +\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$

La respuesta correcta es la **e**.

2.164. La constante de Planck relaciona:

a) El diámetro de la órbita del electrón con su periodo.

b) La energía con la frecuencia de una radiación.

c) La electronegatividad con el radio iónico.

d) La longitud de onda con la frecuencia de una radiación.

(O.Q.L. Murcia 2006)

De acuerdo con la hipótesis propuesta por Planck (1900):

“la energía absorbida o liberada por un cuerpo solo puede hacerse en forma de radiación electromagnética, en cantidades discretas denominadas cuantos de energía cuyo valor se calcula mediante la expresión:

$$E = h \nu \quad \rightarrow \quad \begin{cases} h = \text{constante de Planck} \\ \nu = \text{frecuencia de la radiación} \end{cases}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.165. El modelo atómico de Bohr:

- a) Justifica la fórmula de Balmer para el espectro del hidrógeno.
 b) Indica que cuando $n = 2$ se pueden encontrar orbitales *s* y *p*.
 c) Explica que en el orbital 3*s* del K los electrones giran alrededor del núcleo.
 d) Se desarrolla enteramente dentro de la mecánica clásica.

(O.Q.L. Murcia 2006)

a) **Verdadero.** El modelo atómico propuesto por Bohr (1913) permite obtener la ecuación con la que se calcula la longitud de onda correspondiente a las líneas del espectro del hidrógeno:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \rightarrow \begin{cases} R_H = \text{constante de Rydberg} \\ n_1 = 2 \text{ (para la serie de Balmer)} \end{cases}$$

Los resultados obtenidos con esta ecuación son concordantes con los obtenidos por Balmer con su ecuación:

$$\lambda = \frac{3.645,6}{n^2 - 4} \rightarrow n \geq 3$$

b-c) Falso. En el modelo de Bohr no se habla para nada de orbitales.

d) Falso. El modelo de Bohr se basa en la mecánica cuántica de Planck cuya constante aparece en todas las ecuaciones del modelo.

La respuesta correcta es la **a**.

2.166. Puede decirse que:

- a) Dos iones de carga +1 de los isótopos 23 y 24 del sodio ($Z = 11$) tienen el mismo comportamiento químico.
 b) El ion de carga -2 del isótopo 16 del oxígeno ($Z = 8$) presenta la misma reactividad que el ion con la carga -1 del isótopo 18 del oxígeno.
 c) Los isótopos 16 y 18 del oxígeno se diferencian en el número de electrones que poseen.
 d) Los isótopos 23 y 24 del sodio se diferencian en el número de protones que poseen.

(O.Q.L. Murcia 2006)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico \rightarrow indica el número de protones + neutrones de un átomo.

a) **Verdadero.** El comportamiento químico depende del número de electrones de la última capa o capa de valencia de un átomo. Los iones $^{23}\text{Na}^+$ y $^{24}\text{Na}^+$ solo se diferencian en el número de neutrones, en el primero, $(23 - 11) = 12$, y en el segundo, $(24 - 11) = 13$.

b) Falso. El comportamiento químico depende del número de electrones de la última capa (valencia) de un átomo.

La estructura electrónica abreviada de cada ion es:



Como se observa ambos tienen diferente número de electrones de valencia, por tanto, diferente comportamiento químico.

c) Falso. Los isótopos ^{16}O y ^{18}O tienen el mismo número de electrones ya que tienen el mismo número atómico ($Z = 8$). Sin embargo, poseen un diferente número de neutrones, en el primero, $(16 - 8) = 8$, y en el segundo, $(18 - 8) = 10$.

d) Falso. Los isótopos ^{23}Na y ^{24}Na tienen el mismo número de protones ya que tienen el mismo número atómico ($Z = 11$).

La respuesta correcta es la **a**.

2.167. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos (n, l y m_l) corresponde a un orbital d ?

- a) (3, 1, -1)
- b) (4, 1, 0)
- c) (4, 2, 3)
- d) (3, 2, 1)

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. Cantabria 2015)

Un orbital d se caracterizan porque el número cuántico secundario $l = 2$.

Los diferentes valores que puede tomar el número cuántico secundario l son 0, 1, 2, ..., ($n - 1$).

Hay dos ternas de valores propuestos que tienen el valor 2 para el número cuántico secundario l . Una de ellas es (4, 2, 3) que sería incorrecta, ya que si $l = 2$, el número cuántico magnético m_l solo puede valer -2, -1, 0, 1 y 2. La única combinación que corresponde a un orbital d es (3, 2, 1).

La respuesta correcta es la d.

2.168. El tritio es:

- a) Un trióxido de azufre.
- b) Un ciclo con tres azufres.
- c) Un isótopo del hidrógeno
- d) Un compuesto formado por tres átomos de itrio (Y).
- e) Un trímero que contiene titanio y oxígeno.

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. Baleares 2017)

El tritio, ^3H , es un **isótopo artificial del hidrógeno** que tiene dos neutrones en su núcleo.

La respuesta correcta es la c.

2.169. ¿Cuál de los siguientes subniveles posee mayor energía para un átomo de $Z = 42$?

- a) $4p$
- b) $5s$
- c) $4d$
- d) $3d$

(O.Q.L. Asturias 2006)

La configuración electrónica abreviada del elemento de $Z = 42$ en su estado fundamental es $[\text{Kr}] 5s^1 4d^5$, y en ella el subnivel de mayor energía es el **$4d$** .

La respuesta correcta es la c.

2.170. Para los iones Mg^{2+} y O^{2-} , indique la frase correcta:

- a) El ion Mg^{2+} tiene 14 protones y 12 electrones.
- b) Ambos tienen 10 electrones.
- c) El ion O^{2-} tiene 6 protones y 8 electrones.
- d) Ambos tienen el mismo número de protones.

(O.Q.L. Asturias 2006)

▪ El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2$, y si pierde los dos electrones del subnivel $3s$ se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

▪ El oxígeno (O) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$, y si capta dos electrones y completa el subnivel $2p$ se transforma en el ion O^{2-} cuya configuración electrónica es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

a) Falso. El ion magnesio tiene 12 protones y 10 electrones.

b) **Verdadero.** Ambos iones son especies isoelectrónicas que tienen **10 electrones**.

c) Falso. El ion óxido tiene 8 protones y 10 electrones.

d) Falso. Se trata de iones procedentes de elementos diferentes por lo que tienen diferente número atómico y no pueden tener igual número de protones.

La respuesta correcta es la **b**.

2.171. ¿Qué tipo de orbital designan los números cuánticos $n = 4$, $l = 2$, $m_l = -2$?

- a) Orbital $4f$
- b) Orbital $3d$
- c) Orbital $4p$
- d) Orbital $4d$

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un orbital:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

- a) Falso. Para un orbital $4f$ ($n = 4$, $l = 3$, $m_l = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$).
- b) Falso. Para un orbital $3d$ ($n = 3$, $l = 2$, $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$).
- c) Falso. Para un orbital $4p$ ($n = 4$, $l = 1$, $m_l = -1, 0, 1$).
- d) **Verdadero**. Para un orbital $4d$ ($n = 4$, $l = 2$, $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$).

La respuesta correcta es la **d**.

2.172. Un átomo X tiene un número atómico igual a 8 y un número másico igual a 18. Se puede decir:

- a) El elemento químico X es un isótopo del oxígeno.
- b) Tiene 8 neutrones por átomo.
- c) Un átomo de X tiene 10 protones.
- d) Un átomo de X tiene 10 electrones.

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico \rightarrow indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones.

$$\text{El isótopo } {}^{18}_8\text{X} \text{ está integrado por } \begin{cases} 8 \text{ protones} \\ 8 \text{ electrones} \\ 10 \text{ neutrones} \end{cases}$$

Se trata de un isótopo del elemento oxígeno cuyo número atómico es 8.

La respuesta correcta es la **a**.

2.173. ¿Cuál de los siguientes supuestos se puede relacionar con especies isoelectrónicas?

- a) Dos átomos neutros distintos.
- b) Dos cationes de distinta carga del mismo elemento químico.
- c) Dos aniones distintos del mismo elemento químico.
- d) Dos cationes de distinto elemento químico.

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica estructura electrónica.

- a) Falso. Dos átomos neutros distintos tienen diferente estructura electrónica.

- b) Falso. Dos cationes del mismo elemento con diferente carga tienen diferente estructura electrónica.
- c) Falso. Dos aniones del mismo elemento tienen diferente estructura electrónica.
- d) **Verdadero.** Dos cationes de diferente elemento sí pueden tener la misma estructura electrónica siempre que tengan diferente carga. Por ejemplo, Na^+ y Mg^{2+} son especies isoelectrónicas, ya que tienen la misma estructura electrónica, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

La respuesta correcta es la **d**.

2.174. ¿Qué proposición es correcta?:

La promoción del átomo de magnesio ($Z = 12$) al primer estado excitado corresponde al proceso:

- a) $2p^2 \rightarrow 2p 3p$
 b) $3s^2 \rightarrow 3s 3p$
 c) $2p^4 \rightarrow 2p 3p^3$
 d) $2p^2 3s^2 \rightarrow 2p 3s 3p^2$

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

La estructura electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) en el estado fundamental es $[\text{Ne}] 3s^2$.

Si un átomo de magnesio en el estado fundamental promociona su electrón más externo al siguiente subnivel de energía para formar el primer estado excitado, su estructura electrónica abreviada pasa a ser $[\text{Ne}] 3s^1 3p^1$.

La respuesta correcta es la **b**.

2.175. De las siguientes configuraciones electrónicas, indique las que corresponden a estados excitados:

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ 2) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$ 3) $1s^2 2s^2 2p^6$
 4) $1s^2 3d^3$ 5) $1s^2 2s^2 3p^7$ 6) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$

- a) 4, 6
 b) 4, 5, 6
 c) 2, 4, 5, 6
 d) 2, 4

(O.Q.L. Baleares 2006)

- 1) La configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ corresponde a un estado fundamental, ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.
- 2) La configuración $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$ corresponde a un estado excitado, ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, antes de comenzar a llenarse el subnivel 3s debería haberse completado el 2p.
- 3) La configuración $1s^2 2s^2 2p^6$ corresponde a un estado fundamental, ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, los subniveles se han ido llenando por orden creciente de energía.
- 4) La configuración $1s^2 3d^3$ corresponde a un estado excitado, ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, antes de comenzar a llenarse el subnivel 3d debería haberse completado el 2s y comenzado a llenarse el 2p.
- 5) La configuración $1s^2 2s^2 3p^7$ corresponde a un estado prohibido, ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, debería haberse comenzado a llenar el subnivel 2p y no el 3p y además en este subnivel solo caben seis electrones y no siete.
- 6) La configuración $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$ corresponde a un estado prohibido, ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, debería haberse comenzado a llenar el subnivel 3s y no el 2d que no existe.

La respuesta correcta es la **d**.

2.176. Bohr, en su modelo atómico, establece que:

- a) Un átomo emite una radiación cuando está en un estado estacionario.
- b) Un átomo emite un electrón cuando experimenta una transición a un estado fundamental.
- c) Nada más se emite una radiación cuando el átomo experimenta una transición de un estado estacionario a otro de mayor energía.
- d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Baleares 2006)

- a) Falso. Un átomo cuando está en un estado estacionario no emite ni absorbe energía, solo lo hace cuando pasa de un estado estacionario a otro distinto.
- b) Falso. Un átomo cuando pasa de un estado estacionario a su estado fundamental o de mínima energía, emite la diferencia de energía entre ambos estados o niveles de energía en forma de radiación electromagnética.
- c) Falso. Si un átomo cuando pasa de un estado estacionario a otro estado estacionario de mayor energía, absorbe la diferencia de energía entre ambos estados o niveles de energía en forma de radiación electromagnética.

La respuesta correcta es la d.

2.177. Los elementos de transición del cuarto periodo, desde el Sc hasta el Zn, se caracterizan porque van llenando de electrones, sucesivamente, sus orbitales:

- a) $4d$
- b) $3d$
- c) $4p$
- d) $5d$

(O.Q.L. La Rioja 2006) (O.Q.L. La Rioja 2007) (O.Q.L. La Rioja 2008)

Los elementos de transición se caracterizan porque colocan sus electrones en orbitales d . Estos orbitales existen a partir del cuarto periodo en el que, de acuerdo con el diagrama de Moeller de orden de llenado de orbitales según energías crecientes, se encuentran los orbitales $3d$.

En el quinto periodo se encuentran los orbitales $4d$, en el sexto los $5d$, y así sucesivamente.

La respuesta correcta es la b.

(En La Rioja 2008 se cambia el cuarto por el quinto periodo de la tabla periódica).

2.178. Indique la configuración electrónica que corresponde al átomo de cromo ($Z = 24$):

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$
- e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3p^4$
- f) $[\text{Ar}] 4s^1 3d^2$
- g) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$
- h) $[\text{Kr}] 3d^4 4s^2$
- i) $[\text{Kr}] 3d^5 4s^1$
- j) $[\text{Ne}] 3d^4 4s^2$

(O.Q.L. La Rioja 2006) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Valencia 2014) (O.Q.L. Granada 2017) (O.Q.L. Jaén 2019)

La estructura electrónica abreviada del Cr ($Z = 24$) es $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$, ya que de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

le corresponde la siguiente distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

4s	3d				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la b.

2.179. La longitud de onda de luz absorbida en una transición electrónica de $n = 2$ a $n = 5$ en un átomo de hidrógeno es:

- a) 434,1 nm
 b) $6,38 \cdot 10^7$ m
 c) 460 nm
 d) 1.100 nm
 (Dato. $R_H = 2,179 \cdot 10^{-18}$ J)

(O.Q.L. Madrid 2006)

La ecuación que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Cambiando la constante de Rydberg, R_H , a las unidades adecuadas:

$$R_H = \frac{2,179 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

Los valores del número de ondas y de la longitud de onda son, respectivamente:

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) = 2,304 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{2,304 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 434,1 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la a.

2.180. En la estratosfera, el ozono se forma a partir de una compleja reacción fotoquímica que globalmente se resume en $3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ O}_3$. Para que la reacción tenga lugar, la luz del sol debe romper el doble enlace $\text{O}=\text{O}$ cuya energía es $498,0 \text{ kJ mol}^{-1}$. ¿Cuál será la máxima longitud de onda de la luz solar capaz de producir la rotura de las moléculas de oxígeno?

- a) $2 \mu\text{m}$
 b) 240,2 nm
 c) 100 \AA
 d) 400 nm
 e) $4,163 \cdot 10^6$ m
 f) 240,2 m
 g) $3 \cdot 10^{-7}$ m

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.L. Madrid 2014) (O.Q.N. Salamanca 2018)

La energía para romper el enlace $\text{O}=\text{O}$ es:

$$498 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ enlaces}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 8,27 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda de dicha radiación es:

$$\lambda = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{8,27 \cdot 10^{-19} \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 240 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la b.

(En Madrid 2014 y Salamanca 2018 se cambia el enunciado y algunos valores propuestos).

2.181. Dados los siguientes conjuntos de números cuánticos (n, l, m_l) , indique cuál es correcto:

- a) (2, 1, 0)
- b) (2, 2, -1)
- c) (2, 1, 2)
- d) (0, 0, 0)
- e) (5, 4, 5)

(O.Q.L. Preselección Valencia 2006)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f \quad l = 4 \rightarrow \text{orbital } g$$

- a) El conjunto de números cuánticos (2, 1, 0) es **correcto** ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un orbital $2p$.
- b) El conjunto de números cuánticos (2, 2, -1) es incorrecto ya que si el número cuántico $n = 2$, el número cuántico l solo puede valer 0 o 1.
- c) El conjunto de números cuánticos (2, 1, 2) es incorrecto ya que si el número cuántico $l = 1$, el número cuántico m_l solo puede valer -1, 0, 1.
- d) El conjunto de números cuánticos (0, 0, 0) es incorrecto ya que el número cuántico n debe valer por lo menos 1.
- e) El conjunto de números cuánticos (5, 4, 5) es incorrecto ya que si el número cuántico $l = 4$, el número cuántico m_l solo puede valer $\pm 4, \pm 3, \pm 2, \pm 1, 0$.

La respuesta correcta es la a.

2.182. Indique la opción en la que los dos electrones están apareados.

Electrón 1

- a) $n = 1, l = 0, m_l = 1, m_s = \frac{1}{2}$
- b) $n = 1, l = 1, m_l = 1, m_s = \frac{1}{2}$
- c) $n = 1, l = 1, m_l = 1, m_s = \frac{3}{4}$
- d) $n = 3, l = 2, m_l = 0, m_s = \frac{1}{2}$
- e) $n = 2, l = 2, m_l = 0, m_s = \frac{1}{2}$

Electrón 2

- a) $n = 1, l = 0, m_l = 1, m_s = \frac{1}{2}$
- b) $n = 1, l = 1, m_l = 1, m_s = -\frac{1}{2}$
- c) $n = 1, l = 1, m_l = 1, m_s = -\frac{3}{4}$
- d) $n = 3, l = 2, m_l = 0, m_s = -\frac{1}{2}$
- e) $n = 2, l = 2, m_l = 1, m_s = -\frac{1}{2}$

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Cantabria 2018)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

Para que dos electrones estén apareados es necesario que se encuentren en el mismo orbital. Para ello solo se deben diferenciar en el número cuántico de espín (principio de exclusión de Pauli) y deben tener idénticos los números cuánticos principal, secundario y magnético.

- a) Falso. Los cuatro números cuánticos son idénticos, se trata del mismo electrón.

Electrón	n	l	m_l	m_s
1	1	0	1	$\frac{1}{2}$
2	1	0	1	$\frac{1}{2}$

b) Falso. Se trata de electrones que solo se diferencian en el número cuántico de espín, solo que el valor del número cuántico secundario es incorrecto.

Electrón	n	l	m_l	m_s
1	1	1	1	$\frac{1}{2}$
2	1	1	1	$-\frac{1}{2}$

c) Falso. Se trata de electrones que solo se diferencian en el número cuántico de espín, solo que el valor de este número es incorrecto.

Electrón	n	l	m_l	m_s
1	1	1	1	$\frac{3}{4}$
2	1	0	1	$-\frac{3}{4}$

d) **Verdadero**. Se trata de electrones apareados en un orbital 3d.

Electrón	n	l	m_l	m_s
1	3	2	0	$\frac{1}{2}$
2	3	2	0	$-\frac{1}{2}$

e) Falso. Se trata de electrones que se diferencian en los números cuánticos magnético y de espín, pero además, el valor del número cuántico secundario es incorrecto.

Electrón	n	l	m_l	m_s
1	2	2	0	$\frac{1}{2}$
2	2	2	1	$-\frac{1}{2}$

La respuesta correcta es la **d**.

2.183. En el átomo de hidrógeno las energías de los distintos niveles según nos alejamos del núcleo son:

- a) $-13,6$ eV; $-3,4$ eV; $-1,5$ eV
- b) $-13,6$ eV; $-54,4$ eV; $-122,4$ eV
- c) $13,6$ eV; $3,4$ eV; $1,51$ eV
- d) $-13,6$ eV; $-6,8$ eV; $-3,4$ eV
- e) $13,6$ eV; $54,4$ eV; $122,4$ eV

(O.Q.N. Córdoba 2007)

La energía, en eV, del electrón del átomo de hidrógeno en un nivel cuántico se calcula mediante la expresión:

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2}$$

Los valores de la energía para los tres primeros niveles cuánticos son, respectivamente:

$$E_1 = -\frac{13,6}{1^2} = -13,6 \text{ eV} \quad E_2 = -\frac{13,6}{2^2} = -3,4 \text{ eV} \quad E_3 = -\frac{13,6}{3^2} = -1,5 \text{ eV}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.184. Señale la opción que está de acuerdo con el efecto fotoeléctrico.

- a) El número de electrones emitidos depende de la intensidad o brillo de la luz, pero sus energías no.
- b) El número de electrones emitidos depende de la energía de los fotones incidentes, y su velocidad de la intensidad de la luz.
- c) Una luz roja de alta intensidad libera electrones de mayor energía que una luz azul de baja intensidad.
- d) Los electrones emitidos pueden ser acelerados a cualquier velocidad si se emplea la fuente luminosa adecuada.
- e) La intensidad de la corriente producida solo depende del tipo de luz incidente.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

La ecuación propuesta por Einstein (1905) para explicar el efecto fotoeléctrico es:

$$E_k = h c \left(\frac{1}{\lambda} - \frac{1}{\lambda_0} \right) \rightarrow \begin{cases} E_k = \text{energía cinética del fotoelectrón} \\ c = \text{velocidad de la luz} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \lambda = \text{longitud de onda del fotón incidente} \\ \lambda_0 = \text{longitud de onda característica del metal} \end{cases}$$

Para que se produzca efecto fotoeléctrico es preciso que la energía de los fotones sea suficiente para arrancar electrones de la placa metálica, y eso se cumple si:

$$\lambda < \lambda_0 \quad \text{o} \quad \nu > \nu_0$$

a) **Verdadero.** La intensidad de la luz es el número de fotones por unidad de tiempo, por tanto, a mayor intensidad mayor número de electrones emitidos.

b) Falso. La intensidad de la luz es el número de fotones por unidad de tiempo, por tanto, a mayor intensidad mayor número de electrones emitidos.

c) Falso. Ya que se cumple que:

$$\lambda_{\text{azul}} < \lambda_{\text{rojo}} \quad \longrightarrow \quad E_{\text{azul}} > E_{\text{rojo}}$$

independientemente del valor de la intensidad de cada luz.

Si la luz roja fuera capaz de producir el efecto fotoeléctrico emitiría más electrones ya que su intensidad es mayor que la de la luz azul.

d) Falso. La velocidad con que los electrones son emitidos depende del valor de E_k que a su vez depende de la diferencia $(\lambda - \lambda_0)$.

e) Falso. El tipo de luz incidente determina la longitud de onda (frecuencia) de la radiación para arrancar electrones, no su intensidad que es el número de fotones que llegan a la placa por unidad de tiempo.

La respuesta correcta es la a.

2.185. Una configuración $4s^2 3d^9 5s^1$:

a) **No es posible porque los electrones tienden a ocupar niveles de mínima energía.**

b) **Corresponde a un estado excitado de metal alcalino.**

c) **Corresponde a un estado excitado de un elemento de transición.**

d) **Correspondería a un estado excitado de un átomo paramagnético.**

e) **Ninguna de las anteriores.**

(O.Q.N. Córdoba 2007)

a) Falso. Se trata de un estado excitado de un átomo cuya estructura electrónica externa en el estado fundamental es $4s^2 3d^{10}$.

b) Falso. Si la estructura electrónica externa del elemento en el estado fundamental es $4s^2 3d^{10}$:

- el valor $n = 4$ indica que se trata de un elemento del cuarto periodo
- la suma de los superíndices $(2 + 10) = 12$ indica que el elemento pertenece al grupo 12

por tanto, no se trata de un metal alcalino.

c) **Verdadero.** La estructura electrónica externa del elemento en el estado fundamental es $4s^2 3d^{10}$ que corresponde a un elemento del grupo 12 de la tabla periódica. Como $n = 4$, **se trata del zinc, un metal de transición.**

d) Falso. La distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ es:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, la estructura no presenta electrones desapareados, por lo que el zinc es un átomo diamagnético.

La respuesta correcta es la c.

2.186. Se conoce como efecto Zeeman el desdoblamiento que se produce de las líneas originales de un espectro de emisión en presencia de un campo magnético. Este hecho experimental no queda descrito por el modelo atómico de Bohr. Sommerfeld perfeccionó este modelo:

- a) Considerando el peso atómico del átomo para calcular la velocidad de los protones.
- b) Incluyendo la cuantización de la energía en el modelo atómico de Bohr.
- c) Aumentando hasta tres los números cuánticos necesarios para describir un átomo.
- d) Incluyendo la posibilidad de que las órbitas fuesen elípticas.

(O.Q.L. Murcia 2007)

Para poder explicar la existencia de más líneas en los espectros, es decir, la posibilidad de más saltos electrónicos es preciso que haya más "sitios" entre los que saltar.

El modelo de Bohr (1913) postula solo la posibilidad de saltos electrónicos entre niveles de energía con lo que el número de líneas en el espectro es menor del que aparece con el efecto Zeeman (1896). Cada nivel de energía se corresponde con una órbita circular que se identifica con un valor del número cuántico principal n .

Sommerfeld (1916) propone que los niveles de energía pueden constar de varios subniveles de energía lo que sí permite mayor número de líneas en el espectro al haber mayor número de saltos entre subniveles de energía. Cada subnivel de energía se corresponde con una órbita elíptica que se identifica con un valor del número cuántico secundario o azimutal l .

La respuesta correcta es la d.

2.187. El ion más estable de aluminio ($Z = 13$) tiene la misma configuración electrónica que:

- a) Ion fluoruro
- b) Ion berilio
- c) Ion litio
- d) Sodio metálico

(O.Q.L. Murcia 2007)

La configuración electrónica abreviada del aluminio ($Z = 13$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$, y si cede los tres electrones de su capa más externa adquiere una estructura muy estable de gas noble y se transforma en el ion más estable del aluminio, Al^{3+} , cuya configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

a) Verdadero. El flúor ($Z = 9$) tiene una configuración electrónica abreviada $[\text{He}] 2s^2 2p^5$. La configuración electrónica del ion fluoruro, F^- , es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$, ya que si gana un electrón en su capa más externa adquiere una estructura muy estable de gas noble.

b) Falso. El berilio ($Z = 4$) tiene una configuración electrónica abreviada $[\text{He}] 2s^2$. La configuración electrónica del ion berilio, Be^{2+} , es $1s^2$, ya que si cede los dos electrones de su capa más externa adquiere una estructura muy estable de gas noble.

c) Falso. El litio ($Z = 3$) tiene una configuración electrónica abreviada $[\text{He}] 2s^1$. La configuración electrónica del ion litio, Li^+ , es $1s^2$, ya que si cede el electrón de su capa más externa adquiere una estructura muy estable de gas noble.

d) Falso. El sodio ($Z = 11$) tiene una configuración electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^1$.

La respuesta correcta es la a.

2.188. Uno de los grandes éxitos del modelo atómico de Bohr fue explicar, por primera vez, de forma satisfactoria:

- a) La cuantización de la energía.
- b) El espectro de emisión del H.
- c) La estructura de los átomos con un modelo planetario.
- d) La existencia de iones.

(O.Q.L. Murcia 2007)

N. Bohr (1913), con su modelo atómico obtiene una ecuación que explica satisfactoriamente la posición de las rayas en el espectro del hidrógeno. Esta ecuación concuerda con la obtenida de forma semiempírica por espectroscopistas como J. Balmer y F. Paschen.

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.189. Cuando se estudia el espectro de emisión del Cu se observa que es discontinuo porque:

- a) La energía del átomo de Cu está cuantizada.
- b) Este átomo tiene electrones de distinto contenido energético.
- c) Se describe adecuadamente por el modelo atómico de Bohr.
- d) Es un metal dúctil y maleable.

(O.Q.L. Murcia 2007)

Una característica de los espectros atómicos de emisión es que son discontinuos formados por líneas separadas de color sobre un fondo negro.

Cada una de estas líneas se corresponde con salto electrónico desde un nivel cuántico superior a otro inferior. La energía emitida en este salto está cuantizada y se calcula de acuerdo con la ecuación:

$$\Delta E = h \nu$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.190. Roentgen descubrió los rayos X cuando:

- a) Estudiaba las propiedades de los rayos catódicos.
- b) Verificaba la hipótesis de Avogadro.
- c) Calculaba la constante de Planck.
- d) Comprobaba la teoría de Einstein.

(O.Q.L. Murcia 2007)

En 1895, W. Roentgen descubrió de forma casual los rayos X cuando trabajaba con un tubo de **rayos catódicos**. Los rayos X emitidos por el tubo producían luminiscencia en una muestra de cianoplatinato de bario que había en su laboratorio.

La respuesta correcta es la **a**.

2.191. De acuerdo con el modelo atómico de Bohr, cuando un átomo de hidrógeno recibe radiación electromagnética:

- a) Se puede obtener un átomo que tenga un electrón en la cuarta órbita.
- b) Se puede producir un aumento de la velocidad del electrón sin cambiar de órbita.
- c) Se puede producir una disminución de la velocidad de electrón sin cambiar de órbita.
- d) El electrón no se verá afectado en su estado de ninguna manera.

(O.Q.L. Baleares 2007)

a) **Verdadero**. Si el átomo absorbe la suficiente energía puede pasar al nivel cuántico u órbita adecuado.

b-c) Falso. Si el átomo absorbe la suficiente energía puede pasar al nivel cuántico u órbita adecuado con lo que su velocidad disminuye, ya que, según el modelo de Bohr (1913), la velocidad de un electrón en un determinado nivel varía según la ecuación:

$$v = \frac{e^2}{2 h \epsilon_0} \cdot \frac{1}{n} \rightarrow \begin{cases} e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

d) Falso. Si el átomo absorbe la suficiente pasa a estar en un estado excitado.

La respuesta correcta es la **a**.

2.192. Indique cuál de las siguientes sales no está formada por aniones y cationes isoelectrónicos:

- a) MgF_2
- b) KCl
- c) AlF_3
- d) CaBr_2

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica estructura electrónica.

Las configuraciones electrónicas de los iones implicados en las sales propuestas son:

- El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2$, y si cede los electrones del orbital 3s se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es $[\text{Ne}] 2s^2 2p^6$.
- El flúor (F) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$, y si gana un electrón para completar el orbital 2p se transforma en el ion F^- cuya configuración electrónica es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.
- El potasio (K) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^1$, y si el electrón del orbital 4s se transforma en el ion K^+ cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3s^2 3p^6$.
- El cloro (Cl) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$, y si gana un electrón para completar el orbital 3p se transforma en el ion Cl^- cuya configuración electrónica es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.
- El aluminio (Al) es un elemento que pertenece al grupo 13 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$, y si cede los tres electrones de su capa más externa se transforma en el ion Al^{3+} cuya configuración electrónica es $[\text{Ne}] 2s^2 2p^6$.
- El calcio (Ca) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2$, y si cede los electrones del orbital 4s se transforma en el ion Ca^{2+} cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3s^2 3p^6$.
- El bromo (Br) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$, y si gana un electrón para completar el orbital 4p se transforma en el ion Br^- cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$.

De las parejas de iones propuestas, la formada por Ca^{2+} y Br^- no es isoelectrónica, mientras que el resto sí lo son.

La respuesta correcta es la **d**.

2.193. El número de neutrones del núcleo de un átomo de ${}_{92}^{238}\text{U}$ es:

- a) 92
- b) 330
- c) 238
- d) 146

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico \rightarrow indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones. En este caso, $(238 - 92) = 146$.

La respuesta correcta es la **d**.

2.194. ¿Qué conjunto de números cuánticos n , l y m_l que son correctos para definir el electrón de valencia más externo del elemento de número atómico 13?

- a) $n = 3, l = 2, m_l = -1$
- b) $n = 3, l = 0, m_l = 1$
- c) $n = 3, l = 1, m_l = -1$
- d) $n = 2, l = 1, m_l = 1$

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

La estructura electrónica abreviada del elemento de $Z = 13$ es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$. El electrón más externo se encuentra situado en un orbital $3p$, por lo que sus números cuánticos son:

- $n = 3$ (cuarto nivel de energía)
- $l = 1$ (subnivel de energía p)
- $m_l = 1, 0, -1$ (indistintamente, ya que el subnivel p está triplemente degenerado, es decir, tiene 3 orbitales diferentes p_x, p_y, p_z con la misma energía).

La respuesta correcta es la c.

2.195. Dos isótopos se caracterizan por:

- a) Tener igual número másico.
- b) Tener distinto número atómico.
- c) Tener igual número de neutrones.
- d) Tener igual número de electrones.

(O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2009)

a-b-c) Falso. Isótopos son átomos de un mismo elemento con igual número atómico (mismo número de protones y electrones) y diferente número másico (distinto número de neutrones).

d) Verdadero. Siempre que se trate de átomos neutros, el número de electrones es el mismo.

La respuesta correcta es la d.

2.196. Sabiendo que la energía del enlace F-F es 159 kJ mol^{-1} , la longitud de onda de la radiación necesaria para romper este enlace es:

- a) $7,53 \cdot 10^{-4} \text{ m}$
- b) $4,17 \cdot 10^{-39} \text{ m}$
- c) $4,17 \cdot 10^{-28} \text{ m}$
- d) 752 nm

(O.Q.L. Madrid 2007)

La energía para romper el enlace F-F es:

$$159 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ enlaces}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 2,64 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda de dicha radiación es:

$$\lambda = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{2,64 \cdot 10^{-19} \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 752 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la d.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2006).

2.197. ¿Cuántos electrones desapareados hay en el ion Ni^{2+} ($Z = 28$)?

- a) 2
b) 4
c) 6
d) 8

(O.Q.L. Madrid 2007)

La estructura electrónica abreviada del Ni ($Z = 28$) es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$.

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

la distribución de los electrones en los orbitales es:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

El Ni^{2+} pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital 4s:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

Como se puede observar, el Ni^{2+} presenta **2 electrones desapareados**.

La respuesta correcta es la **a**.

2.198. De los siguientes conjuntos de números cuánticos (n, l, m_l, m_s), identifique los que están prohibidos en un átomo:

- a) (4, 2, -1, +½)
b) (5, 0, -1, +½)
c) (2, 2, -1, +½)
d) (4, 4, -1, +½)
e) (6, 0, 0, +½)

(O.Q.L. Preselección Valencia 2007)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

a) El conjunto de números cuánticos (4, 2, -1, +½) es correcto ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón en un orbital 4d.

b) El conjunto de números cuánticos (5, 0, -1, +½) está **prohibido** ya que si el número cuántico $l = 0$, el número cuántico m_l solo puede valer 0.

c) El conjunto de números cuánticos (2, 2, -1, +½) está **prohibido** ya que si el número cuántico $n = 2$, el número cuántico l solo puede valer 0 o 1.

d) El conjunto de números cuánticos (4, 4, -1, +½) está **prohibido** ya que si el número cuántico $n = 4$, el número cuántico l solo puede valer 0, 1, 2 o 3.

e) El conjunto de números cuánticos (6, 0, 0, +½) es correcto ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón en un orbital 6s.

Las respuestas correctas son **b, c y d**.

2.199. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tiene el ion $^{58}\text{Ni}^{+}$?

- a) 28, 30 y 27
- b) 26, 32 y 27
- c) 26, 32 y 25
- d) 28, 32 y 24

(O.Q.L. La Rioja 2007)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El níquel (Ni) es un elemento que pertenece al grupo 10 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$. Sumando los superíndices se observa que tiene 28 electrones, **28 protones** y $(58 - 28) = 30$ **neutrones**. Como el catión Ni^{+} tiene una carga positiva significa que tiene un electrón menos, es decir, **27 electrones**.

La respuesta correcta es la a.

2.200. Elija la mejor expresión que complete la frase:

“Cuando los electrones se excitan desde el estado fundamental al estado excitado....”

- a) Se emite luz.
- b) Se libera calor.
- c) Se absorbe energía.
- d) Se genera un espectro de emisión.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

Un estado excitado es un estado en la que los electrones tienen más energía que en el estado fundamental, por tanto, **se absorbe energía**.

La respuesta correcta es la c.

2.201. Los isótopos de un elemento tienen en común:

- a) Su carga iónica.
- b) El número de neutrones.
- c) La suma de protones más neutrones.
- d) El número de protones.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

Isótopos son átomos con igual número atómico pero con diferente número másico, por tanto deben tener el **mismo número de protones**.

La respuesta correcta es la d.

2.202. Según el modelo atómico de Bohr, el electrón del átomo de hidrógeno está situado en unas determinadas “órbitas estacionarias” en las que se cumple que $m_e v r = nh/2\pi$, siendo m_e , v , r y n , la masa del electrón, su velocidad, el radio de la órbita y el número cuántico principal, respectivamente. Además, en esas órbitas la fuerza de atracción entre el protón y el electrón es igual a la masa del electrón por su aceleración normal, es decir:

$$k \frac{e^2}{r^2} = m_e \frac{v^2}{r}$$

siendo e la carga del electrón y k la constante de Coulomb. Con estos datos, puede demostrarse que a medida que n aumenta:

- a) La velocidad del electrón y el radio de la órbita aumentan.
- b) La velocidad del electrón y el radio de la órbita disminuyen.
- c) La velocidad del electrón aumenta y el radio de la órbita disminuye.
- d) El radio de la órbita aumenta y la velocidad del electrón disminuye.
- e) El radio de la órbita aumenta y la velocidad del electrón se mantiene constante.

(O.Q.N. Castellón 2008)

Combinando la ecuación correspondiente al primer postulado de Bohr (1913) y la ecuación de Rutherford (1907) que relaciona la fuerza nuclear con la aceleración normal del electrón se obtienen dos ecuaciones que proporcionan el radio de la órbita y la velocidad del electrón en la misma en función de una serie de constantes y del número cuántico principal:

$$r = \frac{h^2}{4 k \pi^2 m_e e^2} \cdot n^2$$

como se observa, el **radio** de la órbita **aumenta** a medida que **n aumenta**.

$$v_e = \frac{2 k \pi e^2}{h} \cdot \frac{1}{n}$$

como se observa, la **velocidad** del electrón en la órbita **disminuye** a medida que **n aumenta**.

La respuesta correcta es la **d**.

2.203. ¿Cuántos electrones diferentes pueden existir con $n = 4$, $l = 3$ y $m_s = -\frac{1}{2}$?

- a) 1
- b) 6
- c) 7
- d) 12
- e) 14

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Extremadura 2013) (O.Q.L. Galicia 2014)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de subcapa (orbital atómico):

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

Si el valor del número cuántico l es 3 se trata de un orbital f y existen 7 valores diferentes para el número cuántico m_l , -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, por lo que existirán **7 electrones** con el número cuántico $m_s = -\frac{1}{2}$.

La respuesta correcta es la **c**.

2.204. De las especies F^- ; Ca^{2+} ; Fe^{2+} ; S^{2-} , indique cuáles son paramagnéticas:

- a) F^- ; Ca^{2+} ; Fe^{2+}
- b) F^- ; Ca^{2+}
- c) F^-
- d) F^- ; Ca^{2+} ; S^{2-}
- e) Fe^{2+}

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Galicia 2014) (O.Q.L. Extremadura 2015) (O.Q.L. Madrid 2016)

Una especie química es paramagnética si presenta electrones desapareados.

▪ El hierro (Fe) es un elemento que pertenece al grupo 8 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ar] 4s^2 3d^6$, y si cede los dos electrones del orbital 4s se transforma en el ion Fe^{2+} cuya configuración electrónica es $[Ar] 3d^6$.

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

la distribución de los electrones en los orbitales 3d es:

4s	3d				
↑↓	↑	↑	↑	↑	↑

Como se observa, presenta cuatro electrones desapareados, por tanto, **sí es una especie paramagnética**.

- El flúor (F) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$, y si gana un electrón para completar el orbital $2p$ se transforma en el ion F^- cuya configuración electrónica es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

La distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$ es:

2s	2p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no presenta electrones desapareados, por tanto, no es una especie paramagnética.

- El calcio (Ca) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2$, y si cede los electrones del orbital $4s$ se transforma en el ion Ca^{2+} cuya configuración electrónica es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

La distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$ es:

3s	3p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no tiene electrones desapareados, por tanto, no es una especie paramagnética.

- El azufre (S) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$, y si gana dos electrones para completar el orbital $3p$ se transforma en el ion S^{2-} cuya configuración electrónica es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

La distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$ es:

3s	3p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no presenta electrones desapareados, por tanto, no es una especie paramagnética.

La respuesta correcta es la e.

2.205. El modelo atómico de Bohr explica de forma satisfactoria:

- Los niveles energéticos del átomo de Cu.
- La energía de ionización del H.
- La utilidad de tres números cuánticos en la descripción de un átomo.
- El peso atómico de un átomo.

(O.Q.L. Murcia 2008)

Bohr (1913), con su modelo atómico obtiene una ecuación que explica satisfactoriamente la posición de las líneas en el espectro del hidrógeno. Cada línea se corresponde con un salto electrónico y cuando este salto es el que se registra entre el estado fundamental, $n_1 = 1$, y $n_2 = \infty$, la energía necesaria para el mismo es la energía de ionización.

Combinando las siguientes ecuaciones:

$$\left. \begin{aligned} \frac{1}{\lambda} &= R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \\ \Delta E &= \frac{h c}{\lambda} \end{aligned} \right\} \rightarrow \Delta E = h c R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Si $n_2 = \infty$ se obtiene la expresión que proporciona la energía de ionización:

$$E_i(\text{H}) = h c R_H$$

El valor de la energía de ionización es:

$$E_i(\text{H}) = (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}) \cdot (1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}) \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 13,60 \text{ eV}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.206. Elija qué tres formas moleculares están constituidas solo por átomos de hidrógeno:

- Hidrógeno, deuterio y ozono.
- Hidrógeno, tritio y agua pesada.
- Hidrógeno, tritio y deuterio.
- Hidrógeno, hidronio y deuterio.

(O.Q.L. Murcia 2008)

Hidrógeno (^1H), deuterio (^2H) y tritio (^3H) son tres isótopos del hidrógeno.

La respuesta correcta es la **c**.

2.207. De los siguientes grupos de números cuánticos que definen a un electrón, solo uno es correcto.

- $n = 2$ $l = 2$ $m_l = 1$ $m_s = +\frac{1}{2}$
- $n = 2$ $l = 1$ $m_l = 2$ $m_s = +\frac{1}{2}$
- $n = 3$ $l = 2$ $m_l = 1$ $m_s = 0$
- $n = 3$ $l = 2$ $m_l = 0$ $m_s = +\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Murcia 2008)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- Prohibido. Si $n = 2$, el valor de l solo puede ser 0 o 1.
- Prohibido. Si $l = 1$, el valor de m_l solo puede ser 0, +1, -1.
- Prohibido. El valor de m_s solo puede ser $\pm \frac{1}{2}$.
- Permitido.** Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

La respuesta correcta es la **d**.

2.208. ¿Cuál de las siguientes especies tiene una configuración electrónica diferente a las otras?

- Ar
- K^+
- Sc^{3+}
- Mg^{2+}

(O.Q.L. Murcia 2008)

- El argón (Ar) es un elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.
- El potasio (K) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^1$, y si cede el electrón del orbital 4s se transforma en el ion K^+ cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3s^2 3p^6$.
- El escandio (Sc) es un elemento que pertenece al grupo 3 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$, y si cede los tres electrones de su capa externa se transforma en el ion Sc^{3+} cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3s^2 3p^6$.
- El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2$, y si cede los electrones del orbital 3s se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es $[\text{Ne}] 2s^2 2p^6$.

La especie que tiene una configuración electrónica diferente a las otras es Mg^{2+} .

La respuesta correcta es la **d**.

2.209. A partir de la configuración electrónica del estado fundamental de los iones Fe(II) y Fe(III), ($Z = 26$) se puede deducir que:

- El ion Fe^{2+} es más estable que el ion Fe^{3+} .
- Los dos iones tienen la misma estabilidad.
- El ion Fe^{2+} tiene tendencia a transformarse en el ion Fe^{3+} .
- No se puede deducir la estabilidad de los iones a partir de su configuración electrónica.

(O.Q.L. Madrid 2008) (O.Q.L. Galicia 2015)

La estructura electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d es:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

▪ Si el Fe pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital 4s se transforma en el ion Fe^{2+} cuya estructura electrónica es $[\text{Ar}] 3d^6$ y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 3d:

4s	3d				
	↑↓	↑	↑	↑	↑

▪ Si el Fe^{2+} pierde un electrón más, el que se encuentra apareado en uno de los orbitales 3d se transforma en el ion Fe^{3+} con una configuración $[\text{Ar}] 3d^5$, más estable, ya que aumenta la multiplicidad y disminuye la repulsión entre electrones en ese orbital.

4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la c.

2.210. Sabiendo que la energía del enlace Cl–Cl es 243 kJ mol^{-1} , calcule la longitud de onda de la radiación necesaria para romper este enlace.

- $817 \mu\text{m}$
- $4,92 \mu\text{m}$
- 817 nm
- 492 nm

(O.Q.L. Madrid 2008)

La energía de un enlace Cl–Cl es:

$$\frac{243 \text{ kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ enlaces}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 4,04 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda de dicha radiación es:

$$\lambda = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{4,04 \cdot 10^{-19} \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 492 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la d.

(Cuestión similar a las propuestas en Madrid 2006 y 2007).

2.211. La existencia de espectros discontinuos (de líneas) demuestra que:

- a) La luz blanca está compuesta por radiaciones de muchas longitudes de onda.
- b) Solamente se pueden excitar algunos electrones específicos en un átomo.
- c) La ecuación de Planck solo se cumple para algunos electrones.
- d) Los electrones en los átomos pueden poseer solamente ciertos valores específicos de la energía.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

- a) Falso. El espectro de la luz blanca es continuo.
- b) Falso. Todos los electrones de los átomos pueden ser excitados.
- c) Falso. La ecuación de Planck es aplicable a todos los electrones.
- d) **Verdadero.** Si un electrón pudiera poseer cualquier valor de la energía el espectro correspondiente sería continuo.

La respuesta correcta es la **d**.

2.212. Indique cuál de las siguientes afirmaciones sobre la teoría atómica de Bohr es cierta:

- a) El electrón no se mueve alrededor del núcleo.
- b) Al electrón solamente le está permitido moverse en la órbita de menor radio.
- c) La transición del electrón entre distintas órbitas genera las líneas espectrales.
- d) La longitud de onda de las líneas espectrales es directamente proporcional a la constante de Planck.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

a-b) Falso. De acuerdo con el primer postulado de Bohr (1913), el electrón se mueve en orbitales circulares alrededor del núcleo. Estas órbitas, llamadas estacionarias cumplen la condición de cuantización de que el momento angular del electrón en ellas es un múltiplo entero de la constante de Planck.

c) **Verdadero.** Cuando un electrón salta de una órbita (nivel de energía) a otra diferente absorbe o emite la diferencia de energía existente entre ambas en forma de radiación electromagnética.

d) Falso. La diferencia de energía correspondiente a un salto electrónico (una línea en el espectro) es inversamente proporcional a la longitud de onda:

$$\Delta E = h \nu = \frac{h c}{\lambda}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.213. ¿Cuál es la probabilidad de encontrar un electrón $2p_x$ en los puntos del plano yz ?

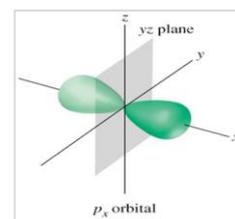
- a) Nula
- b) Uno
- c) 1/2
- d) Máxima

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

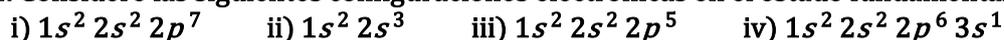
Los orbitales p_x , p_y y p_z tienen forma lobular y los electrones solo pueden encontrarse en los lóbulos que están situados a lo largo del eje x .

La **probabilidad** de encontrarlos en el plano que forman los ejes yz , llamado plano nodal, es **nula**.

La respuesta correcta es la **a**.



2.214. Considere las siguientes configuraciones electrónicas en el estado fundamental:



Diga cuáles cumplen el principio de exclusión de Pauli y deduzca para los elementos con la configuración correcta el estado de oxidación más probable.

- a) El principio de exclusión de Pauli la cumplen iii y iv. Sus estados de oxidación más probables son +5 y +1, respectivamente.
 b) El principio de exclusión de Pauli la cumplen i y iv. Sus estados de oxidación más probables son -1 y +1, respectivamente.
 c) El principio de exclusión de Pauli la cumplen iii y iv. Sus estados de oxidación más probables son +1 y -1, respectivamente.
 d) El principio de exclusión de Pauli la cumplen iii y iv. Sus estados de oxidación más probables son -1 y +1, respectivamente.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

El principio de exclusión de Pauli (1925) dice que:

“en un orbital caben, como máximo, dos electrones con sus espines antiparalelos”.

- Las configuraciones electrónicas i) $1s^2 2s^2 2p^7$ y ii) $1s^2 2s^3$, incumplen el principio de exclusión de Pauli ya que tienen siete y tres electrones en los orbitales $2p$ y $2s$, respectivamente.
- La configuración electrónica iii) $1s^2 2s^2 2p^5$, corresponde a un átomo que puede ganar un electrón para completar el subnivel $2p$ y así adquirir la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6$ de gas noble. Su **estado de oxidación** más probable es **-1**.
- La configuración electrónica iv) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, corresponde a un átomo que puede ceder el electrón del subnivel $3s$ y así adquirir la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6$ de gas noble. Su **estado de oxidación** más probable es **+1**.

La respuesta correcta es la **d**.

2.215. Los números atómicos de dos elementos son i) 15 y ii) 25. Indique los números cuánticos que corresponden al orbital, en cada caso, del último electrón que completa la configuración electrónica en su estado fundamental.

	Elemento i			Elemento ii		
	n	l	m_l	n	l	m_l
a)	3	0	0	4	0	0
b)	3	1	1	3	2	2
c)	3	1	1	4	0	0
d)	3	0	0	3	2	3

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

- Elemento i ($Z = 15$). Su configuración electrónica abreviada en el estado fundamental es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$.

El último electrón se encuentra en un orbital $3p$, por tanto, le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos, $n = 3, l = 1, m_l = 1$.

- Elemento ii ($Z = 25$). Su configuración electrónica abreviada en el estado fundamental es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^5$.

El último electrón se encuentra en un orbital $3d$, por tanto, le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos, $n = 3, l = 2, m_l = 2$.

La respuesta correcta es la **b**.

2.216. ¿Cuál de los elementos que se indican puede ser clasificado como elemento de transición?

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
 b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$
 c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$
 d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Los metales de transición son aquellos elementos que envían su electrón diferenciador al subnivel *d*.

- a) Electrón diferenciador $3p^3 \rightarrow$ se trata de un no metal.
- b) Electrón diferenciador $4p^1 \rightarrow$ se trata de un no metal.
- c) Electrón diferenciador $3d^4 \rightarrow$ se trata de un **metal de transición**.
- d) Electrón diferenciador $4p^6 \rightarrow$ se trata de un gas noble.

La respuesta correcta es la **c**.

2.217. ¿Cuál de los siguientes supuestos se puede relacionar con especies isoelectrónicas?

- a) Dos átomos neutros distintos.
- b) Dos cationes de distinta carga del mismo elemento.
- c) Dos aniones distintos del mismo elemento.
- d) Dos cationes de distinto elemento.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Especies químicas isoelectrónicas son aquellas que tienen el mismo número de electrones en idéntica configuración electrónica.

- a) Falso. Dos átomos neutros distintos tienen diferente número atómico y por ello diferente número de electrones.
- b) Falso. Dos átomos del mismo elemento tienen igual número de electrones, pero al formar cationes pierden electrones de su capa más externa. Si los cationes tienen distinta carga ceden diferente número de electrones, con lo que el número de estos es diferente en ambos.
- c) Falso. Dos átomos del mismo elemento tienen igual número de electrones, pero al formar aniones ganan electrones en su capa más externa. Si los aniones son distintos es que tienen distinta carga para lo que han tenido que captar diferente número de electrones, con lo que el número de estos es diferente en ambos.
- d) **Verdadero**. Dos átomos de diferentes elementos tienen distinto número de electrones. Para formar cationes deben perder electrones de su capa más externa. El número de electrones que pierden para formar los cationes hace posible que ambos tengan igual número de electrones. Por ejemplo, Na^+ y Mg^{2+} , **cationes de diferentes elementos y con diferente carga son especies isoelectrónicas** ya que tienen la misma estructura electrónica $1s^2 2s^2 2p^6$.

La respuesta correcta es la **d**.

2.218. El número de electrones desapareados del cobalto ($Z = 27$) en el estado fundamental es:

- a) Uno
- b) Dos
- c) Tres
- d) Cuatro

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La estructura electrónica abreviada del Co ($Z = 27$) en el estado fundamental es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^7$.

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

la distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ es:

$4s$	$3d$				
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow

Como se observa, el cobalto presenta **3 electrones desapareados**.

La respuesta correcta es la **c**.

2.219. El número de neutrones en el núcleo de un elemento de número atómico 51 y de número másico 122 es:

- a) 51
- b) 173
- c) 71
- d) 173

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El átomo del elemento de número atómico, $Z = 51$, tiene 51 protones y $(122 - 51) = 71$ neutrones.

La respuesta correcta es la **c**.

2.220. El cloro tiene dos isótopos naturales cuyas masas son 35 y 37 unidades. ¿Cuál será la contribución de los isótopos si la masa atómica del cloro es igual a 35,45 unidades?

- a) Mayor proporción del cloro-35 que de cloro-37.
- b) Tendrán la misma proporción.
- c) Mayor proporción del cloro-37 que de cloro-35.
- d) No se puede determinar con los datos aportados.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La masa atómica de un elemento se calcula haciendo la media ponderada de las masas de sus isótopos naturales.

Si solo hay dos isótopos, tendrá **mayor contribución en la masa atómica el isótopo más abundante**, y por tanto, el valor de la masa atómica se acercará más a la masa de este. En este caso, el **cloro-35**.

La respuesta correcta es la **a**.

2.221. Un orbital cuyos valores de los números cuánticos son $n = 2$, $l = 1$, $m_l = 0$ se representa como:

- a) Un orbital $2s$.
- b) Un orbital $1p$.
- c) Un orbital $2d$.
- d) Un orbital $2p$.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un orbital:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

- a) Falso. Para un orbital $2s$ ($n = 2$, $l = 0$, $m_l = 0$).
- b) Falso. Un orbital $1p$ no puede existir ya que si $n = 1$ el valor de l solo puede ser 0. Combinación prohibida.
- c) Falso. Un orbital $2d$ no puede existir ya que si $n = 2$ el valor de l solo puede ser 0 o 1. Combinación prohibida.
- d) **Verdadero**. Para un orbital $2p$ ($n = 2$, $l = 1$, $m_l = -1, 0, +1$).

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2006).

2.222. ¿Cuál es la subcapa que se ocupará después de haberse llenado la subcapa 4s?

- a) 4d
- b) 4p
- c) 3d
- d) 3f

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

De acuerdo con el diagrama de Moeller de llenado de subniveles de energía en un átomo polieletrónico, después del subnivel 4s el siguiente en energía es el 3d.

La respuesta correcta es la c.

2.223. De las siguientes parejas de especies químicas, señale la que es isoelectrónica:

- a) K⁺ y Na⁺
- b) Na y Na⁺
- c) Ne y F⁻
- d) F⁻ y Cl⁻
- e) Ne y Ar

(O.Q.L. Sevilla 2008)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica estructura electrónica.

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

a) Falso. El potasio (K) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ar] 4s¹ y si cede el electrón de su capa más externa se convierte en K⁺ cuya configuración electrónica es [Ne] 3s² 3p⁶.

▪ El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s¹ y si cede el electrón de su capa más externa se convierte en Na⁺ cuya configuración electrónica es [He] 2s² 2p⁶.

K⁺ y Na⁺ no son especies isoelectrónicas.

b) Falso. Según se ha demostrado en el apartado anterior.

c) Verdadero. El neón (Ne) es un elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] 2s² 2p⁶.

▪ El flúor (F) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] 2s² 2p⁵ y si capta un electrón para completar su capa más externa se convierte en F⁻ cuya configuración electrónica es [He] 2s² 2p⁶.

Ne y F son especies isoelectrónicas.

d) El cloro (Cl) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s² 3p⁵ y si capta un electrón para completar su capa más externa se convierte en Cl⁻ cuya configuración electrónica es [Ne] 3s² 3p⁶.

F⁻ y Cl⁻ no son especies isoelectrónicas.

e) Falso. El argón (Ar) es un elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s² 3p⁶.

Ne y Ar no son especies isoelectrónicas.

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1998).

2.224. ¿Cuántos electrones caben como máximo en todos los orbitales d de número cuántico principal menor o igual a cinco?

- a) 32
- b) 20
- c) 18
- d) 30

(O.Q.L. La Rioja 2008)

En cada orbital caben 2 electrones y como el número de orbitales d existentes en un subnivel es 5, en total, caben 10 electrones en este tipo de subnivel.

Como los orbitales d existen a partir del valor del número cuántico $n = 3$, el número de electrones que caben en los orbitales $3d$, $4d$ y $5d$ es 30.

La respuesta correcta es la **d**.

2.225. ¿Cuántos electrones, neutrones y protones tiene el ion $^{146}\text{Nd}^{3+}$ ($Z = 60$)?

- a) 57, 86, 60
- b) 60, 86, 57
- c) 57, 73, 73
- d) 70, 73, 70

(O.Q.L. La Rioja 2008)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico \rightarrow indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones.

El neodimio tiene 60 protones y $(146 - 60) = 86$ neutrones, pero como el catión Nd^{3+} tiene tres cargas positivas, significa que tiene tres electrones menos, es decir, 57 electrones.

La respuesta correcta es la **a**.

2.226. La longitud de onda de emisión correspondiente al salto de energía ($E_2 - E_1$) del átomo de hidrógeno es 121,57 nm. ¿Cuál será este valor expresado en J mol^{-1} ?

- a) $0,983 \cdot 10^6$
- b) $0,983 \cdot 10^{-3}$
- c) $1,635 \cdot 10^{-18}$
- d) $1,617 \cdot 10^{-25}$

(O.Q.L. La Rioja 2008)

De acuerdo con la ecuación de los saltos electrónicos:

$$\Delta E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la energía es:

$$\Delta E = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{121,57 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 1,632 \cdot 10^{-18} \text{ J átomo}^{-1}$$

La energía expresada en J mol^{-1} es:

$$\frac{1,632 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{\text{átomo}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomo}}{1 \text{ mol}} = 9,828 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.227. La energía de un fotón procedente de un láser de argón ionizado, Ar^+ , que emite a una longitud de onda de 514,5 nm es:

- a) $3,86 \cdot 10^{-17}$ J
- b) $3,86 \cdot 10^{-19}$ J
- c) $1,28 \cdot 10^{-36}$ J
- d) $1,28 \cdot 10^{-27}$ J
- e) $1,00 \cdot 10^{-17}$ J

(O.Q.N. Ávila 2009)

La energía asociada a un fotón puede calcularse por medio de la ecuación:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la energía es:

$$E = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{514,5 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 3,861 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.228. El número de electrones desapareados en un ion Cu^+ ($Z = 29$) en su estado fundamental es:

- a) 0
- b) 1
- c) 2
- d) 3
- e) 5

(O.Q.N. Ávila 2009)

La estructura electrónica abreviada del Cu ($Z = 29$) es $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Se trata de una anomalía en la estructura electrónica ya que se completa antes el subnivel 3d que el 4s, debido a que esta configuración tiene menos energía y es más estable.

El Cu^+ pierde un electrón, el más alejado del núcleo, que es el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el subnivel 4s, y su estructura electrónica es $[\text{Ar}] 3d^{10}$:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, el Cu^+ **no presenta electrones desapareados**.

La respuesta correcta es la **a**.

2.229. ¿Cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos corresponde a un electrón en un orbital 5d?

- a) $n = 5$; $l = 4$; $m_l = -4$; $m_s = \frac{1}{2}$
- b) $n = 5$; $l = 2$; $m_l = -2$; $m_s = \frac{1}{2}$
- c) $n = 5$; $l = 1$; $m_l = -1$; $m_s = \frac{1}{2}$
- d) $n = 5$; $l = 3$; $m_l = -4$; $m_s = \frac{1}{2}$
- e) $n = 5$; $l = 3$; $m_l = -3$; $m_s = \frac{1}{2}$

(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

A un electrón que se encuentre en un orbital $5d$ le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos:

- $n = 5$ (quinto nivel de energía)
- $l = 2$ (subnivel de energía d)
- $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$ (indistintamente, ya que el subnivel d está quíntuplemente degenerado, es decir, el subnivel d tiene 5 orbitales diferentes $d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$)
- $m_s = \pm \frac{1}{2}$

La respuesta correcta es la **b**.

(En Valencia 2016 se pregunta solo el valor del número cuántico l).

2.230. ¿Cuál de los siguientes especies química es diamagnética?

- a) Átomos de Li
- b) Iones Cl^-
- c) Átomos de F
- d) Átomos de S
- e) Átomos de O

(O.Q.N. Ávila 2009)

Una especie química es diamagnética si no presenta electrones desapareados.

- El litio (Li) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^1$. La distribución de los electrones en el orbital $2s$ es:

$2s$
↑

Como se observa, presenta un electrón desapareado, por tanto, no es una especie diamagnética.

- El oxígeno (O) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$.

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”

la distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$ es:

$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑	↑

Como se observa, presenta electrones desapareados, por tanto, no es una especie diamagnética.

- El flúor (F) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$.

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund la distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$ es:

$2s$	$2p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, presenta electrones desapareados, por tanto, no es una especie diamagnética.

- El cloro (Cl) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$, y si gana un electrón para completar el orbital $3p$ se transforma en el ion Cl^- cuya configuración electrónica es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund la distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$ es:

$3s$	$3p$		
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$

Como se observa, no presenta electrones desapareados, por tanto, es una especie **diamagnética**.

▪ El azufre (S) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$.

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund la distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$ es:

$3s$	$3p$		
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow

Como se observa, presenta electrones desapareados, por tanto, no es una especie diamagnética.

La respuesta correcta es la **b**.

2.231. Cuando se bombardea una lámina de Au con partículas alfa, la mayoría la atraviesa sin desviarse. Esto es debido a que la mayor parte del volumen de un átomo de Au consiste de:

- Deuterones
- Neutrones
- Protones
- Espacio no ocupado.

(O.Q.L. Murcia 2009)

En el experimento de la lámina de oro, realizado por H. Geiger y E. Marsden en 1907, se bombardeó una fina lámina de oro con partículas alfa observándose que la mayoría de estas atravesaba la lámina sin desviarse. La interpretación que Rutherford dio a este hecho fue que el átomo estaba en su mayor parte hueco por lo que las partículas alfa, muy masivas y con carga positiva, no encontraban ningún obstáculo en su camino.

Además, el deuterio (^2H) no fue aislado hasta 1931 por H. Urey; el neutrón en 1932 por J. Chadwick y el protón en 1918 por el propio Rutherford.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2005).

2.232. ¿Cuál de los siguientes átomos contiene exactamente 15 protones?

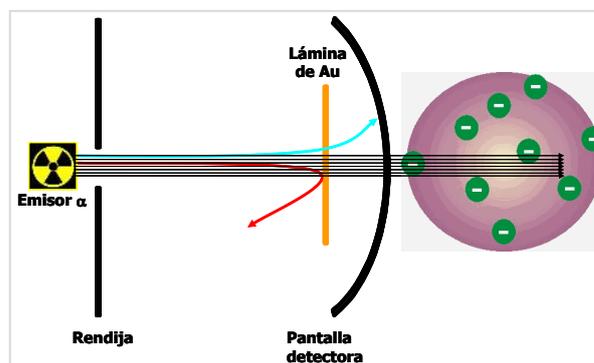
- ^{32}P
- ^{32}S
- ^{15}O
- ^{15}N

(O.Q.L. Murcia 2009)

El número atómico de un elemento indica el número de protones que contiene átomo del mismo.

De todos los átomos propuestos el único que puede tener 15 protones es aquel cuyo número atómico sea 15, es decir, el **fósforo (P)**, independientemente del valor del número másico dado.

La respuesta correcta es la **a**.



2.233. De las siguientes afirmaciones señale la que considere incorrecta:

- a) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^3$ corresponde a un elemento de transición.
- b) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$ corresponde a un átomo excitado.
- c) $1s^2 2s^2 2p^6$ corresponde al ion Mg^{2+} .
- d) $1s^2 2s^2 2p^6$ corresponde al ion bromuro.

(O.Q.L. Murcia 2009)

- a) Correcto. Los elementos de transición envían su electrón diferenciador a un orbital d .
- b) Correcto. Se incumple el principio de mínima energía ya que se comienza a llenar antes el orbital $3s$ antes de haber completado el orbital $2p$ de menor energía.
- c) Correcto. El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, y si pierde los dos electrones del orbital $3s$ se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6$.
- d) **Incorrecto**. El bromo (Br) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 5 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$, y si capta un electrón en para completar el orbital $5p$ se transforma en el ion bromuro, Br^- , cuya configuración electrónica, es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$.

La respuesta correcta es la **d**.

2.234. Señale la respuesta correcta para cada uno de los conjuntos de números cuánticos:

- a) $n = 2, l = 0, m_l = 1$
- b) $n = 1, l = 1, m_l = 1$
- c) $n = 3, l = 1, m_l = -1$
- d) $n = 3, l = 2, m_l = -3$

(O.Q.L. Murcia 2009)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) Incorrecto. Si $l = 0$, el valor de m_l solo puede ser 0.
- b) Incorrecto. Si $n = 1$, el valor de l solo puede ser 0 y por tanto el m_l también 0.
- c) **Correcto**. Los valores de los tres números cuánticos son adecuados.
- d) Incorrecto. Si $l = 0$, el valor de m_l solo puede ser -2, -1, 0, 1 y 2.

La respuesta correcta es la **c**.

2.235. El número atómico del Hg es 80. Si el Tl está exactamente a la derecha del Hg en la tabla periódica, el ion Tl(I) tiene una configuración periódica:

- a) $6p^1$
- b) $6s^2$
- c) $5d^{10}$
- d) $5d^9$
- e) $6s^1$

(O.Q.L. País Vasco 2009)

Mercurio y talio son dos elementos que pertenecen al periodo 6 de la tabla periódica. Si el número atómico del mercurio (Hg) es $Z = 80$, el del talio (Tl) por encontrarse a su derecha es $Z = 81$, y su estructura electrónica abreviada es $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^1$. Si cede el electrón situado en el orbital $6p$ se transforma en el ion Tl(I) cuya estructura electrónica es $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997).

2.236. Indique cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos es inaceptable en un átomo:

- a) 3, 0, 0, $\frac{1}{2}$
- b) 3, 1, 0, $\frac{1}{2}$
- c) 2, 1, -1, $\frac{1}{2}$
- d) 4, 4, 2, $-\frac{1}{2}$
- e) 5, 3, 1, $\frac{1}{2}$

(O.Q.L. País Vasco 2009)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) Aceptable. Los valores de los números cuánticos son correctos para un electrón en un orbital 3s.
- b) Aceptable. Los valores de los números cuánticos son correctos para un electrón en un orbital 3p.
- c) Aceptable. Los valores de los números cuánticos son correctos para un electrón en un orbital 2p.
- d) **Inaceptable**. Si $n = 4$, el valor de l debe ser 0, 1, 2 o 3.
- e) Aceptable. Los valores de los números cuánticos son correctos para un electrón en un orbital 5f.

La respuesta correcta es la **d**.

2.237. Sabiendo que el número atómico y el número de masa del azufre son 16 y 32, respectivamente, determine el número de protones que tendrá el núcleo del ion sulfuro, S^{2-} :

- a) 16 protones
- b) 30 protones
- c) 14 protones
- d) 32 protones

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico \rightarrow indica el número de protones + neutrones de un átomo.

Como $Z = 16$, esta especie tiene **16 protones**. El que se trate de un ion no afecta para nada al número de protones del núcleo, solo afecta al número de electrones.

La respuesta correcta es la **a**.

2.238. Considerando el núcleo de un átomo del isótopo 138 del bario (número atómico igual a 56), ¿cuál es el porcentaje de neutrones?

- a) 59,42 %
- b) 50 %
- c) 40,58 %
- d) 68,29 %

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico \rightarrow indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El número de protones es 56 y el de neutrones $(138 - 56) = 82$.

El porcentaje de neutrones del núcleo es:

$$\frac{82 \text{ neutrones}}{138 \text{ nucleones}} \cdot 100 = 59,4 \%$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.239. Si una especie tiene 11 protones, 12 neutrones y 10 electrones, se está hablando de un:

- Átomo de magnesio
- Catión Mg^{2+}
- Catión Na^+
- Átomo de sodio

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Si la especie tiene diferente número protones y electrones no puede tratarse de un átomo neutro. Si como ocurre en este caso el número de protones es superior al de electrones quiere decir que se trata de un catión.

Como el número atómico indica el número de protones, 11 en este caso, se trata del elemento sodio, y por tener un electrón menos la especie es el **catión Na^+** .

La respuesta correcta es la c.

2.240. Un átomo que posee la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$ se corresponde con un elemento:

- Alcalinotérreo
- No metálico
- De transición
- De los gases nobles

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Los **metales de transición** son aquellos elementos que envían su electrón diferenciador al subnivel *d*.

La respuesta correcta es la c.

2.241. Los iones Na^+ , O^{2-} y el átomo de Ne se parecen en que:

- Tienen el mismo número de electrones.
- Tienen el mismo número de protones.
- Tienen el mismo número de masa.
- En nada.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

▪ El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$, y si cede el electrón del orbital 3s se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

▪ El oxígeno (O) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$, y si capta dos electrones y completa el orbital 2p se transforma en el ion O^{2-} cuya configuración electrónica es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

▪ El neón (Ne) es un elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

Las tres especies propuestas, Na^+ , O^{2-} y el **átomo de Ne**, son **isoelectrónicas** ya que **tienen 10 electrones**.

La respuesta correcta es la a.

2.242. ¿Cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos (n, l, m_l, m_s) se puede asignar a un electrón determinado?

- 4, 4, 1, $\frac{1}{2}$
- 4, 3, 4, $-\frac{1}{2}$
- 4, 3, 2, 1
- 4, 3, -2, $-\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Murcia 2013)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty$$

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

$$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

$$m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) Prohibido. Si $n = 4$, el valor de l debe ser 0, 1, 2 o 3.
 b) Prohibido. Si $l = 3$, el valor de m_l debe ser -3, -2, -1, 0, 1, 2 o 3.
 c) Prohibido. m_s debe ser $\pm 1/2$.
 d) **Permitido**. Todos los valores de los números cuánticos son correctos.

La respuesta correcta es la **d**.

2.243. Deduzca cuál de los siguientes supuestos es cierto:

- a) **Dos cationes de distintos elementos pueden ser isoelectrónicos.**
 b) **Dos átomos de distintos elementos pueden ser isoelectrónicos.**
 c) **Dos átomos del mismo grupo pueden ser isoelectrónicos.**
 d) **Un átomo y los cationes que puede formar son isoelectrónicos.**

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Especies químicas isoelectrónicas son aquellas que tienen el mismo número de electrones en idéntica configuración electrónica.

- a) **Verdadero**. Dos cationes isoelectrónicos de distintos elementos tendrán diferente carga eléctrica. Por ejemplo, Na^+ y Mg^{2+} , tienen la estructura electrónica $1s^2 2s^2 2p^6$.
 b) Falso. Dos átomos de distintos elementos nunca podrán ser isoelectrónicos ya que tienen diferente número de electrones.
 c) Falso. Dos átomos del mismo grupo tienen igual número de electrones externos pero diferente número total de electrones.
 d) Falso. Un átomo y sus respectivos cationes siempre tendrán diferente número de electrones.

La respuesta correcta es la **a**.

2.244. ¿Cuántos elementos como máximo pueden existir en el nivel energético con valor del número cuántico principal $n = 3$?

- a) 9
 b) 16
 c) 18
 d) 14

(O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Castilla y León 2011)

El número máximo de electrones, y por tanto, de elementos de un nivel cuántico viene dado por la expresión, $N = 2n^2$. Para $n = 3$, el número de electrones es, $N = 18$.

La respuesta correcta es la **c**.

(En Castilla y León 2011 se pregunta para $n = 4$).

2.245. Tras analizar la configuración electrónica más estable del ion ${}_{26}\text{Fe}^{3+}$ se puede concluir que el número de electrones desapareados debe ser igual a:

- a) 1
 b) 2
 c) 5
 d) 3
 e) 0

(O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Cantabria 2017) (O.Q.L. Jaén 2017)

La estructura electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

Si el hierro pierde tres electrones, los más alejados del núcleo, que son dos del orbital 4s y otro de uno de los orbitales 3d se transforma en el ion Fe^{3+} cuya su estructura electrónica es $[\text{Ar}] 3d^5$:

4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	↑

Como se observa, el Fe^{3+} presenta 5 electrones desapareados.

La respuesta correcta es la c.

2.246. La transición electrónica que ha tenido lugar en un átomo de hidrógeno da lugar a una línea en el espectro de frecuencia 10^{14} Hz. ¿Cuál sería la frecuencia para el ion hidrogenoide Li^{2+} , para misma transición electrónica?

- La misma.
- $3 \cdot 10^{14}$ Hz
- $4 \cdot 10^{14}$ Hz
- $9 \cdot 10^{14}$ Hz

(O.Q.L. Madrid 2009)

Según el modelo de Bohr (1913), la energía, en J, correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{n^2}$$

donde Z es el número atómico y n el número cuántico principal que indica el nivel cuántico en el que se encuentra el electrón pero solo es aplicable a átomos hidrogenoides, es decir, que tienen un solo electrón. De acuerdo con su estructura electrónica, el Li^{2+} y el H son especies isoelectrónicas, es decir que tienen el mismo número de electrones.

$$\frac{E_{\text{Li}^{2+}}}{E_{\text{H}}} = \frac{-2,18 \cdot 10^{-18} \cdot \frac{3^2}{1^2}}{-2,18 \cdot 10^{-18} \cdot \frac{1^2}{1^2}} = 9$$

De acuerdo con la ecuación dada, la energía del nivel cuántico del Li^{2+} es 9 veces la correspondiente al H. Teniendo en cuenta que la frecuencia asociada a una transición electrónica es directamente proporcional a la energía de la mismo, $\Delta E = h \nu$, entonces si la frecuencia de la transición para el H es 10^{14} Hz, para la transición del Li^{2+} será $9 \cdot 10^{14}$ Hz.

La respuesta correcta es la d.

2.247. ¿Cuál de las siguientes especies tiene el mismo número de neutrones que de protones?

- ^{47}Cr
- $^{60}\text{Co}^{3+}$
- $^{24}\text{Mg}^{2+}$
- $^{35}\text{Cl}^-$

(O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2010)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico \rightarrow indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones.

a) Falso. El cromo (Cr) es un elemento que pertenece al grupo 6 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$. La suma de los superíndices indica que su número atómico es 24.

La especie ^{47}Cr está integrada por $\begin{cases} 24 \text{ protones} \\ (47 - 24) = 23 \text{ neutrones} \end{cases}$

b) Falso. El cobalto (Co) es un elemento que pertenece al grupo 9 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$. Como se trata de un ion con carga 3+, tiene tres electrones menos. La suma de los superíndices indica que su número atómico es 27.

La especie $^{60}\text{Co}^{3+}$ está integrada por $\begin{cases} 27 \text{ protones} \\ (60 - 27) = 33 \text{ neutrones} \end{cases}$

c) **Verdadero**. El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Como se trata de un ion con carga 2+, tiene dos electrones menos. La suma de los superíndices indica que su número atómico es 12.

La especie $^{24}\text{Mg}^{2+}$ está integrada por $\begin{cases} 12 \text{ protones} \\ (24 - 12) = 12 \text{ neutrones} \end{cases}$

d) Falso. El cloro (Cl) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Como se trata de un ion con carga 1-, tiene un electrón más. La suma de los superíndices indica que su número atómico es 17.

La especie $^{35}\text{Cl}^-$ está integrada por $\begin{cases} 17 \text{ protones} \\ (35 - 17) = 18 \text{ neutrones} \end{cases}$

La respuesta correcta es la c.

2.248. ¿Cuántos protones y electrones tiene el ion Se^{2-} ?

- a) 24 protones y 26 electrones
- b) 36 protones y 34 electrones
- c) 35 protones y 35 electrones
- d) 34 protones y 36 electrones

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número (protones + neutrones) de un átomo.

El selenio (Se) es un elemento que pertenece al grupo 14 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$. Sumando los superíndices se deduce que tiene 34 electrones y, por tanto, **34 protones**. Como la especie Se^{2-} tiene dos cargas negativas, significa que tiene dos electrones más en su última capa, es decir, **36 electrones**.

La respuesta correcta es la d.

2.249. ¿Cuáles son las designaciones por letras para los valores del número cuántico $l = 0, 1, 2, 3$?

- a) s, l, p, d
- b) s, p, d, f
- c) p, d, s, l
- d) a, b, c, d

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

Los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$l = 0 \rightarrow$ orbital s $l = 1 \rightarrow$ orbital p $l = 2 \rightarrow$ orbital d $l = 3 \rightarrow$ orbital f

La respuesta correcta es la **b**.

2.250. ¿Cuántos orbitales hay en cada una de las siguientes capas o subcapas?

- i) capa $n = 1$ ii) capa $n = 2$ iii) subcapa $3d$ iv) subcapa $4p$
 a) 1, 4, 7, 3, respectivamente.
 b) 1, 4, 5, 3, respectivamente.
 c) 3, 4, 5, 3, respectivamente.
 d) 4, 3, 5, 1, respectivamente.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

- i) En la capa $n = 1$ solo existe el orbital $1s$, **1 orbital**.
 ii) En la capa $n = 2$ existen el orbital $2s$ y 3 orbitales $2p$ ($2p_x, 2p_y, 2p_z$), en total, **4 orbitales**.
 iii) En la subcapa o subnivel $3d$ existen **5 orbitales** ($3d_{xy}, 3d_{xz}, 3d_{yz}, 3d_{x^2-y^2}, 3d_{z^2}$).
 iv) En la subcapa o subnivel $4p$ existen **3 orbitales** $4p$ ($4p_x, 4p_y, 4p_z$).

La respuesta correcta es la **b**.

2.251. Indique cuál de estas afirmaciones es verdadera:

- a) Los rayos catódicos están formados por los aniones del gas residual que llena el tubo de rayos catódicos.
 b) Los rayos catódicos están formados por electrones.
 c) La relación m/e para los rayos catódicos depende del gas residual.
 d) Los rayos catódicos están formados por protones.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

- a) Falso. El gas residual constituye los rayos canales o positivos.
 b) **Verdadero**. Según demostró J.J. Thomson (1896) los mal llamados “rayos catódicos” están formados por partículas (se desvían por un campo magnético) con carga negativa (se desvían hacia la parte positiva de un campo eléctrico). Estas partículas, a las que Stoney (1874) llamó **electrones**, son las mismas, independientemente del gas con el que se llene el tubo de descarga y de qué material sean los electrodos del mismo.
 c) Falso. La relación carga masa (m/e) llamada “carga específica”, es constante y no depende de con qué gas se llene el tubo de descarga.
 d) Falso. Si el tubo de descarga de gases se llena con hidrógeno gaseoso, los rayos canales están formados por protones (H^+).

La respuesta correcta es la **b**.

2.252. La energía en el estado fundamental del átomo de hidrógeno es:

- a) $-7,27 \cdot 10^{-25} \text{ J}$
 b) $-2,179 \cdot 10^{-11} \text{ J}$
 c) $-5,45 \cdot 10^{-18} \text{ J}$
 d) $+5,45 \cdot 10^{-18} \text{ J}$
 e) $-2,179 \cdot 10^{-18} \text{ J}$

(O.Q.N. Sevilla 2010)

De acuerdo con el modelo de Bohr (1913), la energía del átomo de hidrógeno y la constante de Rydberg (cm^{-1}), vienen dadas por las siguientes expresiones:

$$\left. \begin{aligned} E &= -\frac{m e^4}{8 h^2 \varepsilon_0^2} \cdot \frac{1}{n^2} \\ R_H &= \frac{m e^4}{8 h^3 c \varepsilon_0^2} \end{aligned} \right\} \rightarrow E = -\frac{h c R_H}{n^2}$$

El estado fundamental de un átomo es el de mínima energía, que para el hidrógeno se corresponde con $n = 1$. Sustituyendo en la expresión anterior:

$$E = -\frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}) \cdot (109,678 \text{ cm}^{-1}) \cdot 10^2 \text{ cm}}{1^2} \cdot \frac{1 \text{ m}}{1 \text{ m}} = -2,179 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

La respuesta correcta es la e.

2.253. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde a un estado excitado?

- a) $1s^2 2s^2 2p^1$
- b) $1s^2 2s^2 2p^5$
- c) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

(O.Q.N. Sevilla 2010)

a-b-e) Falso. Estas tres configuraciones electrónicas corresponden a un estado fundamental ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, los electrones han ido ocupando los orbitales según energías crecientes.

c) **Verdadero.** La configuración electrónica propuesta corresponde a un estado excitado ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, se debería haber empezado a llenar el orbital 3s en lugar de completar el 2p.

d) Falso. La configuración electrónica propuesta corresponde a un estado imposible ya que de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925), no puede haber tres electrones en el orbital 2s.

La respuesta correcta es la c.

2.254. Indique la proposición correcta en relación a la radiación del espectro electromagnético:

- a) La energía es directamente proporcional a la longitud de onda.
- b) La energía es inversamente proporcional a la frecuencia.
- c) La energía es directamente proporcional al número de ondas.
- d) La longitud de onda y la amplitud de onda son directamente proporcionales.
- e) La luz visible tiene mayor energía que la luz ultravioleta.

(O.Q.N. Sevilla 2010)

De acuerdo con la ecuación:

$$E = h \nu = \frac{h c}{\lambda}$$

a-b) Falso. La energía es inversamente proporcional al valor de la longitud de onda.

c) **Verdadero.** El número de ondas es el inverso de la longitud de onda.

d) Falso. La amplitud de una onda no guarda ninguna relación con su longitud.

e) Falso. La radiación UV tienen menor longitud de onda que la visible y, por tanto, mayor energía.

La respuesta correcta es la c.

2.255. El modelo atómico de Bohr explica de forma satisfactoria:

- a) La distribución de electrones en el átomo de Cl.
- b) La diferente velocidad del electrón del H en cada órbita.
- c) La afinidad electrónica del Li.
- d) El espectro de emisión del Na.

(O.Q.L. Murcia 2010)

La velocidad de un electrón del átomo de hidrógeno en una órbita en el modelo de Bohr (1913) se calcula mediante la expresión:

$$v = \frac{e^2}{2 h \epsilon_0} \cdot \frac{1}{n} \rightarrow \begin{cases} e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \epsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es n , cuyos valores 1, 2, 3,... determinan la velocidad del electrón en esa órbita. La velocidad disminuye al aumentar n .

La respuesta correcta es la **b**.

2.256. Un protón tiene aproximadamente la misma masa que:

- a) Un neutrón
- b) Una partícula alfa
- c) Una partícula beta
- d) Un electrón

(O.Q.L. Murcia 2010)

Las masas del protón y neutrón son similares, aunque la del neutrón ($m_n = 1,6749 \cdot 10^{-27}$ kg) es ligeramente superior a la del protón ($m_p = 1,6726 \cdot 10^{-27}$ kg).

La respuesta correcta es la **a**.

2.257. Cuando los electrones de un átomo que se encuentra en estado excitado caen a un nivel de energía más bajo, la energía:

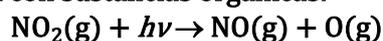
- a) Se absorbe.
- b) Se libera.
- c) Se absorbe y se libera al mismo tiempo (principio de equivalencia).
- d) Ni se absorbe ni se libera.

(O.Q.L. Murcia 2010)

Cuando un **electrón** de un átomo excitado **cae a un nivel de energía más bajo emite** la diferencia de energía entre ambos niveles en forma de radiación electromagnética de valor $h\nu$.

La respuesta correcta es la **b**.

2.258. La niebla fotoquímica se forma cuando el oxígeno producido en la siguiente fotodisociación reacciona con sustancias orgánicas:



La entalpía de esta reacción es $\Delta H^\circ = +306 \text{ kJ mol}^{-1}$. Si la energía para que se produzca esta reacción proviene de la luz solar, estima cuál es la longitud de onda de la radiación que necesita.

- a) $25.555,89 \text{ cm}^{-1}$
- b) $391 \cdot 10^{-9} \text{ m}$
- c) $7,67 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$
- d) $255,56 \text{ m}^{-1}$

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La energía para romper un enlace N=O es:

$$\frac{306 \text{ kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ enlaces}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 5,08 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda de dicha radiación es:

$$\lambda = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{5,08 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 3,91 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.259. ¿Cuál es la configuración electrónica del estado fundamental de un átomo de ${}_{27}\text{Co}$ en fase gas?

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^1$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La estructura electrónica del ${}_{27}\text{Co}$ en su estado fundamental es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$ o en forma abreviada $[\text{Ar}] 4s^2 3d^7$.

La respuesta correcta es la **d**.

2.260. ¿Cuántos orbitales tienen los números cuánticos $n = 4$, $l = 3$ y $m_l = 0$?

- a) 1
- b) 3
- c) 7
- d) 2
- e) 0

(O.Q.L. La Rioja 2010) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2016) (O.Q.L. La Rioja 2019)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

Si los valores de los números cuánticos son $n = 4$ y $l = 3$ quiere decir que se trata de un orbital $4f$. Existen siete valores diferentes para el número cuántico m_l , $-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$, por tanto, solo **uno** de estos orbitales puede tener el valor 0.

La respuesta correcta es la **a**.

2.261. Cuando un electrón excitado situado en el tercer nivel de energía de un átomo de hidrógeno cae hasta el primer nivel de energía, emite una radiación electromagnética de longitud de onda:

- a) $7,31 \cdot 10^7 \text{ \AA}$
- b) $1,025,8 \text{ \AA}$
- c) $8,7 \cdot 10^{33} \text{ \AA}$
- d) $9,75 \cdot 10^{16} \text{ \AA}$

$$\text{Dato. } \nu = R_H \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

(O.Q.L. Baleares 2010)

La ecuación propuesta, del modelo de Bohr (1913), permite calcular la frecuencia correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico:

$$\nu = 3,290 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 2,924 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

La longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética están relacionadas por la ecuación:

$$c = \lambda \nu$$

El valor de la longitud de onda es:

$$\lambda = \frac{2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{2,924 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ \AA}}{10^{-10} \text{ m}} = 1.025 \text{ \AA}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.262. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos indica una solución permitida de la ecuación de onda?

- a) $n = 2, l = 2, m_l = 1, m_s = -\frac{1}{2}$
- b) $n = 3, l = 2, m_l = -2, m_s = -\frac{1}{2}$
- c) $n = 3, l = -2, m_l = 0, m_s = +\frac{1}{2}$
- d) $n = 2, l = 1, m_l = 0, m_s = 0$

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) Prohibido. Si $n = 2$, el valor de l debe ser 0 o 1.
- b) **Permitido**. Todos los valores de los números cuánticos son correctos.
- c) Prohibido. El valor de l nunca puede ser menor que 0.
- d) Prohibido. El valor de m_s debe ser $\pm \frac{1}{2}$.

La respuesta correcta es la **b**.

2.263. En el modelo atómico de Bohr:

- a) Existen cuatro orbitales atómicos.
- b) El electrón solo puede girar en órbitas estacionarias en las que puede absorber o emitir energía.
- c) Las órbitas en las que gira el electrón están cuantizadas por el número cuántico n .
- d) Para que un electrón salte de un orbital a otro dentro del mismo nivel energético debe absorber energía.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

a-d) Falso. El modelo atómico de Bohr (1913) no utiliza los orbitales atómicos.

El primer postulado de Bohr establece que:

“los electrones en sus giros en torno al núcleo no emiten energía y aunque están gobernados por ecuaciones clásicas, solo son posibles las órbitas que cumplen la condición de cuantización”.

Su expresión matemática es:

$$m v r = \frac{n h}{2\pi} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ m = \text{masa del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ r = \text{radio de la órbita} \end{cases}$$

n es el número cuántico principal que solo puede tomar valores enteros (1, 2, 3, ..., ∞) y que indica la órbita en la que se mueve el electrón.

Estas órbitas en las que el electrón no emite energía se llaman **estacionarias**.

- b) Falso. El electrón no absorbe ni emite energía en las órbitas estacionarias.
 c) **Verdadero**. Cada órbita estacionaria está caracterizada por el valor del número cuántico n .

La respuesta correcta es la **c**.

2.264. Un isótopo cuyo número de masa es igual a 18, tiene 2 neutrones más que protones. ¿Cuál será el número de electrones?

- a) 9
 b) 18
 c) 10
 d) 8

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El número de protones o electrones es **8**, ya que el número de neutrones debe ser superior al de protones.

La respuesta correcta es la **d**.

2.265. Imagine un universo en el que el número cuántico m_s pueda tomar los valores $+\frac{1}{2}$, 0 y $-\frac{1}{2}$ en lugar de $\pm\frac{1}{2}$. Suponiendo que todos los otros números cuánticos pueden tomar únicamente los valores posibles en nuestro mundo y que se aplica el principio de exclusión de Pauli, la nueva configuración electrónica del átomo de nitrógeno será:

- a) $1s^3 2s^3 2p^1$
 b) $1s^2 2s^2 2p^2$
 c) $1s^3 2s^3 3p^7$
 d) $1s^2 2s^2 2p^7$

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

El nitrógeno ($Z = 7$) tiene la siguiente configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^3$.

Si en ese universo el número cuántico m_s puede tener tres valores diferentes cambia el enunciado del principio de exclusión de Pauli (1925), lo que quiere decir que en cada uno de los orbitales cabrían 3 electrones, por lo que la configuración electrónica del nitrógeno en ese universo sería $1s^3 2s^3 2p^1$.

La respuesta correcta es la **a**.

2.266. ¿En qué tipo de orbital atómico se encuentra el electrón definido por los números cuánticos $n = 4$, $l = 2$, $m_l = 0$ y $m_s = \frac{1}{2}$?

- a) Orbital atómico f
 b) Orbital atómico s
 c) Orbital atómico p
 d) Orbital atómico d

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

De acuerdo con los valores de los números cuánticos dados se trata de un electrón perteneciente a un **orbital 4d**.

La respuesta correcta es la **d**.

2.267. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- a) Un elemento químico tiene una masa constante y única.
- b) Un elemento químico puede tener distintos números másicos.
- c) Un elemento químico puede tener distinto número de protones.
- d) Un elemento químico puede tener distinto número de electrones.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

- a) Falso. La masa de un elemento se calcula teniendo en cuenta los diferentes isótopos que lo forman.
- b) **Verdadero**. Los diferentes **isótopos** de un elemento **se diferencian** en el valor de su **número másico**.
- c-d) Falso. Cada elemento está caracterizado por un número atómico que coincide con el número de protones de su núcleo o de electrones de su corteza.

La respuesta correcta es la **b**.

2.268. Del siguiente grupo de números cuánticos para electrones, ¿cuál es falso?

- a) 2, 1, 0, $-\frac{1}{2}$
- b) 2, 1, -1, $+\frac{1}{2}$
- c) 2, 2, 1, $+\frac{1}{2}$
- d) 2, 0, 0, $-\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Asturias 2010)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a-b-d) Permitido. Todos los valores de los números cuánticos son correctos.

c) **Prohibido**. Si $n = 2$, el valor de l debe ser 0 o 1.

La respuesta correcta es la **c**.

2.269. Indique cuál de los siguientes grupos de valores correspondientes a números cuánticos n , l y m_l es el permitido:

- a) 3, -1, 1
- b) 1, 1, 3
- c) 5, 3, -3
- d) 0, 0, 0
- e) 4, 2, 0

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a) Prohibido. l nunca puede ser menor que 0.

b) Prohibido. Si $n = 1$, l y m_l solo pueden valer 0.

c-e) **Permitidos**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.

d) Prohibido. n nunca puede ser 0.

Las respuestas correctas son **c** y **e**.

(En la cuestión propuesta en Castilla-La Mancha 2016 se cambia c por e).

2.270. En el efecto fotoeléctrico:

- a) La energía de los fotones depende de la intensidad de la radiación incidente.
- b) La energía de los fotones es independiente de la intensidad de la radiación incidente.
- c) Se produce emisión a cualquier frecuencia.
- d) El número de fotoelectrones emitidos es independiente de la intensidad de la radiación incidente.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La ecuación propuesta por Einstein (1905) para explicar el efecto fotoeléctrico es:

$$E_k = h c (\nu - \nu_0) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} E_k = \text{energía cinética del fotoelectrón} \\ c = \text{velocidad de la luz} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \nu = \text{frecuencia del fotón incidente} \\ \nu_0 = \text{frecuencia característica del metal} \end{cases}$$

a-d) Falso. La intensidad de la luz es el número de fotones por unidad de tiempo, por tanto, a mayor intensidad mayor número de electrones emitidos.

b) **Verdadero**. La intensidad de la luz es el número de fotones por unidad de tiempo, por tanto, a mayor intensidad mayor número de electrones emitidos.

c) Falso. Para que se produzca la emisión es necesario que la energía de los fotones sea suficiente para arrancar electrones de la placa metálica, $\nu > \nu_0$.

La respuesta correcta es la **b**.

2.271. La hipótesis de Planck establece que:

- a) Cada fotón tiene una cantidad particular de energía que depende además de la frecuencia de la luz.
- b) Cada fotón tiene una cantidad particular de energía que no depende además de la frecuencia de la luz.
- c) Los fotones de luz tienen la misma cantidad de energía.
- d) Cada fotón tiene una cantidad particular de energía que depende de la velocidad de la luz.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

La hipótesis de M. Planck (1900) propone que:

“La energía es absorbida o emitida por los electrones en forma de cantidades discretas, llamadas cuantos, de valor $E = h \nu$ ”.

Posteriormente, en 1926, G.N. Lewis denomina **fotones** a los cuantos de luz.

La respuesta correcta es la **a**.

2.272. El número atómico del Cu es 29. Si la Ag está exactamente debajo del Cu en la tabla periódica, el ion Ag(III) tiene una configuración:

- a) d^9
- b) d^7
- c) d^8
- d) d^5
- e) d^6

(O.Q.L. País Vasco 2010)

Cobre (Cu) y plata (Ag) son elementos que pertenecen al grupo 11 de la tabla periódica por lo que la estructura electrónica externa de ambos es $ns^1 (n-1)d^{10}$. Para Cu, ($n = 4$) ya que se encuentra en el cuarto periodo y para Ag, ($n = 5$) se encuentra en el quinto, por tanto, la estructura electrónica abreviada de la plata es $[\text{Kr}] 5s^1 4d^{10}$, y si cede tres electrones, situados uno en el orbital 5s y dos en los 4d, se transforma en Ag(III) cuya estructura electrónica es $[\text{Kr}] 4d^8$.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997).

2.273. La configuración electrónica del ion Cr^{3+} es:

- a) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$
- b) $[\text{Ar}] 4s^1 3d^2$
- c) $[\text{Ar}] 3d^3$
- d) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$
- e) $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Extremadura 2016)

El cromo (Cr) es un elemento que se encuentra situado en grupo 6 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica abreviada es, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927), $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$, y si cede tres electrones, uno del orbital $4s$ y dos de los orbitales $3d$, se transforma en el ion Cr^{3+} cuya estructura electrónica es $[\text{Ar}] 3d^3$.

La respuesta correcta es la c.

2.274. El elemento estable al que más fácilmente se le pueden arrancar fotoelectrones es el cesio, que tiene una longitud de onda característica de 580 nm. Cuando se ilumina una placa de cesio con una luz roja de 660 nm:

- Se consigue que se emitan fotoelectrones.
- No se produce efecto fotoeléctrico.
- No es cierto que el cesio sea el elemento que más fácilmente emite fotoelectrones.
- No es cierto que una luz roja pueda tener una longitud de onda de 660 nm.
- Los electrones se emitirán con energía cinética elevada.
- La energía de una radiación de 580 nm es menor que la de otra de 660 nm.
- La energía de un fotón con una longitud de onda de 580 nm es $3,0 \cdot 10^{-20}$ J.
- Tendrá lugar una reacción nuclear.
- El electrón emite energía cinética.
- El electrón desciende al nivel de energía inmediatamente inferior.

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Valencia 2014) (O.Q.L. Baleares 2015) (O.Q.L. Castilla y León 2017) (O.Q.L. Jaén 2018)
(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

La ecuación propuesta por Einstein (1905) para explicar el efecto fotoeléctrico es:

$$E_k = h c \left(\frac{1}{\lambda} - \frac{1}{\lambda_0} \right) \rightarrow \begin{cases} E_k = \text{energía cinética del fotoelectrón} \\ c = \text{velocidad de la luz} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \lambda = \text{longitud de onda del fotón incidente} \\ \lambda_0 = \text{longitud de onda característica del metal} \end{cases}$$

Para que se produzca efecto fotoeléctrico es preciso que la energía de los fotones sea suficiente para arrancar electrones de la placa metálica: $\lambda < \lambda_0$.

Como $\lambda_{\text{luz roja}} (660 \text{ nm}) > \lambda_{\text{Cs}} (580 \text{ nm})$, no se produce el efecto fotoeléctrico.

La respuesta correcta es la b.

2.275. El vanadio, un metal de gran dureza y resistencia a la tracción, se emplea en numerosas aleaciones. Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde al ${}_{23}\text{V}$?

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^4$

(O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Valencia 2016)

El vanadio (V) es un elemento que pertenece al grupo 5 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ o, de forma abreviada, $[\text{Ar}] 4s^2 3d^3$.

La respuesta correcta es la a.

2.276. ¿Cuál de estas propuestas es correcta?

- El producto de la longitud de onda por la frecuencia es una constante para la luz visible en el vacío.
- A medida que aumenta la longitud de onda de la luz, aumenta la energía del fotón.
- A medida que aumenta la longitud de onda de la luz, aumenta su amplitud.
- La luz verde tiene mayor frecuencia que la luz azul.
- La amplitud aumenta con la longitud de onda.

(O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Madrid 2013)

- a) **Verdadero.** Frecuencia y longitud de onda están relacionadas por medio de la expresión $c = \lambda \nu$.
- b) Falso. De acuerdo con la ecuación de Planck (1900):

$$E = h \nu = \frac{h c}{\lambda}$$

- c) Falso. La amplitud de una onda no guarda ninguna relación con su longitud.
- d) Falso. La frecuencia de la luz verde es menor que la del luz azul.
- e) Falso. La amplitud de una onda no depende de su frecuencia.

La respuesta correcta es la **a**.

2.277. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta?

- a) **Dos aniones distintos pueden ser isoelectrónicos.**
- b) **Dos átomos neutros pueden ser isoelectrónicos.**
- c) **Dos cationes distintos pueden ser isoelectrónicos.**
- d) **Un catión y un anión pueden ser isoelectrónicos.**

(O.Q.L. La Rioja 2011)

Especies químicas isoelectrónicas son aquellas que tienen el mismo número de electrones en idéntica configuración electrónica.

a) **Correcto.** Dos aniones isoelectrónicos de elementos pertenecientes a grupos diferentes de la tabla periódica tendrán diferente carga eléctrica, por ejemplo, F^- y O^{2-} , tienen la misma estructura electrónica, $[He] 2s^2 2p^6$. Sin embargo, si ambos aniones pertenecen al mismo grupo, aunque tengan la misma carga, no serán isoelectrónicos, por ejemplo, F^- y Cl^- tienen, respectivamente, las estructuras electrónicas, $[He] 2s^2 2p^6$ y $[Ne] 3s^2 3p^6$.

b) **Incorrecto.** **Dos átomos neutros de diferentes elementos** tienen distinto número atómico, es decir de protones y de electrones, por tanto, **nunca podrán ser isoelectrónicos.**

c) **Correcto.** Dos cationes isoelectrónicos de elementos pertenecientes a grupos diferentes de la tabla periódica tendrán diferente carga eléctrica, por ejemplo, Na^+ y Mg^{2+} , tienen la misma estructura electrónica, $[He] 2s^2 2p^6$. Sin embargo, si ambos cationes pertenecen al mismo grupo, aunque tengan la misma carga, no serán isoelectrónicos, por ejemplo, Na^+ y K^+ tienen, respectivamente, las estructuras electrónicas, $[He] 2s^2 2p^6$ y $[Ne] 3s^2 3p^6$.

d) **Correcto.** Un catión y un anión de distintos elementos sí pueden ser isoelectrónicos, por ejemplo, F^- y Na^+ , tienen la misma estructura electrónica, $[He] 2s^2 2p^6$.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2009).

2.278. Dado el anión ${}^{14}_7X^{3-}$ es posible asegurar que tiene:

- a) **7 electrones**
- b) **10 electrones**
- c) **14 neutrones**
- d) **14 protones**

(O.Q.L. Murcia 2011)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico \rightarrow indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La especie química propuesta tiene 7 protones y $(14 - 7) = 7$ neutrones y como la especie es aniónica (está cargada negativamente), significa que tiene 3 electrones de más en su última capa, $(7 + 3) = 10$ **electrones.**

La respuesta correcta es la **b**.

2.279. El modelo atómico de Bohr plantea, entre otras cosas, que:

- Los electrones están distribuidos en orbitales llamados *s*, *p*, *d*, *f*, etc.
- El número de electrones en un orbital depende del valor de *n*.
- Los electrones giran alrededor del núcleo a velocidad constante.
- Los electrones cuando giran alrededor del núcleo no sufren aceleración.

(O.Q.L. Murcia 2011)

a-b) Falso. En el átomo de Bohr (1913), los electrones giran en órbitas circulares, no existen orbitales.

c) **Verdadero**. En el átomo de hidrógeno, el núcleo atrae al electrón con una fuerza central electrostática de forma que el electrón gira en una órbita circular sin emitir energía (órbita estacionaria).

La expresión matemática para una de estas órbitas es:

$$k \frac{e^2}{r^2} = m \frac{v^2}{r} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} v = \text{velocidad del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ m = \text{masa del electrón} \\ k = \text{constante} \\ r = \text{radio de la órbita} \end{cases}$$

El valor v^2/r es la aceleración normal del electrón.

d) Falso. Como se ha visto en la propuesta anterior.

La respuesta correcta es la **c**.

2.280. Para el potasio ${}^{41}_{19}\text{K}$ es correcto decir que:

- Su número atómico es 41.
- Su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.
- En su núcleo hay 19 neutrones y 22 protones.
- Es un isómero del ${}^{41}_{20}\text{K}$.

(O.Q.L. Murcia 2011)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

La configuración electrónica del potasio ($Z = 19$) es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. Como su número atómico es 19, tiene 19 protones y 19 electrones y su núcleo contiene $(41 - 19) = 22$ neutrones.

Los átomos no tienen isómeros.

La respuesta correcta es la **b**.

2.281. ¿Cuál de las siguientes configuraciones no es posible de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli?

- $1s^2 2s^2 2p^4$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3$
- $1s^2 2s^2 3p^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

(O.Q.L. Murcia 2011)

a-d) Falso. Las configuraciones electrónicas $1s^2 2s^2 2p^4$ y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ corresponden a estados fundamentales, ya que de acuerdo con el principio de mínima energía los electrones han ido ocupando los orbitales según energías crecientes.

b) **Verdadero**. La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3$ corresponde a un **estado prohibido**, ya que de acuerdo con el **principio de exclusión de Pauli** (1925):

“en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos”,

y en la configuración propuesta, en el orbital 3s hay tres electrones.

c) Falso. La configuración electrónica $1s^2 2s^2 3p^1$ corresponde a un estado excitado, ya que de acuerdo con el principio de mínima energía se debería haber empezado a llenar el subnivel 2p en lugar del 3p.

La respuesta correcta es la **b**.

2.282. Cuando los átomos de dos elementos tienen en sus núcleos el mismo número de protones pero distinto número de neutrones se llaman:

- a) Isómeros
- b) Isótopos
- c) Heterodoxos
- d) Isoprotónicos

(O.Q.L. Murcia 2011)

Isótopos son átomos de un mismo elemento con el mismo número atómico (número de protones) y distinto número másico (distinto número de neutrones).

La respuesta correcta es la **b**.

2.283. Indique cuál de las siguientes sales está formada por iones isoelectrónicos:

- a) KI
- b) AlCl_3
- c) CaBr_2
- d) MgF_2

(O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica estructura electrónica.

Las configuraciones electrónicas de los iones implicados en las sales propuestas son:

- El potasio (K) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^1$, y si cede el electrón del orbital 4s se transforma en el ion K^+ cuya configuración electrónica es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.
- El yodo (I) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 5 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5$, y si gana un electrón para completar el orbital 5p se transforma en el ion I^- cuya configuración electrónica es $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^6$.
- El aluminio (Al) es un elemento que pertenece al grupo 13 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$, y si cede los tres electrones de su capa más externa se transforma en el ion Al^{3+} cuya configuración electrónica es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.
- El cloro (Cl) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$, y si gana un electrón para completar su capa más externa se transforma en el ion Cl^- cuya configuración electrónica es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.
- El calcio (Ca) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2$, y si cede los electrones del orbital 4s se transforma en el ion Ca^{2+} cuya configuración electrónica es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.
- El bromo (Br) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$, y si gana un electrón para completar su capa más externa se transforma en Br^- cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$.
- El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2$, y si cede los electrones del orbital 3s se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

▪ El flúor (F) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$, y si gana un electrón para completar su capa más externa se transforma en el ion F^- cuya configuración electrónica es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

De las parejas de iones propuestas, la pareja Mg^{2+} y F^- sí que es isoelectrónica, mientras que el resto no lo son.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2007).

2.284. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos es posible para un electrón situado en un orbital $4d$?

- a) $n = 4; l = 3; m_l = -3; m_s = +\frac{1}{2}$
- b) $n = 4; l = 2; m_l = +1; m_s = +\frac{1}{2}$
- c) $n = 4; l = 1; m_l = -2; m_s = -\frac{1}{2}$
- d) $n = 4; l = 0; m_l = 0; m_s = -\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

A un electrón que se encuentre en un orbital $4d$ le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos:

- $n = 4$ (cuarto nivel de energía)
- $l = 2$ (subnivel de energía d)
- $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$ (indistintamente, ya que el subnivel d está quíntuplemente degenerado, es decir, tiene 5 orbitales diferentes $d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$)
- $m_s = \pm \frac{1}{2}$

La respuesta correcta es la **b**.

2.285. El número de electrones del ion ${}^{58}_{26}\text{Fe}^{3+}$ es:

- a) 23
- b) 29
- c) 26
- d) 3

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El número atómico indica que la especie química propuesta tiene 26 protones. Como se trata de un catión con tres cargas positivas significa que tiene 3 electrones de menos en su última capa, es decir, $(26 - 3) = 23$ electrones.

La respuesta correcta es la **a**.

2.286. ¿Cuántos electrones desapareados tiene el átomo de S ($Z = 16$) en su estado fundamental?

- a) 0
- b) 4
- c) 2
- d) 6
- e) 1
- f) 3

(O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Valencia 2015) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

La estructura electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$:

3s	3p		
↑↓	↑↓	↑	↑

Como se observa, el S presenta **2 electrones desapareados**.

La respuesta correcta es la c.

2.287. El elemento X de configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ lo más probable es que pierda o gane electrones para formar un ion de valencia:

- a) -1
- b) +5
- c) +1
- d) -7

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La valencia iónica se define como el número de electrones que un átomo gana o pierde para formar un ion con una configuración electrónica estable.

Si el elemento X gana un electrón, completa su capa más externa y consigue una estructura electrónica muy estable de gas noble, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, formando un ion cuya valencia iónica es **-1**.

La respuesta correcta es la a.

2.288. ¿En qué se diferencian los isótopos de un elemento?

- a) En el número másico.
- d) En el número de protones.
- b) En el número atómico.
- c) En la configuración electrónica.

(O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Cantabria 2015) (O.Q.L. Castilla y León 2016)

Isótopos son átomos de un mismo elemento con igual número atómico (mismo número de protones y electrones) y **diferente número másico** (distinto número de neutrones).

La respuesta correcta es la a.

2.289. ¿Qué valores de la siguiente tabla son incorrectos?

protones	Z	neutrones	A	electrones	isótopo
13	14	14	27	13	^{27}Al
10	10	11	22	10	^{21}Ne
17	17	21	37	17	^{37}Cl

- a) El número de protones de los tres isótopos.
- b) El nº de electrones de ^{27}Al , el valor de Z de ^{21}Ne y el valor de A de ^{37}Cl .
- c) El valor de Z de ^{27}Al , el valor de A de ^{21}Ne y el nº de neutrones de ^{37}Cl .
- d) El nº de protones de ^{27}Al , el nº de neutrones de ^{21}Ne y el valor de A de ^{37}Cl .

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

Isótopo $^{27}\text{Al} \rightarrow (Z = 13)$ está integrado por $\left\{ \begin{array}{l} 13 \text{ protones} \\ 13 \text{ electrones} \\ (27 - 13) = 14 \text{ neutrones} \end{array} \right.$

Isótopo $^{21}\text{Ne} \rightarrow (Z = 10)$ está integrado por $\left\{ \begin{array}{l} 10 \text{ protones} \\ 10 \text{ electrones} \\ (21 - 10) = 11 \text{ neutrones} \end{array} \right.$

Isótopo $^{37}\text{Cl} \rightarrow (Z = 17)$ está integrado por $\left\{ \begin{array}{l} 17 \text{ protones} \\ 17 \text{ electrones} \\ (37 - 17) = 20 \text{ neutrones} \end{array} \right.$

- a) Correcto. El número de protones de los tres isótopos es el que aparece en la tabla.
- b) Correcto. El número de electrones de ^{27}Al ; el valor de Z del isótopo ^{21}Ne y el valor de A de ^{37}Cl son los que aparecen en la tabla.
- c) **Incorrecto**. El valor de Z del isótopo ^{27}Al no es 14; el valor de A del isótopo ^{21}Ne no es 22; ni el número de neutrones de ^{37}Cl es 21.
- d) Correcto. El número de protones del isótopo ^{27}Al , el número de electrones del isótopo ^{21}Ne y el valor de A del isótopo ^{37}Cl son los que figuran en la tabla.

La respuesta incorrecta es la c.

2.290. El concepto de órbita en el modelo atómico de Bohr se define como:

- La región del espacio más cercana al núcleo en la que se encuentra el electrón.
- La densidad de carga repartida alrededor del núcleo.
- Una zona del átomo donde es más probable encontrar al electrón.
- Una trayectoria circular o elíptica en la que se mueven girando los electrones alrededor del núcleo.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

El primer postulado de Bohr (1913) establece que:

“los electrones en sus giros en torno al núcleo no emiten energía y aunque están gobernados por ecuaciones clásicas, solo son posibles las órbitas que cumplen la condición de cuantización”.

Estas **órbitas** denominadas estacionarias son **circulares** y están caracterizadas por un número entero denominado número cuántico principal. Las órbitas **elípticas** son introducidas por Sommerfeld (1916) para corregir el modelo propuesto por Bohr.

La respuesta correcta es la d.

2.291. De las siguientes combinaciones de números cuánticos, cuál es correcta.

- | | |
|------------------------------|-----------------------------|
| a) 3, 1, 1, 0 | f) 5, 0, 1, + $\frac{1}{2}$ |
| b) 1, 1, 0, + $\frac{1}{2}$ | g) 3, 2, 0, 0 |
| c) 5, 3, -3, - $\frac{1}{2}$ | h) 1, 0, 1, + $\frac{1}{2}$ |
| d) 2, 1, -2, + $\frac{1}{2}$ | |
| e) 4, 3, 3, 0 | |

(O.Q.L. Preselección Valencia 2011) (O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) La combinación de números cuánticos (3, 1, 1, 0) no es correcta ya que el número cuántico m_s solo puede valer $\pm \frac{1}{2}$.
- b) La combinación de números cuánticos (1, 1, 0, $\frac{1}{2}$) no es correcta ya que si el número cuántico $n = 1$, el número cuántico l solo puede valer 0.

- c) La combinación de números cuánticos (5, 3, -3, $-1/2$) es **correcta** ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón en un **orbital 5f**.
- d) La combinación de números cuánticos (2, 1, -2, $+1/2$) no es correcta ya que si el número cuántico $l = 1$, el número cuántico m_l solo puede valer -1, 0, +1.
- e) La combinación de números cuánticos (4, 3, 3, 0) no es correcta ya que si el número cuántico $n = 4$, el número cuántico l solo puede valer 0, 1, 2 o 3; y además, el número cuántico m_s solo puede valer $\pm 1/2$.
- f) La combinación de números cuánticos (5, 0, 1, $+1/2$) no es correcta ya que si el número cuántico $l = 0$, el número cuántico m_l solo puede valer 0.
- g) La combinación de números cuánticos (3, 2, 0, 0) no es correcta ya que el número cuántico m_s solo puede valer $\pm 1/2$.
- h) La combinación de números cuánticos (1, 0, 1, $+1/2$) no es correcta ya que si el número cuántico $l = 0$, el número cuántico m_l solo puede valer 0.

La respuesta correcta es la **c**.

2.292. El número atómico del Cr es 24. Si el Mo está exactamente debajo del Cr en la tabla periódica, el ion Mo(II) tiene una configuración:

- a) d^1
b) d^9
c) d^4
d) d^5

(O.Q.L. País Vasco 2011)

Cromo (Cr) y molibdeno (Mo) son elementos que pertenecen al grupo 6 de la tabla periódica por lo que la estructura electrónica externa de ambos es $ns^1 (n-1)d^5$.

Para el Cr ($n = 4$) ya que se encuentra en el cuarto periodo y para Mo ($n = 5$) ya que se encuentra en el quinto, por tanto, la estructura electrónica abreviada del Mo es $[\text{Kr}] 5s^1 4d^5$, y si cede dos electrones, situados uno en el orbital 5s y otro en uno de los orbitales 4d, se transforma en el ion Mo(II) cuya estructura electrónica es $[\text{Kr}] 4d^4$.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997 y País Vasco 2010).

2.293. Si la configuración electrónica de un átomo es $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$. Indique la afirmación correcta:

- a) Su número atómico es 9.
b) Para pasar a la configuración $1s^2 2s^2 2p^6$ el átomo necesita energía.
c) Su configuración es estable.
d) Pertenece al grupo de los gases nobles.

(O.Q.L. País Vasco 2011)

a) Incorrecta. Sumando los superíndices se sabe que el átomo tiene 10 electrones, por tanto, su número atómico es 10.

b-c) Incorrectas. La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$ incumple el principio de mínima energía ya que se ocupa el subnivel 3s antes de completar el 2p y hace que el átomo se encuentre en un estado excitado.

d) **Correcta**. Si el número atómico es 10 quiere decir que se trata del elemento neón, uno de los **gases nobles**.

La respuesta correcta es la **d**.

2.294. ¿Cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas correspondientes a átomos neutros en el estado fundamental son incorrectas?

- a) $1s^2 2s^2 3s^2 3p^4$
 b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
 c) $1s^2 2s^2 2p^8 3s^2 3p^2$
 d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
 e) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2 3p^6$

(O.Q.L. Galicia 2011)

a) **Incorrecta.** La configuración electrónica $1s^2 2s^2 3s^2 3p^6$ incumple el principio de mínima energía ya que se ocupan los subniveles 3s y 3p antes que el 2p.

b) Correcta. La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ incumple el principio de mínima energía, pero sin embargo presenta mayor multiplicidad. Se trata de una excepción en la configuración electrónica de los elementos.

c) **Incorrecta.** La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^8 3s^2 3p^2$ no puede existir ya que en subnivel 2p caben como máximo seis electrones.

d) Correcta. La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ cumple el principio de mínima energía.

e) **Incorrecta.** La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2 3p^6$ no es posible ya que, de acuerdo con los valores permitidos para los números cuánticos, el subnivel 2d no puede existir.

Las respuestas incorrectas son a, c y e.

2.295. ¿Cuál es la configuración electrónica del estado fundamental del Cu ($Z = 29$)?

- a) $[\text{Ar}] 3d^8 4s^1$
 b) $[\text{Ar}] 3d^9 4s^2$
 c) $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$
 d) $[\text{Kr}] 3d^9 4s^2$
 e) $[\text{Ne}] 3d^9 4s^2$

(O.Q.N. El Escorial 2012)

La estructura electrónica abreviada del Cu ($Z = 29$) es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$, ya que de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

La respuesta correcta es la c.

2.296. Cuál de las siguientes parejas de átomos tiene el mismo número de neutrones en los dos núcleos:

- a) ^{56}Co y ^{58}Co f) ^{56}Ni y ^{58}Ni
 b) ^{57}Mn y ^{57}Fe g) ^{57}Co y ^{57}Ni
 c) ^{57}Fe y ^{58}Ni h) ^{58}Fe y $^{56}\text{Fe}^{2+}$
 d) ^{57}Co y ^{58}Ni
 e) ^{57}Mn y ^{58}Ni

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Baleares 2016) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016) (O.Q.L. La Rioja 2016)
 (O.Q.L. Preselección Valencia 2016) (O.Q.L. Granada 2016)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.

- Número másico \rightarrow indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El número de neutrones de un átomo se obtiene mediante la diferencia ($A - Z$).

a-f-h) Falso. Es imposible que dos isótopos tengan el mismo número de neutrones.

b-g) Falso. Es imposible que dos núcleos de elementos diferentes con el mismo número másico tengan el mismo número de neutrones.

c-e) Falso. Es imposible que dos núcleos de elementos no consecutivos en la tabla periódica cuyo número másico se diferencia en una unidad tengan el mismo número de neutrones.

d) **Verdadero**. Esos dos núcleos de elementos consecutivos en la tabla periódica cuyo número másico se diferencia en una unidad tienen el mismo número de neutrones.

La respuesta correcta es la **d**.

2.297. De los siguientes cationes, el que presenta mayor valor de su momento magnético (paramagnetismo) es:

- Ca^{2+}
- Sc^{3+}
- Mn^{3+}
- Fe^{3+}
- Cu^{2+}

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Jaén 2016) (O.Q.L. Galicia 2017)

Una especie química es paramagnética si presenta electrones desapareados, y su momento magnético tendrá mayor valor cuantos más electrones desapareados presente dicho ion.

a) Falso. El calcio (Ca) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2$, y si cede los dos electrones del orbital 4s se transforma en el ion Ca^{2+} cuya configuración electrónica es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

La distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:

3s	3p		
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$

Como se observa, no tiene electrones desapareados, por tanto, no es una especie paramagnética.

b) Falso. El escandio (Sc) es un elemento que pertenece al grupo 3 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$, y si cede tres electrones, los dos del orbital 4s y el situado en el orbital 3d, se transforma en Sc^{3+} cuya configuración electrónica es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

La distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:

3s	3p		
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$

Como se observa, no tiene electrones desapareados, por tanto, no es una especie paramagnética.

c) Falso. El manganeso (Mn) es un elemento que pertenece al grupo 7 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^5$, y si cede tres electrones, los dos del orbital 4s y otro situado en uno de los orbitales 3d, se transforma en el ion Mn^{3+} cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3d^4$.

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 3d:

4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	

Como se observa, presenta cuatro electrones desapareados, por tanto, sí es una especie paramagnética.

d) **Verdadero.** El hierro (Fe) es un elemento que pertenece al grupo 8 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$, y si cede tres electrones, los dos del orbital 4s y otro situado en uno de los orbitales 3d, se transforma en el ion Fe^{3+} cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3d^5$

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927), le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 3d:

4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	↑

Como se observa, presenta cinco electrones desapareados, por tanto, sí es una especie paramagnética.

e) Falso. El cobre (Cu) es un elemento que pertenece al grupo 8 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$, y si cede dos electrones, el del orbital 4s y otro situado en uno de los orbitales 3d, se transforma en Cu^{2+} cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3d^9$.

La distribución de los electrones en los orbitales 3d es:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, presenta un electrón desapareado, por tanto, sí es una especie paramagnética.

El **momento magnético de mayor** valor le corresponde al ion Fe^{3+} ya que es la especie que presenta más electrones desapareados.

La respuesta correcta es la **d**.

2.298. El ^{12}C y el ^{14}C son:

- Isómeros
- Isógonos
- Isótopos
- Isólogos

(O.Q.L. Murcia 2012)

Los átomos de carbono propuestos se diferencian en el número másico, por tanto son **isótopos**.

La respuesta correcta es la **c**.

2.299. El modelo atómico de Bohr no pudo explicar el llamado efecto Zeeman (el desdoblamiento que se produce de las líneas originales de un espectro de emisión en presencia de un campo magnético). Sommerfeld perfeccionó este modelo:

- Introduciendo la velocidad de giro en las órbitas.
- Aplicando un modelo hiperdimensional en capas.
- Incluyendo órbitas elípticas en modelo.
- Demostrando que los protones también se mueven alrededor del núcleo.

(O.Q.L. Murcia 2012)

Las restricciones impuestas por Bohr (1913) fueron insuficientes para poder explicar los espectros de átomos polielectrónicos.

A. Sommerfeld (1916) generalizó el modelo propuesto por Bohr haciendo que el electrón además de girar en órbitas circulares lo hiciera también en **órbitas elípticas**. Estas órbitas se encontraban asociadas al número cuántico secundario o azimutal, l .

La respuesta correcta es la c.

2.300. ¿Existen orbitales $3p$ de un átomo de nitrógeno?

- Nunca.
- Siempre.
- Solo cuando está excitado.
- Solo cuando el nitrógeno está en estado líquido.

(O.Q.L. Asturias 2012)

Un orbital atómico es una región del espacio con una cierta energía en la que existe una elevada probabilidad de encontrar un electrón y que viene descrito por una función matemática llamada función de onda, Ψ . Está definido por tres números cuánticos (n , l y m_l).

Si se habla de un orbital $3p$ para el nitrógeno quiere decir que uno de los siete electrones del nitrógeno incumple el principio de mínima energía y se encontraría en ese orbital de mayor energía, dando lugar a un **estado excitado**. Sus números cuánticos serían:

- $n = 3$ (tercer nivel de energía)
- $l = 1$ (subnivel de energía p)
- $m_l = 1, 0, -1$ (indistintamente, ya que el subnivel p está triplemente degenerado, es decir, tiene 3 orbitales diferentes p_x, p_y, p_z)
- $m_s = \pm 1/2$

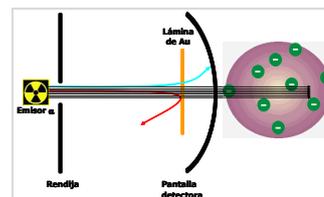
La respuesta correcta es la c.

2.301. Ernest Rutherford demostró experimentalmente la existencia de:

- La partícula α
- El electrón
- El neutrón
- El núcleo

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

En el experimento de la lámina de oro, realizado por H. Geiger y E. Marsden (1907), se bombardeó una fina lámina de este elemento con partículas alfa observándose que la mayoría de estas atravesaba la lámina sin desviarse. La interpretación que Rutherford dio a este hecho fue que el átomo estaba en su mayor parte hueco con una zona central diminuta, positiva y muy densa a la que llamó **núcleo** atómico.



La respuesta correcta es la d.

2.302. ¿Cuántos orbitales atómicos pueden existir con un número cuántico principal igual a n ?

- n orbitales
- n^2 orbitales
- $2n$ orbitales
- $(2n - 1)$ orbitales

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

El número de orbitales con igual número cuántico n es n^2 . Por ejemplo:

- $n = 2 \rightarrow (1 \text{ orbital } 2s) + (3 \text{ orbitales } 2p) \rightarrow 2^2 \text{ orbitales}$
- $n = 3 \rightarrow (1 \text{ orbital } 3s) + (3 \text{ orbitales } 3p) + (5 \text{ orbitales } 3d) \rightarrow 3^2 \text{ orbitales}$
- $n = 4 \rightarrow (1 \text{ orbital } 4s) + (3 \text{ orbitales } 4p) + (5 \text{ orbitales } 4d) + (7 \text{ orbitales } 4f) \rightarrow 4^2 \text{ orbitales}$

La respuesta correcta es la b.

2.303. No pueden existir en un átomo dos electrones con los mismos números cuánticos. Esto es una consecuencia del:

- Principio de Aufbau
- Primera regla de Hund
- Principio de exclusión de Pauli
- Un postulado de Bohr
- Principio de ocupación
- Principio de Heisenberg

(O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. País Vasco 2017)

El principio de exclusión de Pauli (1915) dice:

“en un orbital caben, como máximo, dos electrones con sus espines opuestos”.

Por tanto, esos dos electrones deben tener diferente número cuántico de espín.

La respuesta correcta es la c.

2.304. Dadas las siguientes combinaciones de números cuánticos, la correcta es:

- 2, 1, -2, +1/2
- 7, 3, 3, -1/2
- 6, 4, -1, -1/2
- 3, 3, 0, +1/2
- 0, 0, 0, +1/2

(O.Q.L. Preselección Valencia 2012)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a) Incorrecta. Si $l = 1$, el valor de m_l debe ser -1, 0, 1.

b-c) **Correctas**. Todos los valores de los números cuánticos son correctos.

d) Incorrecta. Si $n = 3$, el valor de l debe ser 0, 1 o 2.

e) Incorrecta. El número cuántico principal n no puede valer 0.

Las respuestas correctas son b y c.

2.305. Las configuraciones electrónicas del cromo y del catión Cr^{2+} son, respectivamente:

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^0$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^0$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^0$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^0$

(O.Q.L. Valencia 2012) (O.Q.L. Galicia 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

El cromo (Cr) es un elemento que pertenece al grupo 6 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica debería ser $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$ o, de forma abreviada, $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$:

4s	3d				
↑↓	↑	↑	↑	↑	

aunque al desaparecer el electrón del orbital 4s y promocionarlo al orbital 3d se incumple el principio de mínima energía que dice:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

se consigue una nueva estructura electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ o, de forma abreviada, $[Ar] 4s^1 3d^5$ con una disposición de los electrones en los orbitales 3s y 4d es:

4s	3d				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

que presenta ambos orbitales semillenos, con 6 electrones desapareados, con menos energía, y por ello, más estable.

Para obtener la estructura electrónica del ion Cr^{2+} se eliminan los dos electrones más externos, uno del orbital 4s y otro de uno de los orbitales 3d quedando la siguiente estructura electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^0$ o, de forma abreviada, $[Ar] 4s^0 3d^4$:

4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	

La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en Galicia 2013 solo se pregunta el Cr^{2+}).

2.306. En el átomo de hidrógeno los orbitales 3s, 3p y 3d tienen:

- Diferente energía.
- La misma energía.
- El hidrógeno no tiene orbitales 3s, 3p y 3d.
- 3s y 3p tienen la misma energía, pero 3d no.

(O.Q.L. Baleares 2012)

El principio de mínima energía que dice que:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”.

Por tanto, todos los orbitales tienen diferente energía.

La respuesta correcta es la **a**.

2.307. De las siguientes proposiciones, referentes a la teoría de Bohr para el átomo de hidrógeno, señala la que consideres correcta:

- Las órbitas del electrón son circulares y pueden tener cualquier radio.
- Cuando un electrón se mueve alrededor del núcleo, lo hace emitiendo energía.
- El electrón puede tener cualquier energía. La diferencia entre dos niveles energéticos es siempre constante.
- Para que un electrón pase de una órbita a otra ha de absorber o emitir energía.

(O.Q.L. Baleares 2012)

a) Falso. En el átomo de Bohr (1913) solo existen órbitas circulares llamadas “estacionarias” en las que se cumple la condición:

$$m v r = \frac{n h}{2\pi} \rightarrow \begin{cases} m = \text{masa del electrón} \\ v = \text{velocidad del electrón} \\ r = \text{radio de la órbita} \\ h = \text{constante de Planck} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal} \end{cases}$$

En el átomo de hidrógeno, el núcleo atrae al electrón con una fuerza central electrostática de forma que el electrón gira en una órbita circular sin emitir energía (órbita estacionaria).

b) Falso. De acuerdo con el segundo postulado de Bohr, en las órbitas “estacionarias” el electrón gira en torno al núcleo sin emitir energía.

c) Falso. La energía del electrón en el átomo de Bohr está cuantizada y su valor depende exclusivamente del número cuántico principal n que solo puede tomar valores de números enteros. Además, la diferencia de energía entre dos niveles consecutivos no es constante ya que la energía de un nivel está de acuerdo con la expresión:

$$E = -\frac{k}{n^2}$$

d) **Verdadero**. Cuando los electrones pasan a una órbita superior ganan energía y cuando la emiten caen a una órbita inferior.

La respuesta correcta es la **d**.

2.308. La primera energía de ionización del sodio es $495,9 \text{ kJ mol}^{-1}$. ¿Cuál es la máxima longitud de onda de la radiación que podría arrancar un electrón de un átomo de sodio?

- a) $2,41 \cdot 10^{-7} \text{ m}$
- b) $4,14 \text{ m}$
- c) $4,14 \cdot 10^{-3} \text{ m}$
- d) $2,41 \cdot 10^{-4} \text{ m}$

(O.Q.L. Galicia 2012)

La primera energía de ionización del sodio:

$$\frac{495,9 \text{ kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ enlaces}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 8,235 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), la longitud de onda de la radiación arrancar el electrón es:

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda es:

$$\lambda = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{8,235 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 2,412 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.309. ¿Qué conjunto de números cuánticos (l, m_l) podrían representar a un electrón situado en un orbital $5f$?

- a) (4, 2)
- b) (5, 3)
- c) (3, 4)
- d) (3, 0)

(O.Q.L. Galicia 2012)

A un electrón que se encuentre en un orbital $5f$ le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos:

- $n = 5$ (quinto nivel de energía)
- $l = 3$ (subnivel de energía f)
- $m_l = 3, 2, 1, 0, -1, -2, -3$ (indistintamente, ya que el subnivel f está heptuplemente degenerado, es decir, tiene 7 orbitales diferentes con idéntico valor de la energía)
- $m_s = \pm \frac{1}{2}$

La respuesta correcta es la **d**.

2.310. ¿Cuál de las siguientes especies tiene el mismo número de neutrones que de electrones?

- a) ^{47}Cr
 b) $^{88}\text{Sr}^{2+}$
 c) $^{24}\text{Mg}^{2+}$
 d) $^{35}\text{Cl}^-$

(O.Q.L. La Rioja 2012)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.
- El estroncio (Sr) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 5 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$. La suma de los superíndices indica que debe tener 38 electrones, pero como se trata de catión con dos cargas positivas ese número se reduce en dos unidades y es 36. El número de neutrones de la especie es $(88 - 38) = 50$.
- El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. La suma de los superíndices indica que debe tener 12 electrones, pero como se trata de catión con dos cargas positivas ese número se reduce en dos unidades y es 10. El número de neutrones de la especie es $(24 - 12) = 12$.
- El cloro (Cl) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. La suma de los superíndices indica que debe tener 17 electrones, pero como se trata de anión con una carga negativa ese número aumenta en una unidad y es 18. El número de neutrones de la especie es $(35 - 17) = 18$.
- El cromo (Cr) es un elemento que pertenece al grupo 6 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$. La suma de los superíndices indica que tiene 24 electrones. El número de neutrones de la especie es $(47 - 24) = 23$.

En la siguiente tabla se indica el número de partículas de cada una de las especies propuestas:

	^{47}Cr	$^{88}\text{Sr}^{2+}$	$^{24}\text{Mg}^{2+}$	$^{35}\text{Cl}^-$	$^{39}_{19}\text{K}$	$^{128}_{48}\text{Cd}$
Protones	24	38	12	17	19	48
Electrones	24	36	10	18	19	48
Neutrones	23	50	12	18	20	72

La especie $^{35}\text{Cl}^-$ está integrada por 18 electrones y 18 neutrones.

La respuesta correcta es la d.

2.311. ¿Cuál de las siguientes especies tiene igual número protones, electrones y neutrones en la proporción 38 : 36 : 50?

- a) ^{47}Cr
 b) $^{88}\text{Sr}^{2+}$
 c) $^{24}\text{Mg}^{2+}$
 d) $^{35}\text{Cl}^-$

(O.Q.L. La Rioja 2012)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El estroncio (Sr) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 5 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$. La suma de los superíndices indica

que tiene 38 protones. Como se trata de un catión con carga 2+ el número de electrones es dos unidades inferior al de protones, 36 y su número de neutrones es $(88 - 38) = 50$.

La especie $^{88}\text{Sr}^{2+}$ está integrada por **38 protones, 36 electrones y 50 neutrones**.

La respuesta correcta es la **b**.

2.312. El número de electrones desapareados de un átomo de cromo en su estado fundamental es:

- a) 0 e) 4
 b) 1 f) 5
 c) 2 g) 6
 d) 3

(O.Q.L. Madrid 2012) (O.Q.N. Madrid 2015)

La estructura electrónica abreviada del Cr ($Z = 24$) es $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d:

4s	3d				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

Como se observa, el Cr presenta **6 electrones desapareados**.

La respuesta correcta es la **g**.

(En la cuestión propuesta en Madrid 2015 no había ninguna respuesta correcta).

2.313. La energía de disociación del yodo es 240 kJ mol^{-1} . ¿Cuál es la máxima longitud de onda de la radiación que puede producir la disociación del yodo?

- a) $4,97 \cdot 10^{-6} \text{ m}$
 b) $49,7 \text{ \AA}$
 c) $4,97 \cdot 10^{-9} \text{ m}$
 d) 497 nm

(O.Q.L. Madrid 2012) (O.Q.L. Madrid 2013)

La energía para romper el enlace de una molécula de yodo es:

$$\frac{240 \text{ kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ enlaces}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 3,99 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda es:

$$\lambda = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{3,99 \cdot 10^{-19} \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 498 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2007 y en Madrid 2013 se cambian respuestas).

2.314. Dados los siguientes grupos de números cuánticos (n, l, m_l). Indique qué grupo es el que está permitido.

- a) (3, 2, 0)
- b) (2, 3, 0)
- c) (3, 3, 2)
- d) (2, -1, 1)

(O.Q.L. Madrid 2012)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) **Permitido**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.
- b) Prohibido. Si $n = 2$, el valor de l solo puede ser 0 o 1.
- c) Prohibido. Si $n = 3$, el valor de l solo puede ser 0, 1 o 2.
- d) Prohibido. El valor de l nunca puede ser negativo.

La respuesta correcta es la a.

2.315. El número atómico del Cu es 29. ¿Cuál es la configuración del ion Au(III)?

- a) d^9
- b) d^7
- c) d^8
- d) d^6

(O.Q.L. País Vasco 2012)

Cobre (Cu) y oro (Au) son elementos que pertenecen al grupo 11 de la tabla periódica por lo que la estructura electrónica externa de ambos es $ns^1 (n - 1)d^{10}$. Para el Cu ($n = 4$) ya que se encuentra en el cuarto periodo y para Au ($n = 6$) ya que se encuentra en el sexto y su estructura electrónica es $[\text{Xe}] 6s^1 4f^{14} 5d^{10}$.

La estructura electrónica del ion Au(III) es $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^8$ ya que cede un electrón de su capa más externa y dos electrones de la anterior.

La respuesta correcta es la c.

2.316. La luz verde tiene una longitud de onda de 550 nm. La energía de un fotón de luz verde es:

- a) $3,64 \cdot 10^{-38}$ J
- b) $2,17 \cdot 10^5$ J
- c) $3,61 \cdot 10^{-19}$ J
- d) $1,09 \cdot 10^{-27}$ J
- e) $5,45 \cdot 10^{12}$ J

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

La energía asociada a un fotón puede calcularse por medio de la ecuación de la ecuación de Planck (1900):

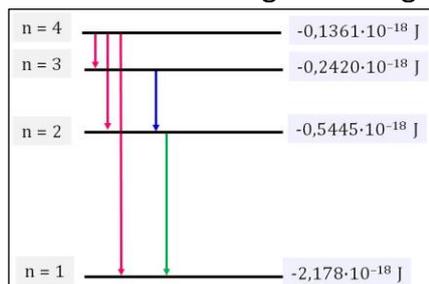
$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la energía es:

$$E = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{550 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 3,61 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Ávila 2009).

2.317. Considere el siguiente diagrama de niveles de energía para el átomo de hidrógeno:

La transición en la que se emite una luz con mayor longitud de onda es:

- $n = 4 \rightarrow n = 3$
- $n = 4 \rightarrow n = 2$
- $n = 4 \rightarrow n = 1$
- $n = 3 \rightarrow n = 2$
- $n = 2 \rightarrow n = 1$

(O.Q.N. Alicante 2013)

El modelo atómico de Bohr (1913) proporciona una ecuación para los saltos electrónicos entre los niveles de energía que explica satisfactoriamente la posición de las rayas en el espectro del hidrógeno. Cada raya se corresponde con un salto electrónico.

Combinando las siguientes ecuaciones:

$$\left. \begin{aligned} \frac{1}{\lambda} &= R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \\ \Delta E &= \frac{h c}{\lambda} \end{aligned} \right\} \rightarrow \Delta E = h c R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

La mayor longitud de onda le corresponde al salto que sea menos energético, es decir, aquél que presente un valor más pequeño de:

$$\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \text{ y, por tanto, mayores valores para } n_1 \text{ y } n_2.$$

De los saltos propuestos, se trata del que va desde $n_1 = 4$ a $n_2 = 3$.

La respuesta correcta es la **a**.

2.318. La investigación del espectro de absorción de un determinado elemento, muestra que un fotón con una longitud de onda de 500 nm proporciona la energía para hacer saltar un electrón desde el segundo nivel cuántico hasta el tercero. De esta información se puede deducir:

- La energía del nivel $n = 2$.
- La energía del nivel $n = 3$.
- La suma de las energías de los niveles $n = 2$ y $n = 3$.
- La diferencia de las energías entre los niveles $n = 2$ y $n = 3$.
- Todas las anteriores.

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Valencia 2013)

El modelo atómico de Bohr (1913) proporciona una ecuación para los saltos electrónicos entre los niveles de energía que explica satisfactoriamente la posición de las rayas en el espectro del hidrógeno. Cada raya se corresponde con un salto electrónico y cuando se quiere estudiar este salto para otro elemento basta con cambiar el valor de la constante R_H .

Combinando las siguientes ecuaciones:

$$\left. \begin{aligned} \frac{1}{\lambda} &= R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \\ \Delta E &= \frac{h c}{\lambda} \end{aligned} \right\} \rightarrow \Delta E = h c R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Como se observa, el valor la **longitud de onda** del fotón proporciona la diferencia de energía entre los niveles cuánticos entre los que salta el electrón.

La respuesta correcta es la **d**.

2.319. Las configuraciones electrónicas del Cu ($Z = 29$) en su estado fundamental y del Cu^{2+} son, respectivamente:

- a) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^9$ $[\text{Ar}] 4s^2 3d^7$
 b) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^9$ $[\text{Ar}] 3d^9$
 c) $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$ $[\text{Ar}] 3d^9$
 d) $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$ $[\text{Ar}] 4s^2 3d^7$
 e) $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$ $[\text{Ar}] 4s^1 3d^8$

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Valencia 2013) (O.Q.L. La Rioja 2016)

▪ La configuración electrónica abreviada del cobre ($Z = 29$) en su estado fundamental debería ser $[\text{Ar}] 4s^2 3d^9$ con una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

aunque al desaparecer el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ se incumple el principio de mínima energía que dice que:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

se consigue una nueva estructura electrónica, $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$ con la siguiente distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

que tiene el orbital $4s$ semilleno, con un electrón desapareado, con menos energía y por ello más estable.

▪ Para obtener la estructura electrónica del ion Cu^{2+} se eliminan los dos electrones más externos, uno del orbital $4s$ y otro de uno de los orbitales $3d$ quedando la estructura electrónica, $[\text{Ar}] 3d^9$ con la siguiente distribución de los electrones en estos orbitales:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

La respuesta correcta es la c.

(En la Rioja 2016 solo se pregunta el ion Cu^{2+}).

2.320. ¿Cuántos orbitales f tienen el valor $n = 3$?

- a) 0
 b) 3
 c) 5
 d) 7
 e) 1

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Cantabria 2014)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico l se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

Para el número cuántico $n = 3$, los valores posibles del número cuántico l son 0 (orbital s), 1 (orbital p) y 2 (orbital d).

Para ese valor de n , no es posible la existencia de orbitales f .

La respuesta correcta es la a.

2.321. La configuración electrónica del Zn^{2+} ($Z = 30$) es:

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^8$

(O.Q.L. La Rioja 2013)

La configuración electrónica del Zn ($Z = 30$) es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ o, de forma abreviada, $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$, y si pierde los dos electrones del orbital 4s se transforma en el ion Zn^{2+} cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$.

La respuesta correcta es la a.

2.322. El número total de protones, neutrones y electrones del ion $^{31}\text{P}^-$ es:

- a) 15 protones, 15 neutrones y 16 electrones.
- b) 15 protones, 16 neutrones y 16 electrones.
- c) 31 protones, 15 neutrones y 16 electrones.
- d) 15 protones, 15 neutrones y 15 electrones.

(O.Q.L. La Rioja 2013)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico \rightarrow indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El fósforo (P) es un elemento que pertenece al grupo 15 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Sumando los superíndices se observa que tiene 15 electrones, 15 protones y $(31 - 15) = 16$ neutrones. Como la especie $^{31}\text{P}^-$, está cargada negativamente, significa que tiene un electrón de más en su última capa, es decir, 16 electrones.

La respuesta correcta es la b.

(Cuestión similar a la propuesta en Oviedo 2002).

2.323. ¿Cuántos electrones poseen los átomos de argón (Ar), de número atómico 18, en su capa o nivel de energía más externo?

- a) 2 electrones
- b) 6 electrones
- c) 8 electrones
- d) 18 electrones

(O.Q.L. Extremadura 2013)

La estructura electrónica abreviada del Ar ($Z = 18$) en el estado fundamental es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$, por tanto, tiene 8 electrones en su nivel de energía más externo.

La respuesta correcta es la c.

2.324. ¿Qué tienen en común las configuraciones electrónicas de los átomos de Li, Na, K y Rb?

- a) Poseen un solo electrón en su capa o nivel más externo.
- b) Poseen el mismo número de capas o niveles ocupados por electrones.
- c) Tienen completo el subnivel s más externo.
- d) Sus configuraciones electrónicas son muy diferentes y no tienen nada en común.

(O.Q.L. Extremadura 2013)

a) **Verdadero.** Los elementos dados son metales alcalinos que pertenecen al grupo 1 de la tabla periódica. Se caracterizan por tener un único electrón en su capa más externa alojado en el orbital s .

- b) Falso. Los elementos dados poseen el mismo número de electrones en su capa más externa pero se diferencian en el número de capas electrónicas que poseen.
- c) Falso. Los elementos propuestos tienen un único electrón en el subnivel s , los elementos que poseen el subnivel s completo son los metales alcalinotérreos que pertenecen al grupo 2.
- d) Falso. La propuesta es absurda.

La respuesta correcta es la **a**.

2.325. Dados los siguientes grupos valores de números cuánticos, indique cuál es el correcto:

- a) 3, 2, -2, 0
 b) 4, 0, 1, $+\frac{1}{2}$
 c) 2, 1, -1, $-\frac{1}{2}$
 d) 2, -1, 0, $-\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Galicia 2013)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) Incorrecto. El valor de m_s solo puede ser $\pm \frac{1}{2}$.
- b) Incorrecto. Si $l = 0$, el valor de m_l debe ser 0.
- c) **Correcto**. Todos los valores de los números cuánticos son correctos.
- d) Incorrecto. El valor de l nunca puede ser negativo.

La respuesta correcta es la **c**.

2.326. ¿Cuántos electrones de un átomo pueden tener los números cuánticos $n = 3$ y $l = 2$?

- a) 2
 b) 5
 c) 10
 d) 18
 e) 6

(O.Q.L. Valencia 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

- Si el número cuántico $n = 3$ indica que se trata del tercer nivel de energía.
- Si el número cuántico $l = 2$ indica que se trata de un subnivel de energía d .
- Si el número cuántico $l = 2$, los valores posibles del número cuántico magnético m_l , son 0, 1, -1, 2 y -2, lo que indica que el subnivel de energía d se encuentra quintuplemente degenerado o lo que es lo mismo que en este subnivel hay 5 orbitales $3d$ con idéntico valor de la energía.
- Como el número cuántico m_s solo puede tener los valores $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$, quiere decir que en cada orbital caben dos electrones con espines opuestos. Por tanto, en el subnivel $3d$ caben **10 electrones**.

La respuesta correcta es la **c**.

2.327. El nitrógeno tiene 5 electrones de valencia. Dadas las siguientes distribuciones electrónicas, la que corresponde al estado fundamental del ion N^- es:

- | | | | | |
|----|----------------------|----------------------|------------|--------------|
| | $2s$ | | $2p$ | |
| a) | $\uparrow\downarrow$ | \uparrow | \uparrow | \uparrow |
| b) | \uparrow | $\uparrow\downarrow$ | \uparrow | \downarrow |
| c) | \uparrow | $\uparrow\uparrow$ | \uparrow | \uparrow |
| d) | $\uparrow\downarrow$ | \uparrow | \uparrow | |
| e) | $\uparrow\downarrow$ | $\uparrow\downarrow$ | \uparrow | \uparrow |

(O.Q.L. Valencia 2013)

a-b-c-d) Incorrecto. Las estructuras electrónicas propuestas solo tienen cinco electrones y mientras que el ion N^- tiene seis.

e) **Correcto**. La estructura electrónica corresponde al estado fundamental del N^- ya que tiene seis electrones y se cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”.

La respuesta correcta es la e.

2.328. El número máximo de electrones que pueden existir en el subnivel p , en el segundo nivel energético y en el subnivel f son, respectivamente:

- a) 6, 8 y 10
- b) 2, 6 y 8
- c) 6, 8 y 14
- d) 8, 10 y 14

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

- El subnivel de energía p está triplemente degenerado, es decir, está integrado por tres orbitales atómicos, y como en cada uno de ellos caben dos electrones, el número de electrones del subnivel es 6.
- El número de electrones que existen en un nivel de energía viene dado por la expresión $N = 2n^2$. Para el nivel $n = 2$ el número de electrones es 8.
- El subnivel de energía f está heptuplemente degenerado, es decir, está integrado por siete orbitales atómicos, y como en cada uno de ellos caben dos electrones, el número de electrones del subnivel es 14.

La respuesta correcta es la c.

2.329. ¿Cuál será la primera capa que contenga una subcapa g ?

- a) La que tenga un número cuántico principal $n = 3$.
- b) La que tenga un número cuántico principal $n = 4$.
- c) La que tenga un número cuántico principal $n = 5$.
- d) La que tenga un número cuántico principal $n = 6$.

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de subcapa (orbital atómico):

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f \quad l = 4 \rightarrow \text{orbital } g$$

La respuesta correcta es la c.

2.330.Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

- a) Un elemento es una sustancia en la que todos los átomos tienen el mismo número atómico.
- b) Un elemento es una sustancia en la que todos los átomos tienen el mismo número másico.
- c) Dos isótopos de un elemento se diferencian en el número atómico.
- d) Dos isótopos de un elemento se diferencian en el número de electrones.

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

a) **Verdadero**. Los elementos se caracterizan por su número atómico, por lo que están formados por átomos que tienen idéntico número atómico.

b) Falso. Los elementos se caracterizan por su número atómico, por lo que están formados por átomos que tienen idéntico número atómico pero si el elemento presenta isótopos tienen diferente número másico.

c-d) Falso. Los isótopos son átomos de un mismo elemento igual número atómico Z (protones y electrones) y diferente número másico A (diferente número de neutrones).

La respuesta correcta es la **a**.

2.331. De los siguientes átomos e iones N^{3-} , Mg^{2+} , Cl^- , K, Ne y Ar, señale los isoelectrónicos:

- a) N^{3-} , Mg^{2+} y Ne
- b) Cl^- y N^{3-}
- c) Cl^- , Ar y K
- d) Ne y Ar

(O.Q.L. Asturias 2013)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica estructura electrónica.

- El neón (Ne) es un elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[He] 2s^2 2p^6$.
- El argón (Ar) es un elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ne] 3s^2 3p^6$.
- El potasio (K) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ar] 4s^1$.
- El nitrógeno (N) es un elemento que pertenece al grupo 15 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[He] 2s^2 2p^3$, y si capta tres electrones y completa el orbital $2p$ se transforma en el ion N^{3-} cuya configuración electrónica es $[He] 2s^2 2p^6$.
- El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ne] 3s^2$, y si cede los dos electrones del orbital $3s$ se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es $[He] 2s^2 2p^6$.
- El cloro (Cl) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ne] 3s^2 3p^5$, y si capta un electrón y completa el orbital $3p$ se transforma en el ion Cl^- cuya configuración electrónica es $[Ne] 3s^2 3p^6$.

Hay dos grupos de especies isoelectrónicas:

- N^{3-} , Mg^{2+} y Ne cuya configuración electrónica es $[He] 2s^2 2p^6$
- Cl^- y Ar cuya configuración electrónica es $[Ne] 3s^2 3p^6$

La respuesta correcta es la **a**.

2.332. En determinadas condiciones, un elemento X tiene la estructura electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 4p^1$. Indique qué afirmación es correcta:

- a) X se encuentra en el estado fundamental.
- b) X es un elemento del grupo 15.
- c) Los números cuánticos del electrón más externo son $(4, 1, 0, +\frac{1}{2})$.
- d) Esta configuración no es posible.

(O.Q.L. Asturias 2013)

a-b) Falso. Ese átomo se encuentra en un estado excitado, ya que se incumple el principio de mínima energía al ocuparse antes el subnivel $4p$ que el $3s$, debiendo ser la estructura electrónica en el estado fundamental $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

c) **Verdadero**. Como el electrón más externo se encuentra en el orbital $4p$, los valores de los números cuánticos son $n = 4$, (se encuentra en el cuarto nivel de energía); $l = 1$, (se encuentra en un orbital p). El resto de los valores son adecuados para ese electrón.

d) Falso. Esta configuración sí es posible para un electrón que se encuentre en un estado excitado.

La respuesta correcta es la **c**.

2.333. En un átomo el número de electrones con la notación $(2, 1, 2, +\frac{1}{2})$ será:

- a) Seis
- b) Dos
- c) Un
- d) Ninguno

(O.Q.L. Asturias 2013)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

La combinación propuesta es incorrecta ya que si $l = 1$, el valor de m_l debe ser 0 o 1.

La respuesta correcta es la **d**.

2.334. ¿A qué elemento químico, representaría el conjunto de números cuánticos: $n = 4$; $l = 1$ y $m_l = 0$; de un electrón de valencia de un átomo en su estado fundamental?

- a) Fe
- b) In
- c) Pd
- d) Se

(O.Q.L. Madrid 2013)

Un elemento cuyo electrón de valencia posea el siguiente conjunto de números cuánticos:

- $n = 4$ (debe pertenecer al cuarto periodo o nivel de energía)
- $l = 1$ (se trata del subnivel p)
- $m_l = 0$ (se trata de uno de los tres orbitales p)

Las configuraciones electrónicas abreviadas en el estado fundamental de los elementos propuestos son:



El elemento cuyo electrón de valencia tiene los números cuánticos propuestos es el **selenio**.

La respuesta correcta es la **d**.

2.335. El número de electrones desapareados en un ion Co^{2+} ($Z = 27$) en su estado fundamental es:

- a) 0
- b) 3
- c) 5
- d) 7
- e) 9

(O.Q.L. Cantabria 2013)

La estructura electrónica abreviada del Co ($Z = 27$) es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^7$, si pierde los dos electrones del orbital $4s$ y se transforma en el ion Co^{2+} cuya estructura electrónica es $[\text{Ar}] 3d^7$.

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

Como se observa, el Co^{2+} presenta **3 electrones desapareados**.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ávila 2009).

2.336. ¿Cuál de las siguientes especies químicas no es paramagnética?

- a) Átomos de Na
 b) Iones Br^-
 c) Átomos de Cl
 d) Átomos de N
 e) Átomos de O

(O.Q.L. Cantabria 2013)

Una especie química que presenta electrones desapareados es paramagnética y si no los tiene es diamagnética.

a) Falso. El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo y 1 periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$. La distribución de los electrones en el orbital 3s es:

3s
↑

Presenta un electrón desapareado, por tanto, es una especie paramagnética.

b) **Verdadero.** El bromo (Br) es un elemento que pertenece al grupo 17 periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$, y si capta un electrón y completa su última capa se transforma en el ion Br^- cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$. La distribución de los electrones en los orbitales 4s y 4p es:

4s	4p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

No presenta electrones desapareados, por tanto, **no es una especie paramagnética.**

c) Falso. El cloro (Cl) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$. La distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:

3s	3p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

Presenta un electrón desapareado, por tanto, es una especie paramagnética.

d) Falso. El nitrógeno (N) es un elemento que pertenece al grupo 15 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^3$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

la distribución de los electrones en los orbitales 2s y 2p es:

2s	2p		
↑↓	↑	↑	↑

Presenta tres electrones desapareados, por tanto, es una especie paramagnética.

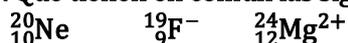
e) Falso. El oxígeno (O) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund la distribución de los electrones en los orbitales 2s y 2p es:

2s	2p		
↑↓	↑↓	↑	↑

Presenta dos electrones desapareados, por tanto, es una especie paramagnética..

La respuesta correcta es la **b**.

2.337. Qué tienen en común las siguientes especies químicas:



- Están el mismo periodo.
- El mismo número de protones.
- El mismo número de neutrones.
- El mismo número de electrones.
- El mismo número de protones más electrones.

(O.Q.L. Cantabria 2013)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.
- ${}_{10}^{20}\text{Ne}$ → La configuración electrónica abreviada del Ne es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$. Como $Z = 10$, indica que tiene 10 protones y **10 electrones**; y como $A = 20$, tiene $(20 - 10) = 10$ neutrones.
- ${}_{9}^{19}\text{F}^-$ → La configuración electrónica abreviada del F es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$. Como $Z = 9$, indica que tiene 9 protones, pero como trata de un ion con una carga negativa tiene un electrón más, es decir, **10 electrones**; y como $A = 19$, tiene $(19 - 9) = 10$ neutrones.
- ${}_{12}^{24}\text{Mg}^{2+}$ → La configuración electrónica abreviada del Mg es $[\text{Ne}] 3s^2$. Como $Z = 12$, indica que tiene 12 protones, pero como trata de un ion con dos cargas positivas tiene dos electrones menos, es decir, **10 electrones**; y como $A = 24$, tiene $(24 - 12) = 12$ neutrones.

Se trata de especies **isoelectrónicas**, es decir, que tienen el mismo número de electrones.

La respuesta correcta es la **d**.

2.338. El número atómico de un elemento se refiere a:

- El número de electrones hallados en cualquier átomo de un elemento.
- El número de protones hallados en cualquier átomo de un elemento.
- El número de neutrones hallados en cualquier átomo de un elemento.
- El número de protones más neutrones hallados en cualquier átomo de un elemento.
- El número de protones más electrones hallados en cualquier átomo de un elemento.

(O.Q.L. País Vasco 2013) (O.Q.L. País Vasco 2016)

El número atómico de un elemento fue propuesto por H. Moseley (1914) para designar el **número de cargas positivas**, es decir, **de protones del núcleo** de cualquier átomo.

La respuesta correcta es la **b**.

2.339. El modelo atómico que se asemeja a un sistema solar en el que el sol es el núcleo atómico fue propuesto por:

- Niels Bohr
- John Dalton
- Ernest Rutherford
- Joseph John Thomson
- Arnold Sommerfeld

(O.Q.L. País Vasco 2013) (O.Q.L. País Vasco 2013)

El modelo atómico nuclear fue propuesto por **E. Rutherford** (1911) para describir el átomo como un sistema solar en miniatura en cuyo centro se encontraba el núcleo y alrededor del cuál giraban, a cierta distancia, los electrones en órbitas circulares.

La respuesta correcta es la **c**.

2.340. El número atómico del hierro es 26. ¿Cuántos electrones desapareados hay en su estado fundamental?

- a) 6
- b) 4
- c) 2
- d) 0
- e) 3

(O.Q.L. País Vasco 2013) (O.Q.L. País Vasco 2015) (O.Q.L. País Vasco 2016)

La estructura electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

Como se observa, el Fe presenta 4 electrones desapareados.

La respuesta correcta es la **b**.

2.341. Indique la combinación correcta de números cuánticos:

- | | n | l | m_l | m_s |
|----|-----|-----|-------|----------------|
| a) | 2 | 2 | 0 | $\frac{1}{2}$ |
| b) | 3 | 2 | 0 | $\frac{1}{2}$ |
| c) | 3 | 0 | 1 | $-\frac{1}{2}$ |
| d) | 2 | 1 | -2 | $\frac{1}{2}$ |

(O.Q.L. País Vasco 2013)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

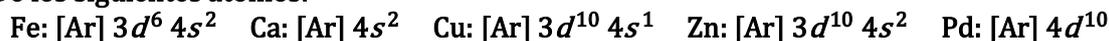
$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) Incorrecta. Si $n = 2$, el valor de l solo puede ser 0 o 1.
- b) **Correcta**. Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.
- c) Incorrecta. Si $l = 0$, el valor de m_l solo puede ser 0.
- d) Incorrecta. Si $l = 1$, el valor de m_l solo puede ser -1, 0, 1.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en País Vasco 2011).

2.342. De los siguientes átomos:



los que presentan comportamiento paramagnético son:

- a) Ca y Zn
- b) Cu y Pd
- c) Fe y Cu
- d) Fe y Zn
- e) Zn y Pd

(O.Q.N. Oviedo 2014)

Una especie química es paramagnética si presenta electrones desapareados.

El principio de máxima multiplicidad de Hund (1927) dice:

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”

- Hierro (Fe). De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d es:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

Como se observa, presenta cuatro electrones desapareados, por tanto, **sí es un átomo paramagnético**.

- Calcio (Ca). La distribución de los electrones en el orbital 4s es:

4s
↑↓

Como se observa, no tiene electrones desapareados, por tanto, **no es un átomo paramagnético**.

- Cobre (Cu). De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d es:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, presenta un electrón desapareado, por tanto, **sí es un átomo paramagnético**.

- Zinc (Zn). De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d es:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no tiene electrones desapareados, por tanto, **no es un átomo paramagnético**.

- Paladio (Pd). De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en el orbital 4d es:

4d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no presenta electrones desapareados, por tanto, **no es un átomo paramagnético**.

La respuesta correcta es la **c**.

2.343. Cuando en el átomo de hidrógeno se produce la transición electrónica $n = 4 \rightarrow n = 2$:

- Se absorbe energía.
- Se emite energía.
- No se absorbe ni se emite energía.
- En el átomo de hidrógeno no hay niveles $n = 4$ ni $n = 2$.
- Los electrones no pueden cambiar de orbitales en un átomo.

(O.Q.N. Oviedo 2014)

La energía, en kJ mol^{-1} , asociada a una transición electrónica se calcula mediante la expresión:

$$\Delta E = 1.312 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

La energía asociada a la **transición electrónica $4 \rightarrow 2$** es:

$$\Delta E_{4 \rightarrow 2} = 1.312 \cdot \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{2^2} \right) = -246 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Como $\Delta E < 0$ se trata de un salto electrónico en el que **se emite energía**.

La respuesta correcta es la **b**.

2.344. La energía del estado (n, l, m_l) del átomo de hidrógeno en unas ciertas unidades es:

$$E_{nlm} = -\frac{1}{2n^2}$$

En estas unidades, la energía necesaria para producir la transición $2p \rightarrow 3d$ es:

- a) 0
- b) 1/2
- c) 1/8
- d) 5/72
- e) 5/90

(O.Q.N. Oviedo 2014)

La energía asociada a la transición electrónica propuesta es:

$$\Delta E = E_{3d} - E_{2p} = \left(-\frac{1}{2 \cdot 3^2}\right) - \left(-\frac{1}{2 \cdot 2^2}\right) = \frac{5}{72}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.345. La longitud de onda de la luz emitida cuando un electrón de un átomo de hidrógeno excitado cae desde el nivel cuántico $n = 5$ hasta el nivel $n = 2$ es:

- a) $5,12 \cdot 10^{-7}$ m
- b) $4,34 \cdot 10^{-7}$ m
- c) $6,50 \cdot 10^{-7}$ m
- a) $5,82 \cdot 10^{-7}$ m
- e) Ninguna de ellas.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

La ecuación del modelo de Bohr que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Los valores del número de ondas y de la longitud de onda son, respectivamente:

$$\frac{1}{\lambda} = (1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}) \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) = 2,304 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1} \quad \rightarrow \quad \lambda = 4,340 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.346. ¿Cuál de estos conjuntos de números cuánticos (n, l, m_l, m_s) puede corresponder al último electrón del galio?

- a) 3, 2, 1, $-\frac{1}{2}$
- b) 4, 1, 0, $+\frac{1}{2}$
- c) 4, 1, 2, $+\frac{1}{2}$
- d) 3, 1, -1, $-\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

El galio (Ga) es un elemento que pertenece al grupo 13 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que le corresponde una estructura electrónica abreviada $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$. De acuerdo con ella, los valores que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo, $4p^1$, son:

- $n = 4$ (se encuentra en el 4º periodo o nivel de energía)
- $l = 1$ (se trata del subnivel p)
- $m_l = +1, 0, -1$ (se trata de un orbital p)
- $m_s = \pm \frac{1}{2}$ (según cuál sea el espín del electrón)

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Almería 1999).

2.347. El número de neutrones del núcleo de un átomo de ${}^{239}_{94}\text{Pu}$ es:

- a) 94
- b) 239
- c) 145
- d) 333

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El número de neutrones de un átomo viene dado por la diferencia entre el número másico y el número atómico, en este caso, $(239 - 94) = 146$.

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2007).

2.348. ¿Cuál de los siguientes símbolos de isótopos puede ser correcto?

- a) ${}^{14}_7\text{N}$
- b) ${}^{50}_{26}\text{Fe}$
- c) ${}^{103}_{23}\text{Ge}$
- d) ${}^1_2\text{H}$

(O.Q.L. Murcia 2014)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

a) **Correcto.** El isótopo ${}^{14}_7\text{N}$ tiene 7 protones y $(14 - 7) = 7$ neutrones.

b) **Incorrecto.** El isótopo ${}^{50}_{26}\text{Fe}$ tiene 26 protones y $(50 - 26) = 24$ neutrones, y para que un núcleo sea estable siempre debe cumplirse que $n/p \geq 1$.

c) **Incorrecto.** El elemento de símbolo Ge es el germanio que pertenece al grupo 14 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$. Sumando los superíndices se obtiene que su número atómico es $Z = 32$.

d) **Incorrecto.** El número atómico nunca puede ser mayor que el número másico.

La respuesta correcta es la a.

2.349. Solo una de las siguientes combinaciones de números cuánticos es posible para un electrón:

- a) $n = 3, l = 3, m_l = 0$
- b) $n = 3, l = 0, m_l = -2$
- c) $n = 6, l = 2, m_l = +3$
- d) $n = 3, l = 2, m_l = +1$

(O.Q.L. Murcia 2014) (O.Q.L. Murcia 2016)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a) Prohibida. Si $n = 3$, el valor de l debe ser 0, 1 o 2.

b) Prohibida. El valor de m_l debe ser 0.

c) Prohibida. El valor de m_l debe ser 0, ± 1 , ± 2 .

d) **Posible**. Todos los valores de los números cuánticos son correctos.

La respuesta correcta es la **d**.

2.350. ¿Cuál de las configuraciones electrónicas siguientes corresponde a un átomo en estado excitado?

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^7$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3$

(O.Q.L. Murcia 2014)

a) Falso. La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^7$ corresponde a un estado prohibido ya que de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925):

“en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos”

En la configuración propuesta en uno de los orbitales 3p hay tres electrones.

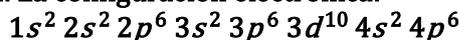
b) **Verdadero**. La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1$ corresponde a un estado excitado ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, se debería haber completado el subnivel 3p antes de ocupar el 4s.

c-d) Falso. La configuraciones electrónicas $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3 3p^5$ y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3$, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, corresponden ambas a estados prohibidos, ya que en ambas configuraciones en el orbital 3s hay tres electrones.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2000).

2.351. La configuración electrónica:



no puede corresponder a la siguiente especie química:

- a) ${}_{35}\text{Br}^-$
- b) ${}_{34}\text{Se}^{2+}$
- c) ${}_{37}\text{Rb}^+$
- d) ${}_{36}\text{Kr}$

(O.Q.L. La Rioja 2014)

a) Falso. La configuración electrónica abreviada del ${}_{35}\text{Br}$ es $[\text{Ar}] 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$, y si gana un electrón y completa el orbital 4p se transforma en el ion ${}_{35}\text{Br}^-$ cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$.

Esta configuración electrónica coincide con la propuesta.

b) **Verdadero**. La configuración electrónica abreviada del ${}_{34}\text{Se}$ es $[\text{Ar}] 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$, y si pierde dos electrones del orbital 4p se transforma en el ion ${}_{34}\text{Se}^{2+}$ cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$.

Esta configuración electrónica no coincide con la propuesta.

c) Falso. La configuración electrónica abreviada del ${}_{37}\text{Rb}$ es $[\text{Kr}] 5s^1$, y si pierde el electrón del orbital 5s se transforma en el ion ${}_{37}\text{Rb}^+$ cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$.

Esta configuración electrónica coincide con la propuesta.

d) Falso. La configuración electrónica abreviada del ${}_{36}\text{Kr}$ es $[\text{Ar}] 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$.

Esta configuración electrónica coincide con la propuesta.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 1997, La Rioja 2004 y otras).

2.352. Indique cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos representa una de las soluciones para la ecuación de onda del átomo de hidrógeno:

- a) 2, 0, -1, $\frac{1}{2}$
- b) 4, 2, 0, $\frac{1}{2}$
- c) 3, 4, 0, $-\frac{1}{2}$
- d) 3, 1, 2, $-\frac{1}{2}$

(O.Q.L. La Rioja 2014)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) Prohibido. Si $l = 0$, el valor de m_l debe ser 0.
- b) **Permitido.** Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.
- c) Prohibido. El valor de $n = 3$, el valor de $l = 0, 1$ o 2.
- d) Prohibido. Si $l = 1$, el valor de m_l solo puede ser -1, 0, 1.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997).

2.353. ¿A qué elemento químico, representaría el conjunto de números cuánticos: $n = 5$; $l = 1$ y $m_l = 0$; de un electrón de valencia de un átomo en su estado fundamental?

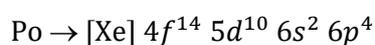
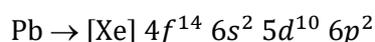
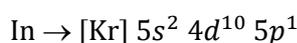
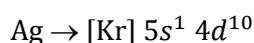
- a) Ag
- b) In
- c) Pb
- d) Te
- e) Po

(O.Q.L. Galicia 2014)

Un elemento cuyo electrón de valencia posea el siguiente conjunto de números cuánticos:

- $n = 5$ (debe pertenecer al quinto periodo o nivel de energía)
- $l = 1$ (se trata del subnivel p)
- $m_l = 0$ (se trata de uno de los tres orbitales p)

Las configuraciones electrónicas abreviadas en el estado fundamental de los elementos propuestos son:



El elemento cuyo electrón de valencia tiene los números cuánticos propuestos es el **telurio**.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2013).

2.354. La energía para el tránsito de un electrón de $n = 4$ a $n = 2$ en la serie de Balmer es:

- a) +3,40 eV
- b) -3,40 eV
- c) -2,55 eV
- d) -1,51 eV
- e) +1,51 eV

(O.Q.L. Galicia 2014)

La energía, en eV, asociada a una transición electrónica se calcula mediante la expresión:

$$\Delta E = 13,6 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Por tratarse de un salto electrónico desde un nivel de energía superior a un nivel de energía inferior se emite energía, por tanto, el signo debe ser negativo. El valor de la energía del tránsito es:

$$\Delta E_{4 \rightarrow 2} = 13,6 \cdot \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{2^2} \right) = -2,55 \text{ eV}$$

La respuesta correcta es la c.

2.355. ¿Cuál de las siguientes secuencias que indican el número de electrones desapareados en el estado fundamental de Be, Cr, N, Ar es correcta?

- a) (0, 5, 3 0)
- b) (0, 4, 3, 0)
- c) (0, 5, 2, 0)
- d) (0, 6, 3, 0)

(O.Q.L. Baleares 2014)

▪ El berilio (Be) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^2$. La distribución de los electrones en el orbital 2s es:

2s
↑↓

Como se observa, no presenta electrones desapareados.

▪ El cromo (Cr) es un elemento que pertenece al grupo 6 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica abreviada debería ser [Ar] $4s^2 3d^4$, aunque al desaparecer el electrón del orbital 4s y promocionarlo al orbital 3d se incumple el principio de mínima energía que dice que:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

se consigue una nueva estructura electrónica abreviada [Ar] $4s^1 3d^5$ con una distribución electrónica en los orbitales 4s y 3d:

4s	3d				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

Como se observa, presenta 6 electrones desapareados.

▪ El nitrógeno (N) es un elemento que pertenece al grupo 15 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^2 2p^3$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund la distribución de los electrones en los orbitales 2s y 2p es:

2s	2p		
↑↓	↑	↑	↑

Como se observa, presenta 3 electrones desapareados.

▪ El argón (Ar) es un elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^2 3p^6$. La distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p es:

3s	3p			
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no presenta electrones desapareados.

La respuesta correcta es la **d**.

2.356. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta respecto a la radiación electromagnética?

- a) La energía es directamente proporcional a la longitud de onda.
- b) La frecuencia y el número de ondas son inversamente proporcionales.
- c) La luz roja tiene una longitud de onda mayor que la azul.
- d) Cuanto mayor es la frecuencia, menor es su energía.
- e) El producto de la frecuencia por el número de ondas es la velocidad de la luz.

(O.Q.L. Madrid 2014)

a-d-e) Falso. De acuerdo con la ecuación de Planck (1900):

$$E = h \nu = \frac{h c}{\lambda}$$

c) **Verdadero.** La longitud de onda de la luz roja está comprendida entre 618 – 780 nm, mientras que la de la luz azul está entre 460 – 482 nm.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Sevilla 2010).

2.357. El experimento de Stern-Gerlach demostró la existencia de:

- a) Partículas alfa
- b) Radiación nuclear
- c) La carga del núcleo
- d) El espín electrónico
- e) El espín nuclear

(O.Q.L. Madrid 2014)

Otto Stern (1888-1969) y Walter Gerlach (1889-1979) realizaron en 1922 un experimento en el que vaporizaron átomos de plata en el interior de un campo magnético. Obtuvieron dos finos haces de átomos de plata. Con ello demostraron que los electrones al girar sobre sí mismos poseen un momento angular intrínseco. Esto conducirá al número cuántico de **espín del electrón**.

Por este hallazgo, O. Stern fue galardonado con el Premio Nobel de Física de 1943.

La respuesta correcta es la **d**.

2.358. Los experimentos de Millikan permitieron calcular:

- a) La masa del electrón
- b) La masa del protón
- c) La masa del neutrón
- d) La carga del protón
- e) La carga del electrón

(O.Q.L. Madrid 2014)

R. A. Millikan (1868-1953) realizó un experimento en 1910 conocido con el nombre del “experimento de la gota de aceite” en el que mejoró el método de J.J. Thomson para medir la carga del electrón empleando gotas de aceite en lugar agua. Con ello redujo la evaporación en la superficie de la gota manteniendo la masa constante y obtuvo que el valor de la **carga del electrón** era, $e = 1,592 \cdot 10^{-19}$ C.

Por este logro, Millikan fue galardonado con el Premio Nobel de Física de 1923.

La respuesta correcta es la **e**.

2.359. Las configuraciones electrónicas del cromo y del ion Cr^{3+} en su estado fundamental son, respectivamente:

- a) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$ y $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$
 b) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$ y $[\text{Ar}] 3d^3$
 c) $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ y $[\text{Ar}] 4s^1 3d^2$
 d) $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ y $[\text{Ar}] 3d^3$
 e) $[\text{Ar}] 3d^6$ y $[\text{Ar}] 3d^3$

(O.Q.L. País Vasco 2014)

El **cromo (Cr)** es un elemento que pertenece al grupo 6 y periodo 4 por lo que su estructura electrónica abreviada debería ser $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$ con una distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d:

4s	3d				
↑↓	↑	↑	↑	↑	

aunque al desaparecer el electrón del orbital 4s y promocionarlo al orbital 3d vacío se incumple el principio de mínima energía que dice:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

se consigue una nueva estructura electrónica abreviada $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ y una distribución de los electrones:

4s	3d				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

que presenta los orbitales 4s y 3d, semillenos, con 6 electrones desapareados, con menos energía y por ello más estable.

Para obtener la estructura electrónica del ion Cr^{3+} se eliminan tres electrones, uno del orbital 4s y dos de los orbitales 3d adquiriendo siguiente estructura y distribución electrónica, $[\text{Ar}] 3d^3$:

4s	3d				
	↑	↑	↑		

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2012 y Galicia 2013).

2.360. Un ion tiene 37 protones, 48 neutrones y 36 electrones, la representación correcta es:

- a) ${}_{37}^{85}\text{Rb}^-$
 b) ${}_{37}^{85}\text{Rb}^+$
 c) ${}_{37}^{48}\text{Rb}^-$
 d) ${}_{36}^{48}\text{Rb}^+$

(O.Q.L. Asturias 2014)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

Si el ion tiene 37 protones su número atómico es, $Z = 37$, también debería tener 37 electrones, pero como tiene 36 quiere decir que posee **una carga positiva**. Si además, tiene 45 neutrones, su número másico es, $A = (37 + 48) = 85$. De acuerdo con estos números, se trata de la especie ${}_{37}^{85}\text{Rb}^+$.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Luarca 2005).

2.361. De los siguientes átomos neutros y en estado fundamental, señale el que tenga más electrones desapareados:

- a) X ($Z = 5$)
- b) R ($Z = 16$)
- c) X ($Z = 20$)
- D) T ($Z = 35$)

(O.Q.L. Asturias 2014)

El principio de máxima multiplicidad de Hund (1927) dice:

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

a) Falso. El elemento cuyo símbolo es X y número atómico 5 tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, [He] $2s^2 2p^1$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$ es:

2s	2p		
↑↓	↑		

Como se observa, tiene un electrón desapareado.

b) **Verdadero**. El elemento cuyo símbolo es R y número atómico 16 tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, [Ne] $3s^2 3p^4$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$ es:

3s	3p		
↑↓	↑↓	↑	↑

Como se observa, tiene **dos electrones desapareados**.

c) Falso. El elemento cuyo símbolo es X y número atómico 20 tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, [Ar] $4s^2$. La distribución de los electrones en el orbital $4s$ es:

4s
↑↓

Como se observa, no tiene electrones desapareados.

d) Falso. El elemento cuyo símbolo es T y número atómico 35 tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, [Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^5$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, la distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $4p$ es:

4s	4p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, presenta un electrón desapareado.

La respuesta correcta es la **b**.

2.362. Una masa de hidrógeno previamente excitada emite una radiación con una longitud de onda de 434 nm. La frecuencia de la radiación es:

- a) $2,70 \cdot 10^{12} \text{ s}^{-1}$
- b) $3,50 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$
- c) $7,30 \cdot 10^{10} \text{ s}^{-1}$
- d) $2,30 \cdot 10^{16} \text{ s}^{-1}$
- e) $6,90 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$

(O.Q.L. Sevilla 2014)

La longitud de onda y la frecuencia de una radiación electromagnética están relacionadas de acuerdo con la expresión $c = \lambda \nu$.

El valor de la frecuencia de la radiación de 434 nm es:

$$\nu = \frac{2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{434 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 6,91 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la e.

2.363. El hierro tiene de número atómico 26 y el cobre 29. respectivamente. Los iones Fe^{2+} y Cu^+ son, respectivamente:

- a) d^5 y d^{10}
- b) d^5 y d^8
- c) d^6 y d^9
- d) d^5 y d^7

(O.Q.L. Extremadura 2014)

▪ La estructura electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$, ya que de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

le corresponde la siguiente distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

El Fe^{2+} pierde dos electrones, los más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital 4s, y su estructura electrónica es $[\text{Ar}] 3d^6$:

4s	3d				
	↑↓	↑	↑	↑	↑

▪ La estructura electrónica abreviada del Cu ($Z = 29$) es $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927) le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Se trata de una anomalía en la estructura electrónica ya que se completa antes el subnivel 3d que el 4s, debido a que esta configuración tiene menos energía y es más estable.

El Cu^+ pierde un electrón, el más alejado del núcleo, que es el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el subnivel 4s, y su estructura electrónica es $[\text{Ar}] 3d^{10}$:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Ninguna respuesta es correcta.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996 y otras).

2.364. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta respecto a la radiación electromagnética?

- a) El número de ondas de una radiación es directamente proporcional a la longitud de onda.
- b) La frecuencia de una onda característica depende de su carga.
- c) La transición de $n = 1$ a $n = 2$ requiere menor energía que la transición de $n = 2$ a $n = 3$.
- d) Dos partículas de longitud de onda 25 nm tienen la misma energía que una de 25 nm.

(O.Q.L. Extremadura 2014)

a) Falso. El número de ondas es el inverso de la longitud de onda.

b) Falso. La frecuencia asociada a una partícula se calcula mediante la ecuación de L. de Broglie (1924):

$$v = \frac{c}{\lambda} = \frac{m v}{h} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} m = \text{masa de la partícula} \\ v = \text{velocidad de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

c) Falso. La energía asociada a una transición electrónica, en kJ, se calcula mediante la expresión de Bohr (1913):

$$\Delta E = 1.312 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Las energías asociadas a las transiciones electrónicas propuestas son:

$$\left. \begin{aligned} \Delta E_{1 \rightarrow 2} &= 1.312 \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right) = 328 \text{ kJ} \\ \Delta E_{2 \rightarrow 3} &= 1.312 \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 182 \text{ kJ} \end{aligned} \right\} \rightarrow \Delta E_{1 \rightarrow 2} > \Delta E_{2 \rightarrow 3}$$

c) **Verdadero**. La energía correspondiente a un fotón se calcula mediante la ecuación:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

Las energías correspondientes a un fotón de 25 nm y de 50 nm son, respectivamente:

$$E_{(25 \text{ nm})} = \frac{h c}{25} \quad E_{(50 \text{ nm})} = \frac{h c}{50}$$

La energía correspondiente a 2 fotones de 50 nm es:

$$2 E_{(50 \text{ nm})} = 2 \frac{h c}{50} = \frac{h c}{25}$$

Como se puede observar:

$$E_{(25 \text{ nm})} = 2 E_{(50 \text{ nm})}$$

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997 y otras).

2.365. Cuando un átomo de hidrógeno en el primer estado excitado tiene una energía de $5,45 \cdot 10^{-19}$ J, puede producir:

- Un espectro de emisión formado por dos líneas en la región visible.
- Un espectro de emisión formado por dos líneas en la región UV.
- Un espectro con una línea de emisión en el visible y otra en el UV.
- La ionización del átomo desde el nivel $n = 1$.
- La ionización del átomo desde el nivel $n = 2$.

(O.Q.N. Madrid 2015)

De acuerdo con el modelo de Bohr (1913), la energía de un electrón en un nivel viene dada por la siguiente ecuación:

$$E = -2,18 \cdot 10^{-18} \cdot \frac{1}{n^2}$$

Si el electrón en el átomo de hidrógeno se encuentra en el primer estado excitado su configuración electrónica es $2s^1$, por tanto, si absorbe esa cantidad de energía que corresponde al nivel:

$$5,45 \cdot 10^{-19} = 2,18 \cdot 10^{-18} \cdot \frac{1}{n^2} \quad \rightarrow \quad n = 2$$

solo puede producir una única línea en el espectro de emisión en la región UV (salto $2 \rightarrow 1$). También es posible que si absorbe la cantidad de energía adecuada **pueda ser ionizado desde el nivel $n = 2$** .

La respuesta correcta es la **e**.

2.366. Solo una de las siguientes combinaciones de números cuánticos es posible para un electrón:

- a) $n = 2, l = 3, m_l = 0$
- b) $n = 3, l = 1, m_l = -2$
- c) $n = 5, l = 2, m_l = +3$
- d) $n = 2, l = 2, m_l = +1$

(O.Q.L. Murcia 2015)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- a) Prohibida. Si $n = 2$, el valor de l debe ser 0 o 1.
- b) Prohibida. Si $l = 1$, el valor de m_l debe ser 0, +1 o -1.
- c) Prohibida. Si $l = 2$, el valor de m_l debe ser 0, ± 1 , ± 2 .
- d) **Posible**. Todos los valores de los números cuánticos son correctos.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2014).

2.367. ¿Cuántos electrones desapareados tiene un átomo de P en su estado fundamental?

- a) 1
- b) 3
- c) 5
- d) 7

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

La estructura electrónica abreviada del P ($Z = 15$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$:

$3s$	$3p$		
$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow

Como se observa, el P presenta **3 electrones desapareados**.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2011).

2.368. ¿Cuál es la diferencia de energía, en eV, entre el estado fundamental del hidrógeno y el estado excitado en el que su electrón emite un fotón de longitud de onda igual a 125 nm para volver al estado fundamental?

- a) 13,6 eV
- b) 9,9 eV
- c) 10,2 eV
- d) 1,21 eV

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

La energía asociada a un fotón puede calcularse por medio de la ecuación de Planck (1900):

$$\Delta E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la energía es:

$$\Delta E = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{125 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 9,92 \text{ eV}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.369. Los átomos de hidrógeno pueden absorber radiación ultravioleta de longitud de onda 1.216 Å. ¿Entre qué niveles tiene lugar esta transición electrónica?

- $n = 1, m = 2$
- $n = 1, m = 3$
- $n = 1, m = 4$
- $n = 2, m = 3$

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

La ecuación que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

La radiación UV produce saltos electrónicos asociados a la serie de Lyman ($n = 1$).

El salto que se produce para la longitud de onda propuesta es desde o hasta el nivel:

$$\frac{1}{1,216 \text{ Å}} \cdot \frac{1 \text{ Å}}{10^{-10} \text{ m}} = (1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}) \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{m^2} \right) \rightarrow m = 2$$

Se trata del salto electrónico entre los niveles $n = 1$ y $m = 2$.

La respuesta correcta es la **a**.

2.370. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tiene el ion $^{55}\text{Mn}^{2+}$?

- 25, 30 y 23
- 25, 55 y 23
- 27, 30 y 25
- 30, 25 y 28

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El manganeso (Mn) es un elemento que pertenece al grupo 7 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$. Sumando los superíndices se observa que tiene 28 electrones y **25 protones**. Como su número másico es 55 contiene, $(55 - 25) = 30$ neutrones. Como el catión Mn^{2+} tiene dos cargas positiva, significa que tiene dos electrones menos, es decir, **23 electrones**.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en La Rioja 2007).

2.371. Las configuraciones electrónicas del Fe y Fe^{3+} en su estado fundamental son, respectivamente:

- | <u>Fe</u> | <u>Fe^{3+}</u> |
|----------------------------|------------------------------------|
| a) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ | $[\text{Ar}] 4s^2 3d^3$ |
| b) $[\text{Ar}] 4s^1 3d^7$ | $[\text{Ar}] 4s^1 3d^4$ |
| c) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ | $[\text{Ar}] 3d^5$ |
| d) $[\text{Ar}] 3d^8$ | $[\text{Ar}] 3d^5$ |

(O.Q.L. Baleares 2015)

El **hierro (Fe)** es un elemento que pertenece al grupo 8 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$, y si cede tres electrones, los dos del orbital 4s y otro de uno de los orbitales 3d se transforma en el ion Fe^{3+} cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3d^5$.

La respuesta correcta es la **c**.

2.372. El primer estado excitado de la molécula de oxígeno, llamado oxígeno singlete, presenta excelentes propiedades oxidantes, lo que puede aprovecharse en la síntesis de nuevos compuestos químicos, en la oxidación de materia orgánica presente en aguas contaminadas y se está investigando su uso en la erradicación de células tumorales. Sabiendo que la diferencia de energía entre el nivel fundamental y el estado excitado es de $94,3 \text{ kJ mol}^{-1}$, calcule la longitud de onda asociada a este tránsito:

- a) $1,3 \cdot 10^{-9} \text{ m}$
- b) $2,6 \cdot 10^3 \text{ } \mu\text{m}$
- c) 1.300 nm
- d) $1,3 \cdot 10^{-3} \text{ } \mu\text{m}$
- e) $2,6 \cdot 10^{-3} \text{ m}$

(O.Q.L. Madrid 2015)

La energía asociada al tránsito electrónico es:

$$\frac{94,3 \text{ kJ}}{\text{mol O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_2} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 1,57 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda es:

$$\lambda = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{1,57 \cdot 10^{-19} \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 1,27 \cdot 10^3 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.373. La resonancia magnética nuclear del isótopo ^{13}C es una técnica habitualmente empleada para determinar la estructura de compuestos orgánicos. El número de neutrones de este isótopo es:

- a) 6
- b) 13
- c) 8
- d) 7
- e) 12

(O.Q.L. Madrid 2015)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico \rightarrow indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El carbono (C) es un elemento que pertenece al grupo 14 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^2$. Sumando los superíndices se obtiene que su número atómico es, $Z = 2 + 2 + 2 = 6$.

El número de neutrones de un átomo viene dado por la diferencia entre el número másico y el número atómico, en este caso es, $(13 - 6) = 7$.

La respuesta correcta es la **d**.

2.374. Referido al modelo para el átomo de hidrógeno, propuesto en 1913 por el científico atómico Niels Bohr, ¿cuál de las siguientes proposiciones no es cierta?

- a) Utiliza ideas cuánticas.
- b) Permite justificar que los espectros son discontinuos.
- c) Los radios de las órbitas permitidas son proporcionales al número cuántico principal n .
- d) Se basa en el modelo de átomo nuclear de E. Rutherford.
- e) El momento angular de las órbitas permitidas es proporcional al número cuántico principal n .

(O.Q.L. Madrid 2015)

- a) Cierto. En todas las ecuaciones del modelo de Bohr (1913) aparece la constante de Planck, h .
- b) Cierto. El segundo postulado de Bohr dice que:

“los electrones al girar en órbitas estacionarias no emiten energía, pero cuando un electrón salta entre dos niveles cuánticos absorbe o emite una energía en forma de radiación electromagnética que es igual a la diferencia de energía, $h\nu$, existente entre los dos niveles en los que tiene lugar la transición”.

Por este motivo, los espectros atómicos son discontinuos.

- c) Cierto. De acuerdo con el modelo de Bohr, la ecuación que permite calcular el radio de la órbita es:

$$r = \frac{h^2 \varepsilon_0}{\pi m e^2} \cdot n^2 \quad \rightarrow \quad \begin{cases} m = \text{masa del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \varepsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es n , cuyos valores 1, 2, 3,... determinan el radio de la órbita del electrón.

- d) **Falso**. El modelo de Rutherford (1911) establece que el electrón puede girar a cualquier distancia del núcleo y, por ello, tener cualquier valor de la energía.
- e) Cierto. El primer postulado de Bohr establece que:

“los electrones en sus giros en torno al núcleo no emiten energía y aunque están gobernados por ecuaciones clásicas, solo son posibles las órbitas que cumplen la condición de cuantización”.

Su expresión matemática es:

$$m v r = \frac{n h}{2\pi} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} m = \text{masa del electrón} \\ v = \text{velocidad del electrón} \\ r = \text{radio de la órbita} \\ h = \text{constante de Planck} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal} \end{cases}$$

La condición de cuantización es que el momento angular, $m v r$, es un múltiplo entero de $nh/2\pi$.

La respuesta correcta es la **d**.

2.375. La configuración electrónica del ion ${}_{27}\text{Co}^{2+}$ es:

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^2$

(O.Q.L. La Rioja 2015)

La configuración electrónica del ${}_{27}\text{Co}$ es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$, y si cede los dos electrones situados en el orbital $4s$ se transforma en el ion Co^{2+} cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7$.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a las propuestas en Castilla y León 1999 y 2011).

2.376. Los números cuánticos de el/los electrón/electrones de la capa de valencia del ${}_{13}\text{Al}$ son:

- a) $(2, 0, 0, \pm\frac{1}{2})$ y $(2, 1, -1, \pm\frac{1}{2})$
- b) $(3, 1, -1, \pm\frac{1}{2})$
- c) $(3, 0, 0, \pm\frac{1}{2})$ y $(3, 1, -1, \pm\frac{1}{2})$
- d) $(2, 1, -1, \pm\frac{1}{2})$

(O.Q.L. La Rioja 2015)

La estructura electrónica abreviada del Al ($Z = 13$) es, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$. Como se observa, tiene tres electrones en la su capa de valencia:

- dos en el orbital $3s$ cuyos números cuánticos son:
 - $n = 3$ (tercer nivel de energía)
 - $l = 0$ (subnivel de energía s)
 - $m_l = 0$ (el subnivel s tiene un único orbital $3s$)
 - $m_s = \pm\frac{1}{2}$ (espín del electrón)
- uno en el orbital $3p$ cuyos números cuánticos son:
 - $n = 3$ (tercer nivel de energía)
 - $l = 1$ (subnivel de energía p)
 - $m_l = 1, 0, -1$ (indistintamente, ya que el subnivel p está triplemente degenerado, es decir, tiene 3 orbitales diferentes p_x, p_y, p_z)
 - $m_s = \pm\frac{1}{2}$ (espín del electrón)

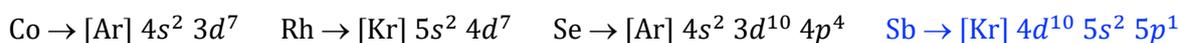
La respuesta correcta es la c.

2.377. ¿A qué elemento químico, representaría el conjunto de números cuánticos: $n = 5$; $l = 1$ y $m_l = 0$; de un electrón de valencia de un átomo en su estado fundamental?

- a) Co
- b) Rh
- c) Se
- d) Sb

(O.Q.L. Galicia 2015)

Las configuraciones electrónicas abreviadas en el estado fundamental de los elementos propuestos son:



Un elemento cuyo electrón electrón de valencia posea el siguiente conjunto de números cuánticos:

- $n = 5$ (debe pertenecer al quinto periodo o nivel de energía)
- $l = 1$ (se trata del subnivel p)
- $m_l = 0$ (se trata de uno de los tres orbitales p)

De los elementos propuestos, aquél cuyo electrón de valencia tiene esos números cuánticos es el Sb (antimonio).

La respuesta correcta es la d.

(Cuestión similar a la propuesta en Galicia 2014).

2.378. La configuración electrónica de un ion dipositivo viene dada por $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Del elemento se puede afirmar que:

- a) El elemento pertenece al periodo 3.
- b) El elemento tiene de número atómico 16.
- c) Es un gas noble.
- d) El elemento es un metal.

(O.Q.L. Asturias 2015)

Como se trata de un ion dipositivo quiere decir que la configuración del átomo neutro debe tener dos electrones más y debe ser, $[\text{Ar}] 4s^2$.

- a) Falso. El valor máximo de $n = 4$ indica que este elemento se encuentra en cuarto periodo de la tabla periódica.
- b) Falso. Sumando los superíndices de la configuración electrónica se obtiene que su número atómico es, $Z = 20$.
- c) Falso. Para que se tratase de un gas noble no debería haberse comenzado a llenar el subnivel $4s$.
- d) **Verdadero**. Tiene dos electrones de valencia por lo que el elemento pertenece al grupo 2 de **metales alcalinotérreos**.

La respuesta correcta es la **d**.

2.379. Todas las especies que se citan tienen el subnivel completo excepto:

- a) Cu^{2+} $Z(\text{Cu}) = 29$
 b) Zn^{2+} $Z(\text{Zn}) = 30$
 c) Ga^{3+} $Z(\text{Ga}) = 31$
 d) Ag^+ $Z(\text{Ag}) = 47$

(O.Q.L. Asturias 2015)

El principio de máxima multiplicidad de Hund (1927) dice:

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”.

- a) El Cu ($Z = 29$) tiene la estructura electrónica abreviada $[\text{Ar}] 4s^2 3d^9$. Aunque al desaparecer el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ se incumple el principio de mínima energía que dice:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

se consigue una nueva estructura electrónica, más estable, $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Si se eliminan los dos electrones más externos, uno del orbital $4s$ y otro de uno de los orbitales $3d$ se transforma en el ion Cu^{2+} cuya estructura electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 3d^9$. Como se observa, **tiene el subnivel d incompleto**:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

- b) El zinc ($Z = 30$) tiene la estructura electrónica abreviada $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$, y si se eliminan los dos electrones del orbital $4s$ se transforma en el ion Zn^{2+} cuya estructura electrónica es $[\text{Ar}] 3d^{10}$ que tiene el subnivel d completo:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

- c) El galio ($Z = 31$) tiene la estructura electrónica abreviada $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^1$, y si se eliminan tres electrones, dos del orbital $4s$ y otro de uno de los orbitales $4p$, se transforma en el ion Ga^{3+} cuya estructura electrónica es $[\text{Ar}] 3d^{10}$ que tiene el subnivel d completo:

4s	3d					4p		
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓			

- d) El caso de Ag ($Z = 47$) es similar al de Cu ($Z = 29$). Tiene la estructura electrónica abreviada, $[\text{Kr}] 5s^2 4d^9$. Aunque al desaparecer el electrón del orbital $5s$ y promocionarlo al orbital $4d$ se incumple el

principio de mínima energía pero se consigue una nueva estructura electrónica, más estable, $[\text{Kr}] 5s^1 4d^{10}$, y si se elimina el electrón situado en el orbital $5s$ se transforma en el ion Ag^+ cuya estructura electrónica es $[\text{Kr}] 4d^{10}$ que tiene el subnivel d completo:

5s	4d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

La respuesta correcta es la **a**.

2.380. Desde hace mucho tiempo los pirotécnicos, para dar colores a sus fuegos artificiales, añaden sales de algunos elementos junto con la pólvora que hacen explotar. Así, si quieren obtener un color amarillo puede utilizar alguna sal de sodio. Esto debe ser porque:

- El Na tiene una energía de ionización relativamente baja.
- La diferencia de energía entre dos orbitales del átomo de Na corresponde a la longitud de onda del color amarillo.
- El Na metal finamente dividido tiene un color amarillo.
- Los elementos alcalinos cuando se funden inician el ciclo de Born-Haber.

(O.Q.L. Murcia 2015)

La combustión de la pólvora es un proceso exotérmico y la energía desprendida en él es absorbida por los electrones del sodio añadido a esta, de forma que saltan a niveles de energía superior dando lugar a un estado excitado de los átomos de sodio. Para estabilizarse devuelven esa energía absorbida en forma de radiación electromagnética visible con una longitud de onda correspondiente al color amarillo.

La respuesta correcta es la **b**.

2.381. Wilhelm C. Roentgen se hizo famoso cuando:

- Descubrió la radiactividad..
- Postuló la existencia del neutrón.
- Descubrió una radiación de longitud de onda muy corta.
- Bombardeó delgadas láminas de oro con partículas alfa.

(O.Q.L. Murcia 2015)

W.C. Roentgen (1895) descubrió los RX trabajando con un tubo de rayos catódicos modificado **al observar la emisión de una radiación de longitud de onda muy corta** que atravesaba las paredes.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2007).

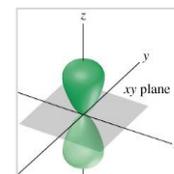
2.382. ¿En cuál de los siguientes orbitales atómicos es nula la probabilidad de encontrar el electrón en la dirección del eje x?

- p_x
- p_z
- s
- $d_{x^2-y^2}$

(O.Q.L. Murcia 2015)

De los orbitales atómicos propuestos, el único en el que es nula la probabilidad de encontrar al electrón en la dirección del eje x es el **orbital p_z** que tiene dos lóbulos según la dirección del eje z, por lo que la probabilidad de encontrar un electrón solo es posible en esa dirección.

La respuesta correcta es la **b**.



2.383. ¿Cuál es la configuración electrónica más probable para el Na^+ en su estado más estable?

- a) $1s^2 2s^2 2p^5$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- d) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^2$

(O.Q.L. Murcia 2015)

El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, y se elimina el electrón del orbital 3s se transforma en el ion Na^+ cuya estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6$.

La respuesta correcta es la **b**.

2.384. El principio que define el orden de los niveles de energía en el que llenan los electrones se conoce como:

- a) Principio de Aufbau.
- b) Principio de ocupación.
- c) Regla de Hund.
- d) Principio de exclusión de Pauli.
- e) Principio de Heisenberg.

(O.Q.L. País Vasco 2015)

El orden que siguen los electrones para llenar los orbitales atómicos se conoce como Principio de Aufbau o de construcción y consta de tres principios o reglas:

- de mínima energía
- de máxima multiplicidad o regla de Hund
- de exclusión de Pauli.

La respuesta correcta es la **a**.

2.385. El número atómico del Co es 27. Si el Rh está exactamente debajo del Co en la tabla periódica, el ion Rh(II) tiene una configuración:

- a) d^8
- b) d^7
- c) d^6
- d) d^5
- e) d^4

(O.Q.L. País Vasco 2015)

Cobalto (Co) y rodio (Rh) son elementos que pertenecen al grupo 9 de la tabla periódica, por lo que la estructura electrónica externa de ambos es $ns^2 (n-1)d^7$. Para el Co ($n=4$) ya que se encuentra en el cuarto periodo y para Rh ($n=5$) ya que se encuentra en el quinto, por tanto, la estructura electrónica abreviada del Rh es $[\text{Kr}] 5s^2 4d^7$, y si cede los dos electrones situados en el orbital 5s se transforma en el ion Rh(II) cuya estructura electrónica es $[\text{Kr}] 4d^7$.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997, País Vasco 2011 y 2013).

2.386. Si la configuración electrónica de un átomo es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. Indique cuál es la afirmación correcta:

- a) Al pasar a la configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ se forma un anión.
- b) Su configuración es la más estable.
- c) Su número atómico es 19.
- d) Pertenece al grupo de los alcalinos.
- e) Pertenece al grupo de los alcalinotérreos.

(O.Q.L. País Vasco 2015)

- a) Incorrecta. Al perder dos electrones, el átomo queda cargado positivamente y se forma un catión.
- b) Incorrecta. La configuración más estable le correspondería a la del catión del apartado anterior, ya que coincide con la de un gas noble.
- c) Incorrecta. Sumando los superíndices se sabe que el átomo tiene 20 electrones, por tanto, su número atómico es 20.
- d) Incorrecta. Pertenece al grupo 2 ya que tiene dos electrones en su capa más externa.
- e) **Correcta.** El grupo 2 es de los **metales alcalinotérreos**.

La respuesta correcta es la **e**.

(Cuestión similar a la propuesta en País Vasco 2011).

2.387. La configuración electrónica externa supuesta para el elemento 112 es:

- a) $6d^{10} 7s^2 7p^1$
 b) $6d^{10} 7s^2 7p^2$
 c) $5f^{14} 6d^{10} 7s^1$
 d) $5f^{14} 6d^{10} 7s^2$

(O.Q.L. Valencia 2015)

La configuración electrónica abreviada del elemento de número atómico 112 es, $[Rn] 5f^{14} 7s^2 6d^{10}$. De acuerdo con la misma, este elemento pertenece al grupo 12 de la tabla periódica.

La respuesta correcta es la **d**.

2.388. Considerando el núcleo de un átomo del isótopo 198 del oro ($Z = 79$), ¿cuál es el porcentaje de neutrones?

- a) 68,29 %
 b) 50,13 %
 c) 70,58 %
 d) 60,10 %

(O.Q.L. Extremadura 2015)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El número de protones es 79 y el de neutrones ($198 - 79$) = 119.

El porcentaje de neutrones del núcleo es:

$$\frac{119 \text{ neutrones}}{198 \text{ nucleones}} \cdot 100 = 60,1 \%$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2009).

2.389. Un isótopo de número de masa igual a 36 tiene 4 neutrones más que protones. Se trata del elemento:

- a) Azufre
 b) Cloro
 c) Argón
 d) Flúor

(O.Q.L. Extremadura 2015)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.

- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

Llamando x al número de protones e y al de neutrones, se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\left. \begin{array}{l} x \text{ protones} + y \text{ neutrones} = 36 \\ y \text{ neutrones} - x \text{ protones} = 4 \end{array} \right\} \rightarrow \begin{cases} x = 16 \text{ protones} \\ y = 20 \text{ neutrones} \end{cases}$$

El elemento que posee 16 protones es el **azufre**.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2010).

2.390. Un electrón que tiene $n = 3$ y $m_l = 0$:

- Debe tener $m_s = \pm \frac{1}{2}$.
- Debe tener $l = 1$.
- Puede tener $l = 0, 1$ o 2 .
- Debe tener $l = 2$.

(O.Q.L. Extremadura 2015)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Si el valor del número cuántico n es 3 quiere decir que los valores posibles del número l son **0, 1 y 2**.

La respuesta correcta es la **c**.

2.391. Sin hacer cálculos detallados, determine cuál de las siguientes longitudes de onda representa la luz de frecuencia más alta:

- $5,9 \cdot 10^{-4}$ cm
- 1,13 mm
- 860 Å
- 6,92 μ m

(O.Q.L. Extremadura 2015)

La frecuencia y la longitud de onda de una radiación electromagnética están relacionadas mediante la ecuación:

$$c = \lambda \nu$$

por tanto, la radiación que presente menor longitud de onda será la que tenga mayor frecuencia, que de las propuestas es **860 Å**.

La respuesta correcta es la **c**.

2.392. ¿Cuál de los siguientes diagramas de orbitales es el correcto para la configuración electrónica del estado fundamental del fósforo ($Z = 15$)?

	3s		3p		
a) [Ne]	↑↑	↑	↑	↑	↑
b) [Ne]	↑↓	↑	↑	↑	↑
c) [Ne]	↑↓	↑↓	↑		
d) [Ne]	↑↓	↑	↑	↑	↓

(O.Q.L. Extremadura 2015)

Para que un átomo se encuentre en un estado fundamental todos sus electrones deben cumplir los principios del proceso "aufbau":

- Principio de mínima energía:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”.

- Principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”.

- Principio de exclusión de Pauli (1925):

“en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos”

La configuración electrónica abreviada en el estado fundamental del fósforo ($Z = 15$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$. De acuerdo con los tres principios, le corresponde una distribución electrónica en los orbitales $3s$ y $3p$:

3s	3p		
↑↓	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la **b**.

2.393. El átomo de cobre (número atómico 29), se puede presentar en dos formas catiónicas diferentes con distinto estado de oxidación cada una. Diga si alguno de estos dos iones es paramagnético.

a) Los dos iones son paramagnéticos.

b) Solo el catión de mayor estado de oxidación es paramagnético.

c) Solo el catión de menor estado de oxidación es paramagnético.

d) Ninguno de los dos cationes es paramagnético.

(O.Q.N. Alcalá 2016)

El cobre ($Z = 29$) tiene la estructura electrónica abreviada $[\text{Ar}] 4s^2 3d^9$. Aunque al desaparecer el electrón del orbital $4s$ y promocionarlo al orbital $3d$ se incumple el principio de mínima energía que dice:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

se consigue una nueva estructura electrónica, más estable, $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

El cobre presenta dos cationes con estados de oxidación $+1$ y $+2$.

▪ El ion Cu^+ pierde un electrón del orbital más externo $4s$ y la distribución de los electrones en los orbitales queda como:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no presenta ningún electrón desapareado por lo que no es una especie paramagnética.

▪ El ion Cu^{2+} pierde dos electrones, uno del orbital más externo $4s$ otro de un orbital $3d$, y la distribución de los electrones en los orbitales queda como:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, presenta un electrón desapareado, por tanto, **sí es una especie paramagnética**.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla-La Mancha 2005).

2.394. De acuerdo con el principio de incertidumbre de Heisenberg:

- No se puede conocer con exactitud la velocidad de una partícula y su carga.
- No se puede conocer la trayectoria del electrón.
- Solo se puede conocer la carga del electrón si su trayectoria es elíptica.
- Solo se puede conocer la velocidad de un electrón si su trayectoria es elíptica.

(O.Q.N. Alcalá 2016)

El principio de indeterminación o incertidumbre propuesto por W. Heisenberg (1927) dice:

“es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado”.

Su expresión matemática es:

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{4\pi} \rightarrow \begin{cases} \Delta x = \text{incertidumbre de la posición de la partícula} \\ \Delta p = \text{incertidumbre del momento (velocidad) de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

Si no se puede conocer, de forma exacta, la posición, tampoco es posible conocer la trayectoria.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1997).

2.395. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas puede corresponderle a un átomo en su estado fundamental?

- $1s^2 2s^2 3s^2 3p^6$
- $1s^2 2s^3 3p^6$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3p^6 3d^7$
- $1s^2 2s^2 3p^6$

(O.Q.N. Alcalá 2016)

a-d) Verdadero. Las configuraciones electrónicas $1s^2 2s^2 3s^2 3p^6$ y $1s^2 2s^2 3p^6$ corresponden a estados excitados ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, se deberían haber empezado a llenar los orbitales $2p$ antes que el $3s$ y $3p$, respectivamente.

b) Falso. La configuración electrónica $1s^2 2s^3 3p^6$ corresponde a un estado imposible ya que de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925):

“en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos”

por lo que no puede haber tres electrones en el orbital $2s$.

c) Falso. La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3p^6 3d^7$ corresponde a un estado imposible ya que el subnivel $3p$ repetido aparece dos veces.

Ninguna respuesta es correcta.

2.396. En relación con el desarrollo de la teoría cuántica y la doble naturaleza de las partículas, indique desde el punto de vista cronológico, la secuencia correcta de la aportación de los siguientes científicos:

- Einstein, Planck, de Broglie y Schrödinger
- Planck, de Broglie, Schrödinger y Einstein
- Planck, Einstein, de Broglie y Schrödinger
- de Broglie, Einstein, Planck y Schrödinger

(O.Q.N. Alcalá 2016)

▪ Max Planck (1900) rechaza la idea clásica para explicar la radiación de la energía por parte de los cuerpos al ser calentados de que la energía puede tomar cualquier valor y propone la hipótesis cuántica:

“La energía radiada sólo puede ser emitida o absorbida en forma de paquetes, cantidades discretas de valor $h\nu$, llamadas cuantos de energía.”

- **Albert Einstein (1905)** explica el efecto fotoeléctrico descubierto por H. Hertz. Propone que la energía de la radiación incidente está constituida por cuantos de magnitud $h\nu$ a los que se llama fotones.
- **Louis V. de Broglie (1924)** propone que los electrones tengan propiedades ondulatorias que permitan la explicación de los estados de energía estacionarios de los átomos como debidos al establecimiento de ondas estacionarias.
- **Erwin Schrödinger (1925)** propone una ecuación matemática, llamada ecuación de ondas, para describir el comportamiento de los electrones. Su forma general es la misma que la que describe el comportamiento de ondas reales tales como las que forma la cuerda de un violín.

$$\frac{d^2\Psi(x)}{dx^2} + \frac{8\pi^2m}{h^2}[E - V(x)]\Psi(x) = 0$$

ψ^2 mide la probabilidad de encontrar un electrón en un determinado instante dentro del átomo.

La respuesta correcta es la **c**.

2.397. ¿Cuál de las siguientes notaciones es correcta para designar un orbital *d*?

- $4d_{x^2-y^2}$
- $3d_{x^2+y^2}$
- $4d_{x^2+y^2}$
- $2d_{x^2+y^2}$

(O.Q.N. Alcalá 2016)

Los orbitales *d* ($l = 2$) por lo que aparecen a partir de $n = 3$ tienen las siguientes designaciones y geometrías:



La respuesta correcta es la **a**.

2.398. Indique, entre las siguientes, la combinación correcta de números cuánticos para un electrón de un átomo:

- $n = 2$ $l = 2$ $m_l = 0$ $m_s = +\frac{1}{2}$
- $n = 3$ $l = 2$ $m_l = 0$ $m_s = +\frac{1}{2}$
- $n = 3$ $l = 0$ $m_l = 1$ $m_s = -\frac{1}{2}$
- $n = 2$ $l = 1$ $m_l = -2$ $m_s = +\frac{1}{2}$
- $n = 3$ $l = 3$ $m_l = 1$ $m_s = -\frac{1}{2}$

(O.Q.L. País Vasco 2016)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

- Incorrecto. Si $n = 2$, el valor de l solo puede ser 0 o 1.
- Correcto.** Todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.
- Incorrecto. Si $l = 0$, el valor de m_l solo puede ser 0.
- Incorrecto. Si $l = 1$, el valor de m_l solo puede ser 0, +1 o -1.
- Incorrecto. Si $n = 3$, el valor de l solo puede ser 0, 1 o 2.

La respuesta correcta es la **b**.

2.399. Las partículas de un átomo usadas para calcular su masa relativa son:

- a) Solo los neutrones
- b) Solo los protones
- c) Solo los electrones
- d) Electrones, protones y neutrones
- e) Protones y neutrones

(O.Q.L. País Vasco 2016)

La masa atómica de un átomo depende de los **protones y neutrones** que este contenga, ambos con una masa aproximadamente de 1 u. La masa del electrón es despreciable, ya que es unas 1.840 veces menor que la masa del protón.

La respuesta correcta es la e.

2.400. La luz verde tiene una longitud de onda de 550 nm, mientras que la de la luz roja es de 660 nm. Con esta información se puede asegurar que:

- a) Las dos radiaciones tienen la misma energía.
- b) La luz verde es más energética que la roja.
- c) La luz roja es más energética que la verde.
- d) Las dos radiaciones son más energéticas que la luz ultravioleta.

(O.Q.L. Baleares 2016)

La energía correspondiente a una radiación electromagnética se calcula mediante la ecuación propuesta por Planck (1900):

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

Como se puede observar, la energía es inversamente proporcional a la longitud de onda, por tanto, **la luz verde (500 nm) tiene mayor energía que la luz roja (660 nm)**, y menos que la luz UV cuya longitud de onda es inferior a 400 nm.

La respuesta correcta es la b.

2.401. Considere la configuración electrónica del ion Zn^{2+} . ¿Cuál de los siguientes elementos tiene la misma configuración electrónica?

- a) Ga
- b) Ni
- c) Cu
- d) Ninguno de ellos tiene la misma configuración electrónica que el Zn^{2+} .

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

El zinc (Zn) es un elemento que pertenece al grupo 12 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2$, y si cede los dos electrones del orbital 4s se transforma en el ion Zn^{2+} cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3d^{10}$.

a) Falso. El galio (Ga) es un elemento que pertenece al grupo 13 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$. Esta configuración electrónica es diferente de la del ion Zn^{2+} .

b) Falso. El níquel (Ni) es un elemento que pertenece al grupo 10 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 3d^8 4s^2$. Esta configuración electrónica es diferente de la del ion Zn^{2+} .

c) Falso. El cobre (Cu) es un elemento que pertenece al grupo 11 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada debería ser $[\text{Ar}] 3d^9 4s^2$, aunque al desaparecer el electrón del orbital 4s y promocionarlo al orbital 3d se incumple el principio de mínima energía que dice:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

se consigue una nueva estructura electrónica abreviada $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$, que es más estable. Esta configuración electrónica es diferente de la del ion Zn^{2+} .

La respuesta correcta es la **d**.

2.402. Cuando se hace incidir una radiación cuya longitud de onda es 230 nm sobre una superficie de cesio, los electrones emitidos tienen una energía cinética de $2,40 \cdot 10^{-19}$ J. La energía de ionización del cesio es:

- a) 5,4 eV
- b) 376 kJ mol⁻¹
- c) $8,64 \cdot 10^{-19}$ J
- d) $5,5 \cdot 10^{-23}$ kcal

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

Aplicando la ecuación de Einstein (1905) para el efecto fotoeléctrico:

$$h \frac{c}{\lambda} = W_0 + E_k$$

donde W_0 es trabajo para arrancar fotoelectrones de la lámina metálica y su valor coincide con la energía de ionización del metal.

$$W_0 = \left[(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot \left(\frac{2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{230 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} \right) \right] - (2,40 \cdot 10^{-19} \text{ J}) = 6,24 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Cambiando las unidades:

$$\frac{6,24 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{\text{electrón}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ electrones}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = 376 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.403. El elemento del cuarto periodo de la tabla periódica cuya configuración electrónica en el estado fundamental presenta un mayor número de electrones desapareados es:

- a) Cromo
- b) Manganeso
- c) Hierro
- d) Cobalto

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

▪ El **cromo (Cr)** es un elemento que pertenece al grupo 6 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica abreviada debería ser $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$:

4s	3d				
↑↓	↑	↑	↑	↑	↑

aunque al desaparecer el electrón del orbital 4s y promocionarlo al orbital 3d se incumple el principio de mínima energía que dice:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

se consigue una nueva estructura electrónica abreviada $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ con una distribución de electrones en los orbitales 4s y 3d:

4s	3d				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

Como se observa, el **chromo** presenta **6 electrones desapareados**.

- El manganeso (Mn) es un elemento que pertenece al grupo 7 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica abreviada debería ser $[\text{Ar}] 4s^2 3d^5$ y de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d:

4s	3d				
↑↓	↑	↑	↑	↑	↑

Como se observa, el manganeso presenta 5 electrones desapareados.

- El hierro (Fe) es un elemento que pertenece al grupo 8 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica abreviada debería ser $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ y de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

Como se observa, el hierro presenta 4 electrones desapareados.

- El cobalto (Co) es un elemento que pertenece al grupo 9 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica abreviada debería ser $[\text{Ar}] 4s^2 3d^7$ y de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑

Como se observa, el cobalto presenta 3 electrones desapareados.

La respuesta correcta es la **a**.

2.404. El Cu y el Zn^+ :

- Tienen el mismo número de protones.
- Tienen la misma configuración electrónica.
- Son especies diamagnéticas.
- Tienen distinto número de electrones.

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

- El cobre (Cu) es un elemento que pertenece al grupo 11 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada debería ser $[\text{Ar}] 3d^9 4s^2$, aunque al desaparecer el electrón del orbital 4s y promocionarlo al orbital 3d se incumple el principio de mínima energía que dice:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

se consigue una nueva estructura electrónica abreviada $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$ que es más estable y a la que le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, presenta un electrón desapareado por lo que se trata de una especie paramagnética.

- El zinc (Zn) es un elemento que pertenece al grupo 12 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2$, y si cede uno de los electrones del orbital 4s se

transforma en el ion Zn^+ cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$, y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, presenta un electrón desapareado por lo que se trata de una especie paramagnética.

a) Falso. Los elementos se ordenan en la tabla periódica por su número atómico (número de protones), por tanto, es imposible que dos elementos distintos tengan el mismo número atómico.

b) **Verdadero**. Ambas especies son **isoelectrónicas** ya que tienen la misma configuración electrónica, $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$.

c) Falso. Tienen electrones desapareados, por lo que son especies paramagnéticas.

d) Falso. Según se ha visto en el apartado b).

La respuesta correcta es la **b**.

2.405. La longitud de onda de la radiación emitida cuando un electrón del hidrógeno pasa de un nivel de $n = 4$ a otro de $n = 2$ es:

a) 48,62 nm

b) 4,86 nm

c) 468,2 nm

d) $4,86 \cdot 10^{-9}$ m

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

La ecuación del modelo de Bohr (1913) que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_{\text{H}} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Los valores del número de ondas y de la longitud de onda para el salto propuesto son, respectivamente:

$$\frac{1}{\lambda} = (1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}) \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) = 2,057 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{2,057 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 486,2 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.406. En una célula fotoeléctrica el trabajo de extracción de un electrón del cátodo es 3,4 eV. Al hacer incidir sobre el cátodo una radiación monocromática de 224 nm se desprenderán electrones con una energía cinética igual a:

a) $8,87 \cdot 10^{-19}$ J

b) $5,45 \cdot 10^{-19}$ J

c) $3,42 \cdot 10^{-19}$ J

d) 5,54 eV

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

Aplicando la ecuación de Einstein (1905) para el efecto fotoeléctrico:

$$h \frac{c}{\lambda} = W_0 + E_{\text{k}}$$

donde W_0 es trabajo para arrancar fotoelectrones de la lámina metálica.

El valor de la energía cinética de los electrones arrancados es:

$$E_k = \left[(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot \left(\frac{2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{224 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} \right) \right] - \left[3,4 \text{ eV} \cdot \frac{1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} \right] = 3,42 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La respuesta correcta es la c.

2.407. Se hace incidir sobre el cátodo de una célula fotoeléctrica dos radiaciones de igual longitud de onda. La primera de intensidad I , y la segunda de intensidad $2I$. Se puede decir que:

- La energía de los electrones desprendidos por la segunda es mayor que la de los desprendidos por la primera.
- La velocidad de los electrones desprendidos por la primera será mayor que la de los desprendidos por la segunda.
- La energía y el número electrones desprendidos será igual en ambos casos.
- El número de electrones que desprende la segunda es mayor que el número de electrones que desprende la primera.

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

De acuerdo con la ecuación de Einstein (1905) para el efecto fotoeléctrico:

$$h \frac{c}{\lambda} = W_0 + E_k$$

- Si ambas radiaciones tienen la misma longitud de onda, la energía y, por tanto, la velocidad de los electrones emitidos es la misma.
- Si una radiación tiene una intensidad el doble que la otra quiere decir que contiene el doble de fotones, por tanto, desprende doble número de electrones.

La respuesta correcta es la d.

2.408. La definición de orbital atómico es:

- Función matemática que describe el movimiento de un electrón alrededor de un núcleo.
- Región del espacio, en condiciones normales, donde encontrar al electrón.
- Función matemática que proporciona una distribución estadística de densidad de carga negativa alrededor del núcleo.
- Función matemática de energía atómica.

(O.Q.L. Murcia 2016)

Un orbital atómico es una región del espacio con una cierta energía en la que existe una elevada probabilidad de encontrar un electrón y que viene descrito por una función matemática llamada función de onda, Ψ cuyo al valor elevado al cuadrado proporciona la distribución de carga alrededor del núcleo.

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 1997 y otras).

2.409. De las siguientes configuraciones electrónicas indique la que corresponde a un átomo en estado imposible:

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3 3p^5$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$

(O.Q.L. Murcia 2016)

- Falso. La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ corresponde a un estado fundamental ya que cumple el principio de mínima energía.
- Falso. La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1$ corresponde a un estado excitado ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, se debería haber completado el subnivel $3p$ antes de ocupar el $4s$.

c) **Verdadero**. La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3 3p^5$ corresponde a un estado imposible, ya que de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925):

“en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos”

por lo que no puede haber tres electrones en el orbital 3s.

d) Falso. La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$ corresponde a un estado excitado ya que de acuerdo con el principio de mínima energía, se debería haber completado el subnivel 3s antes de ocupar el 3p.

La respuesta correcta es la c.

2.410. Según la teoría atómica actual, se puede afirmar que el salto energético de un orbital 3s a otro 4s:

- a) Es imposible que se dé en el átomo de hidrógeno.
- b) Es idéntico para todos los átomos del tercer periodo.
- c) Es idéntico para todos los átomos del grupo de los halógenos.
- d) Es diferente si se compara un átomo de Na con uno de K.

(O.Q.L. Murcia 2016)

Teniendo en cuenta que la energía de un electrón en un nivel cuántico viene dada por la expresión:

$$E = -k \frac{Z^2}{n^2} \quad \text{siendo} \quad \begin{cases} k = \text{constante} \\ Z = \text{carga nuclear} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

La energía asociada al salto electrónico, ΔE , viene dada por la expresión:

$$\Delta E = E_2 - E_1 = k Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Como se puede observar, la energía del salto electrónico depende exclusivamente del valor de Z. Este valor es diferente para Na ($Z = 11$) y K ($Z = 19$).

La respuesta correcta es la d.

2.411. Los iones X^{2-} e Y^+ son isoelectrónicos ya que los elementos X e Y son:

- a) S y Na
- b) O y Li
- c) Se y Rb
- d) Te y K

(O.Q.L. Asturias 2016)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen idéntica estructura electrónica.

a) Falso. El azufre (S) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$, y si capta dos electrones y completa la última capa se transforma en el ion S^{2-} cuya configuración electrónica es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

▪ El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$, y si pierde el electrón del orbital 3s se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

Las especies S^{2-} y Na^+ no son isoelectrónicas.

b) Falso. El oxígeno (O) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$, y si capta dos electrones y completa la última capa se transforma en el ion O^{2-} cuya configuración electrónica es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

▪ El litio (Li) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^1$, y si pierde el electrón del orbital 2s se transforma en el ion Li^+ cuya configuración electrónica es $1s^2$.

Las especies O^{2-} y Li^+ no son isoelectrónicas.

c) **Verdadero.** El selenio (Se) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^4$, y si capta dos electrones y completa la última capa se transforma en Se^{2-} cuya configuración electrónica es $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^6$.

▪ El rubidio (Rb) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 5 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Kr] 5s^1$, y si pierde el electrón del orbital 5s se transforma en el ion Rb^+ cuya configuración electrónica es $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^6$.

Las especies Se^{2-} y Rb^+ son isoelectrónicas.

d) Falso. El telurio (Te) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 5 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Kr] 4d^{10} 5s^2 5p^4$, y si capta dos electrones y completa la última capa se transforma en Te^{2-} cuya configuración electrónica es $[Kr] 4d^{10} 5s^2 5p^6$.

▪ El potasio (K) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ar] 4s^1$, y si pierde el electrón del orbital 4s se transforma en el ion K^+ cuya configuración electrónica es $[Ne] 3s^2 3p^6$.

Las especies Te^{2-} y K^+ no son isoelectrónicas.

La respuesta correcta es la c.

2.412. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos no es correcta?

	n	l	m_l	m_s
a)	2	2	1	$+\frac{1}{2}$
b)	3	1	0	$-\frac{1}{2}$
c)	1	0	0	$-\frac{1}{2}$
d)	4	2	-1	$+\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

La combinación incorrecta es la a), ya que si $n = 2$, el valor de l solo puede ser 0 o 1.

La respuesta correcta es la a.

2.413. La configuración electrónica de un elemento en el estado fundamental es $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^5$, ¿cuál es la carga esperable para el anión monoatómico que forme este elemento?

- a) +4
- b) +2
- c) -1
- d) -2

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

Si un átomo de este elemento capta un electrón forma un anión con carga -1 y adquiere una configuración electrónica de gas noble, muy estable, $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^6$.

La respuesta correcta es la c.

2.414. ¿Cuál de las configuraciones de estado fundamental es incorrecta?

- a) Br ($Z = 35$): $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^5$
- b) K ($Z = 19$): $[Ar] 4s^1$
- c) Fe ($Z = 26$): $[Ar] 3d^5$
- d) Zn ($Z = 30$): $[Ar] 3d^{10} 4s^2$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

La configuración electrónica propuesta para el Fe ($Z = 26$) en su estado fundamental es incorrecta, ya que debería ser $[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$.

La respuesta correcta es la c.

2.415. La configuración electrónica del catión Fe^{2+} es:

- a) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$
- b) $[\text{Ar}] 3d^6$
- c) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$
- d) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$

(O.Q.L. Madrid 2016)

El hierro (Fe) es un elemento que pertenece al grupo 8 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$, y si cede los dos del orbital 4s se transforma en el ion Fe^{2+} cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3d^6$

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 3d:

4s	3d				
	↑↓	↑	↑	↑	↑

La respuesta correcta es la b.

2.416. La espectroscopía infrarroja es una de las múltiples técnicas utilizadas en los laboratorios de investigación para determinar la estructura de los compuestos químicos. En esta técnica, la radiación empleada excita los distintos modos de vibración de los enlaces de la molécula. Sabiendo que en el espectro infrarrojo de un compuesto una de las bandas tiene un número de ondas de 2.108 cm^{-1} , ¿cuál es la energía de un fotón necesario para excitar ese modo vibracional?

- a) $8,4 \cdot 10^{-20} \text{ J}$
- b) $4,2 \cdot 10^{-20} \text{ kJ}$
- c) $0,26 \text{ eV}$
- d) $2,6 \cdot 10^{-5} \text{ keV}$

(O.Q.L. Madrid 2016)

La energía del fotón puede calcularse por medio de la ecuación de Planck (1900):

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la energía de un fotón de 2.108 cm^{-1} es:

$$E = (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}) \cdot (2.108 \text{ cm}^{-1}) \cdot \frac{10^2 \text{ cm}}{1 \text{ m}} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 0,2617 \text{ eV}$$

La respuesta correcta es la c.

2.417. Un átomo del posee 48 neutrones y 37 electrones. Del mismo se puede afirmar que:

- a) Es un átomo inestable.
- b) No puede existir un átomo con esta combinación de número de neutrones y electrones.
- c) Su masa atómica relativa es 85.
- d) Su número atómico es 48.

(O.Q.L. Jaén 2016)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.

- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

Como el átomo tiene 37 electrones, su número de protones debe ser el mismo, por tanto, su número másico y su **masa atómica aproximada** será $(37 + 48) = 85$.

La respuesta correcta es la **c**.

2.418. ¿Cuántos electrones de un átomo pueden tener los números cuánticos $n = 4$ y $l = 0$?

- 1
- 2
- 4
- 8

(O.Q.L. Valencia 2016)

- Si el número cuántico $n = 4$, indica que se trata del cuarto nivel de energía.
- Si el número cuántico $l = 0$, indica que se trata de un subnivel de energía s .
- Si el número cuántico $l = 0$, el único valor posible del número cuántico magnético m_l , es 0, lo que indica que en el subnivel de energía s solo hay un orbital, que es el orbital $4s$.
- Como el número cuántico m_s solo puede tener los valores $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$, quiere decir que en cada orbital caben dos electrones con espines opuestos. Por tanto, el número total de electrones que caben en el orbital $4s$ es **2**.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2013).

2.419. ¿Cuál de las siguientes distribuciones electrónicas corresponde al estado fundamental del ion F^- ?

- | | | | | | | |
|----|-----------|-----------|-----------------------|-----------------------|-----------------------|-----------|
| | <u>1s</u> | <u>2s</u> | <u>2p_x</u> | <u>2p_y</u> | <u>2p_z</u> | <u>3s</u> |
| a) | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑ |
| b) | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑ | ↑ |
| c) | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | |
| d) | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑↑ | |

(O.Q.L. Valencia 2016)

Para que un átomo se encuentre en un estado fundamental todos sus electrones deben cumplir los principios del proceso "aufbau":

- Principio de mínima energía:

"los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes".

- Principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

"en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos".

- Principio de exclusión de Pauli (1925):

"en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos"

El flúor (F) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^5$, y si capta un electrón y completa el orbital $2p$ se transforma en el ion F^- cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6$. De acuerdo con los tres principios, la distribución de los electrones en los orbitales debe ser:

1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

La respuesta correcta es la **c**.

2.420. Cuando se irradia un átomo de potasio con una onda ultravioleta de longitud de onda $2,87 \cdot 10^{-7}$ m, se consigue ionizar el citado átomo. El valor de la energía de ionización del potasio, en kJ mol^{-1} , es:

- a) 471,4
- b) 42
- c) 371,4
- d) 417,4

(O.Q.L. Extremadura 2016)

La energía de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la energía de ionización de un átomo de potasio es:

$$E = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{2,87 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 6,92 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

El valor de la energía de ionización del potasio, expresado en kJ mol^{-1} es:

$$E = 6,92 \cdot 10^{-19} \frac{\text{J}}{\text{átomo}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 417 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la d.

2.421. La primera energía de ionización del cesio es $6,24 \cdot 10^{-19}$ J/átomo. ¿Cuál es la frecuencia mínima de radiación que se requiere para ionizar un átomo de cesio?

- a) $1,06 \cdot 10^{-15} \text{ s}^{-1}$
- b) $4,13 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$
- c) $9,42 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$
- d) $1,60 \cdot 10^{18} \text{ s}^{-1}$

(O.Q.N. El Escorial 2017)

La energía de la radiación está cuantizada de acuerdo con la expresión $\Delta E = h \nu$.

El valor de la frecuencia de la radiación necesaria para ionizar el átomo de cesio es:

$$\nu = \frac{6,24 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}} = 9,42 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

2.422. El espectro de emisión atómica del He se asemeja más al del:

- a) H
- b) Na
- c) Li^+
- d) He^+

(O.Q.N. El Escorial 2017)

De acuerdo con el modelo de Bohr, la energía de un electrón en un nivel cuántico, E_n , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_n = R_H \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} R_H = \text{constante de Rydberg} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	He	H	Na	He ⁺	Li ⁺
Z	2	1	11	2	3
Estr. elect.	1s ²	1s ¹	[Ne] 3s ¹	1s ¹	1s ²
Z _{ef} (aprox.)	2	1	1	1	2
n	1	1	3	1	1

El espectro de emisión del He se asemejará más al de la especie que tenga los valores más parecidos de n y Z_{ef} . De acuerdo con los valores la tabla, [se trata del Li⁺](#).

La respuesta correcta es la c.

2.423. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos, n , l , m_l y m_s , no es válida?

- a) 1, 1, 0, $-\frac{1}{2}$
- b) 2, 0, 0, $+\frac{1}{2}$
- c) 3, 1, 0, $+\frac{1}{2}$
- d) 4, 3, 2, $-\frac{1}{2}$

(O.Q.N. El Escorial 2017) (O.Q.L. Galicia 2018)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

La combinación no válida es la a), ya que si $n = 1$, el valor de l solo puede ser 0.

La respuesta correcta es la a.

2.424. Heisenberg llegó a la conclusión de que siempre existe incertidumbre en la medida de modo que es:

- a) Imposible determinar con exactitud y simultáneamente la velocidad y la longitud de onda de un electrón.
- b) Posible determinar con exactitud la velocidad pero no la masa de un electrón.
- c) Imposible determinar con exactitud y simultáneamente la velocidad y la masa de un electrón.
- d) Imposible determinar con exactitud y simultáneamente la velocidad y posición de un electrón.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

El principio de indeterminación o incertidumbre propuesto por W. Heisenberg (1927) dice:

[“es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento \(velocidad\) y posición de un electrón aislado”.](#)

Su expresión matemática es:

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{4\pi} \rightarrow \begin{cases} \Delta x = \text{incertidumbre de la posición de la partícula} \\ \Delta p = \text{incertidumbre del momento (velocidad) de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

La respuesta correcta es la b.

2.425. La longitud de la onda asociada a un neutrón ($m = 1,67 \cdot 10^{-27}$ kg) es 0,146 nm. Determine cuánto vale su energía cinética (en J).

- a) $6,17 \cdot 10^{-21}$ J
- b) $6,17 \cdot 10^{21}$ J
- c) $6,17 \cdot 10^{-20}$ J
- d) $7,16 \cdot 10^{-22}$ J

(O.Q.L. Extremadura 2017)

La ecuación propuesta por de Broglie (1924) relaciona el momento lineal de una partícula y la longitud de la onda electromagnética asociada a la misma es:

$$\lambda = \frac{h}{m v} \rightarrow \begin{cases} m = \text{masa de la partícula} \\ v = \text{velocidad de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

La velocidad a la que se mueve el neutrón es:

$$v = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}}{(1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}) \cdot (0,146 \text{ nm})} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 2,72 \cdot 10^3 \text{ m s}^{-1}$$

La energía cinética del neutrón es:

$$E_k = \frac{(1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}) \cdot (2,72 \cdot 10^3 \text{ m s}^{-1})^2}{2} = 6,18 \cdot 10^{-21} \text{ J}$$

La respuesta correcta es la a.

2.426. El número atómico de un ion viene dado por:

- La carga que tiene.
- El número de neutrones del núcleo atómico.
- Su masa atómica.
- El número de protones del núcleo atómico.

(O.Q.L. Extremadura 2017)

Un ion y el átomo del que procede tienen el mismo número atómico y solo se diferencian en el número de electrones que posee cada uno.

El número atómico de un elemento fue propuesto por H. Moseley (1914) para designar el **número de cargas positivas**, es decir, **de protones del núcleo** de cualquier átomo.

La respuesta correcta es la d.

2.427. Un electrón con $n = 4$ y $l = 2$:

- Debe tener $m_l = 3$.
- Debe tener $m_s = -\frac{1}{2}$.
- Puede tener $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$.
- Puede tener $m_l = -3$.

(O.Q.L. Extremadura 2017)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a-d) Falso. Los valores posibles de $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$.

c) **Verdadero.** Según se ha justificado en el apartado anterior.

d) Falso. El valor de m_s puede ser indistintamente $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$.

La respuesta correcta es la c.

2.428. El elemento Ar precede al K en la tabla periódica:

- El número atómico del ion K^+ es igual al del átomo de Ar.
- El número de electrones del ion K^+ es igual al del átomo de Ar.
- El número de neutrones del ion K^+ y el del átomo de Ar es el mismo.
- El ion K^+ y el átomo de Ar son isótopos.

(O.Q.L. Extremadura 2017)

Si el elemento Ar precede al elemento K en la tabla periódica, su número atómico es unidad menor, por lo que de acuerdo con el concepto de número atómico el Ar tiene un protón y un electrón menos que el K.

a) Falso. El ion K^+ tiene un protón más que el átomo de Ar, es decir, tienen diferente número atómico.

b) **Verdadero**. El ion K^+ tiene un electrón menos que el átomo de K y, por tanto, el mismo número de electrones que el átomo de Ar.

c) Falso. Sin conocer los números másicos de ambas especies es imposible determinar el número de neutrones que tienen.

d) El ion K^+ y el átomo de Ar no son isótopos, ya que para serlo deberían tener el mismo número atómico (no lo tienen) y diferente número másico (desconocido).

La respuesta correcta es la **b**.

(En Ciudad Real 1997 y otras se pregunta para el ion Na^+ y el átomo de Ne).

2.429. ¿Cuál (es) de las siguientes afirmaciones es (son) correcta (s)?

I. Un átomo excitado puede volver a su estado fundamental absorbiendo radiación electromagnética.

II. La energía de un átomo aumenta cuando emite radiación electromagnética.

III. La energía de una radiación electromagnética aumenta si aumenta su frecuencia.

IV. El electrón del átomo de hidrógeno en el nivel cuántico $n = 4$ pasa al nivel $n = 2$ emitiendo radiación electromagnética con la frecuencia apropiada.

V. La frecuencia y la longitud de onda de una radiación electromagnética son inversamente proporcionales.

a) II, III, IV

b) III, V

c) I, II, III

d) III, IV, V

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

I) Falso. Un átomo excitado para volver a su estado fundamental debe emitir radiación electromagnética.

II) Falso. Un átomo disminuye cuando emite radiación electromagnética.

III) **Verdadero**. De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), la relación entre la energía y la frecuencia de una radiación electromagnética viene dada por la ecuación:

$$E = h \nu$$

IV) **Verdadero**. Cuando el electrón del átomo de hidrógeno cae a un nivel cuántico inferior emite energía en forma de radiación electromagnética con la frecuencia adecuada.

V) **Verdadero**. La frecuencia y la longitud de onda de una radiación electromagnética están relacionadas mediante la ecuación:

$$c = \lambda \nu$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.430. Para el átomo neutro del elemento de número atómico 17 y número másico 35, la estructura electrónica (configuración electrónica) y los números cuánticos (n, l, m_l, m_s) del electrón más externo serán:

<u>Estructura</u>	<u>números cuánticos</u>
a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	(3, 1, -1, +1/2)
b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	(4, 1, +1, +1/2)
c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	(3, 1, +1, -1/2)
d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	(3, 1, -1, -1/2)

(O.Q.L. Asturias 2017)

La estructura electrónica del elemento con $Z = 17$ es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

Los valores de los números cuánticos del electrón desapareado ubicado en un orbital $3p$ pueden ser:

▪ $n = 3$ (tercer nivel de energía)

▪ $l = 1$ (subnivel de energía p)

- $m_l = 1, 0, -1$ (indistintamente, ya que el subnivel p está triplemente degenerado, es decir, el subnivel p tiene 3 orbitales diferentes p_x, p_y, p_z)
- $m_s = \pm\frac{1}{2}$ (espín del electrón)

De las combinaciones propuestas, la que corresponde a la estructura electrónica correcta es (3, 1, -1, + $\frac{1}{2}$).

La respuesta correcta es la a.

2.431. La energía que puede producir la fotodisociación del O₃ (ozono) es muy baja 105 kJ mol⁻¹. La longitud de onda de la radiación máxima que puede disociar a una molécula de ozono será.

- a) 1.142 nm
- b) 241 nm
- c) 710 nm
- d) 570 nm

(O.Q.L. Galicia 2017)

La energía para disociar la molécula de ozono es:

$$105 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 1,74 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda de dicha radiación es:

$$\lambda = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{1,74 \cdot 10^{-19} \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 1.142 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la a.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2007 y 2014).

2.432. El número de electrones que tiene el átomo de azufre en sus orbitales p es:

- a) 4
- b) 10
- c) 16
- d) 6

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

El azufre es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

El número de electrones alojados en los orbitales p es 10.

La respuesta correcta es la b.

2.433. Los iones Zn⁺ y el Ga²⁺:

- a) Tienen el mismo valor de Z.
- b) Tienen la misma configuración electrónica.
- c) Son diamagnéticos.
- d) Son isoelectrónicos con el Ca.

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

▪ El zinc (Zn) es un elemento que pertenece al grupo 12 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ar] $3d^{10} 4s^2$, y si cede uno de los electrones del orbital 4s se

transforma en el ion Zn^+ cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$, y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, presenta un electrón desapareado por lo que se trata de una especie paramagnética.

▪ El galio (Ga) es un elemento que pertenece al grupo 13 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada debería ser $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$, y si cede el electrón del orbital $4p$ se transforma en el ion Ga^{2+} cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$, y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no presenta electrones desapareados por lo que se trata de una especie diamagnética.

a) Falso. Los elementos se ordenan en la tabla periódica por su número atómico (número de protones), por tanto, es imposible que dos elementos distintos tengan el mismo número atómico.

b) **Verdadero**. Ambas especies **son isoelectrónicas** ya que tienen la misma configuración electrónica, $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$.

c) Falso. Ambas especies tienen electrones desapareados, por lo que son paramagnéticas.

d) Falso. El elemento cuyo símbolo es Ca es el calcio que pertenece al grupo 2 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada debería ser $[\text{Ar}] 4s^2$, que es diferente a las de las especies propuestas.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2016).

2.434. El elemento X de configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^4$ lo más probable es que pierda o gane electrones para formar un ion de valencia:

- a) -4
- b) +2
- c) -2
- d) +6

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

La valencia iónica se define como el número de electrones que un átomo gana o pierde para formar un ion con una configuración electrónica estable.

Si el elemento X gana dos electrones, completa su capa más externa y consigue una estructura electrónica muy estable de gas noble, $1s^2 2s^2 2p^6$, formando un ion cuya valencia iónica es **-2**.

La respuesta correcta es la **c**.

2.435. En el año 1999 se publicó un artículo en la revista Nature en el que se estudió por primera vez la dualidad onda-partícula de los fullerenos. Sabiendo que cada fullereno es una molécula individual formada por 60 átomos de carbono (C_{60}) y que en el experimento llevado a cabo por los investigadores las moléculas viajaban a una velocidad de 792 km h^{-1} , calcule la longitud de onda asociada que se registró.

- a) $2,50 \cdot 10^{-15} \text{ m}$
- b) $6,00 \cdot 10^{-13} \text{ m}$
- c) $2,52 \text{ pm}$
- d) 600 nm

(O.Q.L. Madrid 2017)

La ecuación propuesta por de Broglie (1924) relaciona el momento lineal de una partícula y la longitud de la onda electromagnética asociada a la misma es:

$$\lambda = \frac{h}{m v} \rightarrow \begin{cases} m = \text{masa de la partícula} \\ v = \text{velocidad de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

El valor de la longitud de la onda asociada es:

$$\lambda = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}}{(12,0 \cdot 60 \text{ u}) \cdot (792 \text{ km h}^{-1})} \cdot \frac{1 \text{ u}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ km}}{10^3 \text{ m}} \cdot \frac{3.600 \text{ s}}{1 \text{ h}} \cdot \frac{1 \text{ pm}}{10^{-12} \text{ m}} = 2,52 \text{ pm}$$

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia de D. Juan 2004).

2.436. La absorción de luz ultravioleta procedente del Sol se produce en la capa de ozono gracias, en parte, a la fotólisis de la molécula de O_3 según la reacción $\text{O}_3 + \text{luz} \rightarrow \text{O}_2 + \text{O}$. Sabiendo que un fotón de frecuencia $7,50 \cdot 10^8$ MHz es capaz de producir la fotólisis de una molécula de O_3 , calcule el valor de la energía molar de enlace O-O en dicha molécula.

- a) $4,97 \cdot 10^{-19} \text{ J mol}^{-1}$
- b) $71,9 \text{ kcal mol}^{-1}$
- c) 299 J mol^{-1}
- d) $1.240 \text{ kcal mol}^{-1}$

(O.Q.L. Madrid 2017)

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = h \nu$$

El valor de la energía es:

$$E = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (7,50 \cdot 10^8 \text{ MHz})}{\text{molécula}} \cdot \frac{10^6 \text{ Hz}}{1 \text{ MHz}} = 4,97 \cdot 10^{-19} \text{ J molécula}^{-1}$$

Cambiando las unidades:

$$E = \frac{4,97 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{\text{molécula}} \cdot \frac{1 \text{ cal}}{4,18 \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ kcal}}{10^3 \text{ cal}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ molécula}}{1 \text{ mol}} = 71,6 \text{ kcal mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la b.

2.437. En la observación astronómica del Sol es habitual utilizar un filtro llamado H- α , encargado de eliminar la radiación electromagnética correspondiente a la primera transición espectral de la serie de Balmer en el átomo de hidrógeno, que tiene lugar entre los niveles con números cuánticos principales $n = 2$ y $n = 3$. Calcule la longitud de onda asociada a dicha radiación.

- a) $6,56 \cdot 10^{-6} \text{ mm}$
- b) $6,56 \cdot 10^{-5} \text{ m}$
- c) $65,6 \text{ nm}$
- d) 6.563 \AA

(O.Q.L. Madrid 2017)

La ecuación del modelo de Bohr (1913) que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Los valores del número de ondas y la longitud de onda son, respectivamente:

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 1,524 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{1,524 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ \AA}}{10^{-10} \text{ m}} = 6.563 \text{ \AA}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.438. Indique cuál de las siguientes combinaciones son conjuntos válidos de números cuánticos para un electrón de un átomo de carbono en su estado fundamental es:

- a) (1, 0, 1, 1/2)
- b) (2, 2, -1, -1/2)
- c) (3, 1, -1, 1/2)
- d) (2, 0, 0, -1/2)

(O.Q.L. La Rioja 2017)

El carbono es un elemento perteneciente al grupo 14 y periodo 2 de la tabla periódica. Le corresponde una estructura electrónica abreviada [He] 2s² 2p². De acuerdo con ella, los valores que pueden tomar los sus electrones son:

$$n = 1 \text{ o } 2$$

$$l = 0 \text{ (si están en el subnivel } s) \text{ o } 1 \text{ (si están en el subnivel } p)$$

$$m_l = 0 \text{ (si se alojan en un orbital } s) \text{ o } 0, +1, -1 \text{ (si se alojan en un orbital } p)$$

$$m_s = \pm 1/2 \text{ (según cuál sea el espín del electrón)}$$

La única combinación válida es (2, 0, 0, -1/2) que corresponde a un electrón alojado en el orbital 2s.

La respuesta correcta es la **d**.

2.439. ¿Qué dos elementos poseen 2 electrones desapareados en su capa de valencia?

- a) Se y Sn
- b) Sb y Te
- c) Se y Al
- d) Ga y As

(O.Q.L. La Rioja 2017)

Teniendo en cuenta el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”.

▪ El selenio (Se) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 4 de la tabla periódica cuya estructura electrónica abreviada es [Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁴ y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 4s y 4p:

4s	4p		
↑↓	↑↓	↑	↑

Como se observa, el **Se** presenta **2 electrones desapareados**.

▪ El estaño (Sn) es un elemento que pertenece al grupo 14 y periodo 5 de la tabla periódica cuya estructura electrónica abreviada es [Kr] 4d¹⁰ 5s² 5p² y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 5s y 5p:

5s	5p		
↑↓	↑	↑	

Como se observa, el **Sn** presenta **2 electrones desapareados**.

▪ El antimonio (Sb) es un elemento que pertenece al grupo 15 y periodo 5 de la tabla periódica cuya estructura electrónica abreviada es $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^3$ y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 5s y 5p:

5s	5p		
↑↓	↑	↑	↑

Como se observa, el Sb presenta 3 electrones desapareados.

▪ El telurio (Te) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 5 de la tabla periódica cuya estructura electrónica abreviada es $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^4$ y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 5s y 5p:

5s	5p		
↑↓	↑↓	↑	↑

Como se observa, el Te presenta 2 electrones desapareados.

▪ El aluminio (Al) es un elemento que pertenece al grupo 13 y periodo 3 de la tabla periódica cuya estructura electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p:

3s	3p		
↑↓	↑		

Como se observa, el Al presenta 1 electrón desapareado.

▪ El galio (Ga) elemento que pertenece al grupo 13 y periodo 4 de la tabla periódica cuya estructura electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$ y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 4s y 4p:

4s	4p		
↑↓	↑		

Como se observa, el Ga presenta 1 electrón desapareado.

▪ Al arsénico (As) es un elemento que pertenece al grupo 15 y periodo 4 de la tabla periódica cuya estructura electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$ y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 4s y 4p:

4s	4p		
↑↓	↑	↑	↑

Como se observa, el As presenta 3 electrones desapareados.

La pareja de elementos propuestos que poseen 2 electrones desapareados es la formada por Se y Sn.

La respuesta correcta es la a.

2.440. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tiene el isótopo ^{22}Ne ?

- 12, 10 y 10
- 10, 12 y 12
- 11, 11 y 11
- 10, 12 y 10

(O.Q.L. La Rioja 2017)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El neón es un elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6$. Sumando los superíndices se observa que tiene 10 electrones, 10 protones y $(22 - 10) = 12$ neutrones.

La respuesta correcta es la **d**.

2.441. ¿Cuál de las siguientes especies tiene igual número protones, electrones y neutrones en la proporción 27 : 24 : 33?

- a) ^{47}Cr
- b) $^{60}\text{Co}^{3+}$
- c) $^{24}\text{Mg}^{2+}$
- d) $^{35}\text{Cl}^{-}$

(O.Q.L. La Rioja 2017)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico → indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El cobalto (Co) es un elemento que pertenece al grupo 9 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$. La suma de los superíndices indica que tiene 27 protones. Como se trata de un catión con carga 3+ el número de electrones es tres unidades inferior al de protones, 24 y su número de neutrones es $(60 - 27) = 33$.

La especie $^{60}\text{Co}^{3+}$ está integrada por 27 protones, 24 electrones y 33 neutrones.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en La Rioja 2012).

2.442. El átomo de Rutherford no puede explicar:

- a) La existencia de un núcleo atómico con carga positiva.
- b) La existencia de los electrones con carga negativa.
- c) Que los electrones no caigan al núcleo.
- d) Que los protones no caigan al núcleo.
- e) El espectro continuo de emisión de los átomos.

(O.Q.L. Jaén 2017)

El modelo atómico nuclear propuesto por E. Rutherford (1907) para explicar el experimento de la dispersión de las partículas α por finas láminas de oro era incapaz de explicar que los electrones no cayeran en el núcleo ya que se encontraba sujetos a leyes clásicas que proponían que cualquier partícula cargada en movimiento en el interior de un campo eléctrico debía emitir de forma continua radiación electromagnética, llamada radiación frenado, y por ello describir órbitas circulares, en las que iba disminuyendo el radio de forma paulatina, terminando por caer al núcleo.

La respuesta correcta es la **c**.

2.443. Si la configuración electrónica de un átomo es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$. Indique cuál es la afirmación correcta:

- a) Pertenece al grupo de los alcalinos.
- b) Al pasar a la configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ se forma un anión.
- c) Su configuración es la más estable.
- d) Su número atómico es 38.
- e) Pertenece al grupo de los alcalinotérreos.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

a) **Correcta**. El elemento pertenece al grupo 1 de la tabla periódica, metales alcalinos, ya que tiene un único electrón en su capa más externa.

b-c) **Incorrecta**. Si pierde el electrón situado en el orbital 5s forma un catión con carga +1 y adquiere una configuración muy estable de gas noble.

c) Incorrecta. Sumando los superíndices se sabe que el átomo tiene 39 electrones, por tanto, su número atómico es 39.

e) Incorrecta. Para pertenecer al grupo 2 de la tabla periódica, metales alcalinotérreos, su configuración electrónica externa debería ser $5s^2$.

La respuesta correcta es la a.

(Cuestión similar a la propuesta en País Vasco 2011 y País Vasco 2015).

2.444. El número atómico del Fe es 26. Si el Ru está exactamente debajo del Fe en la tabla periódica, el ion Ru(III) tiene una configuración:

- a) d^8
- b) d^7
- c) d^6
- d) d^5
- d) d^4

(O.Q.L. País Vasco 2017)

Hierro (Fe) y rutenio (Ru) son elementos que pertenecen al grupo 8 de la tabla periódica por lo que la estructura electrónica externa de ambos es $ns^2 (n-1)d^6$. Para el Fe ($n = 4$) ya que se encuentra en el cuarto periodo y para Ru ($n = 5$) ya que se encuentra en el quinto.

La estructura electrónica abreviada del Ru es $[\text{Kr}] 5s^2 4d^6$, y si cede los dos electrones del orbital 4s y otro de uno de los orbitales 5d se transforma en el ion Ru(III) cuya estructura electrónica es $[\text{Kr}] 4d^5$.

La respuesta correcta es la d.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997, País Vasco 2010 y otras).

2.445. Según el modelo atómico actual:

- a) Los electrones del orbital 2p describen movimientos que recuerdan el número 8.
- b) Los electrones están sometidos a fuerzas repulsión con otros electrones.
- c) Los electrones no tienen energía cinética.
- d) Los protones están deslocalizados.

(O.Q.L. Murcia 2017)

Los electrones que se encuentran dentro de un orbital atómico se encuentran sometidos a fuerzas de repulsión entre sí y con el resto de los electrones de los demás orbitales.

La respuesta correcta es la b.

2.446. Se conoce que la energía de ionización del H es 13,6 eV. De acuerdo con la teoría atómica actual, se puede afirmar que el incremento energético entre el orbital 1s y el 12s de este elemento:

- a) Es menor de 13,6 eV.
- b) Es imposible de alcanzar ya que los orbitales están espacialmente muy alejados.
- c) Tiene un valor igual a $13,6/12^2$.
- d) El H no tiene orbital 12s.
- e) Es mayor de 13,6 eV.
- f) Se puede lograr por calentamiento de los átomos de H.

(O.Q.L. Murcia 2017) (O.Q.L. Murcia 2018)

Teniendo en cuenta que la energía de un electrón en un nivel cuántico viene dada por la expresión:

$$E = -13,6 \frac{Z^2}{n^2}$$

Como para el hidrógeno, $Z = 1$, la diferencia de energía entre los orbitales 12s y 1s es:

$$\Delta E = E_{12} - E_1 = \left(-13,6 \frac{1}{12^2} \right) - \left(-13,6 \frac{1}{1^2} \right) = 13,5 \text{ eV}$$

Por tanto, se cumple la que energía necesaria para ese salto electrónico es **menor de 13,6 eV**, y esa energía puede ser comunicada por calentamiento de los átomos de hidrógeno.

Las respuestas correctas son **a** y **f**.

2.447. Un átomo de boro-10 (^{10}B) contiene:

- 5 protones, 5 electrones y 10 neutrones.
- 5 protones, 5 electrones y 5 neutrones.
- 6 protones, 6 electrones y 4 neutrones.
- 6 protones, 6 electrones y 16 neutrones.

(O.Q.L. Murcia 2017)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico \rightarrow indica el número de protones + neutrones de un átomo.

Como el boro tiene número atómico, $Z = 5$, el átomo de boro-10 contiene **5 protones** y $(10 - 5) = 5$ neutrones, y al tratarse de una especie neutra tiene **5 electrones**.

La respuesta correcta es la **b**.

2.448. Señale el orbital que queda designado por los números cuánticos $n = 3$, $l = 1$ y $m_l = 0$:

- $3s$
- $3p$
- $4p$
- $3d$

(O.Q.L. Murcia 2017)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

Se trata de un **orbital $3p$** ($n = 3$, $l = 1$, $m_l = -1, 0, 1$).

La respuesta correcta es la **b**.

2.449. Indique los valores de los números cuánticos n , l , m_l y m_s para describir el electrón de valencia más externo del elemento de número atómico 35:

- 3, 2, 0, $\frac{1}{2}$
- 3, 3, 1, $\frac{1}{2}$
- 4, 1, 2, $\frac{1}{2}$
- 4, 2, 1, $\frac{1}{2}$
- 4, 1, 1, $\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Granada 2017)

La estructura electrónica abreviada del elemento de número atómico $Z = 35$ es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$. El electrón más externo se encuentra en un orbital $4p$ por lo que sus números cuánticos son:

- $n = 4$ (cuarto nivel de energía)
- $l = 1$ (subnivel de energía p)
- $m_l = 1, 0, -1$ (indistintamente, ya que el subnivel p está triplemente degenerado, es decir, tiene 3 orbitales diferentes: p_x, p_y, p_z).
- $m_s = \pm \frac{1}{2}$ (espín del electrón)

De las combinaciones propuestas, la que corresponde a la estructura electrónica correcta es (4, 1, 1, +½).

La respuesta correcta es la e.

(Cuestión similar a la propuesta en Granada 2016).

2.450. ¿Cuántos fotones con una luz de longitud de onda 656 nm harán falta para suministrar una energía total de 1 J?

- a) $3,5 \cdot 10^{-28}$
- b) $3,0 \cdot 10^{-19}$
- c) $2,8 \cdot 10^{27}$
- d) $3,3 \cdot 10^{17}$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

La energía del fotón puede calcularse por medio de la ecuación:

$$E = h \frac{c}{\lambda}$$

El valor de la energía del fotón es:

$$E = (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot \frac{2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{656 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 3,03 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Relacionando la energía total con la energía de un fotón:

$$1 \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ fotón}}{3,03 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 3,30 \cdot 10^{18} \text{ fotones}$$

Ninguna respuesta es correcta.

(Cuestión similar a la propuesta en Oviedo 2002).

2.451. De acuerdo con la teoría de Bohr, ¿cuál de las siguientes transiciones en el átomo de hidrógeno, dará lugar a un fotón de menor energía?

- a) $n = 4$ a $n = 3$
- b) $n = 6$ a $n = 1$
- c) $n = 6$ a $n = 5$
- d) $n = 5$ a $n = 4$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

La energía, en kJ mol^{-1} , asociada a una transición electrónica se calcula mediante la expresión:

$$\Delta E = 1.312 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Por tratarse de energía emitida, el signo de todas ellas debe ser negativo.

Corresponde menor energía a la transición que tenga para un mayor valor de n_1 y un menor de n_2 , manteniendo la condición de que $n_1 < n_2$, es decir, la transición en la que el paréntesis tenga menor valor.

Transición	$\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$
4 → 3	0,0486
6 → 1	0,972
6 → 5	0,0122
5 → 4	0,0225

Se trata de la **transición electrónica 6 → 5** cuya energía es:

$$\Delta E_{6 \rightarrow 5} = 1.312 \text{ kJ} \cdot 0,0122 = 16,0 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Vigo 2006).

2.452. Para un átomo de hidrógeno excitado con el número cuántico $n = 9$, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?

- a) La energía del átomo es menor que la energía que tendría con un estado en el que $n = 8$.
- b) Si $l = 0$, hay nueve posibles valores para el número cuántico m_l .
- c) El electrón debe ocupar un orbital de tipo p .
- d) El número cuántico l puede tener los valores 0,1,2,3,4,5,6,7,8.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

a) Falso. Según el modelo de Bohr (1913), la energía, en J, correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{n^2}$$

Al ser un valor negativo, $E_9 > E_8$.

b) Falso. De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

Por tanto, si $l = 0$, entonces, $m = m_l$.

c) Falso. Si $n = 9$, el electrón puede ocupar cualquier orbital s, p, d, f, g, \dots

d) **Verdadero**. De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$$

La respuesta correcta es la d.

2.453. El orden de energía de los siguientes orbitales del átomo de H es:

- a) $1s < 2s = 2p < 3s$
- b) $1s < 2s < 2p < 3s$
- c) Depende del estado de excitación del átomo de hidrógeno.
- d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

De acuerdo con el diagrama propuesto por Moeller indica el orden de llenado de orbitales según energías crecientes para que un átomo que se encuentre en su estado fundamental o de mínima energía, pero ese orden puede alterarse en [función del estado de excitación energética](#) en el que se encuentre dicho átomo.

La respuesta correcta es la c.

2.454. Indique cuál o cuales de las siguientes afirmaciones son correctas para la especie $^{24}\text{Mg}^{2+}$:

- I. Tiene 10 electrones.
- II. Tiene 22 nucleones.
- III. Tiene tantos neutrones como todos los demás isótopos de Mg.
- IV. Tiene dos electrones de valencia.

- a) Las cuatro afirmaciones son correctas.
- b) Son correctas las afirmaciones II y IV.
- c) Sólo es correcta la afirmación IV.
- d) Sólo es correcta la afirmación I.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

I. Correcto. El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12. La configuración electrónica del ion Mg^{2+} es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que cede los dos electrones del subnivel $3s$ y queda con **10 electrones**.

II. Incorrecto. La especie tiene de número másico es 24, por tanto, contiene **24 nucleones**.

III. Incorrecto. Los diferentes isótopos de un elemento tienen **diferente número de neutrones**.

IV. Incorrecto. Al tener configuración electrónica externa de gas noble, $2s^2 2p^6$, tiene **8 electrones de valencia**.

La respuesta correcta es la **d**.

2.455. De acuerdo con el modelo atómico actualmente aceptado:

- a) Los electrones del orbital $2p$ describen movimientos que recuerdan el número 8.
- b) Los electrones están sometidos a fuerzas atractivas con el núcleo.
- c) No existe la posibilidad de un salto del electrón del H desde el orbital $1s$ al $3p$.
- d) La energía de los electrones del Ca puede tomar cualquier valor.

(O.Q.L. Murcia 2018)

Los electrones que se encuentran dentro de un orbital atómico se encuentran sometidos a fuerzas de atracción por parte del núcleo.

La respuesta correcta es la **b**.

2.456. Considerando el átomo de sodio y el ion sodio, indique cuál de las siguientes respuestas no es correcta:

- a) Las dos especies tienen el mismo número de nucleones.
- b) Las dos especies tienen el mismo número de protones.
- c) Las dos especies tienen el mismo número de electrones.
- d) Las dos especies tienen el mismo número de neutrones.

(O.Q.L. Extremadura 2018)

El **sodio** (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que le tiene una estructura electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^1$, y si cede el electrón del orbital $3s$ adquiere estructura electrónica, muy estable, de gas noble $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ que corresponde al **ion Na^+** , por tanto, ambas especies **tienen diferente número de electrones**.

La respuesta correcta es la **c**.

2.457. Sabiendo que la energía de enlace N-N es $225 \text{ kcal mol}^{-1}$, la longitud de onda de la radiación necesaria para romper este enlace entre los átomos de nitrógeno es:

- a) 127 nm
- b) 817 μm
- c) 0,492 μm
- d) 240 nm

(O.Q.L. Galicia 2018)

La energía para romper el enlace N-N es:

$$225 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ enlaces}} \cdot \frac{10^3 \text{ cal}}{1 \text{ kcal}} \cdot \frac{4,18 \text{ J}}{1 \text{ cal}} = 1,56 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de onda de dicha radiación es:

$$\lambda = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{1,56 \cdot 10^{-18} \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 127 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.458. La energía de ionización del litio es $8,60 \cdot 10^{-19}$ J/átomo. ¿Cuál es la longitud de onda mínima de la radiación que se requiere para ionizar un átomo de litio?

- a) 321 μm
 b) 491 nm
 c) 491 μm
 b) 231 nm

(O.Q.L. Galicia 2018)

De acuerdo con la ecuación de Planck (1900), se puede determinar la longitud de onda de la radiación necesaria para romper ese enlace:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la longitud de la radiación necesaria para ionizar el átomo de litio es:

$$\lambda = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{8,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 231 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la d.

2.459. El elemento del cuarto período con mayor número de electrones desapareados en el estado fundamental es el:

- a) Cromo
 b) Hierro
 c) Cobre
 d) Arsénico

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

a) **Verdadero.** El cromo (Cr) es un elemento que pertenece al grupo 6 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada en el estado fundamental debería ser $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$, aunque al desaparecer el electrón del orbital 4s y promocionarlo al orbital 3d se incumple el principio de mínima energía que dice que:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

se consigue una nueva estructura electrónica abreviada, $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ a la que le corresponde la siguiente distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d:

4s	3d				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

Como se observa, el Cr presenta 6 electrones desapareados.

b) Falso. El hierro (Fe) es un elemento que pertenece al grupo 8 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d:

4s	3d				
↑	↑	↑	↑	↑	

Como se observa, el Fe presenta 4 electrones desapareados.

c) Falso. El cobre (Cu) es un elemento que pertenece al grupo 11 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada en su estado fundamental debería ser $[\text{Ar}] 4s^2 3d^9$, aunque al desaparecer el electrón del orbital 4s y promocionarlo al orbital 3d se consigue una nueva estructura

electrónica abreviada, $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$ a la que, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, le corresponde la siguiente distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$:

$4s$	$3d$					
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, el Cu presenta 1 electrón desapareado.

d) Falso. El arsénico (As) es un elemento que pertenece al grupo 15 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica abreviada en su estado fundamental es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^3$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $4s$, $3d$ y $4p$:

$4s$	$3d$						$4p$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑

Como se observa, el As presenta 3 electrones desapareados.

La respuesta correcta es la **a**.

2.460. ¿Cuál de estas afirmaciones es correcta?

- El electrón definido por los números cuánticos $(2, 1, 0, \frac{1}{2})$ se encuentra en la capa de valencia del S.
- Uno de los electrones del átomo de Na viene definido por los números cuánticos $(2, 1, 0, \frac{1}{2})$.
- El electrón que pierde el átomo de Na para alcanzar el octeto viene definido por los números cuánticos $(3, 0, 1, \frac{1}{2})$.
- El electrón definido por los números cuánticos $(2, 2, -1, \frac{1}{2})$ es el que gana el átomo de F para alcanzar el octeto.

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

- Falso. La capa de valencia del S está integrada por orbitales $3s$ y $3p$, mientras que un electrón definido por los números cuánticos $(2, 1, 0, \frac{1}{2})$ pertenece a electrón situado en un orbital $2p$ ($n = 2$ y $l = 1$) que no está en la capa de valencia.
- Verdadero.** La configuración electrónica abreviada del sodio (Na) es $[\text{Ne}] 3s^1$ y los números cuánticos para ese electrón son $(3, 0, 0, \frac{1}{2})$, por tanto, la combinación de números cuánticos $(2, 1, 0, \frac{1}{2})$ pertenece a un electrón situado en un orbital $2p$ de la capa anterior.
- Falso. El conjunto de números cuánticos $(3, 0, 1, \frac{1}{2})$ está prohibida, ya que si $l = 0$ el valor de m_l solo puede ser 0.
- Falso. El conjunto de números cuánticos $(2, 2, -1, \frac{1}{2})$ está prohibida, ya que si $n = 2$ el valor de l solo puede ser 0 o 1.

La respuesta correcta es la **b**.

2.461. Para los orbitales $3d$, el número cuántico l es:

- 3
- 2
- 1
- 0

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

Los diferentes valores que puede tomar el número cuántico secundario l van desde 0 hasta $(n - 1)$.

Los orbitales d se caracterizan por que el número cuántico secundario, $l = 2$.

La respuesta correcta es la **b**.

2.462. La configuración electrónica de un elemento X en el estado fundamental es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. El elemento formará iones:

- a) X^+
- b) X^{2+}
- c) X^{2-}
- d) X^{6-}

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

Si un átomo de este elemento cede los dos electrones del orbital $4s$ forma el catión X^{2+} y adquiere una configuración electrónica de gas noble, muy estable, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Preselección Valencia 2016).

2.463. ¿Cuántos orbitales tienen los números cuánticos $n = 4$, $l = 2$ y $m_l = 0$?

- a) 7
- b) 3
- c) 1
- d) 0

(O.Q.L. La Rioja 2018)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

Si los valores de los números cuánticos son $n = 4$ y $l = 2$ quiere decir que se trata de un orbital $4d$. Existen cinco valores diferentes para el número cuántico m_l , $-2, -1, 0, 1, 2$, por tanto, solo uno de los cinco orbitales $4d$ puede tener el valor 0.

La respuesta correcta es la **c**.

(En La Rioja 2010, 2012 y 2016 la pregunta difiere en que $l = 2$).

2.464. ¿Cuál es la energía de los fotones asociados a la luz de longitud de onda $7,00 \cdot 10^2$ nm?

- a) $1,71 \cdot 10^{-23}$ J
- b) $2,56 \cdot 10^{-19}$ J
- d) $2,12 \cdot 10^{42}$ J
- c) $4,72 \cdot 10^{-43}$ J

(O.Q.L. La Rioja 2018)

La energía del fotón puede calcularse por medio de la ecuación:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

Sustituyendo:

$$E = (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot \frac{2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{7,00 \cdot 10^2 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 2,84 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Ninguna respuesta es correcta.

(En Madrid 2003 y La Rioja 2004 se pide el valor en J mol^{-1}).

2.465. La configuración electrónica de Au(III) es:

- a) [Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^6$
 b) [Xe]
 c) [Xe] $4f^{14} 5d^8$
 d) [Xe] $4f^{14} 3d^{10}$

(O.Q.L. La Rioja 2018)

El oro (Au) es un elemento que pertenece al grupo 11 de la tabla periódica, por lo que su estructura electrónica abreviada es [Xe] $6s^1 4f^{14} 5d^{10}$, y si pierde tres electrones, uno situado en el orbital 6s y otros dos en los orbitales 5d se transforma en el ion Au(III) cuya estructura electrónica es [Xe] $4f^{14} 5d^8$.

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2017).

2.466. En un átomo, cuando un electrón pasa desde un determinado nivel de energía a otro nivel más alejado del núcleo:

- a) Se emite energía.
 b) Se absorbe energía.
 c) No hay ningún cambio de energía.
 d) Se emite luz.

(O.Q.L. Valencia 2018) (O.Q.L. Jaén 2019)

Según el modelo de Bohr, la energía correspondiente a un electrón en un nivel cuántico se calcula mediante la ecuación:

$$E = -k \frac{Z^2}{n^2}$$

Cuando un electrón salta de un nivel con determinado valor de n a otro más alejado del núcleo que, por tanto, tiene mayor valor de n , se obtiene que $\Delta E > 0$, lo que quiere decir que [se absorbe energía](#).

La respuesta correcta es la b.

2.467. Indique cuál de las siguientes distribuciones electrónicas corresponde al estado fundamental del átomo de oxígeno:

- | | <u>1s</u> | <u>2s</u> | <u>2p_x</u> | <u>2p_y</u> | <u>2p_z</u> | <u>3s</u> |
|----|-----------|-----------|-----------------------|-----------------------|-----------------------|-----------|
| a) | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | | |
| b) | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↓ | ↑ | |
| c) | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | | ↑ | ↑ |
| d) | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑ | ↑ | |

(O.Q.L. Valencia 2018)

Para que un átomo se encuentre en un estado fundamental todos sus electrones deben cumplir los principios del proceso "aufbau":

- Principio de mínima energía:

"los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes".

- Principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

"en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos".

- Principio de exclusión de Pauli (1925):

"en un orbital pueden existir, como máximo, dos electrones con los espines opuestos"

El oxígeno (O) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^4$. De acuerdo con los tres principios, la distribución de los electrones en los orbitales debe ser:

1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

La respuesta correcta es la **d**.

2.468. La configuración electrónica del átomo de bario en su estado fundamental es:

- a) [Ar] 3d¹⁰ 4s²
- b) [Xe] 6s²
- c) [Ar] 4s¹
- d) [Ar] 4s²

(O.Q.L. Valencia 2018)

El bario (Ba) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 6 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada en el estado fundamental es [Xe] 6s².

La respuesta correcta es la **b**.

2.469. Las farolas que tradicionalmente se han usado para el alumbrado público son lámparas de sodio. La típica luz naranja que emiten se corresponde, fundamentalmente, con un doblete de líneas espectrales del sodio, llamadas líneas D, que se sitúan a 589 nm. ¿Cuál es la energía de un mol de fotones con longitud de onda, λ = 589 nm?

- a) 3,4·10⁻¹⁹ J mol⁻¹
- b) 2·10⁷ kJ mol⁻¹
- c) 48,9 kcal mol⁻¹
- d) 2·10³ kcal mol⁻¹

(O.Q.L. Madrid 2018)

La energía correspondiente a un fotón se calcula mediante la ecuación de Planck (1900):

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

El valor de la energía de un fotón de 589 nm es:

$$E = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{589 \text{ nm}} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 3,37 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La energía de un mol de esos fotones es:

$$E = \frac{3,37 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{\text{fotón}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ fotones}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ kcal}}{4,18 \text{ kJ}} = 48,6 \text{ kcal mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.470. En relación a los modelos atómicos, indique cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera.

- a) El modelo atómico planteado por E. Rutherford puede justificarse sin necesidad de recurrir a la fuerza nuclear fuerte.
- b) El modelo atómico planteado por J.J. Thomson permite justificar el comportamiento de las partículas α al intentar atravesar una delgada lámina de oro.
- c) En el modelo atómico de Rutherford, la energía de los electrones es inversamente proporcional al cuadrado del número *n*.
- d) En el modelo atómico de Bohr, la velocidad de los electrones es inversamente proporcional al número *n*.

(O.Q.L. Madrid 2018) (O.Q.L. Baleares 2019)

a) Falso. El núcleo atómico fue propuesto por E. Rutherford para explicar el experimento de la dispersión de las partículas α por finas láminas de oro. Su propuesta era que el núcleo, de tamaño muy pequeño, contenía toda la carga positiva. Esta suposición era imposible de explicar sin la existencia de la fuerza nuclear fuerte que era la responsable vencer la repulsión electromagnética entre los protones con carga

positiva y mantenerlos unidos dentro del núcleo atómico y haciendo que los neutrones, sin carga eléctrica, estuvieran unidos entre sí y con los protones.

b) Falso. El experimento de dispersión de partículas α por finas láminas de oro fue realizado en 1907 por E. Marsden y H. Geiger, colaboradores de E. Rutherford.

c) Falso. El modelo nuclear de E. Rutherford no hace ninguna referencia al número cuántico principal n .

d) **Verdadero**. En el átomo de Bohr la velocidad del electrón está cuantizada y solo depende del valor del número cuántico principal n de acuerdo con la expresión:

$$v \text{ (km s}^{-1}\text{)} = \frac{2.220}{n}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.471. En 2017 se ha otorgado el premio Nobel de Química a Jacques Dubochet, Joachim Frank y Richard Henderson por desarrollar la criomicroscopía electrónica para la determinación de estructuras de alta resolución de biomoléculas en solución. Las biomoléculas son demasiado pequeñas para ser observadas por un microscopio convencional que use luz visible (longitud de onda 400-700 nm) y se debe utilizar otra fuente de "luz" que permita obtener mayor resolución. En un microscopio electrónico en lugar de fotones se utilizan electrones para formar la imagen. Estos se comportan como una onda con una longitud de onda muy pequeña y nos permiten obtener imágenes con mucha más resolución. ¿Cuál será la longitud de onda asociada a un electrón que viaja a un 10 % de la velocidad de la luz?

a) 19,1 pm

b) $5,2 \cdot 10^{-11}$ m

c) 24,3 pm

d) 1,34 nm

(O.Q.L. Madrid 2018)

La ecuación propuesta por de Broglie (1924) relaciona el momento lineal de una partícula y la longitud de la onda electromagnética asociada a la misma es:

$$\lambda = \frac{h}{m v} \rightarrow \begin{cases} m = \text{masa de la partícula} \\ v = \text{velocidad de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

El valor de la longitud de la onda asociada es:

$$\lambda = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}}{(9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}) \cdot (0,10 \cdot 2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})} \cdot \frac{1 \text{ pm}}{10^{-12} \text{ m}} = 24,3 \text{ pm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.472. El conjunto de números cuánticos que caracteriza al electrón externo o electrón diferenciador del átomo de bario en su estado fundamental es:

a) 6, 1, 1, $\frac{1}{2}$

b) 6, 0, 1, $\frac{1}{2}$

c) 6, 0, 0, $-\frac{1}{2}$

d) 6, 1, 0, $\frac{1}{2}$

e) 6, 2, 1, $-\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Granada 2018)

El bario (Ba) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 6 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica abreviada [Xe] $6s^2$. De acuerdo con ella, los valores que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo son:

$n = 6$ (se encuentra en el 6º periodo o nivel de energía)

$l = 0$ (se trata del subnivel s)

$m_l = 0$ (se trata de un orbital s)

$$m_s = \pm \frac{1}{2} \text{ (según cuál sea el espín del electrón)}$$

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Almería 1999 y otras).

2.473. ¿Cuántos electrones con números cuánticos distintos pueden existir en un subnivel con $n = 4$ y $m_l = 2$?

- a) 2
b) 4
c) 8
d) 10
e) Nada de lo dicho.

(O.Q.L. Granada 2018)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de subcapa (orbital atómico):

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

Si el valor del número cuántico m_l es +2 quiere decir que el electrón se encuentra en uno de los cinco orbitales d , por lo que existirán **2 electrones** que se diferenciarán únicamente en el número cuántico de espín, m_s .

La respuesta correcta es la a.

2.474. De las expresiones dadas para el oxígeno, cuál de las configuraciones descritas se corresponde con el estado indicado:

- a) $\begin{array}{cccccc} \underline{1s} & \underline{2s} & & \underline{2p} & & \underline{3s} \\ \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \end{array}$ estado prohibido
- b) $\begin{array}{cccccc} \underline{1s} & \underline{2s} & & \underline{2p} & & \\ \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow & \end{array}$ estado excitado
- c) $\begin{array}{cccccc} \underline{1s} & \underline{2s} & & \underline{2p} & & \\ \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\uparrow & \uparrow & \uparrow & \end{array}$ estado prohibido
- d) $\begin{array}{cccccc} \underline{1s} & \underline{2s} & & \underline{2p} & & \\ \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow & \downarrow & \end{array}$ estado fundamental
- e) $\begin{array}{cccccc} \underline{1s} & \underline{2s} & & \underline{2p} & & \\ \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \downarrow & \downarrow & \end{array}$ estado excitado

(O.Q.L. Cantabria 2018)

Para que un átomo se encuentre en un estado fundamental debe cumplir los principios del proceso "aufbau":

- Principio de mínima energía: "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes".
- Principio de máxima multiplicidad de Hund (1927): "en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos".
- Principio de exclusión de Pauli (1925): "dentro de un orbital se pueden alojar, como máximo, dos electrones con sus espines antiparalelos".

a) Falso. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

1s	2s	2p			3s
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

corresponde a un **estado excitado** ya que el electrón que se encuentra en el orbital $3s$ incumple el principio de mínima energía y debería estar alojado en uno de los orbitales $2p$ y con el espín opuesto.

b) Falso. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

1s	2s	2p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

corresponde a un **estado fundamental** ya que todos los electrones cumplen los tres principios.

c) **Verdadero**. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

1s	2s	2p		
↑↓	↑↓	↑↑	↑	↑

corresponde a un **estado prohibido** ya que uno de los electrones alojado en el orbital $2p_x$ incumple el principio de exclusión de Pauli y debería tener el espín opuesto al otro electrón del orbital.

d) Falso. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

1s	2s	2p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	

corresponde a un **estado excitado** ya que uno de los electrones que se encuentran en el orbital $2p_x$ o $2p_y$ incumple el principio de máxima de multiplicidad de Hund.

e) Falso. La configuración electrónica propuesta para el átomo de oxígeno:

1s	2s	2p		
↑↓	↑↓	↑↓	↓↓	

corresponde a un **estado prohibido** ya que uno de los electrones alojado en el orbital $2p_y$ incumple el principio de exclusión de Pauli y el principio de máxima de multiplicidad de Hund.

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 1999 y Asturias 2010).

2.475. En un átomo polielectrónico se han asignado números cuánticos a distintos electrones tal como se indica en la tabla adjunta. Tendrán la misma energía:

	n	l	m_l	m_s
I	4	3	-2	$+\frac{1}{2}$
II	4	3	+2	$-\frac{1}{2}$
III	4	2	+1	$-\frac{1}{2}$
IV	3	2	-1	$+\frac{1}{2}$

a) Ninguno, todos tienen distinta energía.

b) Todos tienen la misma energía.

c) Sólo I y II.

d) Solo I y IV.

(O.Q.L. Asturias 2018)

Tienen **idéntico valor de la energía** aquellos electrones que tengan los **mismos valores de los números cuánticos n y l** , los estados de m_l están degenerados, es decir tienen la misma energía.

La respuesta correcta es la c.

2.476. El átomo de hidrógeno contiene un único electrón, aunque existen otras especies atómicas ionizadas con número de carga nuclear Z aunque también pueden tener un solo electrón. La energía de sus niveles electrónicos se reproduce adecuadamente con la expresión general:

$$E_n = -hc \frac{R_H Z^2}{n^2}$$

donde R_H es la constante de Rydberg ($1.096.916,477 \text{ m}^{-1}$) y n , el número cuántico principal. ¿Cuál será la energía requerida para promover el electrón desde el estado fundamental del átomo de hidrógeno hasta el primer estado excitado?

- a) $-13,6 \text{ eV}$
- b) $+13,6 \text{ eV}$
- c) $-10,2 \text{ eV}$
- d) $+10,2 \text{ eV}$

(O.Q.N. Santander 2019)

Sustituyendo en la ecuación propuesta, se obtiene que el valor de la energía para el salto electrónico desde $n = 1$ a $n = 2$ es:

$$\begin{aligned} \Delta E &= hcR_H \left(1 - \frac{1}{2^2}\right) = (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}) \cdot (1.096.916,477 \text{ m}^{-1}) \cdot 0,75 = \\ &= 1,634 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 1,020 \text{ eV} \end{aligned}$$

Ninguna respuesta es correcta.

2.477. ¿Cuál de las siguientes expresiones matemáticas no representa una de las posibles variantes del Principio de Incertidumbre de Heisenberg? (x = posición; $p = m v$, cantidad de movimiento o momento lineal; v = velocidad; m = masa, E = energía; t = tiempo).

- a) $\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$
- b) $\Delta x \Delta v \geq \frac{h}{4\pi m}$
- c) $\Delta E \Delta t \geq \frac{h}{4\pi}$
- d) $\Delta E \Delta x \geq \frac{h}{4\pi}$

(O.Q.N. Santander 2019)

El principio de indeterminación o incertidumbre propuesto por W. Heisenberg (1927):

“es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado”.

Su expresión matemática es:

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{4\pi} \rightarrow \begin{cases} \Delta x = \text{incertidumbre de la posición de la partícula} \\ \Delta p = \text{incertidumbre del momento (velocidad) de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

Aplicando análisis dimensional se obtiene que las dimensiones que presenta son, ML^2T^{-1} .

De las diferentes ecuaciones matemáticas propuestas, la única que no presenta esas dimensiones es:

$$\Delta E \Delta x \geq \frac{h}{4\pi} \rightarrow \text{dimensiones } MLT^{-2}$$

La respuesta correcta es la d.

2.478. De los siguientes átomos en su estado fundamental, ¿cuál tiene más electrones desapareados?

- a) Br
- b) Sb
- c) Zn
- d) Cr

(O.Q.N. Santander 2019)

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

- El bromo (Br) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$.

La distribución de los electrones en los orbitales 4s y 4p es:

4s	4p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se observa, presenta un electrón desapareado.

- El antimonio (Sb) es un elemento que pertenece al grupo 15 y periodo 5 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^3$.

La distribución de los electrones en los orbitales 5s y 5p es:

5s	5p		
↑↓	↑	↑	↑

Como se observa, presenta tres electrones desapareados.

- El zinc (Zn) es un elemento que pertenece al grupo 12 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$.

La distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d es:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no presenta electrones desapareados.

- El cromo (Cr) es un elemento que pertenece al grupo 6 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada en el estado fundamental debería ser $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$, aunque al desaparecer el electrón del orbital 4s y promocionarlo al orbital 3d se incumple el principio de mínima energía que dice que:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund se consigue una nueva estructura electrónica, más estable, $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ a la que le corresponde la siguiente distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d:

4s	3d				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

Como se observa, el Cr presenta **6 electrones desapareados**.

La respuesta correcta es la **d**.

2.479. Hasta el descubrimiento del neutrón en 1932 se pensaba que dentro del núcleo atómico, junto con los protones, también había electrones cuya existencia se manifestaba, por ejemplo, en la emisión radiactiva beta. Sin embargo, la presencia de electrones en el interior del núcleo no es físicamente aceptable, ¿por qué?

- Porque se violaría el Principio de Incertidumbre de Heisenberg.
- Porque se violaría el Principio de Exclusión de Pauli.
- Porque se anularía la carga positiva del núcleo.
- Porque dentro del núcleo no puede haber partículas con número de espín $\frac{1}{2}$.

(O.Q.N. Santander 2019)

El **principio de indeterminación o incertidumbre** propuesto por **W. Heisenberg** (1927):

“es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado”.

Su expresión matemática es:

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{4\pi} \rightarrow \begin{cases} \Delta x = \text{incertidumbre de la posición de la partícula} \\ \Delta p = \text{incertidumbre del momento (velocidad) de la partícula} \\ h = \text{constante de Planck} \end{cases}$$

Para un electrón que se encuentre dentro del núcleo que se tiene que, $\Delta x \approx 10^{-14}$ m (tamaño del núcleo), lo que implica que Δp es tan grande que hace que el electrón tenga una energía superior a la de las partículas beta cuando son expulsadas del núcleo.

La respuesta correcta es la a.

2.480. La configuración electrónica del átomo de galio es:

- a) [Ar] $4s^2 4p^1$
- b) [Ar] $4s^2 3d^{10}$
- c) [Ar] $4s^1 3d^{10} 4p^1$
- d) [Ar] $3d^{10} 4p^1$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

El galio (Ga) es un elemento que pertenece al grupo 13 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada en el estado fundamental es [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^1$.

La respuesta correcta es la c.

2.481. ¿Cuántos electrones desapareados hay en un átomo de oxígeno en su estado fundamental?

- a) 0
- b) 1
- c) 2
- d) 3

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

El oxígeno (O) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada en el estado fundamental es [He] $2s^2 2p^4$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$:

2s	2p		
↑↓	↑↓	↑	↑

Como se observa, el O presenta **2 electrones desapareados**.

La respuesta correcta es la c.

2.482. ¿Cuál de los siguientes átomos e iones en su estado fundamental tiene tres electrones desapareados?

- a) N
- b) Al
- c) Sn^{2-}
- d) Zn^{2+}

(O.Q.L. Valencia 2019)

▪ El **nitrógeno (N)** es un elemento que pertenece al grupo 15 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^2 2p^3$.

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

La distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$ es:

$2s$	$2p$		
$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow

Como se observa, presenta **tres electrones desapareados**.

▪ El aluminio (Al) es un elemento que pertenece al grupo 13 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$. La distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$ es:

$3s$	$3p$		
$\uparrow\downarrow$	\uparrow		

Como se observa, presenta un electrón desapareado.

▪ El estaño (Sn) es un elemento que pertenece al grupo 14 y periodo 5 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^2$, y si gana dos electrones se transforma en el ion Sn^{2-} cuya configuración electrónica es $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^4$. La distribución de los electrones en los orbitales $5s$ y $5p$ es:

$5s$	$5p$		
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow

Como se observa, presenta dos electrones desapareados.

▪ El zinc (Zn) es un elemento que pertenece al grupo 12 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$, y si cede los dos electrones del orbital $4s$ se transforma en el ion Zn^{2+} cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3d^{10}$. La distribución de los electrones en los orbitales $3d$ es:

$4s$	$3d$				
	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$

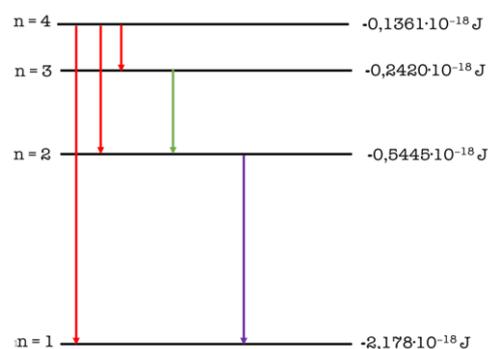
Como se observa, no presenta electrones desapareados.

La respuesta correcta es la a.

2.483. Considere el siguiente diagrama de niveles de energía para el átomo de hidrógeno propuesto por el danés Niels Bohr, ganador del Premio Nobel de Física de 1922.

La longitud de onda asociada al salto electrónico desde $n = 2 \rightarrow n = 1$ es:

- 1,097 nm
- 364,9 nm
- $9,122 \cdot 10^{-8}$ m
- $1,216 \cdot 10^{-7}$ m



(O.Q.L. Valencia 2019)

El valor de la energía para el salto desde $n = 2$ a $n = 1$ es:

$$\Delta E = E_1 - E_2 = (-2,178 \cdot 10^{-18} \text{ J}) - (-0,5445 \cdot 10^{-18} \text{ J}) = -1,634 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

El signo negativo de la energía indica que se trata de energía desprendida en el salto electrónico y la longitud de onda asociada al fotón emitido puede calcularse por medio de la ecuación de Planck (1900):

$$\Delta E = \frac{h c}{\lambda}$$

$$\lambda = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})}{1,634 \cdot 10^{-18} \text{ J}} = 1,216 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.484. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde con los electrones de valencia del níquel?

- a) $4s^2 3d^8$
- b) $5s^1 4d^{10}$
- c) $3s^2 3p^4$
- d) $6s^2 5d^{10} 6p^2$

(O.Q.L. La Rioja 2019)

El níquel (Ni) es un elemento que pertenece al grupo 10 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 3d^8 4s^2$.

La respuesta correcta es la **a**.

2.485. ¿Qué tipo de orbital describen los números cuánticos $n = 5$, $l = 2$, $m_l = 2$ y $m_s = \frac{1}{2}$?

- a) $3s$
- b) $5p$
- c) $5d$
- d) $5s$

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

De acuerdo con los valores de los números cuánticos dados se trata de un electrón perteneciente a un **orbital 5d**.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2010).

2.486. El número de electrones del ion ${}_{29}^{63}\text{Fe}^{2+}$ es:

- a) 34
- b) 29
- c) 27
- d) 2

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico \rightarrow indica el número de protones + neutrones de un átomo.

El número atómico indica que la especie química propuesta tiene 29 protones. Como se trata de un catión con dos cargas positivas significa que tiene 2 electrones de menos en su última capa, es decir, $(29 - 2) = 27$ **electrones**.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2011).

2.487. Señale la pareja de especies cuyas configuraciones electrónicas son coincidentes:

- a) Na^+ y O^{2-}
- b) Na^+ y Ar
- c) Si^{4+} y Si^{4-}
- d) Na^+ y K^+

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$ y si cede el electrón de su capa más externa se transforma en el ion Na^+ y adquiere la configuración $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.
- El oxígeno (O) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ y si capta dos electrones para completar su capa más externa se transforma en el ion O^{2-} y adquiere la configuración $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.
- El argón (Ar) es un elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.
- El silicio (Si) es un elemento que pertenece al grupo 14 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$.

Si cede los cuatro electrones de su capa más externa se transforma en el ion Si^{4+} y adquiere la configuración $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

Si capta cuatro electrones para completar su capa más externa se transforma en el ion Si^{4-} y adquiere la configuración $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

- El potasio (K) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^1$ y si cede el electrón de su capa más externa se transforma en el ion K^+ y adquiere la configuración $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

La pareja de especies cuyas configuraciones electrónicas son coincidentes es la formada por Na^+ y O^{2-} .

La respuesta correcta es la a.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1998 y otras).

2.488. El Cu, de número atómico, $Z = 29$, en su estado fundamental, presenta la siguiente configuración electrónica:

- a) $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$
- b) $[\text{Ar}] 3d^9 4s^2$
- c) $[\text{Ar}] 3d^{10} 4p^1$
- d) $[\text{Ar}] 3d^8 4s^1 4p^1$
- e) $[\text{Ar}] 3d^8 4s^1$
- f) $[\text{Kr}] 3d^9 4s^2$
- g) $[\text{Ne}] 3d^9 4s^2$

(O.Q.L. Murcia 2019) (O.Q.L. Granada 2019)

La configuración electrónica abreviada del Cu ($Z = 29$) en su estado fundamental debería ser $[\text{Ar}] 4s^2 3d^9$ con una distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

aunque al desaparecer el electrón del orbital 4s y promocionarlo al orbital 3d se incumple el principio de mínima energía que dice que:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

se consigue una nueva estructura electrónica, más estable, $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$ con la siguiente distribución electrónica en los orbitales 4s y 3d:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

tiene el orbital 4s semilleno, con un electrón desapareado, con menos energía y por ello más estable.

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Alicante 2013).

2.489. Robert Millikan hizo una notable contribución a la Química trabajando sobre:

- La purificación de la pechblenda.
- El bombardeo de una lámina de oro con partículas alfa.
- Medidas de carga eléctrica de gotas de aceite.
- Los rayos X producidos en un anticátodo apropiado.

(O.Q.L. Murcia 2019)

La experiencia de la gota de aceite realizada por R. Millikan en 1907 permitió determinar la carga del electrón, $e = -4,77 \cdot 10^{-10}$ uee ($-1,592 \cdot 10^{-19}$ C). Este valor fue corregido en los años treinta cuando se midió correctamente la viscosidad del aceite, obteniéndose, $e = -1,602 \cdot 10^{-19}$ C.

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1996 y otras).

2.490. Los cuatro números cuánticos del 9º electrón del átomo de sodio ($Z = 11$) son:

- 9 8 -2 $-\frac{1}{2}$
- 2 1 1 $-\frac{1}{2}$
- 3 0 0 $-\frac{1}{2}$
- 2 1 0 $+\frac{1}{2}$

(O.Q.L. Murcia 2019)

El sodio ($Z = 11$) tiene la siguiente configuración electrónica, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ y a su noveno electrón le corresponde la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^5$.

A un electrón que se encuentre en un orbital 2p le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos:

- $n = 2$ (cuarto nivel de energía)
- $l = 1$ (subnivel de energía p)
- $m_l = 1, 0, -1$, (indistintamente, ya que el subnivel p está triplemente degenerado, es decir, el subnivel p tiene 3 orbitales diferentes p_x, p_y, p_z)
- $m_s = \pm \frac{1}{2}$

Las respuestas correctas son b y d.

2.491. ¿Cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos no es correcto?

- 4, 3, -2, $\frac{1}{2}$
- 4, 3, -2, $-\frac{1}{2}$
- 4, 3, -1, $\frac{1}{2}$
- 4, 2, -2, $-\frac{1}{2}$
- 4, 4, -2, $-\frac{1}{2}$

(O.Q.L. País Vasco 2019)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a-b-c-d) Correcto. Todos los valores de los números cuánticos son correctos.

e) **Incorrecto**. Si $n = 4$, el valor de l debe ser 0, 1, 2 o 3.

La respuesta correcta es la e.

2.492. La segunda línea de la serie de Balmer del espectro del hidrógeno tiene una longitud de onda en el vacío:

- a) 4.101,7 Å
- b) 4.340,5 Å
- c) 4.861,3 Å
- d) 6.562,8 Å

(O.Q.L. Galicia 2019)

La ecuación del modelo de Bohr (1913) que permite calcular la longitud de onda correspondiente a una línea espectral asociada a un salto electrónico es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

La serie de Balmer agrupa a las líneas correspondientes a los saltos electrónicos desde el nivel $n = 2$. En este caso, la segunda línea de la serie corresponde al salto hasta el nivel $n = 4$.

Los valores del número de ondas y la longitud de onda son, respectivamente:

$$\frac{1}{\lambda} = 1,0968 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) = 2,0565 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{2,0565 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ Å}}{10^{-10} \text{ m}} = 4.862,6 \text{ Å}$$

La respuesta correcta es la c.

2.493. La relación entre el número de electrones de las especies X^{3+} e Y^{2-} es dos a uno. Conociendo que la diferencia entre sus cargas nucleares es 30, indique el valor de la suma de dichas cargas:

- a) 58
- b) 68
- c) 76
- d) 79

(O.Q.L. Galicia 2019)

Los elementos X y Y contienen, respectivamente, x e y protones; y sus iones X^{3+} e Y^{2-} , $(x - 3)$ e $(y + 2)$ electrones, respectivamente.

De acuerdo con los datos propuestos se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{(x - 3) \text{ electrones}}{(y + 2) \text{ electrones}} = 2 \\ (x - y) = 30 \text{ protones} \end{array} \right\} \rightarrow x = 53 \quad y = 23 \quad \rightarrow (x + y) = 76 \text{ protones}$$

La respuesta correcta es la c.

2.494. Un átomo de carbono posee 6 protones, 6 electrones y 6 neutrones; su isótopo posee 8 neutrones y:

- a) 8 protones y 8 electrones
- b) 8 protones y 6 electrones
- c) 6 protones y 6 electrones
- d) 6 protones y 8 electrones

(O.Q.L. Extremadura 2019)

De acuerdo con el concepto de:

Número atómico → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.

Todos los isótopos del carbono deben tener **6 protones** y **6 electrones**.

La respuesta correcta es la **c**.

2.495. Una de las líneas del espectro de emisión del galio no es visible a nuestros ojos, ya que se encuentra en la región ultravioleta del espectro electromagnético y tiene una longitud de onda, $\lambda = 370$ nm. ¿Cuál es la energía de dicha radiación?

- a) $8,37 \cdot 10^{-17}$ J
- b) $5,37 \cdot 10^{-19}$ J
- c) $5,37 \cdot 10^{-18}$ J
- d) $8,37 \cdot 10^{-18}$ J

(O.Q.L. Jaén 2019)

La energía asociada a un salto electrónico puede calcularse por medio de la ecuación:

$$\Delta E = \frac{h c}{\lambda}$$

El valor de la variación de energía es:

$$\Delta E = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}) \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}}}{370 \text{ nm}} = 5,37 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2000 y otras).

2.496. De la siguiente serie de números cuánticos, ¿cuál corresponde a la subcapa $2p$ del átomo de oxígeno?

- a) (2, 0, 0, $+\frac{1}{2}$)
- b) (2, 1, 0, $+\frac{1}{2}$)
- c) (2, 2, 0, $+\frac{1}{2}$)
- d) (2, 1, 0, 0)

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

A un electrón que se encuentre en un orbital $2p$ le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos:

- $n = 2$ (cuarto nivel de energía)
- $l = 1$ (subnivel de energía d)
- $m_l = 1, 0, -1$ (indistintamente, ya que el subnivel p está triplemente degenerado, es decir, tiene 3 orbitales diferentes p_x, p_y, p_z)
- $m_s = \pm \frac{1}{2}$

La respuesta correcta es la **b**.

2.497. Considere los elementos X ($Z = 12$), Y ($Z = 13$) y Z ($Z = 16$). Corresponde a los iones más estables de los elementos la terna:

- a) X^+, Y^{2+}, Z^-
- b) X^{2+}, Y^+, Z^-
- c) X^{2+}, Y^+, Z^{2-}
- d) X^{2+}, Y^{3+}, Z^{2-}

(O.Q.L. Asturias 2019)

▪ El elemento X ($Z = 12$) tiene la configuración electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^2$. Si cede los dos electrones más externos, forma el ion X^{2+} con estructura electrónica, muy estable, de gas noble.

- El elemento Y ($Z = 12$) tiene la configuración electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$. Si cede los tres electrones más externos, forma el ion Y^{3+} con estructura electrónica, muy estable, de gas noble.
- El elemento Z ($Z = 16$) tiene la configuración electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$. Si capta dos electrones, completa el subnivel más externo formando el ion Z^{2-} con estructura electrónica, muy estable, de gas noble.

La respuesta correcta es la **d**.

2.498. De las siguientes combinaciones de números cuánticos:

I. $(2, 1, 1, \frac{1}{2})$ II. $(3, 1, 0, -\frac{1}{2})$ III. $(3, 2, 2, \frac{1}{2})$ IV. $(3, 1, 1, -\frac{1}{2})$

¿Cuál podría referirse al electrón más externo del azufre en estado fundamental ($Z = 16$)?

- I
- II, III, y IV
- III
- II y IV

(O.Q.L. Asturias 2019)

El azufre ($Z = 16$) tiene una estructura electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$. De acuerdo con ella, los valores que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo son:

$n = 3$ (se encuentra en el periodo o nivel de energía 3)

$l = 1$ (se trata del subnivel p)

$m_l = -1, 0, +1$ (se trata de un orbital p)

$m_s = \pm \frac{1}{2}$ (según cuál sea el espín del electrón)

De acuerdo con esto, las configuraciones electrónicas propuestas, las que son compatibles con el electrón más externo del azufre son:

II. $(3, 1, 0, -\frac{1}{2})$ IV. $(3, 1, 1, -\frac{1}{2})$

La respuesta correcta es la **d**.

2.499. ¿Qué constituyente del átomo es el más inestable energéticamente?

- El electrón
- El protón
- El neutrón
- Todos son estables de manera indefinida.

(O.Q.L. Madrid 2019)

La vida media del protón es del orden de la edad del universo y el electrón es aún más estable. Un **neutrón** aislado tiene una vida media de alrededor de 30 min y en el núcleo es estable por el intercambio de gluones a través de la interacción nuclear fuerte.

La respuesta correcta es la **c**.

3. TABLA PERIÓDICA

3.1. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más alta?

- a) Be
b) He
c) N
d) Ne
e) B
f) H

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.N. Santander 2019)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	H	He	Be	B	N	Ne
Z	1	2	4	5	7	10
Estr. elect.	$1s^1$	$1s^2$	$[\text{He}] 2s^2$	$[\text{He}] 2s^2 2p^1$	$[\text{He}] 2s^2 2p^3$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$
Z_{ef} (aprox.)	1	2	2	3	5	8
n	1	1	2	2	2	2

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z), que de acuerdo con los valores la tabla, [se trata del He](#).

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$B (801) < Be (900) < H (1.312) < N (1.402) < Ne (2.081) < He (2.372)$$

En los valores del Be y B se registra una anomalía.

La respuesta correcta es la **b**.

3.2. Uno de los elementos de la tabla periódica presenta los siguientes valores de la energía de ionización (E_i) en kcal mol^{-1} :

$$E_{i_1} = 215,1 \quad E_{i_2} = 420,0 \quad E_{i_3} = 3.554$$

¿De qué elemento se trata?

- a) Flúor
b) Silicio
c) Berilio
d) Neón

(O.Q.L. Murcia 1996)

Las configuraciones electrónicas de los elementos propuestos son, respectivamente:



Suponiendo que la energía de ionización, E_i , es proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} , y haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de $Z_{\text{ef}} = 1, 2, 3, \dots$ determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan una relación $E_i/Z_{\text{ef}} \approx \text{cte}$.

En este caso:

$$E_{i_1} = \frac{215,1}{1} = 215,1 \text{ kcal mol}^{-1} \quad E_{i_2} = \frac{420}{2} = 210,0 \text{ kcal mol}^{-1}$$

Los dos primeros valores, $E_{i_1} \approx E_{i_2}$, indican que los dos primeros electrones están situados en un mismo tipo de orbital. Esto descarta a los elementos F y Ne que tienen 5 y 6 electrones, respectivamente, en un orbital p .

$$E_{i_3} = \frac{3.554}{3} = 1.185 \text{ kcal mol}^{-1}$$

El tercer valor, E_{i_3} , mucho mayor que los anteriores, indica que el siguiente electrón debe estar situado en un orbital en una capa con un valor de n inferior al de los electrones ya extraídos. Esto descarta al elemento Si con el mismo valor de n para los tres electrones dados.

De acuerdo con lo expuesto, [se trata del berilio](#).

La respuesta correcta es la **c**.

3.3. ¿Cuál de las siguientes relaciones entre radios es correcta?

- a) $r(\text{Cl}) > r(\text{Cl}^-)$
- b) $r(\text{Na}^+) < r(\text{Na})$
- c) $r(\text{I}) < r(\text{Cl})$
- d) $r(\text{Cl}) > r(\text{Na})$

(O.Q.L. Murcia 1996)

▪ El cloro (Cl) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 17. La configuración electrónica del ion Cl^- es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ya que capta un electrón y completa el subnivel $3p$.

Al aumentar el número de electrones aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del ion cloruro es mucho mayor que el del átomo de cloro.

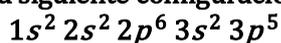
▪ El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion Na^+ es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que cede el electrón del subnivel $3s$.

Al disminuir el número de electrones disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, [el radio del ion sodio es mucho menor que el del átomo de sodio](#).

▪ El yodo (I) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 5 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 53. De todas las especies propuestas es la que tiene mayor radio ya que tiene un mayor número de capas electrónicas.

La respuesta correcta es la **b**.

3.4. La siguiente configuración electrónica:



corresponde a un átomo de:

- a) Baja energía de ionización.
- b) Un metal de transición.
- c) Un elemento del grupo de los halógenos.
- d) Un gas noble.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2012)

Atendiendo a la configuración electrónica propuesta, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, se trata de un elemento que pertenece al grupo 17, llamado de los [halógenos](#) que esta integrado por los elementos flúor ($n = 2$), cloro ($n = 3$), bromo ($n = 4$), yodo ($n = 5$), astato ($n = 6$) y teneso ($n = 7$). El valor máximo de $n = 3$ indica que se trata del cloro.

La respuesta correcta es la c.

(En Castilla y León 2012 se pide que se identifique si es cloro, flúor, fósforo o azufre).

3.5. Indique cuál de las siguientes propuestas es correcta:

- a) El ion O^{2-} es más electronegativo que el átomo neutro Ne.
- b) El ion F^- es más electronegativo que el ion Na^+ .
- c) El ion Na^+ es más electronegativo que el ion O^{2-} .
- d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 1996)

La electronegatividad es una propiedad que se refiere a los elementos, no a los átomos ni a los iones que estos forman. Por tanto, las propuestas a, b y c carecen de sentido.

La respuesta correcta es la d.

3.6. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más baja?

- a) Ne
- b) F
- c) He
- d) Li
- e) O

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Sevilla 2003) (O.Q.L. Extremadura 2013)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	He	Li	O	F	Ne
Z	2	3	8	9	10
Est. elect.	$1s^2$	$[He] 2s^1$	$[He] 2s^2 2p^4$	$[He] 2s^2 2p^5$	$[He] 2s^2 2p^6$
Z_{ef} (aprox.)	2	1	6	7	8
n	1	2	2	2	2

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor valor de Z_{ef} (Z). De acuerdo con los valores la tabla, [se trata del Li](#).

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$Li (520) < O (1.314) < F (1.681) < Ne (2.081) < He (2.372)$$

La respuesta correcta es la d.

3.7. La segunda energía de ionización de un elemento M es la energía necesaria para:

- a) Arrancar 2 moles de electrones de 1 mol de átomos de M.
- b) Arrancar 1 mol de electrones de 1 mol de iones M^+ .
- c) Arrancar 1 mol de electrones de 1 mol de iones M^{2+} .
- d) Introducir 1 mol de protones en 1 mol de iones M^+ .

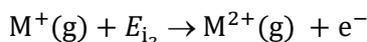
(O.Q.L. Murcia 1997)

La energía de ionización de un átomo, E_i , es la energía que debe absorber un átomo en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo.

Aplicado a la segunda energía de ionización, esta se define como:

“La segunda energía de ionización de un átomo, E_{i_2} , es la energía que debe absorber un ion M^+ en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo”.

Corresponde al proceso:



La respuesta correcta es la **b**.

3.8. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

- La primera energía de ionización del Ar es mayor que la del Cl.
- La afinidad electrónica del F es mayor que la afinidad electrónica del O.
- El As es más electronegativo que el Se.
- Es más difícil arrancar un electrón del ion sodio (Na^+) que del átomo de neón.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Madrid 2009)

a) Verdadero. La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^o \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Los elementos Ar y Cl pertenecen al tercer periodo de la tabla periódica ($n = 3$) por lo que este factor no influye a la hora de decidir la mayor energía de ionización. Por otra parte, Ar ($Z = 18$) y Cl ($Z = 17$), luego $E_i(\text{Ar}) > E_i(\text{Cl})$.

b) Verdadero. La afinidad electrónica, E_{ea} , es la energía que desprende un átomo en estado gaseoso cuando capta un electrón. Dentro de un mismo periodo aumenta al aumentar la carga efectiva Z_{ef} , es decir, de forma aproximada, su número de electrones de valencia.

La estructura electrónica del oxígeno es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ y la del flúor $[\text{He}] 2s^2 2p^5$, por tanto, $Z_{ef}(\text{F}) > Z_{ef}(\text{O})$, lo que determina que $E_{ea}(\text{F}) > E_{ea}(\text{O})$.

c) **Falso**. La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i , y de la afinidad electrónica, E_{ea} , de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor del número cuántico principal n
- periodo al aumentar el valor del número atómico.

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:

- El arsénico (As) es un elemento que pertenece al grupo 15 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 33.
- El selenio (Se) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 34.

Como se observa, se trata de dos elementos del mismo periodo, pero el número atómico del Se es mayor que el del As, por lo que el primero es más electronegativo.

d) Verdadero. Las configuraciones electrónicas de ambas especies son, respectivamente:

- El neón (Ne) es un elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10.
- El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion Na^+ es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que cede un electrón de su capa más externa.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, por este motivo, ambas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico) en este caso el Na^+ . Al tener el mismo valor de n este factor no influye a la hora de decidir la mayor energía de ionización. La especie con mayor Z_{ef} , Na^+ , es la que presenta mayor dificultad para arrancarle un electrón.

Consultando la bibliografía, los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$E_{i(\text{Na}^+)} (4.562) > E_{i(\text{Ne})} (2.081)$$

La respuesta correcta es la c.

3.9. Los iones fluoruro y sodio tienen el mismo número de electrones (isoelectrónicas). Por tanto:

- a) El radio del ion fluoruro es mayor que el radio del ion sodio.
- b) El radio del ion fluoruro es menor que el radio del ion sodio.
- c) El radio del ion fluoruro es igual al radio del ion sodio.
- d) El radio del ion fluoruro es doble del radio del ion sodio.
- e) El radio del ion fluoruro es 9/11 partes menor que el radio del ion sodio.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.N. Alcalá 2016) (O.Q.L. Baleares 2019)

- El flúor (F) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9. La configuración electrónica del ion F^- es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que capta un electrón y completa el subnivel $2p$.
- El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion Na^+ es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que cede el electrón del subnivel $3s$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por tanto, **el radio del ion fluoruro es mayor que el del ion sodio.**

La respuesta correcta es la a.

3.10. Las electronegatividades de los elementos químicos potasio, calcio, fósforo y cloro crecen en el orden:

- a) $\text{K} < \text{Ca} < \text{P} < \text{Cl}$
- b) $\text{Cl} < \text{P} < \text{Ca} < \text{K}$
- c) $\text{Ca} < \text{K} < \text{Cl} < \text{P}$
- d) $\text{K} < \text{Ca} < \text{Cl} < \text{P}$
- e) $\text{Ca} < \text{K} < \text{P} < \text{Cl}$

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i , y de la afinidad electrónica, E_{ea} , de forma que aumenta al aumentar el valor de ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor del número cuántico principal n .
- periodo al aumentar el valor del número atómico.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	P	Cl	K	Ca
Z	15	17	19	20
Est. elect.	[Ne] $3s^2 3p^3$	[Ne] $3s^2 3p^5$	[Ar] $4s^1$	[Ar] $4s^2$
Z_{ef} (aprox.)	5	7	1	2
n	3	3	4	4

Teniendo en cuenta los valores de n y de Z_{ef} , el orden creciente de electronegatividad de los elementos propuestos es:

$$K (0,82) < Ca (1,00) < P (2,19) < Cl (3,16)$$

La respuesta correcta es la a.

3.11. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más alta?

- a) Ne
- b) Ar
- c) F
- d) O
- e) Mg

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	O	F	Ne	Mg	Ar
Z	8	9	10	12	18
Est. elect.	[He] $2s^2 2p^4$	[He] $2s^2 2p^5$	[He] $2s^2 2p^6$	[Ne] $3s^2$	[Ne] $3s^2 3p^6$
Z_{ef} (aprox.)	6	7	8	2	8
n	2	2	2	3	3

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z). De acuerdo con los valores la tabla, [se trata del Ne](#).

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$Mg (738) < O (1.314) < F (1.681) < Ar (1.521) < Ne (2.081)$$

La respuesta correcta es la a.

3.12. Los elementos metálicos se caracterizan por:

- a) Ser gases.
- b) Ceder electrones cuando hay alguien en condiciones de aceptarlos.
- c) Fundir a temperaturas muy altas.
- d) Tomar electrones del oxígeno del aire con facilidad.

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

Los **metales** son, generalmente, elementos con bajas energías de ionización, por tanto, **ceden fácilmente electrones** y se oxidan.

La respuesta correcta es la **b**.

3.13. Señale la proposición correcta:

- a) Las energías de ionización sucesivas de un átomo son cada vez menores.
- b) Un átomo que en su estado fundamental, el valor máximo del número cuántico es $n = 3$, no puede tener más de 18 electrones.
- c) En un átomo hidrogenoide (un solo electrón), la energía del electrón en el orbital con $n = 2$, $l = 0$ es menor que la energía en el orbital con $n = 2$ y $l = 1$.
- d) El primer potencial de ionización de un átomo con n electrones es siempre menor que el de un átomo con $(n + 1)$ electrones.
- e) Para un átomo hidrogenoide, la energía del electrón en un orbital con $n = 1$ y $l = 0$, es la mínima que puede tener.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Extremadura 2005)

- a) Falso. La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Conforme el átomo va perdiendo electrones va aumentando el valor de Z_{ef} y con ello el valor de la energía de ionización.

- b) **Verdadero.** Un átomo que su estado fundamental tiene un valor máximo del número cuántico $n = 3$ será de un elemento del tercer periodo de la tabla periódica. La configuración electrónica del último elemento de ese periodo es, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, que como se observa tiene 18 electrones.
- c) **Verdadero.** Un orbital cuyos números cuánticos son $n = 2$ y $l = 0$ es un orbital $2s$ y un orbital cuyos números cuánticos son $n = 2$ y $l = 1$ es un orbital $2p$. De acuerdo con el diagrama de Moeller de llenado de orbitales, la energía del orbital $2s$ es menor que la del $2p$.
- d) Falso. La energía de ionización de un elemento con n electrones, por ejemplo el He, es mayor que la del elemento siguiente con $(n + 1)$ electrones, en este caso el Li.
- e) **Verdadero.** Un orbital cuyos números cuánticos son $n = 1$ y $l = 0$ es un orbital $1s$ que es el de menor energía.

Las respuestas correctas son la **b**, **c** y **e**.

3.14. Un elemento con configuración electrónica externa ns^2 :

- a) No puede conducir bien la corriente eléctrica puesto que no tiene electrones desapareados.
- b) Puede conducir la corriente eléctrica porque la banda ns^2 solapa con bandas superiores.
- c) Si no solapa con bandas superiores, su conductividad eléctrica disminuye con la temperatura.
- d) Conducirá bien el calor pero no la electricidad.
- e) Es un halógeno y por tanto no es un buen conductor.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.N. Tarazona 2003)

Un elemento con esa configuración electrónica podría ser el magnesio que tiene una configuración electrónica externa $3s^2$. Según la teoría del orbital molecular existirán el orbital molecular enlazante y el antienlazante y dado el gran número de átomos que pueden formar una muestra de metal, el conjunto de orbitales enlazantes en los que están contenidos los electrones $3s$ forman **la banda de valencia** que se encuentra energéticamente muy próxima, es decir que **solapa con** los orbitales antienlazantes, que se encuentran vacíos y que forman **la banda de conducción**, lo que permite el movimiento de estos electrones por ella y determina la conductividad eléctrica del elemento.

La respuesta correcta es la **b**.

3.15. ¿En cuál de los siguientes pares hay un cambio en la tendencia periódica de la energía de ionización?

- a) O – F
- b) F – Ne
- c) Be – B
- d) Cl – Ar
- e) C – N

(O.Q.N. Burgos 1998)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

por lo que dentro de un periodo, la energía de ionización aumenta al aumentar el número atómico del elemento.

Como los elementos Be y B son del segundo periodo ($n=2$), la energía de ionización únicamente depende del valor de Z_{ef} . De acuerdo con estos valores, el elemento con menor energía de ionización debería ser el Be, pero existe una anomalía entre los valores del Be y B. Se tiene que $Z_{ef}(B) > Z_{ef}(Be)$, ya que el primero tiene más electrones de valencia ($s^2 p^1$) que el segundo (s^2). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del B debería ser mayor que la del Be. Esta anomalía se debe a que el único electrón p^1 del boro se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía.

Consultando la bibliografía, se confirma que los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$B (801) < Be (900)$$

La respuesta correcta es la **c**.

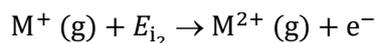
3.16. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene la segunda energía de ionización más baja?

- a) Na
- b) O
- c) Ca
- d) K
- e) Ne

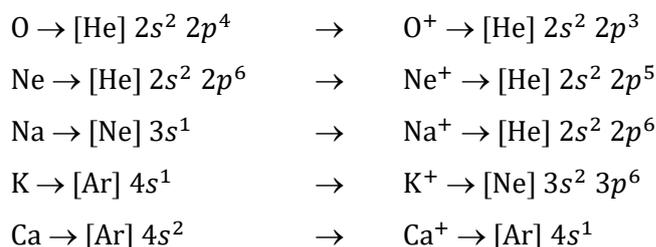
(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. La Rioja 2014) (O.Q.L. Málaga 2018)

La segunda energía de ionización, E_{i_2} , se define como:

“la energía que debe absorber un ion M^+ en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo”.



Las configuraciones electrónicas de los elementos propuestos y de sus respectivos iones monopositivos son, respectivamente:



La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	O ⁺	Ne ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ca ⁺
Z	8	10	11	19	20
Est. elect.	[He] 2s ² 2p ³	[He] 2s ² 2p ⁵	[He] 2s ² 2p ⁶	[Ne] 3s ² 3p ⁶	[Ar] 4s ¹
Z_{ef} (aprox.)	5	7	8	8	1
n	2	2	2	3	4

La menor segunda energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor valor de Z_{ef} (Z). De acuerdo con los valores la tabla, [se trata del Ca⁺](#).

Consultando la bibliografía, los valores de E_{i_2} (kJ mol⁻¹) son:

$$\text{Ca} (1.145) < \text{K} (3.051) < \text{O} (3.388) < \text{Ne} (3.952) < \text{Na} (4.562)$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.17. La primera energía de ionización de los átomos de los elementos de un mismo grupo de la Tabla Periódica disminuye a la vez que aumenta el número atómico del elemento. ¿Cuál de los siguientes factores va a influir más en ello?

- El aumento del radio atómico.
- La disminución de la energía de enlace.
- El aumento de la carga nuclear.
- El aumento de la masa atómica.

(O.Q.L. Murcia 1998)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un grupo se mantiene constante de forma que no influye en la variación de la energía de ionización dentro del grupo.

El valor de n aumenta conforme se cambia a un periodo superior, por lo que también se puede decir que [al cambiar al periodo superior aumenta el valor del radio](#).

La respuesta correcta es la **a**.

3.18. Las especies químicas O^{2-} , F^- , Ne y Na^+ son isoelectrónicas. ¿A cuál de ellas debe corresponderle un menor volumen?

- a) F^-
- b) Ne
- c) O^{2-}
- d) Na^+

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. La Rioja 2006)

- El flúor (F) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[He] 2s^2 2p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9. La configuración electrónica del ion F^- es $[He] 2s^2 2p^6$ ya que capta un electrón y completa el subnivel $2p$.
- El oxígeno (O) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[He] 2s^2 2p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8. La configuración electrónica del ion O^{2-} es $[He] 2s^2 2p^6$ ya que capta dos electrones y completa el subnivel $2p$.
- El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ne] 3s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion Na^+ es $[He] 2s^2 2p^6$ ya que cede un electrón del subnivel $3s$.
- El neón (Ne) es un elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[He] 2s^2 2p^6$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan **isoelectrónicas**, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por tanto, **el menor volumen le corresponde a la especie con mayor Z, el Na^+** .

La respuesta correcta es la **d**.

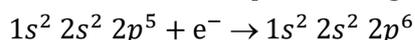
(En la cuestión propuesta en La Rioja 2006 solo aparecen Na^+ y F^- y se pregunta mayor volumen).

3.19. La configuración electrónica de los átomos de un cierto elemento X es $1s^2 2s^2 2p^5$. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) X es un elemento de marcado carácter metálico.
- b) X es capaz de formar con facilidad aniones.
- c) X es un elemento de transición.
- d) X puede presentar números de oxidación -1 y $+7$.

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Jaén 2019)

A la vista de la configuración electrónica dada, se trata de un elemento que si capta un electrón para **formar un anión monovalente** adquiere configuración, muy estable, de gas noble:



La respuesta correcta es la **b**.

3.20. Los elementos químicos situados en una misma columna de la tabla periódica presentan unas propiedades químicas análogas debido a que:

- a) Su volumen atómico es análogo.
- b) Poseen energías de ionización parecidas.
- c) Tienen la misma carga nuclear.
- d) Su estructura electrónica externa es análoga.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2018) (O.Q.L. Galicia 2019)

Las propiedades químicas de los elementos dependen del número de electrones de valencia que posean. Los elementos de un **grupo tienen**, salvo excepciones, **la misma estructura electrónica externa**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.21. ¿Cuál de los siguientes elementos es más electronegativo?

- a) O
- b) S
- c) Si
- d) Ga

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i , y de la afinidad electrónica, E_{ea} , de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor del número cuántico principal n .
- periodo al aumentar el valor del número atómico.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	O	Si	S	Ga
Z	8	14	16	31
Est. elect.	[He] $2s^2 2p^4$	[Ne] $3s^2 3p^2$	[Ne] $3s^2 3p^4$	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^1$
Z_{ef} (aprox.)	6	4	6	3
n	2	3	3	4

Teniendo en cuenta los valores de n y de Z_{ef} , **el elemento más electronegativo es O**.

Consultando la bibliografía, se confirma que los valores de χ (escala de Pauling) son:

$$O (3,44) > S (2,58) > Si (1,90) > Ga (1,81)$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.22. En general, un átomo con electronegatividad elevada tiene:

- a) Número atómico pequeño.
- b) Radio atómico elevado.
- c) Tendencia a formar iones positivos.
- d) Elevada energía de ionización.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i , y de la afinidad electrónica, E_{ea} , de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva.

- a) Falso. El número atómico no es determinante a la hora de establecer la electronegatividad de un elemento.
- b) Falso. Según se ha explicado, un elemento es tanto más electronegativo cuanto menor es su radio.
- c) Falso. Los elementos muy electronegativos tienden a formar aniones y no cationes.
- d) **Verdadero**. Según se ha explicado, un elemento es tanto más electronegativo cuanto mayor es su energía de ionización.

La respuesta correcta es la **d**.

3.23. Dados los elementos químicos K, Na, Mg y Br y teniendo en cuenta la energía de ionización correspondiente al primer electrón quedarían ordenados en función del valor creciente de la misma de la forma:

- a) $K < Na < Mg < Br$
- b) $Na < K < Mg < Br$
- c) $Br < K < Na < Mg$
- d) $Mg < Br < Na < K$

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Tendrá menor energía de ionización el elemento que presente mayor valor de n y menor valor de Z_{ef} .

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	Mg	K	Br
Z	11	12	19	35
Est. elect.	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2$	[Ar] $4s^1$	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^5$
Z_{ef} (aprox.)	1	2	1	7
n	3	3	4	4

El elemento con menor energía de ionización es el K (menor Z_{ef} y mayor n), y por el contrario, el de mayor energía de ionización es el Br que aunque tenga mayor n el valor de Z_{ef} es el mayor de todos. Los elementos Mg y Na tienen el mismo valor de n , por lo que el factor determinante es el valor de Z_{ef} . Entre ambos, tiene menor energía de ionización el Na que tiene menor Z_{ef} .

De acuerdo con lo anterior, el orden creciente de energía de ionización correcto es:



Consultando la bibliografía, se confirma que los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$K (419) < Na (496) < Mg (738) < Br (1.140)$$

La respuesta correcta es la a.

3.24. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más baja?

- a) B
- b) N
- c) O
- d) Ne
- e) Be

(O.Q.N. Almería 1999)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Be	B	N	O	Ne
Z	4	5	7	8	10
Est. elect.	[He] $2s^2$	[He] $2s^2 2p^1$	[He] $2s^2 2p^3$	[He] $2s^2 2p^4$	[He] $2s^2 2p^6$
Z_{ef} (aprox.)	2	3	5	6	8
n	2	2	2	2	2

Como todos los elementos son del segundo periodo ($n = 2$), la energía de ionización únicamente depende del valor de Z_{ef} . De acuerdo con estos valores, el elemento con menor energía de ionización debería ser el Be, pero existe una anomalía entre los valores del Be y B. Se tiene que $Z_{\text{ef}}(\text{B}) > Z_{\text{ef}}(\text{Be})$, ya que el primero tiene más electrones de valencia ($s^2 p^1$) que el segundo (s^2). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del B debería ser mayor que la del Be. Esta anomalía se debe a que el único electrón p^1 del boro se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía. **La menor energía de ionización le corresponde al B.**

Consultando la bibliografía, se confirma que los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{B} (801) < \text{Be} (900) < \text{O} (1.314) < \text{N} (1.402) < \text{Ne} (2.081)$$

También existe otra anomalía en los valores del N y O.

La respuesta correcta es la **a**.

3.25. Si la primera energía de ionización del helio es $2,37 \text{ MJ mol}^{-1}$, la primera energía de ionización del neón en MJ mol^{-1} es:

- 2,68
- 0,11
- 2,68
- 2,37
- 2,08

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Baleares 2012) (O.Q.N. Salamanca 2018)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un grupo se mantiene constante de forma que no influye en la variación de la energía de ionización dentro del grupo.

Para el He, elemento del primer periodo de la tabla periódica, $n = 1$, y para neón, elemento del segundo periodo, $n = 2$. De acuerdo con estos valores, $E_{i(\text{Ne})} < E_{i(\text{He})}$, por lo que el único valor posible de los propuestos para el Ne es $2,08 \text{ MJ mol}^{-1}$.

La respuesta correcta es la **e**.

3.26. Las sucesivas energías de ionización de un elemento (en eV) son:

$$8,3; 25,1; 37,9; 259,3$$

Señale la proposición correcta:

- La configuración electrónica externa del elemento es ns^1 .
- La configuración electrónica externa del elemento es $ns^2 np^1$.
- El elemento pertenece al grupo 4 de la tabla periódica.
- El elemento pertenece al grupo de los alcalinotérreos.
- No pertenece a ninguno de los grupos anteriores.

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Murcia 2007)

Suponiendo que la energía de ionización, E_i , es proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} , y haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de $Z_{ef} = 1, 2, 3, \dots$ determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan la relación $E_i/Z_{ef} \approx \text{cte}$.

En este caso:

$$E_{i_1} = \frac{8,3}{1} = 8,3 \text{ eV}$$

El primer valor, E_{i_1} , diferente a los siguientes indica que el electrón se encuentra solo en ese orbital.

$$E_{i_2} = \frac{25,1}{2} = 12,6 \text{ eV} \quad E_{i_3} = \frac{37,9}{3} = 12,6 \text{ eV}$$

Los valores, $E_{i_2} \approx E_{i_3}$, indican que los dos siguientes electrones están situados en un mismo tipo de orbital que debe ser un orbital s.

$$E_{i_4} = \frac{259,3}{4} = 64,82 \text{ eV}$$

El siguiente valor, E_{i_4} , mucho mayor que los anteriores, indica que el siguiente electrón debe estar situado en un orbital en una capa con un valor de n inferior al de los electrones extraídos.

Por tanto, la estructura electrónica externa del elemento debe ser $ns^2 np^1$.

La respuesta correcta es la **b**.

3.27. ¿Cuál de los siguientes iones isoelectrónicos tendrá, presumiblemente, un menor radio iónico?

- | | | | |
|--------------------------------|--------------------------------|-------------------------------|--------------------------------|
| a) Mn^{7+} ($Z=25$) | b) P^{3-} ($Z=15$) | c) S^{2-} ($Z=16$) | d) Ti^{4+} ($Z=22$) |
| e) Ca^{2+} ($Z=20$) | f) Ar ($Z=18$) | g) Cl^- ($Z=17$) | h) K^+ ($Z=19$) |
| i) Cr^{6+} ($Z=24$) | j) Sc^{3+} ($Z=21$) | | |

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Sevilla 2002) (O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Extremadura 2013)
(O.Q.L. Castilla y León 2019)

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$. Por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el radio de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por tanto, **el menor radio le corresponde** a la especie con mayor Z , el Mn^{7+} .

Respecto al Ar, no se trata de un ion y no tiene sentido comparar radios iónicos con atómicos.

La respuesta correcta es la **a**.

(En la cuestión propuesta en Castilla y León 2019 se pregunta el mayor radio).

3.28. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- La configuración electrónica del Na^+ es diferente a la del Ne.
- Los iones de los metales de transición tienen todos los orbitales d semicupados.
- El átomo de un elemento alcalino tienen mayor radio que el del halógeno del mismo período.
- La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 5s^1$ corresponde a un metal alcalino del período 5 de la Tabla Periódica en su estado fundamental.

(O.Q.L. Murcia 1999)

a) Falso. El elemento neón pertenece al grupo 18 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$. La configuración electrónica del ion Na^+ es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que cede el electrón del subnivel 3s.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas.

b) Falso. En el caso de los iones del hierro (Fe) elemento que pertenece al grupo 8 y periodo 4 de la tabla periódica su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$. Las configuraciones electrónicas abreviadas de los iones Fe^{2+} y Fe^{3+} son, respectivamente, $[\text{Ar}] 3d^6$ y $[\text{Ar}] 3d^5$, ya que el hierro cede, respectivamente, dos y tres electrones de sus orbitales más externos. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

les corresponden las siguientes distribuciones de los electrones en los orbitales $3d$:

Fe^{2+}					
4s	3d				
	↑↓	↑	↑	↑	↑

Fe^{3+}					
4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	↑

Como se puede observar, en este caso todos los orbitales d se encuentran semillenos.

▪ Sin embargo, en el caso de los iones del cromo, elemento que pertenece al grupo 6 y periodo 4 de la tabla periódica su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^5$. Las configuraciones electrónicas de los iones Cr^{2+} y Cr^{3+} son, respectivamente, $[\text{Ar}] 3d^4$ y $[\text{Ar}] 3d^3$, ya que el cromo cede, respectivamente, dos y tres electrones de sus orbitales más externos, y según el principio de máxima multiplicidad de Hund, las correspondientes distribuciones de electrones en los orbitales $3d$ son:

Cr^{2+}					
4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	

Cr^{3+}					
4s	3d				
	↑	↑	↑		

Como se puede observar, en este caso no todos los orbitales d se encuentran semillenos.

c) **Verdadero**. El radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear y con ella la carga nuclear efectiva. Esta es mínima al principio del periodo (grupo 1, alcalinos) y máxima al final (grupos 17 y 18, halógenos y gases nobles).

Consultando la bibliografía se puede escribir la siguiente tabla para los elementos del tercer periodo de la tabla periódica:

Elemento	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Z	11	12	13	14	15	16	17	18
Z_{ef} (aprox.)	1	2	3	4	5	6	7	8
radio / pm	186	160	143	117	110	104	99	98

d) Falso. La estructura electrónica propuesta corresponde a un átomo en un estado excitado ya que se incumple el principio de mínima energía de llenado de orbitales al ocuparse el orbital $5s$ (de mayor energía) antes que el $3p$. La estructura electrónica para ese átomo en el estado fundamental debería ser, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

A la vista de esa estructura electrónica, el valor máximo de $n = 3$ indica que se trata de un elemento del tercer periodo de la tabla periódica que no es un metal alcalino (ns^1).

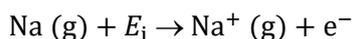
La respuesta correcta es la c.

3.29. La pérdida de un electrón es una:

- Desgracia
- Pirólisis
- Ionización
- Protonación

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Galicia 2019)

Cuando un átomo pierde un electrón queda cargado positivamente. Por ejemplo:



- El proceso es una **ionización** y la energía asociada al mismo es la energía de ionización.
- La pirólisis es la descomposición térmica de una sustancia orgánica en una atmósfera sin oxígeno.
- La protonación es el proceso en el que una base capta un protón.

La respuesta correcta es la **c**.

3.30. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) La primera energía de ionización del magnesio es menor que la del sodio.
- b) El radio del ion Na^+ es mayor que el del ion Mg^{2+} .
- c) El radio del ion Na^+ es igual que el del ion Mg^{2+} .
- d) La segunda energía de ionización del sodio es menor que la del magnesio.
- e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Cantabria 2017)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos Na y Mg se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Na	Mg	Na^+	Mg^{2+}
Z	11	12	11	12
Est. elect.	$[\text{Ne}] 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^2$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$
Z_{ef} (aprox.)	1	2	8	8
n	3	3	2	2

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z).

- a) Falso. De acuerdo con los valores de la tabla, la energía de ionización del sodio es menor que la del magnesio.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{Na (496)} < \text{Mg (738)}$$

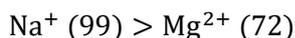
- d) Falso. La energía de ionización del Na^+ es menor que la del Mg^{2+} ya que ambos tienen el mismo valor de n pero la carga nuclear efectiva de este último es mayor.

- b) **Verdadero**. El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$. La configuración electrónica del ion Na^+ es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que cede un electrón del subnivel $3s$.

El elemento magnesio pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2$. La configuración electrónica del ion Mg^{2+} es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que cede los dos electrones del subnivel $3s$.

Se trata, por tanto, de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan iso-electrónicas. Por este motivo, ambas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el radio de la especie decrece al aumentar el número atómico. De acuerdo con lo expuesto, **el mayor radio le corresponde** a la especie con menor Z , el Na^+ .

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son, respectivamente:



c) Falso. Según ha discutido en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **b**.

3.31. Un elemento químico que presenta las propiedades siguientes:

- 1) Alta energía de ionización
- 2) Alta afinidad electrónica
- 3) Muchos electrones de valencia
- 4) Estructura $ns^2 np^5$
- 5) Siempre actúa con número de oxidación -1

- a) O
- b) N
- c) F
- d) Un alcalinotérreo

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

A la vista de la estructura electrónica propuesta con siete electrones de valencia $ns^2 np^5$, quiere decir que se trata de un elemento que pertenece al grupo 17 de la tabla periódica (halógenos) que está integrado por los siguientes elementos: flúor (F), cloro (Cl), bromo (Br), yodo (I), astato (At) y teneso (Ts).

Si presenta altos valores de la energía de ionización y de la afinidad electrónica, quiere decir que difícilmente cede un electrón y fácilmente lo capta para adquirir estructura electrónica de gas noble. Esto motiva que su único número de oxidación sea solo -1 . El elemento propuesto que reúne esas características es el **flúor (F)**.

La respuesta correcta es la **c**.

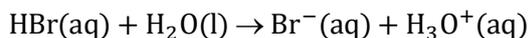
3.32. Del elemento químico de configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$, se puede confirmar que:

- a) Es un metal.
- b) Forma un catión monovalente.
- c) Presenta tres valencias covalentes y una iónica.
- d) Forma con el hidrógeno un compuesto monovalente que disuelto en agua da pH ácido.
- e) Forma moléculas triatómicas.

(O.Q.N. Murcia 2000)

A la vista de la estructura electrónica dada con siete electrones de valencia $4s^2 4p^5$, quiere decir que se trata de un elemento que pertenece al grupo 17 de la tabla periódica (halógenos) y el valor máximo de $n = 4$ indica que se trata **bromo ($n = 4$)**.

Este elemento combinado con el hidrógeno forma el compuesto HBr, que disuelto en agua se transforma en ácido bromhídrico, un ácido fuerte que disolución acuosa tiene pH ácido de acuerdo con la ecuación:



La respuesta correcta es la **d**.

3.33. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones, referidas a los elementos que constituyen la Tabla Periódica, es incorrecta?

- a) Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos.
- b) Hay más elementos no metálicos que metálicos.
- c) Hay unos cuantos elementos que tienen propiedades intermedias entre los metales y los no metales.
- d) El comportamiento como metal de un elemento disminuye al ir de izquierda a derecha a lo largo de un período.

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.L. La Rioja 2011)

- a) Verdadero. Las propiedades de los elementos dependen del número de electrones de valencia (exter- nos) que tengan. Este número está determinado por el número atómico Z .
- b) Falso. Los elementos no metálicos de la tabla periódica se caracterizan por tener energías de ioniza- ción, afinidades electrónicas y electronegatividades elevadas. Son muy pocos: F, O, Cl, N, Br, I, S, Se, C, H, P y At (radiactivo). Todos ellos envían su electrón diferenciador a un orbital p .
- c) Verdadero. Los elementos de la tabla periódica llamados metaloides o semimetales se caracterizan por tener propiedades intermedias entre las de los metales y las de los no metales. Son muy pocos: B, Si, Ge, As, Sb, Te y Po (radiactivo). Todos ellos envían su electrón diferenciador a un orbital p .
- d) Verdadero. El comportamiento metálico de un elemento disminuye conforme se avanza en un periodo, ya que se va poblando de electrones el nivel y con ello se pierde la capacidad de ceder electrones (oxi- darse) característica de los metales.

La respuesta correcta es la **b**.

3.34. Sobre el elemento con una estructura electrónica $[\text{Ne}] 3s^1$ se puede decir que:

- 1) Es un elemento representativo.
 - 2) Pertenece al grupo de los metales alcalinotérreos.
 - 3) Pertenece al grupo de Cu, Ag y Au.
 - 4) Pertenece al grupo de los metales alcalinos.
- a) Solo la 1 y 4 son ciertas.
 b) Solo la 3 y 4 son falsas.
 c) Solo la 2 y 4 son ciertas.
 d) Solo la 2 es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

A la vista de la estructura electrónica propuesta, se trata de un elemento que pertenece al al grupo 1 (metales alcalinos) de la tabla periódica, y el valor máximo de $n = 3$ indica que se trata del elemento sodio un ele- mento representativo ya que tiene su único electrón de valencia en un subnivel s .

La respuesta correcta es la **a**.

3.35. Dadas siguientes las afirmaciones, indique cuál es la respuesta correcta:

- 1) Por regla general, el radio atómico en un periodo disminuye de izquierda a derecha.
 - 2) Por regla general, el radio atómico en un grupo aumenta de arriba hacia abajo.
 - 3) Por regla general, para todo elemento la segunda energía de ionización es mayor que la primera.
 - 4) Por regla general, el radio de A^- es mayor que el de A .
- a) Solo la 1 y 3 son ciertas.
 b) Solo la 2 y 3 son ciertas.
 c) La 1 es falsa y la 2 es cierta.
 d) La 2 es falsa y la 1 es cierta.
 e) Todas son ciertas.

(O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Cantabria 2018)

- 1) Verdadero. Conforme se avanza en un periodo crecen la carga nuclear Z y la carga nuclear efectiva Z_{ef} , esto determina una mayor atracción por parte del núcleo sobre los electrones y con ello una disminución del radio atómico.
- 2) Verdadero. Conforme se avanza en un grupo crece el número de capas electrónicas, n , lo que determina que los electrones se encuentran cada vez más alejados del núcleo por lo que se registra un aumento del radio atómico.
- 3) Verdadero. La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Conforme un átomo va perdiendo electrones disminuye el efecto pantalla y por eso aumenta la carga nuclear efectiva. Además, es posible que **al perder el segundo electrón** el siguiente pertenezca a la capa anterior lo que hace disminuir el valor de n . Por tanto, si Z_{ef} aumenta y n se mantiene constante o disminuye **los valores de las energías de ionización sucesivas van siendo cada vez más grandes**.

4) **Verdadero**. Al formarse el anión A^- aumenta el número de electrones y con ello, aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, **el radio del anión A^- es mayor que el del átomo neutro A** .

La respuesta correcta es la **d**.

3.36. Dadas siguientes las afirmaciones, indique cuál es la respuesta correcta:

- 1) La 1ª energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un elemento neutro en el estado sólido para transformarlo en un monocatión.
- 2) La 1ª energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un elemento para que un electrón del estado fundamental pase al estado excitado.
- 3) La 1ª energía de ionización es la energía que desprende cuando un elemento capta un electrón.
- 4) Un elemento con una estructura electrónica externa $3s^2 3p^3$ pertenece al grupo 14.

- a) Solo la 1 es cierta.
- b) Solo la 3 es cierta.
- c) Solo la 4 es cierta.
- d) Ninguna es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

La energía de ionización, E_i , es la energía que se debe comunicar un átomo en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo.

- 1) Falso. Debe ser a un átomo y en estado gaseoso.
- 2) Falso. Debe ser a un átomo y para quitarle el electrón.
- 3) Falso. Debe ser a un átomo y la energía se absorbe.
- 4) Falso. A la vista de esa estructura electrónica propuesta, el valor máximo de $n = 3$ indica que se trata de un elemento del tercer periodo de la tabla periódica y $s^2 p^3$ que tiene cinco electrones de valencia por lo que pertenece al grupo 15 (este periodo no tiene los diez electrones d internos).

La respuesta correcta es la **d**.

3.37. Dadas siguientes las afirmaciones, indique cuál es la respuesta correcta:

- 1) En las especies H^- , He^+ y Li^{2+} , el orden de radios es: $H^- > Li^{2+} > He^+$.
- 2) La primera afinidad electrónica del O ($Z = 8$) es mayor que la primera afinidad del N ($Z = 7$).
- 3) Una estructura electrónica ns^1 representa un alcalino.
- 4) Una estructura electrónica ns^2 representa un alcalinotérreo.

- a) Solo la 3 y 4 son ciertas.
- b) Solo la 1 es falsa.
- c) Solo la 1 es cierta.
- d) Todas son ciertas.

(O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.N. Salamanca 2018)

1) Falso. Al formarse el anión H^- aumenta el número de electrones y con ello, aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del anión es mayor que el del átomo neutro.

Al formarse el catión, He^+ y Li^{2+} , disminuye el número de electrones y con ello, disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, el radio del catión es menor que el del átomo neutro.

Las especies He^+ y Li^{2+} son isoelectrónicas y en este caso la atracción es mayor por parte del núcleo con mayor número de protones (Z). Por ese motivo, el radio del He^+ es mayor que el del Li^{2+} .

El orden decreciente de radios correcto es, $\text{H}^- > \text{He}^+ > \text{Li}^{2+}$

2) **Verdadero.** La afinidad electrónica, E_{ea} , es la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón.

El nitrógeno ($Z = 7$) y el O ($Z = 8$) son elementos del mismo periodo, pero es el **oxígeno** el que tiene mayor carga nuclear efectiva Z_{ef} lo que hace que tenga **mayor afinidad electrónica**.

3) **Verdadero.** Un átomo cuya estructura electrónica es ns^1 tiene un único electrón de valencia por lo que pertenece al grupo 1 llamado de los **metales alcalinos**.

4) **Verdadero.** Un átomo cuya estructura electrónica es ns^2 tiene dos electrones de valencia por lo que pertenece al grupo 2 llamado de los **metales alcalinotérreos**.

La respuesta correcta es la **b**.

3.38. Las primeras cinco energías de ionización (en eV) para un cierto elemento son:

7,6; 15,0; 80,1; 109,3; 141,2

La configuración electrónica más probable de este elemento es:

- a) s^1
- b) s^2
- c) s^2p^3
- d) s^2d^2
- e) $s^2p^3d^3$

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Sevilla 2002) (O.Q.L. Madrid 2010) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

Suponiendo que la energía de ionización, E_i , es proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} , y haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de $Z_{ef} = 1, 2, 3, \dots$ determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan la relación $E_i/Z_{ef} \approx \text{cte}$.

En este caso:

$$E_{i_1} = \frac{7,6}{1} = 7,6 \text{ eV} \quad E_{i_2} = \frac{15,0}{2} = 7,5 \text{ eV}$$

Los dos primeros valores, $E_{i_1} \approx E_{i_2}$, indican que los dos electrones más externos están situados en un mismo tipo de orbital que debe ser un orbital s .

$$E_{i_3} = \frac{80,1}{3} = 26,7 \text{ eV} \quad E_{i_4} = \frac{109,3}{4} = 27,3 \text{ eV} \quad E_{i_5} = \frac{141,2}{5} = 28,2 \text{ eV}$$

Los siguientes valores, $E_{i_3} \approx E_{i_4} \approx E_{i_5}$, algo mayores que los anteriores, indican que los siguientes electrones deben estar situados en un orbital p de la misma capa que los anteriores.

Por tanto, la estructura electrónica externa del elemento debe ser ns^2 , y consultando la bibliografía se ve que los valores dados corresponden al magnesio.

La respuesta correcta es la **b**.

3.39. ¿Cuál de los siguientes procesos se producirá con mayor variación de energía?

- a) $\text{Si(g)} \rightarrow \text{Si}^+(\text{g}) + e^-$
- b) $\text{Si}^+(\text{g}) \rightarrow \text{Si}^{2+}(\text{g}) + e^-$
- c) $\text{Si}^{2+}(\text{g}) \rightarrow \text{Si}^{3+}(\text{g}) + e^-$
- d) $\text{Si}^{3+}(\text{g}) \rightarrow \text{Si}^{4+}(\text{g}) + e^-$

(O.Q.L. Murcia 2001)

Son procesos de ionización y las energías asociadas a los mismos son las energías de ionización sucesivas.

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Conforme un átomo va perdiendo electrones disminuye el efecto pantalla y por eso aumenta la carga nuclear efectiva. Además, es posible que al perder el segundo electrón el siguiente pertenezca a la capa anterior con lo que disminuye el valor de n . Por tanto, si Z_{ef} aumenta y n se mantiene constante o disminuye los valores de las energías de ionización sucesivas van siendo cada vez más grandes.

La respuesta correcta es la **d**.

3.40. ¿Cuál de las siguientes especies isoelectrónicas tiene menor radio?

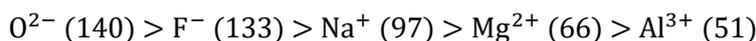
- a) O^{2-}
- b) F^-
- c) Na^+
- d) Mg^{2+}
- e) Al^{3+}
- f) Ne

(O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Murcia 2010) (O.Q.L. Cantabria 2011)
(O.Q.L. Preselección Valencia 2013) (O.Q.L. La Rioja 2013) (O.Q.L. Cantabria 2014) (O.Q.L. Cantabria 2016) (O.Q.L. Jaén 2018)
(O.Q.L. Jaén 2019)

- El elemento oxígeno pertenece al grupo 16 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8. La configuración electrónica del ion O^{2-} es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que capta dos electrones y completa el subnivel $2p$.
- El elemento flúor pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9. La configuración electrónica del ion F^- es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que capta un electrón y completa el subnivel $2p$.
- El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion Na^+ es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que el electrón del subnivel $3s$.
- El elemento magnesio pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12. La configuración electrónica del ion Mg^{2+} es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que cede los dos electrones del subnivel $3s$.
- El elemento aluminio pertenece al grupo 13 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 13. La configuración electrónica del ion Al^{3+} es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que cede los tres electrones de los subniveles $3s$ y $3p$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan **isoelectrónicas**. Por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el radio de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por tanto, **el menor radio le corresponde** a la especie con mayor Z , el Al^{3+} y el mayor radio al O^{2-} .

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:



▪ Respecto al elemento neón (71 pm), aunque su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ y es isoelectrónico con el resto de las especies, no tiene sentido comparar radios iónicos con radios atómicos lo que se pone de manifiesto al ver los valores experimentales.

La respuesta correcta es la e.

(En la cuestión propuesta en Luarca 2005 se reemplaza el Al^{3+} por el Ne, se indica que se trata de especies isoelectrónicas y se pregunta a cuál le corresponde el mayor radio, lo mismo que Murcia 2010. Valencia 2013 no incluye el Al^{3+} . En Cantabria 2011, 2014 y 2016, La Rioja 2013 y Jaén 2019 se pregunta mayor radio).

3.41. ¿Cuál de los siguientes elementos puede encontrarse en la naturaleza en forma nativa?

- Oro
- Calcio
- Sodio
- Zinc

(O.Q.L. Murcia 2001)

Los elementos sodio, calcio y zinc son excelentes reductores que tienden a ceder electrones y oxidarse de ahí que en la naturaleza aparezcan combinados con otros elementos formando compuestos estables.

El oro es un elemento muy estable y resistente al ataque químico de forma que se encuentra **en forma nativa en la naturaleza**.

La respuesta correcta es la a.

3.42. Establecidas las premisas siguientes:

- La afinidad electrónica del P < Si.
- En general, las segundas afinidades electrónicas son negativas.
- El Ti^+ es más estable que el B^+ .
- La afinidad electrónica es la energía desprendida cuando un elemento químico capta un electrón.

Señale cuál de las propuestas siguientes es válida:

- Falsa 1.
- Falsas 2 y 4.
- Ciertas 2 y 3.
- Cierta 4.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

1-4) Cierto. La afinidad electrónica, E_{ea} , es la energía que desprende un átomo en estado gaseoso cuando capta un electrón. En un mismo periodo aumenta al aumentar la carga efectiva Z_{ef} , aproximadamente, su número de electrones de valencia.

La estructura electrónica del fósforo es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$, y la del silicio $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$ y de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

les corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 3s y 3p:

P				Si			
3s	3p			3s	3p		
↑↓	↑	↑	↑	↑↓	↑	↑	

Por tanto, $Z_{ef}(\text{P}) > Z_{ef}(\text{Si})$, no obstante, la estructura electrónica del fósforo es más estable que la del silicio y más difícil de romper, ya que tiene un único electrón en cada uno de los orbitales, lo que determina que $E_{ea}(\text{P}) > E_{ea}(\text{Si})$.

2) Falso. Teniendo en cuenta el concepto de afinidad electrónica, el valor de la segunda afinidad no será negativo si no positivo, ya que se corresponde con el trabajo de trasladar un electrón, una carga negativa, en el interior del campo creado por una especie cargada negativamente, el anión.

3) Falso. El elemento de símbolo Ti es el titanio que pertenece al grupo 4 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^2$, y si cede un electrón del orbital 4s se transforma en el ion Ti^+ cuya estructura electrónica es $[\text{Ar}] 4s^1 3d^2$.

El elemento de símbolo B es el boro que pertenece al grupo 13 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^1$, y si cede un electrón de uno de los orbitales 2p se transforma en el ion B^+ cuya estructura electrónica es $[\text{He}] 2s^2$.

A la vista de las estructuras de ambos iones, resulta más fácil que pierda electrones el ion Ti^+ , ya que los tiene más alejados del núcleo, por tanto, el ion Ti^+ es menos estable.

La respuesta correcta es la **d**.

3.43. Cuando un elemento químico presenta las propiedades siguientes: energía de ionización alta, elevada afinidad electrónica, gran número de electrones de valencia, actúa siempre con un número de oxidación muy bajo, se trata del:

- 1) Oxígeno 2) Sodio 3) Fósforo 4) Flúor

Se considera correcta la propuesta:

- a) 2
b) Ninguna
c) 1 y 3
d) 4

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Si el elemento dado presenta altos valores de la energía de ionización y de la afinidad electrónica, quiere decir que difícilmente cede un electrón y fácilmente lo capta para para adquirir estructura electrónica de gas noble. Estas propiedades descartan al sodio.

Si tiene muchos electrones de valencia, de los elementos propuestos, fósforo, oxígeno y flúor son que cumplen dicha condición. No obstante, queda la propuesta de que siempre actúa con número de oxidación muy bajo. Esto descarta al oxígeno y al fósforo, ya que el **flúor** solo tiene número de oxidación -1 .

La respuesta correcta es la **d**.

3.44. ¿Qué elemento producirá el efecto fotoeléctrico con una longitud de onda más larga?

- a) K
b) Rb
c) Mg
d) Ca
e) Li
f) Na
g) Cs

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.N. Madrid 2015)

Aplicando la ecuación de Einstein (1905) para el efecto fotoeléctrico:

$$E_k = h c \left(\frac{1}{\lambda} - \frac{1}{\lambda_0} \right) \rightarrow \begin{cases} E_k = \text{energía cinética del fotoelectrón} \\ c = \text{velocidad de la luz} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \lambda = \text{longitud de onda del fotón incidente} \\ \lambda_0 = \text{longitud de onda característica del metal} \end{cases}$$

Para que se produzca efecto fotoeléctrico es preciso que la energía de los fotones que inciden sobre placa metálica sea suficiente para arrancar electrones de la misma, y eso solo se cumple si, $\lambda < \lambda_0$.

El valor de λ_0 viene determinado por el valor de la energía de ionización del metal del que se quiere arrancar fotoelectrones. Este valor es mayor cuanto menor sea la energía de ionización.

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Li	Mg	K	Ca	Rb	Na	Cs
Z	3	12	19	20	37	11	55
Estr. Elect.	[He] $2s^1$	[Ne] $3s^2$	[Ar] $4s^1$	[Ar] $4s^2$	[Kr] $5s^1$	[Ne] $3s^1$	[Xe] $6s^1$
Z_{ef} (aprox.)	1	2	1	2	1	1	1
n	2	3	4	4	5	3	6

De estos elementos, el que presenta menor energía de ionización es el que tenga menor valor de Z_{ef} y mayor valor de n . Al tratarse de metales alcalinos y alcalinotérreos tienen valores de Z_{ef} muy parecidos, sin embargo, el **Rb** y **Cs** son elementos del quinto y sexto periodo de la tabla periódica ($n = 5$ y $n = 6$), respectivamente, por lo que **tienen las menores energías de ionización** de todos ellos y por ello **serán capaces de producir efecto fotoeléctrico con la longitud de onda más larga**.

Las respuestas correctas son la **b** y la **g**

(En Madrid 2015 se reemplazan Mg y Ca por Na y Cs).

3.45. Considerando el átomo de neón y los iones fluoruro y sodio, se puede asegurar que:

- Todos tienen el mismo número de protones.
- Todos tienen el mismo radio.
- El átomo de neón es el de mayor volumen.
- El ion fluoruro es el de mayor radio.

(O.Q.L. Baleares 2002) (O.Q.L. Baleares 2013)

- El elemento flúor pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^2 2p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9. La configuración electrónica del ion F^- es [He] $2s^2 2p^6$ ya que capta un electrón y completa el subnivel $2p$.
- El elemento neón pertenece al grupo 18 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^2 2p^6$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10.
- El elemento sodio pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion Na^+ es [He] $2s^2 2p^6$ ya que cede el electrón del subnivel $3s$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas.

a) Falso. Tienen diferente número de protones.

b) Falso. Por tratarse de especies isoelectrónicas todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por tanto, la especie con **mayor radio es el ion fluoruro**.

c) Falso. Los gases nobles son los elementos con menor volumen atómico dentro de un periodo, ya que el volumen decrece conforme aumenta la carga nuclear efectiva y con ella la atracción nuclear sobre los electrones externos.

d) **Verdadero**. Según se ha demostrado en el apartado b).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) de las especies propuestas son:

$$\text{Ne (71)} < \text{Na}^+ (99) < \text{F}^- (133)$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.46. ¿En cuál de los siguientes elementos debe ser menor el valor de la primera energía de ionización?

- a) Mg
- b) Al
- c) Si
- d) P

(O.Q.L. Murcia 2002)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor Z_{ef} (Z).

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Mg	Al	Si	P
Z	12	13	14	15
Estr. Elect.	[Ne] $3s^2$	[Ne] $3s^2 3p^1$	[Ne] $3s^2 3p^2$	[Ne] $3s^2 3p^3$
Z_{ef} (aprox.)	2	3	4	5
n	3	3	3	3

Como todos los elementos son del tercer periodo ($n = 3$), la energía de ionización únicamente depende del valor de Z_{ef} . De acuerdo con estos valores, el elemento con menor energía de ionización debería ser el Mg, pero existe una anomalía entre los valores del Mg y Al. Se tiene que $Z_{\text{ef}}(\text{Al}) > Z_{\text{ef}}(\text{Mg})$, ya que el primero tiene más electrones de valencia ($s^2 p^1$) que el segundo (s^2). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del Al debería ser mayor que la del Mg. Esta anomalía se debe a que el único electrón p^1 del aluminio se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía. **La menor energía de ionización le corresponde al Al.**

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{Al (578)} < \text{Mg (738)} < \text{Si (787)} < \text{P (1.012)}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.219. Dados los elementos Mg, Al, Si y P de la misma serie, ¿cuál tendrá el menor radio atómico?

- a) Mg
- b) Al
- c) Si
- d) P

(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.N. Alcalá 2016)

- El radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear y con ella carga nuclear efectiva (Z_{ef}).

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Se puede escribir la siguiente tabla para los elementos propuestos:

Elemento	Mg	Al	Si	P
Z	12	13	14	15
Estr. Elect.	[Ne] $3s^2$	[Ne] $3s^2 3p^1$	[Ne] $3s^2 3p^2$	[Ne] $3s^2 3p^3$
Z_{ef} (aprox.)	2	3	4	5
n	3	3	3	3

Como todos los elementos pertenecen al mismo periodo el factor determinante para estimar el valor del radio atómico es la carga nuclear efectiva. De acuerdo con los valores de la tabla el que tiene **menor radio es el P**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores del radio (pm) son:

$$P (110) < Si (117) < Al (143) < Mg (160)$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.48. Considerando los radios de los iones isoelectrónicos S^{2-} , Cl^- , K^+ , Ca^{2+} , ¿cuál de las ordenaciones dadas a continuación sería la correcta?

- $S^{2-} = Cl^- = K^+ = Ca^{2+}$
- $Ca^{2+} < K^+ < Cl^- < S^{2-}$
- $S^{2-} < Cl^- < K^+ < Ca^{2+}$
- $Cl^- < S^{2-} < Ca^{2+} < K^+$
- Ninguna es correcta.

(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Baleares 2007) (O.Q.L. Valencia 2009) (O.Q.L. Granada 2019)

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, **el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico**. Por tanto, el orden correcto de radios es:

$$Ca^{2+} < K^+ < Cl^- < S^{2-}$$

Consultando la bibliografía se confirma el orden correcto de radios (pm):

$$Ca^{2+} (100) < K^+ (138) < Cl^- (181) < S^{2-} (184)$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En Baleares 2007 se pregunta a que ion le corresponde el menor radio).

3.49. El flúor es el elemento más activo de la familia de los halógenos porque:

- En estado fundamental tiene siete electrones de valencia.
- Forma moléculas diatómicas.
- Presenta número impar de electrones.
- Presenta el menor radio atómico.

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

El elemento flúor pertenece al grupo 17 (halógenos) y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^2 2p^5$. El hecho de que a los elementos de este grupo les falte un único electrón para completar el octeto les confiere gran reactividad.

De todos los halógenos, el **flúor** es el que tiene menor número de capas electrónicas ($n = 2$) y con ello **menor radio atómico** lo que facilita la atracción del núcleo sobre el electrón de otro átomo que debe incorporarse al átomo para completar el octeto.

La respuesta correcta es la **d**.

3.50. Según Pauling el carácter iónico de un enlace está relacionado con una de estas respuestas:

- La diferencia de afinidades electrónicas entre los átomos que lo constituyen.
- La diferencia de electronegatividades entre los átomos que lo constituyen.
- El tamaño relativo entre catión y anión.
- La energía de ionización del catión.

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Murcia 2016)

Según L. Pauling (1932), el **carácter iónico parcial** de un enlace lo mide la energía de resonancia iónica, ΔE , que para un compuesto AB se calcula mediante la expresión:

$$\Delta E = \sqrt{E_d(AB) - \frac{1}{2} E_d(AA) \cdot E_d(BB)}$$

que relaciona las energías de enlace de las especies AB, AA y BB.

A su vez, la energía de resonancia iónica está relacionada con **la diferencia de electronegatividad** de dos elementos, $\Delta\chi$, mediante esta otra expresión:

$$\Delta\chi = k \sqrt{\Delta E}$$

siendo k una constante de proporcionalidad.

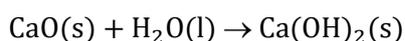
La respuesta correcta es la **b**.

3.51. alguna de las siguientes afirmaciones sobre los elementos alcalinotérreos (grupo 2) no es correcta:

- Sus óxidos se disuelven en agua para formar hidróxidos.
- El radio iónico es mayor que el radio atómico.
- El radio atómico aumenta al aumentar el número atómico.
- Son elementos muy electropositivos.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

a) Verdadero. Los óxidos de los elementos alcalinotérreos en agua forman hidróxidos. Por ejemplo:



b) **Falso**. Al formarse el ion disminuye el número de electrones y también lo hace la constante de apantallamiento lo que aumenta la carga nuclear efectiva. Esto motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, el **radio iónico es menor que el radio atómico**.

c) Verdadero. Conforme se avanza en un grupo crece el número de capas electrónicas, lo que determina que los electrones se encuentren cada vez más alejados del núcleo por lo que se produce un aumento del radio atómico.

d) Verdadero. Todos los elementos del grupo 2 tienen estructura electrónica externa ns^2 lo que motiva que tengan una elevada tendencia a ceder fácilmente esos dos electrones y oxidarse, por lo que se puede decir que son elementos poco electronegativos (mejor que muy electropositivos).

La respuesta correcta es la **b**.

3.52. Para los siguientes elementos: Na, P, S y Cl, se puede afirmar:

- El de menor energía de ionización es el Cl.
- El de mayor afinidad electrónica es Na.
- El más oxidante es el Cl.
- El más reductor es el S.
- El que tiene mayor radio atómico es el Cl.

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Valencia 2014)

- El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11.
- El fósforo (P) es un elemento que pertenece al grupo 15 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 15.
- El azufre (S) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16.
- El cloro (Cl) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 17.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	P	S	Cl
Z	11	15	16	17
Estr. Elect.	$[\text{Ne}] 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
Z_{ef} (aprox.)	1	3	4	5
n	3	3	3	3

a) Falso. La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor valor de Z_{ef} .

Como todos los elementos propuestos son del tercer periodo ($n = 3$), la energía de ionización únicamente depende del valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento que tiene **menor energía de ionización es Na**.

b) Falso. La afinidad electrónica, E_{ea} , es la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón.

Como todos los elementos propuestos son del tercer periodo ($n = 3$), la afinidad electrónica únicamente depende del valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento que tiene **mayor afinidad electrónica es Cl**.

c) **Verdadero**. El poder oxidante de un elemento mide su capacidad de oxidar a otros elementos y captar electrones y reducirse.

Según se ha visto en el apartado anterior el elemento que tiene **más capacidad para captar electrones** (mayor afinidad electrónica) **es Cl**.

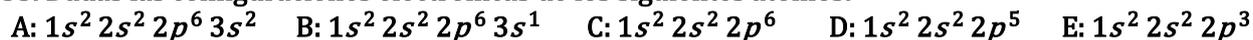
d) Falso. El poder reductor de un elemento mide su capacidad de reducir a otros elementos y ceder electrones y oxidarse.

Según se ha visto en el apartado a) el elemento que tiene **más capacidad para ceder electrones** (menor energía de ionización) **es Na**.

e) Falso. Como todos los elementos propuestos son del tercer periodo ($n = 3$), el radio únicamente depende del valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento que tiene **mayor radio atómico es Na**.

La respuesta correcta es la c.

3.53. Dadas las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos:



a) La menor energía de ionización corresponde al elemento E.

b) La mayor afinidad electrónica corresponde al elemento B.

c) El elemento más electronegativo es D.

d) El elemento de mayor carácter metálico es C.

e) El elemento con mayor radio iónico es A.

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. La Rioja 2014) (O.Q.L. Jaén 2018)

▪ El elemento A cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12.

▪ El elemento B cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11.

▪ El elemento C cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6$ pertenece al grupo 18 y periodo 2 de la tabla periódica. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10.

▪ El elemento D cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^5$ pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9.

▪ El elemento E cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^3$ pertenece al grupo 15 y periodo 2 de la tabla periódica. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 7.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	A	B	C	D	E
Z	12	11	10	9	7
Estr. Elect.	[Ne] $3s^2$	[Ne] $3s^1$	[He] $2s^2 2p^6$	[He] $2s^2 2p^5$	[He] $2s^2 2p^3$
Z_{ef} (aprox.)	2	1	8	7	5
n	3	3	2	2	2

a) La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor valor de Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, **la menor energía de ionización le corresponde al elemento A**.

b) Falso. La afinidad electrónica, E_{ea} , es la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón.

La mayor afinidad electrónica le corresponde al elemento con menor Z_{ef} y mayor n .

De acuerdo con los valores de la tabla, la **mayor afinidad electrónica le corresponde al elemento D**. Hay que excluir al elemento C que por tener su octeto completo no tiene tendencia a captar electrones.

c) **Verdadero**. La electronegatividad es la capacidad relativa de un átomo para atraer hacia si los electrones de su enlace con otro átomo.

Los elementos más electronegativos son los que tienen valores elevados de la energía de ionización y afinidad electrónica, es decir, con valores grandes de Z_{ef} y pequeños de n .

De acuerdo con los valores de la tabla, **la mayor electronegatividad le corresponde al elemento D**. Hay que excluir al elemento C que por tener su octeto completo no tiene tendencia a enlazarse con otros átomos.

d) Falso. El carácter metálico de un elemento mide su capacidad de reducir a otros elementos y ceder electrones y oxidarse.

Según se ha visto en el apartado a), el elemento con mayor carácter metálico, es decir, con más capacidad para ceder electrones, **es el B**.

e) Falso. Los elementos A y B son metales ya que tienen pocos electrones de valencia y tienen tendencia a ceder esos electrones y formar cationes.

Cuando se forma forma un catión, disminuye el número de electrones y con ello la constante de apantallamiento, lo hace aumentar la carga nuclear efectiva y la atracción del núcleo sobre los electrones. Esto determina una considerable reducción del radio del átomo, por tanto, el radio del catión es bastante menor que el radio del átomo del que procede.

Los elementos D y E son no metales ya que tienen muchos electrones de valencia y tienen tendencia a captar electrones y formar aniones. Hay que excluir al elemento C que por tener su octeto completo no tiene tendencia a enlazarse con otros átomos.

Cuando se forma forma un anión, aumenta el número de electrones y con ello la constante de apantallamiento, lo hace disminuir la carga nuclear efectiva y la atracción del núcleo sobre los electrones. Esto determina un considerable aumento del radio del átomo, por tanto, el radio del anión es tanto mayor cuanto mayor sea el número de electrones que incorpora el átomo que forma el anión estable. El elemento D capta un electrón para formar el anión D^- mientras que el elemento E capta tres electrones para formar el anión E^{3-} , luego, **el radio de la especie E^{3-} es el mayor** de todos los radios iónicos propuestos.

La respuesta correcta es la c.

3.54. Las especies químicas: H (1), He^+ (2) y Li^{2+} (3) son isoelectrónicas. Señale cuál será la ordenación correcta de sus radios.

- a) $r_1 = r_2 = r_3$
- b) $r_1 > r_2 > r_3$
- c) $r_2 > r_3 > r_1$
- d) $r_3 > r_2 > r_1$

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Murcia 2014) (O.Q.L. Murcia 2015)

En las especies isoelectrónicas la constante de apantallamiento es la misma, por lo que la carga nuclear efectiva aumenta al crecer el número de protones del núcleo (Z). Este aumento de Z determina la reducción del radio de la especie.

El orden decreciente de radios correcto es:

$$r_1 > r_2 > r_3$$

La respuesta correcta es la **b**.

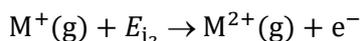
3.55. ¿A qué elemento, de entre los siguientes, le corresponde el menor valor de la segunda energía de ionización?

- a) Na
- b) K
- c) Ar
- d) Mg
- e) Li
- f) S

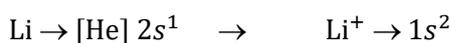
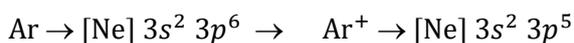
(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Galicia 2018)

La segunda energía de ionización, E_{i_2} , se define como:

“la energía que debe absorber un ion M^+ en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo”.



Las configuraciones electrónicas de los elementos dados y de sus respectivos iones monopositivos son, respectivamente:



La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na ⁺	Mg ⁺	Ar ⁺	K ⁺	Li ⁺	S ⁺
Z	11	12	18	19	3	16
Estr. Elect.	[He] 2s ² 2p ⁶	[Ne] 3s ¹	[Ne] 3s ² 3p ⁵	[Ne] 3s ² 3p ⁶	1s ²	[Ne] 3s ² 3p ³
Z_{ef} (aprox.)	8	1	7	8	2	5
n	2	3	3	3	1	3

Tendrá menor segunda energía de ionización el elemento que presente mayor valor de n y menor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores la tabla, **la menor segunda energía de ionización le corresponde al Mg.**

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_{i_2} (kJ mol⁻¹) son:

$$\text{Mg (1.450)} < \text{S (2.251)} < \text{Ar (2.665)} < \text{K (3.051)} < \text{Na (4.562)} < \text{Li (7.297)}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.56. P y Q son átomos de distintos elementos situados en el mismo período y que tienen 5 y 7 electrones de valencia, respectivamente. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta respecto a dichos átomos?

- P tiene una mayor primera energía de ionización que Q.
- Q tiene menor afinidad electrónica que P.
- P tiene mayor radio atómico que Q.
- El enlace P-Q será apolar.

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. La Rioja 2016)

a) Falso. La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (período)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^{-} \text{ internos} = \# e^{-} \text{ externos}$$

Como se trata de elementos del mismo periodo tienen el idéntico valor de n por lo que este factor no influye sobre cual es **el elemento con mayor energía de ionización**. Este valor le corresponde al elemento con mayor valor de Z_{ef} (Z), que en este caso, **es Q**.

b) Falso. La afinidad electrónica, E_{ea} , es la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón.

Como se trata de elementos del mismo periodo tienen el idéntico valor de n por lo que este factor no influye sobre cual es **el elemento con menor afinidad electrónica**. Este valor le corresponde al elemento con menor valor de Z_{ef} (Z), que en este caso, **es P**.

c) **Verdadero**. Como se trata de elementos del mismo periodo tienen el idéntico valor de n , por lo que el radio únicamente depende del valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento con menor valor de Z_{ef} es **el de mayor radio atómico**, que en este caso, **es P**.

d) Falso. Se trata de elementos diferentes por lo que tienen diferente electronegatividad lo que determina que el más electronegativo atraiga más hacia si los electrones de su enlace con el otro, por ello el enlace entre ambos es polar.

La respuesta correcta es la c.

3.57. ¿A cuál de los siguientes elementos pueden corresponder las siguientes sucesivas energías de ionización expresadas en eV: 6,0; 18,8; 28,4; 120,0 y 153,8?

- Na
- Mg
- Al
- Si
- P

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.N. Sevilla 2010)

- El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$.
- El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2$.
- El aluminio (Al) es un elemento que pertenece al grupo 13 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$.
- El silicio (Si) es un elemento que pertenece al grupo 14 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$.

▪ El fósforo (P) es un elemento que pertenece al grupo 15 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$.

Suponiendo que la energía de ionización, E_i es proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} , y haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de $Z_{\text{ef}} = 1, 2, 3, \dots$ determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan la relación $E_i/Z_{\text{ef}} \approx \text{cte}$.

En este caso:

$$E_{i_1} = \frac{6,0}{1} = 6,0 \text{ eV}$$

Este valor muy diferente a los siguientes indica que el electrón más externo se encuentra solo en su orbital.

$$E_{i_2} = \frac{18,8}{2} = 9,4 \text{ eV} \quad E_{i_3} = \frac{28,4}{3} = 9,5 \text{ eV}$$

Estos dos valores, $E_{i_2} \approx E_{i_3}$, no mucho más grandes que el anterior, indican que estos electrones deben estar situados en un orbital de la misma capa que el anterior. Al existir solo dos electrones en este tipo de orbital este se trata de un orbital s y, por tanto, el electrón anterior debe estar situado en un orbital p .

$$E_{i_4} = \frac{120,0}{4} = 30,0 \text{ eV} \quad E_{i_5} = \frac{153,8}{5} = 30,8 \text{ eV}$$

Estos dos valores, $E_{i_4} \approx E_{i_5}$, muy superiores a los anteriores, indican que estos electrones deben estar situados en un orbital con un valor de n inferior a los anteriores que debe ser un orbital p .

Por tanto, la estructura electrónica externa del elemento debe ser $(n-1)p^6 ns^2 np^1$. De los elementos propuestos el que tiene una estructura electrónica de ese tipo es el **Al**.

La respuesta correcta es la **c**.

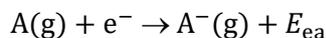
3.58. ¿Cuál de los siguientes conceptos es correcto?

- La afinidad electrónica es la energía necesaria para que un elemento capte un electrón.
- La afinidad electrónica es la energía desprendida cuando un elemento capta un electrón.
- La afinidad electrónica viene dada esquemáticamente por la siguiente notación:

$$\text{A}(\text{g}) + \text{e}^- \rightarrow \text{A}^-(\text{g}) + \text{energía}$$
- La afinidad electrónica de los elementos del grupo 17 (VII A) es negativa.
- Un elemento que presente una afinidad electrónica alta presentará una energía de ionización baja.

(O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Extremadura 2003)

La afinidad electrónica es la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón. Es la energía asociada al proceso de formación de aniones y se representa mediante el siguiente proceso:



- Falso. La energía se desprende no se absorbe y es para un átomo no para un elemento.
- Falso. La energía es para un átomo no para un elemento.
- Verdadero.** La ecuación propuesta es correcta.
- Verdadero.** Los elementos del grupo 17 tienen la estructura electrónica externa $ns^2 np^5$ de modo que les falta un único electrón para conseguir una estructura electrónica muy de gas noble. Por este motivo, tendrán **afinidad electrónica negativa** ya que desprenderán energía al captar dicho electrón.
- Falso. Los elementos que tienen valores altos de la afinidad electrónica se caracterizan por su tendencia a captar electrones y no a cederlos por lo que también tienen energías de ionización altas.

Las respuestas correctas son **c** y **d**.

3.59. Ordene los siguientes elementos por orden creciente de energía de ionización:

- a) Rb < Mg < Ca
 b) Rb < Ca < Mg
 c) Ca < Mg < Rb
 d) Mg < Rb < Ca

(O.Q.L. Baleares 2003)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Tendrá menor energía de ionización el elemento que presente mayor valor de n y menor valor de Z_{ef} .

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Mg	Ca	Rb
Z	12	20	37
Estr. Elect.	[Ne] $3s^2$	[Ar] $4s^2$	[Kr] $5s^1$
Z_{ef} (aprox.)	2	2	1
n	3	4	5

El elemento con menor energía de ionización es el Rb (menor Z_{ef} y mayor n). Los elementos Mg y Ca tienen el mismo valor de Z_{ef} , por lo que el factor determinante es el valor de n . Entre ambos, tiene menor energía de ionización el Ca que tiene menor valor de n .

El orden creciente de energía de ionización correcto es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{Rb} (403) < \text{Ca} (590) < \text{Mg} (738)$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.60. El orden creciente de la primera energía de ionización para los elementos:

N ($Z=7$), Ne ($Z=10$), Na ($Z=11$) y P ($Z=15$) es:

- a) Na < P < N < Ne
 b) N < Na < P < Ne
 c) Na < N < P < Ne
 d) P < Na < Ne < N

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	N	Ne	Na	P
Z	7	10	11	15
Estr. Elect.	[He] 2s ² 2p ³	[He] 2s ² 2p ⁶	[Ne] 3s ¹	[Ne] 3s ² 3p ³
Z _{ef} (aprox.)	5	8	1	5
n	2	2	3	3

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

De los elementos del tercer periodo ($n = 3$), la menor energía de ionización le corresponde al Na por tener menor Z_{ef} ; y de los elementos del segundo periodo ($n = 2$), la menor energía de ionización le corresponde al N por tener menor Z_{ef} .

El orden creciente correcto de energías de ionización es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las energías de ionización (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la a.

3.61. Del elemento de número atómico $Z = 35$, se puede afirmar que:

- Es un metal.
- Forma un catión monovalente ya que tiene cinco electrones en la capa exterior (de valencia).
- Tiene una electronegatividad mayor que la de los elementos que están por encima en su mismo grupo.
- Tiene siete electrones en la capa exterior (de valencia).

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 35$ es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$. El valor más grande de $n = 4$ indica que se trata de un elemento del cuarto periodo y sumando los superíndices correspondientes a la capa externa se sabe que pertenece al grupo 17. Los elementos de este grupo son metales conocidos con el nombre de halógenos.

- Falso. El elevado número de electrones de valencia indica que es un no metal.
- Falso. No tiene cinco electrones de valencia, tiene siete y su tendencia es a formar aniones monovalentes.
- Falso. La electronegatividad dentro de un grupo decrece conforme aumenta el número atómico Z .
- Verdadero. Tiene **siete electrones de valencia** ($s^2 p^5$).

La respuesta correcta es la d.

3.62. ¿Cuál de los siguientes enunciados, relacionados con las propiedades de los elementos de la tabla periódica, es correcto?

- El tamaño atómico decrece hacia abajo en un grupo.
- El tamaño atómico se incrementa desde el francio en el grupo 1 hasta el flúor en el grupo 17.
- El tamaño atómico decrece de izquierda a derecha en un periodo.
- Todos los átomos del mismo grupo tienen el mismo tamaño.
- Ninguna de las anteriores

(O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Asturias 2010) (O.Q.L. La Rioja 2012)

- Falso. Conforme se desciende en un grupo, aumenta el número de capas electrónicas y con ello el tamaño del átomo.
- Falso. Conforme se avanza en un periodo, aumenta la carga nuclear efectiva y con ello la atracción nuclear, lo que determina un descenso en el tamaño del átomo.
- Verdadero. Según se ha comentado en el apartado b).
- Falso. Según se ha comentado en el apartado a).

La respuesta correcta es la c.

3.63. Son metales alcalinos:

- a) Na y Mg
- b) K y Ca
- c) Na y Ca
- d) Rb y Mg
- e) Cs y Fr

(O.Q.L. Extremadura 2003)

Los metales alcalinos son los elementos del grupo de la tabla periódica que tienen un único electrón externo s^1 . Este grupo está integrado por los elementos: litio ($n = 2$), sodio ($n = 3$), potasio ($n = 4$), rubidio ($n = 5$), cesio ($n = 6$) y francio ($n = 7$).

La respuesta correcta es la e.

3.64. La estructura electrónica $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ corresponde a:

- a) Un elemento del segundo periodo.
- b) Un elemento de transición.
- c) Un elemento del bloque p.
- d) Un elemento del grupo 3.
- e) Un elemento alcalinotérreo.
- f) Un elemento del grupo 16.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. La Rioja 2013)

Dada la estructura electrónica externa $3s^2 3p^4$, el valor máximo de $n = 3$ indica que se trata de un elemento del tercer periodo de la tabla periódica y como tiene 6 electrones de valencia ($s^2 p^4$) pertenece al grupo 16 (situado en el bloque p) integrado por los elementos: oxígeno ($n = 2$), azufre ($n = 3$), selenio ($n = 4$), telurio ($n = 5$), polonio ($n = 6$) y livermorio ($n = 7$).

Las respuestas correctas son c y f.

(En la cuestión propuesta en Castilla y León 2009 se cambia bloque p por representativo y transición por tierras raras. En La Rioja 2013 se cambia c por f).

3.65. La configuración electrónica de H, He^+ y Li^{2+} es $1s^1$. Por tanto:

- a) La energía de ionización es la misma para los tres.
- b) El radio de cada uno de ellos es el mismo.
- c) La energía de ionización del Li^{2+} es mayor que la de He^+ .
- d) El radio de H es menor que el de Li^{2+} .

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Murcia 2009)

Se trata de especies isoelectrónicas que tienen la misma configuración electrónica para las que se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	H	He^+	Li^{2+}
Z	1	2	3
Estr. Elect.	$1s^1$	$1s^1$	$1s^1$
Z_{ef} (aprox.)	1	> 1	$\gg 1$
n	1	1	1

a) Falso. La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z) que en este caso es Li^{2+} . De acuerdo con los valores de la tabla, el orden creciente de energías de ionización es:

$$\text{H} < \text{He}^+ < \text{Li}^{2+}$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las energías de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{H} (1.312) < \text{He}^+ (5.250) < \text{Li}^{2+} (11.813)$$

b) Falso. En las especies isoelectrónicas la constante de apantallamiento es la misma, por lo que la carga nuclear efectiva crece al aumentar el número de protones del núcleo (Z). Este aumento de Z determina la reducción del radio de la especie, por tanto, el menor radio le corresponde al Li^{2+} . De acuerdo con los valores de la tabla, el orden creciente de radios es:

$$\text{Li}^{2+} < \text{He}^+ < \text{H}$$

c) **Verdadero**. Según ha explicado en el apartado a).

d) Falso. Según ha explicado en el apartado b).

La respuesta correcta es la c.

3.66. ¿Cuál de los siguientes elementos no es un metal de transición?

- a) Ru
- b) Au
- c) Al
- d) W

(O.Q.L. Murcia 2004)

Los metales de transición se caracterizan porque envían su electrón diferenciador a un orbital d .

Las estructuras electrónicas de los elementos propuestos son:

- El rutenio (Ru) es un elemento que pertenece al grupo 8 y periodo 5 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Kr}] 5s^2 4d^6$. Es un metal de transición.
- El oro (Au) es un elemento que pertenece al grupo 11 y periodo 6 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^1 5d^{10}$. Es un metal de transición.
- El wolframio (W) es un elemento que pertenece al grupo 6 y periodo 6 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^2 5d^4$. Es un metal de transición.
- El **aluminio (Al)** es un elemento que pertenece al grupo 13 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$. **No es un metal de transición.**

La respuesta correcta es la c.

3.67. Los metales de transición se caracterizan por:

- a) Oxidarse fácilmente al aire.
- b) Ser especialmente dúctiles y maleables.
- c) Tener los orbitales d parcialmente ocupados con electrones.
- d) Combinarse rápidamente con el agua.

(O.Q.L. Murcia 2004)

a) Falso. Los metales nobles como el oro no se oxidan fácilmente al aire.

b) Falso. Todos los metales son dúctiles y maleables, no solo los metales de transición.

c) Falso. Los **metales de transición** se caracterizan porque envían su **electrón diferenciador a un orbital d** que puede estar parcial (grupos 3 al 10) o totalmente ocupados (grupos 11 y 12).

d) Falso. Los únicos metales que reaccionan rápidamente con el agua son los alcalinos.

Ninguna respuesta es correcta.

3.68. Dadas las configuraciones electrónicas de los átomos:



Se puede asegurar que:

- A y B representan átomos de elementos distintos.
- La energía para arrancar un electrón a B es mayor que para A.
- A y B tienen distinta masa atómica.
- Se trata de átomos de un mismo elemento y la energía de ionización de A y B es la misma.

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Murcia 2008)

- Falso. Las configuraciones A y B tienen el mismo número de electrones, la diferencia entre ambas estriba en que en la estructura B se incumple el principio de mínima energía ya que se ha ocupado el orbital 6s antes de completarse el 3s. Por este motivo, la configuración A corresponde al estado fundamental del átomo y la configuración B corresponde a un estado excitado.
- Falso. La energía para arrancar un electrón del orbital 6p (B) más alejado del núcleo es menor que si se encuentra en el orbital 3s (A) más cercano al núcleo.
- Falso. Para conocer la masa es necesario saber la composición del núcleo, es decir el número másico A.
- Verdadero.** Como se trata de átomos del mismo elemento deben tener idéntica de energía de ionización, solo que cuando se arranca el electrón de B, átomo que no está en el estado fundamental, no puede llamarse energía de ionización.

La respuesta correcta es la d.

3.69. ¿Cuál de las siguientes especies químicas tiene el radio mayor?

- Mg
- Na
- Na⁺
- Mg²⁺

(O.Q.L. Madrid 2004)

- El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s¹. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion Na⁺ es [He] 2s² 2p⁶ ya que cede el electrón del subnivel 3s.
- El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s². Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12. La configuración electrónica del ion Mg²⁺ es [He] 2s² 2p⁶ ya que cede los dos electrones del subnivel 3s.

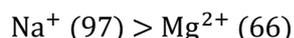
Comparando los átomos, se trata de elementos del mismo periodo, por lo que la carga nuclear efectiva es el factor determinante del tamaño. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que provoca que la atracción nuclear sea mayor. Por tanto, **el sodio tiene mayor radio que el magnesio.**

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos (pm) son:



Al disminuir el número de electrones al formarse los iones, disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que provoca que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, el radio del ion es siempre menor que el del átomo neutro del que procede.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos (pm) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.70. La estructura electrónica de un elemento es $1s^2 2s^2 2p^5$. Indique si tiene:

- Elevada energía de ionización.
- Baja electronegatividad.
- Baja afinidad electrónica.
- Carácter metálico.

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. La Rioja 2013) (O.Q.L. La Rioja 2019) (O.Q.L. Málaga 2019)

De acuerdo con la estructura electrónica propuesta, el elemento pertenece al grupo 17 de la tabla periódica (halógenos) y el valor máximo de $n = 2$ indica que se trata de un elemento **flúor**.

Los **halógenos** son elementos que se consideran **no metales** por muchos electrones de valencia. Por ello se puede decir que:

- Tienen tendencia a ganar a un electrón para formar un anión monovalente muy estable, por lo que se puede decir que sus **afinidades electrónicas son altas**.
- Presentan gran dificultad para perder electrones, por lo que sus **energías de ionización son elevadas**.

La respuesta correcta es la **a**.

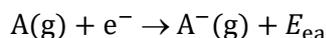
(En la cuestión propuesta en La Rioja 2013 el elemento es $3s^2 3p^5$).

3.71. Solo una de las expresiones siguientes es correcta para definir la afinidad electrónica de un elemento, señale cuál:

- La energía que libera un elemento en estado gaseoso cuando adquiere un electrón.
- La energía que se debe aportar a un elemento para arrancarle un electrón.
- La tendencia relativa que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones compartidos con otro átomo.
- Una medida de la polaridad de los enlaces covalentes en una molécula.
- Es la energía asociada a la captación de un electrón por parte de un átomo neutro para formar un ion mononegativo gaseoso.
- Es la energía que debe aportarse para arrancar un electrón a un átomo neutro para formar un ion monopositivo gaseoso.

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. La Rioja 2014)

La afinidad electrónica, E_{ea} , se define como la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón. Es la energía asociada al proceso de formación de aniones y se representa mediante el siguiente proceso:



Las respuestas correctas son **a** y **e**.

(En la cuestión propuesta en La Rioja 2014 se cambian las opciones a y b por e y f).

3.72. La propiedad que presenta, en conjunto, valores más altos en la familia de los halógenos que en la de los metales alcalinos es:

- El punto de fusión.
- La afinidad electrónica.
- El poder reductor.
- La densidad.

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Sevilla 2017) (O.Q.L. Murcia 2018)

▪ Los metales **alcalinos** son los elementos del grupo 1 de la tabla periódica que tienen la estructura electrónica externa ns^1 . Tienen tendencia a ceder a ese electrón (oxidarse) para formar un catión monovalente muy estable por lo que se puede decir que sus **energías de ionización son bajas** y su **poder reductor alto**.

▪ Los **halógenos** son los elementos del grupo 17 de la tabla periódica que tienen la estructura electrónica externa $ns^2 np^5$. Tienen tendencia a ganar a un electrón (reducirse) para formar un anión monovalente muy estable por lo que se puede decir que sus **afinidades electrónicas son elevadas** y su **poder oxidante alto**.

La respuesta correcta es la **b**.

3.73. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

a) La energía de ionización depende de la carga del núcleo.

b) La energía de ionización depende del efecto pantalla.

c) La energía de ionización depende del radio.

d) La segunda energía de ionización es la energía que se ha de suministrar a un elemento neutro gaseoso para que se convierta en catión divalente.

(O.Q.L. Baleares 2004)

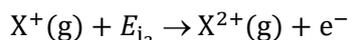
a-b-c) Verdadero. La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

d) **Falso**. La segunda energía de ionización se representa mediante el siguiente proceso:



La respuesta correcta es la **d**.

3.74. ¿Cuál de los siguientes iones tiene un menor radio?

a) Ba^{2+}

b) Cl^-

c) K^+

d) Ca^{2+}

e) S^{2-}

(O.Q.L. Baleares 2004) (O.Q.L. Baleares 2010) (O.Q.L. Jaén 2017)

▪ El cloro (Cl) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 17. La configuración electrónica del ion Cl^- es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ya que capta un electrón y completa el subnivel $3p$.

▪ El potasio (K) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 19. La configuración electrónica del ion K^+ es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ya que cede el electrón del subnivel $4s$.

▪ El calcio (Ca) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 20. La configuración electrónica del ion Ca^{2+} es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ya que cede los dos electrones del subnivel $4s$.

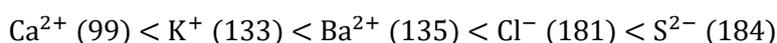
▪ El azufre (S) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16. La configuración electrónica del ion S^{2-} es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ya que capta dos electrones y completa el subnivel $3p$.

Estas cuatro especies tienen la misma estructura electrónica y son isoelectrónicas.

▪ El bario (Ba) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 6 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Xe}] 6s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 56. La configuración electrónica del ion Ba^{2+} es $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^6$ ya que cede los dos electrones del subnivel 6s.

De todas las especies propuestas, se descarta el Ba^{2+} ya que es la especie que tiene un mayor número de capas electrónicas. De las cuatro restantes, especies isoelectrónicas, la constante de apantallamiento es la misma, por lo que la carga nuclear efectiva crece al aumentar el número de protones del núcleo (Z). Este aumento de Z determina la reducción del radio de la especie, por tanto, **el menor radio le corresponde al Ca^{2+} .**

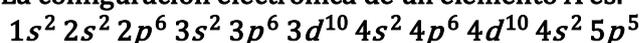
Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:



La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en Baleares 2010 se reemplaza el ion Ba^{2+} por el ion S^{2-}).

3.75. La configuración electrónica de un elemento A es:



¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?

- 1) El Sb tiene una energía de ionización menor que el átomo A.
- 2) El Sn tiene un radio mayor que el átomo A.
- 3) La energía de ionización del Cl es mayor que la del átomo A.
- 4) De la combinación del elemento A y el elemento de $Z = 35$ se obtienen compuestos fundamentalmente iónicos.
- 5) El elemento A es más electronegativo que el Cl.

- a) 1, 2 y 3
- b) 2, 3 y 4
- c) 1, 2 y 5
- d) 1, 3 y 4

(O.Q.L. Baleares 2004)

De acuerdo con la estructura electrónica propuesta, elemento pertenece al grupo 17 de la tabla periódica y el valor máximo de $n = 5$ indica que se trata del **yodo**.

1) Verdadero. La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

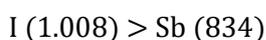
La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La configuración electrónica abreviada del Sb ($Z = 51$) es $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^3$.

Los elementos de símbolo I y Sb pertenecen al mismo periodo ($n = 5$), por lo que la carga nuclear efectiva es el factor determinante del tamaño. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico. Por tanto, el yodo tiene mayor energía de ionización que el antimonio.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las energías de ionización (kJ mol^{-1}) son:



2) Verdadero. La configuración electrónica abreviada del Sn ($Z = 50$) es $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^2$.

Los elementos de símbolo I y Sn pertenecen al mismo periodo ($n = 5$), por lo que la carga nuclear efectiva es el factor determinante del tamaño. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que hace que la atracción nuclear sea mayor. Por tanto, el estaño tiene mayor radio que el yodo.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos (pm) son:

$$\text{Sn (140)} > \text{I (133)}$$

3) Verdadero. La configuración electrónica abreviada del Cl ($Z = 17$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$.

Los elementos cloro (Cl) y yodo (I) pertenecen al grupo 17 de la tabla periódica, por lo que tienen la misma carga efectiva, luego este factor no influye y es el número de capas electrónicas es el factor determinante para saber cuál tiene mayor valor de la energía de ionización. El cloro tiene un valor de $n = 3$ frente a $n = 5$ para el yodo. Por tanto, el cloro tiene mayor energía de ionización que el átomo yodo.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las energías de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{Cl (1.251)} > \text{I (1.008)}$$

4) Falso. La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 35$ es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^2$.

Los elementos bromo (Br) y yodo (I) pertenecen al grupo 17 de la tabla periódica. Ambos tienen tendencia a ganar un electrón para formar un ion monovalente con estructura electrónica de gas noble, muy estable. Por tanto, no es posible que formen entre ambos un enlace iónico.

5) Falso. La electronegatividad de un elemento, χ , mide la facilidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

Los elementos cloro (Cl) y yodo (I) pertenecen al grupo 17 de la tabla periódica, pero es el cloro ($Z = 17$) el que tiene menor número de capas. Esto hace que cuando ambos elementos se encuentren unidos a un mismo elemento, sea el cloro el que más atraiga hacia sí esos electrones de enlace. Por tanto, el yodo no es más electronegativo que el cloro.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las electronegatividades en la escala de Pauling son:

$$\text{Cl (3,16)} > \text{I (2,66)}$$

La respuesta correcta es la a.

3.76. Cuatro elementos A, B, C y D, tienen números atómicos 16, 19, 33 y 50, respectivamente. Ordene de mayor a menor carácter metálico:

- $B > D > C > A$
- $B > A > D > C$
- $A > C > D > B$
- $D > B > A > C$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

El carácter metálico de un elemento está relacionado con su facilidad para perder electrones y formar cationes.

- El elemento A de número atómico 16 tiene la configuración electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$. Perteneció al grupo 16 y el valor de $n = 3$ indica que se trata del azufre (S), un elemento que tiende a captar dos electrones y así adquirir estructura electrónica de gas noble. Tiene muy poco carácter metálico.
- El elemento B de número atómico 19 tiene la configuración electrónica abreviada $[\text{Ar}] 4s^1$. Perteneció al grupo 1 y el valor de $n = 4$ indica que se trata del potasio (K), un elemento que tiende a ceder un electrón y así adquirir estructura electrónica de gas noble. Tiene un elevado carácter metálico.
- El elemento C de número atómico 33 tiene la configuración electrónica abreviada $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$. Perteneció al grupo 15 y el valor de $n = 4$ indica que se trata del arsénico (As), un elemento que tiende a

captar tres electrones y así adquirir estructura electrónica de gas noble. Se trata de un metaloide y tiene algo de carácter metálico.

▪ El elemento D de número atómico 50 tiene la configuración electrónica abreviada $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^2$. Pertenece al grupo 14 y el valor de $n = 5$ indica que se trata del estaño (Sn), un elemento que tiende a ceder dos o cuatro electrones y así adquirir estructura electrónica de gas noble. Tiene carácter metálico.

Los elementos propuestos ordenados de mayor a menor carácter metálico:



La respuesta correcta es la a.

3.77. ¿Cuál de las afirmaciones no es correcta para el elemento 81?

- Es un elemento del grupo 13.
- Es un metal.
- Presenta el tamaño más grande de su grupo.
- Es un elemento del quinto periodo.

*(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)*

El elemento de número atómico 81 tiene la configuración electrónica abreviada $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^1$. Pertenece al grupo 13 y el valor de $n = 6$ indica que se trata del talio (Tl), un elemento que tiende a ceder uno o tres electrones y así adquirir estructura electrónica más estable con los subniveles $4f$ y $5d$ completos, por lo que tiene un marcado comportamiento metálico. Se trata del elemento más grande de su grupo ya que tiene más capas electrónicas.

La respuesta correcta es la d.

(En la cuestión propuesta en 2010 y 2016 se cambia por el elemento 31 y la opción d) es un elemento del cuarto periodo y el más pequeño del grupo, y en la 2011, el elemento es el 40 y la opción b) es no metal. Desde 2016 cuando se incluyen en la Tabla Periódica los cuatro nuevos elementos, la respuesta c) no sería correcta ya que el elemento 113, nihonio también pertenece al grupo 13 y se encuentra el periodo 7 por lo que este será el que presente el tamaño más grande dentro del grupo).

3.78. Ordene de mayor a menor el tamaño de los siguientes átomos: Sc, Ba y Se.

- Ba > Se > Sc
- Ba > Sc > Se
- Sc > Ba > Se
- Sc > Se > Ba

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

▪ El escandio (Sc) es un elemento que pertenece al grupo 3 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 23.

▪ El bario (Ba) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 6 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Xe}] 6s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 56.

▪ El selenio (Se) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 34.

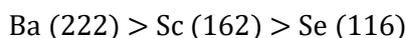
Al tratarse de elementos de diferentes periodos, Ba ($n = 6$), Sc y Se ($n = 4$), el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, por tanto, el Ba es el que tiene mayor tamaño de los tres.

Respecto a los otros dos elementos del mismo periodo Sc y Se, es la carga nuclear efectiva, Z_{ef} , el factor determinante del tamaño. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que hace que la atracción nuclear sea mayor, por tanto, Sc tiene mayor tamaño que Se.

Los elementos propuestos ordenados de mayor a menor radio:



Consultando la bibliografía se confirma que los radios atómicos (pm) son:



La respuesta correcta es la **b**.

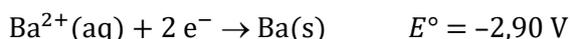
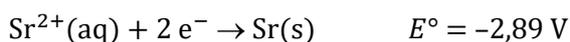
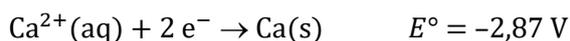
3.79. De las siguientes proposiciones, referentes a los elementos del grupo de los metales alcalinotérreos, se puede afirmar que:

- a) Todos forman con facilidad cationes de carga variada, M^+ , M^{2+} , M^{3+} , que existen en disolución acuosa de muchos compuestos iónicos.
- b) Los iones Mg^{2+} tienen un gran poder reductor que se utiliza en la protección catódica del hierro.
- c) El berilio es el que tiene mayor facilidad para formar cationes M^{2+} .
- d) Los potenciales normales de reducción son grandes y negativos por lo que se comportan como agentes reductores.
- e) Todos reaccionan violentamente con el agua a temperatura ordinaria.

(O.Q.N. Luarca 2005)

- a) Falso. Los elementos alcalinotérreos forman el grupo 2 de la tabla periódica y tienen la estructura electrónica externa ns^2 . Tienden a ceder esos dos electrones (oxidarse) y formar un catión M^{2+} estable.
- b) Falso. El catión Mg^{2+} es la especie oxidada del Mg que sí que es un excelente reductor.
- c) Falso. El Be es de todos los elementos alcalinotérreos el que tiene menor tendencia a formar el correspondiente ion divalente. Se debe a que el berilio es un elemento muy pequeño ($n = 2$) y el núcleo atrae fuertemente a los dos electrones del orbital $2s$.
- d) **Verdadero.** Los elementos alcalinotérreos tienen potenciales de reducción grandes y negativos lo que es típico de las especies reductoras.

Consultando la bibliografía, los valores de E° (V) son:



- e) Falso. Son los metales alcalinos los que reaccionan violentamente con el agua.

La respuesta correcta es la **d**.

3.80. De las siguientes proposiciones, referentes a los elementos del grupo de los halógenos, se puede afirmar que:

- a) Tienen energías de ionización relativamente pequeñas.
- b) Sus puntos fusión son muy bajos y aumentan de forma regular al descender en el grupo.
- c) Todos los halógenos pueden formar compuestos en los que actúan con números de oxidación -1 , $+1$, $+3$, $+5$, $+7$.
- d) Todos los halógenos se comportan como oxidantes muy fuertes.
- e) Todos los halógenos se comportan como reductores muy fuertes.

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Baleares 2011)

- a) Falso. Los elementos halógenos forman grupo 17 de la tabla periódica y tienen la estructura electrónica externa $ns^2 np^5$. Por tener tantos electrones de valencia puede decirse que:

- Tienen tendencia a ganar a un electrón para formar un anión monovalente estable por lo que se puede decir que sus afinidades electrónicas son altas.
- Presentan gran dificultad para perder electrones por lo que sus energías de ionización son elevadas.

b) **Verdadero.** Forman moléculas diatómicas con enlace covalente no polar. Por este motivo presentan fuerzas intermoleculares de dispersión de London. La debilidad de estas provoca que estas sustancias tengan **bajos puntos de fusión que aumentan conforme se desciende en el grupo** ya que la intensidad de estos enlaces aumenta conforme lo hace el tamaño del átomo.

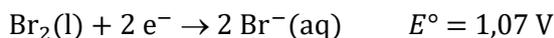
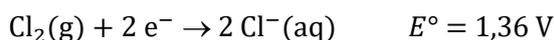
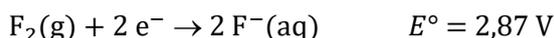
Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de fusión son:

Halógeno	F ₂ (g)	Cl ₂ (g)	Br ₂ (l)	I ₂ (s)
T _{fus} (K)	53,5	171,6	265,8	355,9

c) Falso. El flúor es el elemento más electronegativo de la tabla periódica por lo que resulta imposible quitarle un electrón y formar un catión F⁺ estable.

d) Falso. Los halógenos son especies muy oxidantes ya que tienen una elevada tendencia a ganar un electrón y formar el ion X⁻, muy estable. Solo los tres primeros halógenos (flúor, cloro y bromo) pueden considerarse oxidantes fuertes ya que tienen potenciales de reducción grandes y positivos lo que es típico de las especies oxidantes.

Consultando la bibliografía, los valores de E° (V) son:



e) Falso. Según se ha justificado en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **b**.

3.81. La configuración electrónica externa de los átomos de los elementos del grupo 16 (6A) es ns² np⁴. Señale la respuesta incorrecta:

- Los números de oxidación del azufre son -2, +2, +4 y +6.
- El oxígeno tiene los mismos números de oxidación que el azufre.
- El oxígeno tiene de número de oxidación -2.
- Oxígeno y azufre son no metales.

(O.Q.L. Murcia 2005)

a) Verdadero. El azufre forma compuestos con los números de oxidación propuestos. Así pues, -2 (H₂S), +2 (SO), +4 (SO₂) y +6 (SO₃).

b) **Falso.** El oxígeno es el segundo elemento más electronegativo de la tabla periódica por lo que no puede ser átomo central en los compuestos de la misma forma que hace el azufre. Sus números de oxidación son: -2 (H₂O), -1 (H₂O₂), -½ (KO₂) y +2 (OF₂).

c) Verdadero. Según se ha visto en el apartado b).

d) Verdadero. De acuerdo con la estructura electrónica externa propuesta, los elementos del grupo 16 (6A) tienen 6 electrones de valencia por lo que tienen tendencia a captar electrones y dificultad para cederlos, una característica de los no metales.

La respuesta correcta es la **b**.

3.82. Señale la respuesta incorrecta:

- a) El Ca es un elemento alcalinotérreo del 4º período de la tabla periódica.
 b) El Si tiene de número atómico 14.
 c) La configuración electrónica del Cu es $[\text{Ar}] 3d^9 4s^2$.
 d) El átomo de Cl es más electronegativo que el de I, y su radio atómico menor que el del azufre.

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Málaga 2019)

a) Verdadero. El calcio (Ca) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica externa es $[\text{Ar}] 4s^2$.

b) Verdadero. El silicio (Si) es un elemento que pertenece al grupo 14 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. La suma de sus electrones indica que su número atómico es 14.

c) **Falso.** El cobre (Cu) es un elemento que pertenece al grupo 11 y periodo 4 de la tabla periódica cuya configuración electrónica abreviada debería ser $[\text{Ar}] 3d^9 4s^2$, aunque al desaparecer el electrón del orbital 4s y promocionarlo al orbital 3d se incumple el principio de mínima energía que dice:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

se consigue una nueva estructura electrónica abreviada $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$ que es más estable y le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

d) Verdadero. Los elementos cloro (Cl) y yodo (I) pertenecen al grupo 17 de la tabla periódica, pero es el elemento cloro ($Z = 17$) el que tiene menor número de capas. Esto determina que cuando ambos elementos se encuentren unidos a un mismo elemento, sea el cloro el que más atraiga hacia sí esos electrones de enlace. Por tanto, el cloro es más electronegativo que el yodo.

Consultando la bibliografía se confirma que las electronegatividades en la escala de Pauling son:

$$\text{Cl} (3,16) > \text{I} (2,66)$$

Los elementos azufre (S) y cloro (Cl) pertenecen al tercer periodo de la tabla periódica, pero es el azufre el que tiene menor número atómico ($Z = 16$), lo que determina que de ambos elementos sea este el que tiene mayor radio.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos (pm) son:

$$\text{S} (104) > \text{Cl} (99)$$

La respuesta correcta es la c.

3.83. Dadas las configuraciones electrónicas de los átomos neutros:

$$A = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \quad B = 1s^2 2s^2 2p^6 6p^1$$

indique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

I) Se necesita energía para pasar de A a B.

II) A y B representan átomos de elementos distintos.

III) Se requiere menor energía para arrancar un electrón de B que de A.

a) Las tres son verdaderas

b) I) verdadera II) verdadera III) falsa

c) I) falsa II) falsa III) verdadera

d) I) verdadera II) falsa III) verdadera

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

I) Verdadero. El orbital $6p$ tiene mayor energía que el $3s$ por lo que el átomo debe absorber energía para tenga lugar dicha transición electrónica.

II) Falso. Las configuraciones A y B tienen el mismo número de electrones, la diferencia entre ambas estriba en que en la estructura B se incumple el principio de mínima energía ya que se ha ocupado el orbital $6s$ antes de completarse el $3s$. Por este motivo, la configuración A corresponde al estado fundamental del átomo y la configuración B corresponde a un estado excitado.

III) Verdadero. El electrón del orbital $6s$ está más alejado del núcleo y por ese motivo es más fácil de arrancar.

La respuesta correcta es la **d**.

3.84. A medida que se desciende en un grupo de la tabla periódica, los metales se hacen más electropositivos y su energía de ionización se hace más baja.

a) Verdadero

b) Falso

c) Es más electropositivo al bajar pero su energía de ionización se hace más alta.

d) Las electronegatividades son semejantes.

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Conforme se avanza en un grupo el valor de n aumenta y la energía de ionización se hace menor. Al disminuir esta aumenta la electropositividad, o mejor dicho, disminuye la electronegatividad, del elemento.

La respuesta correcta es la **a**.

3.85. De los siguientes átomos e iones: Ar, S^{2-} , Cl^- , K^+ y Ca^{2+} , se puede afirmar que:

a) Todos tienen el mismo radio porque son isoelectrónicos.

b) Su radio varía en el siguiente orden: $S^{2-} > Cl^- > Ar > K^+ > Ca^{2+}$.

c) Su radio varía en el siguiente orden: $Ca^{2+} > K^+ > Ar > Cl^- > S^{2-}$.

d) Ninguna de las afirmaciones anteriores es verdadera.

(O.Q.L. Baleares 2005) (O.Q.L. Málaga 2019)

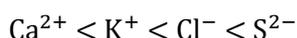
▪ El azufre (S) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ne] 3s^2 3p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16. La configuración electrónica del ion S^{2-} es $[Ne] 3s^2 3p^6$ ya que capta dos electrones y completa el subnivel $3p$.

▪ El cloro (Cl) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ne] 3s^2 3p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 17. La configuración electrónica del ion Cl^- es $[Ne] 3s^2 3p^6$ ya que capta un electrón y completa el subnivel $3p$.

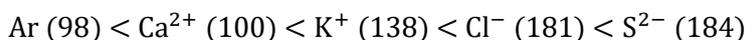
▪ El potasio (K) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ar] 4s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 19. La configuración electrónica del ion K^+ es $[Ne] 3s^2 3p^6$ ya que cede el electrón del subnivel $4s$.

- El calcio (Ca) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ar] 4s². Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 20. La configuración electrónica del ion Ca²⁺ es [Ne] 3s² 3p⁶ ya que cede los dos electrones del subnivel 4s.
- El argón (Ar) es un elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s² 3p⁶.

Como se trata de especies isoelectrónicas que tienen la misma configuración electrónica, [Ne] 3s² 3p⁶, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por tanto, la ordenación correcta para las especies iónicas es:



Esto no es aplicable para el Ar ya que aquí el radio sería atómico y no iónico y su radio es el menor de todas las especies propuestas. Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:



La respuesta correcta es la **d**.

(En Murcia 2002 se realiza una pregunta similar sin incluir el Ar).

3.86. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más alta?

- Berilio
- Oxígeno
- Carbono
- Neón
- Litio

(O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Sevilla 2006) (O.Q.L. Sevilla 2008)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

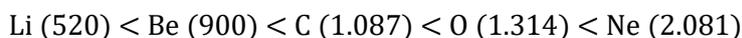
$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Li	Be	C	O	Ne
Z	3	4	6	8	10
Estr. Elect.	[He] 2s ¹	[He] 2s ²	[He] 2s ² 2p ²	[He] 2s ² 2p ⁴	[He] 2s ² 2p ⁶
Z_{ef} (aprox.)	1	2	4	6	8
n	2	2	2	2	2

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z). De acuerdo con los valores la tabla, se trata del Ne.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización (kJ mol⁻¹) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.87. Con qué proceso relaciona la primera energía de ionización de un átomo:

- Ganancia de un electrón por un átomo que forma parte de una molécula gaseosa.
- Con el desprendimiento de energía que hay cuando un mol de átomos en estado gaseoso capta un electrón.
- Con la energía necesaria para que un mol de átomos gaseosos pierda un electrón.
- Con la energía necesaria para que un mol de átomos de un elemento químico sólido gane un electrón.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

La energía de ionización, E_i , es la energía que debe absorber un átomo en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo. Si el proceso se refiere a un mol de átomos se expresa en kJ mol^{-1} .

La respuesta correcta es la c.

3.88. Sobre la tabla periódica de los elementos químicos, señale de las siguientes afirmaciones cuál es la falsa:

- El radio de los átomos neutros siempre es menor que el radio de sus cationes.
- La electronegatividad en los periodos disminuye generalmente de derecha a izquierda.
- La energía de ionización de los elementos químicos en los grupos aumenta generalmente de abajo a arriba.
- El volumen de los átomos aumenta en los grupos de arriba hacia abajo.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

a) Falso. El radio del catión siempre es menor que el del átomo del que procede, ya que al perder un electrón disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, esto hace que la fuerza de atracción nuclear aumente y el tamaño del átomo disminuya.

b) Verdadero. La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i , y de la afinidad electrónica, E_{ea} , de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto aumenta en un periodo al aumentar el valor del número atómico.

c) Verdadero. La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

d) Verdadero. El número de capas electrónicas es el factor determinante del tamaño. Cuanto mayor sea el valor de n , mayor es el volumen del átomo.

La respuesta correcta es la a.

3.89. La electronegatividad de los elementos químicos sodio, aluminio, carbono y flúor crece en el sentido:

- $\text{Na} < \text{Al} < \text{C} < \text{F}$
- $\text{Na} < \text{Al} < \text{F} < \text{C}$
- $\text{C} < \text{F} < \text{Al} < \text{Na}$
- $\text{Al} < \text{F} < \text{Na} < \text{C}$

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i , y de la afinidad electrónica, E_{ea} , de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La

electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor del número cuántico principal n .
- periodo al aumentar el valor del número atómico.

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:



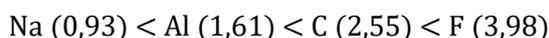
Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	C	F	Na	Al
Z_{ef} (aprox.)	4	7	1	3
n	2	2	3	3

Teniendo en cuenta los valores de la tabla anterior, el orden creciente de electronegatividad es:



Consultando la bibliografía se confirma que valores de la electronegatividad según Pauling son:



La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 1997).

3.90. Considere las dos configuraciones electrónicas correspondientes a átomos neutros:



Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

- a) La configuración electrónica de B no está permitida.
- b) Las dos configuraciones corresponden al mismo elemento.
- c) Se necesita menos energía para ionizar el átomo A que el B.
- d) La configuración electrónica de A corresponde a un átomo excitado.
- e) Las dos configuraciones electrónicas corresponden a elementos diferentes.
- f) La configuración electrónica de B corresponde a un elemento del grupo 1 y periodo 5.

(O.Q.L. Sevilla 2005) (O.Q.L. Sevilla 2006) (O.Q.L. Sevilla 2007) (O.Q.L. Sevilla 2014)

a-f) Falso. La configuración electrónica del átomo B sí que está permitida y corresponde a un estado excitado, ya que el electrón situado en el subnivel 5s debería estar en el 4s. Se trata de un elemento del grupo 1 ya que tiene un único electrón en el orbital s; y del periodo 4 ya que el máximo valor de $n = 4$.

b) **Verdadero**. Las configuraciones A y B tienen el mismo número de electrones, por tanto, corresponden a un mismo elemento.

c) Falso. El electrón del subnivel 6p está más alejado del núcleo y por ese motivo es más fácil de arrancar.

d) Falso. La configuración electrónica de A corresponde al estado fundamental ya que se cumple el principio de mínima energía.

e) Falso. Según se ha justificado en el apartado b).

La respuesta correcta es la **b**.

3.91. De los siguientes elementos: Na, Mg, Al, S y Cl:

- a) El más reductor es el cloro.
- b) El óxido más básico es el de magnesio.
- c) El más metálico es el aluminio.
- d) El de mayor afinidad electrónica es el cloro.
- e) El más oxidante es el azufre.

(O.Q.N. Vigo 2006)

a) Falso. El cloro (Cl) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que tiene la estructura electrónica externa $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$. Le falta un único electrón para completar su octeto, y tiene tendencia a ganarlo y reducirse formando el ion Cl^- con una estructura electrónica de gas noble muy estable, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

Las sustancias que tienen marcada tendencia a ganar electrones y reducirse son los oxidantes.

b) Falso. El sodio se combina con oxígeno y forma el óxido de sodio, Na_2O . Esta sustancia reacciona con agua formando hidróxido de sodio, NaOH , una base más fuerte que el hidróxido de magnesio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$.



c) Falso. El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que tiene la estructura electrónica externa $[\text{Ne}] 3s^2$. Tiene una marcada tendencia a ceder ese electrón y oxidarse formando el ion Na^+ con una estructura electrónica de gas noble muy estable, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

El aluminio (Al) es un elemento que pertenece al grupo 13 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que tiene la estructura electrónica externa $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$. Tiene también una marcada tendencia a ceder esos electrones y oxidarse formando el ion Al^{3+} con una estructura electrónica de gas noble muy estable, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$. No obstante, el aluminio debe ceder tres electrones mientras que el sodio solo debe ceder uno, por este motivo puede decirse que el sodio tiene mayor carácter metálico que el aluminio.

d) **Verdadero.** Según se ha visto en el apartado a), el **cloro** (halógenos) que tiene una marcada tendencia a ganar electrones y reducirse por lo que tiene **el valor de la afinidad electrónica más elevado**.

e) Falso. El azufre (S) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que tiene la estructura electrónica externa $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$. Le faltan dos electrones para completar su octeto, por lo que tiene tendencia a ganarlos y reducirse formando el ion S^{2-} con una estructura electrónica de gas noble muy estable, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$, pero esto resulta más fácil en el cloro que solo debe ganar un electrón, por tanto, el cloro es más oxidante que el azufre.

La respuesta correcta es la **d**.

3.92. Si un átomo de cierto elemento posee la siguiente configuración electrónica:

- a) Es un metal de transición.
- b) Se encuentra en un estado excitado.
- c) Pierde un electrón con facilidad.
- d) Es más electronegativo que el yodo.

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. La Rioja 2014)

De acuerdo con la estructura electrónica propuesta, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, se trata de un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 4 de la tabla periódica, por tanto, se trata del potasio (K).

a) Falso. Si pertenece al grupo 1 es un metal alcalino. Los elementos de transición envían el electrón diferenciador a un orbital *d*.

b) Falso. La configuración electrónica propuesta cumple el principio de mínima de energía por lo que corresponde al estado fundamental.

c) **Verdadero.** El **potasio**, como el resto de los metales alcalinos, **tiene una elevada tendencia a ceder ese electrón s^1** y oxidarse formando el ion K^+ con una estructura electrónica de gas noble muy estable, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$. En otras palabras, tiene baja energía de ionización.

d) Falso. Los metales alcalinos tienen las electronegatividades más bajas de la tabla periódica, mientras que los halógenos, como el bromo, las más altas.

La respuesta correcta es la c.

(En La Rioja 2014 se cambia yodo por bromo).

3.93. Señale cuál de las ordenaciones siguientes representa correctamente un aumento creciente de la electronegatividad de los elementos:

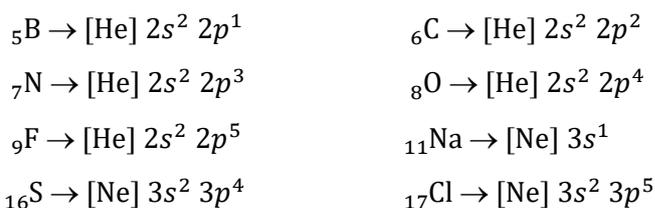
- a) $\text{Na} < \text{Cl} < \text{S} < \text{O}$
- b) $\text{B} < \text{N} < \text{C} < \text{O}$
- c) $\text{C} < \text{N} < \text{O} < \text{F}$
- d) $\text{N} < \text{O} < \text{Cl} < \text{F}$
- e) $\text{C} < \text{B} < \text{F} < \text{O}$

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013) (O.Q.L. Castilla y León 2018)

La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i , y de la afinidad electrónica, E_{ea} , de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- Grupo al disminuir el valor del número cuántico principal n .
- Periodo al aumentar el valor del número atómico.

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:



Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	B	C	N	O	F	Na	S	Cl
Z_{ef} (aprox.)	3	4	5	6	7	1	6	7
n	2	2	2	2	2	3	3	3

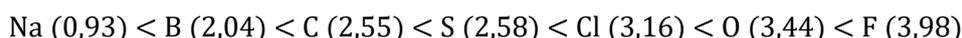
Teniendo en cuenta los valores de la tabla anterior, el orden creciente de electronegatividad es:



Por tanto, de todas las propuestas la correcta es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la electronegatividad según Pauling son:



La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 1997 y Castilla y León 2005).

3.94. Señale la opción correcta para el orden creciente del radio de los iones:

- a) $\text{Be}^{2+} < \text{Li}^+ < \text{Na}^+ < \text{K}^+$
- b) $\text{Be}^{2+} < \text{Na}^+ < \text{Li}^+ < \text{K}^+$
- c) $\text{Li}^+ < \text{Na}^+ < \text{K}^+ < \text{Be}^{2+}$
- d) $\text{Na}^+ < \text{K}^+ < \text{Be}^{2+} < \text{Li}^+$

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Galicia 2013) (O.Q.N. Salamanca 2018)

- El litio (Li) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 3. La configuración electrónica del ion Li^+ es $1s^2$ ya que cede el electrón del orbital $2s$.
- El berilio (Be) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 4. La configuración electrónica del ion Be^{2+} es $1s^2$ ya que cede los dos electrones del orbital $2s$.
- El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion Na^+ es [He] $2s^2 2p^6$ ya que cede el electrón del orbital $3s$.
- El potasio (K) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ar] $4s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 19. La configuración electrónica del ion K^+ es [Ne] $3s^2 3p^6$ ya que cede el electrón del orbital $4s$.

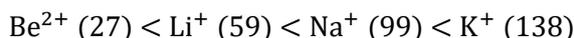
Las dos primeras especies propuestas, Li^+ y Be^{2+} , son las de menor tamaño ya que tienen $n = 1$, y de ellas es menor el Be^{2+} ya que tiene mayor carga nuclear efectiva.

Las dos restantes, Na^+ y K^+ , tienen la misma carga nuclear efectiva, y de ellas es menor el Na^+ ya que tiene menor valor de $n = 2$.

El orden creciente de radios iónicos (pm) es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:



La respuesta correcta es la a.

3.95. A partir de la posición del oxígeno en la tabla periódica y de su configuración electrónica se puede afirmar que:

- a) Es el elemento más electronegativo de la tabla.
- b) Sus valencias covalentes son 2, 4 y 6.
- c) Sus átomos y moléculas son paramagnéticos.
- d) Forma el mismo tipo de compuestos que el resto de los elementos de su grupo.
- e) Las tres primeras son ciertas.

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.N. Salamanca 2018)

a) Falso. La electronegatividad crece en un periodo conforme aumentan la carga nuclear Z y la carga nuclear efectiva. El flúor es un elemento del mismo periodo que el oxígeno pero con mayor valor de Z , por lo que es más electronegativo.

b) Falso. La estructura atómica abreviada del átomo de oxígeno es [He] $2s^2 2p^4$, y de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

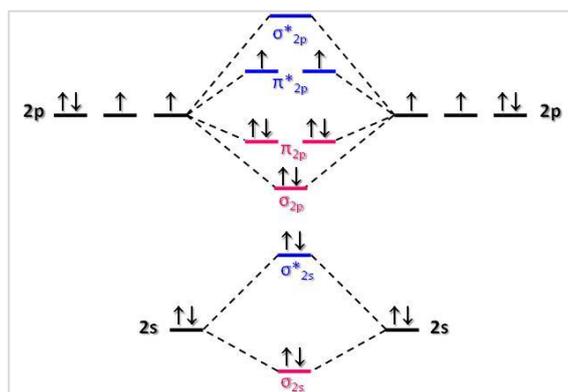
le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$:

$2s$	$2p$		
$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	

La valencia covalente indica el número de electrones desapareados que puede tener un átomo, que como se observa en el oxígeno es +2.

c) **Verdadero.** Como se ha demostrado en el apartado b) el **átomo de oxígeno** presenta electrones desapareados, por tanto, **es paramagnético**.

La distribución de electrones en los orbitales moleculares en la molécula de O_2 es:



Como se observa en el diagrama, **la molécula de O_2** también presenta electrones desapareados, por tanto, **es paramagnética**.

d) Falso. Es incapaz de formar oxoácidos ya que el oxígeno es el elemento característico de ese tipo de compuestos.

La respuesta correcta es la c.

3.96. Cuando se ordenan los elementos silicio, fósforo y azufre en orden creciente de energías de ionización, ¿cuál es el orden correcto?

- a) Si, P, S
- b) Si, S, P
- c) S, Si, P,
- d) P, S, Si

(O.Q.L. Madrid 2006)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Si	P	S
Z	14	15	16
Estr. Elect.	[Ne] $3s^2 3p^2$	[Ne] $3s^2 3p^3$	[Ne] $3s^2 3p^4$
Z_{ef} (aprox.)	4	5	6
n	3	3	3

De acuerdo con lo expuesto, la energía de ionización debería aumentar al aumentar Z , sin embargo, existe una pequeña anomalía en el caso de los elementos fósforo y azufre. La anomalía se debe a que, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

el fósforo tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, sin embargo, el azufre tiene dos electrones apareados en mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón.

Fósforo			
3s	3p		
↑↓	↑	↑	↑

Azufre			
3s	3p		
↑↓	↑↓	↑	↑

El orden creciente de la energía de ionización para estos elementos es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.97. Un elemento tiene la siguiente configuración electrónica, $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2$, por tanto es un:

- Metal del bloque *d*.
- Metal alcalino.
- Metal alcalinotérreo.
- Gas noble.
- Metal de doble transición.

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.N. Sevilla 2010)

De acuerdo con la estructura electrónica propuesta, $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2$, se trata de un elemento que pertenece al grupo 12 y periodo 6 de la tabla periódica. Según el principio de mínima energía el último subnivel que se llena de electrones es el $5d$, por tanto, se trata del **mercurio un elemento metálico del bloque *d***.

La respuesta correcta es la **a**.

(En la cuestión propuesta en Sevilla 2010 se identifican a los elementos Ba, Hg, La, Rn).

3.98. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- Pauling elaboró una escala de electronegatividades.
- Con la ley de Hess se pueden calcular los radios atómicos.
- Con el modelo atómico de Bohr se puede interpretar la estructura electrónica de cualquier átomo.
- Planck interpretó por primera vez el espectro del hidrógeno.

(O.Q.L. Baleares 2006)

a) **Verdadero.** La escala de electronegatividades más ampliamente utilizada fue elaborada por L. Pauling (1932) a partir de medidas de energías de enlace y relacionando estas con la diferencia de electronegatividad existente entre los dos elementos enlazados. Su escala es relativa al elemento flúor al que asigna un valor máximo de 3,98.

b) Falso. Los radios se pueden calcular a partir de medidas con espectrometría de RX. Una aplicación de la ley de Hess (1840) es el ciclo de Born-Haber con el que se pueden calcular energías reticulares o bien afinidades electrónicas.

c) Falso. El modelo atómico propuesto por N. Bohr (1913) solo es aplicable al hidrógeno y átomos hidrogenoides.

d) Falso. M. Planck (1900) propuso la teoría cuántica que proponía la discontinuidad de la energía radiada por los átomos.

La respuesta correcta es la **a**.

3.99. De las siguientes series de elementos por orden creciente de electronegatividad, ¿cuál es la correcta?

- $\text{Al} < \text{N} < \text{Rb} < \text{F}$
- $\text{Rb} < \text{N} < \text{F} < \text{Al}$
- $\text{Rb} < \text{Al} < \text{N} < \text{F}$
- $\text{F} < \text{Al} < \text{Rb} < \text{N}$

(O.Q.L. Baleares 2006) (O.Q.L. La Rioja 2016) (La Rioja 2019)

La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i , y de la afinidad electrónica, E_{ea} , de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor del número cuántico principal n
- periodo al aumentar el valor del número atómico.

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:



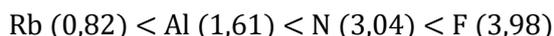
Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	N	F	Al	Rb
Z_{ef} (aprox.)	5	7	3	1
n	2	2	3	5

Teniendo en cuenta los valores de la tabla, el orden creciente de electronegatividad es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la electronegatividad según Pauling son:



La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 1997 y 2005 y Murcia 2006).

3.100. La reacción asociada a la energía de ionización:

- a) $\text{Mg}(\text{g}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}^-(\text{g})$ e) $\text{Mg}(\text{l}) \rightarrow \text{Mg}^+(\text{g}) + \text{e}^-$
 b) $\text{Mg}(\text{g}) \rightarrow \text{Mg}^+(\text{g}) + \text{e}^-$ f) $\text{Mg}^+(\text{g}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{g}) + \text{e}^-$
 c) $\text{Mg}(\text{s}) \rightarrow \text{Mg}^+(\text{g}) + \text{e}^-$
 d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Baleares 2006) (O.Q.L. La Rioja 2006)

La energía de ionización, E_i , es la energía que debe absorber un átomo en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo. La ecuación química correspondiente al proceso es:



La respuesta correcta es la **b**.

3.101. Una de las afirmaciones que se ofrecen es falsa:

- a) El radio de un ion positivo se llama radio catiónico.
 b) Si el átomo de un elemento pasa a ser un ion negativo su radio disminuye.
 c) La atracción entre iones positivos y negativos da lugar a los compuestos iónicos.
 d) La captación de electrones por un átomo neutro da lugar a la formación de un anión.

(O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

La afirmación de que si un átomo capta un electrón y se transforma en un ion negativo su radio disminuye es **falsa**, ya que al aumentar el número de electrones, aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor, motivo por el cual, **el radio del anión es mayor que el del átomo del que procede**.

La respuesta correcta es la **b**.

3.102. Dados cinco elementos químicos de la tabla periódica cuyos números atómicos (Z) son, 11, 12, 13, 18 y 19. El orden, de mayor a menor, de la primera energía de ionización es:

- a) $18 > 12 > 13 > 11 > 19$
 b) $18 > 13 > 12 > 11 > 19$
 c) $18 > 12 > 13 > 19 > 11$
 d) $11 > 18 > 12 > 13 > 19$

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Z	11	12	13	18	19
Estr. Elect.	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2$	[Ne] $3s^2 3p^1$	[Ne] $3s^2 3p^6$	[Ar] $4s^1$
Z_{ef} (aprox.)	1	2	3	8	1
n	3	3	3	3	4

Los elementos 11, 12, 13 y 18 son del mismo periodo ($n = 3$) por lo que el factor determinante del valor de la energía de ionización es Z_{ef} . El elemento con mayor Z_{ef} es el que tiene mayor energía de ionización, en este caso es el 18 y el de menor el 11.

No obstante, existe una anomalía entre los valores correspondientes al 12 y 13. Se tiene que $Z_{\text{ef}}(13) > Z_{\text{ef}}(12)$, ya que el primero tiene más electrones de valencia ($s^2 p^1$) que el segundo (s^2). Por tanto, $E_i(13)$ debería ser mayor que $E_i(12)$. Sin embargo, el único electrón p^1 del elemento con $Z = 13$ se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía.

El elemento 19 pertenece al cuarto periodo ($n = 4$) y además tiene $Z_{\text{ef}} = 1$, muy baja, por tanto, le corresponde la menor energía de ionización de todos los propuestos.

Teniendo en cuenta los valores de la tabla, el orden creciente de la energía de ionización es:

$$18 > 12 > 13 > 11 > 19.$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol⁻¹) son:

$${}_{18}\text{Ar} (1.521) > {}_{12}\text{Mg} (738) > {}_{13}\text{Al} (578) > {}_{11}\text{Na} (496) > {}_{19}\text{K} (419)$$

La respuesta correcta es la a.

3.103. Indique en qué apartado se hace una asociación incorrecta entre configuración electrónica de los últimos orbitales y átomo, grupo o periodo:

- a) Elementos de transición $ns(n-1)dnp$
 b) Cu metálico $4s^1 3d^{10}$
 c) Lantano $6s^2 4f^1$
 d) Actinio $6d^1 7s^2$
 e) Cr metálico $4s^1 3d^5$

(O.Q.N. Córdoba 2007)

El **lantano** es un elemento perteneciente al grupo 3 y sexto periodo de la tabla periódica. Su configuración electrónica abreviada es [Xe] $6s^2 5d^1$.

La respuesta correcta es la c.

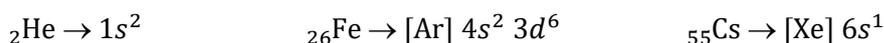
3.104. Si se habla de tamaños atómicos, elija la opción cuyo orden sea incorrecto.

- a) $\text{Cs} > \text{Fe} > \text{He}$
- b) $\text{F}^- > \text{Cr}^{6+} > \text{Mn}^{7+}$
- c) $\text{Ti} > \text{Fe} > \text{Zn}$
- d) $\text{Be} < \text{Ca} < \text{Ba}$
- e) $\text{Na}^+ < \text{Ne} < \text{F}^-$

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Galicia 2014)

El radio de una especie química aumenta con el número de capas electrónicas, n , y al disminuir la carga nuclear Z .

a) Verdadero. Las estructuras electrónicas de las especies propuestas son:

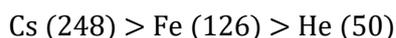


Se trata de un elemento del primer periodo He ($n = 1$) muy pequeño, otro elemento mayor por ser del cuarto periodo, Fe ($n = 4$), y un elemento muy voluminoso que pertenece al sexto periodo, Cs ($n = 6$).

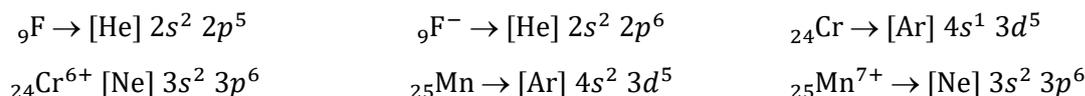
El orden decreciente de radios (pm) es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:

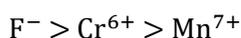


b) Verdadero. Las estructuras electrónicas de las especies propuestas son:



Se trata de un anión (F^-) que aumenta considerablemente su radio al captar un electrón y dos cationes (Cr^{6+} y Mn^{7+}) que, por el contrario, disminuyen considerablemente su radio al perder seis y siete electrones respectivamente. De los dos cationes, es el Mn^{7+} el que tiene menor radio ya que su núcleo tiene un protón más que el del cromo mientras que ambos tienen igual número de electrones apantallando lo que hace que sea el manganeso el que tenga mayor carga nuclear efectiva.

El orden decreciente de radios es:



c) **Falso**. Las estructuras electrónicas de las especies propuestas son:

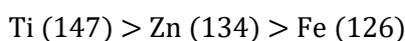


Se trata de elementos del mismo periodo, por lo que el factor determinante del tamaño es la carga nuclear efectiva que aumenta al aumentar Z , y que hace disminuir el radio conforme se avanza por el bloque d , no obstante al ir poblándose el subnivel con más electrones aumentan las repulsiones interelectrónicas que hacen que el radio aumente de forma anómala hasta el final del bloque.

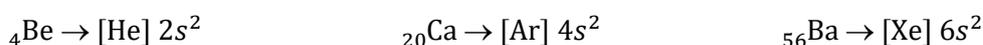
El orden decreciente de radios (pm) es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:



d) Verdadero. Las estructuras electrónicas de las especies propuestas son:

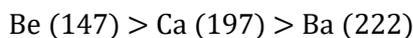


Se trata de elementos del mismo grupo, por lo que el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, Be ($n = 2$), Ca ($n = 4$) y Ba ($n = 6$).

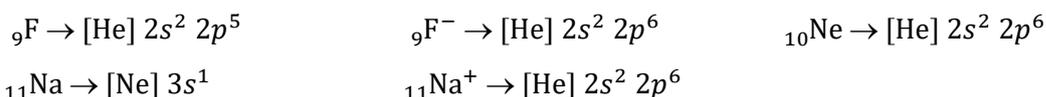
El orden creciente de radios (pm) es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:



e) **Falso**. Las estructuras electrónicas de las especies propuestas son:



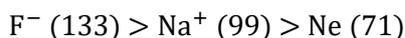
Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas. Por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el radio de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por tanto, el menor radio le corresponde a la especie con mayor Z , el Na^+ .

En el caso del Ne, la tendencia no se cumple ya que se están comparando radios iónicos y atómicos.

El orden decreciente de radios (pm) es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:



Las respuestas correctas son **c** y **e**.

(En la cuestión propuesta en Córdoba no figura en elemento B).

3.105. El orden de las primeras energías de ionización de los elementos B, C, N, O y F es:

- $\text{F} < \text{O} < \text{N} < \text{C} < \text{B}$
- $\text{B} < \text{C} < \text{O} < \text{N} < \text{F}$
- $\text{B} < \text{C} < \text{N} < \text{O} < \text{F}$
- $\text{C} < \text{B} < \text{N} < \text{O} < \text{F}$
- No varía

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.N. Castellón 2008)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor de Z_{ef} (Z).

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	B	C	N	O	F
Z	5	6	7	8	9
Estr. Elect.	$[\text{He}] 2s^2 2p^1$	$[\text{He}] 2s^2 2p^2$	$[\text{He}] 2s^2 2p^3$	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$
Z_{ef} (aprox.)	3	4	5	6	7
n	2	2	2	2	2

De acuerdo con lo expuesto, la energía de ionización debería aumentar al aumentar Z , sin embargo, existe una pequeña anomalía en el caso de los elementos nitrógeno y oxígeno. La anomalía se debe a que, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

el nitrógeno tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, sin embargo, el oxígeno tiene dos electrones apareados en mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón.

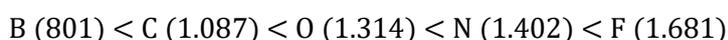
Nitrógeno			
2s	2p		
↑↓	↑	↑	↑

Oxígeno			
2s	2p		
↑↓	↑↓	↑	↑

El orden creciente de la primera energía de ionización para estos elementos es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.106. Ordene, en orden creciente, los radios de los siguientes iones isoelectrónicos: Na^+ , O^{2-} , F^- y Mg^{2+} :

- F^- , Mg^{2+} , O^{2-} , Na^+
- Mg^{2+} , Na^+ , F^- , O^{2-}
- O^{2-} , F^- , Na^+ , Mg^{2+}
- Na^+ , Mg^{2+} , F^- , O^{2-}

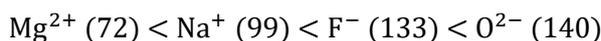
(O.Q.L. Murcia 2007) (O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

- El flúor (F) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion F^- es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que capta un electrón y completa el subnivel $2p$.
- El oxígeno (O) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8. La configuración electrónica del ion O^{2-} es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que capta dos electrones y completa el subnivel $2p$.
- El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion Na^+ es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que cede el electrón del subnivel $3s$.
- El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12. La configuración electrónica del ion Mg^{2+} es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que cede los dos electrones del subnivel $3s$.

Como se trata de especies isoelectrónicas que tienen la misma configuración electrónica, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por tanto, la ordenación correcta para las especies iónicas propuestas es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.107. Al ir de izquierda a derecha en el tercer periodo de la tabla periódica, los óxidos y los cloruros cambian sus propiedades de iónicas a covalentes. Este cambio se debe a que:

- Aumenta el volumen atómico.
- Desciende la primera energía de ionización.
- Incrementa la electronegatividad.
- Disminuye el número de electrones de valencia.

(O.Q.L. Murcia 2007)

El carácter iónico parcial de un enlace depende de la diferencia de electronegatividad existente entre los elementos que se enlazan. Conforme esta diferencia se hace menor aumenta el carácter covalente del compuesto.

La electronegatividad dentro de un periodo aumenta conforme aumenta la carga nuclear del elemento, Z , es decir, hacia la derecha.

Teniendo en cuenta que cloro y oxígeno están situados prácticamente al final de sus respectivos periodos, los compuestos que forman con los elementos del periodo cada vez tienen menor diferencia de electronegatividad por lo que los compuestos son cada vez más covalentes.

La respuesta correcta es la **c**.

3.108. Seleccione la relación que exprese correctamente el orden creciente de la primera energía de ionización de los elementos químicos Ar, S, Na y Si:

- Ar, Si, S, Na
- Na, S, Ar, Si
- Na, Si, S, Ar
- Si, S, Ar, Na

(O.Q.L. Murcia 2007)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	Si	S	Ar
Z	11	14	16	18
Estr. Elect.	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2 3p^2$	[Ne] $3s^2 3p^4$	[Ne] $3s^2 3p^6$
Z_{ef} (aprox.)	1	4	6	8
n	3	3	3	3

Se trata de elementos del mismo periodo (mismo valor de n) por lo que el factor determinante del valor de E_i es Z_{ef} . La energía de ionización aumenta conforme aumenta el valor de Z_{ef} .

El orden creciente de la energía de ionización para estos elementos es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la c.

3.109. ¿Cuál de las siguientes propuestas es cierta?

- a) En un grupo la energía de ionización disminuye al aumentar el número atómico.
- b) En un grupo la energía de ionización aumenta al aumentar el número atómico.
- c) El radio de una especie iónica A^- es mayor que el radio atómico del elemento A.
- d) En un periodo, los metales aumentan su electronegatividad de derecha a izquierda, y los no metales lo hacen de izquierda a derecha.
- e) En un periodo, la electronegatividad aumenta con el número atómico.
- f) El elemento que tenga afinidad electrónica alta, presentará a su vez, una energía de ionización alta.
- g) El arsénico tiene un mayor carácter metálico que el bismuto.

(O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Valencia 2015) (O.Q.L. Valencia 2017)
(O.Q.L. Preselección Valencia 2019) (O.Q.L. Jaén 2019)

a) **Verdadero.** La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un grupo se mantiene prácticamente constante. Por tanto, el factor determinante del valor de E_i dentro de un grupo es n . Como en un grupo n aumenta con el número atómico, la energía de ionización disminuye.

b) Falso. Según se ha explicado en el apartado anterior.

c) **Verdadero.** El ion A^- tiene un electrón más que el átomo A. Al aumentar el número de electrones aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del ion A^- es mayor que el del átomo A.

d-e) Falso. La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i , y de la afinidad electrónica, E_{ea} , de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento, sea metal o no metal, es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un elemento aumenta en un periodo al aumentar el valor del número atómico, es decir, de izquierda a derecha. Esto no se cumple con los gases nobles, ya que como no tienen tendencia a enlazarse no tienen electronegatividad.

f) Falso. No se cumple en los elementos del grupo 18 (gases nobles) que tienen las máximas energías de ionización del periodo, pero sus afinidades electrónicas son bajas al no tener tendencia a captar electrones.

g) Falso. El arsénico es un metaloide mientras que el bismuto no lo es.

Las respuestas correctas son a y c.

3.110. La electronegatividad de un elemento está relacionada con:

- a) La facilidad de perder un electrón de la capa de valencia.
- b) La tendencia a comportarse como reductor.
- c) La facilidad de perder un electrón de la primera capa.
- d) La atracción de electrones de un enlace.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

La respuesta correcta es la d.

3.111. Al desplazarse de izquierda a derecha en los periodos segundo y tercero de la tabla periódica, indique cuál de las propuestas siguientes es correcta.

- Aumenta el carácter metálico de los elementos.
- Disminuye el radio atómico.
- Disminuye la energía de ionización.
- Disminuye la electronegatividad.

(O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2012)

- Falso. El carácter metálico de los elementos de un periodo disminuye conforme aumenta la carga nuclear del elemento, es decir, hacia la derecha.
- Verdadero.** El radio de los elementos de un periodo **disminuye** conforme aumenta la carga nuclear del elemento, es decir, **hacia la derecha**.
- Falso. La energía de ionización de los elementos de un periodo aumenta conforme aumenta la carga nuclear del elemento, es decir, hacia la derecha.
- Falso. La electronegatividad de los elementos un periodo aumenta conforme aumenta la carga nuclear del elemento, es decir, hacia la derecha.

La respuesta correcta es la **b**.

3.112. Considerando los elementos Rb, K, F y Br, indique la frase correcta:

- El K es del menor energía de ionización y el Br el de mayor afinidad electrónica.
- El Rb y el K tienen el mismo energía de ionización, y el Br y el F la misma afinidad electrónica.
- El K es del menor energía de ionización y el Br el de menor afinidad electrónica.
- El Rb es del menor energía de ionización y el F el de mayor afinidad electrónica.

(O.Q.L. Baleares 2007)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

La afinidad electrónica, E_{ea} , varía de acuerdo con los mismos parámetros que la energía de ionización. El valor máximo le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z), aunque presenta una anomalía en el caso de la pareja flúor-cloro, en la que el valor máximo le corresponde al cloro ya que debido al pequeño tamaño del átomo de flúor son muy grandes las fuerzas de repulsión entre electrones lo que dificulta la incorporación de un nuevo electrón.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	F	K	Br	Rb
Z	9	19	35	37
Estr. Elect.	[He] $2s^2 2p^5$	[Ar] $4s^1$	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^5$	[Kr] $5s^1$
Z_{ef} (aprox.)	7	1	7	1
n	2	4	4	5

De acuerdo con los valores de la tabla:

- Entre los no metales, F y Br, **la afinidad electrónica más alta le corresponde al F**.
- Entre los metales, K y Rb, **la energía de ionización más baja le corresponde al Rb**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.113. Indique la configuración electrónica que corresponde al elemento con mayor afinidad electrónica:

- a) $1s^2 2s^2 2p^3$
- b) $1s^2 2s^2 2p^5$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

(O.Q.L. La Rioja 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2015) (O.Q.L. Baleares 2016)

La afinidad electrónica se define como la energía que desprende un átomo cuando capta un electrón.

De todos los átomos propuestos el que libera mayor cantidad de energía al captar un electrón es el que tiene la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^5$, ya que cuando capta un electrón adquiere una estructura electrónica, muy estable, de gas noble.

La respuesta correcta es la **b**.

3.114. Para el proceso $M(g) \rightarrow M^+(g) + e^-$, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?

- a) Es siempre endotérmico.
- b) Puede ser endotérmico o exotérmico.
- c) Es siempre exotérmico.
- d) Pone de manifiesto una reducción.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

La formación de cationes es una oxidación y es un proceso que es siempre endotérmico ya que se necesita comunicar energía (energía de ionización) al átomo para poder quitarle un electrón.

La respuesta correcta es la **a**.

3.115. La energía de ionización de los halógenos (F, Cl, Br, I):

- a) Disminuye hacia abajo en el grupo.
- b) Aumenta hacia abajo en el grupo.
- c) Es el mismo para todos por tener la misma distribución electrónica en su última capa.
- d) Aumenta la aumentar el radio atómico.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un grupo se mantiene constante, mientras que el número de capas, n , aumenta conforme se desciende en el grupo. Por tanto, de acuerdo con esto, [las energías de ionización en un grupo siguen orden decreciente](#):



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **a**.

3.116. Las especies H, He^+ y Li^{2+} son isoelectrónicas. ¿Cuál posee mayor energía de ionización y cuál mayor radio?

- a) Mayor energía de ionización el H y mayor radio el Li^{2+} .
- b) Mayor energía de ionización el He^+ y mayor radio el Li^{2+} .
- c) Mayor energía de ionización el Li^{2+} y mayor radio el H.
- d) Mayor energía de ionización el Li^{2+} y mayor radio el Li^{2+} .
- e) Los tres tienen igual energía de ionización e igual radio.

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Granada 2018)

La estructura electrónica de las tres especies H, He⁺ y Li²⁺ es 1s¹, y sus números atómicos son respectivamente, 1, 2 y 3.

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

El valor de la constante de apantallamiento es 0 para las tres especies ya que al ser su estructura electrónica 1s¹ no hay ningún electrón apantallando. Por tanto, para dichas especies $Z = Z_{ef}$. De acuerdo con lo expuesto:

$$E_i(\text{Li}^{2+}) > E_i(\text{He}^+) > E_i(\text{H})$$

En las especies isoelectrónicas, el radio disminuye conforme aumenta la carga nuclear efectiva, por tanto, el orden de los radios es:

$$r(\text{H}) > r(\text{He}^+) > r(\text{Li}^{2+})$$

La respuesta correcta es la c.

3.117. Los números atómicos de cuatro elementos son 9, 17, 35 y 53. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?

- 1) Los elementos pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica.
- 2) Los elementos pertenecen a un mismo periodo.
- 3) Sus radios crecen desde el 9 hasta el 53.
- 4) Su carácter oxidante crece desde el 9 hasta el 53.
- 5) Su carácter es eminentemente no metálico.

- a) 1 y 2
- b) 1 y 3
- c) 1, 4 y 5
- d) 1, 3 y 5
- e) 2 y 4

(O.Q.N. Castellón 2008)

- El elemento de $Z = 9$ tiene la estructura electrónica [He] 2s² 2p⁵. La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 17 y el valor de $n = 2$ al segundo periodo de la tabla periódica.
- El elemento de $Z = 17$ tiene la estructura electrónica [Ne] 3s² 3p⁵. La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 17 y el valor de $n = 3$ al tercer periodo de la tabla periódica.
- El elemento de $Z = 35$ tiene estructura electrónica [Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁵. La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 17 y el valor de $n = 4$ al cuarto periodo de la tabla periódica.
- El elemento de $Z = 53$ tiene la estructura electrónica [Kr] 4d¹⁰ 5s² 5p⁵. La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 17 y el valor de $n = 5$ al quinto periodo de la tabla periódica.

- 1) **Verdadero.** Los cuatro elementos pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica.
- 2) Falso. Los cuatro elementos pertenecen a diferentes periodos de la tabla periódica.
- 3) **Verdadero.** Los radios de los cuatro elementos crecen desde el 9 al 53 ya que cada elemento posee más capas electrónicas que el anterior.

4) Falso. El carácter oxidante de los elementos de un mismo grupo decrece al aumentar el número atómico ya que a pesar de tener la misma carga nuclear efectiva la atracción del núcleo para incorporar electrones y reducirse disminuye al aumentar el tamaño de los átomos.

5) **Verdadero.** Los cuatro elementos poseen un elevado carácter no metálico ya que al tener siete electrones de valencia tienen una elevada tendencia a captar un electrón.

La respuesta correcta es la **d**.

3.118. Indique la afirmación que considere correcta:

a) **Electronegatividad es lo mismo que afinidad electrónica.**

b) **Los átomos metálicos tienden a captar electrones.**

c) **Los halógenos son los elementos de mayor electronegatividad.**

d) **La electronegatividad disminuye en un periodo conforme aumenta el número atómico.**

(O.Q.L. Murcia 2008)

a) Falso. La electronegatividad es la facilidad relativa que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otro átomo, mientras que, la afinidad electrónica es la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón.

b) Falso. Los metales se caracterizan por la tendencia a ceder electrones y no a captarlos.

c) **Verdadero.** Los halógenos son elementos que se caracterizan por sus elevadas energías de ionización y afinidades electrónicas, lo cual determina que sean elementos que tienden a captar electrones y no a cederlos, por tanto, son muy electronegativos y por ello cuando se enlacen con otros elementos atraerán fuertemente hacia los electrones de su enlace con ellos.

d) Falso. Conforme se avanza en un periodo aumenta la carga nuclear efectiva lo que hace que aumente la electronegatividad de los elementos.

La respuesta correcta es la **c**.

3.119. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene mayor energía de ionización?

a) Sb

b) As

c) N

d) P

e) Si

(O.Q.L. Murcia 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. Murcia 2016) (O.Q.L. Murcia 2017)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	N	P	As	Sb	Si
Z	7	15	33	51	14
Estr. Elect.	[He] $2s^2 2p^3$	[Ne] $3s^2 3p^3$	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^3$	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^3$	[Ne] $3s^2 3p^2$
Z_{ef} (aprox.)	5	5	5	5	4
n	2	3	4	5	3

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z). De acuerdo con los valores de la tabla, [se trata del N](#).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{Si (787)} < \text{Sb (834)} < \text{As (947)} < \text{P (1.012)} < \text{N (1.402)}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(En la cuestión propuesta en la Rioja 2009 y 2012 se cambia el As por Si).

3.120. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde al átomo de mayor electronegatividad?

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
- b) $1s^2 2s^2 2p^5$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

(O.Q.L. La Rioja 2008)

La electronegatividad de un elemento, χ , mide la facilidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

Dentro de un periodo aumenta al aumentar la carga nuclear efectiva (número atómico), mientras que dentro de un grupo disminuye al aumentar el número de capas electrónicas, n .

De acuerdo con lo expuesto, el menor valor de electronegatividad le corresponde al elemento cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ya que, a diferencia de los otros tres, tiene menor valor de la carga nuclear efectiva.

Las configuraciones electrónicas restantes corresponden a elementos del mismo grupo de la tabla periódica ya que todos tienen 7 electrones de valencia ($s^2 p^5$), por tanto, el elemento con **mayor electronegatividad** es el que tiene menos capas electrónicas, cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^5$.

La respuesta correcta es la **b**.

3.121. Dadas las configuraciones electrónicas de dos átomos:



Señale la respuesta correcta:

- a) La primera energía de ionización de A es mayor que la de B.
- b) Las primeras energías de ionización de los dos átomos son iguales.
- c) El elemento B es el sodio.
- d) El elemento A es más metálico que B.

(O.Q.L. Madrid 2008)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

Los dos elementos pertenecen al grupo 1 (metales alcalinos) de la tabla periódica ya que solo tienen un electrón en su capa más externa por este motivo la carga nuclear efectiva es la misma para todos, por lo que el factor determinante de la energía de ionización es el valor de n . La mayor energía de ionización le corresponderá al elemento con menor valor de n .

- a) **Verdadero**. La energía de ionización de A ($n = 3$) es mayor que la de B ($n = 4$).
- b) Falso. Como ya se ha discutido.

- c) Falso. El elemento B es el potasio ya se encuentra en el cuarto periodo ($n = 4$).
- d) Falso. El elemento B es más metálico que el A ya que al tener menor energía de ionización cede más fácilmente electrones y se oxida.

La respuesta correcta es la **a**.

3.122. Señale la respuesta correcta, en relación a los elementos alcalinos:

- a) El litio es el más reductor.
 b) El Cs es menos electropositivo que el Li.
 c) La primera energía de ionización aumenta del Li al Cs.
 d) El Cs es el que tiene mayor tendencia a oxidarse.

(O.Q.L. Madrid 2008)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico, Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Los metales alcalinos tienen un único electrón en su capa más externa, por este motivo la carga nuclear efectiva es la misma para todos, por lo que el factor determinante de la energía de ionización es el valor de n . La mayor energía de ionización le corresponderá al elemento con menor valor de n .

- a) Falso. De todos los alcalinos, el más reductor es el que se oxide más fácilmente, es decir, el que tenga menor energía de ionización, el cesio ($n = 6$).
- b) Falso. El cesio cede más fácilmente electrones, es el menos electronegativo (más electropositivo).
- c) Falso. La energía de la primera ionización disminuye a medida que aumenta el valor de n . Máxima para el litio y mínima para el cesio.
- d) **Verdadero**. El cesio al tener menor energía de ionización cede más fácilmente electrones y se oxida con mayor facilidad.

La respuesta correcta es la **d**.

3.123. ¿Cuál de los siguientes elementos K, Cu, Zn, I, tiene mayor número de protones en su núcleo?

- a) K
 b) Cu
 c) I
 d) Zn

(O.Q.L. Madrid 2008)

- El potasio (K) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. Sumando los superíndices se observa que tiene 19 electrones y, por tanto, 19 protones.
- El cobre (Cu) es un elemento que pertenece al grupo 11 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$. Sumando los superíndices se observa que tiene 29 electrones y, por tanto, 29 protones.
- El zinc (Zn) es un elemento que pertenece al grupo 12 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$. Sumando los superíndices se observa que tiene 30 electrones y, por tanto, 30 protones.

▪ El **yodo (I)** es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 5 de la tabla periódica por lo que su estructura electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$. Sumando los superíndices se observa que tiene 53 electrones y, por tanto, **53 protones**.

La respuesta correcta es la c.

3.124. Diga cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas:

- i) La primera energía de ionización del cesio es mayor que la del bario.
- ii) La primera energía de ionización de He^+ es la misma que la segunda del átomo de helio.
- iii) La afinidad electrónica de un catión es mayor que la del átomo correspondiente.

a) La primera y la segunda.

b) La primera y la tercera.

c) La segunda y la tercera.

d) Las tres.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

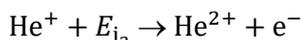
La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

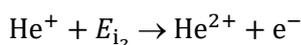
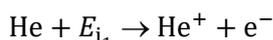
La mayor energía de ionización le corresponderá al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

i) Falso. Se trata de elementos del sexto periodo, por tanto, para ambos, $n = 6$, lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir a qué elemento le corresponde mayor valor de la energía de ionización. El valor de $Z_{\text{ef}}(\text{Ba}) > Z_{\text{ef}}(\text{Cs})$, por tanto, $E_i(\text{Ba}) > E_i(\text{Cs})$.

ii) Verdadero. En el primer caso se trata del proceso:

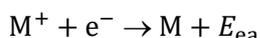


En el segundo caso, el proceso es:



Como se observa, en ambos procesos se obtiene He^{2+} , por tanto, $E_{i_1}(\text{He}^+) = E_{i_2}(\text{He})$.

iii) Verdadero. El proceso de captación de un electrón por parte de un catión:



está favorecido ya que el catión, especie cargada positivamente, tiene afinidad por las cargas negativas.

La respuesta correcta es la c.

3.125. De acuerdo a su configuración electrónica, ¿cuál de las siguientes especies es la más estable? S^{2-} , S^- , S , S^+ S^{2+} . ¿Cuál es el número de oxidación más probable del azufre?

a) S^{2+} y número de oxidación 0.

b) S^{2-} y número de oxidación -1.

c) S y número de oxidación 0.

d) S^{2-} y número de oxidación -2.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

El azufre (S) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$, y si capta dos electrones y completa el subnivel $3p$ se transforma en el ion S^{2-} y adquiere una estructura electrónica muy estable de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$. A esta especie le corresponde un **número de oxidación -2**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.126. ¿Cuál de las siguientes propuestas es verdadera?

- El radio atómico del sodio es mayor que el radio atómico del rubidio.
- El radio atómico del rubidio es menor que el radio atómico del magnesio.
- El radio iónico del litio monovalente positivo es menor que el radio atómico del litio.
- El radio del ion cloruro es menor que el radio atómico del cloro.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

- El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$.
- El rubidio (Rb) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 5 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Kr}] 5s^1$.
- El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2$.

a) Falso. Los elementos sodio y rubidio pertenecen al mismo grupo por lo que tienen la misma carga nuclear efectiva, de modo que el mayor radio le corresponde al rubidio ya que tiene un mayor número de capas electrónicas.

b) Falso. Aunque la carga nuclear efectiva del magnesio es algo mayor que la del rubidio, este tiene mayor radio ya que tiene mayor número de capas electrónicas.

c) **Verdadero**. El elemento litio pertenece al grupo 1 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^1$ y si pierde el electron del orbital $2s$ se transforma en el ion el ion Li^+ cuya configuración electrónica es $1s^2$.

Al disminuir el número de electrones disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, **el radio del ion litio es menor que el del átomo de litio**.

d) Falso. El cloro (Cl) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ y si capta un electrón y completa el subnivel $3p$ se transforma en el ion Cl^- cuya configuración electrónica es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

Al aumentar el número de electrones aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del ion cloruro es mayor que el del átomo de cloro.

La respuesta correcta es la **c**.

3.127. En relación con las energías de ionización, ¿cuál de las siguientes propuestas es verdadera?

- Las energías de ionización sucesivas disminuyen a medida que lo hace el estado oxidación.
- En un grupo, la energía de la primera ionización aumenta con el aumento del número atómico.
- Las energías de ionización sucesivas aumentan a medida que lo hace el estado oxidación.
- La formación de iones positivos es siempre un proceso exotérmico.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

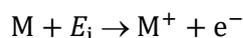
$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

a-c) **Verdadero**. En el caso de elemento, su número de oxidación aumenta al aumentar el número de electrones que pierde y con ello también aumenta su carga nuclear efectiva y por tanto su energía de ionización. Las energías de ionización sucesivas de un elemento son cada vez mayores.

Las propuestas a y c son la misma.

b) Falso. En un grupo la carga nuclear efectiva se mantiene constante, lo que hace que el factor determinante del valor de la energía de ionización sea el valor de n . Conforme aumenta el valor de n la energía de ionización disminuye.

d) Falso. La energía de ionización es la energía necesaria para extraer el electrón más débilmente atraído de un átomo en estado gaseoso. Corresponde al proceso:



E_i tiene valor positivo ya que se trata de una energía absorbida por lo que el proceso es endotérmico.

Las respuestas correctas son a y c.

3.128. En la tabla periódica:

- a) Los elementos se ordenan por orden creciente de número atómico.
- b) Los elementos de un grupo (columna) tienen propiedades diferentes.
- c) Los elementos de un periodo tienen energías de ionización parecidas.
- d) Los elementos se ordenan por orden creciente de sus masas atómicas.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

a) **Verdadero**. En la tabla periódica actual los elementos se ordenan por números atómicos crecientes.

b) Falso. Los elementos de un grupo tienen la misma estructura electrónica externa lo que hace que tengan propiedades químicas similares.

c) Falso. Conforme se avanza en un periodo aumenta la carga nuclear efectiva lo que hace que aumente la energía de ionización de los elementos.

d) Falso. En la tabla periódica actual los elementos se encuentran ordenados por masas atómicas crecientes, excepto en las parejas Ar-K, Co-Ni, Te-I y Th-Pa, en las que esa tendencia se invierte.

La respuesta correcta es la a.

3.129. ¿Con qué elemento se necesita menor energía para obtener un ion monovalente positivo?

- a) Sodio
- b) Rubidio
- c) Flúor
- d) Argón

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La energía necesaria para formar un ion monovalente positivo es la primera energía de ionización, E_{i_1} , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	F	Na	Ar	Rb
Z	9	11	18	37
Estr. Elect.	[He] $2s^2 2p^5$	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2 3p^6$	[Kr] $5s^1$
Z_{ef} (aprox.)	7	1	8	1
n	2	3	3	5

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor valor de Z_{ef} (Z). De acuerdo con los valores la tabla, [se trata del Rb](#).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_{i_1} (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.130. ¿Cuál de los siguientes procesos requiere mayor energía?

- a) $\text{Na(g)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{g}) + \text{e}^-$
- b) $\text{Na}^+(\text{g}) \rightarrow \text{Na}^{2+}(\text{g}) + \text{e}^-$
- c) $\text{Cs(g)} \rightarrow \text{Cs}^+(\text{g}) + \text{e}^-$
- d) $\text{Cs}^+(\text{g}) \rightarrow \text{Cs}^{2+}(\text{g}) + \text{e}^-$
- e) $\text{K(g)} \rightarrow \text{K}^+(\text{g}) + \text{e}^-$

(O.Q.N. Ávila 2009)

Se trata de procesos de ionización de átomos neutros. La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# \text{ e}^- \text{ internos} = \# \text{ e}^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	Na^+	Cs	Cs^+	K
Z	11	11	55	55	19
Estr. Elect.	[Ne] $3s^1$	[He] $2s^2 2p^6$	[Xe] $6s^1$	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^6$	[Ar] $4s^1$
Z_{ef} (aprox.)	1	8	1	8	1
n	3	2	6	5	4

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z). De acuerdo con los valores la tabla, [se trata del \$\text{Na}^+\$](#) .

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.131. ¿Para cuál de los siguientes átomos se cumple que el radio de su ion más frecuente es menor que su radio atómico?

- a) Cloro
- b) Nitrógeno
- c) Sodio
- d) Azufre

(O.Q.L. Murcia 2009)

En los no metales, al formar un ion negativo (anión) aumenta el número de electrones y con ello aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del anión es mayor que el del átomo neutro.

Al contrario, en los metales, al formar un ion positivo (catión) disminuye el número de electrones y con ello disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, el radio del catión es menor que el del átomo neutro.

Los elementos cloro, nitrógeno y azufre son no metales y tienden a formar aniones estables, Cl^- , N^{3-} y S^{2-} , respectivamente, que tienen mayor tamaño que los átomos neutros.

El elemento sodio es un metal y tiende a formar el catión estable, Na^+ , que tiene menor tamaño que el átomo neutro.

La respuesta correcta es la c.

3.132. Si escucha esta afirmación: “la energía de ionización del Na es 5,14 eV y la del Mg 7,64 eV” usted cree que:

- Es al revés porque el átomo de Mg es mayor que el de Na.
- Es correcta porque el átomo de Mg es mayor que el de Na.
- El átomo de Mg es más pequeño que el de Na por lo que tal afirmación es correcta.
- Se puede asegurar que la segunda energía de ionización del Na es menor que la segunda del Mg.

(O.Q.L. Murcia 2009) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	Mg	Na^+	Mg^+
Z	11	12	11	12
Estr. Elect.	$[\text{Ne}] 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^2$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$	$[\text{Ne}] 3s^1$
Z_{ef} (aprox.)	1	2	8	1
n	3	3	2	3

Como se trata de elementos del mismo periodo ($n = 3$) el factor que más influye en la mayor energía de ionización es el valor de carga nuclear efectiva. **Respecto al tamaño, un periodo decrece al aumentar el valor de Z .**

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores la tabla, se trata del Na^+ .

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{Na} (496) < \text{Mg} (738) < \text{Mg}^+ (1.450) < \text{Na}^+ (4.562)$$

La respuesta correcta es la c.

3.133. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más alta?

- a) Sodio
 b) Aluminio
 c) Calcio
 d) Fósforo
 e) Magnesio

(O.Q.L. Murcia 2009) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Sodio	Aluminio	Calcio	Fósforo	Magnesio
Z	11	13	20	15	12
Estr. Elect.	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2 3p^1$	[Ar] $4s^2$	[Ne] $3s^2 3p^3$	[Ne] $3s^2$
Z_{ef} (aprox.)	1	3	2	5	2
n	3	3	4	3	3

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z). De acuerdo con los valores la tabla, [se trata del P](#).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{Na (496)} < \text{Al (578)} < \text{Ca (590)} < \text{Mg (738)} < \text{P (1.012)}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.134. ¿Cuál es el orden de tamaño correcto para la siguiente serie de especies?

- a) $\text{Ca}^{2+} < \text{K}^+ < \text{Ar} < \text{Cl}^- < \text{S}^{2-}$
 b) $\text{Ca}^{2+} < \text{Cl}^- < \text{K}^+ < \text{S}^{2-} < \text{Ar}$
 c) $\text{Cl}^- < \text{K}^+ < \text{Ca}^{2+} < \text{Ar} < \text{S}^{2-}$
 d) $\text{K}^+ < \text{Cl}^- < \text{Ca}^{2+} < \text{Ar} < \text{S}^{2-}$
 e) $\text{Ca}^{2+} > \text{K}^+ > \text{Ar} > \text{Cl}^- > \text{S}^{2-}$
 f) $\text{Ar} > \text{Cl}^- > \text{S}^{2-} > \text{K}^+ > \text{Ca}^{2+}$
 g) $\text{Ar} > \text{K}^+ > \text{Ca}^{2+} > \text{Cl}^- > \text{S}^{2-}$

(O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. Asturias 2012) (La Rioja 2012) (La Rioja 2019)

- El azufre (S) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^2 3p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16. La configuración electrónica del ion S^{2-} es [Ne] $3s^2 3p^6$ ya que capta dos electrones y completa el subnivel $3p$.
- El cloro (Cl) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^2 3p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 17. La configuración electrónica del ion Cl^- es [Ne] $3s^2 3p^6$ ya que capta un electrón y completa el subnivel $3p$.
- El potasio (K) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ar] $4s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 19. La configuración electrónica del ion K^+ es [Ne] $3s^2 3p^6$ ya que cede el electrón del subnivel $4s$.

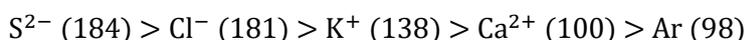
- El calcio (Ca) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ar] $4s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 20. La configuración electrónica del ion Ca^{2+} es [Ne] $3s^2 3p^6$ ya que cede los dos electrones del subnivel $4s$.
- El argón (Ar) es un elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^2 3p^6$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, **el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico**.

Esto no es aplicable para el Ar ya que aquí el radio sería atómico y no iónico y su radio es el menor de todas las especies propuestas. Por tanto, el orden correcto es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:



Atendiendo a los valores de la bibliografía, ninguna de las ordenaciones propuestas es la correcta. Si no se tiene en cuenta al Ar, la respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Baleares 2005 y en La Rioja 2009 se pide ordenación creciente y en Asturias 2012 no figuran S^{2-} y Ca^{2+} . En Madrid 2009 se pide el orden en el que disminuyen).

3.135. En relación con los valores de la energía de ionización, ¿cuál es la propuesta correcta?

- Las energías de ionización sucesivas, para un mismo elemento, tienen valores absolutos menores.
- El valor absoluto de la primera energía de ionización en un grupo aumenta con el número atómico.
- Las energías de ionización corresponden siempre a procesos exotérmicos.
- Los elementos alcalinos tienen valores de la primera energía de ionización menores que los elementos gases nobles.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

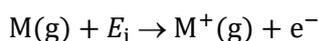
La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

- Falso. Conforme un átomo va perdiendo electrones aumenta su carga nuclear efectiva, Z_{ef} , y con ello el valor de la energía de ionización.
- Falso. La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

- Falso. La energía de ionización es la energía necesaria para extraer el electrón más débilmente atraído de un átomo en estado gaseoso. Corresponde al proceso:



E_i tiene valor positivo ya que se trata de una energía absorbida por lo que el proceso es endotérmico.

- Verdadero**. Dentro un periodo, la carga nuclear efectiva, Z_{ef} , es mínima para el elemento alcalino y máxima para el elemento gas noble, mientras que el valor de n se mantiene constante para ambos, por tanto, el valor de la energía de ionización es menor para el alcalino que para el gas noble.

La respuesta correcta es la **d**.

3.136. Si un elemento tiene 6 electrones en su capa de valencia, será un elemento del grupo de:

- Los gases nobles
- Los halógenos
- El oxígeno
- Los alcalinos

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Un elemento que tiene seis electrones en su capa de valencia posee una configuración electrónica $ns^2(n-1)d^{10}np^4$, por tanto, pertenece al grupo 16 de la tabla periódica integrado por los elementos oxígeno (O), azufre (S), selenio (Se), telurio (Te), polonio (Po) y teneso (Ts).

La respuesta correcta es la c.

3.137. En relación con los valores de la energía de ionización de los elementos químicos, ¿cuál de las siguientes propuestas es verdadera?

- La energía de ionización disminuye con el aumento del carácter metálico.
- La energía de ionización depende del número de neutrones que existen en el núcleo del elemento.
- La energía de ionización disminuye con el aumento del estado oxidación.
- La energía de ionización es independiente del número atómico.

(O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

- Verdadero.** Conforme aumenta el carácter metálico de un elemento aumenta su capacidad para perder electrones. Esto determina que la energía de ionización del elemento disminuya.
- Falso. La energía de ionización no tiene ninguna relación con el número de neutrones del núcleo de un átomo.
- Falso. En el caso de elemento, su número de oxidación aumenta al aumentar el número de electrones que pierde y con ello también aumenta su carga nuclear efectiva y por tanto su energía de ionización. Las energías de ionización sucesivas de un elemento son cada vez mayores.
- Falso. La energía de ionización depende de la carga nuclear efectiva, Z_{ef} , es decir, del número de protones del núcleo.

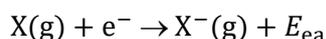
La respuesta correcta es la a.

3.138. Considerando el concepto de afinidad electrónica de un átomo, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- Los valores máximos corresponden a los gases nobles.
- Generalmente es una magnitud endotérmica.
- Es una energía constante para todos los elementos de un grupo.
- Es una energía constante para todos los elementos de un periodo.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

La afinidad electrónica, E_{ea} , se define como la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón. Es la energía asociada al proceso de formación de aniones y se representa mediante el siguiente proceso exotérmico:



- a) Falso. Los gases nobles por tener su capa de valencia completa no tienen tendencia a captar electrones, por ello, sus valores de la afinidad electrónica son positivos ya que hay que comunicar energía para introducir el electrón en una estructura muy estable.
- b) Falso. Los valores de la segunda afinidad electrónica sí son positivos (proceso endotérmico), ya que hay que comunicar energía para vencer la repulsión que experimenta el electrón que se quiere introducir en una estructura con carga negativa neta.
- c-d) Falso. Los valores de la afinidad electrónica no siguen una tendencia regular ni dentro de un grupo ni de un periodo.

Ninguna respuesta correcta.

3.139. Considerando el tamaño de las especies H^+ (protón), H^- (ion hidruro) y H (hidrógeno atómico), ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) El radio del protón es mayor que el del hidrógeno atómico.
 b) El radio del ion hidruro es menor que el del protón.
 c) El radio del hidrógeno atómico es menor que el del ion hidruro.
 d) Todos los tamaños son iguales.

(O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Cantabria 2015)

Las tres especies de hidrógeno tienen igual número de protones en su núcleo pero diferente constante de apantallamiento. Esta es mínima en el protón y máxima en el ion hidruro, por lo que la carga nuclear efectiva será máxima en el protón y mínima en el ion hidruro. Por tanto, el orden creciente de tamaños es:



La respuesta correcta es la c.

3.140. Cuando se dice que un elemento A es más electronegativo que otro elemento B, nos estamos refiriendo a que el elemento A:

- a) Tiene mayor volumen que el elemento B.
 b) Es un elemento metálico.
 c) Cuando forma un compuesto con el elemento B tiene carácter positivo.
 d) Cuando forma un compuesto con el elemento B tiene carácter negativo.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

Si $\chi(A) > \chi(B)$ quiere decir que A atrae los electrones de su enlace con B, por lo que el elemento A tiene carácter negativo y el elemento B carácter positivo.

La respuesta correcta es la d.

3.141. De las afirmaciones relacionadas con la Tabla Periódica que se encuentran a continuación hay una incorrecta, ¿cuál es?

- a) Los elementos se disponen en orden creciente de masas atómicas.
 b) Los elementos de un grupo tienen propiedades semejantes.
 c) Los elementos se disponen en orden creciente de número atómico.
 d) El tamaño de los átomos no crece de forma uniforme al crecer el número atómico.
 e) De los elementos pertenecientes a un mismo grupo, el que posee más capas electrónicas está situado más abajo en el grupo.

(O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009) (O.Q.L. Extremadura 2015)

a) Falso. El orden creciente de masas atómicas se rompe en cuatro puntos en la Tabla Periódica, con las parejas Ar-K, Co-Ni, Te-I y Th-Pa.

b) Verdadero. Los elementos de un grupo tienen el mismo número de electrones en su capa de valencia lo que les confiere similares propiedades químicas.

- c) Verdadero. Los elementos en la Tabla Periódica se encuentran ordenados por orden creciente de número atómico.
- d) Verdadero. El tamaño de los átomos solo experimenta una variación uniforme dentro de los tres primeros periodos de la Tabla Periódica.
- e) Verdadero. Dentro de un grupo, los elementos se disponen en la tabla periódica de menos a más capas electrónicas.

La respuesta correcta es la a.

3.142. En relación con el volumen atómico de los elementos, deduzca cuál de las siguientes propuestas es verdadera:

- a) El volumen atómico es constante en un periodo porque el número cuántico principal es constante.
- b) Cuanto mayor es el número atómico en un grupo menor es el volumen atómico.
- c) Aumenta en un grupo al aumentar el número atómico.
- d) Disminuye con el aumento de la temperatura.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

El volumen de elemento aumenta en un:

- grupo con el número de capas electrónicas, n , y el número atómico, Z .
- periodo al disminuir la carga nuclear efectiva.

La respuesta correcta es la c.

3.143. ¿Cuáles de los siguientes elementos químicos exhibirán mayor semejanza en sus propiedades físicas y químicas?

- a) Al y P
- b) Be y S
- c) O y N
- d) F y Cl

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Los elementos F y Cl tienen la misma configuración electrónica externa ns^2np^5 y pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica, por lo que sus propiedades físicas y sobre todo químicas son similares.

La respuesta correcta es la d.

3.144. ¿Cuál de las siguientes características no es típica para el elemento cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$?

- a) Es un metal del bloque s .
- b) Es un buen conductor de la electricidad.
- c) Forma compuestos iónicos.
- d) Sus estados de oxidación más comunes son 0, 1 y 2.
- e) Con el zinc forma latón.

(O.Q.L. País Vasco 2009) (O.Q.L. País Vasco 2012)

De acuerdo con la configuración electrónica propuesta, $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$, se trata de un elemento del grupo y periodo 4 de la tabla periódica, integrado por elementos: cobre ($n = 4$), plata ($n = 5$), oro ($n = 6$) y roentgenio ($n = 7$).

- a) Falso. Se trata de un elemento metálico del bloque d .
- b) Verdadero. Los metales son excelentes conductores de la corriente eléctrica.
- c) Verdadero. Los metales tienden a ceder electrones y formar compuestos iónicos con los no metales.
- d) Verdadero. El cobre puede ceder uno o dos electrones dando lugar a dos iones con estados de oxidación +1 y +2.

e) Verdadero. El latón es una aleación formada por cobre y zinc.

La respuesta correcta es la a.

3.145. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:

a) La primera energía de ionización del boro es menor que la del berilio.

b) Existe un gran salto para la segunda y tercera energía de ionización del magnesio si se compara con la variación que experimenta en aluminio.

c) La tercera energía de ionización del nitrógeno es menor que la tercera del carbono mientras que las demás son mayores.

d) La energía de ionización de los halógenos sigue el orden $F > Cl > Br > I$.

e) La afinidad electrónica de los halógenos sigue el orden $F > Cl > Br > I$.

(O.Q.L. País Vasco 2009)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

a) Verdadero. El berilio (Be) y el boro (B) pertenecen al periodo 2 de la tabla periódica y a los grupos 2 y 13, respectivamente. Esto motiva que sus configuraciones electrónicas abreviadas respectivas sean, $[\text{He}] 2s^2$ y $[\text{He}] 2s^2 2p^1$.

Ambos elementos pertenecen tienen el mismo valor de $n = 2$, lo que hace que este factor no influya a la hora de decidir el mayor valor de la energía de ionización. Por otra parte, $Z_{ef}(\text{B}) > Z_{ef}(\text{Be})$, ya que el primero tiene más electrones de valencia ($s^2 p^1$) que el segundo (s^2). Por tanto, teniendo en cuenta ambos factores, la energía de ionización del B debería ser mayor que la del Be. Sin embargo, ocurre lo contrario ya que el único electrón p^1 del boro se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 del boro que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía del berilio.

b) Verdadero. El magnesio (Mg) y el aluminio (Al) pertenecen al periodo 3 de la tabla periódica y a los grupos 2 y 13, respectivamente. Esto motiva que sus configuraciones electrónicas abreviadas respectivas sean, $[\text{Ne}] 3s^2$ y $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$.

Cuando el magnesio pierde los dos electrones más externos se transforma en el ion Mg^{2+} y adquiere la configuración electrónica $[\text{He}] 2s^2 2p^6$, la misma que la del neón. Esto no ocurre con el aluminio, que queda como $[\text{Ne}] 3s^1$. Por este motivo, los valores de Z_{ef} y n para el magnesio hacen que su tercera energía de ionización sea mucho más elevada que la que le corresponde al aluminio.

c) Verdadero. El carbono (C) y el nitrógeno (N) pertenecen al periodo 2 de la tabla periódica y a los grupos 14 y 15, respectivamente. Esto motiva que sus configuraciones electrónicas abreviadas respectivas sean, $[\text{He}] 2s^2 2p^2$ y $[\text{He}] 2s^2 2p^3$.

Cuando carbono y nitrógeno pierden los tres electrones más externos se transforma en los iones C^{3+} y N^{3+} y adquieren las configuraciones electrónicas $[\text{He}] 2s^1$ y $[\text{He}] 2s^2$, respectivamente. Cuando el carbono pierde el cuarto electrón su configuración electrónica pasa a ser $1s^2$, la misma que la del helio. Por este motivo sus siguientes energías de ionización van a ser superiores a las que le corresponden al nitrógeno.

d) Verdadero. Todos los halógenos por pertenecer al mismo grupo, tienen la misma configuración electrónica externa, $ns^2 np^5$, esto motiva que tengan el mismo valor de Z_{ef} , por lo que la variación de la energía de ionización depende del valor de n . Por tanto, a menor valor de n se tiene mayor valor de la energía de ionización.

e) **Falso**. La afinidad electrónica, E_{ea} , de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón. Esta propiedad será tanto mayor cuanto menor sea su tamaño y mayor su carga nuclear efectiva.

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La afinidad electrónica le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z).

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	F	Cl	Br	I
Estr. Elect.	[He] $2s^2 2p^5$	[Ne] $3s^2 3p^5$	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^5$	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^5$
Z_{ef} (aprox.)	7	7	7	7
n	2	3	4	5

Se registra una anomalía, ya que es el cloro, y no el flúor, el elemento con mayor afinidad electrónica de la tabla periódica, al combinar una elevada carga y un tamaño adecuado que hace que la repulsión interelectrónica no sea tan elevada cuando se incorpora el nuevo electrón.

El orden decreciente de la afinidad electrónica para estos elementos es:



La respuesta correcta es la **e**.

3.146. Las tres primeras energías de ionización del elemento X son 735, 1.445 y 7.730 kJ mol⁻¹, por lo que la forma del ion más estable de X es:

- a) X⁺
- b) X²⁺
- c) X³⁺
- d) X⁻

(O.Q.L. Valencia 2009)

Suponiendo que la energía de ionización, E_i , es proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} , y haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de $Z_{ef} = 1, 2, 3, \dots$ determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan la relación $E_i/Z_{ef} \approx \text{cte}$.

En este caso:

$$E_{i_1} = \frac{735}{1} = 735 \text{ kJ mol}^{-1} \quad E_{i_2} = \frac{1.445}{2} = 722,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Los dos primeros valores, $E_{i_1} \approx E_{i_2}$, indican que los dos primeros electrones están situados en un orbital ns .

$$E_{i_3} = \frac{7.730}{3} = 2.577 \text{ kJ mol}^{-1}$$

El siguiente valor, E_{i_3} mucho mayor que los anteriores, indica que el siguiente electrón está situado en la capa anterior, en un orbital $(n-1)p$.

Por tanto, si el elemento X pierde los dos electrones más externos queda con la capa anterior completa y forma el ion X²⁺.

La respuesta correcta es la **b**.

3.147. Cuando los átomos Ba, Cs, Mg y Na se ordenan según tamaño, en orden creciente, ¿cuál es la serie correcta?

- a) Cs < Na < Mg < Ba
- b) Mg < Na < Ba < Cs
- c) Mg < Ba < Na < Cs
- d) Ba < Mg < Na < Cs

(O.Q.L. La Rioja 2010)

- El bario (Ba) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 6 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Xe] 6s². Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 56.
- El cesio (Cs) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 6 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Xe] 6s¹. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 55.
- El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s². Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12.
- El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 12 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s¹. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11.

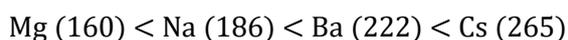
Siendo elementos de diferentes periodos, Ba y Cs ($n = 6$) y Mg y Na ($n = 3$), el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, por tanto, Ba y Cs tienen mayor tamaño que Mg y Na.

Para los elementos de un mismo periodo, la carga nuclear efectiva es el factor determinante del tamaño, siendo esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que hace que la atracción nuclear sea mayor y el tamaño sea menor, por tanto, Ba tiene menor tamaño que Cs.

Atendiendo los criterios anteriores, el orden creciente de tamaños atómicos es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.148. La electronegatividad atómica cambia a lo largo de un periodo y a través de un grupo. En general, bajando en un grupo, y recorriendo un periodo de izquierda a derecha, estos cambios son:

- a) Aumenta, aumenta
- b) Aumenta, disminuye
- c) Disminuye, aumenta
- d) Disminuye, disminuye

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i , y de la afinidad electrónica, E_{ea} , de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades.

La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, **la electronegatividad de un átomo en un:**

- **grupo disminuye al aumentar** el valor del número de capas electrónicas, n
- **periodo aumenta al aumentar** el valor del número atómico, Z .

La respuesta correcta es la **c**.

3.149. ¿Qué ecuación representa la primera energía de ionización del calcio?

- a) $\text{Ca(s)} \rightarrow \text{Ca}^+(\text{g}) + \text{e}^-$
- b) $\text{Ca(g)} \rightarrow \text{Ca}^+(\text{g}) + \text{e}^-$
- c) $\text{Ca}^+(\text{g}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{g}) + \text{e}^-$
- d) $\text{Ca}^{2+}(\text{g}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ca}^+(\text{g})$

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La energía de ionización, E_i , es la energía que debe absorber un átomo en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo. La ecuación química correspondiente al proceso es:



La respuesta correcta es la **b**.

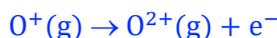
3.150. ¿Qué proceso requiere mayor cantidad de energía?

- a) $\text{O(g)} \rightarrow \text{O}^+(\text{g}) + \text{e}^-$
- b) $\text{O}^+(\text{g}) \rightarrow \text{O}^{2+}(\text{g}) + \text{e}^-$
- c) $\text{O}^{2-}(\text{g}) \rightarrow \text{O}^-(\text{g}) + \text{e}^-$
- d) $\text{O(g)} + \text{e}^- \rightarrow \text{O}^-(\text{g})$

(O.Q.L. Valencia 2010)

▪ Los procesos propuestos en a) y b) se corresponden la energía de la primera y segunda ionización, respectivamente. Se trata de procesos endotérmicos en los que se requiere energía.

Como la carga nuclear efectiva del O^+ es mayor que la del O el electrón del primero está más fuertemente atraído por el núcleo, por tanto, **la energía asociada a la segunda ionización:**



es mayor que la correspondiente a la primera.

▪ El proceso propuesto en c) es el opuesto al correspondiente a la segunda afinidad electrónica del oxígeno. La energía asociada a este proceso tiene signo positivo debido a que se trata de introducir un electrón en una especie con carga negativa, la energía del proceso c) tendrá signo contrario, es decir, se libera energía en el proceso.

▪ El proceso propuesto en d) es el correspondiente a la primera afinidad electrónica del oxígeno. Se trata de un proceso exotérmico en el que se libera energía.

La respuesta correcta es la **b**.

3.151. De los siguientes átomos el de mayor afinidad electrónica es:

- a) Cl
- b) Br
- c) F
- d) I

(O.Q.L. Valencia 2010)

La afinidad electrónica, E_{ea} , de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón.

Esta afinidad será tanto mayor cuanto menor sea su tamaño y mayor su carga nuclear efectiva.

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La afinidad electrónica le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z).

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	F	Cl	Br	I
Estr. Elect.	[He] $2s^2 2p^5$	[Ne] $3s^2 3p^5$	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^5$	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^5$
Z_{ef} (aprox.)	7	7	7	7
n	2	3	4	5

El **cloro es el elemento con mayor afinidad electrónica de la tabla periódica** ya que combina una elevada carga y un tamaño adecuado que hace que la repulsión interelectrónica no sea tan elevada cuando se incorpora el nuevo electrón.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_{ea} (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{Cl} (-349) > \text{F} (-328) > \text{Br} (-325) > \text{I} (-270)$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Esta cuestión coincide con el apartado e de la cuestión propuesta en País Vasco 2009).

3.152. De los siguientes elementos indique el que posee mayor afinidad electrónica:

- a) Cl
- b) N
- c) O
- d) S

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

La afinidad electrónica de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón y la mayor afinidad electrónica le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z).

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	N	O	S	Cl
Estr. Elect.	[He] $2s^2 2p^3$	[He] $2s^2 2p^4$	[Ne] $3s^2 3p^4$	[Ne] $3s^2 3p^5$
Z_{ef} (aprox.)	5	6	6	7
n	2	2	3	3

De acuerdo con los valores de la tabla, el **cloro es el elemento con mayor afinidad electrónica de la tabla periódica** ya que combina una elevada carga y un tamaño adecuado que hace que la repulsión interelectrónica no sea tan elevada cuando se incorpora el nuevo electrón.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la afinidad electrónica (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{Cl} (-349) > \text{S} (-200) > \text{O} (-181) > \text{N} (-7)$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.153. El orden de energía de ionización de los siguientes elementos es:

- a) $\text{Cl} > \text{S} > \text{Fe} > \text{Na}$
- b) $\text{S} > \text{Cl} > \text{Na} > \text{Fe}$
- c) $\text{Na} > \text{Fe} > \text{S} > \text{Cl}$
- d) $\text{Fe} > \text{Na} > \text{S} > \text{Cl}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	S	Cl	Fe
Estr. Elect.	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2 3p^4$	[Ne] $3s^2 3p^5$	[Ar] $4s^2 3d^6$
Z_{ef} (aprox.)	1	6	7	2
n	3	3	3	4

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla, salvo el caso del Fe, se trata de elementos del mismo periodo (mismo valor de n) por lo que el factor determinante del valor de la energía de ionización es Z_{ef} , por tanto, el valor máximo le corresponde al Cl, seguido del S que tiene menos carga efectiva. Por otra parte, los valores menores corresponden a Fe y Na, pero Na tiene menor energía de ionización debido a que su carga efectiva es más pequeña.

El orden decreciente de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) para estos elementos es:

$$\text{Cl} > \text{S} > \text{Fe} > \text{Na}$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{Cl} (1.251) > \text{S} (1.000) > \text{Fe} (763) > \text{Na} (496)$$

La respuesta correcta es la a.

3.154. Dadas las configuraciones electrónicas de los átomos:

$$A = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \quad B = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$$

- B tiene que ser calcio.
- A y B pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica.
- El radio atómico de A es menor que el de B.
- La energía de ionización de B es mayor que la de A.

(O.Q.L. Murcia 2010)

a-b) Falso. De acuerdo con las configuraciones electrónicas de ambos elementos se ve que se trata de elementos del mismo periodo ($n = 3$). El elemento A tiene un electrón de valencia (s^1) por lo que pertenece al grupo 1 de la tabla periódica y se trata del sodio; mientras que elemento B tiene dos electrones de valencia (s^2) por lo que pertenece al grupo 2 y se trata del magnesio.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	A (Na)	B (Mg)
Estr. Elect.	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2$
Z_{ef} (aprox.)	1	2
n	3	3

c) Falso. El radio de los elementos de un periodo disminuye conforme aumenta la carga nuclear Z del elemento, por tanto, el radio del elemento A (Na) es mayor que el del elemento B (Mg).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos (pm) son, Na (186) y Mg (160).

d) **Verdadero.** La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z). De acuerdo con los valores de la tabla, se trata del elemento B (Mg).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son, Na (496) y Mg (738).

La respuesta correcta es la d.

3.155. ¿Cuál de las siguientes propuestas corresponde al orden creciente correcto de radio atómico y energía de ionización, respectivamente?

- a) S, O, F, y F, O, S
- b) F, S, O, y O, S, F
- c) S, F, O, y S, F, O
- d) F, O, S, y S, O, F
- e) O, F, S y O, F, S

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017) (O.Q.L. Extremadura 2019)

- El azufre (S) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16.
- El oxígeno (O) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8.
- El flúor (F) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9.

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	O	F	S
Estr. Elect.	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
Z_{ef} (aprox.)	6	7	6
n	2	2	3

Siendo elementos de diferentes periodos, O y F ($n = 2$) y S ($n = 3$), el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, por tanto, O y F tienen menor tamaño que S.

Respecto elementos de un mismo periodo, es la carga nuclear efectiva el factor determinante del tamaño. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que hace que la atracción nuclear sea mayor, por tanto, el tamaño será menor. Por tanto, el tamaño del F es menor que el del O.

Atendiendo los criterios anteriores, el orden creciente de radios atómicos es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos (pm) son:

$$F (72) < O (73) < S (104)$$

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor valor de Z_{ef} (Z), se trata del S. Los otros dos elementos son del segundo periodo ($n = 2$), por lo que para ellos la energía de ionización únicamente depende del valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla, la mayor energía de ionización le corresponde al F.

El orden creciente de energías de ionización es:

$$S < O < F$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$S (1.000) < O (1.314) < F (1.681)$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.156. Señale cuál de las propuestas es correcta:

- La energía de ionización es siempre exotérmica.
- Las energías de ionización sucesiva de un átomo son cada vez mayores.
- Los elementos alcalinos tienen valores de la primera energía de ionización mayores que los gases nobles del mismo periodo.
- La energía de ionización es la energía que hay que comunicar a un átomo en su estado fundamental para que gane un electrón.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

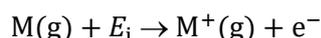
La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

a) Falso. La energía de ionización es la energía necesaria para extraer el electrón más débilmente atraído de un átomo en estado gaseoso. Corresponde al proceso:



E_i tiene valor positivo ya que se trata de una energía absorbida por lo que el proceso es endotérmico.

- Verdadero.** Conforme un átomo va perdiendo electrones aumenta su carga nuclear efectiva, Z_{ef} , y disminuye su tamaño con lo que va aumentando el valor de la energía de ionización.
- Falso. Dentro un periodo, la carga nuclear efectiva, Z_{ef} , es mínima para el elemento alcalino y máxima para el elemento gas noble, mientras que el valor de n se mantiene constante para ambos, por tanto, el valor de la energía de ionización es menor que el alcalino que para el gas noble.
- Falso. La energía de ionización corresponde al proceso en el que un átomo cede un electrón.

La respuesta correcta es la **b**.

3.157. El nitrógeno tiene número atómico igual a 7, luego se puede afirmar que el ion nitruro, N^{3-} , tiene:

- Un número atómico igual a 10.
- Tres electrones desapareados.
- El número atómico igual a 7.
- Un radio menor que el átomo de nitrógeno neutro.

(O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2016)

a-b) Falso. La configuración electrónica del nitrógeno ($Z = 7$) es $[\text{He}] 2s^2 2p^3$ y si capta tres electrones y completa el subnivel $2p$ se transforma en N^{3-} y adquiere configuración electrónica muy estable de gas noble $[\text{He}] 2s^2 2p^6$. La distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$ es:

2s	2p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, no presenta ningún electrón desapareado.

c) **Verdadero**. El número atómico coincide con el número de protones, que es el mismo que el de electrones. Este último cambia cuando se forma el ion.

d) Falso. Al formarse el anión disminuye la carga nuclear efectiva, lo que provoca una disminución en la atracción nuclear sobre los electrones y con ello un aumento del tamaño de la especie formada.

La respuesta correcta es la c.

3.158. Definiendo la electronegatividad como la tendencia que tiene un elemento para atraer electrones hacia sí mismo, el elemento más electronegativo será:

- Un gas noble
- Un alcalino
- El flúor
- El oxígeno

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i , y de la afinidad electrónica, E_{ea} , de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva.

El flúor es el elemento con mayor electronegatividad ya que combina una máxima carga nuclear efectiva con un menor radio atómico.

La respuesta correcta es la c.

3.159. Ordene los átomos Li, Be, B y Na de menor a mayor radio atómico:

- Li, Be, B, Na
- Li, Na, B, Be
- Na, Li, Be, B
- B, Be, Li, Na

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Sevilla 2018)

- El radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear y con ella carga nuclear efectiva. Esta es mínima al principio del periodo (grupo 1, alcalinos) y máxima al final (grupo 18, gases nobles).
- El radio dentro de un grupo crece a medida que aumenta el número de capas electrónicas, n .

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Li	Be	B	Na
Z	3	4	5	11
n	2	2	2	3

Separando al Na que se encuentra en el periodo $n = 3$, por lo que le corresponde el mayor radio, de los tres elementos restantes, el más grande será el Li que tiene menor carga nuclear ($Z = 3$) y el más pequeño será el B con mayor carga nuclear ($Z = 5$).

El orden creciente de radios atómicos es (pm):



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos (pm) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.160. Las siguientes series de átomos están ordenadas según su primera energía de ionización. ¿Cuál de ellas es correcta?

- a) Sn < As < Sr < Br
- b) Br < Sr < Sn < As
- c) Sr < Sn < As < Br
- d) Sr < As < Br < Sn

(O.Q.L. La Rioja 2011)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	As	Br	Sr	Sn
Estr. Elect.	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^3$	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^5$	[Kr] $5s^2$	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^2$
Z_{ef} (aprox.)	5	7	2	4
n	4	4	5	5

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . Los elementos con menor valor de n , As y Br, tienen mayor energía que ionización que los otros dos, Sr y Sn, que tienen un valor de n superior.

Entre los elementos As y Br, este último es el que posee el valor de Z_{ef} más elevado, por tanto, le corresponde una energía de ionización más alta. Se puede aplicar el mismo razonamiento a los dos elementos con valor de $n = 5$, lo que indica que la energía de ionización del Sn es mayor que la del Sr.

El orden creciente de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) para estos elementos es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **c**.

3.161. Conociendo que:

- I. El átomo a continuación del elemento X tiene una configuración de valencia $ns^2 np^5$.
- II. El átomo ubicado encima del elemento X, al ganar dos electrones, adquiere la configuración electrónica del gas noble argón ($Z = 18$).

Se puede asegurar que Z para el elemento X es:

- a) 33
- b) 34
- c) 35
- d) 36
- e) 32

(O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2016)

I. Si el átomo que se encuentra a continuación del elemento X tiene una configuración de valencia $ns^2 np^5$ quiere decir que la que le corresponde al elemento X es $ns^2 np^4$. Por tanto, **el elemento X pertenece al grupo 16** de la tabla periódica.

II. Si átomo ubicado encima del elemento X después de ganar dos electrones adquiere la configuración electrónica del argón ($Z = 18$), quiere decir que ese elemento pertenece al periodo 3, por tanto, **el elemento X pertenece al periodo 4**.

Al **elemento X** le corresponde una configuración electrónica abreviada $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^4$, por lo que sumando los superíndices se obtiene que su número atómico es, $Z = 34$.

La respuesta correcta es la **a**.

3.162. En base a la configuración electrónica, analice si las afirmaciones dadas a continuación son falsas (F) o verdaderas (V).

I. El elemento $Z = 30$ tiene llenos sus orbitales $3d$.

II. El elemento ubicado en el grupo 14, tercer periodo, es diamagnético.

III. Si los números cuánticos del electrón diferenciador del catión M^{2+} son: $n = 3$, $l = 2$, $m_l = -2$, $m_s = -\frac{1}{2}$; se puede asegurar que el número atómico del elemento es 25.

La opción correcta es:

a) VFF b) FVF c) VVF d) FFV e) VVV

(O.Q.L. Cantabria 2011)

I. Verdadero. El elemento de número atómico $Z = 30$ tiene la siguiente configuración electrónica abreviada $[Ar] 4s^2 3d^{10}$. La distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ es:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Como se observa, tiene los cinco orbitales $3d$ del subnivel llenos.

II. Falso. Los elementos del grupo 14 de la tabla periódica tienen la siguiente configuración electrónica externa $ns^2 (n-1)d^{10} np^2$. De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

les corresponde una distribución de los electrones en los orbitales ns y np :

ns	np		
↑↓	↑	↑	

Como se observa, sí presentan electrones desapareados, por tanto, no son especies diamagnéticas.

III. Falso. Si el electrón diferenciador del catión M^{2+} tiene la siguiente combinación de números cuánticos:

- $n = 3 \rightarrow$ tercer nivel de energía o periodo
- $l = 2 \rightarrow$ subnivel de energía d
- $m_l = -2 \rightarrow$ se han ocupado todos los orbitales $3d$ con valores 2, 1, 0, -1, -2
- $m_s = -\frac{1}{2} \rightarrow$ de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli todos los electrones de los orbitales $3d$ tienen espines opuestos

Por tanto, el catión M^{2+} debe tener la siguiente configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$. Esto quiere decir que ha perdido los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran en el orbital $4s$ y sumando los superíndices se obtiene que su número atómico es, $Z = 30$.

La respuesta correcta es la **a**.

3.163. La siguiente información sirve para responder esta pregunta y las tres que le siguen:

- I. El elemento Aa tiene configuración ns^2 en su capa de valencia.
- II. El elemento Bb, que está en el mismo grupo de Aa, tiene mayor radio atómico que Aa y se encuentra en el cuarto periodo.
- III. El elemento Vv está en el mismo periodo que Aa y los cuatro números cuánticos de su electrón diferenciador son: $n = 3$, $l = 1$, $m_l = +1$ y $m_s = +\frac{1}{2}$.
- IV. El elemento Xx tiene configuración en su capa de valencia $ns^2 np^3$ y tiene mayor energía de ionización que Vv.
- V. Si al elemento Xx se le añaden dos electrones en su capa de valencia adquiere la configuración electrónica del elemento Zz.

El elemento que tiene mayor afinidad electrónica es:

- a) Aa b) Zz c) Vv d) Xx e) Bb

(O.Q.L. Cantabria 2011)

I. Si el elemento Aa tiene configuración ns^2 en su capa de valencia es que pertenece al grupo 2 de la tabla periódica.

II. Si el elemento Bb está en el mismo grupo de Aa y se encuentra en el cuarto periodo, el elemento Bb es el calcio (Ca).

III. Si el elemento Vv está en el mismo periodo que el Aa y sus cuatro números cuánticos son:

- $n = 3 \rightarrow$ tercer nivel de energía o periodo
- $l = 1 \rightarrow$ subnivel de energía p
- $m_l = +1 \rightarrow$ es de suponer que se ha ocupado el primer orbital $3p$
- $m_s = +\frac{1}{2} \rightarrow$ no se ha completado el orbital $3p$

su configuración electrónica es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$, por tanto, se trata del aluminio (Al).

Como se sabe que el elemento Aa pertenece al tercer periodo y al grupo 2, este elemento es el magnesio (Mg).

IV. Si el elemento Xx tiene configuración electrónica en su capa de valencia $ns^2 np^3$ quiere decir que pertenece al grupo 15 de la tabla periódica; y si tiene mayor energía de ionización que el elemento Vv (que pertenece al periodo 3), debe estar situado en el segundo periodo, ya que la energía de ionización disminuye en un periodo al aumentar el valor de n . Por tanto, se trata del nitrógeno (N).

V. La configuración electrónica del elemento Zz es la que resulta de añadir dos electrones a la configuración electrónica del elemento Xx, por tanto, este pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica. Se trata del flúor (F).

La afinidad electrónica, E_{ea} , de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón.

Esta afinidad será tanto mayor cuanto menor sea su tamaño y mayor su carga nuclear efectiva.

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Aa (Mg)	Bb (Ca)	Vv (Al)	Xx (N)	Zz (F)
Estr. Elect.	$[\text{Ne}] 3s^2$	$[\text{Ar}] 4s^2$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$	$[\text{He}] 2s^2 2p^3$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$
Z_{ef} (aprox.)	2	2	3	5	7
n	3	4	3	2	2

La afinidad electrónica le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla, **el elemento Zz (flúor) es el que posee mayor afinidad electrónica.**

La respuesta correcta es la **b**.

3.164. El elemento que tiene mayor carácter metálico es:

- a) Aa
- b) Zz
- c) Vv
- d) Xx
- e) Bb

(O.Q.L. Cantabria 2011)

El carácter metálico de un elemento está relacionado con su facilidad para perder electrones y formar cationes. Este carácter decrece en:

- un grupo al aumentar Z_{ef}
- un periodo al aumentar n

El **elemento Bb (calcio) es el elemento con mayor carácter metálico** ya que combina una baja carga efectiva y un valor de n elevado.

La respuesta correcta es la **e**.

3.165. Entre los elementos Aa, Xx y Zz, tiene mayor radio:

- a) Xx
- b) Aa
- c) Zz
- d) Son iguales
- e) No puede saberse.

(O.Q.L. Cantabria 2011)

- El radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear y con ella carga nuclear efectiva, Z_{ef} . Esta es mínima al principio del periodo (grupo 1, alcalinos) y máxima al final (grupo 18, gases nobles).
- El radio dentro de un grupo crece a medida que aumenta el número de capas electrónicas (n).

De acuerdo con la tabla que aparece anteriormente, de los tres elementos propuestos Aa (magnesio), Xx (N) y Zz (F), es el **elemento Aa (magnesio) el que tiene mayor radio.**

La respuesta correcta es la **c**.

3.166. La energía de ionización del elemento Bb con respecto a los demás elementos:

- a) Es la mayor.
- b) Es la menor.
- c) Es mayor que la de Aa.
- d) No cambia.
- e) Ninguna es correcta.

(O.Q.L. Cantabria 2011)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

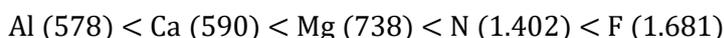
$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

De acuerdo con los valores de la tabla que aparece anteriormente, el **elemento Bb (calcio) debería ser el que tiene menor energía de ionización**, sin embargo, existe una anomalía que se debe a que el único electrón p^1 del **aluminio** se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **e**.

3.167. Indique la respuesta correcta. Los números atómicos de tres elementos consecutivos de una misma familia de transición son:

- a) 28, 47, 76
- b) 38, 56, 88
- c) 39, 57, 89
- d) 31, 49, 81
- e) 19, 37, 55

(O.Q.L. Valencia 2011)

Los metales de transición son aquellos elementos que envían su electrón diferenciador al subnivel de energía d .

a) Falso. Son tres metales de transición pero de distinta familia.

- La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 28$ es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$. El valor máximo de $n = 4$ indica que se trata de un elemento del cuarto periodo de la tabla periódica, y la suma de los superíndices igual a 10 indica que pertenece al grupo 10. Es el níquel (Ni), un metal de transición.

- La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 47$ es $[\text{Kr}] 5s^1 4d^{10}$. El valor máximo de $n = 5$ indica que se trata de un elemento del quinto periodo de la tabla periódica, y la suma de los superíndices igual a 11 indica que pertenece al grupo 11. Es la plata (Ag), un metal de transición.

- La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 76$ es $[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^2 5d^6$. El valor máximo de $n = 6$ indica que se trata de un elemento del sexto periodo de la tabla periódica, y la suma de los superíndices (excepto subnivel f) igual a 8 indica que pertenece al grupo 8. Es el osmio (Os), un metal de transición.

b) Falso. Son tres metales alcalinotérreos.

- La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 38$ es $[\text{Kr}] 5s^2$. El valor máximo de $n = 5$ indica que se trata de un elemento del cuarto periodo de la tabla periódica, y la suma de los superíndices igual a 2 indica que pertenece al grupo 2. Es el estroncio (Sr), un metal alcalinotérreo.

- La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 56$ es $[\text{Xe}] 6s^2$. El valor máximo de $n = 6$ indica que se trata de un elemento del sexto periodo de la tabla periódica, y la suma de los superíndices igual a 2 indica que pertenece al grupo 2. Es el bario (Ba), un metal alcalinotérreo.

- La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 88$ es $[\text{Rn}] 7s^2$. El valor máximo de $n = 7$ indica que se trata de un elemento del sexto periodo de la tabla periódica, y la suma de los superíndices igual a 2 indica que pertenece al grupo 2. Es el radio (Ra), un metal alcalinotérreo.

c) **Verdadero**. Son tres metales de transición del grupo 3.

- La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 39$ es $[\text{Kr}] 5s^2 4d^1$. El valor máximo de $n = 5$ indica que se trata de un elemento del quinto periodo de la tabla periódica, y la suma de los superíndices igual a 3 indica que pertenece al **grupo 3**. Es el **itrio (Y)**, un metal de transición.

- La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 57$ es $[\text{Xe}] 6s^2 5d^1$. El valor máximo de $n = 6$ indica que se trata de un elemento del sexto periodo de la tabla periódica, y la suma de los superíndices igual a 3 indica que pertenece al **grupo 3**. Es el **lantano (La)**, un metal de transición.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 89$ es $[\text{Rn}] 7s^2 6d^1$. El valor máximo de $n = 7$ indica que se trata de un elemento del séptimo periodo de la tabla periódica, y la suma de los superíndices igual a 3 indica que pertenece al grupo 3. Es el actinio (Ac), un metal de transición.

d) Falso. Son tres metales del grupo 13.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 31$ es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$. El valor máximo de $n = 4$ indica que se trata de un elemento del cuarto periodo de la tabla periódica, y la suma de los superíndices igual a 13 indica que pertenece al grupo 13. Es el galio (Ga), un metal.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 49$ es $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^1$. El valor máximo de $n = 5$ indica que se trata de un elemento del quinto periodo de la tabla periódica, y la suma de los superíndices igual a 13 indica que pertenece al grupo 13. Es el indio (In), un metal.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 81$ es $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^1$. El valor máximo de $n = 6$ indica que se trata de un elemento del sexto periodo de la tabla periódica, y la suma de los superíndices igual a 13 indica que pertenece al grupo 13. Es el talio (Tl), un metal.

e) Falso. Son tres metales alcalinos.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 19$ es $[\text{Ar}] 4s^1$. El valor máximo de $n = 4$ indica que se trata de un elemento del cuarto periodo de la tabla periódica, y la suma de los superíndices igual a 1 indica que pertenece al grupo 1. Es el potasio (K), un metal alcalino.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 37$ es $[\text{Kr}] 5s^1$. El valor máximo de $n = 5$ indica que se trata de un elemento del quinto periodo de la tabla periódica, y la suma de los superíndices igual a 1 indica que pertenece al grupo 1. Es el rubidio (Rb), un metal alcalino.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 55$ es $[\text{Xe}] 6s^1$. El valor máximo de $n = 6$ indica que se trata de un elemento del sexto periodo de la tabla periódica, y la suma de los superíndices igual a 1 indica que pertenece al grupo 1. Es el cesio (Cs), un metal alcalino.

La respuesta correcta es la c.

3.168. ¿Cuál es el orden correcto para los valores de la primera energía de ionización de los elementos siguientes?

a) $\text{He} < \text{Li} < \text{F} < \text{Ne}$

b) $\text{He} > \text{Li} < \text{F} < \text{Ne}$

c) $\text{He} > \text{Li} > \text{F} > \text{Ne}$

d) $\text{He} > \text{Li} > \text{F} < \text{Ne}$

(O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. Galicia 2015) (O.Q.L. Baleares 2016)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor de Z_{ef} (Z).

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	He	Li	F	Ne
Z	2	3	9	10
Estr. Elect.	$1s^2$	$[\text{He}] 2s^1$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$
Z_{ef} (aprox.)	2	1	7	8
n	1	2	2	2

El helio es elemento de la tabla periódica que posee la primera energía de ionización más elevada. Esto se debe a que la carga nuclear efectiva es muy grande para un elemento tan pequeño.

De los elementos del segundo periodo la menor energía de ionización le corresponde a litio, mínima Z_{ef} , y la mayor al neón, máxima Z_{ef} .

El orden creciente de la primera energía de ionización (kJ mol^{-1}) para estos elementos es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.169. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- La adición de un electrón al O^- es un proceso endotérmico.
- La pérdida de un electrón del Li(g) es un proceso exotérmico.
- La adición de un electrón al F(g) es un proceso endotérmico.
- La pérdida de un electrón del H(g) es un proceso exotérmico.

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

a) **Verdadero.** El proceso propuesto es el correspondiente a la segunda afinidad electrónica del oxígeno. Se trata de un **proceso endotérmico** ya que se trata de introducir un electrón en una especie con carga negativa.

b-d) Falso. El proceso propuesto es el correspondiente a la formación de un catión y la energía asociada al mismo es la energía de ionización. Esta se define como la energía necesaria para extraer el electrón más alejado del núcleo de un átomo en estado gaseoso, por tanto se trata de un proceso endotérmico.

c) Falso. El proceso propuesto es el correspondiente a la formación de un anión y la energía asociada al mismo es la afinidad electrónica. Esta se define como la energía que se desprende cuando un átomo en estado gaseoso capta un electrón, por tanto se trata de un proceso exotérmico.

La respuesta correcta es la **a**.

3.170. Si se ordenan de menor a mayor electronegatividad los elementos siguientes: aluminio, magnesio, nitrógeno, potasio y silicio, quedarán así:

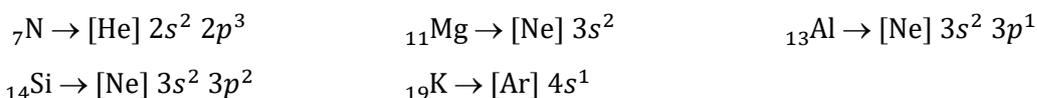
- $\text{K} < \text{Mg} < \text{Al} < \text{Si} < \text{N}$
- $\text{Mg} < \text{K} < \text{Al} < \text{Si} < \text{N}$
- $\text{K} < \text{Al} < \text{Mg} < \text{Si} < \text{N}$
- $\text{K} < \text{Mg} < \text{Al} < \text{N} < \text{Si}$

(O.Q.L. País Vasco 2011)

La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i , y de la afinidad electrónica, E_{ea} , de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor del número cuántico principal n
- periodo al aumentar el valor del número atómico.

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:



Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

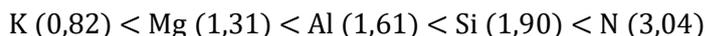
Elemento	N	Mg	Al	Si	K
Z_{ef} (aprox.)	5	2	3	4	1
n	2	3	3	3	4

De acuerdo con los valores de la tabla, el mayor valor de electronegatividad le corresponde al N, y el menor al K. Los tres restantes elementos, del mismo periodo, se ordenan de menor a mayor de acuerdo con sus cargas efectivas, Mg, Al y Si.

El orden creciente de electronegatividad es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de χ según Pauli son:



La respuesta correcta es la a.

3.171. De los elementos con números atómicos 4, 11, 17 y 33, el más electronegativo es:

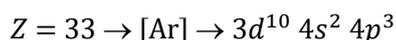
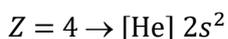
- a) 4
- b) 11
- c) 17
- d) 33

(O.Q.L. Murcia 2012)

La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i , y de la afinidad electrónica, E_{ea} , de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- Grupo al disminuir el número de capas electrónicas, n .
- Periodo al aumentar el valor del número atómico, Z .

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:



Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	4	11	17	33
Z_{ef} (aprox.)	2	1	7	5
n	2	3	3	4

Teniendo en cuenta los valores de la tabla, el elemento con **mayor electronegatividad** es el que tiene mayor valor de Z_{ef} y menor valor de n , se trata del elemento con número atómico $Z = 17$.

La respuesta correcta es la c.

3.172. En los siguientes iones, ¿cuál es la clasificación correcta según el orden decreciente de tamaño?

- a) S^{2-} , Br^- , K^+ , Ca^{2+}
- b) Br^- , S^{2-} , K^+ , Ca^{2+}
- c) K^+ , Ca^{2+} , S^{2-} , Br^-
- d) Ca^{2+} , K^+ , S^{2-} , Br^-

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- El azufre (S) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número

atómico es 16. La configuración electrónica del ion S^{2-} es $[Ne] 3s^2 3p^6$ ya que capta dos electrones y completa el subnivel $3p$.

▪ El bromo (Br) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 35. La configuración electrónica del ion Br^- es $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^5$ ya que capta un electrón y completa el subnivel $4p$.

▪ El calcio (Ca) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ar] 4s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 20. La configuración electrónica del ion Ca^{2+} es $[Ne] 3s^2 3p^6$ ya que cede los dos electrones del subnivel $4s$.

▪ El potasio (K) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ar] 4s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 19. La configuración electrónica del ion K^+ es $[Ne] 3s^2 3p^6$ ya que cede el electrón del subnivel $4s$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan **isoelectrónicas**, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, **el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico**.

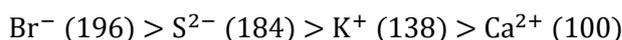
El ion Br^- es el de mayor tamaño de todos los propuestos ya que que el bromo es un elemento del cuarto periodo, mientras que el resto son iones de elementos del tercer periodo y el tamaño de una especie crece conforme aumenta el número de capas electrónicas.

El resto, son especies que tienen la misma configuración electrónica, $[Ne] 3s^2 3p^6$ y que se denominan isoelectrónicas, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico.

El orden correcto de radios iónicos es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:



La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2009 y La Rioja 2009).

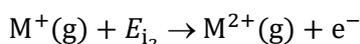
3.173. Señale la especie química para la cuál es mayor la energía necesaria para arrancarle otro electrón:

- a) Na^+
- b) Mg^+
- c) Al^+
- d) Cl^+

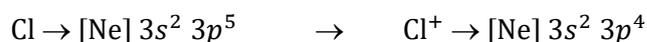
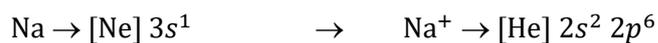
(O.Q.L. Asturias 2012)

La segunda energía de ionización, E_{i_2} , se define como:

“la energía que debe absorber un ion M^+ en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo”.



Las configuraciones electrónicas de los elementos dados y de sus respectivos iones monopositivos son, respectivamente:



La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede escribir la siguiente tabla:

Especie	Na ⁺	Mg ⁺	Al ⁺	Cl ⁺
Z	11	12	13	17
Estr. Elect.	[He] 2s ² 2p ⁶	[Ne] 3s ¹	[Ne] 3s ²	[Ne] 3s ² 3p ⁴
Z_{ef} (aprox.)	8	1	2	6
n	2	3	3	3

Tendrá mayor segunda energía de ionización la especie que presente menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores la tabla, se trata del Na⁺.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la segunda energía de ionización (kJ mol⁻¹) son:

$$\text{Mg}^+ (1.450) < \text{Al}^+ (1.816) < \text{Cl}^+ (2.297) < \text{Na}^+ (4.562)$$

La respuesta correcta es la a.

3.174. ¿Cuál de las afirmaciones no es correcta para el elemento de $Z = 80$?

- Es un metal.
- Es un elemento del grupo 12.
- Es un elemento del sexto periodo.
- Es un sólido a temperatura ambiente y a la presión atmosférica.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

El elemento de $Z = 80$ tiene la configuración electrónica abreviada [Xe] 4f¹⁴ 5d¹⁰ 6s². La suma de los superíndices indica que pertenece al grupo 12 y el valor máximo de $n = 6$ indica que pertenece al sexto periodo. Se trata del mercurio (Hg), un metal de transición que es líquido a 25 °C y 1 atm.

La respuesta correcta es la d.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla-La Mancha 2004, 2008, 2009, 2010 y 2011).

3.175. ¿Qué grupos de la tabla periódica tienen elementos en estado sólido, líquido y gas a 25 °C y 1 atm?

- Grupo 1 (Li-Cs) (Metales alcalinos)
- Grupo 15 (N-Bi) (Nitrogenoideos)
- Grupo 16 (O-Te) (Anfígenos)
- Grupo 17 (F-I) (Halógenos)

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. Madrid 2013)

a) Falso. El grupo 1 no tiene elementos gaseosos, ya que el hidrógeno no puede considerarse un elemento alcalino. Además, cesio no funde hasta los 301,7 K, por tanto, en las condiciones dadas es sólido.

b-c) Falso. Los grupos 15 y 16 no tienen elementos líquidos.

d) **Verdadero**. Flúor y cloro son elementos gaseosos en las condiciones dadas. El bromo es un elemento líquido que no vaporiza hasta los 332 K. El yodo es un elemento sólido que no funde hasta los 386,9 K.

La respuesta correcta es la **d**.

3.176. ¿Cuál de los siguientes iones tiene un radio más próximo al del ion litio, Li^+ ?

- a) Na^+
- b) Be^{2+}
- c) Mg^{2+}
- d) Al^{3+}

(O.Q.L. Madrid 2012) (O.Q.L. Galicia 2012)

El radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear y con ella carga nuclear efectiva. Esta es mínima al principio del periodo (grupo 1, alcalinos) y máxima al final (grupo 18, gases nobles).

El radio dentro de un grupo crece a medida que aumenta el número de capas electrónicas, n .

- El litio (Li) es un elemento que pertenece al grupo 1 periodo 2 de la tabla periódica.
- El berilio (Be) es un elemento que pertenece al grupo 2 periodo 2 de la tabla periódica.
- El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 periodo 3 de la tabla periódica.
- El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 periodo 3 de la tabla periódica.
- El aluminio (Al) es un elemento que pertenece al grupo 13 periodo 3 de la tabla periódica.

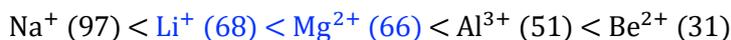
El ion Na^+ es mucho más grande que el ion Li^+ ya que tiene una capa electrónica más ($n = 3$) que el ion Li^+ ($n = 2$) y una carga nuclear similar.

El ion Al^{3+} es más pequeño que el ion Li^+ ya que aunque tiene una capa electrónica más ($n = 3$) que el ion Li^+ ($n = 2$) tiene una carga nuclear mucho mayor.

El ion Be^{2+} corresponde a un elemento del mismo periodo ($n = 2$) lo que haría pensar que su radio sería el más cercano al del ion Li^+ , sin embargo, el tener elevada carga nuclear hace que su tamaño se reduzca considerablemente.

El ion Mg^{2+} es el que tiene un **tamaño similar** al del ion Li^+ ya que aunque tiene una capa electrónica más ($n = 3$) este efecto queda compensado por tener una carga nuclear mayor, aunque no tan alta como la del Al^{3+} .

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.177. Los siguientes elementos se encuentran ordenados por su energía de ionización creciente. Indique cuál es el orden correcto:

- a) $\text{Na} < \text{Mg} < \text{Al} < \text{Si} < \text{P} < \text{Cl} < \text{Ar}$
- b) $\text{Na} < \text{Mg} < \text{Al} < \text{Si} < \text{S} < \text{P} < \text{Cl} < \text{Ar}$
- c) $\text{Na} < \text{Al} < \text{Mg} < \text{Si} < \text{S} < \text{P} < \text{Cl} < \text{Ar}$
- d) $\text{Na} < \text{Al} < \text{Mg} < \text{Si} < \text{S} < \text{P} < \text{Cl} = \text{Ar}$
- e) $\text{Na} < \text{Al} < \text{Mg} < \text{Si} < \text{S} = \text{P} < \text{Cl} < \text{Ar}$

(O.Q.L. Valencia 2012)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Z	11	12	13	14	15	16	17	18
Estr. Elect.	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2$	[Ne] $3s^2 3p^1$	[Ne] $3s^2 3p^2$	[Ne] $3s^2 3p^3$	[Ne] $3s^2 3p^4$	[Ne] $3s^2 3p^5$	[Ne] $3s^2 3p^6$
Z_{ef} (aprox.)	1	2	3	4	5	6	7	8
n	3	3	3	3	3	3	3	3

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} , pero como se trata de elementos del tercer periodo la energía de ionización solo depende del valor de la carga nuclear efectiva. No obstante, se registran un par de anomalías en las parejas Mg-Al y P-S.

- La anomalía existente en el caso de los elementos magnesio y aluminio se debe a que el único electrón p^1 del aluminio se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía.
- La anomalía existente en el caso de los elementos fósforo y azufre se debe a que, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

el fósforo tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, sin embargo, el azufre tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón.

Fósforo				Azufre			
3s	3p			3s	3p		
↑↓	↑	↑	↑	↑↓	↑↓	↑	↑

El orden correcto de los elementos propuestos por energías de ionización crecientes es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la c.

3.178. Las siguientes especies se encuentran ordenadas por tamaño creciente. Indique el orden correcto:

- $\text{Na}^+ < \text{Mg}^{2+} < \text{Al}^{3+} < \text{F}^- < \text{O}^{2-} < \text{N}^{3-}$
- $\text{N}^{3-} < \text{O}^{2-} < \text{F}^- < \text{Al}^{3+} < \text{Mg}^{2+} < \text{Na}^+$
- $\text{Al}^{3+} < \text{Mg}^{2+} < \text{Na}^+ < \text{F}^- < \text{O}^{2-} < \text{N}^{3-}$
- $\text{Na}^+ < \text{Mg}^{2+} < \text{Al}^{3+} < \text{N}^{3-} < \text{F}^- < \text{O}^{2-}$
- $\text{Al}^{3+} < \text{Mg}^{2+} < \text{Na}^+ < \text{F}^- = \text{O}^{2-} = \text{N}^{3-}$

(O.Q.L. Valencia 2012)

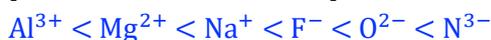
Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- El aluminio (Al) es un elemento que pertenece al grupo 13 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 13. La configuración electrónica del ion Al^{3+} es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que cede tres electrones de su capa más externa.

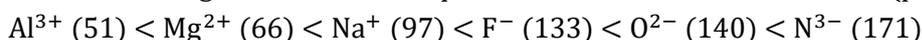
- El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12. La configuración electrónica del ion Mg^{2+} es [He] $2s^2 2p^6$ ya que cede los dos electrones del subnivel $3s$.
- El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion Na^+ es [He] $2s^2 2p^6$ ya que cede el electrón del subnivel $3s$.
- El flúor (F) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^2 2p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9. La configuración electrónica del ion F^- es [He] $2s^2 2p^6$ ya que capta un electrón y completa el subnivel $2p$.
- El oxígeno (O) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^2 2p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8. La configuración electrónica del ion O^{2-} es [He] $2s^2 2p^6$ ya que capta dos electrones y completa el subnivel $2p$.
- El nitrógeno (N) es un elemento que pertenece al grupo 15 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^2 2p^3$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 7. La configuración electrónica del ion N^{3-} es [He] $2s^2 2p^6$ ya que capta tres electrones y completa el subnivel $2p$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico.

Las especies iónicas ordenadas por tamaño creciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:



La respuesta correcta es la c.

3.179. Si la configuración electrónica de un átomo es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ indique la afirmación correcta:

- a) Es un no metal.
- b) Tiene tendencia a ganar electrones.
- c) Tiene tendencia a compartir electrones.
- d) Es un metal.

(O.Q.L. País Vasco 2012)

Dada la estructura electrónica, el valor máximo de $n = 4$ indica que se trata de un elemento del periodo 4 de la tabla periódica y que la suma de los superíndices de los orbitales $4s$ y $3d$ sea 12, que pertenece al grupo 12. Se trata del **zinc, un elemento metálico, que tiende a ceder los dos electrones del subnivel $4s$.**

La respuesta correcta es la d.

3.180. El orden creciente correcto de energías de ionización para los átomos Li, Na, C, O y F es:

- a) $Li < Na < C < O < F$
- b) $Na < Li < C < O < F$
- c) $F < O < C < Li < Na$
- d) $Na < Li < F < O < C$
- e) $Na < Li < C < F < O$

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014) (O.Q.L. Galicia 2017)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Li	C	O	F	Na
Z	3	6	8	9	11
Estr. Elect.	[He] $2s^1$	[He] $2s^2 2p^2$	[He] $2s^2 2p^4$	[He] $2s^2 2p^5$	[Ne] $3s^1$
Z_{ef} (aprox.)	1	4	6	7	1
n	2	2	2	2	3

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores la tabla, el orden creciente de la primera energía de ionización para estos elementos es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{Na} (496) < \text{Li} (520) < \text{C} (1.087) < \text{O} (1.314) < \text{F} (1.681)$$

La respuesta correcta es la **b**.

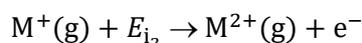
3.181. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la segunda energía de ionización más alta?

- a) Mg
- b) Cl
- c) S
- d) Ca
- e) Na

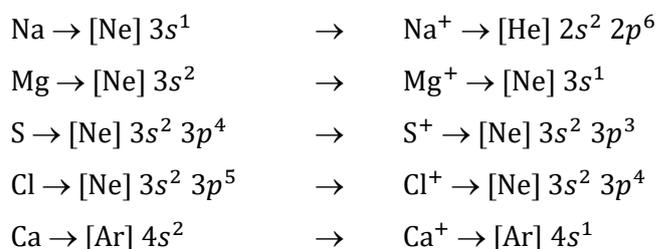
(O.Q.N. Alicante 2013)

La segunda energía de ionización, E_{i_2} , se define como:

“la energía que debe absorber un ion M^+ en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo”.



Las configuraciones electrónicas de los elementos dados y de sus respectivos iones monopositivos son, respectivamente:



La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Na ⁺	Mg ⁺	S ⁺	Cl ⁺	Ca ⁺
Z	11	12	16	17	20
Estr. Elect.	[He] 2s ² 2p ⁶	[Ne] 3s ¹	[Ne] 3s ² 3p ³	[Ne] 3s ² 3p ⁴	[Ar] 4s ¹
Z_{ef} (aprox.)	8	1	5	6	1
n	2	3	3	3	4

Tendrá **mayor segunda energía de ionización** el elemento que presente menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores la tabla, Se trata del Na⁺.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la segunda energía de ionización (kJ mol⁻¹) son:

$$\text{Ca}^+ (1.145) < \text{Mg}^+ (1.450) < \text{S}^+ (2.251) < \text{Cl}^+ (2.297) < \text{Na}^+ (4.562)$$

La respuesta correcta es la e.

3.182. De los siguientes conjuntos de átomos, indique cuál corresponde a elementos del mismo periodo:

- Ca, Cr, Cu y Cd
- Y, Ru, Ga, Se
- Sr, Pd, Sb y Xe
- Mg, Mn, Si, F

(O.Q.L. Extremadura 2013)

a) Falso. Pertenecen a diferentes periodos.

- El calcio (Ca) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ar] 4s².
- El cromo (Cr) es un elemento que pertenece al grupo 6 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ar] 4s¹ 3d⁵.
- El cobre (Cu) es un elemento que pertenece al grupo 11 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ar] 4s¹ 3d¹⁰.
- El cadmio (Cd) es un elemento que pertenece al grupo 12 y periodo 5 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Kr] 5s² 4d¹⁰.

b) Falso. Pertenecen a diferentes periodos.

- El itrio (Y) es un elemento que pertenece al grupo 3 y periodo 5 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Kr] 5s² 4d¹.
- El rutenio (Ru) es un elemento que pertenece al grupo 8 y periodo 5 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Kr] 5s² 4d⁶.
- El galio (Ga) es un elemento que pertenece al grupo 13 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p¹.
- El selenio (Se) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p⁴.

c) **Verdadero.** Pertenecen todos al quinto periodo.

- El estroncio (Sr) es un elemento que pertenece al grupo 2 y **periodo 5** de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Kr] 5s².
- El paladio (Pd) es un elemento que pertenece al grupo 8 y **periodo 5** de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Kr] 5s² 4d⁸.

▪ El antimonio (Sb) es un elemento que pertenece al grupo 15 y periodo 5 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^3$.

▪ El xenón (Xe) es un elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 5 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^6$.

d) Falso. Pertenecen a diferentes periodos.

▪ El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^2$.

▪ El manganeso (Mn) es un elemento que pertenece al grupo 7 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ar] $4s^2 3d^5$.

▪ El silicio (Si) es un elemento que pertenece al grupo 14 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^2 3p^2$.

▪ El flúor (F) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^2 2p^5$.

La respuesta correcta es la c.

3.183. El radio covalente del fósforo es 0,11 nm. ¿Cuál será el radio covalente del cloro?

a) 0,50 nm

b) 0,10 nm

c) 0,15 nm

d) 0,20 nm

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

Según el modelo atómico de Bohr (1913), una ecuación que proporciona el tamaño de los átomos es:

$$r = k \frac{n^2}{Z_{\text{ef}}}$$

siendo k una constante, Z_{ef} la carga nuclear efectiva del elemento y n el número cuántico principal del electrón diferenciador.

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La relación entre el tamaño del átomo de P y el de Cl es:

$$\frac{r(\text{P})}{r(\text{Cl})} = \frac{k \frac{3^2}{5}}{k \frac{3^2}{7}} = \frac{7}{5} \quad \rightarrow \quad r(\text{P}) > r(\text{Cl})$$

La respuesta correcta es la b.

3.184. La primera energía de ionización del helio es:

a) Mayor que la del hidrógeno.

b) Menor que la del neón.

c) Menor que la del litio.

d) No se puede ionizar.

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	H	He	Li	Ne
Z	1	2	3	10
Estr. Elect.	$1s^1$	$1s^2$	$[\text{He}] 2s^1$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$
Z_{ef} (aprox.)	1	2	1	8
n	1	1	2	2

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla, el **helio** es el elemento que combina una mayor carga nuclear efectiva con un menor tamaño, por ese motivo **es el elemento de la tabla periódica que posee la mayor energía de ionización**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{Li (520)} < \text{H (1.312)} < \text{Ne (2.081)} < \text{He (2.372)}$$

La respuesta correcta es la a.

3.185. Dadas las distribuciones electrónicas siguientes para los átomos neutros:

$$A = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \quad B = 1s^2 2s^2 2p^6 6p^1$$

¿Cuál de las afirmaciones siguientes es falsa?

- Para pasar de A a B se necesita energía.
- A representa a un átomo de sodio.
- A y B representan átomos de elementos distintos.
- Se requiere menor energía para arrancar un electrón de B que de A.
- B corresponde a un metal alcalino.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

a) Verdadero. El orbital $6p$ tiene mayor energía que el $3s$ por lo que el átomo debe absorber energía para tenga lugar dicha transición.

b-e) Verdadero. La configuración electrónica dada para el elemento A tiene 11 electrones, por tanto, se corresponde con la del átomo de sodio, metal alcalino, en el estado fundamental, mientras que la configuración B corresponde a un estado excitado del mismo ya que se ocupa antes el subnivel $6p$ que el $3s$.

c) **Falso**. Las configuraciones A y B tienen el mismo número de electrones, por tanto, corresponden a **un mismo elemento**.

d) Verdadero. El electrón del orbital $6p$ está más alejado del núcleo y por ese motivo es más fácil de arrancar.

La respuesta correcta es la c.

3.186. La configuración electrónica de un cierto elemento A es:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$$

¿Cuál de las afirmaciones siguientes es falsa?

- El número atómico del elemento es 38.
- Pertenece al grupo de los alcalinotérreos.
- Pertenece al 5º periodo de la T.P.
- Reaccionará con el oxígeno para formar un compuesto iónico de fórmula AO .
- Es un elemento de transición.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

a) Verdadero. La configuración electrónica propuesta tiene 38 electrones, por tanto, si se trata de un átomo neutro, este tiene 38 protones en su núcleo y ese es su número atómico.

b) Verdadero. Los elementos alcalinotérreos están incluidos en el grupo 2 y tienen una estructura electrónica externa en el estado fundamental ns^2 .

c) Verdadero. Se trata de un elemento del quinto periodo de la tabla periódica, ya que, el valor más alto que presenta de n es 5.

d) Verdadero. Los elementos alcalinotérreos tienden a perder los dos electrones del subnivel ns^2 y formar cationes A^{2+} . Por otra parte, el oxígeno tiene seis electrones en su capa de valencia y puede captar los dos electrones que cede el alcalinotérreo y formar el anión O^{2-} . Entre ambos iones existe una fuerte atracción electrostática y se forma un compuesto iónico de fórmula AO.

e) Falso. Un metal de transición tiene su electrón diferenciador en un subnivel d .

La respuesta correcta es la e.

3.187. ¿Qué átomo tiene el mayor radio atómico?

- a) S
- b) Cl
- c) Se
- d) Br

(O.Q.L. Madrid 2013)

▪ El radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear y con ella carga nuclear efectiva (Z_{ef}).

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

▪ El radio dentro de un grupo crece a medida que aumenta el número de capas electrónicas, n :

$$r = k \frac{n^2}{Z_{ef}}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	S	Cl	Se	Br
Z	16	17	34	35
Estr. Elect.	[Ne] $3s^2 3p^4$	[Ne] $3s^2 3p^5$	[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^4$	[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^5$
Z_{ef} (aprox.)	6	7	6	7
n	3	3	4	4

Eliminando al S y Cl que pertenecen al tercer periodo, por lo que les corresponde menor radio, de los dos elementos restantes, que están situados en el cuarto periodo, el que tiene mayor radio es el Se que tiene menor carga nuclear efectiva.

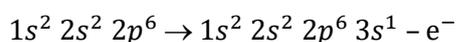
La respuesta correcta es la c.

3.188. La configuración electrónica de un ion monopositivo viene dada por $1s^2 2s^2 2p^6$. Marque la afirmación correcta sobre este elemento:

- a) Es un gas noble.
- b) Es un no metal.
- c) Pertenece al periodo 2.
- d) Tiene número atómico 11.

(O.Q.L. Asturias 2013)

A la vista de la configuración electrónica propuesta, se trata de un elemento que si cede un electrón para formar un catión monopositivo su configuración electrónica debería ser:



Atendiendo a la configuración electrónica obtenida, se trata de un elemento con un único electrón de valencia por lo que pertenece al **grupo 1 (metales alcalinos)** y **periodo 3** de la tabla periódica y cuyo **número atómico es 11** ya que posee ese número de electrones.

La respuesta correcta es la **d**.

3.189. Loonium y Burgium se encuentran en el mismo periodo, pero Burgium está en el grupo 4, mientras que Loonium está en el grupo 2. Con estos datos se puede afirmar que:

- Burgium se descompone después de 4 h, mientras que Loonium se descompone después de 2 h.
- Loonium tiene dos capas de electrones, mientras que Burgium tiene cuatro.
- Burgium tiene dos electrones más en su capa de valencia que Loonium.
- Loonium es dos veces más electronegativo que Burgium.

(O.Q.L. Murcia 2013)

- Falso. La posición de un elemento en la tabla periódica no tiene nada que ver con sus propiedades cinéticas.
- Falso. Si se encuentran en el mismo periodo tienen las mismas capas electrónicas.
- Verdadero.** Los elementos pertenecientes al grupo 2 tienen como estructura electrónica externa ns^2 , mientras la de los que pertenecen al grupo 4 es $ns^2 (n-1)d^2$.
- Falso. Por su posición en la tabla periódica, Burgium es más electronegativo que Loonium.

La respuesta correcta es la **c**.

3.190. Señale la respuesta correcta:

- La primera energía de ionización del N es mayor que la primera del O.
- La primera energía de ionización del N es igual que la segunda del O.
- La primera energía de ionización del N es menor que primera del O.
- La tercera energía de ionización del N es aproximadamente igual que la tercera del O.
- La quinta energía de ionización del N es aproximadamente igual que la sexta del O.

(O.Q.L. Valencia 2013)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Los elementos N ($Z = 7$) y O ($Z = 8$) pertenecen al segundo periodo de la tabla periódica ($n = 2$), por tanto el valor determinante para sus sucesivas energías de ionización es el valor de su carga nuclear efectiva, Z_{ef} . De acuerdo con lo expuesto, la energía de ionización del O debería ser mayor que la del N, sin embargo, se produce una anomalía que se debe a que, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

el nitrógeno tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, sin embargo, el oxígeno tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón.

Nitrógeno				Oxígeno			
2s		2p		2s		2p	
↑↓	↑	↑	↑	↑↓	↑↓	↑	↑

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$N (1.402) > O (1.314)$$

La respuesta correcta es la a.

3.191. Señale la respuesta correcta:

- Las siete primeras energías de ionización del Ne son siempre mayores que las correspondientes del F.
- Las siete primeras energías de ionización del Ne son siempre menores que las correspondientes del F.
- La segunda energía de ionización del F es menor que primera del Ne.
- La primera energía de ionización del F es mayor que la primera del Ne.
- La primera energía de ionización del F es igual que la segunda del Ne.

(O.Q.L. Valencia 2013)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Los elementos F ($Z = 9$) y Ne ($Z = 10$) pertenecen al segundo periodo de la tabla periódica ($n = 2$), por tanto, el valor determinante para sus sucesivas energías de ionización es el valor de su carga nuclear efectiva.

Las sucesivas cargas nucleares efectivas del Ne siempre serán mayores que las del F, ya que el primero tiene un protón y un electrón más, por tanto, **las siete primeras energías de ionización sucesivas del Ne son mayores que las correspondientes del F.**

La respuesta correcta es la a.

3.192. ¿Cuál de las propuestas sobre la energía de ionización es incorrecta?

- En general, la energía de ionización aumenta a lo largo de un periodo con el número atómico.
- En general, la energía de ionización aumenta a lo largo de un periodo al aumentar la carga nuclear efectiva.
- En general, la energía de ionización disminuye al descender en un grupo.
- En general, la energía de ionización disminuye a lo largo de un grupo al aumentar el tamaño del átomo.
- Todas son correctas.

(O.Q.L. Valencia 2013)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

a-b) Correctas. **Al avanzar en un periodo aumenta el atómico** y de igual forma lo hace también la carga nuclear efectiva, mientras que el valor de n se mantiene constante, por tanto, salvo alguna excepción, **aumenta la energía de ionización.**

c-d) Correctas. **Al descender en un grupo** la carga nuclear efectiva se mantiene constante, lo que hace que el factor determinante del valor de la energía de ionización sea el valor de n . Conforme **aumenta el valor**

de n , es decir el tamaño del átomo ya que posee más capas electrónicas, la energía de ionización disminuye.

La respuesta correcta es la e.

3.193. El orden correcto en que decrece el carácter metálico de los elementos O, F, Fe, Rb, Te y Ca es:

- a) $\text{Ca} > \text{Fe} > \text{Rb} > \text{O} > \text{Te} > \text{F}$
- b) $\text{F} > \text{O} > \text{Te} > \text{Rb} > \text{Ca} > \text{Fe}$
- c) $\text{Fe} > \text{Rb} > \text{Ca} > \text{Te} > \text{O} > \text{F}$
- d) $\text{Rb} > \text{Ca} > \text{Fe} > \text{Te} > \text{O} > \text{F}$
- e) $\text{Rb} > \text{Fe} > \text{Ca} > \text{Te} > \text{O} > \text{F}$

(O.Q.N. Oviedo 2014)

El carácter metálico de un elemento está relacionado con su facilidad para perder electrones y formar cationes. Este carácter decrece en:

- un grupo al aumentar Z_{ef}
- un periodo al aumentar n

La siguiente tabla muestra los valores de Z_{ef} y n para los elementos propuestos:

Elemento	Rb	Ca	Fe	Te	O	F
Estr. Elect.	[Kr] $5s^1$	[Ar] $4s^2$	[Ar] $4s^2 3d^6$	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^4$	[He] $2s^2 2p^4$	[He] $2s^2 2p^5$
Z_{ef} (aprox.)	1	2	> 2	6	6	5
n	5	4	4	4	2	2
Carácter Metálico	Muy Alto	Muy Alto	Alto	Bajo	Muy Bajo	Muy Bajo

Entre los metales Rb y Ca, tiene mayor carácter metálico el Rb ya que tiene menor Z_{ef} .

Entre los metales Ca y Fe, tiene mayor carácter metálico el Ca ya que tiene menor Z_{ef} .

Entre los no metales O y Te, tiene mayor carácter metálico el Te ya que tiene mayor n .

Entre los no metales O y F, tiene mayor carácter metálico el O ya que tiene menor Z_{ef} .

Según lo expuesto, el carácter metálico de los elementos propuestos decrece en el siguiente orden:



La respuesta correcta es la d.

3.194. Un elemento tiene configuración electrónica [Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^2$. Se trata de un elemento:

- a) No metálico
- b) Metal de transición
- c) Metálico
- d) Lantanoide
- e) Actinoide

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Valencia 2017)

La estructura electrónica propuesta, [Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^2$, corresponde a un elemento del grupo 14 y periodo 5 de la tabla periódica. El hecho de que el último electrón se encuentre en el subnivel de energía p , pero muy alejado del núcleo, indica que debe ser un elemento metálico, en concreto se trata del estaño (Sn).

La respuesta correcta es la c.

3.195. Ordene los siguientes elementos: Cs, F, y Cl, por orden creciente de electronegatividad:

- a) $F < Cl < Cs$
- b) $Cs < Cl < F$
- c) $Cl < Cs < F$
- d) $F < Cs < Cl$
- e) $Cs < F < Cl$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Valencia 2019)

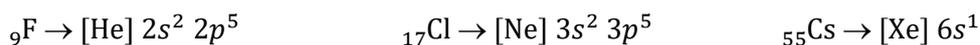
La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i , y de la afinidad electrónica, E_{ea} , de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor del número de capas electrónicas, n
- periodo al aumentar el valor del número atómico.

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:



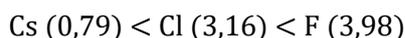
Se puede plantear la siguiente tabla con los elementos propuestos:

Elemento	F	Cl	Cs
Z_{ef} (aprox.)	7	7	1
n	2	3	6

Teniendo en cuenta los valores de la tabla, el orden creciente de electronegatividad de los elementos es:



Consultando la bibliografía se confirma que los siguientes valores de χ según Pauling son:



La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Preselección Valencia 2013).

3.196. De las siguientes especies, indique cuál tendrá la mayor dificultad para arrancar un electrón:

- a) O
- b) Ne
- c) F
- d) Be^{2+}
- e) Li^+

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	O	F	Ne	Li ⁺	Be ²⁺
Z	8	9	10	3	4
Estr. Elect.	[He] 2s ² 2p ⁴	[He] 2s ² 2p ⁵	[He] 2s ² 2p ⁶	1s ²	1s ²
Z _{ef} (aprox.)	6	7	8	2	> 2
n	2	2	2	1	1

La mayor energía de ionización corresponde a la especie con mayor valor de Z_{ef} y menor valor de n. No obstante, para O, F y Ne, se trata de la energía de primera ionización; para Li⁺ es la segunda ionización; y finalmente, es la especie Be²⁺ la que posee mayor energía de ionización, ya que se trata de la tercera ionización.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización (kJ mol⁻¹) son:

$$O (1.314) < F (1.681) < Ne (2.081) < Li^+ (7.297) < Be^{2+} (14.846)$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.197. El orden de radios atómicos entre estas parejas es:

- a) O > Se
- b) Ca < Br
- c) Ba > F
- d) Ra < Cl

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	O	Se	Ca	Br	Ba	F	Ra	Cl
Estr. Elect. externa	2s ² 2p ⁴	4s ² 4p ⁴	4s ²	4s ² 4p ⁵	6s ²	2s ² 2p ⁵	7s ²	3s ² 3p ⁵
Z _{ef} (aprox.)	6	6	2	7	2	7	2	7
n	2	3	4	4	6	2	7	3

a) Falso. Siendo elementos del mismo grupo (Z_{ef} = 6), el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas O (n = 2) y Se (n = 4), por tanto, O tiene menor tamaño que Se.

b) Falso. Siendo elementos de un mismo periodo (n = 4), es la carga nuclear efectiva el factor determinante del tamaño. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que hace que la atracción nuclear sea mayor, por tanto, el tamaño será menor. Por tanto, el tamaño del Ca es mayor que el del Br.

c) **Verdadero**. Siendo elementos de diferente grupo y periodo, hay que tener en cuenta ambos factores para determinar el tamaño del átomo. De acuerdo con los valores de n y Z_{ef}, del Ba (6 y 2) y F (2 y 7), **el tamaño del Ba es mucho mayor que el del F**.

d) Falso. Lo mismo que en el apartado anterior, se trata de elementos de diferente grupo y periodo, por lo que hay tener en cuenta ambos factores para determinar el tamaño del átomo. De acuerdo con los valores de n y Z_{ef}, del Ra (7 y 2) y del Cl (3 y 7), el tamaño del Ra es mayor que el del Cl.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores radio (pm) son:

$$O (73) < Se (116) \quad Br (114) < Ca (197) \quad F (72) < Ba (222) \quad Cl (99) < Ra (222)$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.198. De las siguientes afirmaciones sobre la Tabla Periódica, señale la cierta:

- a) Al avanzar en un periodo de izquierda a derecha el número de protones disminuye.
- b) Al avanzar en un periodo de izquierda a derecha el tamaño atómico aumenta.
- c) Al avanzar en un periodo de izquierda a derecha el tamaño atómico disminuye.
- d) Al pasar de un periodo al siguiente el tamaño atómico disminuye.

(O.Q.L. Murcia 2014)

- a) Falso. Conforme se avanza en un periodo de izquierda a derecha aumenta el número de protones ya que los elementos se encuentran ordenados por números atómicos crecientes.
- b) Falso. Conforme se avanza en un periodo de izquierda a derecha aumenta la carga nuclear efectiva y con ello la atracción nuclear lo que determina un descenso en el tamaño del átomo.
- c) **Verdadero**. Según se ha comentado en el apartado b).
- d) Falso. Al pasar de un periodo al siguiente aumenta el número de capas electrónicas y con ello el tamaño del átomo.

La respuesta correcta es la c.

3.199. De los siguientes elementos señale el que tiene la primera energía de ionización más elevada:

- a) Cs
b) Cl
c) Cu
d) Ge

(O.Q.L. Murcia 2014)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Cs	Cl	Cu	Ge
Z	37	17	29	32
Estr. Elect	[Kr] $5s^1$	[Ne] $3s^2 3p^5$	[Ar] $3d^{10} 4s^1$	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^2$
Z_{ef} (aprox.)	1	7	1	4
n	5	3	4	4

La **mayor energía de ionización** le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de tabla se trata del **Cl**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{Cs (376)} < \text{Cu (746)} < \text{Ge (762)} < \text{Cl (1.251)}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.200. Sobre los tamaños atómicos indique qué propuesta es incorrecta:

- a) El radio del ion fluoruro es mayor que el correspondiente al átomo en estado neutro.
- b) El radio atómico del sodio es mayor que el radio iónico del sodio.
- c) Las especies P^{3-} , S^{2-} y Cl^- son isoelectrónicas, luego tienen el mismo tamaño.
- d) Los gases nobles son los elementos más pequeños de cada periodo de la tabla periódica.
- e) Entre los elementos no radiactivos, el cesio es más voluminoso que existe en la naturaleza.

(O.Q.L. Valencia 2014) (O.Q.L. Valencia 2015) (O.Q.L. Valencia 2017) (O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

a) Correcto. Al aumentar el número de electrones al formarse el anión, aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del anión es siempre mayor que el del átomo neutro del que procede.

b) Correcto. Al disminuir el número de electrones al formarse catión, disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, el radio del catión es siempre menor que el del átomo neutro del que procede.

c) **Incorrecto**. Por tratarse de especies isoelectrónicas todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico.

d) Correcto. Dentro de un mismo periodo la carga nuclear efectiva es el factor determinante del tamaño. Es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que motiva que la atracción nuclear sea máxima al final del periodo, por tanto, a un gas noble le corresponde el menor radio dentro de un periodo.

e) Correcto. El radio crece en un grupo al aumentar el número de capas, y en el grupo 1 el francio tiene una capa más que el cesio pero se trata de un elemento que es radiactivo, es decir, inestable.

La respuesta incorrecta es la **b**.

3.201. La variación de la primera energía de ionización de estos elementos del segundo periodo es:

- a) $\text{Be} > \text{B} < \text{C} < \text{N} < \text{O} < \text{F}$
 b) $\text{Be} < \text{B} < \text{C} < \text{N} < \text{O} < \text{F}$
 c) $\text{Be} > \text{B} < \text{C} < \text{N} > \text{O} < \text{F}$
 d) $\text{Be} < \text{B} < \text{C} < \text{N} > \text{O} < \text{F}$

(O.Q.L. Valencia 2014)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Be	B	C	N	O	F
Z	4	5	6	7	8	9
Estr. Elect.	$[\text{He}] 2s^2$	$[\text{He}] 2s^2 2p^1$	$[\text{He}] 2s^2 2p^2$	$[\text{He}] 2s^2 2p^3$	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$
Z_{ef} (aprox.)	2	3	4	5	6	7
n	2	2	2	2	2	2

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

Se trata de elementos del segundo periodo, por tanto, la energía de ionización crece de acuerdo con el valor de Z_{ef} . No obstante, se registran un par de anomalías en las parejas de elementos Be-B y N-O.

▪ La anomalía existente en el caso de los elementos berilio y boro se debe a que el único electrón p^1 del boro se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos. Por tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía.

▪ La anomalía existente en el caso de los elementos nitrógeno y oxígeno se debe a que, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

el nitrógeno tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, sin embargo, el azufre tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite, por tanto, la eliminación de este último electrón.

Nitrógeno			
2s	2p		
↑↓	↑	↑	↑

Oxígeno			
2s	2p		
↑↓	↑↓	↑	↑

El orden correcto de energías de ionización es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2012).

3.202. A medida que se desciende en un grupo de la tabla periódica:

- Los metales se hacen menos electropositivos y su energía de ionización aumenta.
- Los metales se hacen más electropositivos y su energía de ionización aumenta.
- Los metales se hacen menos electropositivos y su energía de ionización disminuye.
- Los metales se hacen más electropositivos y su energía de ionización disminuye.

(O.Q.L. La Rioja 2014)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

Al descender en un grupo la carga nuclear efectiva se mantiene constante, lo que motiva que el factor determinante del valor de la energía de ionización sea el valor de n . Conforme aumenta el valor de n , es decir el tamaño del átomo ya que posee más capas electrónicas, la **energía de ionización disminuye y el metal se hace más electropositivo**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.203. Indique cuál de los siguientes átomos tiene más electronegatividad:

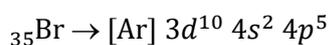
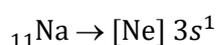
- Na
- P
- Cl
- Br

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014)

La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i , y de la afinidad electrónica, E_{ea} , de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor del número de capas electrónicas, n
- periodo al aumentar el valor del número atómico.

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:



Se puede plantear la siguiente tabla con los elementos propuestos:

Elemento	Na	P	Cl	Br
Z_{ef} (aprox.)	1	5	7	7
n	3	3	3	4

Teniendo en cuenta los valores de la tabla **el átomo más electronegativo es Cl**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de χ según Pauling son:

$$\text{Na} (0,93) < \text{P} (2,19) < \text{Br} (2,96) < \text{Cl} (3,16)$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 1998).

3.204. El átomo que necesita más energía para arrancarle el electrón más externo es:

- a) N
- b) F
- c) Ne
- d) Na

(O.Q.L. Asturias 2014)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	N	F	Ne	Na
Z	7	9	10	11
Estr. Elect.	[He] $2s^2 2p^3$	[He] $2s^2 2p^5$	[He] $2s^2 2p^6$	[Ne] $3s^1$
Z_{ef} (aprox.)	5	7	8	1
n	2	2	2	3

La **mayor energía de ionización** le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla se trata del **Ne**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{Na} (496) < \text{N} (1.402) < \text{F} (1.681) < \text{Ne} (2.081)$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.205. Indique cuál de las siguientes especies químicas tiene mayor radio:

- a) Ion cloruro
- b) Ion potasio
- c) Átomo de argón
- d) Ion sulfuro
- e) Ion calcio

(O.Q.L. Sevilla 2014)

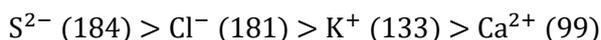
▪ El cloro (Cl) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^2 3p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número

atómico es 17. La configuración electrónica del ion Cl^- es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ya que capta un electrón y completa el subnivel $3p$.

- El potasio (K) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 19. La configuración electrónica del ion K^+ es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ya que el electrón del subnivel $4s$.
- El azufre (S) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16. La configuración electrónica del ion S^{2-} es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ya que capta dos electrones y completa el subnivel $3p$.
- El calcio (Ca) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 20. La configuración electrónica del ion Ca^{2+} es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ya que cede los dos electrones del subnivel $4s$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan **isoelectrónicas**. Por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el radio de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por tanto, **el mayor radio le corresponde** a la especie con menor Z , el S^{2-} .

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:



- Respecto al elemento argón (98 pm), aunque su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ y es isoelectrónico con el resto de las especies, no tiene sentido comparar radios iónicos con radios atómicos lo que se pone de manifiesto al ver los valores experimentales.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2001, Oviedo 2002, Luarca 2005 y otras).

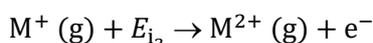
3.206. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la segunda energía de ionización más alta?

- a) K
- b) Ca
- c) Se
- d) Br
- e) Kr

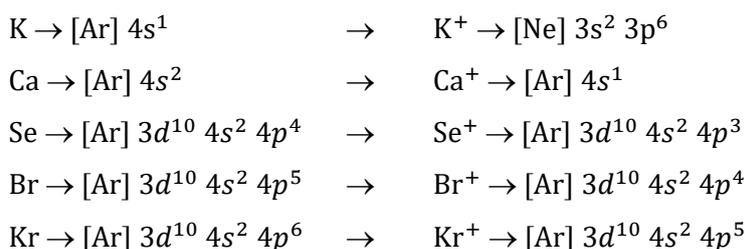
(O.Q.L. País Vasco 2014)

La segunda energía de ionización, E_{i_2} , se define como:

“la energía que debe absorber un ion M^+ en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo”.



Las configuraciones electrónicas de los elementos dados y de sus respectivos iones monopositivos son, respectivamente:



La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	K^+	Ca^+	Se^+	Br^+	Kr^+
Z	19	20	34	35	36
Est. elect.	$[Ne] 3s^2 3p^6$	$[Ar] 4s^1$	$[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^3$	$[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^4$	$[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^5$
Z_{ef} (aprox.)	8	1	5	6	7
n	3	4	4	4	4

La mayor segunda energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores la tabla, [se trata del \$K^+\$](#) .

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_{i_2} (kJ mol^{-1}) son:

$$Ca (1.145) < Se (2.045) < Br (2.103) < Kr (2.350) < K (3.051)$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Burgos 1998 y La Rioja 2014).

3.207. Dados los elementos Ca y S, se puede decir que:

- El número de electrones de Ca^{2+} y S^{2-} es el mismo.
- El radio del Ca^{2+} es mayor que el del S^{2-} .
- El número de protones de ambos iones es el mismo.
- El radio del Ca es menor que el del S.

(O.Q.L. Extremadura 2014)

▪ El azufre (S) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ne] 3s^2 3p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16. La configuración electrónica del ion S^{2-} es $[Ne] 3s^2 3p^6$ ya que capta dos electrones y completa el subnivel $3p$.

▪ El calcio (Ca) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ar] 4s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 20. La configuración electrónica del ion Ca^{2+} es $[Ne] 3s^2 3p^6$ ya que cede los dos electrones del subnivel $4s$.

a) Verdadero. Ca^{2+} y S^{2-} son especies que tienen la misma configuración electrónica, $[Ne] 3s^2 3p^6$, que se denominan isoelectrónicas, y que [tienen el mismo número de electrones](#).

b) Falso. Las dos especies tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico. Por tanto, el radio del ion sulfuro es mayor que el del ion calcio.

c) Falso. Según se ha justificado anteriormente.

d) Falso. El radio del Ca es mayor que el del S ya que el calcio tiene una capa electrónica más.

La respuesta correcta es la **a**.

3.208. La afinidad electrónica se asocia con uno de los siguientes procesos en los que A es un elemento:

- a) $A(g) + e^- \rightarrow A^-(g)$
- b) $A(g) \rightarrow A^-(g) + e^-$
- c) $2 A(g) \rightarrow A_2(aq)$
- d) $A(g) + e^- \rightarrow A^-(g)$

(O.Q.L. Extremadura 2014) (O.Q.L. Extremadura 2019)

La afinidad electrónica, E_{ea} , se define como la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón. Es la energía asociada al proceso de formación de aniones y se representa mediante el siguiente proceso:



La respuesta correcta es la **d**.

3.209. De los siguientes pares de átomos, indique cuál corresponde a elementos del mismo grupo:

- a) Tl y Hf
- b) Cu y Cd
- c) Sc y Ga
- d) W e Ir

(O.Q.L. Extremadura 2014)

a) Falso. El talio (Tl) es un elemento que pertenece al grupo 13 y periodo 6 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Xe] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^1$.

- El hafnio (Hf) es un elemento que pertenece al grupo 4 y periodo 6 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Xe] 6s^2 5d^2$.

b) Falso. El cobre (Cu) es un elemento que pertenece al grupo 11 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ar] 4s^1 3d^{10}$.

- El cadmio (Cd) es un elemento que pertenece al grupo 12 y periodo 5 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Kr] 5s^2 4d^{10}$.

c) Falso. El escandio (Sc) es un elemento que pertenece al grupo 3 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ar] 4s^2 3d^1$.

- El galio (Ga) es un elemento que pertenece al grupo 13 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^1$.

d) Falso. El wolframio (W) es un elemento que pertenece al grupo 6 y periodo 6 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Xe] 6s^2 4f^{14} 5d^4$.

- El iridio (Ir) es un elemento que pertenece al grupo 9 y periodo 6 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[Xe] 6s^2 4f^{14} 5d^7$.

Ninguna respuesta es correcta.

3.210. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la mayor primera energía de ionización?

- a) S
- b) P
- c) N
- d) Li
- e) Na

(O.Q.N. Madrid 2015)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^o \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Li	N	Na	P	S
Z	3	7	4	15	16
Estr. elect.	[He] $2s^1$	[He] $2s^2 2p^3$	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2 3p^3$	[Ne] $3s^2 3p^4$
Z_{ef} (aprox.)	1	5	1	5	6
n	2	2	3	3	3

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores la tabla, [se trata del N](#).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol⁻¹) son:

$$\text{Na (496)} < \text{Li (520)} < \text{S (1.000)} < \text{P (1.012)} < \text{N (1.402)}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996 y otras).

3.211. ¿Cuál es la propiedad periódica que decrece de izquierda a derecha y de crece de arriba hacia abajo en la tabla periódica?

- Radio atómico
- Electronegatividad
- Energía de ionización
- Carácter no metálico

(O.Q.L. La Rioja 2015)

▪ El **radio atómico**, dentro de un periodo, **decrece** a medida que aumenta la carga nuclear y con ella carga nuclear efectiva, Z_{ef} , es decir **de izquierda a derecha**.

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico, Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

▪ El **radio atómico**, dentro de un grupo, **crece** a medida que aumenta el número de capas electrónicas, n , es decir, **de arriba hacia abajo**.

La respuesta correcta es la **a**.

3.212. Para los elementos O, Li, N y F ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- El más electronegativo es el nitrógeno.
- El de menor radio es el Li.
- El de menor carácter metálico es el F.
- La configuración electrónica del ion Li^+ es la misma que la del ion F^- .

(O.Q.L. La Rioja 2015)

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Li	N	O	F
Z	3	7	8	9
Estr. Elect.	[He] $2s^1$	[He] $2s^2 2p^3$	[He] $2s^2 2p^4$	[He] $2s^2 2p^5$
Z_{ef} (aprox.)	1	5	6	7
n	2	2	2	2

a) Falso. La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de

ionización, E_i , y de la afinidad electrónica, E_{ea} , de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor del número de capas electrónicas, n .
- periodo al aumentar el valor del número atómico.

De acuerdo con los valores la tabla [el elemento que es más electronegativo es el F](#).

b) Falso. Siendo elementos de un mismo periodo, es la carga nuclear efectiva el factor determinante del tamaño. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que hace que la atracción nuclear sea mayor, por tanto, el tamaño será menor. Por tanto, [el elemento que tiene menor radio es el F](#).

c) **Verdadero**. El carácter metálico de un elemento mide su capacidad de reducir a otros elementos y ceder electrones y oxidarse. [El elemento con menor capacidad para ceder electrones, es decir, con menor carácter metálico es el F](#).

d) Falso. La configuración electrónica del ion Li^+ es $1s^2$, y la del ion F^- es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

La respuesta correcta es la **c**.

3.213. La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ corresponde a:

- a) Un no metal.
- b) Un elemento del bloque *d*.
- c) Un alcalinotérreo.
- d) Un elemento del bloque *s*.

(O.Q.L. La Rioja 2015)

La configuración electrónica propuesta, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$, corresponde a un elemento periodo 4 de la tabla periódica ($n = 4$) como tiene 12 electrones en su capa más externa pertenece al grupo 12, [situado en el bloque d](#), se trata del zinc (Zn).

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a las propuestas en Castilla y León 2009 y La Rioja 2013).

3.214. Si se ordenan de menor a mayor electronegatividad los elementos siguientes: carbono, cesio, flúor, hidrógeno y oxígeno, quedarán así:

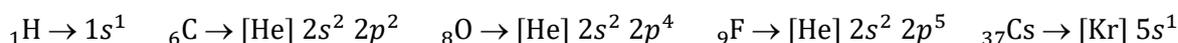
- a) $\text{C} < \text{Cs} < \text{F} < \text{H} < \text{O}$
- b) $\text{F} < \text{O} < \text{C} < \text{H} < \text{Cs}$
- c) $\text{Cs} < \text{H} < \text{C} < \text{O} < \text{F}$
- d) $\text{O} < \text{H} < \text{F} < \text{Cs} < \text{C}$
- e) $\text{Cs} < \text{O} < \text{C} < \text{H} < \text{F}$

(O.Q.L. País Vasco 2015) (O.Q.L. Galicia 2019)

La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i , y de la afinidad electrónica, E_{ea} , de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- Grupo al disminuir el valor del número cuántico principal n .
- Periodo al aumentar el valor del número atómico.

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:



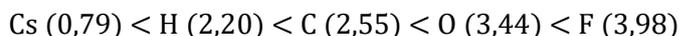
Se puede plantear la siguiente tabla con los elementos propuestos:

Elemento	H	C	O	F	Cs
Z_{ef} (aprox.)	1	4	6	7	1
n	1	2	2	2	5

Teniendo en cuenta los valores de la tabla anterior, el orden creciente de electronegatividad es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de χ según Pauling son:



La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 1997 y 2005 y otras).

3.215. Sean las siguientes afirmaciones para un átomo neutro de configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^2$:

- I) Se corresponde con el calcio en estado excitado.
- II) Puede presentar una valencia iónica 2+.
- III) En estado fundamental la primera energía de ionización es mayor que la del potasio.
- IV) Formará un compuesto iónico con el sodio.

Se puede decir que son ciertas:

- a) I y II
- b) I, II y III
- c) III y IV
- d) Todas

(O.Q.L. Asturias 2015)

I. **Verdadero.** La configuración electrónica propuesta, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^2$, incumple el principio de mínima energía ya que se ha ocupado el subnivel 5s antes que el 4s, por tanto, **corresponde a un estado excitado**. La configuración electrónica del átomo en el estado fundamental debería ser $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. El valor máximo de $n = 4$ indica que se trata de un elemento del cuarto periodo de la tabla periódica y como tiene dos electrones de valencia (s^2), se trata del **calcio** (Ca).

II. **Verdadero.** La valencia iónica se define como el número de electrones que un átomo puede ganar o perder para formar un ion estable. Si el calcio pierde los dos electrones del orbital más externo, 4s, adquiere la siguiente configuración electrónica de gas noble, muy estable, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, y se transforma en un ion con dos cargas positivas, Ca^{2+} , por tanto, el calcio **presenta valencia iónica 2+**.

III. **Verdadero.** La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los dos elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	K	Ca
Z	19	20
Estr. Elect.	[Ar] $4s^1$	[Ar] $4s^2$
Z_{ef} (aprox.)	1	2
n	4	4

Como se trata de elementos pertenecen al mismo periodo ($n = 4$), la carga nuclear efectiva es el factor determinante de la energía de ionización. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico, por tanto, **el calcio tiene mayor energía de ionización que el potasio.**

Consultando la bibliografía se confirma que las energías de ionización (kJ mol^{-1}) son $\text{Ca} (590) > \text{K} (419)$.

IV. Falso. Se trata de dos metales con elevada tendencia a ceder electrones y no a captarlos, por tanto, es imposible que formen un enlace iónico entre ellos.

La respuesta correcta es la **b**.

3.216. ¿Cuál de los siguientes elementos es más electronegativo que el nitrógeno?

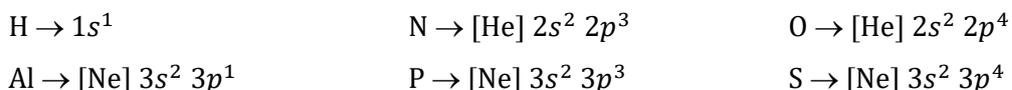
- a) H
- b) S
- c) P
- d) Al
- e) O

(O.Q.L. Madrid 2015)

La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i , y de la afinidad electrónica, E_{ea} , de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor del número de capas electrónicas, n .
- periodo al aumentar el valor del número atómico.

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:

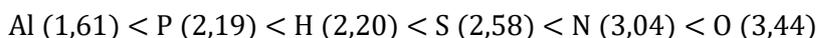


Se puede plantear la siguiente tabla con los elementos propuestos:

Elemento	H	N	O	Al	P	S
Z_{ef} (aprox.)	1	5	6	3	5	6
n	1	2	2	3	3	3

Teniendo en cuenta los valores de la tabla **el elemento que es más electronegativo que el N es el O.**

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de χ según Pauling son:



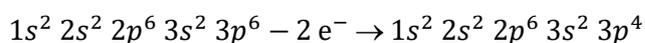
La respuesta correcta es la **e**.

3.217. El ion X^{2-} posee la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, por tanto, el elemento X:

- a) Es un gas noble.
- b) Tiene 8 electrones de valencia.
- c) Tiene 6 electrones de valencia.
- d) Su número atómico es 18.
- e) No puede ionizarse.

(O.Q.L. Madrid 2015)

A la vista de la configuración electrónica dada, se trata de un ion al que si se le quitan dos electrones su configuración electrónica debe ser:



Atendiendo a la configuración electrónica obtenida, se trata de un **elemento X** con **6 electrones de valencia** por lo que pertenece al grupo 16 y tercer periodo de la tabla periódica y cuyo **número atómico es 16** ya que sumando los superíndices se obtiene ese número de electrones.

La respuesta correcta es la **c**.

3.218. Si fuese aplicable el modelo atómico de Bohr a todos los elementos de la tabla periódica, se podría afirmar que:

- Los electrones no tienen energía potencial, solo cinética.
- La primera y la segunda energía de ionización del Be son iguales.
- El radio atómico del He debe ser diferente del radio atómico del catión He^+ .
- El Li y el H deben tener el mismo radio.

(O.Q.L. Murcia 2015)

a) Falso. Los electrones tienen energía potencial por ser partículas cargadas en el interior del campo eléctrico creado por el núcleo.

b) Falso. La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

Las dos especies tienen el mismo valor de $n = 2$; sin embargo, el ion Be^+ tiene mayor carga efectiva, por tanto, tiene mayor energía de ionización.

c) **Verdadero**. De acuerdo con el modelo de Bohr (1913), el radio de una especie se puede calcular de acuerdo con la expresión:

$$r = k \frac{n^2}{Z_{\text{ef}}} \quad (\text{siendo } k = \text{cte})$$

Las dos especies de helio tienen igual número de protones en su núcleo pero diferente constante de apantallamiento. Esta es mínima en el ion y máxima en el átomo, por lo que la carga nuclear efectiva será máxima en el ion y mínima en el átomo, por tanto, **el tamaño del ion He^+ es menor que el del átomo de He**.

d) Falso. Se trata de dos átomos con diferente número de capas electrónicas, n , y diferente carga nuclear efectiva, Z_{ef} . Por ambos motivos deben tener radios diferentes.

La respuesta correcta es la **c**.

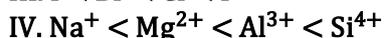
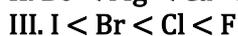
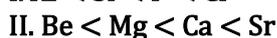
3.219. Del elemento con número atómico $Z = 22$, se puede afirmar:

- Pertenece al grupo de los alcalinos.
- Puede perder cuatro electrones para formar un ion estable.
- Tiene una energía de ionización mayor que el Cl.
- Su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4$.

(O.Q.L. Murcia 2015)

El elemento de $Z = 22$ tiene la configuración electrónica abreviada $[\text{Ar}] 4s^2 3d^2$. La suma de los superíndices indica que pertenece al **grupo 4** y el valor máximo de $n = 4$ indica que pertenece al **periodo 4**. Se trata del **titanio (Ti)**, un **metal** de transición que **cede fácilmente los cuatro electrones más externos** para formar un ion estable con estructura electrónica, muy estable, de gas noble.

La respuesta correcta es la **b**.

3.220. Considere los siguientes ordenamientos:

¿Cuál de ellos es correcto respecto a la energía de ionización?

a) III

b) I y II

c) I y IV

d) I, III y IV

(O.Q.L. Valencia 2015)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

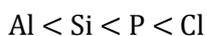
$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

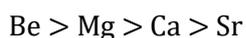
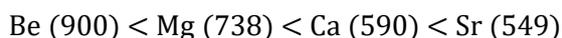
$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

I. **Verdadero.** Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Al	Si	P	Cl
Estr. Elect.	[Ne] 3s ² 3p ¹	[Ne] 3s ² 3p ²	[Ne] 3s ² 3p ³	[Ne] 3s ² 3p ⁵
Z_{ef} (aprox.)	3	4	5	7
n	2	2	2	2

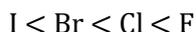
Siendo elementos del mismo periodo, el factor determinante de la energía de ionización es valor de Z_{ef} . Cuanto mayor sea Z_{ef} , mayor es E_i . De acuerdo con los valores de la tabla, el orden correcto de energías de ionización es:Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol⁻¹) son:II. **Falso.** Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Be	Mg	Ca	Sr
Estr. Elect.	[He] 2s ²	[Ne] 3s ²	[Ar] 4s ²	[Kr] 5s ²
Z_{ef} (aprox.)	2	2	2	2
n	2	3	4	5

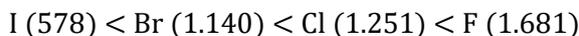
Siendo elementos del mismo grupo, el factor determinante de la energía de ionización es valor de n . Cuanto mayor sea n , menor es E_i . De acuerdo con los valores de la tabla, el orden correcto de energías de ionización es:Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol⁻¹) son:III. **Verdadero.** Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	F	Cl	Br	I
Estr. Elect.	[He] 2s ² 2p ⁵	[Ne] 3s ² 3p ⁵	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵
Z_{ef} (aprox.)	7	7	7	7
n	2	3	4	5

Siendo elementos del mismo grupo, el factor determinante de la energía de ionización es valor de n . Cuanto mayor sea n , menor es E_i . De acuerdo con los valores de la tabla, el orden correcto de energías de ionización es:



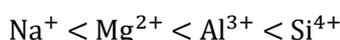
Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol⁻¹) son:



IV. **Verdadero.** Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Si ⁴⁺
Estr. Elect.	[He] 2s ² 2p ⁶			
carga	1	2	3	4
n	2			

Se trata de cationes de elementos consecutivos del mismo periodo a los que se les ha quitado a cada uno un electrón más que al anterior, de forma que todos tienen la misma estructura electrónica de gas noble, [He] 2s² 2p⁶. El factor determinante de la energía de ionización es valor de Z_{ef} , y esta es mayor cuanto mayor sea la carga del ion. Por tanto, a mayor Z_{ef} , mayor E_i . De acuerdo con los valores de la tabla, el orden correcto de energías de ionización es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol⁻¹) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.221. Indique cuál es el orden creciente correcto de la primera energía de ionización de los siguientes átomos Sr, Cs, S, F y As:

- a) Cs < Sr < As < S < F
- b) Sr < As < Cs < S < F
- c) Cs < S < Sr < As < F
- d) Sr < Cs < As < S < F

(O.Q.L. Extremadura 2015)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

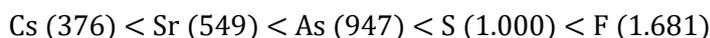
Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	F	S	As	Sr	Cs
Z	9	16	33	38	55
Estr. Elect.	[He] 2s ² 2p ⁵	[Ne] 3s ² 3p ⁴	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ³	[Kr] 5s ²	[Xe] 6s ¹
Z_{ef} (aprox.)	7	6	5	2	1
n	2	3	4	5	6

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores la tabla, el orden creciente de la energía de ionización para estos elementos es:



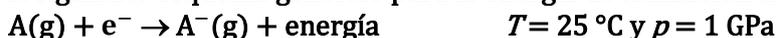
Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **a**.

3.222. En el siguiente enunciado podría existir un error:

Dado el siguiente esquema genérico para la energía de ionización de un átomo,



¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- La afirmación no define la energía de ionización, por no estar T expresado en kelvin.
- La afirmación no define la energía de ionización, por no estar medido a 1 kPa.
- La afirmación no define la energía de ionización, por no tratarse de un sólido.
- Ninguna de las otras respuestas es correcta.

(O.Q.N. Alcalá 2016)

La ecuación propuesta **no corresponde a la energía de ionización** de un átomo, es la correspondiente a la afinidad electrónica.

La respuesta correcta es la **d**.

3.223. Ordene de menor a mayor radio las siguientes especies químicas:

- $\text{Be}^{2+} < \text{S}^{2-} < \text{Ne} < \text{Be} < \text{S} < \text{Na}$
- $\text{S}^{2-} < \text{Na} < \text{S} < \text{Be} < \text{Ne} < \text{Be}^{2+}$
- $\text{Be}^{2+} < \text{Ne} < \text{Be} < \text{S} < \text{Na} < \text{S}^{2-}$
- $\text{Ne} < \text{Be} < \text{S} < \text{Na} < \text{Be}^{2+} < \text{S}^{2-}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

El radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear y con ella carga nuclear efectiva. Esta es mínima al principio del periodo (grupo 1, alcalinos) y máxima al final (grupo 18, gases nobles).

El radio dentro de un grupo crece a medida que aumenta el número de capas electrónicas, n .

- El berilio (Be) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12. La configuración electrónica del ion Be^{2+} es $1s^2$ ya que cede los dos electrones del subnivel $2s$.
- El neón (Ne) es un elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10.
- El azufre (S) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16. La configuración electrónica del ion S^{2-} es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ya que gana dos electrones y completa el subnivel $3p$.

Se puede escribir la siguiente tabla para los elementos propuestos:

Elemento	Be	Ne	Na	S
Z	4	10	11	16
n	2	2	3	3

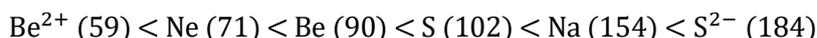
Respecto a los radios de los átomos neutros, hay que distinguir entre los dos periodos, radios mayores para S y Na ($n = 3$), y entre ellos, es mayor el Na que tiene menor carga nuclear. Lo mismo se puede decir para Ne y Be ($n = 2$), y de ambos, es mayor el Be por la misma razón.

Teniendo en cuenta que el radio de los cationes es sensiblemente inferior al de los átomos neutros debido al aumento de carga efectiva que se produce por la pérdida de electrones por parte de estos; mientras que con los aniones ocurre justamente lo contrario, el menor radio le corresponde al Be^{2+} que, además, tiene el menor valor de n ; y el mayor radio al S^{2-} que, además, tiene el mayor valor de n .

El orden creciente de radios es



Consultando la bibliografía se comprueba que los valores de los radios (pm) son:



La respuesta correcta es la c.

3.224. Ordene de mayor a menor energía de ionización las especies He, Li^+ y Be^{2+} :

- a) $\text{He} > \text{Li}^+ > \text{Be}^{2+}$
- b) $\text{He} > \text{Be}^{2+} > \text{Li}^+$
- c) $\text{Li}^+ > \text{Be}^{2+} > \text{He}$
- d) $\text{Be}^{2+} > \text{Li}^+ > \text{He}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

Se trata de especies isoelectrónicas que tienen la misma configuración electrónica para las que se puede plantear la siguiente tabla:

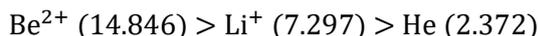
Especie	He	Li^+	Be^{2+}
Z	2	3	4
Estr. Elect.	$1s^2$		
Carga	2	> 2	$\gg 2$
n	1	1	1

En las especies isoelectrónicas la constante de apantallamiento es la misma, por lo que la carga nuclear efectiva crece al crecer la carga del ion. Este aumento determina que la mayor energía de ionización le corresponde al Be^{2+} .

De acuerdo con los valores de la tabla, el orden decreciente de energías de ionización:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las energías de ionización (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la d.

3.225. Ordene los siguientes elementos según su electronegatividad decreciente:

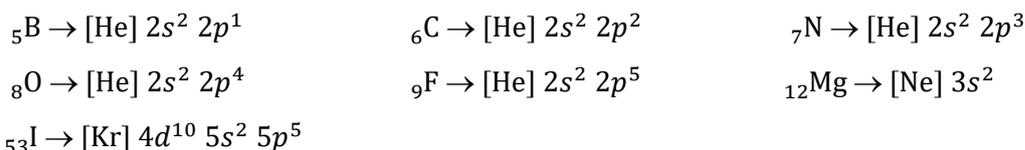
- a) $\text{O} > \text{F} > \text{N} > \text{I} > \text{C} > \text{B} > \text{Mg}$
- b) $\text{Mg} > \text{B} > \text{I} > \text{C} > \text{N} > \text{O} > \text{F}$
- c) $\text{I} > \text{B} > \text{N} > \text{O} > \text{F} > \text{C} > \text{Mg}$
- d) $\text{F} > \text{O} > \text{N} > \text{C} > \text{I} > \text{B} > \text{Mg}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i , y de la afinidad electrónica, E_{ea} , de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- Grupo al disminuir el valor del número cuántico principal n .
- Periodo al aumentar el valor del número atómico.

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:



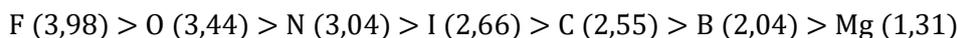
Se puede plantear la siguiente tabla con los elementos propuestos:

Elemento	B	C	N	O	F	Mg	I
Z_{ef} (aprox.)	3	4	5	6	7	2	7
n	2	2	2	2	2	3	5

Teniendo en cuenta los valores de la tabla anterior, el orden decreciente de electronegatividad es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de χ según Pauling son:



Ninguna respuesta es correcta.

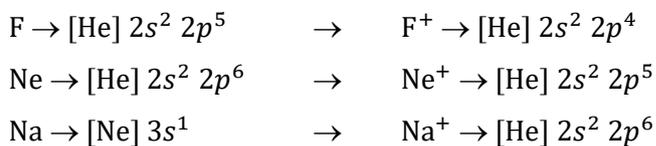
(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 1997 y 2005 y otras).

3.226. Con respecto a las energías de ionización primera (E_{i_1}) y segunda (E_{i_2}) de los elementos flúor, neón y sodio es cierto que:

- a) $E_{i_1}(\text{Ne}) > E_{i_1}(\text{Na})$ y $E_{i_2}(\text{Ne}) > E_{i_2}(\text{Na})$
- b) $E_{i_1}(\text{F}) > E_{i_1}(\text{Na})$ y $E_{i_2}(\text{F}) < E_{i_2}(\text{Na})$
- c) $E_{i_1}(\text{Ne}) > E_{i_1}(\text{F})$ y $E_{i_2}(\text{Ne}) < E_{i_2}(\text{F})$
- d) $E_{i_1}(\text{F}) > E_{i_1}(\text{Na})$ y $E_{i_2}(\text{F}) > E_{i_2}(\text{Ne})$

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

Las configuraciones electrónicas de los elementos propuestos y de sus respectivos iones monopositivos son, respectivamente:



La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	F	F ⁺	Ne	Ne ⁺	Na	Na ⁺
Z	9		10		11	
Est. elect.	[He] 2s ² 2p ⁵	[He] 2s ² 2p ⁴	[He] 2s ² 2p ⁶	[He] 2s ² 2p ⁵	[Ne] 3s ¹	[He] 2s ² 2p ⁶
Z _{ef} (aprox.)	7	> 7	8	> 8	1	8
n	2		2		3	2

- La mayor primera energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores la tabla la mayor le corresponde al Ne y, la menor al Na.
- De la misma forma, la mayor segunda energía de ionización le corresponde al Na⁺ y, la menor al F⁺.

Por tanto, la propuesta correcta es:

$$E_{i_1}(\text{F}) > E_{i_1}(\text{Na}) \quad E_{i_2}(\text{F}) < E_{i_2}(\text{Na})$$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_{i_1} y E_{i_2} (kJ mol⁻¹) son, respectivamente:

$$\text{Ne} (2.081) > \text{F} (1.681) > \text{Na} (496) \quad \text{Na}^+ (4.562) > \text{Ne}^+ (3.952) > \text{F}^+ (3.374)$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.227. La afinidad electrónica del hidrógeno tiene un valor:

- Positivo
- Negativo
- Igual a cero
- Igual al valor de la primera energía de ionización.

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

La afinidad electrónica, E_{ea} , de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón.

Por ejemplo, para el átomo de hidrógeno se representa mediante la siguiente ecuación química:



No obstante, en la bibliografía se encuentra que también se define la afinidad electrónica como la tendencia del anión a perder un electrón.

Esta otra definición conduce a valores de E_{ea} del signo opuesto a los que se dan en este trabajo. Así para el caso del hidrógeno se puede escribir:



Las respuestas correctas son **a** y **b**.

3.228. La afinidad electrónica del azufre tiene un valor positivo. La segunda afinidad electrónica es:

- Positiva, mayor que la primera.
- Positiva, menor que la primera.
- Negativa.
- No se puede determinar su valor.

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

La afinidad electrónica, E_{ea} , de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón.

Para el caso de la **segunda afinidad electrónica**, la energía asociada a este proceso **tiene signo positivo** debido a que se trata de introducir un electrón en una especie con carga negativa.

Consultando la bibliografía, se encuentran los siguientes valores para el azufre:



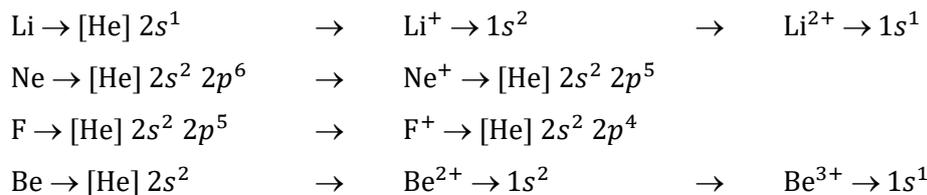
La respuesta correcta es la **a**.

3.229. De las siguientes especies, indique cuál presentará una mayor dificultad para arrancar un electrón adicional:

- a) Li^+
- b) Ne
- c) F
- d) Be^{2+}

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

Las configuraciones electrónicas de los especies dadas y de sus respectivos iones positivos son, respectivamente:



La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Li^{2+}	Be^{2+}	F	Ne
Z	3	4	9	10
Estr. elect.	$1s^1$	$1s^2$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$
Z_{ef} (aprox.)	3	> 3	7	8
n	1	1	2	2

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores la tabla, [se trata del \$\text{Be}^{2+}\$](#) .

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{Be}^{2+} (14.846) > \text{Li}^{2+} (7.297) > \text{Ne} (2.081) > \text{F} (1.681)$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.230. Ordene los siguientes iones de menor a mayor radio iónico: K^+ , Na^+ , Mg^{2+} y Al^{3+} .

- a) $\text{Al}^{3+} < \text{Mg}^{2+} < \text{Na}^+ < \text{K}^+$
- b) $\text{Na}^+ < \text{Mg}^{2+} < \text{Al}^{3+} < \text{K}^+$
- c) $\text{K}^+ < \text{Mg}^{2+} < \text{Na}^+ < \text{Al}^{3+}$
- d) $\text{Mg}^{2+} < \text{Al}^{3+} < \text{Na}^+ < \text{K}^+$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

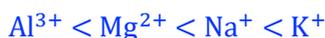
▪ El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion Na^+ es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que cede el electrón del subnivel $3s$.

- El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12. La configuración electrónica del ion Mg^{2+} es [He] $2s^2 2p^6$ ya que cede los dos electrones del subnivel $3s$.
- El aluminio (Al) es un elemento que pertenece al grupo 13 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^2 3p^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 13. La configuración electrónica del ion Al^{3+} es [He] $2s^2 2p^6$ ya que cede los tres electrones de los subniveles $3s$ y $3p$.
- El potasio (K) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ar] $4s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 19. La configuración electrónica del ion K^+ es [Ne] $3s^2 3p^6$ ya que cede el electrón del subnivel $4s$.

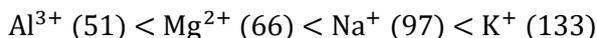
Se trata de tres especies isoelectrónicas, Na^+ , Mg^{2+} y Al^{3+} de elementos del tercer periodo. Por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el radio de la especie decrece al aumentar el número atómico.

El ion restante, K^+ , es de un elemento del cuarto periodo por lo que tendrá un radio mayor que el de los anteriores.

El creciente correcto de los radios es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:



La respuesta correcta es la a.

3.231. De los elementos químicos, indique aquél cuyo descubrimiento se relaciona con científicos españoles:

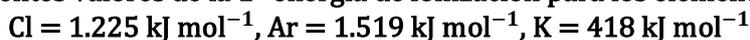
- a) W
- b) Ta
- c) Te
- d) Ti

(O.Q.L. Murcia 2016)

El elemento **wolframio (W)** fue aislado a partir del mineral wolframita por los científicos españoles **Juan José y Fausto de Elhuyar** en 1783.

La respuesta correcta es la a.

3.232. Dados los siguientes valores de la 1ª energía de ionización para los elementos:

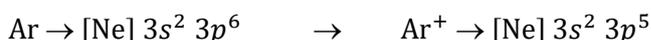
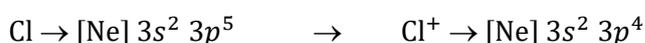


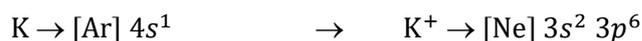
El elemento que posee mayor valor de la 2ª energía de ionización es:

- a) Cloro
- b) Argón
- c) Potasio
- d) La segunda energía de ionización es la misma para todos ellos por ser isoelectrónicos.

(O.Q.L. Valencia 2016)

Las configuraciones electrónicas de los especies dadas y de sus respectivos iones positivos son, respectivamente:





La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Cl ⁺	Ar ⁺	K ⁺
Z	17	18	19
Estr. elect.	[Ne] 3s ² 3p ⁴	[Ne] 3s ² 3p ⁵	[Ne] 3s ² 3p ⁶
Z_{ef} (aprox.)	6	7	8
n	3		

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores la tabla, [se trata del K⁺](#).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol⁻¹) son:

$$\text{K}^+ (3.051) > \text{Ar}^+ (2.655) > \text{Cl}^+ (2.297)$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.233. ¿Cuál es la relación correcta entre los radios de estas especies?

- Na < Na⁺; F < F⁻
- Na > Na⁺; F > F⁻
- Na < Na⁺; F > F⁻
- Na > Na⁺; F < F⁻

(O.Q.L. Valencia 2016)

▪ El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s¹. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion Na⁺ es [He] 2s² 2p⁶ ya que cede el electrón del subnivel 3s.

Al disminuir el número de electrones disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, se cumple que [Na > Na⁺](#).

▪ El flúor (F) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] 2s² 2p⁵. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9. La configuración electrónica del ion F⁻ es [He] 2s² 2p⁶ ya que gana un electrón y completa el subnivel 2p.

Al aumentar el número de electrones aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, [F < F⁻](#).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos e iónicos son:

$$\text{Na} (186) > \text{Na}^+ (99) \quad \text{F}^- (133) > \text{F} (72)$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.234. La siguiente gráfica muestra la variación de cierta propiedad en un periodo o en un grupo de la tabla periódica al aumentar el valor de Z .

¿Qué propiedad representa?

- Electronegatividad de N, O, F y Ne
- Radio atómico de Be, Mg, Ca y Sr
- Energía de ionización de Be, Mg, Ca y Sr
- Afinidad electrónica de N, O, F y Ne



(O.Q.L. Asturias 2016) (O.Q.L. Baleares 2017)

Se trata de la **energía de ionización**, una propiedad periódica que experimenta, dentro de un grupo, una disminución no lineal con el aumento del número atómico del elemento.

La respuesta correcta es la c.

(Para responder correctamente a esta cuestión ha sido necesario cambiar el tipo de línea del gráfico).

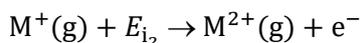
3.235. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la segunda energía de ionización más alta?

- Mg
- Na
- Si
- P

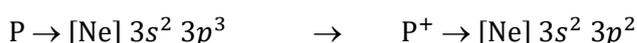
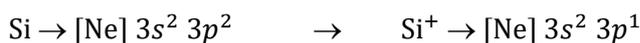
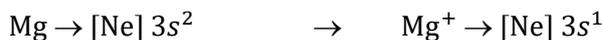
(O.Q.L. Jaén 2016)

La segunda energía de ionización, E_{i_2} , se define como:

“la energía que debe absorber un ion M^+ en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo”.



Las configuraciones electrónicas de los elementos dados y de sus respectivos iones monopositivos son, respectivamente:



La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

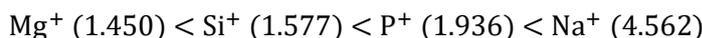
$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Na ⁺	Mg ⁺	Si ⁺	P ⁺
Z	11	12	14	15
Estr. Elect.	[He] 2s ² 2p ⁶	[Ne] 3s ¹	[Ne] 3s ² 3p ¹	[Ne] 3s ² 3p ²
Z_{ef} (aprox.)	8	1	3	4
n	2	3	3	3

Tendrá **mayor segunda energía de ionización** el elemento que presente menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores la tabla, Se trata del **Na**.

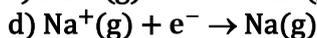
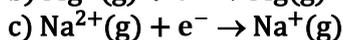
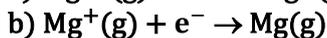
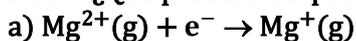
Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la segunda energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Alicante 2013).

3.236. ¿Qué proceso desprende más energía?



(O.Q.N. El Escorial 2017) (O.Q.L. Baleares 2018)

Los procesos propuestos se corresponden con los opuestos a los correspondientes a las energías de la primera ionización b) y d); y segunda ionización a) y c).

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

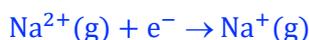
$$Z_{\text{ef}} = Z - \# \text{e}^- \text{ internos} = \# \text{e}^- \text{ externos}$$

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Na	Na ⁺	Mg	Mg ⁺
Z	11	11	12	12
Estr. elect.	[Ne] 3s ¹	2s ² 2p ⁶	[Ne] 3s ²	[Ne] 3s ¹
Z_{ef} (aprox.)	1	8	2	1
n	2			

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla se tiene que $Z_{\text{ef}}(\text{Na}^+) > Z_{\text{ef}}(\text{Mg}^+)$, por tanto, el mayor valor de la energía le corresponde al **Na⁺**.

El proceso que desprende más energía es:

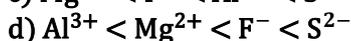
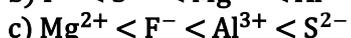
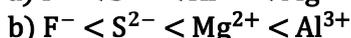


Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **c**.

3.237. ¿En cuál de las siguientes opciones los iones están dispuestos correctamente en orden creciente de tamaño?



(O.Q.N. El Escorial 2017)

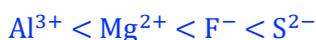
Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- El flúor (F) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9. La configuración electrónica del ion F^- es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que capta un electrón y completa el subnivel $2p$.
- El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12. La configuración electrónica del ion Mg^{2+} es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que cede los dos electrones del subnivel $3s$.
- El aluminio (Al) es un elemento que pertenece al grupo 13 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 13. La configuración electrónica del ion Al^{3+} es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que cede tres electrones de los subniveles $3s$ y $3p$.
- El azufre (S) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16. La configuración electrónica del ion S^{2-} es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ya que capta dos electrones y completa el subnivel $3p$.

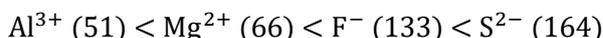
Los tres primeros iones son especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico.

El cuarto ion, S^{2-} , que es un anión con estructura electrónica de gas noble, tiene una capa electrónica más, por tanto, será el que tenga mayor tamaño de todos los propuestos.

Las especies iónicas ordenadas por tamaño creciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.238. Para el oxígeno, el valor de primera afinidad electrónica es _____ y el valor de la segunda afinidad electrónica es _____.

- a) Desfavorable (endotérmico), favorable (exotérmico).
- b) Desfavorable (endotérmico), desfavorable (endotérmico).
- c) Favorable (exotérmico), favorable (exotérmico).
- d) Favorable (exotérmico), desfavorable (endotérmico).

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

La **primera afinidad electrónica**, E_{ea} , de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón, por tanto, se trata de un proceso **exotérmico**, **favorable** desde el punto de vista energético.

Para la **segunda afinidad electrónica**, la energía asociada a este proceso tiene signo positivo debido a que se trata de introducir un electrón en una especie con carga negativa, por tanto, se trata de un proceso **endotérmico**, **desfavorable** desde el punto de vista energético.

Consultando la bibliografía, se encuentran los siguientes valores para el oxígeno:



La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2016).

3.239. ¿Cuál de las siguientes propuestas es verdadera?

- a) La primera energía de ionización del H es mayor que la del He.
- b) El radio iónico del Fe^+ es mayor que el del Fe^{3+} .
- c) La energía de ionización del S^{2-} es mayor que la del Cl^- .
- d) El radio atómico del Li es mayor que el del Cs.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

a) Falso. El hidrógeno (H) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 1 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $1s^1$.

El helio (He) es un elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 1 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $1s^2$.

Los elementos hidrógeno y helio pertenecen al mismo periodo por lo que tienen el mismo valor de n , sin embargo, la carga nuclear efectiva del helio es mayor, de forma que resulta más difícil arrancarle el electrón más externo, por tanto, el hidrógeno tiene menor primera energía de ionización que el helio.

b) **Verdadero.** El hierro (Fe) es un elemento que pertenece al grupo 6 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$. Las configuraciones electrónicas de los iones Fe^+ y Fe^{3+} son, respectivamente, $[\text{Ar}] 4s^1 3d^6$ y $[\text{Ar}] 3d^5$ ya que cede uno y tres electrones de su capa más externa.

Como el Fe^+ ha perdido menos electrones que el Fe^{3+} su carga nuclear efectiva es menor por lo que atrae con menos fuerza a los electrones de la última capa lo que determina que **su radio sea mayor**.

c) Falso. El azufre (S) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16. La configuración electrónica del ion S^{2-} es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ya que capta dos electrones y completa el subnivel $3p$.

El cloro (Cl) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 17. La configuración electrónica del ion Cl^- es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ya que capta un electrón y completa el subnivel $3p$.

Se trata de especies isoelectrónicas que tienen el mismo valor de n . El tamaño es mayor en S^{2-} y la carga nuclear efectiva es mayor en Cl^- , lo que provoca que resulte más fácil arrancarle el electrón más externo al primero, por tanto, el S^{2-} tiene menor energía de ionización que el Cl^- .

d) Falso. El litio (Li) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^1$.

El cesio (Cs) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 6 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Xe}] 6s^1$.

Los elementos litio y cesio pertenecen al mismo grupo por lo que tienen la misma carga nuclear efectiva, de modo que el mayor radio le corresponde al cesio ya que tiene un mayor número de capas electrónicas.

La respuesta correcta es la **b**.

3.240. Indique cuál de los siguientes elementos tiene mayor primera energía de ionización:

- a) S
- b) Al
- c) Cl
- d) As

(O.Q.L. La Rioja 2017)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Al	S	Cl	As
Z	13	16	17	33
Estr. elect.	[Ne] $3s^2 3p^1$	[Ne] $3s^2 3p^4$	[Ne] $3s^2 3p^5$	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^3$
Z_{ef} (aprox.)	3	6	7	5
n	2	3	3	4

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores la tabla, [se trata del Cl](#).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{Al (578)} < \text{As (947)} < \text{S (1.000)} < \text{Cl (1.251)}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996 y otras).

3.241. Respecto a los siguientes átomos Na, B, O y K, ¿qué afirmación es cierta?

- El Na es el que tiene mayor radio.
- El B es el que tiene mayor afinidad electrónica.
- El K es el que tiene mayor electronegatividad.
- El O es el que tiene mayor energía de ionización.

(O.Q.L. Madrid 2017)

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	B	O	Na	K
Z	5	8	11	19
Estr. Elect.	[He] $2s^2 2p^1$	[He] $2s^2 2p^4$	[Ne] $3s^1$	[Ar] $4s^1$
Z_{ef} (aprox.)	3	6	1	1
n	2	2	3	4

a) Falso. El mayor radio le corresponde al elemento con mayor número de capas electrónicas. De acuerdo con los valores de la tabla es el K ($n = 4$).

b) Falso. La afinidad electrónica, E_{ea} , de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón.

La mayor afinidad electrónica le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla es el O.

c) Falso. La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, E_i , y de la afinidad electrónica, E_{ea} , de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor del número de capas electrónicas, n .
- periodo al aumentar el valor del número atómico.

De acuerdo con los valores la tabla es el O.

d) **Cierto**. La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La **mayor energía de ionización** le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores la tabla [es el O](#).

La respuesta correcta es la **d**.

3.242. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas representa la del estado fundamental del lantano?

- a) $[\text{Xe}] 6s^2 4f^1$
- b) $[\text{Xe}] 6s^2 5d^1$
- c) $[\text{Rn}] 6s^2 4f^1$
- d) $[\text{Rn}] 4f^6$

(O.Q.L. Galicia 2017)

El lantano (La) es un elemento que pertenece al grupo 3 y periodo 6 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Xe}] 6s^2 5d^1$.

La respuesta correcta es la **b**.

3.243. Para los elementos cloro, argón y potasio es cierto que:

- a) La mayor afinidad electrónica le corresponde al argón.
- b) El potasio es el que tiene mayor segunda energía de ionización.
- c) El catión potasio y el anión cloruro son de tamaño similar al ser isoelectrónicos.
- d) El cloro posee el menor radio atómico.

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Cl	Cl ⁺	Cl ⁻	Ar	Ar ⁺	K	K ⁺
Z	17	17	17	18	18	19	19
Estr. Elect. Ext.	$3s^2 3p^5$	$3s^2 3p^4$	$3s^2 3p^6$	$3s^2 3p^6$	$3s^2 3p^5$	$4s^1$	$3s^2 3p^6$
Z_{ef} (aprox.)	7	6	6	8	7	1	8
n	3	3	3	3	3	4	3

a) Falso. La afinidad electrónica, E_{ea} , de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón.

Los gases nobles no tienen tendencia a ganar electrones, por tanto, la mayor afinidad electrónica le corresponde al siguiente elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla es el Cl.

b) **Cierto**. La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Cuando los átomos propuestos pierden un electrón y se transforman en los respectivos cationes, todos tienen el mismo valor de n pero el que posee mayor Z_{ef} es el K^+ , por tanto, tiene la **mayor segunda energía de ionización**.

c) Falso. Aunque los iones K^+ y Cl^- sean especies isoelectrónicas, el mayor radio le corresponde a la especie con menor valor de Z ya que su núcleo atraerá con menor intensidad a los electrones de la capa más externa. De acuerdo con los valores de la tabla se trata del Cl^- .

d) Falso. El mayor radio le corresponde al elemento con mayor número de capas electrónicas. De acuerdo con los valores de la tabla es el K ($n = 4$).

La respuesta correcta es la **d**.

3.244. Dados cuatro elementos de la tabla periódica A, B, C y D de números atómicos 8, 16, 19 y 37, respectivamente, ¿cuál es el elemento cuya primera energía de ionización es mayor?

- a) A
- b) B
- c) C
- d) D

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Z	8	16	19	37
Estr. Elect.	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	$[\text{Ar}] 4s^1$	$[\text{Kr}] 5s^1$
Z_{ef} (aprox.)	6	6	1	1
n	2	3	4	5

Teniendo en cuenta los valores de la tabla, **la mayor energía de ionización le corresponde al elemento A cuyo número atómico es 8**.

La respuesta correcta es la **a**.

3.245. Con respecto al átomo de un elemento X ($Z = 5$) y al átomo del elemento Y ($Z = 13$), es correcto afirmar que:

- a) Ambos elementos son metálicos.
- b) La electronegatividad del elemento X es mayor que la del elemento Y.
- c) La primera energía de ionización es menor para el elemento X que para Y.
- d) El elemento Y tiene un radio atómico menor que el elemento X.

(O.Q.L. Asturias 2017)

a) Falso. Ya que sus estructuras electrónicas: $1s^2 2s^2 2p^1$ y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, indican que son el boro (no metal) y el aluminio (metal).

b) **Verdadero**. Aunque están en el mismo grupo, el elemento Y tiene su electrón de valencia en el orbital $3p$, mientras que el elemento X lo tiene en el $2p$. Consultando la bibliografía, se confirma que los valores de la electronegatividad (escala de Pauling) son 2,04 para el elemento X y 1,61 para el elemento Y.

c) Falso. El electrón a arrancar está en el subnivel $3p$ para el elemento Y y en el $2p$ para el X, con lo que este último necesitará mayor energía ya que se encuentra más cerca del núcleo. Consultando la bibliografía, se confirma que los valores de la energía de ionización son 8,30 eV para el elemento X y 5,99 eV para el elemento Y.

d) Falsa. El electrón que define el tamaño está en un orbital con mayor número cuántico principal para el elemento Y. Consultando la bibliografía, se confirma que los valores del radio son 88 pm para el elemento X y 143 pm para el elemento Y.

La respuesta correcta es la **b**.

3.246. Indique la serie en que los iones están dispuestos en orden creciente del radio iónico.

- a) $\text{Mg}^{2+} < \text{S}^{2-} < \text{Cl}^- < \text{K}^+ < \text{Ca}^{2+}$
- b) $\text{Mg}^{2+} < \text{Ca}^{2+} < \text{K}^+ < \text{Cl}^- < \text{S}^{2-}$
- c) $\text{S}^{2-} < \text{Cl}^- < \text{K}^+ < \text{Mg}^{2+} < \text{Ca}^{2+}$
- d) $\text{S}^{2-} < \text{Mg}^{2+} < \text{Ca}^{2+} < \text{Cl}^- < \text{K}^+$

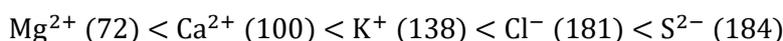
(O.Q.L. Asturias 2017)

Todos son iones de elementos de los periodos 3 y 4. Los mayores serán los aniones y, entre ellos el S^{2-} el mayor al tener un exceso de dos cargas negativas. Entre los cationes el mayor será el K^+ sobre el Ca^{2+} (efecto de la carga) y el menor el Mg^{2+} , al estar en el tercer periodo frente al 4 de los otros dos iones.

Las especies iónicas ordenadas por tamaño creciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.247. Uno de los grandes logros de la clasificación de los elementos de Mendeleiev fue:

- a) Introducir la ordenación de los elementos según el número atómico.
- b) Ordenar los elementos según la masa atómica con independencia de sus propiedades químicas, poniendo en tela de juicio las propiedades químicas observadas que no seguían el orden predicho.
- c) Predecir la existencia de elementos desconocidos en aquella época.
- d) Colocar al hidrógeno en su lugar correcto sin ningún lugar a dudas, el cual mantiene en la tabla periódica actual.
- e) Todas las afirmaciones anteriores son correctas.

(O.Q.L. Jaén 2017)

D. Mendeleev publica en 1869 su libro "Principios de Química" en el que presenta una tabla periódica en la que aparecen los 63 existentes elementos ordenados según pesos atómicos crecientes y la valencia. Más aún, **se atreve a proponer la existencia**, en el futuro, **de elementos sin descubrir**, citando además algunas de sus propiedades. Estos elementos eran "eka-boro" (escandio), "eka-aluminio" (galio) y "eka-silicio" (germanio), que fueron descubiertos, respectivamente, por Nilson (1879), Boisbaudran (1875) y Winkler (1886).

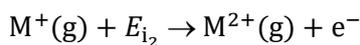
La respuesta correcta es la **c**.

3.248. De los siguientes elementos indique cuál va a tener la mayor segunda energía de ionización.

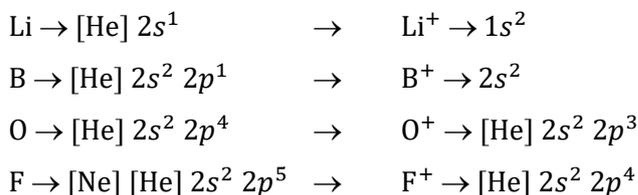
- a) H
- b) Li
- c) B
- d) O
- e) F

(O.Q.L. Jaén 2017)

La segunda energía de ionización, E_{i_2} , se define como: “la energía que debe absorber un ion M^+ en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo”.



Descartando al H que como solo tiene un electrón tiene una única energía de ionización, las configuraciones electrónicas de los elementos dados y de sus respectivos iones monopositivos son, respectivamente:



La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Li ⁺	B ⁺	O ⁺	F ⁺
Z	3	5	8	9
Estr. Elect.	1s ²	[He] 2s ²	[He] 2s ² 2p ³	[He] 2s ² 2p ⁴
Z_{ef} (aprox.)	2	2	5	6
n	1	2	2	2

Tendrá **mayor segunda energía de ionización** el elemento que presente menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores la tabla, Se trata del **Li**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la segunda energía de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{B}^+ (2.27) < \text{F}^+ (3.374) < \text{O}^+ (3.388) < \text{Li}^+ (7.297)$$

Se registra una pequeña anomalía entre los valores del O y F debida a que el primero presenta una estructura especialmente estable de subnivel de energía semilleno de electrones.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Alicante 2013 y otras).

3.249. ¿Cuántos símbolos de elementos químicos se pueden representar con las letras del nombre del país más grande de América del Sur? Por cierto, no es Argentina.

- Más de 13
- 13
- 12
- 11
- 10

(O.Q.L. Jaén 2017)

El país al que se refiere es Brasil, y con esas letras se puede representar el símbolo de estos **16 elementos**:

Al (aluminio), Ar (argón), As (arsénico), B (boro), Ba (bario), Bi (bismuto), Br (bromo), I (yodo), Ir (iridio), La (lantano), Li (litio), Lr (laurencio), Ra (radio), S (azufre), Si (silicio) y Sr (estroncio).

La respuesta correcta es la **a**.

3.250. Seleccione la opción que muestre los símbolos de los elementos del grupo 7 de la tabla periódica:

- a) Mn, Tc, Re
- b) Mn, Te, Re
- c) Mn, Tc, Rh
- d) Mo, Te, Re

(O.Q.L. Murcia 2017)

El grupo 7 de la tabla periódica está integrado por los elementos: Mn (manganeso), Tc (tecnecio), Re (renio) y Bh (bohrio).

Ninguna respuesta es correcta.

3.251. Los cuatro elementos químicos (A, D, E, G) cuyos números atómicos son respectivamente 5, 6, 9 y 19, presentarán los siguientes electrones de valencia:

- a) A(5), D(6), E(1) y G(1)
- b) A(3), D(4), E(9) y G(3)
- c) A(5), D(6), E(9) y G(19)
- d) A(3), D(4), E(7) y G(1)

(O.Q.L. Murcia 2018)

Se consideran electrones de valencia aquéllos que se encuentran alojados en los orbitales s y p.

- La configuración electrónica abreviada del elemento A con $Z = 5$ es, $[\text{He}] 2s^2 2p^1$, por tanto, presenta **3 electrones de valencia**.
- La configuración electrónica abreviada del elemento D con $Z = 6$ es, $[\text{He}] 2s^2 2p^2$, por tanto, presenta **4 electrones de valencia**.
- La configuración electrónica abreviada del elemento E con $Z = 9$ es, $[\text{He}] 2s^2 2p^5$, por tanto, presenta **7 electrones de valencia**.
- La configuración electrónica abreviada del elemento G con $Z = 19$ es, $[\text{Ar}] 4s^1$, por tanto, presenta **1 electrón de valencia**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.252. Sin repetir letras, ¿cuántos símbolos de elementos químicos puedes obtener con las letras de la palabra TIGRESA?

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) Más de 3

(O.Q.L. Murcia 2018)

Con esas letras y, sin repetir las, se pueden obtener los símbolos de estos **4 elementos**:

azufre (S), erbio (Er), galio (Ga) y titanio (Ti).

La respuesta correcta es la **d**.

3.253. La configuración electrónica de cierto átomo en estado excitado es $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10} 4p^4$. Identifique el átomo en cuestión:

- a) Germanio
- b) Arsénico
- c) Selenio
- d) Bromo

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

La configuración electrónica propuesta corresponde a un átomo que incumple el principio de mínima energía ya que uno de los electrones situados en el subnivel $4p$ debería estar situado en el $4s$, debiendo ser la configuración electrónica en el estado fundamental $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^3$.

Atendiendo a la misma se deduce que se trata de un elemento que pertenece al grupo 15 que esta integrado por los elementos nitrógeno ($n = 2$), fósforo ($n = 3$), arsénico ($n = 4$), antimonio ($n = 5$), bismuto ($n = 6$) y moscovio ($n = 7$). El valor máximo de $n = 4$ indica que se trata del [arsénico](#).

La respuesta correcta es la **b**.

3.254. Dadas las siguientes energías de ionización sucesivas (en kJ mol^{-1}), elija la afirmación más adecuada:

$$E_{i_1} = 578; E_{i_2} = 1.820; E_{i_3} = 2.750; E_{i_4} = 11.600; E_{i_5} = 14.800.$$

- Los datos son compatibles con un elemento del grupo 13.
- Los datos son compatibles con un elemento del grupo 14.
- Los datos son compatibles con un elemento del grupo 15.
- Los datos son compatibles con un elemento del grupo 1.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

Suponiendo que la energía de ionización, E_i , es proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} , y haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de $Z_{\text{ef}} = 1, 2, 3, \dots$ determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan la relación $E_i/Z_{\text{ef}} \approx \text{cte}$.

En este caso:

$$E_{i_1} = \frac{578}{1} = 578 \text{ kJ mol}^{-1}$$

El primer valor, E_{i_1} , diferente a los siguientes indica que el electrón se encuentra solo en ese orbital.

$$E_{i_2} = \frac{1.820}{2} = 910,0 \text{ kJ mol}^{-1} \quad E_{i_3} = \frac{2.750}{3} = 916,7 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Los valores, $E_{i_2} \approx E_{i_3}$, indican que los dos siguientes electrones están situados en un mismo tipo de orbital que debe ser un orbital s.

$$E_{i_4} = \frac{11.600}{4} = 2.900 \text{ kJ mol}^{-1} \quad E_{i_5} = \frac{14.800}{5} = 2.960 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Los siguientes valores, E_{i_4} y E_{i_5} , mucho mayores que los anteriores, indican que los siguientes electrones deben estar situados en un orbital en una capa con un valor de n inferior al de los electrones extraídos.

Por tanto, la estructura electrónica externa del elemento debe ser $ns^2 np^1$, que se corresponde con la que tienen los [elementos del grupo 13](#).

La respuesta correcta es la **a**.

3.255. Ordene de mayor a menor los tamaños de las siguientes especies: Na^+ , Ne , O^{2-} , Mg^{2+} y F^- :

- $\text{F}^- > \text{Na}^+ > \text{Ne} > \text{O}^{2-} > \text{Mg}^{2+}$
- $\text{Mg}^{2+} > \text{Na}^+ > \text{Ne} > \text{F}^- > \text{O}^{2-}$
- $\text{O}^{2-} > \text{F}^- > \text{Na}^+ > \text{Ne} > \text{Mg}^{2+}$
- $\text{Ne} > \text{O}^{2-} > \text{Mg}^{2+} > \text{F}^- > \text{Na}^+$

(O.Q.L. Extremadura 2018)

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- El oxígeno (O) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8. La configuración electrónica del ion O^{2-} es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que capta dos electrones y completa el subnivel $2p$.
- El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12. La configuración electrónica del ion Mg^{2+} es $[\text{Ne}] 2s^2 2p^6$ ya que cede los dos electrones del subnivel $3s$.

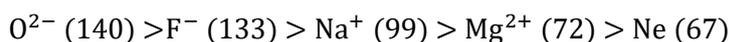
- El flúor (F) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9. La configuración electrónica del ion F^- es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que capta un electrón y completa el subnivel $2p$.
- El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion Na^+ es $[\text{Ne}] 2s^2 2p^6$ ya que cede el electrón del subnivel $3s$.
- El neón (Ne) es un elemento que pertenece al grupo 18 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 10.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan **isoelectrónicas**, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico.

Las especies iónicas ordenadas por tamaño creciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:



Resulta problemático diferenciar los tamaños de Ne y Mg^{2+} que son muy próximos, esto se debe a que se está comparando una especie atómica cuyo radio es un valor estimado, con especies iónicas, cuyos valores se han determinado experimentalmente mediante medidas en redes cristalinas.

Ninguna respuesta es correcta.

(Esta cuestión se ha propuesto con más especies en Valencia 2003, 2005 y 2007).

3.256. Si la configuración electrónica de un átomo es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ y tiene 18 neutrones, puede afirmarse que dicha configuración electrónica corresponde con el elemento:

- a) Bromo
- b) Argón
- c) Azufre
- d) Cloro

(O.Q.L. Extremadura 2018)

Atendiendo a la configuración electrónica propuesta $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, se trata de un elemento que pertenece al grupo 17, llamado de los halógenos que está integrado por los elementos flúor ($n = 2$), cloro ($n = 3$), bromo ($n = 4$), yodo ($n = 5$), astato ($n = 6$) y teneso ($n = 7$). El valor máximo de $n = 3$ indica que se trata del **cloro**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.257. ¿Cuál es la definición correcta de afinidad electrónica?

- a) La energía asociada a la captación de un electrón por parte de un elemento neutro gaseoso.
- b) La energía que hay que aportar a un elemento neutro gaseoso para arrancarle un electrón.
- c) La tendencia relativa que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de un enlace covalente.
- d) La medida de la polaridad de los enlaces covalentes.

(O.Q.L. La Rioja 2018)

La afinidad electrónica se define como la energía que desprende un átomo en estado gaseoso cuando capta un electrón.

La respuesta correcta es la **a**.

3.258. Ordene los siguientes iones, Na^+ , O^{2-} , Mg^{2+} , F^- , Al^{3+} , según los radios iónicos crecientes:

- a) $\text{F}^- < \text{O}^{2-} < \text{Al}^{3+} < \text{Mg}^{2+} < \text{Na}^+$
 b) $\text{Al}^{3+} < \text{Mg}^{2+} < \text{Na}^+ < \text{O}^{2-} < \text{F}^-$
 c) $\text{O}^{2-} < \text{F}^- < \text{Na}^+ < \text{Mg}^{2+} < \text{Al}^{3+}$
 d) $\text{Al}^{3+} < \text{Mg}^{2+} < \text{Na}^+ < \text{F}^- < \text{O}^{2-}$

(O.Q.L. La Rioja 2018)

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

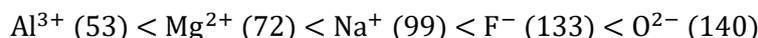
- El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion Na^+ es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que cede el electrón del subnivel 3s.
- El oxígeno (O) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8. La configuración electrónica del ion O^{2-} es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que capta dos electrones y completa el subnivel 2p.
- El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12. La configuración electrónica del ion Mg^{2+} es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que cede los dos electrones del subnivel 3s.
- El flúor (F) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9. La configuración electrónica del ion F^- es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que capta un electrón y completa el subnivel 2p.
- El aluminio (Al) es un elemento que pertenece al grupo 13 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 13. La configuración electrónica del ion Al^{3+} es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ ya que cede los tres electrones de los subniveles 3s y 3p.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan **isoelectrónicas**, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el tamaño de la especie decrece al aumentar el número atómico.

Las especies iónicas ordenadas por tamaño creciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:



La respuesta correcta es la **d**.

3.259. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene mayor energía de ionización?

- a) N
 b) Si
 c) P
 d) Sb

(O.Q.L. La Rioja 2018)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	N	Si	P	Sb
Z	7	14	15	51
Estr. Elect.	[He] $2s^2 2p^3$	[Ne] $3s^2 3p^2$	[Ne] $3s^2 3p^3$	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^3$
Z_{ef} (aprox.)	5	4	5	5
n	2	3	3	5

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con esto, **la mayor energía de ionización le corresponde al N** ($n = 2$) y $Z_{\text{ef}} = 5$.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las energías de ionización (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{Si (787)} < \text{Sb (834)} < \text{P (1.012)} < \text{N (1.402)}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.260. De los siguientes elementos, ¿en cuál es mayor el radio de sus átomos?

- Al
- Mg
- B
- N

(O.Q.L. Valencia 2018)

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Al	Mg	B	N
Z	13	12	5	7
Estr. Elect.	[Ne] $3s^2 3p^1$	[Ne] $3s^2$	[He] $2s^2 2p^1$	[He] $2s^2 2p^3$
Z_{ef} (aprox.)	3	2	3	5
n	3	3	2	2

- El radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear y con ella carga nuclear efectiva. Esta es mínima al principio del periodo (grupo 1, alcalinos) y máxima al final (grupo 18, gases nobles).
- El radio dentro de un grupo crece a medida que aumenta el número de capas electrónicas, n .

Separando al B y N que se encuentran en el periodo $n = 2$, por lo que les corresponde menor radio, de los dos elementos restantes, el de **mayor radio es el Mg** que tiene menor carga nuclear ($Z = 2$).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos (pm) son:

$$\text{N (75)} < \text{B (83)} < \text{Al (143)} < \text{Mg (160)}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.261. El orden decreciente correcto de la primera energía de ionización para los elementos flúor, neón y magnesio es:

- $\text{F} > \text{Ne} > \text{Mg}$
- $\text{Ne} > \text{F} > \text{Mg}$
- $\text{Mg} > \text{Ne} > \text{F}$
- $\text{Ne} > \text{Mg} > \text{F}$

(O.Q.L. Asturias 2018)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Tendrá menor energía de ionización el elemento que presente mayor valor de n y menor valor de Z_{ef} .

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	F	Ne	Mg
Z	9	10	12
Estr. Elect.	[He] $2s^2 2p^5$	[He] $2s^2 2p^5$	[Ne] $3s^2$
Z_{ef} (aprox.)	7	8	2
n	2	2	3

El elemento con menor energía de ionización es el Mg (menor Z_{ef} y mayor n). Los elementos F y Ne tienen el mismo valor de n , por lo que el factor determinante es el valor de Z_{ef} . Entre ambos, tiene menor energía de ionización el F que tiene menor valor de Z_{ef} .

El orden decreciente de energía de ionización correcto es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol⁻¹) son:

$$\text{Ne} (2.081) > \text{F} (1.681) > \text{Mg} (738)$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.262. Entre los elementos aluminio, cloro, fósforo, y azufre, indique el que forma el ion de mayor tamaño con una configuración electrónica de gas noble en estado fundamental:

- Al
- P
- S
- Cl

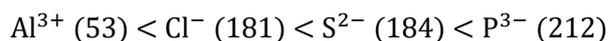
(O.Q.L. Asturias 2018)

Las configuraciones electrónicas de las especies propuestas son:

- El aluminio (Al) es un elemento que pertenece al grupo 13 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^2 3p^1$ y si cede los tres electrones de su capa más externa adquiere la configuración de gas noble [He] $2s^2 2p^6$ y se transforma en el ion Al^{3+} .
- El azufre (S) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^2 3p^4$ y si capta dos electrones para completar su capa más externa adquiere la configuración de gas noble [Ne] $3s^2 3p^6$ y se transforma en el ion S^{2-} .
- El cloro (Cl) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^2 3p^5$ y si capta un electrón para completar su capa más externa adquiere la configuración de gas noble [Ne] $3s^2 3p^6$ y se transforma en el ion Cl^- .
- El fósforo (P) es un elemento que pertenece al grupo 15 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^2 3p^3$ y si capta tres electrones para completar su capa más externa adquiere la configuración de gas noble [Ne] $3s^2 3p^6$ y se transforma en el ion P^{3-} .

El catión Al^{3+} será el menor de todos; respecto a los aniones **será mayor** el que tenga menor carga nuclear efectiva, Z_{ef} , que es el P^{3-} .

Consultando la bibliografía se comprueba que los valores de los radios (pm) de los iones estables son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.263. El número atómico de dos elementos químicos es $Z = 19$ y $Z = 36$ respectivamente:

- El elemento de $Z = 19$ tiene un valor de la primera energía de ionización más bajo que el de $Z = 36$.
- El elemento de $Z = 36$ tiene un valor de la primera energía de ionización más bajo que el de $Z = 19$.
- La primera energía de ionización no depende de la carga nuclear efectiva de los átomos.
- Al eliminar electrones de un átomo se libera mucha energía.

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Z	19	36
Estr. Elect.	[Ar] $4s^1$	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^6$
Z_{ef} (aprox.)	1	8
n	4	4

Como ambos elementos pertenecen al mismo periodo (igual valor de n), la que presenta **menor energía de ionización** es tiene menor valor de Z_{ef} , en este caso, el elemento de $Z = 19$.

La respuesta correcta es la **a**.

3.264. Para los elementos Cl, Ar y K es cierto que:

- El de menor tamaño es Cl y el menos electronegativo el K.
- La menor energía de ionización es del K y el más electronegativo el Ar.
- El K es el de mayor tamaño y el Cl de menor energía de ionización.
- El Cl es el más electronegativo y el Ar el de mayor tamaño.

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Cl	Ar	K
Z	17	18	19
Estr. Elect.	[Ne] $3s^2 3p^5$	[Ne] $3s^2 3p^6$	[Ar] $4s^1$
Z_{ef} (aprox.)	7	8	1
n	3	3	4

a) Falso. El menor radio le corresponde al elemento con menor número de capas electrónicas y mayor carga efectiva. De acuerdo con los valores de la tabla es el Ar.

b) Falso. Los gases nobles nobles, al tener su última capa completa, no tienen tendencia a ganar ni perder electrones. No tienen electronegatividad.

c) Falso. La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

De acuerdo con los valores de la tabla la menor energía de ionización le corresponde al K.

d) Falso. El mayor radio le corresponde al elemento con mayor número de capas electrónicas, el K.

Ninguna respuesta es correcta.

3.265. Mendeleev está considerado como uno de los padres de la Tabla Periódica moderna. El otro padre de la Tabla Periódica fue:

- a) Antoine de Lavoisier
- b) John Dalton
- c) Ernest Rutherford
- d) Niels Bohr
- e) Henry Moseley

(O.Q.L. País Vasco 2018)

En 1914, **Henry Moseley** descubrió que existía una relación lineal directa entre la raíz cuadrada del inverso de la longitud de onda de los RX emitidos por un átomo y el número de cargas positivas de su núcleo.

Ese número identificado como el número atómico, Z , permitió ordenar a todos los elementos existentes dentro la tabla periódica, lo que puso en evidencia que en ese momento quedaban siete huecos en la misma correspondientes a los elementos de número atómico 43, 61, 72, 75, 85, 87 y 91.

La respuesta correcta es la e.

3.266. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de átomos neutros:

$$A = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \quad B = 1s^2 2s^2 2p^6 6p^1$$

Indique cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:

- a) A y B representan elementos distintos.
- b) A y B representan el mismo elemento.
- c) Para pasar de A a B se requiere energía.
- d) Según el modelo atómico de Bohr, para ionizar A se ha de utilizar una radiación electromagnética de menor longitud de onda que la que habría de utilizarse para ionizar B.

(O.Q.L. Baleares 2018) (O.Q.L. Baleares 2019)

a) Falso. La configuración electrónica dada para el elemento A tiene 11 electrones, por tanto, se corresponde con la del átomo de sodio en el estado fundamental, mientras que la configuración B corresponde a un estado excitado de ese mismo átomo ya que se ocupa antes el subnivel $6p$ que el $3s$.

b) Verdadero. Según se ha justificado en el apartado anterior.

c) Verdadero. Para pasar de un estado fundamental a un estado excitado de un átomo es necesario que este absorba energía.

d) Verdadero. De acuerdo con el modelo de Bohr, la energía de la radiación electromagnética para ionizar un átomo viene dada por la expresión:

$$E = k \frac{Z_{ef}^2}{n^2}$$

Teniendo en cuenta que la relación entre la energía y la longitud de onda de una radiación electromagnética viene dada por la expresión:

$$E = \frac{h c}{\lambda}$$

Por tanto, cuanto menor sea el valor de n , menor debe ser el valor de λ .

La respuesta correcta es la c.

3.267. ¿En cuál de las siguientes opciones, los elementos están ordenados correctamente en creciente del radio atómico?

- a) F < Sr < S
- b) F < S < Sr
- c) Sr < F < S
- d) S < Sr < F

(O.Q.L. Baleares 2018)

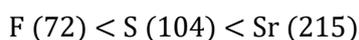
Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Sr	F	S
Estr. Elect.	[Kr] 5s ²	[He] 2s ² 2p ⁵	[Ne] 3s ² 3p ⁴
Z _{ef} (aprox.)	2	7	6
n	5	2	3

Siendo elementos de diferentes periodos, el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, por tanto el orden correcto de radios crecientes es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos (pm) son:



La respuesta correcta es la b.

3.268. En 2016, la Unión de Química Pura y Aplicada (IUPAC) aceptó el nombre de cuatro nuevos elementos químicos con los números atómicos 113, 115, 117 y 118, respectivamente. ¿Cuál es el nombre del elemento Z = 118?

- a) Moscovión
- b) Salchichonio
- c) Oganésón
- d) Nihonión

(O.Q.L. Madrid 2018)

Desde 2016, el nombre del elemento 118 es **oganesón**, en honor a Yuri T. Oganessian, director del Flerov Laboratory of Nuclear Reactions de Dubna, responsable de la síntesis de los elementos 114 (Fl), 115 (Mc) y 118 (Og). Después de Seaborg, es el único científico vivo con un elemento que lleva su nombre.

La respuesta correcta es la c.

3.269. ¿Qué elemento tiene más isótopos estables?

- a) Carbono
- b) Germanio
- c) Estaño
- d) Silicio

(O.Q.L. Madrid 2018)

El elemento que más isótopos estables presenta en la naturaleza es el **estaño** que tiene **8 isótopos estables**:

¹¹²Sn, ¹¹⁴Sn, ¹¹⁵Sn, ¹¹⁶Sn, ¹¹⁷Sn, ¹¹⁸Sn, ¹¹⁹Sn, ¹²⁰Sn, ¹²²Sn y ¹²⁴Sn; de los cuales el ¹²⁰Sn es el más abundante.

La respuesta correcta es la c.

3.270. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la energía de ionización más baja?

- a) Na
b) Mg
c) Ca
d) K

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Na	Mg	K	Ca
Z	11	12	19	20
Est. elect.	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2$	[Ar] $4s^1$	[Ar] $4s^2$
Z_{ef} (aprox.)	1	2	1	2
n	3	3	4	4

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor valor de Z_{ef} (Z). De acuerdo con los valores la tabla, [se trata del K](#).

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$K (419) < Na (496) < Ca (510) < Mg (738)$$

La respuesta correcta es la c.

3.271. En 2019 se celebra el Año Internacional de:

- a) La Tabla Periódica
b) Los gases nobles
c) La Química
d) Los metales
e) La mujer científica

(O.Q.L. Jaén 2018)

Con motivo de la celebración del 150 aniversario de la publicación en 1869 de la primera tabla periódica de Dmitri Mendeleev, la Asamblea General de las Naciones Unidas durante su 74ª Reunión Plenaria proclamó 2019 como el [Año Internacional de la Tabla Periódica de Elementos Químicos](#) (IYPT 2019) el 20 de diciembre de 2017, que también fue aprobado por la Conferencia General de la UNESCO en su 39ª reunión.



La respuesta correcta es la a.

3.272. Compare el radio iónico de Na^+ , Mg^{2+} , F^- y O^{2-} e indique el orden correcto de su incremento:

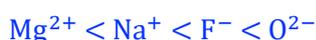
- a) $\text{Mg}^{2+} < \text{Na}^+ < \text{F}^- < \text{O}^{2-}$
b) $\text{O}^{2-} < \text{F}^- < \text{Na}^+ < \text{Mg}^{2+}$
c) $\text{Na}^+ < \text{Mg}^{2+} < \text{F}^- < \text{O}^{2-}$
d) $\text{Mg}^{2+} < \text{O}^{2-} < \text{Na}^+ < \text{F}^-$

(O.Q.N. Santander 2019)

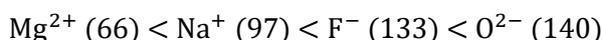
- El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11. La configuración electrónica del ion Na^+ es [He] $2s^2 2p^6$ ya que cede el electrón del subnivel $3s$.
- El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [Ne] $3s^2$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 12. La configuración electrónica del ion Mg^{2+} es [He] $2s^2 2p^6$ ya que cede los dos electrones del subnivel $3s$.
- El flúor (F) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^2 2p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 9. La configuración electrónica del ion F^- es [He] $2s^2 2p^6$ ya que capta un electrón y completa el subnivel $2p$.
- El oxígeno (O) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 2 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es [He] $2s^2 2p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 8. La configuración electrónica del ion O^{2-} es [He] $2s^2 2p^6$ ya que capta dos electrones y completa el subnivel $2p$.

Se trata de especies isoelectrónicas y, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones (número atómico). En otras palabras, el radio de la especie decrece al aumentar el número atómico.

El creciente correcto de los radios es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios iónicos (pm) son:



La respuesta correcta es la a.

3.273. Uno de los mayores logros de Mendeleev en sus primeras versiones de la Tabla Periódica se refiere a la predicción de las propiedades físicas y químicas de un hipotético elemento elemento no conocido por entonces al que denominó eka-silicio. Ese elemento, que se descubrió algunos años más tarde (1886), actualmente se llama germanio. De las siguientes proposiciones referidas al germanio, ¿cuál es incorrecta?

- a) Sus átomos son más grandes que los de silicio.
- b) La fórmula de cloruro más importante es GeCl_4 .
- c) A temperatura ambiente, el germanio sólido conduce la corriente peor que el silicio.
- d) Por su lato índice de refracción, el óxido GeO_2 se emplea como núcleo de fibras ópticas.

(O.Q.N. Santander 2019)

- a) Verdadero. El radio atómico, dentro de un grupo, crece a medida que aumenta el número de capas electrónicas, n , por tanto, el radio del germanio ($n = 4$) es mayor que el del silicio ($n = 3$).
- b) Verdadero. El estado de oxidación más habitual del germanio es 4, luego la fórmula de su cloruro más abundante es GeCl_4 .
- c) **Falso**. Tanto silicio como germanio son elementos semiconductores y, a temperatura ambiente, **la conductividad del silicio** ($1,60 \cdot 10^{-5} \text{ S m}^{-1}$) **es bastante menor que la del germanio** ($2,20 \cdot 10^{-2} \text{ S m}^{-1}$).
- d) Verdadero. El elevado índice de refracción del GeO_2 (1,7) hace que sea utilizado para la fabricación de fibra óptica.

La respuesta correcta es la c.

3.274. La UNESCO ha proclamado el año 2019, como “Año Internacional de la Tabla Periódica de los Elementos Químicos”. Tres son los elementos químicos cuyo descubrimiento se atribuye al mérito de investigadores españoles; pero ¿cuál es el elemento relacionado con Andrés Manuel del Río?

- Vanadio
- Wolframio
- Bismuto
- Platino

(O.Q.N. Santander 2019)

Andrés Manuel del Río descubrió el **vanadio** en 1801 en México.

La respuesta correcta es la **a**.

3.275. De los siguientes elementos, ¿cuál presenta las energías de ionización sucesivas (kJ mol^{-1}) que se indican a continuación?

$$E_{i_1} = 738 \quad E_{i_2} = 1.451 \quad E_{i_3} = 7.733 \quad E_{i_4} = 10.540 \quad E_{i_5} = 13.628$$

- Si
- Na
- Mg
- Al

(O.Q.L. Valencia 2019)

- El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$.
- El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2$.
- El aluminio (Al) es un elemento que pertenece al grupo 13 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$.
- El silicio (Si) es un elemento que pertenece al grupo 14 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$.

Suponiendo que la energía de ionización, E_i es proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} , y haciendo la aproximación de que un electrón apantalla a un protón, los valores de $Z_{\text{ef}} = 1, 2, 3, \dots$ determinan que los electrones que se encuentran en un mismo orbital presentan la relación $E_i/Z_{\text{ef}} \approx \text{cte}$.

En este caso:

$$E_{i_1} = \frac{738}{1} = 738 \text{ kJ mol}^{-1} \quad E_{i_2} = \frac{1.450}{1} = 726 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Estos dos valores, $E_{i_1} \approx E_{i_2}$, indican que estos electrones deben estar situados en un mismo tipo de orbital de la misma capa.

$$E_{i_3} = \frac{7.733}{3} = 2.578 \text{ kJ mol}^{-1} \quad E_{i_4} = \frac{10.540}{4} = 2.635 \text{ kJ mol}^{-1} \quad E_{i_5} = \frac{13.628}{3} = 2.726 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Estos tres valores, $E_{i_3} \approx E_{i_4} \approx E_{i_5}$, mucho más grandes que los anteriores, indican que los siguientes electrones deben estar situados en un mismo tipo orbital pero en una capa más próxima al núcleo que los dos anteriores.

Al existir solo dos electrones en el primer tipo de orbital indica que este se trata de un orbital s y, por tanto, los tres electrones siguientes deben estar situados en un orbital p .

La estructura electrónica externa del elemento debe ser $(n-1)p^6 ns^2$. De los elementos propuestos el que tiene una estructura electrónica de ese tipo es el **Mg**.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2003 y Sevilla 2010).

3.276. De las siguientes series de elementos Be, B, Mg y Al, ¿en cuál están ordenados de menor a mayor radio atómico?

- Be < B < Mg < Al
- B < Be < Al < Mg
- Mg < Be < Al < B
- Al < Mg < B < Be

(O.Q.L. Valencia 2019)

▪ El **radio atómico**, dentro de un periodo, **decrece** a medida que aumenta la carga nuclear y con ella carga nuclear efectiva, Z_{ef} , es decir **de izquierda a derecha**.

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico, Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

▪ El **radio atómico**, dentro de un grupo, **crece** a medida que aumenta el número de capas electrónicas, n , es decir, **de arriba hacia abajo**.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Be	B	Mg	Al
Estr. Elect.	[He] $2s^2$	[He] $2s^2 2p^1$	[Ne] $3s^2$	[Ne] $3s^2 3p^1$
Z_{ef} (aprox.)	2	3	2	3
n	2	2	3	3

De acuerdo con el criterio propuesto, el orden correcto de radios crecientes es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios atómicos (pm) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.277. El potasio está situado en la Tabla Periódica justo después del argón, pero su masa atómica es menor. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones explica esto?

- El potasio es un metal, y los metales se colocan a la izquierda en la Tabla Periódica.
- Por tradición, el orden de los elementos nunca ha sido actualizado.
- El potasio se descubrió después del argón y, por lo tanto, se coloca después del argón.
- El orden de los elementos no se basa en la masa atómica.

(O.Q.L. Valencia 2019) (O.Q.L. Jaén 2019)

El **orden de colocación** de los elementos en la Tabla Periódica **no se basa en los pesos atómicos crecientes** como propuso Mendeleev en 1869, sino que se encuentran ordenados por el número atómico.

La respuesta correcta es la **d**.

3.278. El berilio es el elemento más ligero de la naturaleza en el que todos sus átomos tienen la misma masa. Esto es debido a que:

- No presenta más que un isótopo natural estable.
- Cumple fielmente la teoría atómico-molecular de Dalton.
- No es radiactivo.
- Sus átomos contienen igual número protones y neutrones.

(O.Q.L. Valencia 2019)

El que todos los átomos de berilio de la naturaleza pesen lo mismo se debe a que es uno de los 21 elementos de la Tabla Periódica que **solo presentan un isótopo natural estable**, en este caso el ${}^9_4\text{Be}$.

La respuesta correcta es la **a**.

3.279. ¿Cuál de los siguientes elementos tendrá el mayor valor de la afinidad electrónica?

- a) Aluminio
- b) Cloro
- c) Fósforo
- d) Azufre

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

La afinidad electrónica de un átomo se define como la energía que este desprende cuando capta un electrón y la mayor afinidad electrónica le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z).

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Al	Fósforo	S	Cl
Estr. Elect.	[Ne] $3s^2 3p^1$	[Ne] $3s^2 3p^3$	[Ne] $3s^2 3p^4$	[Ne] $3s^2 3p^5$
Z_{ef} (aprox.)	3	5	6	7
n	3	2	3	3

De acuerdo con los valores de la tabla, el **cloro es el elemento con mayor afinidad electrónica de la tabla periódica** ya que combina una elevada carga y un tamaño adecuado que hace que la repulsión interelectrónica no sea tan elevada cuando se incorpora el nuevo electrón.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la afinidad electrónica (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{Cl} (-349) > \text{S} (-200) > \text{P} (-72) > \text{Al} (-44)$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla-La Mancha 2010 y otras).

3.280. Respecto de las energías de ionización de K, Na, F, N y Cl, se puede decir:

- a) La del Na es la menor y la del Cl es la mayor.
- b) La del F es mayor que la del N.
- c) La del F es menor que la del Cl.
- d) La del Na es mayor que la del Cl.

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	N	F	Na	Cl	K
Z	7	9	12	19	19
Est. elect.	[He] $2s^2 2p^3$	[He] $2s^2 2p^5$	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2 3p^5$	[Ar] $4s^1$
Z_{ef} (aprox.)	5	7	1	7	1
n	2	2	3	3	4

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor valor de Z_{ef} (Z) y la mayor al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z). De acuerdo con los valores la tabla la menor energía de ionización le corresponde al K y la mayor al F.

a-c-d) Falso. De acuerdo con lo justificado en el párrafo anterior.

b) **Verdadero**. Ya que ambos elementos son los que tienen menor valor de n , pero el valor de Z_{ef} del F es superior al del N.

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{K (419)} < \text{Na (496)} < \text{Cl (1.251)} < \text{N (1.402)} < \text{F (1.681)}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.281. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene la primera energía de ionización más alta?

- a) Litio
- b) Boro
- c) Nitrógeno
- d) Flúor

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos dados se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Li	B	N	F
Z	3	5	7	7
Estr. elect.	[He] $2s^1$	[He] $2s^2 2p^1$	[He] $2s^2 2p^3$	[He] $2s^2 2p^5$
Z_{ef} (aprox.)	1	3	5	7
n	2	2	2	2

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z), que de acuerdo con los valores la tabla, [se trata del F](#).

Consultando la bibliografía, los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{Li (520)} < \text{B (801)} < \text{N (1.402)} < \text{F (1.681)}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.282. El vanadio recibe su nombre de la diosa escandinava de la belleza y la fertilidad. Fue descubierto por vez primera en el mineral conocido como "plomo pardo de Zimapán". ¿Dónde tuvo lugar ese descubrimiento?

- a) España
- b) Francia
- c) Italia
- d) México
- e) Suecia

(O.Q.L. País Vasco 2019)

El descubrimiento del vanadio fue realizado por Andrés Manuel del Río en 1801 en [México](#).

La respuesta correcta es la **d**.

3.283. En el año 2019 se celebra el Año Internacional de la Tabla Periódica de los Elementos Químicos, coincidiendo con el 150 aniversario de la propuesta de la tabla periódica de:

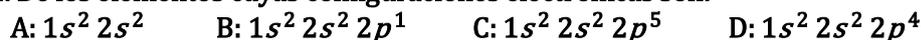
- Niels Bohr
- John Dalton
- Antoine de Lavoisier
- Dmitri Mendeléiev
- Henry Moseley

(O.Q.L. País Vasco 2019)

El año 2019 se celebra el 150 aniversario de la publicación en 1869 de la primera tabla periódica de [Dmitri Mendeleev](#).

La respuesta correcta es la d.

3.284. De los elementos cuyas configuraciones electrónicas son:



¿Cuál de ellos tiene menor electronegatividad?

- A
- B
- C
- D

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

La electronegatividad de un elemento, χ , mide la facilidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

En un periodo, la electronegatividad aumenta al aumentar la carga nuclear efectiva (número atómico), mientras que dentro de un grupo disminuye al aumentar el número de capas electrónicas, n .

De acuerdo con lo anterior, el **menor valor de electronegatividad** le corresponde al **elemento A** cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2$, ya que, a diferencia de los otros tres, tiene menor valor de la carga nuclear efectiva.

La respuesta correcta es la a.

3.285. ¿Cuántos elementos tenía la primera versión de la tabla periódica?

- 61
- 62
- 63
- 64

(O.Q.L. Galicia 2019)

La Tabla Periódica publicada por Dmitri Mendeleev en 1869 tenía **63 elementos** ordenados por masas atómicas crecientes y la valencia química. Comenzaba con el hidrógeno ($H = 1$) y terminaba en el plomo ($Pb = 207$).

Presentaba dudas en las masas de siete elementos: erbio (56), iterbio (60), indio (75,6), torio (118), telurio (128), oro (197) y bismuto (210); y además, presentaba cuatro huecos para elementos aún por descubrir:

- galio (1875 por Lecoq de Boisbaudran)
- escandio (1879 por Nilson)
- germanio (1855 por Winkler)
- tecnecio (1937 por Segrè y Perrier)

La respuesta correcta es la c.

3.286. ¿Cuál es el elemento más denso de la tabla periódica?

- a) Os
- b) Pb
- c) Ir
- d) Au

(O.Q.L. Galicia 2019)

En los últimos años ha existido cierta confusión sobre la densidad de los metales Os e Ir. En el trabajo publicado por R. Crabtree (Platinum Metals Rev. 1995, 39, (4), 164), se pone de manifiesto que el **Os es el metal más denso** que existe con una densidad de 22.588 kg m^{-3} , seguido del Ir con un valor de 22.562 kg m^{-3} , ambos valores medidos a $20 \text{ }^\circ\text{C}$.

La respuesta correcta es la a.

3.287. Los elementos químicos descubiertos por españoles son:

- a) Fr, Ra, Pt
- b) V, Se, W
- c) V, Pt, W
- d) Pt, W, Es

(O.Q.L. Galicia 2019) (O.Q.L. Jaén 2019)

Los elementos químicos descubiertos por españoles han sido **tres**:

- **Platino** por Antonio de Ulloa en 1735.
- **Wolframio** por Juan José y Fausto Delhúyar en 1783.
- **Vanadio** descubierto por Andrés Manuel del Río en 1801.

La respuesta correcta es la c.

(En Galicia 2019 se pregunta cuántos).

3.288. ¿Con qué tres elementos principalmente se fabrica la moneda de 1 €?

- a) Sn, Zn y Cu
- b) Ni, Zn y Cu
- c) Ni, Sn y Cu
- d) Fe, Cu y Zn

(O.Q.L. Galicia 2019)

El anillo exterior de la moneda de color dorado está formado por **Ni** y latón (**Cu** y **Zn**) y el disco interior de color plateado por Cu y Ni.

La respuesta correcta es la b.

3.289. Los elementos cuya existencia predijo Mendeleev antes de ser descubiertos son:

- a) Sc, Tc, Ga, Ge
- b) He, Ne, Ar, Kr
- c) Sc, Ga, Sn y Pb
- d) Ga, Ge, As y Se

(O.Q.L. Jaén 2019)

La Tabla Periódica publicada por Dmitri Mendeleev en 1871 tenía 63 elementos ordenados por masas atómicas crecientes y la valencia química y presentaba cuatro huecos para elementos aún por descubrir:

- galio (1875 por Lecoq de Boisbaudran)
- escandio (1879 por Nilson)
- germanio (1855 por Winkler)
- tecnecio (1937 por Segrè y Perrier)



La respuesta correcta es la **a**.

3.290. Entre 1807-08, Humphry Davy consiguió aislar por primera vez los siguientes elementos: potasio, sodio, calcio, estroncio, bario, magnesio y boro. El primero que obtuvo fue el potasio mediante electrólisis de la potasa cáustica. ¿Cuál de las siguientes proposiciones para este elemento es incorrecta?

- a) La configuración electrónica externa es $4s^1$.
- b) Su único número de oxidación es +1.
- c) El óxido de potasio presenta propiedades básicas.
- d) Es el elemento con menor tamaño de su periodo.

(O.Q.L. Jaén 2019)

Dentro de un periodo el radio atómico decrece al aumentar la carga nuclear efectiva, por tanto, como el **potasio es el elemento** con menor carga efectiva **dentro del cuarto periodo** es el que **posee mayor tamaño**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.291. ¿En qué popular serie de televisión aparece el símbolo químico del bromo?

- a) Band of Brothers
- b) Prison Break
- c) Breaking Bad
- d) The Big Bang Theory

(O.Q.L. Jaén 2019)

En los anuncios de la popular serie de TV “**Breaking Bad**” aparecen los símbolos de los elementos bromo (Br) y bario (Ba) ya que trata de la metamorfosis personal que experimenta Walter White, un frustrado profesor de química de enseñanza secundaria al que diagnostican un cáncer terminal de pulmón y que se dedica a fabricar metanfetamina para conseguir dinero con el que dejar bien situada a su familia en el momento de su muerte.



La respuesta correcta es la **c**.

3.292. ¿Qué nombre le dio Mendeleev al germanio antes de que fuera descubierto?

- a) Vibranio
- b) Mendelevio
- c) Rusio
- d) Ekasilicio

(O.Q.L. Jaén 2019)

Mendeleev en su Tabla Periódica publicada en 1869 propuso que debajo del silicio debía encontrarse un elemento, aún sin descubrir, al que llamó **eka-silicio** (“eka” del sánscrito que significa primero debajo de). En 1871 predijo cuáles serían sus propiedades, hecho que confirmado por Clemens Winkler cuando aisló este elemento en 1886, lo que confirmó la validez de la ley periódica propuesta por Mendeleev.

La respuesta correcta es la **d**.

3.293. El nombre del elemento helio procede de un/a:

- a) Satélite
- b) Estrella
- c) Planeta
- d) Asteroide

(O.Q.L. Jaén 2019)

El descubrimiento de una nueva línea espectral de color amarillo en luz emitida por el Sol durante la observación de un eclipse solar en 1868 por parte de Pierre Janssen le llevó a proponer la existencia de un nuevo elemento desconocido en la Tierra. Norman Lockyer propuso que este elemento descubierto en una **estrella** se llamase helio.

La respuesta correcta es la **b**.

3.294. El carbono es la base de toda la vida en la Tierra. La razón principal se debe a que:

- a) Puede formar una amplia variedad de compuestos químicos.
- b) Es muy abundante en la atmósfera terrestre.
- c) Es muy abundante en la corteza terrestre.
- d) Puede formar polímeros.

(O.Q.L. Jaén 2019)

El carbono es la base de toda la vida en la Tierra debido a que puede unirse consigo mismo y con otros elementos (hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, azufre, halógenos, fósforo, etc) **formando una amplia variedad de compuestos químicos** lineales, ramificados o cíclicos.

La respuesta correcta es la a.

3.295. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre el oxígeno es cierta?

- a) Es el único elemento presente en el ozono.
- b) El oxígeno siempre ha sido una parte importante de la atmósfera de la Tierra.
- c) La vida no es posible sin oxígeno.
- d) El oxígeno no se combina con ninguno de los gases nobles.

(O.Q.L. Jaén 2019)

El **ozono** es una variedad alotrópica del oxígeno **formada por tres átomos de este elemento, O₃**.

La respuesta correcta es la a.

3.296. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre el xenón no es cierta?

- a) Se utiliza como anestésico.
- b) Es un indicador de pruebas de armas nucleares.
- c) Se utiliza en lámparas de automóviles.
- d) Un efecto secundario de la exposición al xenón es la xenofobia.

(O.Q.L. Jaén 2019)

No existe la xenofobia como un efecto secundario de la exposición al xenón.

La respuesta correcta es la d.

3.297. El francio es uno de los pocos elementos descubiertos por una mujer. ¿A quién se le atribuye su descubrimiento?

- a) Irene Joliot-Curie
- b) Marie Curie
- c) Marguerite Perey
- d) Berta Karlik

(O.Q.L. Jaén 2019)

El elemento francio fue descubierto por la química francesa **Marguerite Perey** en 1939 purificando muestras de lantano que contenían actinio ("Sur un element 87, dérivé de l'actinium," Comptes-rendus hebdomadaires des séances de l'Académie des sciences, 208, 97, 1939).

La respuesta correcta es la c.

3.298. El seaborgio fue el primer elemento que llevaba el nombre de un científico vivo. ¿Qué otro científico comparte esta distinción?

- a) Alfred Nobel
- b) Albert Einstein
- c) Lise Meitner
- d) Yuri Oganessian

(O.Q.L. Jaén 2019)

En 1997, el elemento número 106 fue bautizado como seaborgio en honor del físico estadounidense Glenn T. Seaborg (1912-1999). Más recientemente, en 2016, el elemento número 118 ha sido llamado oganesón en honor del físico nuclear ruso **Yuri T. Oganessian** (1933).

La respuesta correcta es la **d**.

3.299. De los 118 elementos que se conocen en la actualidad, ¿cuántos se encuentran en la naturaleza?

- a) 94
- b) 84
- c) 68
- d) 104

(O.Q.L. Jaén 2019)

En la tabla periódica existen 24 elementos sintéticos, los comprendidos desde número atómico 95 al 118. Por tanto, en la naturaleza se encuentran **94 elementos**. En lo que se refiere a los elementos Tc, Pm, At, Np y Pu, en la naturaleza existen trazas de ellos procedentes de la desintegración de otros elementos radiactivos o de experimentos nucleares.

La respuesta correcta es la **a**.

3.300. No todos los elementos de la tabla periódica se encuentran en la naturaleza de manera libre, o al menos aquí en la Tierra. Algunos de ellos han sido sintetizados en un laboratorio, motivo por el que reciben el nombre de elementos sintéticos. ¿Cuál de estos elementos ha sido “creado de manera artificial”?

- a) Lantano
- b) Terbio
- c) Circonio
- d) Nihonio

(O.Q.L. Jaén 2019)

El elemento de número atómico 113, situado en grupo 13 y periodo 7 de la tabla periódica, llamado **nihonio** y cuyo símbolo es Nh, fue sintetizado en 2004 en el Riken Nishina Center for Accelerator-Based Science de Wako (Japón) por un equipo de científicos japoneses liderados por Kosuke Morita.

La síntesis del isótopo ^{278}Nh se consiguió bombardeando blancos de ^{209}Bi con proyectiles de ^{70}Zn .

En 2016, la IUPAC reconoció el descubrimiento de este elemento al equipo japonés y aceptó el nombre nihonio propuesto por estos por ser una de las formas de pronunciar el nombre de Japón. Se trata del primer elemento sintetizado fuera de EE.UU., Rusia, Suecia y Alemania.

La respuesta correcta es la **d**.

3.301. El peso atómico del argón varía dependiendo de su fuente, ¿cuál es la razón de este fenómeno?

- a) No es posible medir el peso atómico con precisión.
- b) El argón es más denso que el aire.
- c) La composición isotópica del argón varía en la naturaleza.
- d) El argón sufre un deterioro radiactivo.

(O.Q.L. Jaén 2019)

El peso atómico del argón varía dependiendo de su fuente, así pues, en la Tierra el más abundante es el ^{40}Ar con una abundancia del 99,6 %, ya que procede de la desintegración del ^{40}K , y en mucha menor cantidad se encuentran ^{36}Ar y ^{38}Ar . Sin embargo, el ^{36}Ar es el más abundante en el Sol (84,6 % medido en el viento solar).

La respuesta correcta es la **c**.

3.302. Para los siguientes elementos: Na, P, S y Cl, se puede afirmar:

- a) El de mayor energía de ionización es el Cl.
- b) El de mayor afinidad electrónica es Na.
- c) El de electronegatividad es el S.
- d) El que tiene mayor radio atómico es el P.

(O.Q.L. Jaén 2019)

- El sodio (Na) es un elemento que pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^1$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 11.
- El fósforo (P) es un elemento que pertenece al grupo 15 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 15.
- El azufre (S) es un elemento que pertenece al grupo 16 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 16.
- El cloro (Cl) es un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$. Sumando sus electrones se obtiene que su número atómico es 17.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	P	S	Cl
Z	11	15	16	17
Estr. Elect.	$[\text{Ne}] 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
Z_{ef} (aprox.)	1	3	4	5
n	3	3	3	3

a) **Verdadero.** La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

Como todos los elementos propuestos son del tercer periodo ($n = 3$), la energía de ionización únicamente depende del valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento que tiene **mayor energía de ionización es Cl**.

b) Falso. La afinidad electrónica, E_{ea} , es la energía que desprende un átomo gaseoso cuando capta un electrón.

Como todos los elementos propuestos son del tercer periodo ($n = 3$), la afinidad electrónica únicamente depende del valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento que tiene **mayor afinidad electrónica es Cl**.

c) Falso. La electronegatividad de un elemento, χ , mide la facilidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

En un periodo, la electronegatividad aumenta al aumentar la carga nuclear efectiva (número atómico), mientras que dentro de un grupo disminuye al aumentar el número de capas electrónicas, n .

De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento que tiene **mayor electronegatividad es Cl**.

d) Falso. Como todos los elementos propuestos son del tercer periodo ($n = 3$), el radio únicamente depende del valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento que tiene **mayor radio atómico es Na**.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Tarazona 2003 y otras).

3.303. Señale la respuesta correcta. Al hacer la tabla de los elementos químicos, Mendeleiev...

- a) Los ordenó por orden alfabético.
- b) Dejó huecos para los elementos sin descubrir.
- c) Se la dedicó a Marie Curie.
- d) No incluyó ningún gas.

(O.Q.L. Jaén 2019)

Dmitri Mendeleev en su primera tabla periódica publicada en 1869 ordenó los elementos por pesos atómicos crecientes organizándolos en grupos o familias según su valencia química, y si un elemento al ser colocado debajo de otro no tenía propiedades similares **dejaba huecos proponiendo que ese elemento todavía no había sido descubierto**.

La respuesta correcta es la **b**.

3.304. Antonio de Ulloa y de la Torre-Giralt fue un naturalista, militar y escritor español, nacido en Sevilla, y conocido por el descubrimiento del:

- a) Pt
- b) Ni
- c) Au
- d) Cu

(O.Q.L. Murcia 2019)

Antonio de Ulloa descubrió el platino en 1735 durante una expedición geodésica en Ecuador.

La respuesta correcta es la **a**.

3.305. Mendeleev (1834-1907) presentó su tabla periódica en 1869 en la que ordenaba los elementos por pesos atómicos. Además predijo la existencia de 16 elementos, aún desconocidos, pero que se llegarían a descubrir. ¿Cuántos de estos elementos se descubrieron en años posteriores?

- a) Ocho
- b) Cuatro
- c) Solo uno
- d) Ninguno. Mendeleev no era un buen adivino.

(O.Q.L. Madrid 2019)

En los años posteriores a la publicación en 1871 de la tabla segunda periódica de Mendeleev fueron descubiertos **ocho elementos**:

Mendeleev	Elemento	Descubrimiento
eka-aluminio	galio	1875
eka-boro	escandio	1879
eka-silicio	germanio	1886
dvi-telurio	polonio	1898
eka-tántalo	protactinio	1917
eka-manganeso	tecnecio	1925
tri-manganeso	renio	1925
dvi-cesio	francio	1937

La respuesta correcta es la **a**.

3.306. ¿Cuál es el elemento más ligero cuya existencia fue predicha por Mendeleev?

- a) Argón
- b) Escandio
- c) Cromo
- d) Como he contestado anteriormente, Mendeleev no predijo la existencia de elementos nuevos.

(O.Q.L. Madrid 2019)

La Tabla Periódica publicada por Dmitri Mendeleev en 1869 tenía 63 elementos ordenados por masas atómicas crecientes y la valencia química, y presentaba cuatro huecos para elementos aún por descubrir: galio, escandio, germanio y tecnecio. De los cuatro, el más ligero es el **escandio**.

La respuesta correcta es la **b**.

3.307. Cuatro científicos españoles (Antonio de Ulloa, Andrés Manuel del Río y los hermanos Fausto y Juan José Delhúyar) descubrieron tres elementos químicos — vanadio, wolframio y platino (mencionados por números atómicos crecientes) —. De las siguientes propuestas, elige la que está ordenada:

- Vanadio, wolframio y platino
- Platino, wolframio y vanadio
- Wolframio, vanadio y platino
- Platino, vanadio y wolframio

(O.Q.L. Madrid 2019)

Los elementos químicos descubiertos por españoles, cronológicamente han sido:

- **Platino** por Antonio de Ulloa en 1735.
- **Wolframio** por Juan José y Fausto Delhúyar en 1783.
- **Vanadio** descubierto por Andrés Manuel del Río en 1801.



La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Jaén 2019 y Galicia 2019).

3.308. Un día caluroso en Madrid (a 40 °C), ¿cuál de los siguientes elementos estará en estado líquido?

- Un elemento que se usa en la industria del vidrio.
- Un elemento con el que se fabrican los marcos de las ventanas.
- Un elemento que se emplea en la fabricación de semiconductores.
- Un elemento fundamental de las modernas baterías recargables.

(O.Q.L. Madrid 2019)

a) Falso. El elemento que se utiliza en la industria del vidrio es el silicio cuyo punto de fusión, 1.414 °C, es muy superior a la temperatura propuesta.

b) Falso. El elemento que se utiliza para la fabricación de marcos de ventanas es el aluminio cuyo punto de fusión, 660,3 °C, es muy superior a la temperatura propuesta.

c) **Verdadero**. El elemento que se emplea en la fabricación de semiconductores es el **galio** cuyo punto de fusión, 29,8 °C, es inferior a la temperatura propuesta.

d) Falso. El elemento que es fundamental en las modernas baterías recargables es el litio cuyo punto de fusión, 180,5 °C, es superior a la temperatura propuesta.

La respuesta correcta es la **c**.

3.309. ¿Qué elementos químicos descubrió Lavoisier?

- Oxígeno, azufre y fósforo
- Azufre
- Fósforo y azufre
- Lavoisier no descubrió ningún elemento químico.

(O.Q.L. Madrid 2019)

Antoine Laurent de Lavoisier **no descubrió ningún elemento químico**, sin embargo, publicó en 1789 "Traité Élémentaire de Chimie" donde incluía una tabla de 33 sustancias simples, de las que hoy solo 23 son reconocidas como elementos químicos.

La respuesta correcta es la **d**.

3.310. Marie Sklodowska-Curie (1867-1934) es uno de los iconos de la ciencia. Fue la pionera en muchas situaciones: mejor estudiante de Física de su promoción, primera mujer en recibir un Premio Nobel, primera persona en ser dos veces galardonada con este premio, primera profesora en la Universidad de la Sorbona en París, en sus muchos méritos. Además, fue una excelente maestra de científicos, entre los que se puede mencionar a su hija Irene y su yerno Frederick (matrimonio apellidado Joliot-Curie, que recibieron el Premio Nobel de Química en 1935) y a Marguerite Perey. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) Los Joliot-Curie descubrieron la radiactividad artificial y Perey descubrió el francio.
- b) El matrimonio de Irene y Frederick descubrieron el neutrón y Perey descubrió el francio.
- c) El matrimonio de Irene y Frederick descubrieron radiactividad artificial y Perey descubrió el radio.
- d) Los Joliot-Curie descubrieron el neutrón y Perey descubrió el radio.

(O.Q.L. Madrid 2019)

- Frederick Joliot e Irene Curie descubrieron la [radiactividad artificial](#) en 1934.
- Marguerite Perey descubrió el [francio](#) en 1939.

La respuesta correcta es la a.

3.311. La principal aplicación de los elementos radiactivos es en el sector energético. Sin embargo, otro uso importante es la aplicación en medicina diagnóstica. ¿Cuál de estos elementos tiene ese uso?

- a) Plutonio
- b) Uranio
- c) Prometio
- d) Tecnecio

(O.Q.L. Madrid 2019)

Un isótopo del [tecnecio](#) (^{99m}Tc) se utiliza como trazador radiactivo en medicina nuclear ya que se desintegra por emisión gamma y esta radiación puede ser fácilmente detectada.

La respuesta correcta es la d.

3.312. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre el boro ($Z=5$) es falsa?

- a) Se usa en instrumentos diseñados para detectar y contar las emisiones de neutrones.
- b) Es un elemento conocido desde la antigüedad.
- c) Su nitruro se puede exfoliar, generando un material bidimensional similar al grafeno.
- d) Forma especies moleculares (como los boranos) en las que los átomos de boro tienen deficiencia electrónica.

(O.Q.L. Madrid 2019)

Aunque en el antiguo Egipto se usaba el natrón, un mineral rico en boratos, para la momificación y en la antigua Roma se usaban compuestos de boro para la fabricación de cristal, [el boro no fue identificado como elemento hasta 1824](#) por Jöns Jacob Berzelius.

La respuesta correcta es la d.

3.313. Un óxido metálico se utiliza en los detectores de humo, ¿de qué metal se trata?

- a) Sodio
- b) Aluminio
- c) Platino
- d) Americio

(O.Q.L. Madrid 2019)

El [dióxido de americio](#) (isótopo ^{241}Am) se utiliza en los detectores de humo domésticos ya que se desintegra emitiendo partículas alfas que cuando son absorbidas por el humo hacen saltar la alarma en el circuito.

La respuesta correcta es la d.

3.314. Antoine Henri Becquerel (1852-1908) descubrió la radiactividad en 1896. Lo hizo de manera casual en unos experimentos en los que intentaba generar rayos X usando un mineral luminiscente de un metal. ¿De qué metal?

- a) Bario
- b) Radio
- c) Torio
- d) Uranio

(O.Q.L. Madrid 2019)

El descubrimiento de la radiactividad por parte de Becquerel fue debido a la creencia errónea de que las sustancias hiperfosforescentes (luminiscentes) como el **sulfato de uranilo y potasio**, $K_2UO_2(SO_4)_2$, eran emisores de RX.

La respuesta correcta es la **d**.

3.315. Los elementos químicos naturales se han ido descubriendo a lo largo de la historia. Una época muy productiva en el descubrimiento de los elementos fue las primeras décadas del siglo XIX. Estos avances espectaculares se debieron principalmente a un invento, ¿de cuál?

- a) La pila eléctrica
- b) La balanza analítica
- c) El difractor de rayos X
- d) La bomba neumática, que permitió trabajar con gases.

(O.Q.L. Madrid 2019)

El descubrimiento de **la pila eléctrica** por parte de Alessandro Volta en 1800 permitió a Humphry Davy, utilizando métodos electrolíticos descubrir los elementos potasio y sodio (1807); y calcio, estroncio, bario, magnesio y boro (1808).

La respuesta correcta es la **a**.

3.316. El valor creciente de las energías de ionización para los elementos Na, Mg, C, N y F es:

- a) $F < N < C < Mg < Na$
- b) $Na < Mg < C < N < F$
- c) $F < C < N < Mg < Na$
- d) $Na < C < N < Mg < F$

(O.Q.L. Extremadura 2019)

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^o \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

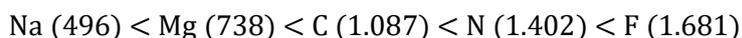
Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	C	N	F	Na	Mg
Z	6	7	9	11	12
Estr. Elect.	[He] $2s^2 2p^2$	[He] $2s^2 2p^3$	[He] $2s^2 2p^5$	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2$
Z_{ef} (aprox.)	4	5	7	1	2
n	2	2	2	3	3

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores la tabla, el orden creciente de la primera energía de ionización para estos elementos es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de E_i (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **b**.

3.317. A partir de los elementos K ($Z=19$), As ($Z=33$), Mg ($Z=12$) y Cl ($Z=17$), tendrá un radio atómico mayor:

a) As

b) Cl

c) K

d) No es posible afirmarlo con seguridad por encontrarse en grupos períodos diferentes.

(O.Q.L. Asturias 2019)

▪ El radio dentro de un periodo decrece a medida que aumenta la carga nuclear y con ella carga nuclear efectiva (Z_{ef}).

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

▪ El radio dentro de un grupo crece a medida que aumenta el número de capas electrónicas, n :

$$r = k \frac{n^2}{Z_{\text{ef}}}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Mg	Cl	K	As
Z	12	17	19	33
Estr. Elect.	[Ne] $3s^2$	[Ne] $3s^2 3p^5$	[Ar] $4s^1$	[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^3$
Z_{ef} (aprox.)	2	7	1	5
n	3	3	4	4

Eliminando al Mg y Cl que pertenecen al tercer periodo, por lo que les corresponde menor radio, de los dos elementos restantes, que están situados en el cuarto periodo, el que tiene **mayor radio es el K** que tiene menor carga nuclear efectiva.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2013).

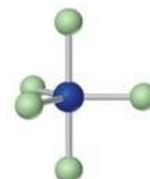
4. ENLACE y GEOMETRÍA MOLECULAR

4.1. La geometría de una molécula que no tiene enlaces múltiples, y tiene un átomo central con cinco pares de electrones enlazantes (y sin pares de electrones no enlazantes) es:

- Tetraédrica
- Cuadrada plana
- Bipirámide trigonal
- Octaédrica
- Trigonal plana

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.N. Salamanca 2018) (O.Q.L. Castilla y León 2019)

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV se trata de una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es de **bipirámide trigonal**.



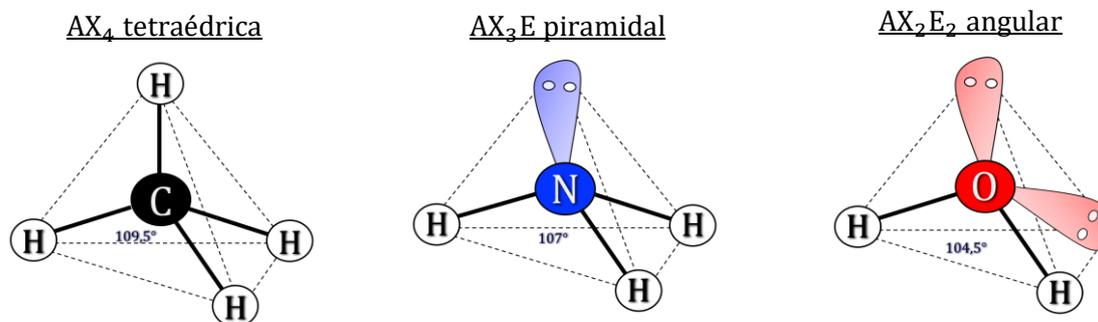
La respuesta correcta es la c.

4.2. ¿Qué geometrías son posibles para compuestos cuyos enlaces (del átomo central) pueden describirse utilizando orbitales híbridos sp^3 ?

- Tetraédrica, angular y bipirámide trigonal.
- Tetraédrica, lineal y angular.
- Tetraédrica, trigonal plana y lineal.
- Tetraédrica, piramidal trigonal y angular.
- Tetraédrica, piramidal trigonal y lineal.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2013) (O.Q.N. El Escorial 2017) (O.Q.L. Cantabria 2017) (O.Q.L. Galicia 2019) (O.Q.L. Málaga 2019)

Una molécula en la que el átomo central presente hibridación sp^3 tiene cuatro orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico 4. Este número está asociado a especies del tipo:



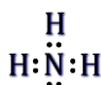
La respuesta correcta es la d.

4.3. La molécula de amoníaco posee una geometría:

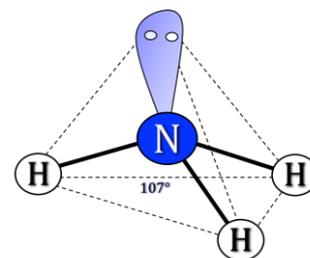
- Tetraédrica
- Pirámide triangular
- Triangular plana
- Lineal
- Bipirámide triangular
- Pirámide cuadrada
- Plana cuadrada
- Helicoidal

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Murcia 2019)

La estructura de Lewis de la molécula **amoníaco** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es de **pirámide triangular** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



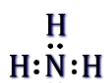
La respuesta correcta es la **b**.

4.4. ¿Cuál de las siguientes moléculas es apolar?

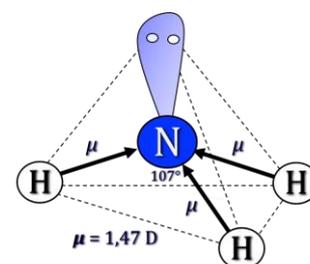
- Amoníaco
- Ácido sulfhídrico
- Dióxido de carbono
- Diclorometano
- Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Sevilla 2017) (O.Q.L. Cantabria 2017) (O.Q.L. Castilla y León 2019) (O.Q.L. Galicia 2019)

- La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



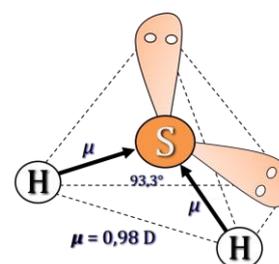
Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

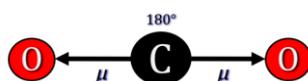
Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,978 \text{ D}$) y la molécula es polar.



- La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:

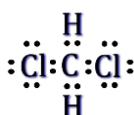


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

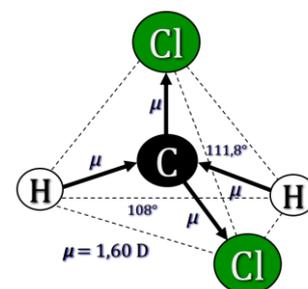


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

La estructura de Lewis de la molécula de diclorometano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_2Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es de tetraedro irregular.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) y el carbono ($\chi = 2,55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,60 \text{ D}$) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la c.

4.5. La molécula de agua es:

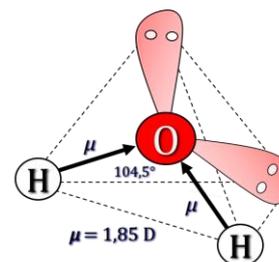
- Lineal y polar
- Angular y polar
- Angular y apolar
- Piramidal y polar

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Galicia 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es polar.

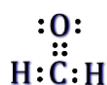
La respuesta correcta es la b.

4.6. La forma geométrica de la molécula de formaldehído, H_2CO , es:

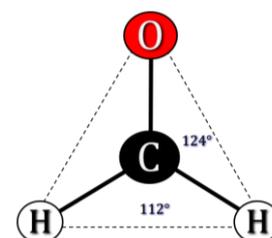
- Lineal
- Triangular plana
- Angular
- Piramidal triangular
- Tetraédrica

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013) (O.Q.L. La Rioja 2013) (O.Q.N. Alicante 2013)
(O.Q.L. Preselección Valencia 2015) (O.Q.L. Galicia 2016) (O.Q.L. Granada 2016) (O.Q.L. Castilla y León 2019)
(O.Q.L. Extremadura 2019)

La estructura de Lewis de la molécula de formaldehído es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2CO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular plana.



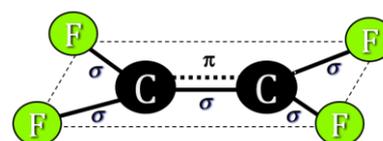
La respuesta correcta es la **b**.

4.7. ¿Cuántos enlaces σ y enlaces π hay, respectivamente, en la molécula de $F_2C=CF_2$?

- a) 5 y 1
- b) 4 y 2
- c) 5 y 2
- d) 4 y 1
- e) 6 y 0

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Cantabria 2018) (O.Q.L. Castilla y León 2019)

La molécula de $F_2C=CF_2$ presenta cuatro enlaces sencillos C-F que son enlaces σ y un enlace doble C=C formado por un enlace σ y otro π . En total, son **5 enlaces σ** y **un enlace π** .



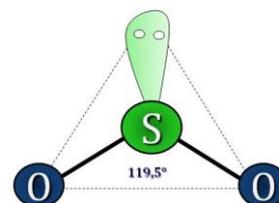
La respuesta correcta es la **a**.

4.8. La geometría de una molécula que no tiene enlaces múltiples, y que tiene un átomo central con dos pares de electrones enlazantes y un par solitario, es:

- a) Angular
- b) Piramidal triangular
- c) Lineal
- d) Tetraédrica
- e) Triangular plana

De acuerdo con el modelo RPECV es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición triangular y su geometría es **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)



Una sustancia de este tipo es el SO_2 .

La respuesta correcta es la **a**.

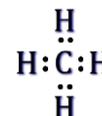
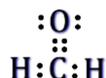
4.9. ¿Cuál de las siguientes moléculas se podría explicar mediante una hibridación sp ?

- a) HCN
- b) $CH_2=CH_2$
- c) HCHO
- d) CH_4

(O.Q.L. Murcia 1997)

En una molécula con **hibridación sp** el átomo central está rodeado por dos pares de electrones alojados en **dos orbitales híbridos separados 180°** , por lo que la **geometría de la molécula es lineal**.

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



a) **Verdadero**. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el **HCN** es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal**.

b) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es plana.

- c) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCHO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular plana.
- d) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

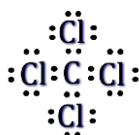
La respuesta correcta es la a.

4.10. En la molécula de CCl_4 :

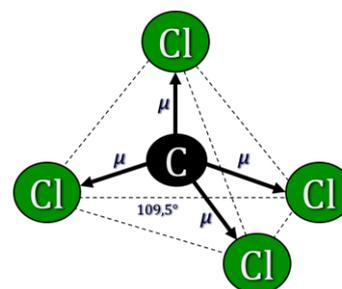
- a) El enlace entre el átomo de C y el de Cl es covalente polar.
 b) El enlace entre el átomo de C y el de Cl es doble.
 c) La geometría es plana.
 d) El momento dipolar es nulo.

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

La estructura de Lewis de la molécula de **tetracloruro de carbono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica**.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

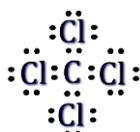
La respuesta correcta es la d.

4.11. Cuáles de las siguientes moléculas adoptarán geometría lineal:

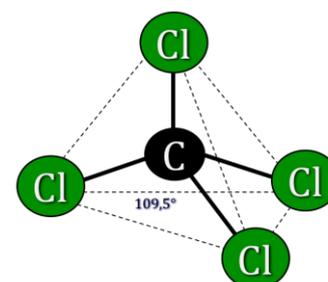
- a) CCl_4
 b) H_2O
 c) C_2H_2
 d) $BeCl_2$
 e) NH_3

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



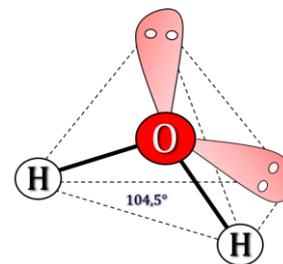
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



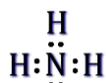
- La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



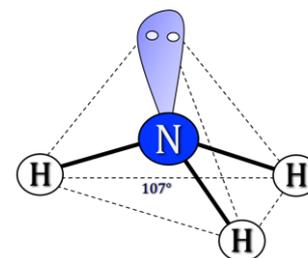
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



- La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



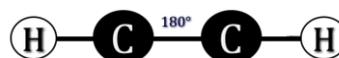
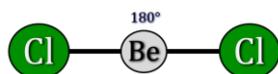
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



- Las estructuras de Lewis de las moléculas **dicloruro de berilio** y **acetileno** son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 y el C_2H_2 son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que la disposición y geometría de ambas es **lineal**.



Las respuestas correctas son **c** y **d**.

4.12. Indique para los compuestos siguientes si alguno no posee algún átomo con hibridación sp^3 :

- NH_3
- C_6H_6
- H_2O
- CCl_4
- HCHO

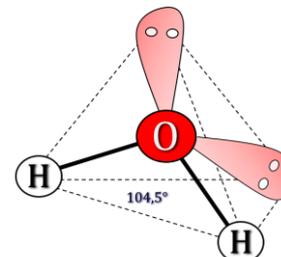
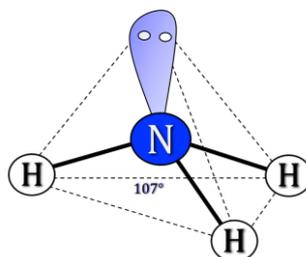
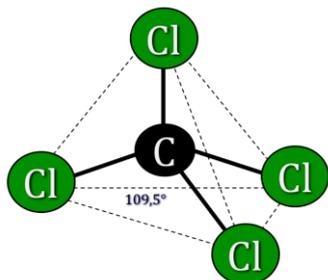
(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

Una molécula que presente hibridación sp^3 tiene cuatro orbitales híbridos de este tipo, y de acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico 4. Este número está asociado a especies del tipo:

AX_4 tetraédrica

AX_3E piramidal

AX_2E_2 angular



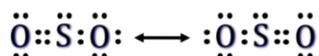
Las respuestas correctas son **b** y **e**.

4.13. Se dice que la molécula de SO_2 es resonante porque:

- Sus enlaces no son iónicos ni covalentes.
- Puede asignársele varias estructuras.
- Sus ángulos de enlace se abren y cierran en movimiento de vibración.
- Los dos elementos que la forman están en la misma columna de la tabla periódica.

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



Experimentalmente, la longitud de los enlaces S-O no se corresponde ni con la de un enlace sencillo ni con la de un enlace doble, sino que está comprendida entre ambos. Por este motivo, para poder describir la molécula es preciso escribir dos estructuras de Lewis en las que se cambia la posición del enlace doble.

La respuesta correcta es la **b**.

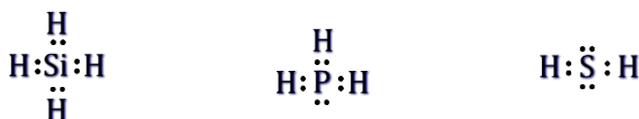
(En la cuestión propuesta en 1997 se cambia SO_2 por SO_3).

4.14. Para las siguientes moléculas: SiH_4 , PH_3 y H_2S :

- En las tres moléculas, el átomo central tiene cuatro pares de electrones en orbitales enlazantes.
- El ángulo H-Si-H es menor que el ángulo H-P-H .
- En los tres casos el átomo central presenta hibridación sp^3 .
- La única molécula no polar es PH_3 .
- La única lineal es H_2S .

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Sevilla 2013) (O.Q.L. Málaga 2018)

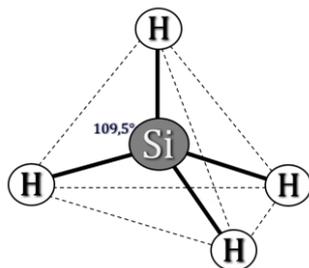
a) Falso. Las estructuras de Lewis de las moléculas de silano, fosfano y sulfuro de hidrógeno son:



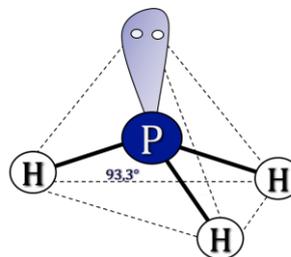
Como se observa, solo la molécula de SiH_4 tiene cuatro pares de electrones en orbitales enlazantes.

b) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV se trata de moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajustan a las fórmulas AX_3E para el PH_3 , AX_2E_2 para el H_2S y AX_4 para el SiH_4 a las que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que presentan una disposición tetraédrica de ligandos y pares de electrones alrededor del átomo central. Sin embargo, como la molécula de PH_3 tiene un par solitario sobre el fósforo su geometría es piramidal con ángulos de enlace menores de $109,5^\circ$, mientras que la molécula de SiH_4 que no tiene pares solitarios es tetraédrica con todos los ángulos de enlace de $109,5^\circ$.

AX_4 tetraédrica ($\alpha = 109,5^\circ$)



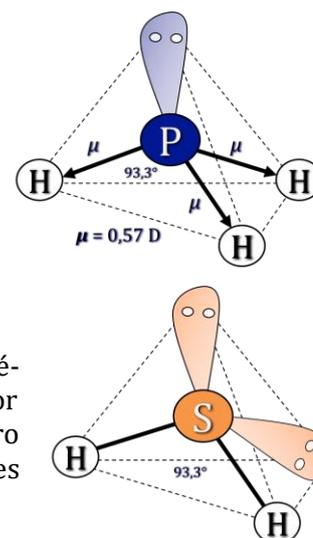
AX_3E piramidal ($\alpha = 93,3^\circ$)



c) **Verdadero**. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV se trata de moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajustan a las fórmulas AX_3E para el PH_3 , AX_2E_2 para el H_2S y AX_4 para el SiH_4 a las que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que el átomo central de todas ellas tiene hibridación sp^3 .

d) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el fósforo ($\chi = 2,19$) es ligeramente menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,574 \text{ D}$) y la molécula es polar.



e) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

La respuesta correcta es la c.

(En Sevilla 2013 se cambian SiH_4 , PH_3 por CH_4 , NH_3 , respectivamente).

4.15. Señale la proposición correcta:

- El volumen molar del hielo es menor que el del agua líquida.
- La molécula de agua es lineal.
- La molécula de agua puede actuar como ácido y como base de Brönsted-Lowry.
- En agua solo se disuelven compuestos iónicos.
- En la molécula de agua, el oxígeno presenta hibridación sp^2 .
- Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Cantabria 2017)

a) Falso. El volumen molar del hielo es mayor que el del agua líquida, ya que la densidad del hielo ($\rho = 0,9 \text{ g cm}^{-3}$) es menor que la del agua a la misma temperatura ($\rho = 1,0 \text{ g cm}^{-3}$). Así pues, los volúmenes molares respectivos son:

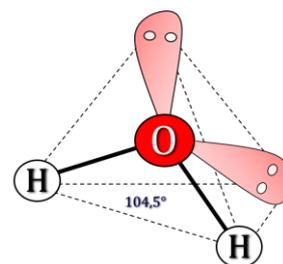
$$V_{\text{hielo}} = \frac{18 \text{ g}}{0,9 \text{ g cm}^{-3}} = 20 \text{ cm}^3$$

$$V_{\text{agua}} = \frac{18 \text{ g}}{1,0 \text{ g cm}^{-3}} = 18 \text{ cm}^3$$

b) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



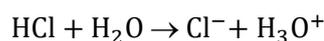
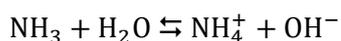
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



c) **Verdadero.** El agua es un anfótero y puede actuar como:

ácido de Brönsted (cede un H^+)

base de Brönsted (capta un H^+)



d) Falso. El agua debido a su elevado momento dipolar ($\mu = 1,85 \text{ D}$) disuelve muy bien a los compuestos iónicos (tipo NaCl), pero también disuelve a los compuestos con enlace covalente polar (tipo HCl).

e) Falso. Como se ha visto en el apartado b, el H_2O tiene una distribución tetraédrica de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central que corresponde a un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que el átomo central tiene hibridación sp^3 .

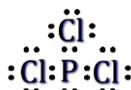
La respuesta correcta es la c.

4.16. La forma geométrica de la molécula PCl_3 en la que el átomo de fósforo está rodeado de cuatro pares de electrones es:

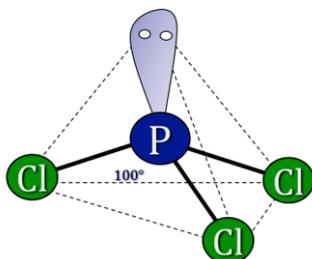
- Plana triangular
- Bipirámide triangular
- Pirámide cuadrada
- Pirámide triangular
- Plana cuadrada

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Sevilla 2008)
(O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de fósforo** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría molecular es **pirámide triangular** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



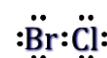
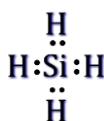
La respuesta correcta es la **d**.

4.17. ¿Cuál de las siguientes moléculas tendrá mayor momento dipolar?

- F_2
- SiH_4
- HCl
- BrCl

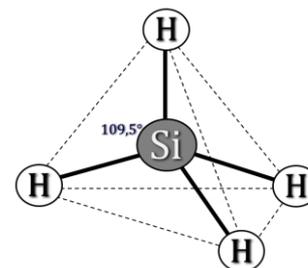
(O.Q.L. Murcia 1998)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



- La molécula de F_2 es no polar ya que está formada por dos átomos iguales.
- De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el silicio ($\chi = 1,90$) es menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



- Las moléculas restantes son polares. Presentará mayor momento dipolar aquella en que sea mayor la diferencia de electronegatividad. De acuerdo con la escala de electronegatividades de Pauling:

$$\chi(\text{H}) = 2,20 ; \chi(\text{Cl}) = 3,16 ; \chi(\text{Br}) = 2,96$$

Las diferencias de electronegatividad existentes en cada compuesto son:

$$\Delta\chi(\text{H}-\text{Cl}) = 3,16 - 2,20 = 0,96$$

$$\Delta\chi(\text{Br}-\text{Cl}) = 3,16 - 2,96 = 0,20$$

Por tanto, **la molécula de mayor momento dipolar es H-Cl.**

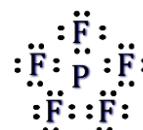
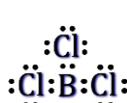
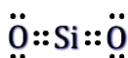
La respuesta correcta es la **c**.

4.18. ¿Cuál de las siguientes moléculas no es una excepción a la regla del octeto según la notación de Lewis?

- SiO_2
- BeCl_2
- BCl_3
- PF_5

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Málaga 2019)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



La única sustancia que cumple la regla del octeto es SiO_2 , aunque no se trata de una molécula, es una sustancia que forma una red covalente.

La respuesta correcta es la **a**.

4.19. Las moléculas de un compuesto de fórmula ZCl_3 tienen momento dipolar nulo. ¿Cuál debe ser la geometría en la que están dispuestos sus átomos constituyentes?

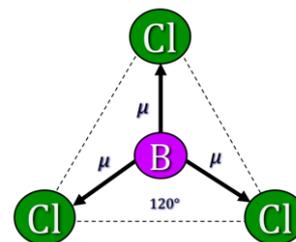
- Lineal
- Trigonal plana
- Tetraédrica
- Piramidal
- Octaédrica

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Cantabria 2017) (O.Q.L. Murcia 2018)

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ZCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **trigonal plana**.

Una sustancia de este tipo es BCl_3 .

La respuesta correcta es la **b**.



4.20. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta momento dipolar nulo?

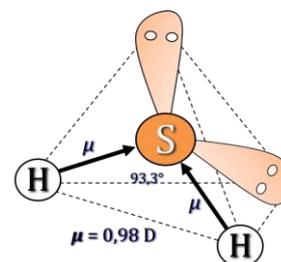
- H_2S
- CCl_4
- SO_2
- H_2O

(O.Q.L. Murcia 1998)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de hidrógeno es:

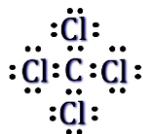


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

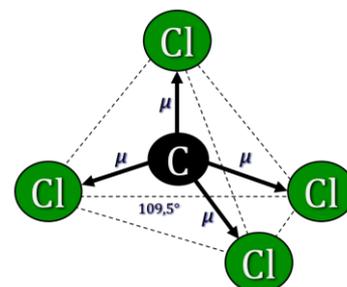


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,978$ D) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de **tetracloruro de carbono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

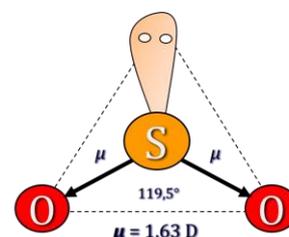


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

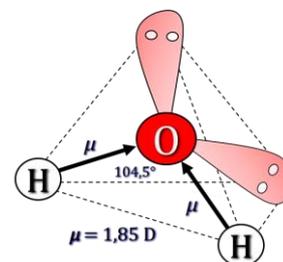


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63$ D) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85$ D) y la molécula es polar.

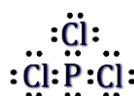
La respuesta correcta es la **b**.

4.21. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene una geometría plana?

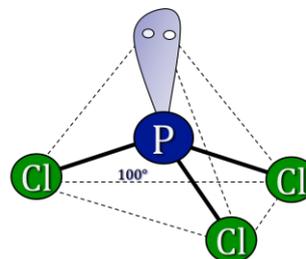
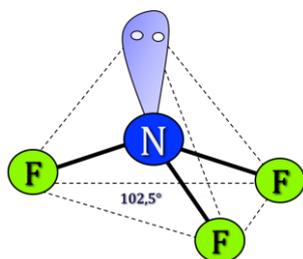
- Trifluoruro de nitrógeno (NF_3)
- Tricloruro de fósforo (PCl_3)
- Trifluoruro de boro (BF_3)
- Trifluoruro de yodo (IF_3)

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Baleares 2007)

- Las estructuras de Lewis de la moléculas de trifluoruro de nitrógeno y tricloruro de fósforo son:



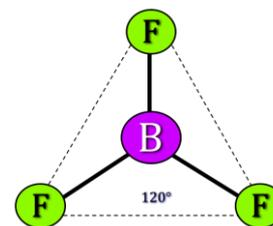
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NF_3 y PCl_3 son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que la disposición es tetraédrica y la geometría de ambas es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



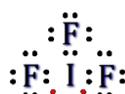
La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de boro** es:



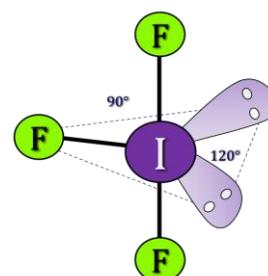
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular plana**.



La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de yodo** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el IF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría es "forma de T" que tiene **todos los átomos en el mismo plano**.



Las respuestas correctas son **c** y **d**.

4.22. Indique cuál de las siguientes proposiciones es cierta:

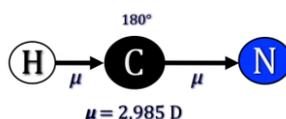
- La especie Ar^+ tiene configuración de gas noble.
- La molécula $\text{X}-\text{Y}-\text{Z}$ es no polar.
- La energía de un enlace sencillo es la mitad de un enlace doble entre los mismos átomos.
- La hibridación del carbono en el compuesto CH_3Cl es sp^3 .

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2019)

- Falso. La configuración electrónica abreviada del Ar, gas noble, es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$. Si a un átomo de argón se le quita un electrón se transforma en el ion Ar^+ por lo que pierde dicha configuración.
- Falso. Una especie del tipo $\text{X}-\text{Y}-\text{Z}$ podría ser el HCN, y su estructura de Lewis es:



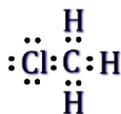
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y su geometría es lineal.



Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 2,98$ D) y la molécula es polar.

c) Falso. Una molécula que presente un enlace doble entre dos átomos idénticos tiene dos enlaces diferentes, un enlace σ y un enlace π . Como las energías de ambos enlaces también son diferentes, la energía asociada a un enlace sencillo nunca será la mitad de la energía asociada a un enlace doble.

d) **Verdadero**. La estructura de Lewis del **clorometano** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_3Cl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que el átomo central **tiene hibridación sp^3** .

La respuesta correcta es la **d**.

4.23. Solo una de las siguientes proposiciones es falsa:

a) Una molécula con hibridación sp es lineal.

b) Una molécula con hibridación sp^2 es plana y triangular.

c) La molécula de CH_4 es plana cuadrangular.

d) Si en el NH_3 se utilizan orbitales puros del tipo p del N, el ángulo esperado será de 90° .

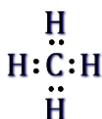
e) La hibridación $sp^3 d$ pertenece a una molécula con forma de bipirámide triangular y sin pares de electrones desapareados.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

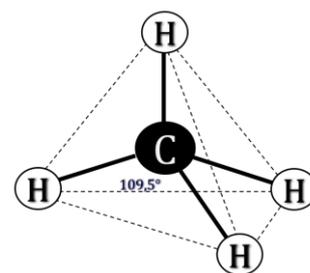
a) Verdadero. En una molécula con hibridación sp el átomo central está rodeado por dos pares de electrones por lo que tiene dos orbitales híbridos separados 180° por lo que la geometría de la molécula es lineal.

b) Verdadero. En una molécula con hibridación sp^2 el átomo central está rodeado por tres pares de electrones por lo que tiene tres orbitales híbridos separados 120° . Si los tres orbitales están ocupados por pares de electrones enlazantes la geometría de la molécula es triangular plana. Si solo dos orbitales híbridos están ocupados por pares de electrones enlazantes y el tercero por un par de electrones solitario, la geometría de la molécula es angular.

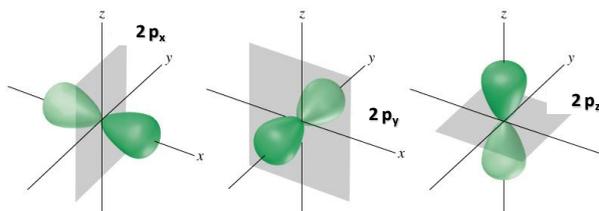
c) **Falso**. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



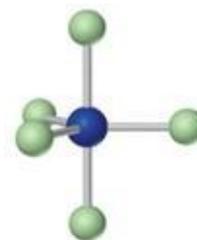
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que tiene disposición y geometría molecular tetraédrica.



d) Verdadero. La estructura electrónica del nitrógeno es $[\text{He}] 2s^2 2p^3$ por lo que tiene 5 electrones de valencia alojados en orbitales atómicos $2s$ y $2p$. Si se considera que los responsables del enlace son los electrones alojados en el orbital $2p$ los ángulos de enlace deberían ser de 90° ya que estos orbitales son perpendiculares entre sí.



e) Verdadero. En una molécula con hibridación sp^3d el átomo central está rodeado por cinco pares de electrones por lo que tiene cinco orbitales híbridos. De acuerdo con el modelo RPECV estas moléculas cuya distribución de ligandos alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 les corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide trigonal. Los tres orbitales que se encuentran en el mismo plano están separados 120° . Los dos orbitales restantes se encuentran en un plano perpendicular a los anteriores.



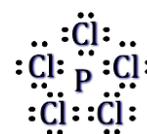
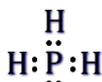
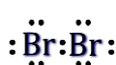
La respuesta correcta es la c.

4.24. Una de las siguientes especies no cumple la regla del octeto:

- Br_2
- PH_3
- SO_2
- PCl_5

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



La única molécula que no cumple la regla del octeto es PCl_5 .

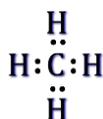
La respuesta correcta es la d.

4.25. De las siguientes especies, ¿cuál será polar?

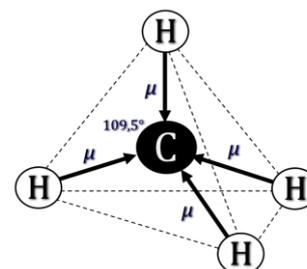
- BeH_2
- CH_4
- BF_3
- H_2S

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Castilla y León 1999)

La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

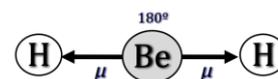


Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La estructura de Lewis de la molécula de dihidruro de berilio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeH_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

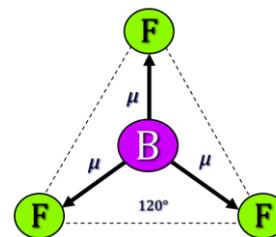


Como el hidrógeno ($\chi = 2,20$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.

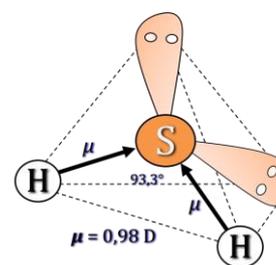


Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de **sulfuro de dihidrógeno** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,978$ D) y la molécula es **polar**.

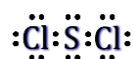
La respuesta correcta es la **d**.

4.26. ¿Cuántos enlaces σ y π , respectivamente, hay en la molécula SCl_2 ?

- 2 y 2
- 2 y 0
- 2 y 1
- 3 y 0
- 3 y 1

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Sevilla 2006)

De la estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de azufre se observa que:



- presenta **dos enlaces sencillos** Cl-S que son **enlaces σ**
- al no existir ningún enlace múltiple **no tiene enlaces π** .

La respuesta correcta es la **b**.

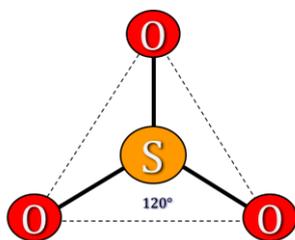
4.27. ¿Qué geometrías son posibles para las moléculas o iones cuyos enlaces se pueden describir mediante orbitales híbridos sp^2 ?

- Tetraédrica y angular
- Piramidal trigonal y angular
- Trigonal plana y angular
- Trigonal plana y octaédrica
- Trigonal plana y piramidal trigonal

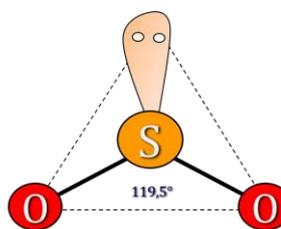
(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. Granada 2018) (O.Q.L. La Rioja 2019)

Una molécula que presente **hibridación sp^2** tiene tres orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico 3. Este número está asociado a especies del tipo:

AX_3 trigonal plana ($\alpha = 120^\circ$)



AX_2E angular ($\alpha < 120^\circ$)



La respuesta correcta es la c.

4.28. Para las siguientes moléculas: NH_3 , H_2S , CH_4 :

- En los tres casos el átomo central presenta hibridación sp^3 .
- La única lineal es H_2S .
- La única molécula no polar es NH_3 .
- El ángulo $H-C-H$ es menor que el ángulo $H-N-H$.
- Las tres moléculas tienen momento dipolar.

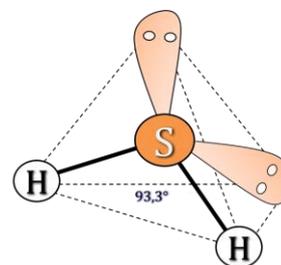
(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Baleares 2010) (O.Q.L. La Rioja 2010) (O.Q.L. Murcia 2011) (O.Q.L. La Rioja 2011)

a) **Verdadero.** De acuerdo con la notación del modelo de RPECV se trata de moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajustan a la fórmulas AX_3E para el NH_3 , AX_2E_2 para el H_2O y AX_4 para el CH_4 a las que corresponde un número estérico ($m+n$) = 4 por lo que el átomo central de todas ellas tiene **hibridación sp^3** .

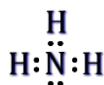
b) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:



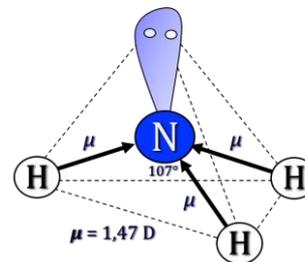
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



c) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:

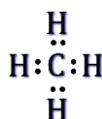


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47$ D) y la molécula es polar.

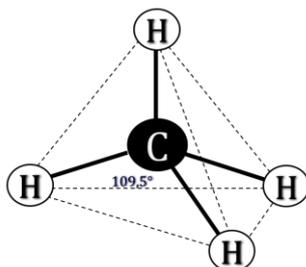
d) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



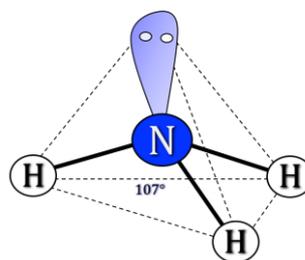
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica. El ángulo de enlace es $109,5^\circ$.

Según se ha visto en el apartado b) el NH_3 también tiene número estérico 4 pero su geometría es piramidal y el ángulo de enlace ligeramente menor debido a la repulsión que ejerce el par solitario situado sobre el átomo de nitrógeno.

AX_4 tetraédrica ($\alpha = 109,5^\circ$)



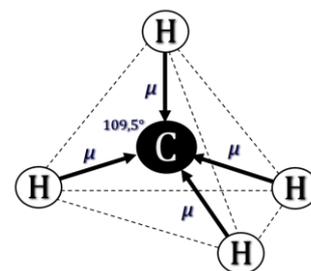
AX_3E piramidal ($\alpha = 107^\circ$)



e) Falso. Según se ha visto en el apartado anterior, la molécula de CH_4 presenta geometría tetraédrica. Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares pero con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la a.

(Cuestión similar a la propuesta en Burgos 1998).

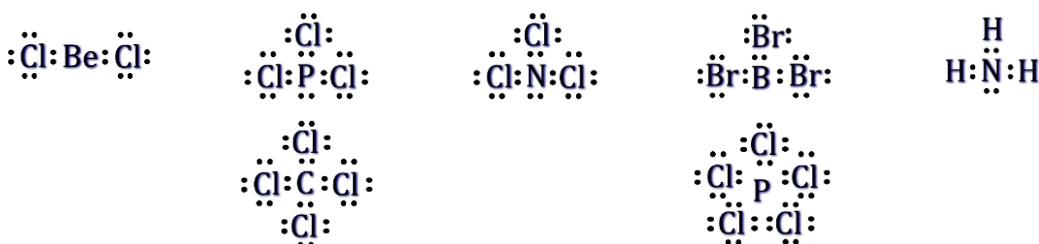


4.29. De las siguientes especies químicas hay una que no es posible:

- | | |
|------------------------------|-------------------|
| a) Dicloruro de berilio | e) BBr_3 |
| b) Tricloruro de fósforo | f) PCl_5 |
| c) Tetracloruro de carbono | g) NH_3 |
| d) Pentacloruro de nitrógeno | h) NCl_3 |

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Valencia 2002)
(O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Canarias 2009) (O.Q.L. Castilla y León 2010)

Las estructuras de Lewis de todas moléculas excepto el NCl_5 son:



La molécula de NCl_5 no puede existir, ya que el nitrógeno, un elemento del segundo periodo y del grupo 15 de la tabla periódica presenta una configuración electrónica externa $2s^2 2p^3$, pero no se puede hibridar, o en otras palabras, "expandir" su capa de valencia y ampliar su octeto, alojando más de ocho electrones en la misma ya que no tiene orbitales d disponibles en su capa de valencia.

La respuesta correcta es la d.

4.30. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta momento dipolar nulo?

- HCHO
- PCl_3
- CCl_4
- HCN

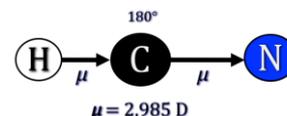
(O.Q.L. Murcia 1999)

- La estructura de Lewis de la molécula de cianuro de hidrógeno es:

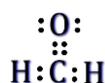


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) y el carbono ($\chi = 2,55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 2,985 \text{ D}$) y la molécula es polar.

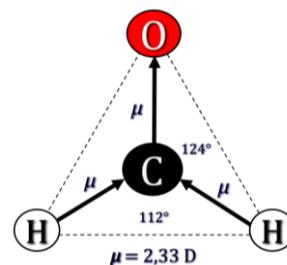


- La estructura de Lewis de la molécula de formaldehído es:

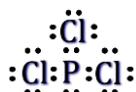


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCHO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.

Como oxígeno ($\chi = 3,44$) y el carbono ($\chi = 2,55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 2,33 \text{ D}$) y la molécula es polar.

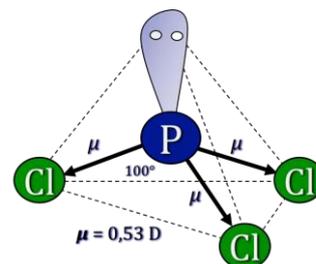


- La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de fósforo es:

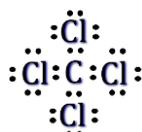


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,53 \text{ D}$) y la molécula es polar.



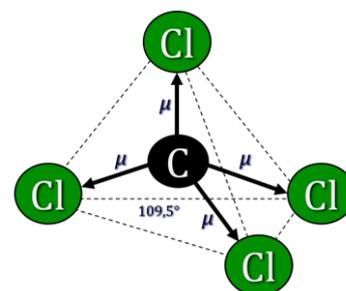
- La estructura de Lewis de la molécula de [tetracloruro de carbono](#) es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

La respuesta correcta es la **c**.



4.31. ¿Con cuántos enlaces σ y π se describe la molécula de nitrógeno?

- Dos σ y un π
- Un σ y dos π
- Un σ y tres π
- Un σ y un π

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Castilla y León 1999)

De la estructura de Lewis de la molécula de dinitrógeno se deduce que:



presenta un enlace triple formado por $\rightarrow \begin{cases} 1 \text{ enlace } \sigma \\ 2 \text{ enlaces } \pi \end{cases}$

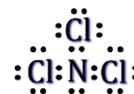
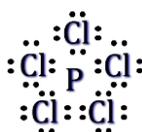
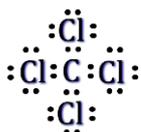
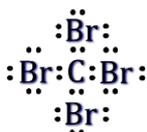
La respuesta correcta es la a.

4.32. Una de las siguientes especies no cumple la regla del octeto:

- CBr_4
- CCl_4
- PCl_5
- Cl_2
- NCl_3

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Extremadura 2013) (O.Q.L. Sevilla 2013)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



La única molécula que no cumple la regla del octeto es PCl_5 .

La respuesta correcta es la c.

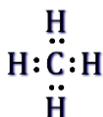
(Cuestión similar a las propuestas en Castilla y León 1998 y 1999)

4.33. Solo una de las siguientes afirmaciones es falsa:

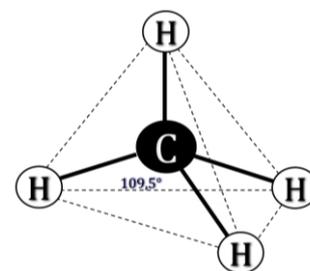
- El CH_4 tiene forma de tetraedro regular.
- El BeH_2 es lineal.
- El BF_3 es plano.
- El PCl_5 no presenta forma de bipirámide trigonal.

(O.Q.L. Castilla-León 1999)

La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



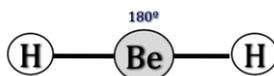
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



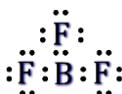
La estructura de Lewis de la molécula de dihidruro de berilio es:



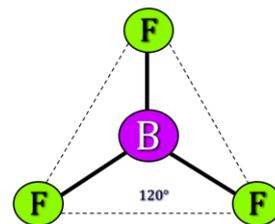
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeH_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.



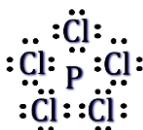
- La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



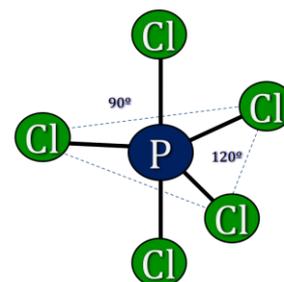
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular plana.



- La estructura de Lewis de la molécula de **pentacloruro de fósforo** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es de **bipirámide trigonal**.



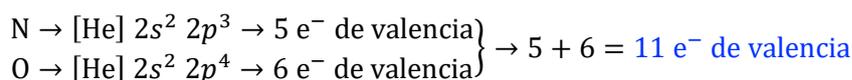
La respuesta correcta es la **d**.

4.34. Indique en cuál de las siguientes moléculas existe un número impar de electrones:

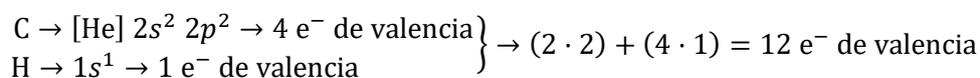
- NO
- C_2H_4
- CO_2
- N_2
- SO_2

(O.Q.N. Murcia 2000)

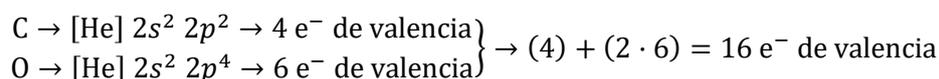
- Las estructuras electrónicas de los elementos que forman el NO son:



- Las estructuras electrónicas de los elementos que forman el C_2H_4 son:



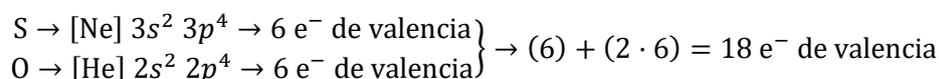
- Las estructuras electrónicas de los elementos que forman el CO_2 son:



- La estructura electrónica del elemento que forma el N_2 es:



- Las estructuras electrónicas de los elementos que forman el SO_2 son:



La respuesta correcta es la **a**.

4.35. Con respecto a la teoría de enlace, indique cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:

- La molécula de CO_2 es polar debido a que presenta estructuras resonantes.
- La geometría de la molécula de PCl_3 es bipiramidal regular.
- El NH_3 muestra carácter ácido por tener el nitrógeno de la molécula un par de electrones sin compartir.
- La polaridad del CCl_4 es debida a la diferencia de electronegatividad del carbono y del cloro.
- El momento dipolar del BeF_2 es cero por ser una molécula simétrica.

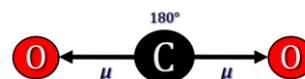
(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. La Rioja 2014) (O.Q.L. Sevilla 2018) (O.Q.L. Málaga 2018)

a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



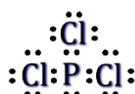
Esta estructura no puede presentar resonancia.

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

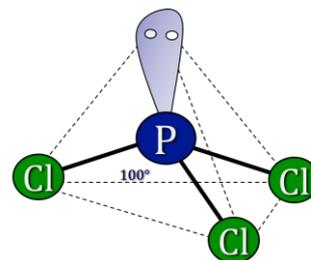


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

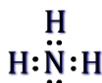
b) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de fósforo es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

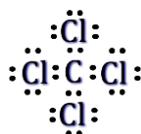


c) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:

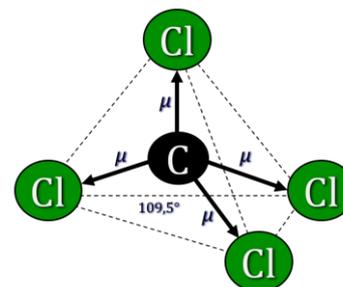


De acuerdo con la teoría ácido-base de Lewis, el átomo de nitrógeno tiene un par de electrones solitario que puede ceder para compartir por lo que se comporta como base.

d) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

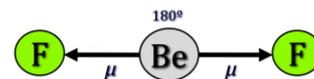


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

e) **Verdadero.** La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de berilio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal** y la molécula es **simétrica**.



Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

La respuesta correcta es la **e**.

4.36. ¿En cuál de los siguientes compuestos hay orbitales híbridos sp^2 ?

- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$
- $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{CH}$
- $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$
- $\text{CH}_3\text{-NH}_2$
- $\text{CH}_2=\text{CH-C}\equiv\text{CH}$

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Galicia 2013) (O.Q.L. Extremadura 2014) (O.Q.N. Salamanca 2018)
(O.Q.L. Extremadura 2019)

Una molécula que presente **hibridación sp^2** tiene tres orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico 3 y una disposición **trigonal** de ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central.

- Falso. En la molécula de propano, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$, todos los carbonos tienen cuatro enlaces simples, característica de los carbonos con hibridación sp^3 .
- Falso. En la molécula de propino, $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{CH}$, el primer carbono tiene cuatro enlaces simples, característica de los carbonos con hibridación sp^3 , mientras que los dos restantes tienen un enlace simple y otro triple, característica de los carbonos con hibridación sp .
- Falso. En la molécula de 2-propanol, $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$, todos los carbonos tienen cuatro enlaces simples, característica de los carbonos con hibridación sp^3 .
- Falso. En la molécula de metilamina, $\text{CH}_3\text{-NH}_2$, el átomo de carbono tiene cuatro enlaces simples, característica de los carbonos con hibridación sp^3 y el átomo de nitrógeno también la tiene solo que uno de los cuatro orbitales híbridos está ocupado por un par de electrones solitario.
- Verdadero**. En la molécula de 1-buten-3-ino, $\text{CH}_2=\text{CH-C}\equiv\text{CH}$, los dos primeros carbonos tienen dos enlaces simples y un **enlace doble**, característica de los carbonos con **hibridación sp^2** , mientras que los dos restantes tienen un enlace simple y otro triple, característica de los carbonos con hibridación sp .

La respuesta correcta es la **e**.

4.37. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?

- La hibridación de los carbonos en el acetileno (etino) es sp^2 .
- La hibridación del átomo central de la molécula de agua es sp .
- La hibridación del átomo de boro en la molécula de trifluoruro de boro es sp^2 .
- El etileno es una molécula plana y cada átomo de carbono presenta hibridación sp^3 .
- La hibridación del átomo de nitrógeno en la molécula de amoníaco es sp^2 .

(O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2009)

a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de acetileno es:



Una molécula que presente hibridación sp^2 tiene tres orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con la notación del modelo de RPECV le corresponde un número estérico 3, mientras que la molécula de C_2H_2 tiene número estérico 2.

b) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



Una molécula que presente hibridación sp^2 tiene tres orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con la notación del modelo de RPECV le corresponde un número estérico 3, mientras que la molécula de H_2O tiene número estérico 4.

c) Verdadero. La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de boro** es:



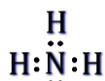
Una molécula que presente **hibridación sp^2** tiene tres orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con la notación del modelo de RPECV le corresponde un **número estérico 3**.

d) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de etileno es:



Una molécula que presente hibridación sp^3 tiene cuatro orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con la notación del modelo de RPECV le corresponde un número estérico 4, mientras que la molécula de C_2H_4 tiene número estérico 3 aunque sí es una molécula plana.

e) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



Una molécula que presente hibridación sp^3 tiene cuatro orbitales híbridos de este tipo, por lo que de acuerdo con la notación del modelo de RPECV le corresponde un número estérico 4.

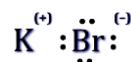
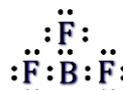
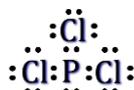
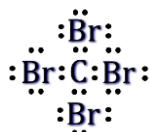
La respuesta correcta es la c.

4.38. Una de las siguientes moléculas no cumple la regla del octeto:

- a) CBr_4
- b) PCl_3
- c) BF_3
- d) KBr

(O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



La única molécula que no cumple la regla del octeto es BF_3 , aunque el KBr no es una molécula, se trata de una sustancia con enlace iónico y lo que se representa mediante la notación de Lewis son las estructuras de los iones que forman dicha sustancia.

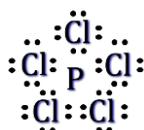
La respuesta correcta es la c.

4.39. La molécula de PCl_5 presenta una geometría de bipirámide trigonal. Esta geometría se explica con una hibridación del fósforo:

- a) sp^3d
- b) sp^3d^2
- c) sp^2
- d) sp^3
- e) sp
- f) Ninguna de las anteriores

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Jaén 2017) (O.Q.L. Galicia 2018)

La estructura de Lewis de la molécula de **pentacloruro de fósforo** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un **número estérico** $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es de **bipirámide trigonal**. Una sustancia que presenta esta disposición el átomo central, **tiene 5 orbitales híbridos sp^3d** .

La respuesta correcta es la **a**.

4.40. Señale la proposición correcta. Para las moléculas BeCl_2 y H_2S :

- Tienen el mismo ángulo de enlace.
- Al tener el átomo central el mismo número de pares de electrones de valencia, la geometría es la misma en los dos casos.
- La molécula de BeCl_2 es lineal y la molécula de H_2S es angular.
- Los átomos de Be y S utilizan dos orbitales híbridos de tipo sp .
- El átomo de S tiene dos pares de electrones no enlazantes, por lo que tiene hibridación sp^3 .
- Ambos átomos centrales tienen la misma hibridación.
- Las dos moléculas son apolares.

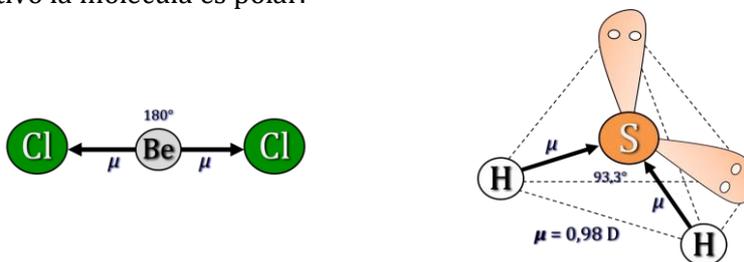
(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Madrid 2010) (O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Cantabria 2014)

a-g) Falso. Las estructuras de Lewis de las moléculas de dicloruro de berilio y sulfuro de hidrógeno son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal con un ángulo de enlace de 180° , mientras que, el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular con un ángulo de enlace menor de $109,5^\circ$ debido a la repulsión ejercida por los dos pares de electrones solitarios.

En ambas moléculas existen dipolos ya que los elementos enlazados tienen diferente electronegatividad. En el caso del BeCl_2 , debido a la geometría lineal, los dos vectores momento dipolar se anulan y la molécula es apolar. En la molécula de H_2S ocurre lo contrario, los vectores no se anulan debido a la geometría angular y por ese motivo la molécula es polar.



b) Falso. Como se observa en las estructuras de Lewis, el átomo central de ambas moléculas tiene distinto número de electrones de valencia.

c) **Verdadero**. Como se ha demostrado en el apartado a) la molécula de BeCl_2 es **lineal** y la de H_2S es **angular**.

d) Falso. En la molécula de BeCl_2 el átomo central está rodeado de dos pares de electrones por lo que tiene dos orbitales híbridos sp , mientras que en la molécula de H_2S el átomo central está rodeado de cuatro pares de electrones, dos solitarios y dos enlazantes por lo que tiene cuatro orbitales híbridos sp^3 .

e) **Verdadero.** Como se ha demostrado en el apartado anterior en la molécula de H₂S el **átomo de azufre tiene hibridación sp³**.

f) Falso. Según ha comentado en los apartados d y e.

Las respuestas correctas son la c y la e.

4.41. La molécula de NO:

a) **Tiene un enlace iónico.**

b) **Cumple la regla del octeto.**

c) **Es paramagnética ya que tiene un número impar de electrones.**

d) **Es un gas muy reactivo.**

e) **Es un componente de la contaminación atmosférica.**

(O.Q.N. Barcelona 2001)

a) Falso. Un enlace puede considerarse iónico si la diferencia de electronegatividad entre los elementos que forman el enlace es $\Delta\chi > 2$. El oxígeno ($\chi = 3,44$) es algo más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3,04$) por lo que en este caso $\Delta\chi = 0,40$. Atendiendo a este valor, este enlace se clasifica como covalente polar.

b) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de monóxido de nitrógeno es:

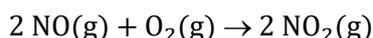
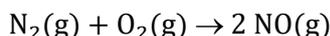


Como se observa, el átomo de nitrógeno no cumple la regla del octeto.

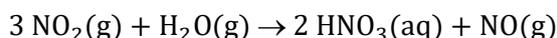
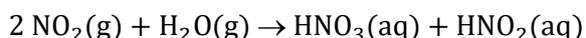
c) **Verdadero.** Una especie es **paramagnética** si presenta electrones desapareados. Estas sustancias interaccionan con un campo magnético.

d) Falso. La reactividad de una sustancia es algo relativo, depende de cuáles sean las sustancias que reaccionan.

e) **Verdadero.** La combustión del N₂ atmosférico a elevadas temperaturas en los motores de los automóviles produce NO y NO₂ de acuerdo con las reacciones que muestran las siguientes ecuaciones químicas:



El NO₂ es capaz de reaccionar directamente con el agua formando ácidos según las reacciones que muestran las siguientes ecuaciones químicas:



El NO formado en esta última reacción favorece que se siga formando ácido nítrico, HNO₃.

Las respuestas correctas son la c y la e.

4.42. ¿Cuál de las siguientes moléculas tendrá momento dipolar cero según su geometría?

a) H₂S

b) PF₃

c) BeF₂

d) NH₃

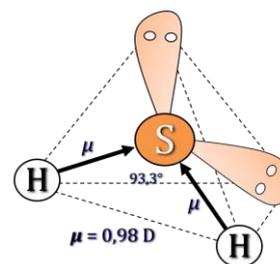
(O.Q.L. Murcia 2001)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:

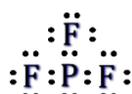


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,978 \text{ D}$) y la molécula es polar.

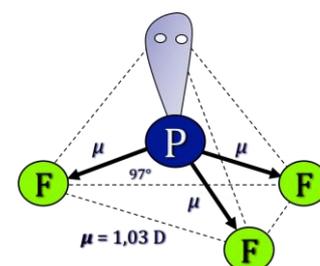


La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de fósforo es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,03 \text{ D}$) y la molécula es polar.



La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de berilio es:

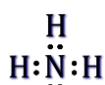


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

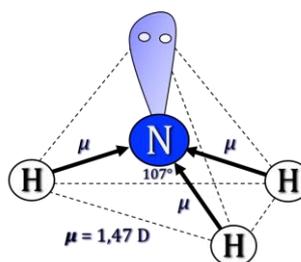


La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es polar.



La respuesta correcta es la c.

4.43. La geometría del átomo de carbono en la molécula de eteno es:

- Cúbica
- Lineal
- Trigonal
- Tetraédrica

La estructura de Lewis de la molécula de **eteno** es:



Un **átomo de carbono con un doble enlace presenta hibridación sp^2** y tiene tres orbitales híbridos de este tipo. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV le corresponde un **número estérico 3** por lo que la disposición de ligandos alrededor del átomo central es **trigonal**.

La respuesta correcta es la **c**.

4.44. ¿Cuál es la hibridación del átomo central en el compuesto AlCl_3 ?

- a) sp^2
- b) s^2p
- c) sp^3
- d) sp

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de aluminio** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AlCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un **número estérico $(m+n) = 3$** por lo que su disposición y geometría es **triangular plana**. Un átomo que se rodea de tres orbitales híbridos presenta **hibridación sp^2** .

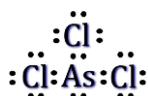
La respuesta correcta es la **a**.

4.45. De la molécula de cloruro de arsénico(III) se puede afirmar que:

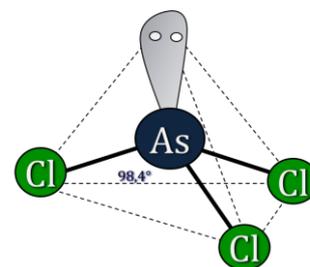
- a) Su geometría es trigonal plana.
- b) Su geometría es piramidal trigonal.
- c) Tiene cinco pares de electrones alrededor del átomo central.
- d) Es una molécula angular con hibridación sp^3 .

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La estructura de Lewis de la molécula de **cloruro de arsénico(III)** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AsCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un **número estérico $(m+n) = 4$** por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **piramidal trigonal** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central. Un átomo que se rodea de cuatro orbitales híbridos presenta **hibridación sp^3** .



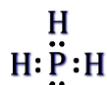
La respuesta correcta es la **b**.

4.46. Indique cuál de las propuestas siguientes de orbitales híbridos es aplicable al PH_3 :

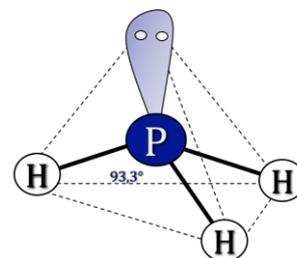
- a) sp^2
- b) sp^3
- c) p^3
- d) dsp
- e) sp
- f) sp^4
- g) No presenta hibridación

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Granada 2017)

La estructura de Lewis de la molécula de **fosfano** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un **número estérico** $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **piramidal** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central. Un átomo que se rodea de cuatro orbitales híbridos presenta **hibridación sp^3** .



La respuesta correcta es la **b**.

4.47. Se hacen las siguientes proposiciones:

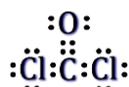
- 1) La valencia electrónica de un elemento químico es el número de electrones desapareados que posee.
- 2) Se dice que el enlace covalente tiene carácter direccional.
- 3) El oxicloruro de carbono (cloruro de carbonilo) presenta resonancia.
- 4) El dióxido de azufre no presenta resonancia.

Puede considerarse correcta la respuesta:

- a) Ciertas 1 y 3.
- b) Falsas 2, 3 y 4.
- c) Ciertas 2 y 3.
- d) Ciertas 1 y 2.

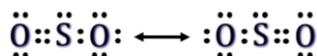
(O.Q.L. Castilla y León 2001)

- 1) Cierto. La valencia electrónica o valencia covalente de un elemento viene dada por el número de electrones desapareados que tiene.
- 2) Cierto. El enlace covalente tiene carácter direccional ya que los pares de electrones que forman los enlaces entre los átomos tienden a la máxima separación para que sea mínima la repulsión entre ellos.
- 3) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de oxicloruro de carbono es:



Como se observa, ninguno de los pares de electrones que forman el enlace doble entre carbono y oxígeno pueden cambiar de posición, por tanto, la sustancia no presenta resonancia.

- 3) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



Como se observa, uno de los pares de electrones que forman el enlace doble entre azufre y oxígeno puede cambiar de posición, por tanto, la sustancia sí presenta resonancia.

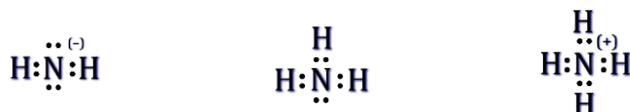
La respuesta correcta es la **d**.

4.48. El átomo de N en las especies químicas NH_3 , NH_2^- y NH_4^+ está rodeado siempre de ocho electrones. Seleccione la relación que expresa correctamente el orden creciente del ángulo de enlace H–N–H.

- a) NH_3 NH_2^- NH_4^+
- b) NH_3 NH_4^+ NH_2^-
- c) NH_4^+ NH_2^- NH_3
- d) NH_2^- NH_3 NH_4^+
- e) El ángulo H–N–H no varía.

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Valencia 2006)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV se trata de sustancias cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajustan a la fórmulas AX_3E para el NH_3 , AX_2E_2 para el NH_2^- y AX_4 para el NH_4^+ a las que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que el átomo central de todas ellas tiene disposición tetraédrica. No obstante, la geometría de todas ellas es diferente:

- el NH_2^- tiene dos pares de electrones solitarios por lo que la geometría es **angular** y el **ángulo de enlace es bastante menor de $109,5^\circ$** , debido a la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios.
- el NH_3 tiene un par de electrones solitarios por lo que la geometría es **piramidal** y los **ángulos de enlace son algo menores de $109,5^\circ$** , debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios.
- el NH_4^+ no tiene pares de electrones solitarios por lo que la geometría es **tetraédrica** y los **ángulos de enlace son de $109,5^\circ$** .

El orden creciente de ángulos de enlace es:



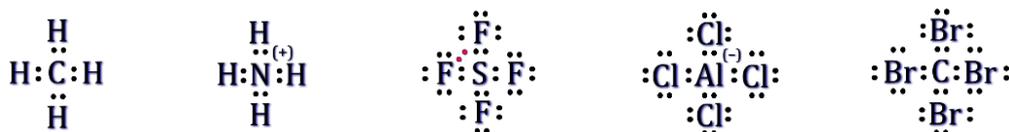
La respuesta correcta es la **d**.

4.49. ¿Cuál de las siguientes especies no tiene estructura tetraédrica?

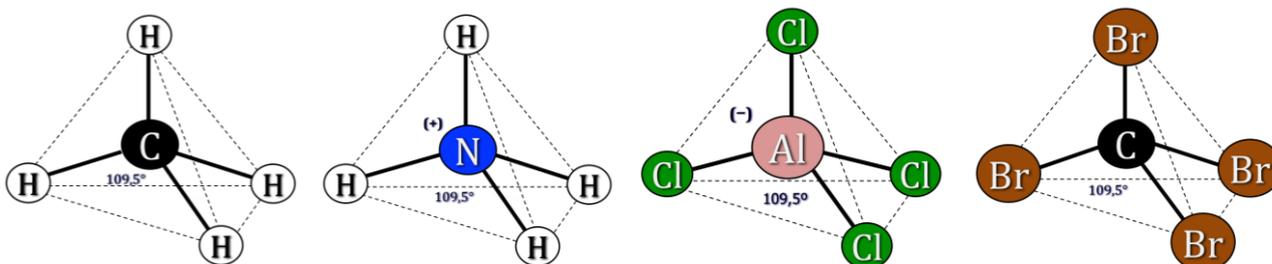
- CH_4
- NH_4^+
- SF_4
- $AlCl_4^-$
- CBr_4

(O.Q.N. Oviedo 2002)

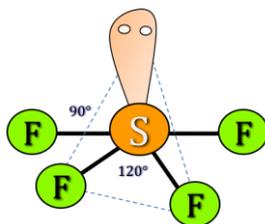
Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



a-b-d-e) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, CH_4 , NH_4^+ , $AlCl_4^-$ y CBr_4 son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que todas ellas tienen disposición y geometría tetraédrica.



c) **Verdadero**. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_4E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de **"balancín"** debido a la presencia del par de electrones solitario que hay sobre el átomo de azufre.



La respuesta correcta es la c.

4.50. Al comparar las moléculas de CO_2 y SO_2 se observa que en la primera el momento dipolar es nulo, mientras que en la segunda no lo es. ¿Cómo se puede justificar esta diferencia?

- Porque las electronegatividades del carbono y oxígeno son muy similares, mientras que las del azufre y oxígeno son muy distintas.
- Porque la molécula de CO_2 es lineal y la de SO_2 no.
- Porque el carbono no permite que sus electrones de valencia se alejen demasiado.
- Porque el carbono pertenece al segundo período de la tabla periódica mientras que el azufre pertenece al tercero.

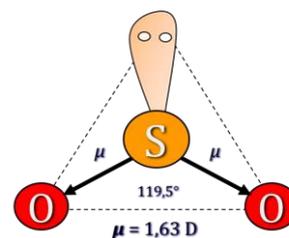
(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Murcia 2014)

- La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de azufre** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

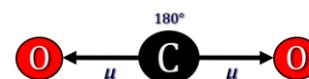


- La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal**.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



La respuesta correcta es la b.

4.51. Para los siguientes compuestos, señale cuál tiene mayor ángulo de enlace:

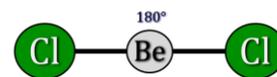
- F-B-F en el $\text{BF}_3(\text{g})$
- Cl-C-Cl en el $\text{H}_2\text{CCl}_2(\text{g})$
- Cl-Be-Cl en el $\text{BeCl}_2(\text{g})$
- H-O-H en el $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

- La estructura de Lewis de la molécula de **dicloruro de berilio** es:



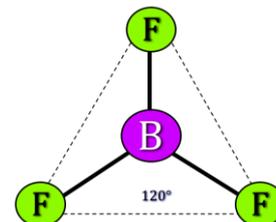
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal con un ángulo de enlace de 180° .



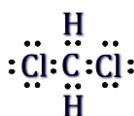
La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



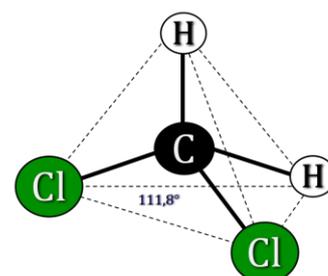
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es trigonal plana en la que los ángulos de enlace son de 120° .



La estructura de Lewis de la molécula de diclorometano es:



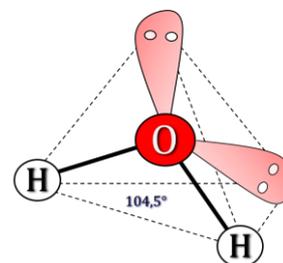
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2CCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es de tetraedro con ángulos de enlace cercanos a $109,5^\circ$ debido a que no es una figura regular, algo mayores para $\text{Cl}-\text{C}-\text{Cl}$ debido a que los átomos de cloro son más voluminosos.



La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular con un ángulo de enlace inferior a $109,5^\circ$ debido a la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de oxígeno.



El mayor ángulo de enlace corresponde al BeCl_2 ($\alpha = 180^\circ$).

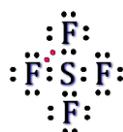
La respuesta correcta es la c.

4.52. La hibridación que presenta el átomo de azufre en el tetrafluoruro de azufre es:

- sp^2
- sp^3
- sp^3d
- sp^3d^2

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

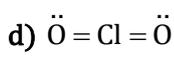
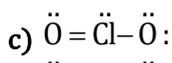
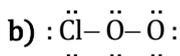
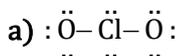
La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de **bipirámide trigonal**. Una sustancia que presenta esta disposición el átomo central, tiene 5 orbitales **híbridos sp^3d** .

La respuesta correcta es la **c**.

4.53. Indique cuál de las estructuras de Lewis que se presentan es la más correcta para el ClO_2 :



e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Valencia 2002)

Las configuraciones electrónicas abreviadas del oxígeno y cloro son, respectivamente:

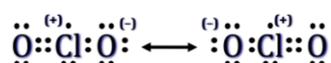


De ambas se deduce que estos elementos tienen, respectivamente, 6 y 7 electrones de valencia, por tanto, el número total de electrones de valencia es, $7 + (2 \times 6) = 19$.

Ninguna de las estructuras propuestas es correcta como estructura de Lewis del ClO_2 , ya que:

Las estructuras a) y b) tienen 20 electrones; la estructura c) 18 tiene electrones y la estructura d) tiene 16 electrones.

La estructura de Lewis de la molécula de ClO_2 es:



Se trata de una especie paramagnética (con electrones desapareados) que, además, presenta resonancia.

La respuesta correcta es la **e**.

4.54. Señale cuáles de las siguientes moléculas tienen momento dipolar nulo: agua, cloro, amoníaco, dióxido de carbono, metano, sulfuro de hidrógeno.

a) Cloro, dióxido de carbono, metano.

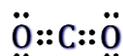
b) Cloro, amoníaco, metano.

c) Agua, sulfuro de hidrógeno.

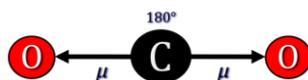
d) Dióxido de carbono, sulfuro de hidrógeno, amoníaco.

(O.Q.L. Baleares 2002)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.



Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de **dicloro** es:



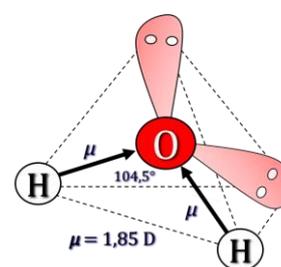
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **lineal** ya que solo hay dos átomos. Como los dos átomos son iguales no existe ningún dipolo y la molécula es **no polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

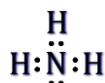


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es polar.

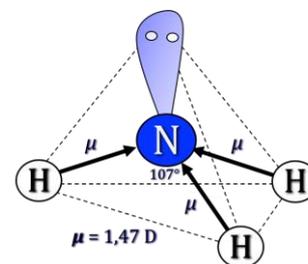


- La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:

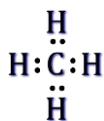


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es polar.



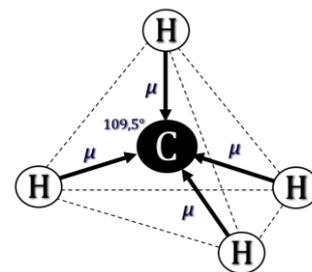
- La estructura de Lewis de la molécula de **metano** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

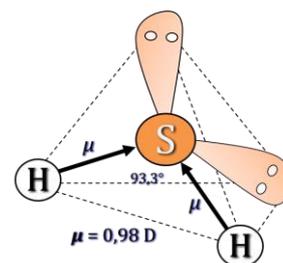
Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,978 \text{ D}$) y la molécula es polar.



La respuesta correcta es la **a**.

4.55. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

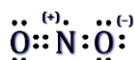
- El volumen atómico de los iones positivos es menor que el de los correspondientes átomos neutros.
- Los cationes son siempre más pequeños que los aniones.
- Las moléculas con número impar de electrones obedecen la regla octeto.
- Todas las moléculas triatómicas del tipo A_2B no tienen momento dipolar.

(O.Q.L. Baleares 2002)

a) **Verdadero.** Un átomo al formar un ion positivo pierde electrones, con lo que disminuye el efecto pantalla y aumenta la carga nuclear efectiva. Este aumento provoca una mayor atracción nuclear sobre los electrones externos lo que lleva a una disminución del tamaño de la especie. Además al disminuir el número de electrones también disminuyen las fuerzas repulsivas entre ellos lo que también conduce a una disminución del tamaño de la especie. Por lo tanto, el tamaño de los iones positivos es menor que el de los correspondientes átomos neutros.

b) Falso. Solo sería aplicable a cationes y aniones del mismo átomo. Por ejemplo, en el caso del carbono, el catión C^{4+} tiene un tamaño de 15 pm, mientras que el anión C^{4-} tiene un tamaño bastante mayor de 260 pm. Sin embargo, si se comparan el catión Cs^+ y el anión F^- , los tamaños respectivos son, 169 y 133 pm. El tamaño depende del número de capas electrónicas y de la carga nuclear del átomo en cuestión.

c) Falso. Es imposible que una molécula con número impar de electrones pueda cumplir la regla del octeto. Por ejemplo, la estructura de Lewis de una especie como el NO_2 con 11 electrones de valencia es:

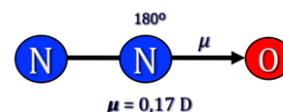


d) Falso. Una molécula del tipo A_2B sería el N_2O cuya estructura de Lewis es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el N_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,17 \text{ D}$) y la molécula es polar.



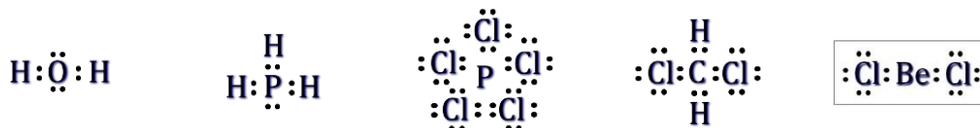
La respuesta correcta es la **a**.

4.56. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene únicamente un par de electrones no compartido sobre el átomo central?

- H_2O
- PH_3
- PCl_5
- CH_2Cl_2
- BeCl_2

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Baleares 2012) (O.Q.L. Granada 2108)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



Como se observa en las estructuras, la única molécula que tiene un par de electrones solitario sobre el átomo central es la de PH_3 .

La respuesta correcta es la **b**.

4.57. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene el mayor momento dipolar?

- a) H_2
- b) HF
- c) HCl
- d) HBr
- e) HI

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Murcia 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2010)

Todas las moléculas propuestas salvo la primera son polares. Presentará mayor momento dipolar aquella en que sea mayor la diferencia de electronegatividad.

De acuerdo con la escala de electronegatividades de Pauling:

$$\chi(\text{H}) = 2,20 ; \chi(\text{F}) = 3,98, \chi(\text{Cl}) = 3,16 ; \chi(\text{Br}) = 2,96 ; \chi(\text{I}) = 2,66$$

Las diferencias de electronegatividad existentes en cada compuesto son:

$$\Delta\chi(\text{H}-\text{H}) = 2,20 - 2,20 = 0,00$$

$$\Delta\chi(\text{H}-\text{F}) = 3,98 - 2,20 = 1,78$$

$$\Delta\chi(\text{H}-\text{Cl}) = 3,16 - 2,20 = 0,96$$

$$\Delta\chi(\text{H}-\text{Br}) = 2,96 - 2,20 = 0,76$$

$$\Delta\chi(\text{H}-\text{I}) = 2,66 - 2,20 = 0,46$$

Por tanto, la molécula con mayor momento dipolar, será HF .

La respuesta correcta es la **b**.

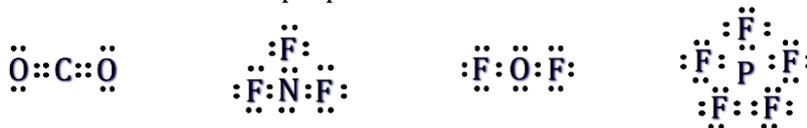
(En Castilla y León 2010 se pregunta el orden de polaridad de las moléculas).

4.58. ¿En cuál de los siguientes compuestos no se cumple la regla del octeto para el átomo central?

- a) CO_2
- b) NF_3
- c) OF_2
- d) PF_5

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Castilla y León 2014) (O.Q.L. Murcia 2014)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



La única sustancia que no cumple la regla del octeto es PF_5 .

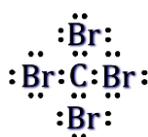
La respuesta correcta es la **d**.

4.59. Señale si alguna de las siguientes especies presenta momento dipolar:

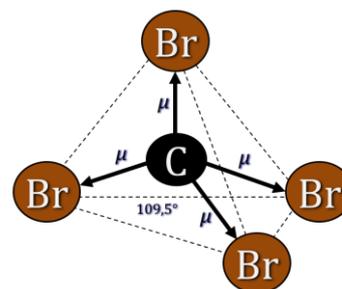
- a) CBr_4
- b) Cl_2
- c) BCl_3
- d) H_2S

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

- La estructura de Lewis de la molécula de tetrabromuro de carbono es:

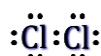


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CBr_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



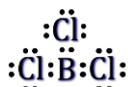
Como el bromo ($\chi = 2,96$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de dicloro es:

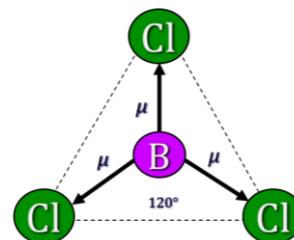


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos y como ambos son iguales no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.

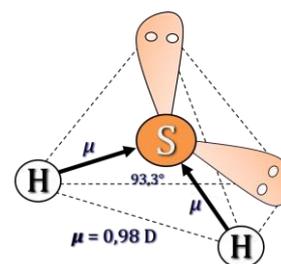


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de **sulfuro de dihidrógeno** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



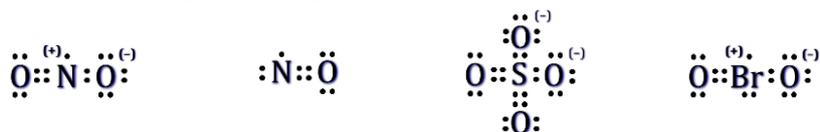
Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,978 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

La respuesta correcta es la **d**.

4.60. Señale si alguna de especies siguientes cumple la regla del octeto:

- NO_2
- NO
- SO_4^{2-}
- BrO_2
- Ninguna de las anteriores.

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



Ninguna de las especies propuestas cumple la regla del octeto.

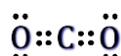
La respuesta correcta es la e.

4.61. ¿Cuál de estas afirmaciones es correcta?

- La molécula de CO_2 es polar.
- La molécula de CCl_4 es apolar.
- La molécula de BF_3 es polar.
- La molécula de NH_3 es apolar.

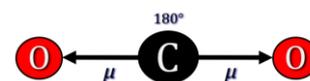
(O.Q.L. Baleares 2003)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

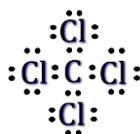


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

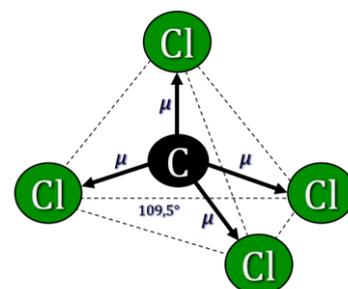
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



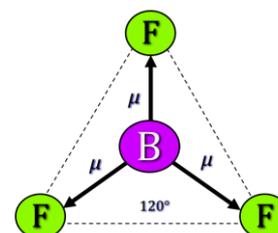
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

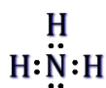


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es trigonal plana.

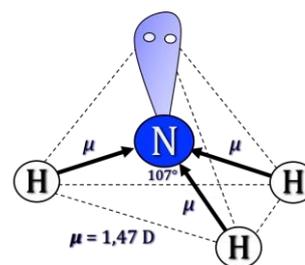
Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



- La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **b**.

4.62. ¿La estructura de cuál de las siguientes sustancias se puede justificar mediante una hibridación sp^2 ?

- C_2H_2
- BF_3
- CHCl_3
- BeF_2

(O.Q.L. Baleares 2003)

En una molécula con hibridación sp^2 el átomo central está rodeado por tres pares de electrones situados en tres orbitales híbridos separados 120° por lo que la geometría de la molécula es **triangular**.

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



- Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.
- Verdadero**. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un **número estérico $(m+n) = 3$** por lo que su disposición y geometría es **triangular**.
- Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CHCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.
- Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

La respuesta correcta es la **b**.

4.63. Dadas las siguientes afirmaciones sobre la molécula de dióxido de carbono, indique cuál de ellas no es cierta.

- Es una molécula lineal.
- Es una molécula polar.
- Tiene enlaces polares.
- Tiene dos átomos de oxígeno por cada átomo de carbono.

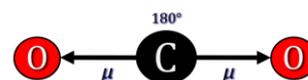
(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal**.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los **enlaces son polares** y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



La respuesta correcta es la **a**.

4.64. Indique que afirmación es correcta para las moléculas H_2S , O_2 , HCN y CF_4 :

- H_2S y O_2 son moléculas polares.
- Solo tienen geometría lineal H_2S y HCN .
- Todas ellas, menos el oxígeno, tienen carácter ácido.
- O_2 y HCN presentan algún enlace múltiple.
- La molécula de CF_4 es plana.

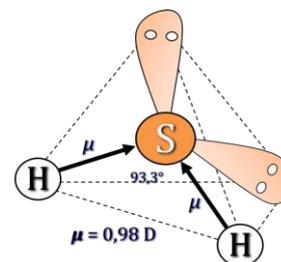
(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. Murcia 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de hidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,978 \text{ D}$) y la molécula es polar.



La estructura de Lewis de la molécula de dióxígeno es:

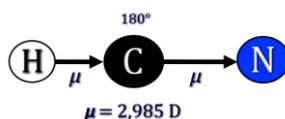


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el O_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es trigonal y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos y como ambos son iguales no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

La estructura de Lewis de la molécula de cianuro de hidrógeno es:

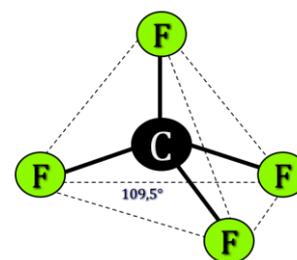
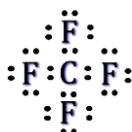


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.



Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) y el carbono ($\chi = 2,55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 2,985 \text{ D}$) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

- Falso. El O_2 no es polar.
- Falso. El H_2S no es lineal.
- Falso. Solo HS_2 y HCN son ácidos según Brönsted. Ninguna se comporta como ácido de Lewis.
- Verdadero.** El O_2 presenta un **enlace doble** y el HCN un **enlace triple**.
- Falso. El CF_4 no es plana.

La respuesta correcta es la **d**.

4.65. Dadas las siguientes moléculas F_2 , ClF , HCl , CsF , H_2S y PH_3 :
Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

- No existe ninguna covalente apolar.
- Están ordenadas de menor a mayor polaridad.
- Solo una posee enlace fundamentalmente iónico.
- Todas son moléculas planas.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2018) (O.Q.L. Baleares 2019)

- La estructura de Lewis de la molécula de difluor es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el F_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos y como ambos son iguales no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de monofluoruro de cloro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos. Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el cloro ($\chi = 3,16$) la molécula presenta un único dipolo ($\mu = 0,89 \text{ D}$) y es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de cloruro de hidrógeno es:

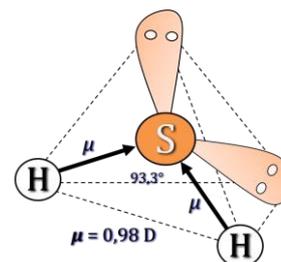


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos. Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) la molécula presenta un único dipolo ($\mu = 1,11 \text{ D}$) y es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:

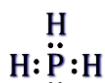


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

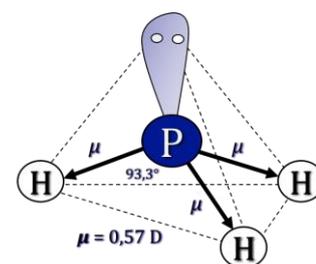


Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,978 \text{ D}$) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:

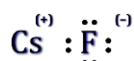


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el fósforo ($\chi = 2,19$) es ligeramente menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,574 \text{ D}$) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la especie fluoruro de cesio es:



El CsF no es una molécula, se trata de una sustancia con enlace predominantemente iónico y lo que se representa mediante la notación de Lewis son las estructuras de los iones que forman dicha sustancia. La elevada diferencia de electronegatividad que existe entre el cesio ($\chi = 0,79$) el flúor ($\chi = 3,96$) motiva que esta sustancia presente un elevado momento dipolar ($\mu = 7,88 \text{ D}$).

a) Falso. Todas son polares excepto el F_2 .

b) Falso. La máxima polaridad le corresponde al CsF ya que es una sustancia con enlace predominantemente iónico y la mínima al F_2 con enlace covalente apolar, por lo que el orden de las sustancias por polaridad creciente (D) es:

$$\text{F}_2 (0) < \text{PH}_3 (0,574) < \text{ClF} (0,89) < \text{HCl} (1,11) < \text{H}_2\text{S} (0,978) < \text{CsF} (7,88)$$

c) **Verdadero**. La única sustancia con **enlace predominantemente iónico es CsF** .

d) Falso. Las únicas moléculas planas al estar formadas por dos átomos son F_2 , ClF y HCl . El CsF al ser una sustancia iónica forma una red cristalina.

La respuesta correcta es la c.

(Esta cuestión se repite en La Rioja 2008 con las moléculas Cl_2 , IF , HF , NaBr , H_2S y NH_3).

4.66. ¿Cuál de las siguientes moléculas es no polar aunque sus enlaces son polares?

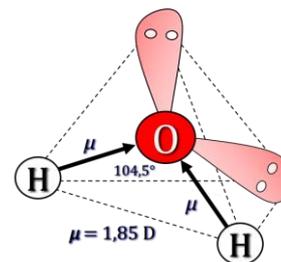
- HCl
- H_2O
- NH_3
- BF_3

- La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

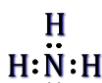


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es polar.

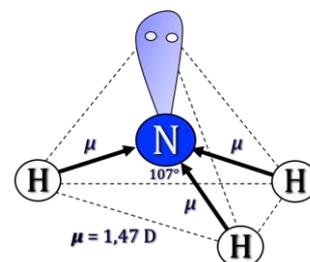


- La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es polar.

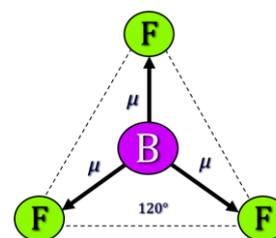


- La estructura de Lewis de la molécula de [trifluoruro de boro](#) es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es trigonal plana.

Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) **los enlaces son polares** y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y **la molécula es no polar**.



- La estructura de Lewis de la molécula de cloruro de hidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos. Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) la molécula presenta un único dipolo ($\mu = 1,11 \text{ D}$) y es polar.

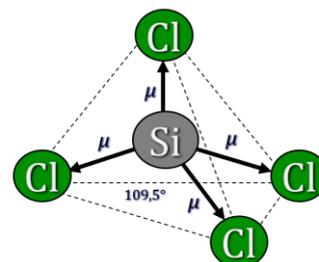
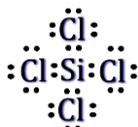
La respuesta correcta es **d**.

4.67. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera para molécula de SiCl_4 ?

- No tiene momento dipolar porque la suma vectorial de los momentos de sus enlaces es 0.
- Tiene momento dipolar porque el átomo central es poco electronegativo.
- Tiene momento dipolar porque sus enlaces son polares.
- No tiene momento dipolar porque todos los átomos tienen la misma electronegatividad.
- No tiene momento dipolar porque la molécula es plana.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de silicio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría molecular es tetraédrica con un ángulo de enlace de $109,5^\circ$.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el silicio ($\chi = 1,90$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

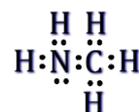
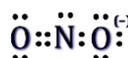
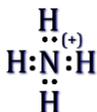
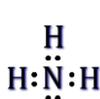
La respuesta correcta es la a.

4.68. De las siguientes moléculas o iones que contienen nitrógeno, solo una de ellas no tiene pares de electrones solitarios sobre este elemento. Indíquela.

- NH_3
- NH_4^+
- NO_2^-
- $\text{CH}_3\text{-NH}_2$

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



La especie que no tiene pares de electrones solitarios sobre el átomo de nitrógeno es NH_4^+ .

La respuesta correcta es la b.

4.69. De las siguientes moléculas, solo una es polar. Indíquela.

- Cl_2
- CCl_4
- CO_2
- H_2O

(O.Q.L. Murcia 2004)

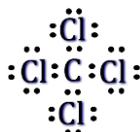
▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloro es:



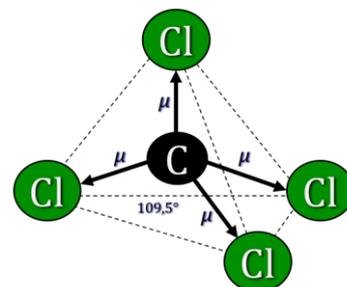
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya

que solo hay dos átomos. Como los dos átomos son iguales no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:

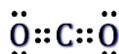


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

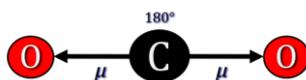


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

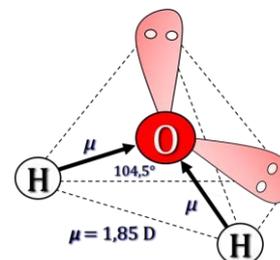


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **d**.

4.70. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene geometría plana?

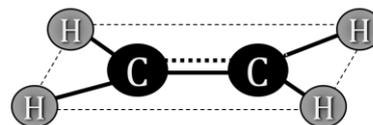
- C_2H_4
- PCl_5
- IF_3
- NH_3

(O.Q.L. Murcia 2004)

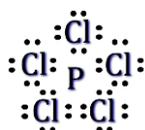
▪ La estructura de Lewis de la molécula de etileno es:



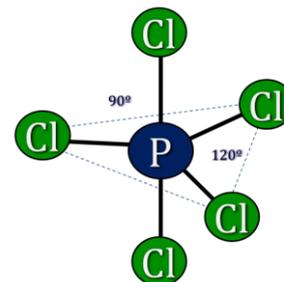
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo de carbono (central) se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **trigonal plana**.



La estructura de Lewis de la molécula de pentacloruro de fósforo es:



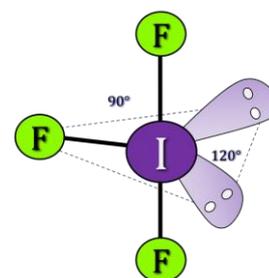
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide trigonal.



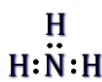
La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de yodo es:



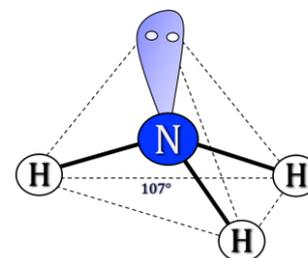
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el IF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría es "forma de T" (con todos los átomos en el mismo plano) ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay un ligando unido al átomo central.



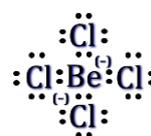
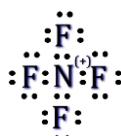
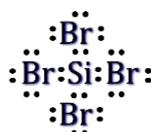
Las respuestas correctas son **a** y **c**.

4.71. ¿Cuál de las siguientes especies no tiene forma tetraédrica?

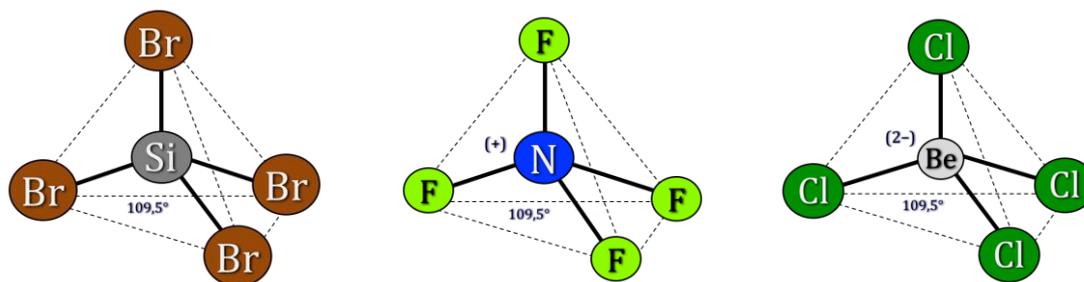
- $SiBr_4$
- NF_4^+
- SF_4
- $BeCl_4^{2-}$

(O.Q.L. Madrid 2004)

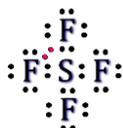
Las estructuras de Lewis de las especies, $SiBr_4$, NF_4^+ y $BeCl_4^{2-}$ son:



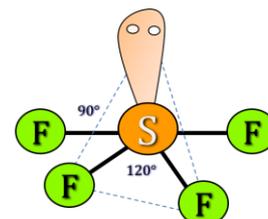
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, $SiBr_4$, NF_4^+ y $BeCl_4^{2-}$, son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



- La estructura de Lewis de la molécula de **tetrafluoruro de azufre** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_4E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ con una disposición de bipirámide trigonal y geometría molecular de “balancín” debido a la presencia del par solitario sobre el átomo de azufre.



La respuesta correcta es la c.

4.72. De las siguientes afirmaciones solo una es correcta:

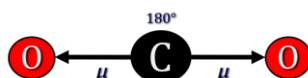
- La molécula de dióxido de carbono es polar.
- El átomo de carbono de la molécula de dióxido de carbono tiene hibridación sp^3 .
- La molécula de dióxido de carbono es lineal.
- El dióxido de carbono es sólido a 25 °C y 1 atm.

(O.Q.L. Madrid 2004)

La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:



- De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal**, en la que el átomo de carbono presenta **dos orbitales híbridos sp** que forman un ángulo de 180 ° .
- Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



- El CO_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar por lo que las únicas fuerzas intermoleculares que presenta son del tipo de **fuerzas de dispersión de London**. Estas fuerzas son muy débiles, motivo por el que su estado de agregación a 25 °C y 1 atm es un gas.

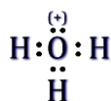
La respuesta correcta es la c.

4.73. Los ángulos de enlace en el ion oxidanio, H_3O^+ , son aproximadamente de:

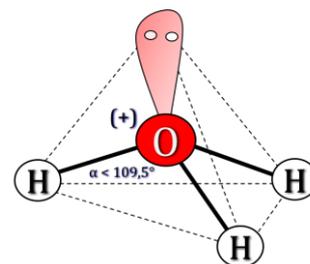
- 90 °
- 90 ° y 120 °
- $109,5\text{ °}$
- 120 °

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. La Rioja 2013)

La estructura de Lewis del ion **oxidanio** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_3O^+ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central y con unos **ángulos de enlace ligeramente inferiores a $109,5^\circ$** debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre el átomo de oxígeno.



La respuesta correcta es la c.

4.74. ¿Cuál de las siguientes moléculas: ICl , BF_3 , NO , SO_2 , es no polar?

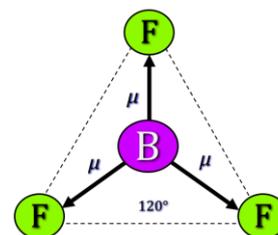
- BF_3
- ICl
- NO
- SO_2

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de boro** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.



Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

La estructura de Lewis de la molécula de monóxido de nitrógeno es:

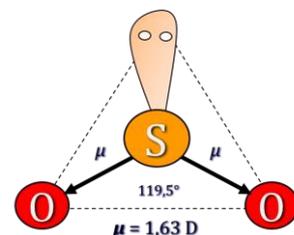


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos. Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3,04$) el enlace es polar y la molécula también lo es ($\mu = 0,16 \text{ D}$).

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 \text{ D}$) y la molécula es polar.

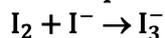
- La estructura de Lewis de la molécula de monocloruro de yodo es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ICl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE₃ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos. Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el yodo ($\chi = 2,66$) el enlace es polar y la molécula también lo es ($\mu = 1,24$ D).

La respuesta correcta es la **a**.

4.75. Identifique los ácidos y las bases, según Lewis, en las siguientes reacciones:



Ácidos

a) I₂, Cl⁻

b) I₂, [SnCl₃]⁻

c) [SnCl₃]⁻, Cl⁻

d) [SnCl₃]⁻, Cl⁻

Bases

I⁻, [SnCl₃]⁻

Cl⁻, I⁻

I⁻, [SnCl₃]⁻

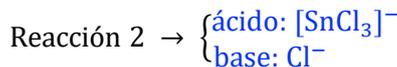
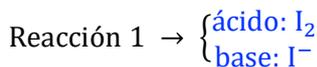
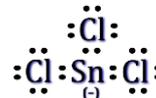
I⁻, Cl⁻

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

De acuerdo con la teoría de Lewis (1916):

- Ácido es aquella especie química que posee huecos electrónicos (orbitales vacíos) y es capaz de aceptar un par de electrones de una base.
- Base es aquella especie química que posee pares de electrones solitarios y es capaz de ceder un par de electrones a un ácido.

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



La respuesta correcta es la **b**.

4.76. Indique para cuál o cuáles de las siguientes moléculas: CH₄; BCl₃; PF₅ y SF₆, los ángulos de enlace son:

i) 109,5° ii) 120° iii) 90°

a) i) BCl₃; ii) PF₅; iii) SF₆

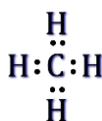
b) i) CH₄; ii) PF₅; BCl₃; iii) SF₆

c) i) CH₄; ii) PF₅; iii) SF₆; BCl₃

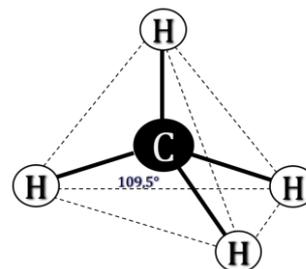
d) i) SF₆; ii) PF₅; BCl₃; iii) CH₄

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

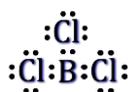
- La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



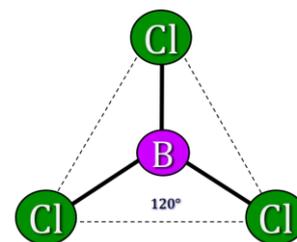
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH₄ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX₄ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición y geometría es tetraédrica en la que los ángulos de enlace son de 109,5°.



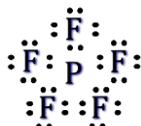
- La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de boro** es:



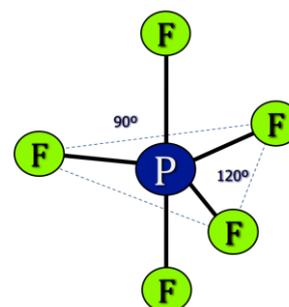
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular en la que los ángulos de enlace son de 120° .



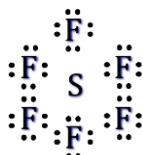
- La estructura de Lewis de la molécula de **pentafluoruro de fósforo** es:



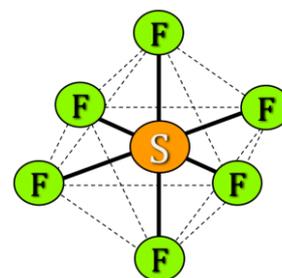
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV PF_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es bipirámide trigonal en la que los ángulos de enlace son de 120° entre los átomos del plano ecuatorial y de 90° entre estos últimos y los de los vértices tanto superior como inferior.



- La estructura de Lewis de la molécula de **hexafluoruro de azufre** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX_6 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición y geometría es octaédrica en la que los ángulos de enlace son de 90° .



La respuesta correcta es la **b**.

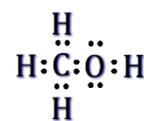
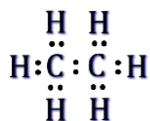
4.77. ¿Cuál es la hibridación que presenta los átomos de carbono en cada una de las siguientes moléculas?

i) C_2H_6 ii) C_2H_2 iii) HCN iv) CH_3OH

- a) i) sp^2 , ii) sp , iii) sp^3 , iv) sp
 b) i) sp^3 , ii) sp , iii) sp , iv) sp^3
 c) i) sp^2 , ii) sp^3 , iii) sp^3 , iv) sp
 d) i) sp^3 , ii) sp^2 , iii) sp^3 , iv) sp

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



- De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_6 y el CH_3OH son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a

la que corresponde un **número estérico** $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica**. Una sustancia que presenta esta disposición el átomo central, tiene **4 orbitales híbridos sp^3** .

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_2 y el HCN son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un **número estérico** $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal**. Una sustancia que presenta esta disposición el átomo central, tiene **2 orbitales híbridos sp** .

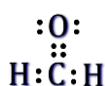
La respuesta correcta es la **b**.

4.78. En el formaldehído, H_2CO ¿qué hibridación utiliza el carbono?

- a) sp^3
- b) sp
- c) sp^2
- d) sp^3d

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

La estructura de Lewis de la molécula de **formaldehído** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2CO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un **número estérico** $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular**. Una sustancia que presenta esta disposición el átomo central, tiene **3 orbitales híbridos sp^2** .

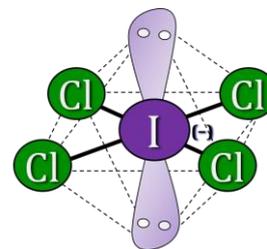
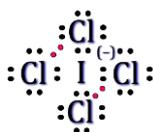
La respuesta correcta es la **c**.

4.79. El anión ICl_4^- presenta una geometría molecular:

- a) Tetraédrica
- b) Pirámide trigonal
- c) Plano-cuadrada
- d) Octaédrica
- e) Pirámide cuadrada
- f) Bipirámide trigonal

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009) (O.Q.L. País Vasco 2014) (O.Q.L. País Vasco 2016)

La estructura de Lewis del anión tetracloruroyodato (1^-) es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ICl_4^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición octaédrica y geometría molecular es **plano-cuadrada** ya que solo hay cuatro átomos unidos al átomo central.

La respuesta correcta es la **c**.

4.80. ¿Cuál de los siguientes compuestos se representa por un conjunto de estructuras resonantes?

- a) $NaCl$
- b) $Ca(OH)_2$
- c) CH_4
- d) I_2
- e) SO_2

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Madrid 2010)

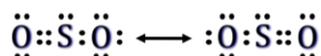
a-b) Falso. Los compuestos NaCl y Ca(OH)₂ presentan enlace predominantemente iónico por lo que no forman moléculas y no pueden presentar resonancia.

c-d) Falso. Las estructuras de Lewis de las moléculas de metano y diyodo son:



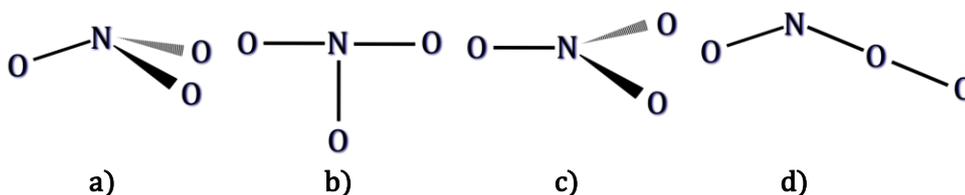
Como se puede observar, ambas estructuras no presentan enlaces múltiples por lo que no existe la posibilidad de resonancia en ellas.

e) **Verdadero**. En la estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre hay un doble enlace por lo que esta sustancia presenta **resonancia**:



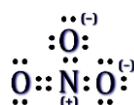
La respuesta correcta es la e.

4.81. De las siguientes estructuras, indique cuál representa mejor la geometría del ion nitrato:

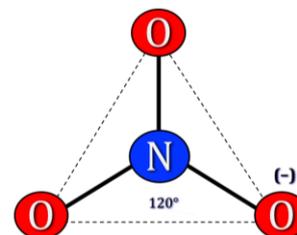


(O.Q.L. Murcia 2005)

La estructura de Lewis del **ion nitrato** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO₃⁻ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₃ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición y geometría es **triangular** con ángulos de enlace de 120°.



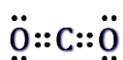
La respuesta correcta es la c.

4.82. ¿Cuál de los siguientes pares molécula / geometría no es correcta?

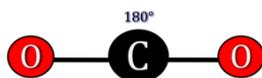
- a) CO₂ / angular
- b) SiF₄ / tetraédrica
- c) PCl₃ / piramidal trigonal
- d) BCl₃ / triangular plana
- e) SF₆ / octaédrica
- f) Cl₂ / lineal
- g) H₂O / lineal

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Murcia 2017)

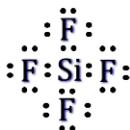
▪ La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:



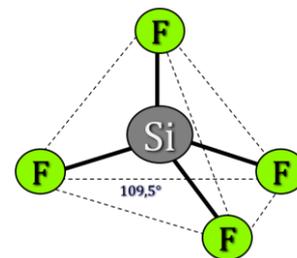
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO₂ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y geometría es **lineal**.



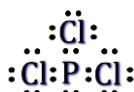
- La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de silicio es:



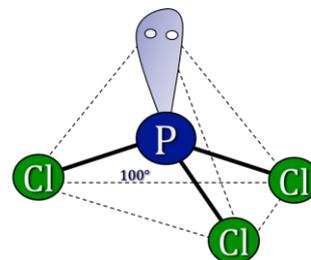
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



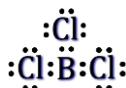
- La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de fósforo es:



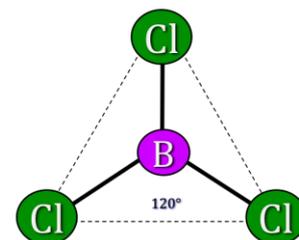
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



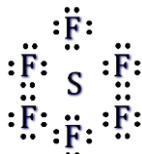
- La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:



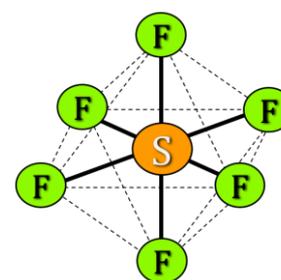
De acuerdo con el modelo RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular plana.



- La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:



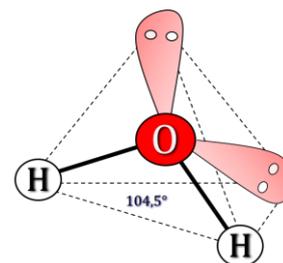
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición y geometría es octaédrica.



- La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



- La estructura de Lewis de la molécula de dicloro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos.

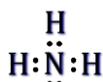
Las respuestas correctas son **a** y **g**.

4.83. ¿Cuál de las siguientes moléculas es apolar?

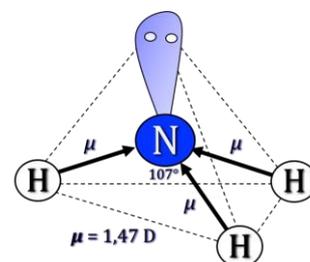
- Amoníaco
- Tetracloruro de carbono
- Difluorometano
- Cloruro de hidrógeno

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Baleares 2007)

- La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:

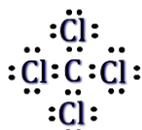


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

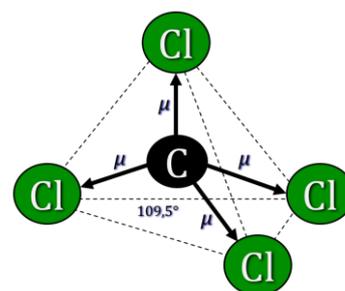


Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de **tetracloruro de carbono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



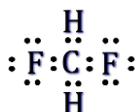
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de cloruro de hidrógeno es:

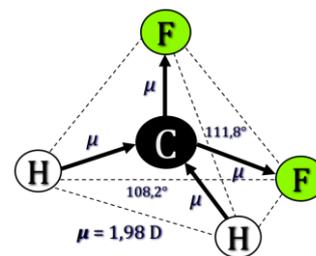


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos y como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) el enlace es polar y la molécula también lo es ($\mu = 1,11 \text{ D}$).

La estructura de Lewis de la molécula de difluorometano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_2F_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Como el flúor ($\chi = 3,98$) y el carbono ($\chi = 2,55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,98 \text{ D}$) y la molécula es polar.

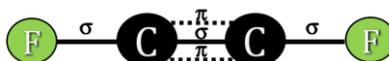
La respuesta correcta es la **b**.

4.84. La molécula F_2C_2 tiene:

- Tres enlaces σ y ningún enlace π
- Un enlace σ y dos enlaces π
- Dos enlaces σ y dos enlaces π
- Tres enlaces σ y dos enlaces π

(O.Q.L. Baleares 2005) (O.Q.L. La Rioja 2014)

La molécula de F_2C_2 presenta dos enlaces sencillos C-F que son enlaces σ y un enlace triple $\text{C}\equiv\text{C}$ formado por un enlace σ y dos enlaces π . En total, son **3 enlaces σ** y **2 enlaces π** .



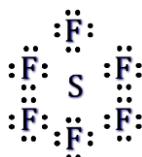
La respuesta correcta es la **d**.

4.85. En la molécula de SF_6 los ángulos de enlace son aproximadamente de:

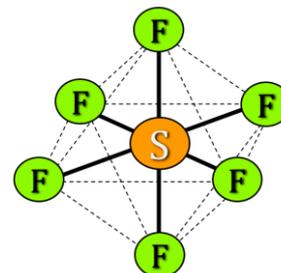
- 60°
- 90°
- 120°
- $109,5^\circ$

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición y geometría molecular es **octaédrica** en la que los ángulos de enlace son de 90° .



La respuesta correcta es la **b**.

4.86. Prediga la forma geométrica de las siguientes moléculas:

i) BeCl_2 ii) SO_3 iii) SiH_4 iv) NCl_3

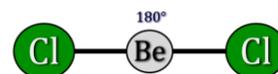
- a) i) angular; ii) pirámide trigonal; iii) tetraédrica; iv) triangular plana
 b) i) lineal; ii) triangular plana; iii) tetraédrica; iv) pirámide trigonal
 c) i) lineal; ii) pirámide trigonal; iii) tetraédrica; iv) pirámide trigonal
 d) i) angular; ii) triangular plana; iii) tetraédrica; iv) pirámide trigonal

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

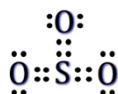
i) La estructura de Lewis de la molécula de **dicloruro de berilio** es:



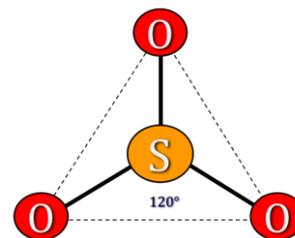
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría molecular es **lineal**.



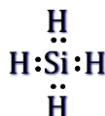
ii) La estructura de Lewis, considerando capa de valencia expandida, de la molécula de **trióxido de azufre** es:



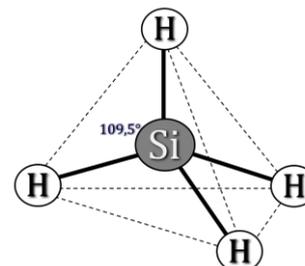
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría molecular es **triangular plana**.



iii) La estructura de Lewis de la molécula de **silano** es:



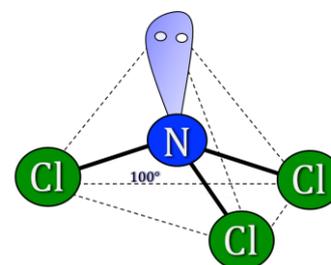
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría molecular es **tetraédrica**.



iv) La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de nitrógeno** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría molecular **pirámide trigonal** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



La respuesta correcta es la **b**.

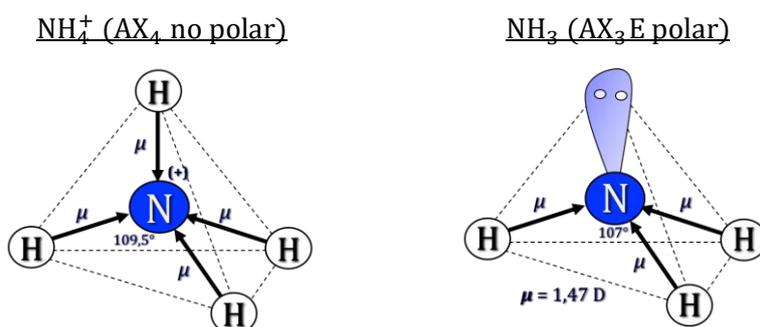
4.87. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- Todas las sustancias con hibridación sp^3 son apolares.
- El modelo de hibridación de orbitales atómicos permite explicar la geometría angular de la molécula de agua.
- Las estructuras de Lewis permiten explicar la apolaridad del CF_4 .
- El dióxido de carbono es más polar que el metano.

(O.Q.L. Baleares 2005)

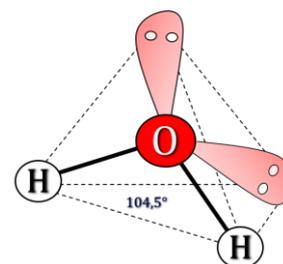
a) Falso. Las sustancias con hibridación sp^3 tienen de número estérico 4, lo que quiere decir que la disposición de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central es tetraédrica.

Sin embargo, la geometría puede ser tetraédrica (AX_4) o piramidal (AX_3E). Esto determina que la especie tetraédrica sea no polar, mientras que la especie piramidal sea polar. Por ejemplo, en el caso de las especies NH_4^+ y NH_3 :



b) **Verdadero.** En la molécula de H_2O el átomo de oxígeno presenta **hibridación sp^3** y tiene cuatro orbitales híbridos dirigidos hacia los vértices de un tetraedro. Como dos de estos orbitales están ocupados por sendos pares de electrones solitarios del oxígeno la forma resultante de la molécula es **angular**.

c) Falso. La estructura de Lewis permite solo obtener el número estérico y con ello la disposición de los pares de electrones alrededor del átomo central. Para determinar la polaridad es necesario dibujar los vectores momento dipolar de la especie y obtener su resultante.



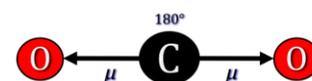
d) Falso. Ambas sustancias son no polares.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

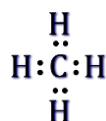


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

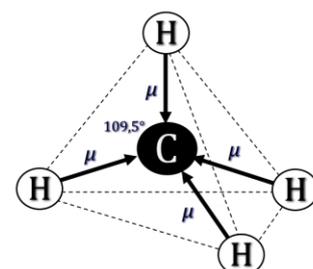
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

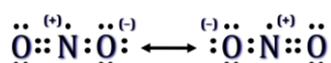
La respuesta correcta es la **b**.

4.88. ¿En cuál de las siguientes sustancias se ha de emplear el concepto de resonancia para explicar la longitud de sus enlaces?

- Dióxido de nitrógeno
- Nitrógeno
- Cloruro de calcio
- Metano

(O.Q.L. Baleares 2005)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de nitrógeno es:



Experimentalmente, la longitud de los enlaces N=O no se corresponde ni con la de un enlace sencillo ni con la de un enlace doble, sino que está comprendida entre ambos. Por este motivo para poder describir la molécula es preciso escribir dos estructuras de Lewis resonantes en las que se cambia la posición del enlace doble.

La respuesta correcta es la **a**.

4.89. ¿Cuál de las siguientes moléculas es apolar?

- H₂O
- PCl₃
- BF₃
- NH₃
- CH₃Cl
- H₂S

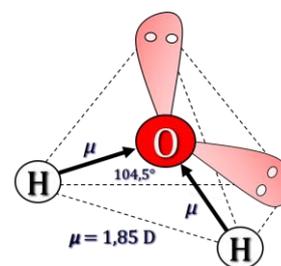
(O.Q.L. Sevilla 2005) (O.Q.L. Sevilla 2007) (O.Q.L. Sevilla 2014)

La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

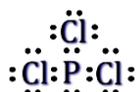


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H₂O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂E₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

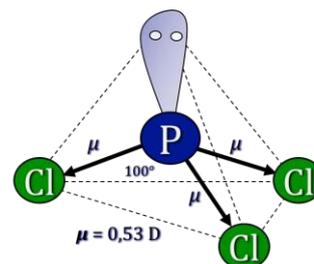
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85$ D) y la molécula es polar.



La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de fósforo es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl₃ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₃E a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



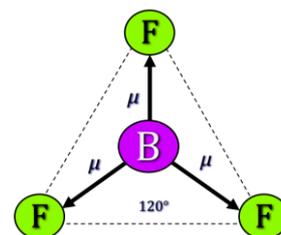
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,53$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es trigonal plana.

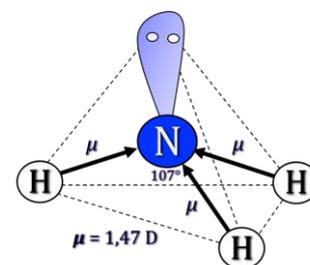
Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:

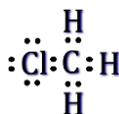


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

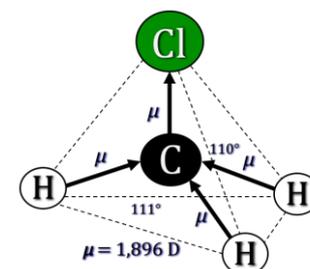


Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de clorometano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_3Cl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

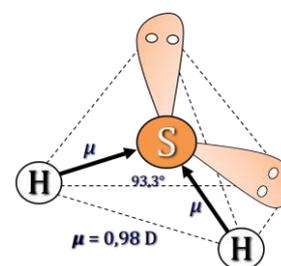


Como el cloro ($\chi = 3,16$) y el carbono ($\chi = 2,55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,896$ D) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,978$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la c.

4.90. ¿Cuál de las especies químicas: ClF_3 ; BF_3 ; ClO_3^- ; SF_4 ; GeCl_4 ; tiene todos sus ángulos de enlace de aproximadamente 120° ?

- a) SF_4
- b) GeCl_4
- c) BF_3
- d) BF_3 y SF_4
- e) ClF_3 y BF_3

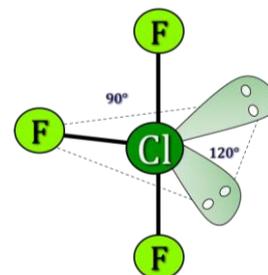
(O.Q.N. Vigo 2006)

La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de cloro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 5 con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de "forma de T" ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

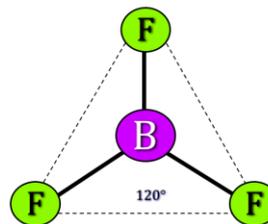
Los ángulos de enlace $\text{F}\text{---}\text{Cl}\text{---}\text{F}$ son aproximadamente de 90° y los del plano ecuatorial son menores de 120° debido a la fuerte repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de cloro.



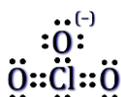
La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



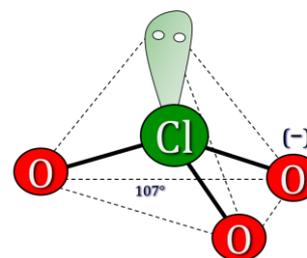
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 3 con una disposición y geometría triangular plana en la que todos los ángulos de enlace de 120° .



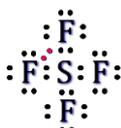
La estructura de Lewis del ion clorato es:



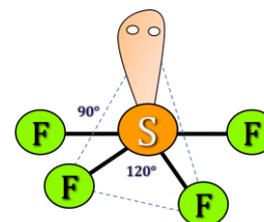
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClO_3^- es una especie que se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 4 con una disposición tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central, en la que todos los ángulos de enlace son menores de $109,5^\circ$ debido a la repulsión ejercida por el par de electrones solitarios situado sobre el átomo de cloro.



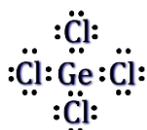
La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:



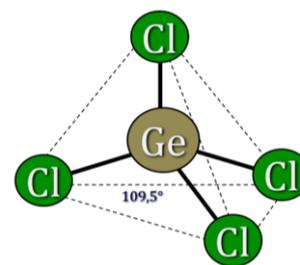
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_4E a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 5 con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de "balancín" ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central, en la que los ángulos de enlace son menores de 120° debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitario situado sobre el átomo de azufre.



- La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de germanio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el GeCl_4 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ con una disposición y geometría tetraédrica en la que todos los ángulos de enlace son de $109,5^\circ$.



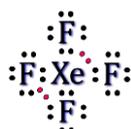
La respuesta correcta es la c.

4.91. ¿Cuál de las siguientes especies químicas tiene forma tetraédrica?

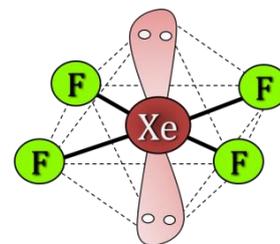
- | | |
|--------------------|---------------------|
| a) SiF_4 | f) PCl_4^+ |
| b) PCl_4 | g) SeF_4 |
| c) XeF_4 | |
| d) BF_4^- | |
| e) SF_4 | |

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Sevilla 2010) (O.Q.L. Jaén 2018)

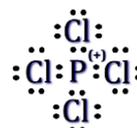
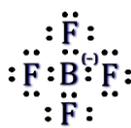
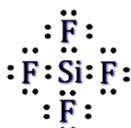
- La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de xenón es:



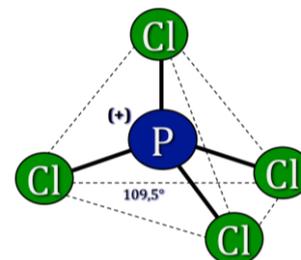
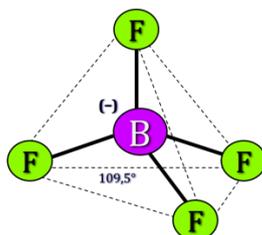
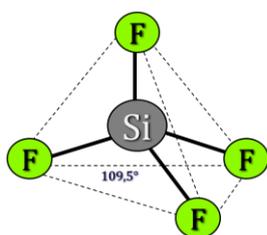
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a las que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ con una disposición octaédrica y geometría cuadrada plana ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.



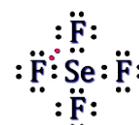
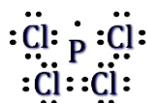
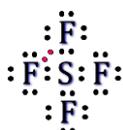
- Las estructuras de Lewis del tetrafluoruro de silicio, tetrafluoruroborano(1-) y tetraclorurofósforo(1+) son:



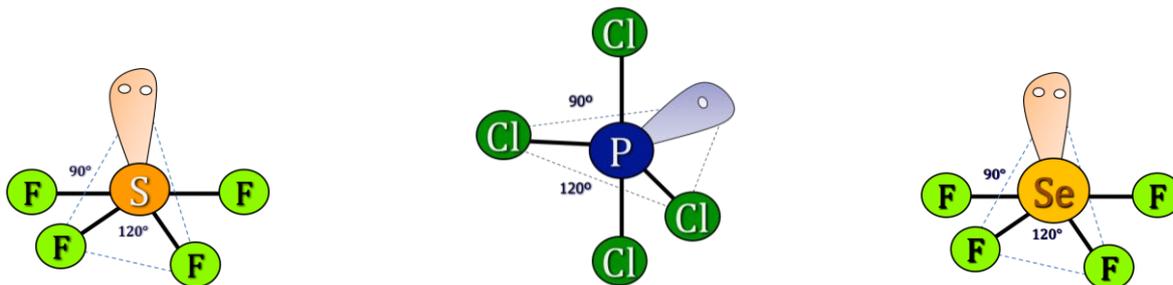
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SiF_4 , BF_4^- y PCl_4^+ son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que ambas tienen disposición y geometría **tetraédrica**.



- Las estructuras de Lewis del tetrafluoruro de azufre, tetracloruro de fósforo y tetrafluoruro de selenio son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SF_4 , PCl_4 y SeF_4 son especies que se ajustan a la fórmula AX_4E a las que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de "balancín" ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.



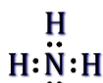
Las respuestas correctas son a, d y f.

4.92. ¿Cuál de las siguientes moléculas o iones presenta una geometría angular plana?

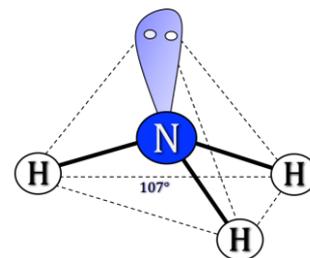
- a) NH_3
- b) NO_2^-
- c) $BeCl_2$
- d) CS_2

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Madrid 2012)

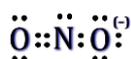
▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



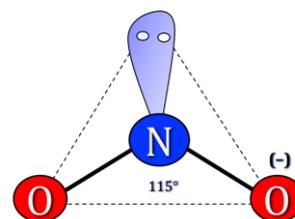
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



▪ La estructura de Lewis del ion nitrito es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



▪ Las estructuras de Lewis de las moléculas de dicloruro de berilio y disulfuro de carbono son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, $BeCl_2$ y CS_2 son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.



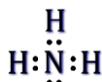
La respuesta correcta es la b.

4.93. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta mayor momento dipolar?

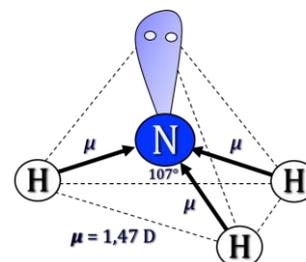
- a) NH_3
- b) Cl_2
- c) CH_4
- d) CO_2
- e) BeCl_2

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Murcia 2008)

- La estructura de Lewis de la molécula de **amoniaco** es:

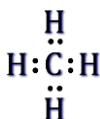


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

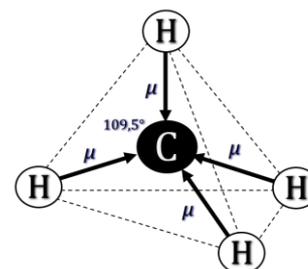


Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

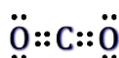


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



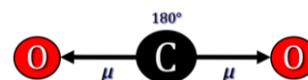
Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

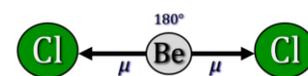


- La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de berilio es:

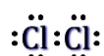


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



- La estructura de Lewis de la molécula de dicloro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos y como ambos son iguales no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la a.

4.94. La molécula de BF_3 es:

- Triangular y apolar
- Triangular y polar
- Piramidal y polar
- Piramidal y apolar
- Plana cuadrada

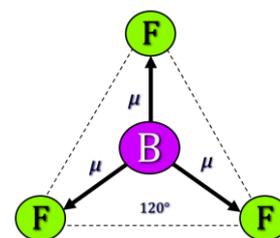
(O.Q.L. Sevilla 2006)

La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular**.

Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



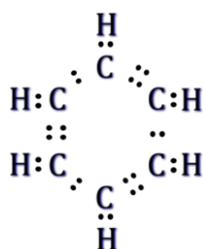
La respuesta correcta es la a.

4.95. Indique cuáles de las siguientes moléculas son polares: agua, tricloruro de boro, trifluoruro de fósforo, tetracloruro de carbono y benceno.

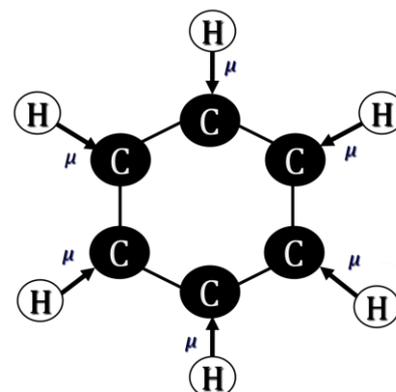
- Agua y benceno
- Agua y trifluoruro de fósforo
- Agua y tetracloruro de carbono
- Agua, trifluoruro de fósforo y tricloruro de boro

(O.Q.L. Baleares 2006) (O.Q.L. Madrid 2018)

- La estructura de Lewis de la molécula de benceno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_6H_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo de carbono (central) se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es trigonal y su geometría plana.

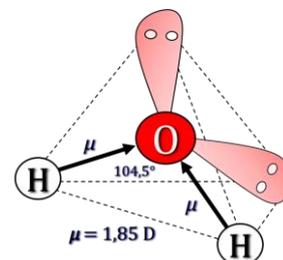


Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de **agua** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

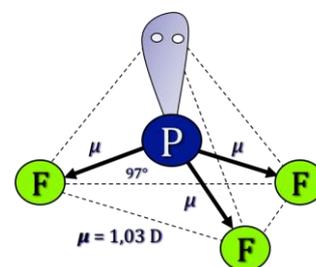


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de fósforo** es:

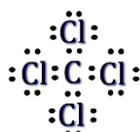


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

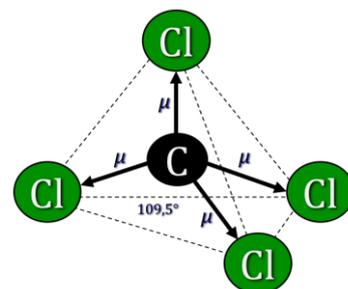


Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,03 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de **tetracloruro de carbono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **b**.

4.96. De las siguientes moléculas F_2 , CS_2 , C_2H_4 (etileno), C_2H_2 (acetileno), H_2O , C_6H_6 (benceno) y NH_3 : indique las tienen todos sus enlaces sencillos o simples.

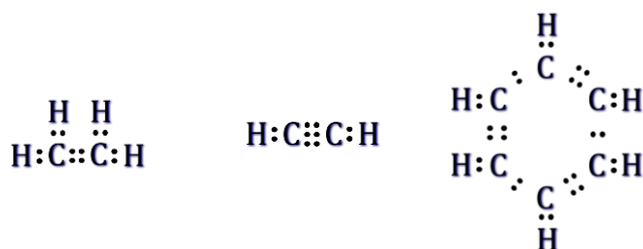
- F_2 , C_2H_4 , H_2O
- F_2 , C_6H_6 , H_2O
- F_2 , CS_2 , NH_3 , H_2O
- F_2 , NH_3 , H_2O

(O.Q.L. Baleares 2006)

▪ Las estructuras de Lewis de las moléculas inorgánicas propuestas son:



- Las estructuras de Lewis de las moléculas orgánicas propuestas son:



Como se puede observar, las únicas sustancias que tienen **todos sus enlaces simples** son F_2 , NH_3 y H_2O .

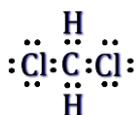
La respuesta correcta es la **d**.

4.97. ¿Cuáles de las siguientes moléculas es no polar?

- CH_2Cl_2
- Cl_3CCH_3
- NH_3
- PCl_5
- Ninguna

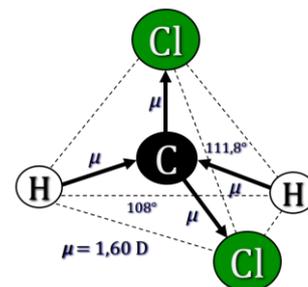
(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.L. Madrid 2011)

- La estructura de Lewis de la molécula de diclorometano es:

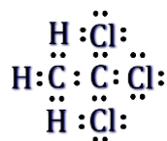


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_2Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,60 \text{ D}$) y la molécula es polar.

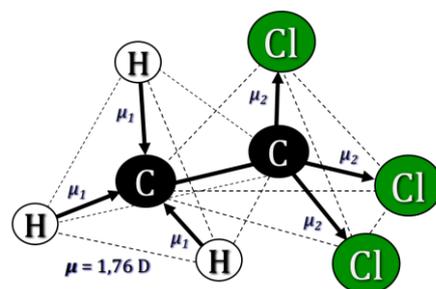


- La estructura de Lewis de la molécula de 1,1,1-tricloroetano es:

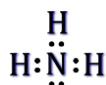


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV Cl_3CCH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y su geometría es tetraédrica.

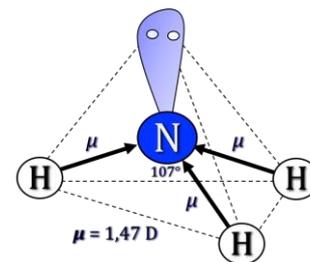
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,76 \text{ D}$) y la molécula es polar.



- La estructura de Lewis de la molécula de NH_3 es:

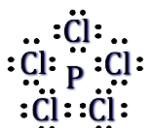


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres átomos unidos al átomo central.

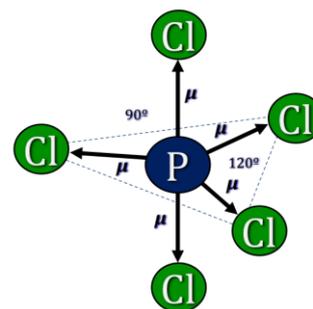


Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de PCl_5 es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide trigonal.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

La respuesta correcta es la c.

4.98. La hibridación del carbono en el eteno ($\text{CH}_2=\text{CH}_2$) es:

- sp^2
- sp^3
- sp
- s^2p^2

(O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. La Rioja 2010)

La estructura de Lewis de la molécula de eteno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular. Una sustancia que presenta esta disposición el átomo central, tiene 3 orbitales híbridos sp^2 .

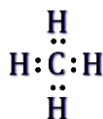
La respuesta correcta es la a.

4.99. ¿Qué orbitales atómicos emplea el carbono para dar CH_4 ?

- Orbitales p
- Orbitales híbridos sp^2
- Orbitales d
- Orbitales híbridos sp^3

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un **número estérico** $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica**. Una sustancia que presenta esta disposición el átomo central, tiene **4 orbitales híbridos sp^3** .

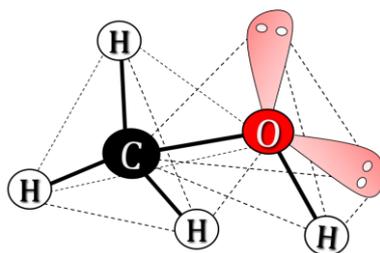
La respuesta correcta es la **d**.

4.100. El átomo de oxígeno en los alcoholes y en los éteres:

- Utiliza orbitales atómicos s y p_x para unirse a los átomos a los que se enlaza.
- Utiliza orbitales atómicos p_x y p_y para unirse a los átomos a los que se enlaza.
- Utiliza orbitales híbridos sp para unirse a los átomos a los que se enlaza en forma lineal.
- Utiliza orbitales híbridos sp^3 para unirse a los átomos a los que se enlaza en forma angular.
- Utiliza orbitales atómicos s , p_x y p_y para unirse a los átomos a los que se enlaza.

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Galicia 2017)

En los alcoholes y éteres, de acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el **átomo de oxígeno** tiene una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios a su alrededor que se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un **número estérico** $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es **tetraédrica**. El átomo de oxígeno que presenta esta disposición tiene **4 orbitales híbridos sp^3** , dos de ellos los utiliza para unirse a a átomos de carbono e hidrógeno y los dos restantes para albergar un par de electrones solitarios.



La imagen muestra la molécula de metanol, el alcohol más sencillo que existe.

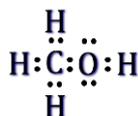
La respuesta correcta es la **d**.

4.101. De las siguientes moléculas: BCl_3 , CH_3OH , SF_2 y ClF_3 , ¿cuántas son polares?

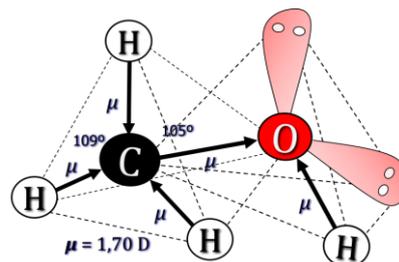
- 0
- 1
- 2
- 3
- 4

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Galicia 2014)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de **metanol** es:

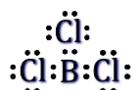


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_3OH es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo de carbono (central) se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



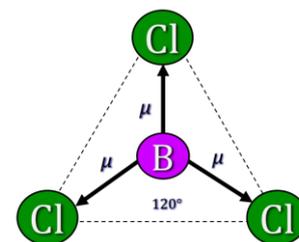
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y este más que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) todos los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es no es nula ($\mu = 1,70$ D) y la molécula es **polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:

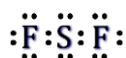


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 3 por lo que su disposición y geometría es triangular.

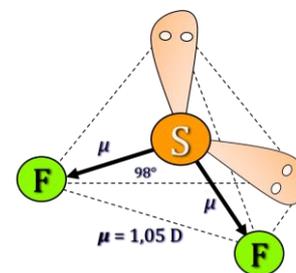
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



- La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



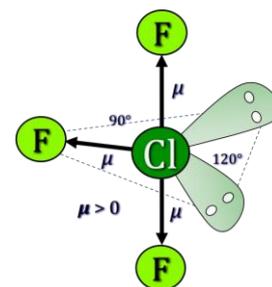
Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,05$ D) y la molécula es **polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de cloro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 5 por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría es de "forma de T" debido a los pares de electrones solitarios que hay sobre el átomo de cloro.

Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el cloro ($\chi = 3,16$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu \neq 0$) y la molécula es **polar**.



La respuesta correcta es la **d**.

(En Galicia 2014 se cambia la molécula de BCl_3 por otra del mismo tipo, BF_3).

4.102. De los siguientes compuestos cuál presenta momento dipolar permanente:

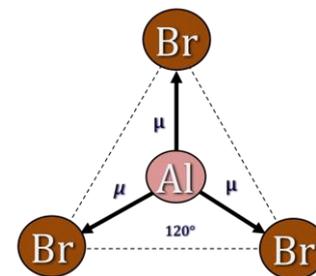
- AlBr_3
- CCl_4
- MgH_2
- H_2O
- SO_2

- La estructura de Lewis de la molécula de tribromuro aluminio es:

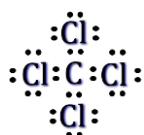


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AlBr_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 3 por lo que su disposición y geometría es triangular.

Como el bromo ($\chi = 2,96$) es más electronegativo que el aluminio ($\chi = 1,61$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

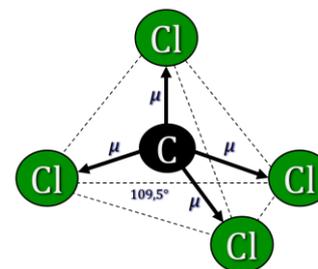


- La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 4 por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

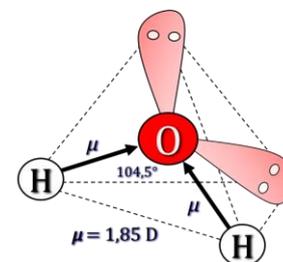


- La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es polar.

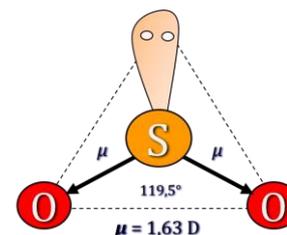


- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 3 por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 \text{ D}$) y la molécula es polar.



- La estructura de Lewis de la molécula de dihidruro de magnesio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el MgH_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.



Como el hidrógeno ($\chi = 2,20$) es más electronegativo que el magnesio ($\chi = 1,31$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

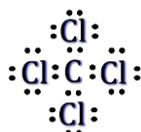
Las respuestas correctas son **d** y **e**.

4.103. Seleccione la relación que exprese correctamente el orden creciente de los ángulos de enlace sobre el carbono para las especies químicas CO_2 , H_2CO_3 y CCl_4 :

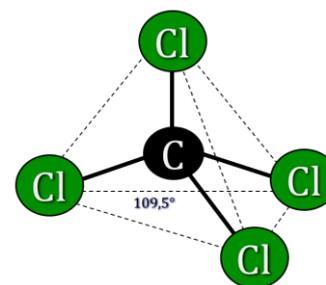
- CCl_4 , H_2CO_3 , CO_2
- CO_2 , CCl_4 , H_2CO_3
- CO_2 , H_2CO_3 , CCl_4
- H_2CO_3 , CCl_4 , CO_2

(O.Q.L. Murcia 2007)

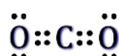
- La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



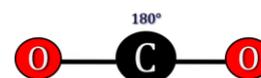
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría molecular es tetraédrica en la que los ángulos de enlace son de $109,5^\circ$.



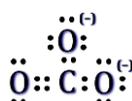
- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



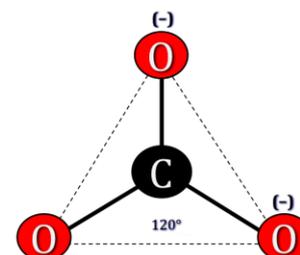
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría molecular es lineal en la que los ángulos de enlace son de 180° .



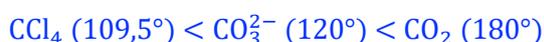
- Considerando el ion CO_3^{2-} en lugar de la molécula de H_2CO_3 la estructura de Lewis es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_3^{2-} es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es trigonal en la que los ángulos de enlace son de 120° .

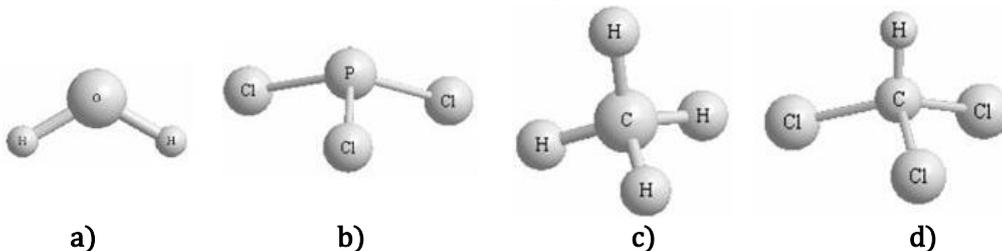


El orden creciente de ángulos de enlace sobre el carbono es:



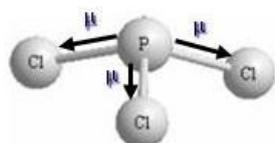
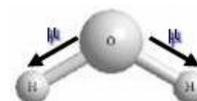
La respuesta correcta es la **a**.

4.104. ¿Cuál de las siguientes formas moleculares no es polar?



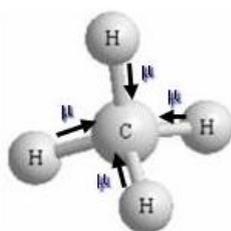
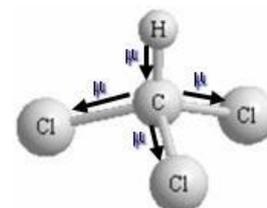
(O.Q.L. Murcia 2007)

a) Falso. Según se observa en la figura, el H_2O tiene geometría angular. Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es polar.



b) Falso. Según se observa en la figura, el PCl_3 tiene geometría piramidal. Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,56 \text{ D}$) y la molécula es polar.

c) **Verdadero.** Según se observa en la figura, el CH_4 tiene geometría tetraédrica. Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



d) Falso. Según se observa en la figura, el CHCl_3 tiene geometría de tetraedro irregular. Como el cloro ($\chi = 3,16$) y el carbono ($\chi = 2,55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,04 \text{ D}$) y la molécula es polar.

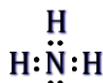
La respuesta correcta es la c.

4.105. ¿Cuántos enlaces covalentes dativos hay en una molécula de NH_3 ?

- a) Tres
b) Dos
c) Ninguno
d) Uno

(O.Q.L. La Rioja 2007)

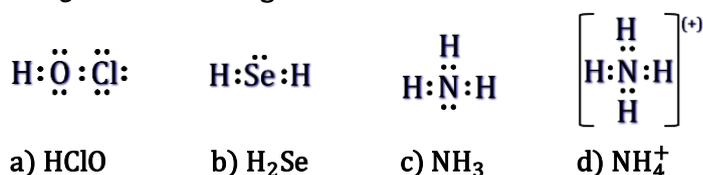
La estructura de Lewis de la molécula de **amoníaco** es:



Todos los enlaces de esta molécula son enlaces covalentes convencionales. No obstante, la sustancia tiene un par de electrones solitarios sobre el átomo de nitrógeno por lo que se comporta como base de Lewis y sí que **podrá formar un enlace covalente dativo** convirtiéndose en el ion amonio, NH_4^+ .

La respuesta correcta es la c.

4.106. ¿Cuáles de las siguientes estructuras de Lewis son incorrectas?



(O.Q.L. La Rioja 2007)

Como se puede observar, en la estructura de Lewis de la molécula del H_2Se falta un par de electrones solitarios sobre el átomo central, por lo tanto, es **incorrecta**.

Las estructuras de Lewis del resto de las especies propuestas son correctas ya que la disposición de los átomos es correcta y todos los electrones están bien colocados.

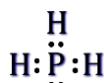
La respuesta correcta es la **b**.

4.107. ¿Cuál de las siguientes moléculas es plana?

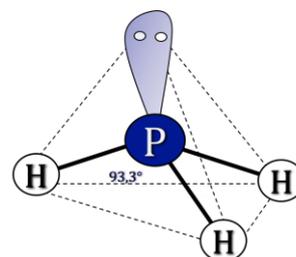
- a) PH_3
- b) PF_5
- c) SF_4
- d) XeF_4

(O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Galicia 2013)

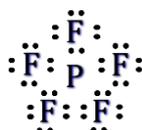
▪ La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:



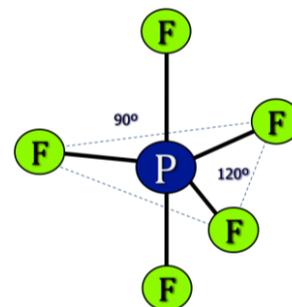
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



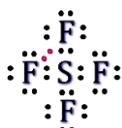
▪ La estructura de Lewis de la molécula de pentafluoruro de fósforo es:



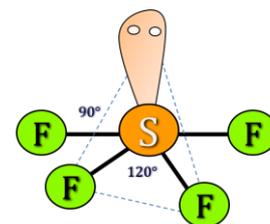
a) Falso. De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PF_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es bipirámide trigonal.



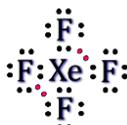
▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:



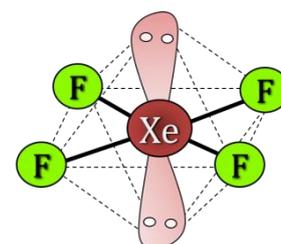
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_4E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de "balancín" ya que existe un par de electrones solitarios sobre el átomo de azufre.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de xenón es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es octaédrica y su geometría **cuadrada plana** ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.



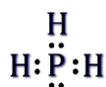
La respuesta correcta es la **d**.

4.108. ¿Cuál de las siguientes especies tiene la misma forma geométrica que el fosfano, PH_3 ?

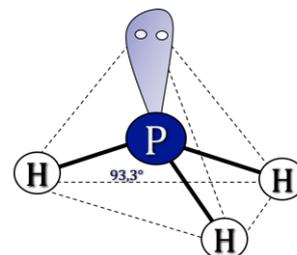
- a) SO_3
- b) NO_3^-
- c) NH_3
- d) BF_3

(O.Q.L. Madrid 2007)

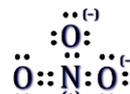
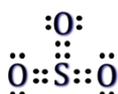
La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:



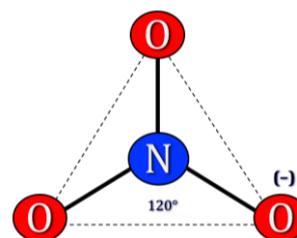
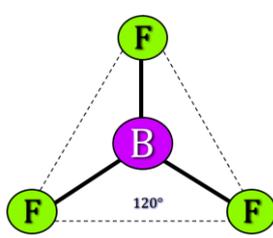
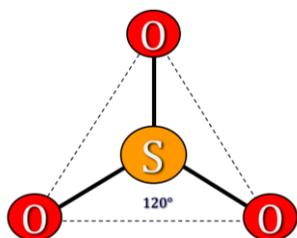
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **piramidal** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



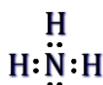
Las estructuras de Lewis de las especies de trióxido de azufre, trifluoruro de boro e ion nitrato son:



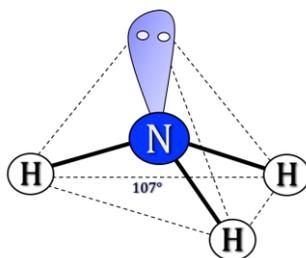
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_3 , NO_3^- y BF_3 son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajustan a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ con una disposición y geometría trigonal plana.



La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **piramidal** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



La respuesta correcta es la **c**.

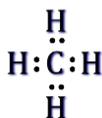
4.109. ¿Cuáles de las siguientes moléculas tienen carácter polar?

1. CH₄ 2. CH₃Cl 3. NH₃ 4. HCN 5. CO₂

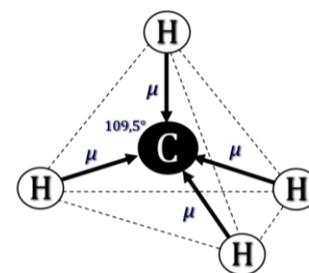
- a) 2, 3, 4 y 5
b) 1, 2 y 3
c) 2, 3 y 4
d) 1, 2, 4 y 5
e) 2, 3 y 5

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2015) (O.Q.L. Galicia 2015)
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

1. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

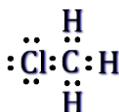


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH₄ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₄ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

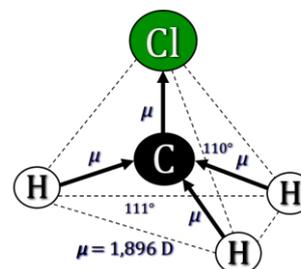


Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

2. La estructura de Lewis de la molécula de **clorometano** es:

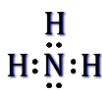


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH₃Cl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₄ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

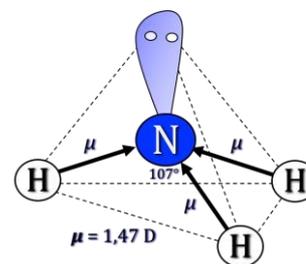


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,896$ D) y la molécula es **polar**.

3. La estructura de Lewis de la molécula de **amoniaco** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH₃ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₃E a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres átomos unidos al átomo central.



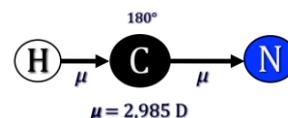
Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47$ D) y la molécula es **polar**.

4. La estructura de Lewis de la molécula de **cianuro de hidrógeno** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y su geometría es lineal.

Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 2,98$ D) y la molécula es polar.

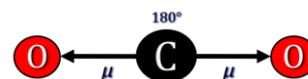


5. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



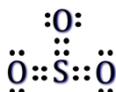
La respuesta correcta es la c.

4.110. El ángulo de enlace O-X-O en las especies SO_3 , SO_4^{2-} , SO_3^{2-} y CO_2 varía según:

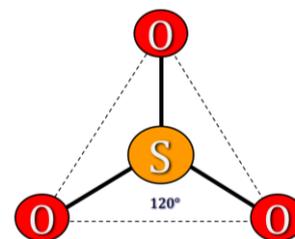
- $\text{CO}_2 = \text{SO}_3 > \text{SO}_4^{2-} > \text{SO}_3^{2-}$
- $\text{CO}_2 > \text{SO}_3 > \text{SO}_4^{2-} > \text{SO}_3^{2-}$
- $\text{CO}_2 > \text{SO}_3 = \text{SO}_4^{2-} > \text{SO}_3^{2-}$
- $\text{CO}_2 > \text{SO}_4^{2-} > \text{SO}_3 > \text{SO}_3^{2-}$
- $\text{CO}_2 > \text{SO}_3 > \text{SO}_4^{2-} = \text{SO}_3^{2-}$

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Galicia 2014) (O.Q.L. Madrid 2017)

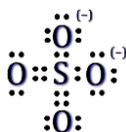
La estructura de Lewis, considerando capa de valencia expandida, de la molécula de trióxido de azufre es:



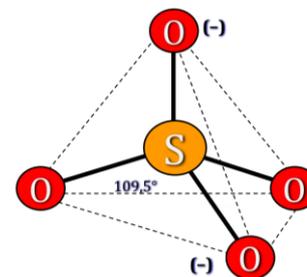
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular plana en la que los ángulos de enlace son de 120° .



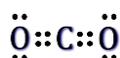
La estructura de Lewis del ion sulfato es:



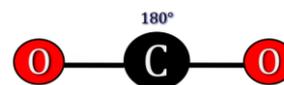
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_4^{2-} es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica en la que los ángulos de enlace son de $109,5^\circ$.



La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



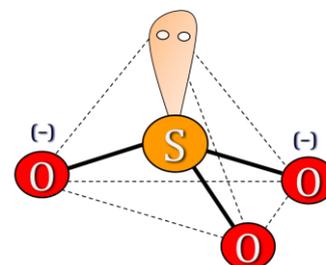
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal en la que los ángulos de enlace son de 180° .



La estructura de Lewis del ion **sulfito** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_3^{2-} es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Los ángulos de enlace son algo **menores de $109,5^\circ$** debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre el átomo de azufre.

El orden decreciente de ángulos de enlace es:



La respuesta correcta es la **b**.

4.111. La geometría de las especies SnCl_2 , NH_3 , CH_4 , ICl_4^- , NO_3^- es:

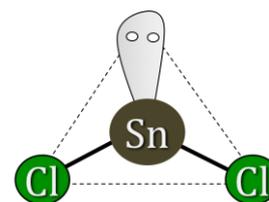
- Angular, piramidal, piramidal, tetraédrica, triangular
- Lineal, piramidal, tetraédrica, cuadrado plana, piramidal
- Angular, piramidal, tetraédrica, cuadrado plana, triangular
- Angular, triangular, tetraédrica, tetraédrica, triangular
- Angular, piramidal, tetraédrica, tetraédrica, piramidal

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

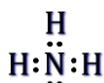
La estructura de Lewis de la molécula de **dicloruro de estaño** es:



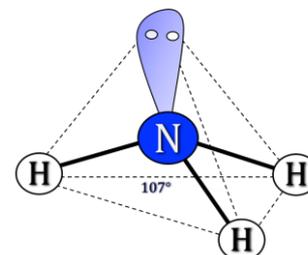
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SnCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y geometría **angular** ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central.



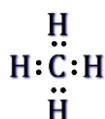
La estructura de Lewis de la molécula de **amoniaco** es:



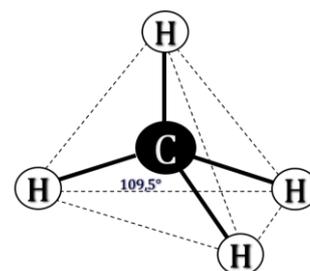
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **piramidal** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



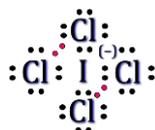
- La estructura de Lewis de la molécula de **metano** es:



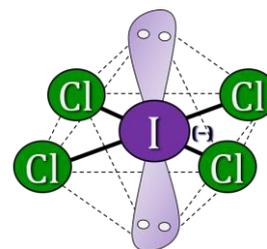
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica**.



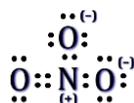
- La estructura de Lewis del ion **tetracloruroborano(1-)** es:



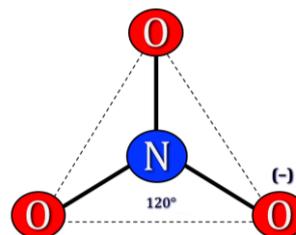
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ICl_4^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es octaédrica y geometría **cuadrado plana** ya que solo hay cuatro átomos unidos al átomo central.



- La estructura de Lewis del ion **nitrato** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular**.



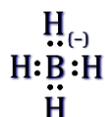
La respuesta correcta es la c.

4.112. En el ion $[\text{BH}_4]^-$ todas las distancias de enlace B–H son iguales, así como también lo son todos los ángulos H–B–H. Por tanto, se puede esperar que:

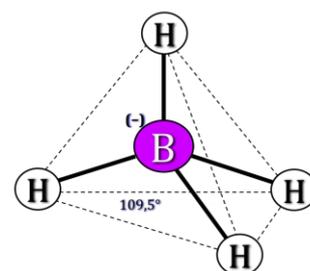
- La molécula sea cuadrada con el átomo de boro situado en el centro.
- La molécula sea tetraédrica con el átomo de boro situado en el centro.
- La molécula adopte la forma de una pirámide de base cuadrada.
- El boro tenga una hibridación sp^2 .
- Esta molécula cargada negativamente tenga un momento dipolar diferente de cero.

(O.Q.N. Castellón 2008)

La estructura de Lewis del ion **tetrahidruoborano(1-)** es:



Si todas las distancias de enlace son iguales y los ángulos de enlace también lo son, de acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ion $[\text{BH}_4]^-$ se ajusta al tipo AX_4 con una geometría **tetraédrica** en la que el átomo de boro ocupa el centro del tetraedro y presenta hibridación sp^3 , los átomos de hidrógeno en los vértices y, con ángulos de enlace de $109,5^\circ$.



Al tener los dos elementos diferente electronegatividad, los cuatro enlaces son polares por lo que existen cuatro dipolos dirigidos hacia el elemento más electronegativo, el hidrógeno. Como los cuatro vectores

momento dipolar son iguales y los ángulos de enlace también lo son la resultante de los mismos es nula y el ion es no polar.

La respuesta correcta es la **b**.

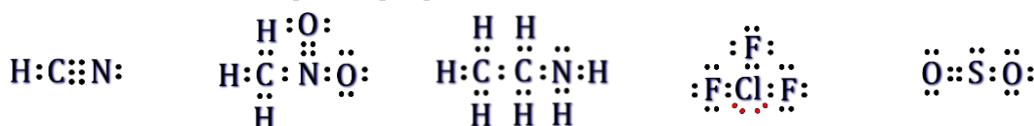
4.113. ¿Cuál o cuáles de las siguientes especies contienen algún enlace triple?

1. HCN 2. CH₃NO₂ 3. CH₃CH₂NH₂ 4. ClF₃ 5. SO₂

- a) 1
b) 5
c) 2 y 4
d) 1 y 2
e) 3 y 5

(O.Q.N. Castellón 2008)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



Como se puede observar, la única especie que posee un enlace triple es HCN.

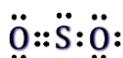
La respuesta correcta es la **a**.

4.114. De las siguientes moléculas señale aquella que tiene geometría triangular:

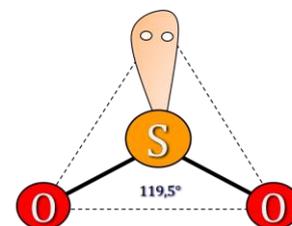
- a) SO₂
b) BF₃
c) NH₃
d) CO₂

(O.Q.L. Murcia 2008)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



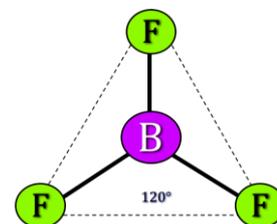
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO₂ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂E a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



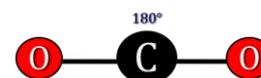
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF₃ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₃ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición y geometría es triangular.



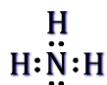
La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



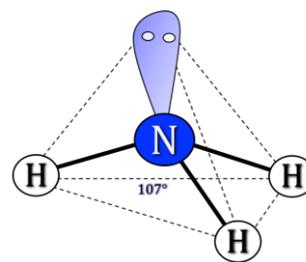
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO₂ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y geometría es lineal.



- La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:

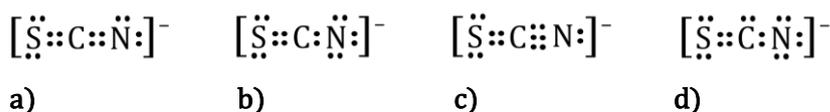


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



La respuesta correcta es la **b**.

- 4.115. ¿Cuál de las siguientes estructuras de Lewis es la más adecuada para el ion tiocianato, SCN^- ?



(O.Q.L. Murcia 2008) (O.Q.L. La Rioja 2015) (O.Q.N. Salamanca 2018)

a-c) Falso. Las estructuras de Lewis son incorrectas ya que en ellas el átomo de carbono no cumple la regla del octeto, se encuentra rodeado de 6 y 10 electrones, respectivamente.

La carga formal de un átomo en una estructura es igual a:

$$\text{carga formal} = \text{carga del "core"} (\# e^- \text{ de valencia}) - \# e^- \text{ solitarios} - \frac{1}{2} \# e^- \text{ compartidos}$$

Las cargas formales en las dos estructuras restantes son:

Átomo	estructura b	estructura d
S	carga = $6 - 4 - 2 = 0$	carga = $6 - 4 - 2 = 0$
C	carga = $4 - 0 - 0 = 0$	carga = $4 - 2 - 3 = -1$
N	carga = $5 - 4 - 2 = -1$	carga = $5 - 6 - 1 = -2$

b) **Verdadero**. Se trata de la estructura de Lewis con menos cargas formales.

d) Falso. Tiene más cargas formales que las que muestra la imagen.

La respuesta correcta es la **b**.

- 4.116. De las siguientes moléculas covalentes, ¿cuáles son polares?

1. BeCl_2 2. PH_3 3. CO_2 4. CHCl_3 5. AlCl_3 6. BF_3

a) 1, 2 y 3

b) 1, 4, 5 y 6

c) 2 y 4

d) 2, 3 y 4

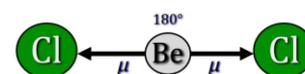
(O.Q.L. Madrid 2008)

1. La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de berilio es:

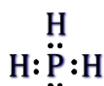


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

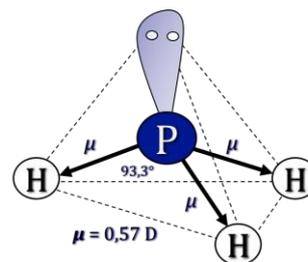
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



2. La estructura de Lewis de la molécula de **fosfano** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

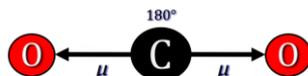


Como el fósforo ($\chi = 2,19$) es ligeramente menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,574 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

3. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

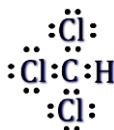


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

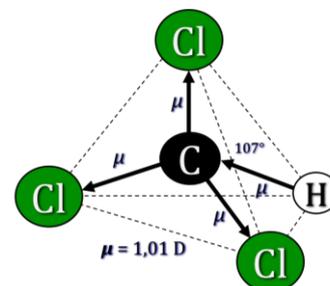


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

4. La estructura de Lewis de la molécula de **triclorometano o cloroformo** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CHCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



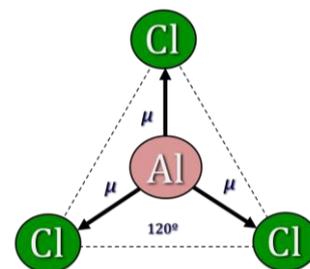
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,978 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

5. La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de aluminio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AlCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.

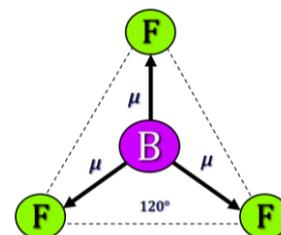
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el aluminio ($\chi = 1,61$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



6. La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.



Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

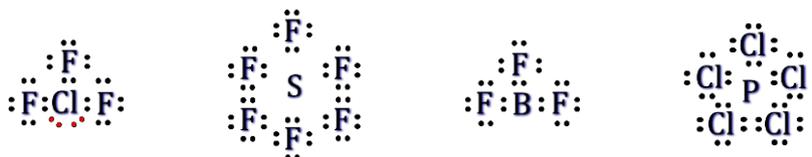
La respuesta correcta es la c.

4.117. ¿En qué especie el átomo central tiene uno o más pares de electrones solitarios?

- ClF_3
- SF_6
- BF_3
- PCl_5

(O.Q.L. Madrid 2008)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de las cuatro especies propuestas son:



Como se observa, la única especie en la que el átomo central tiene pares de electrones solitarios es ClF_3 .

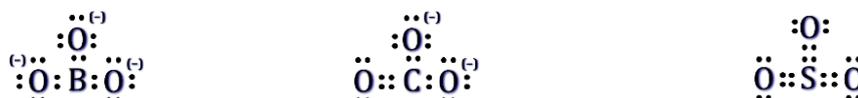
La respuesta correcta es la a.

4.118. Los aniones borato, carbonato y la molécula de trióxido de azufre tienen:

- Mismo número de átomos, igual carga y tres enlaces sencillos elemento-oxígeno.
- Estructura plana, mismo número de electrones, diferente orden de enlace elemento-oxígeno.
- Estructura plana, mismo número de átomos, diferente número de electrones.
- Diferente estructura, igual número de átomos, igual número de electrones.

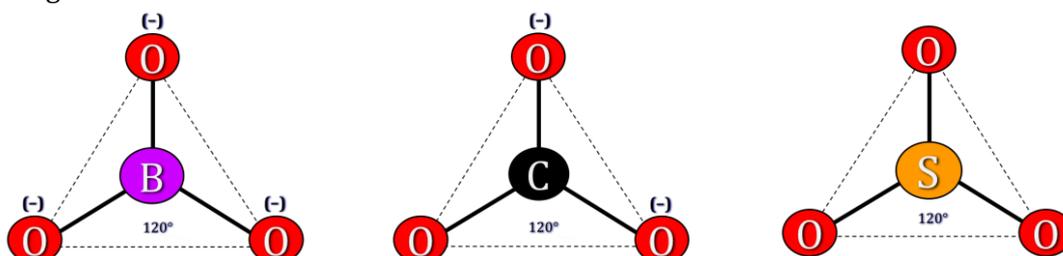
(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Las estructuras de Lewis de los iones borato, carbonato y de la molécula de trióxido de azufre son:



Las tres especies poseen 4 átomos y 24 electrones en su capa de valencia.

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, BO_3^{3-} , CO_3^{2-} y SO_3 son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular plana en la que los ángulos de enlace son de 120° .



Las tres especies tienen **diferente orden de enlace** X–O:

- orden 1 (todos los enlaces sencillos) en el BO_3^{3-}
- orden $1\frac{1}{3}$ (dos enlaces sencillos y uno doble) en el CO_3^{2-}
- orden 2 (una de las estructuras resonantes con todos los enlaces dobles) en el SO_3

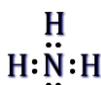
La respuesta correcta es la **b**.

4.119. Habida cuenta de las características del enlace en el amoníaco, puede deducirse que este compuesto presenta las siguientes propiedades:

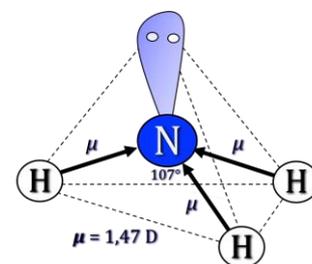
- a) La molécula es polar, es base de Lewis y tiene alta constante dieléctrica.
- b) La molécula es apolar, es base de Lewis y forma enlaces de hidrógeno.
- c) La molécula es plana, forma enlaces de hidrógeno y es ácido de Lewis.
- d) Es un compuesto iónico, se disocia en medio acuoso y es base fuerte.

(O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2009)

- La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



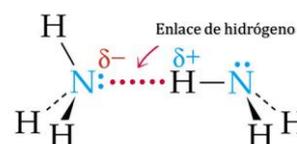
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **piramidal** ya que solo hay tres átomos unidos al átomo central.



Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

- Es una **base de Lewis**, ya que el nitrógeno tiene un par de electrones solitario que puede ceder para compartir con un ácido.

- Tiene **enlace intermolecular de hidrógeno**, un enlace que se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



- La existencia de este tipo de enlace es responsable de que sea un disolvente polar y tenga una **constante dieléctrica elevada** ($\epsilon = 22$) aunque no tan grande como la del agua ($\epsilon = 80$).

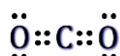
La respuesta correcta es la **a**.

4.120. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

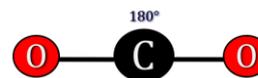
- a) La molécula de dióxido de carbono es lineal.
- b) La molécula de amoníaco es piramidal.
- c) La molécula de metano es tetraédrica.
- d) La molécula de dióxido de azufre es lineal.

(O.Q.L. La Rioja 2008)

- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

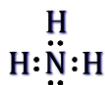


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo

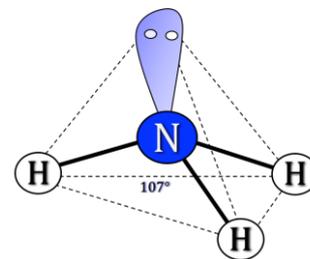


central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

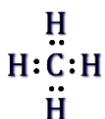
- La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



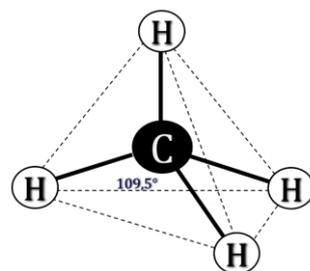
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



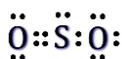
- La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



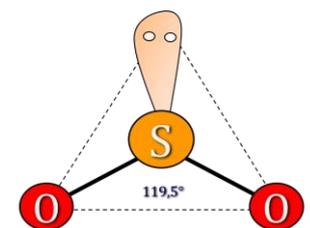
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:

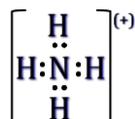
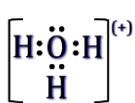
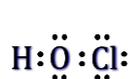


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



La respuesta correcta es la d.

4.121. ¿Cuáles de las siguientes estructuras de Lewis son incorrectas?



a) HClO

b) H_2S

c) H_3O^+

d) NH_4^+

(O.Q.L. La Rioja 2008)

a-c-d) Correcto. Las estructuras de Lewis de las especies HClO , H_3O^+ y NH_4^+ son correctas ya que tienen todos los electrones y los átomos están bien colocados.

b) **Incorrecto.** Como se puede observar, la estructura de Lewis de la molécula H_2S está mal escrita ya que falta un par de electrones solitarios sobre el átomo de azufre.

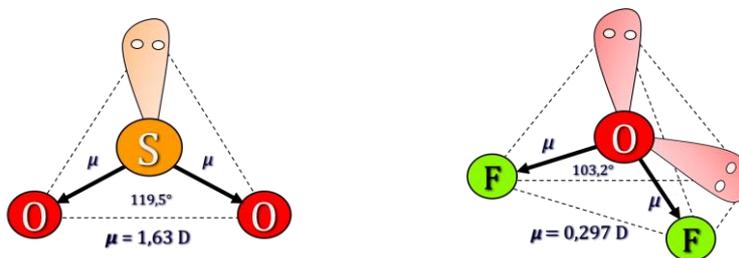
La respuesta correcta es la b.

4.122. Considerando moléculas triatómicas del tipo AB_2 se puede asegurar:

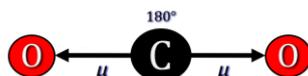
- Si la molécula es angular no tendrá momento dipolar.
- Que si la molécula es lineal no tendrá momento dipolar.
- Que siempre serán polares.
- Que no tienen en ningún caso momento dipolar.

(O.Q.L. Baleares 2008)

a) Falso. Una molécula AB_2 con uno o dos pares de electrones solitarios sobre A tiene geometría angular debido a la repulsión que ejercen los pares solitarios sobre los otros dos pares de electrones de enlace A–B. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula y la molécula es polar.



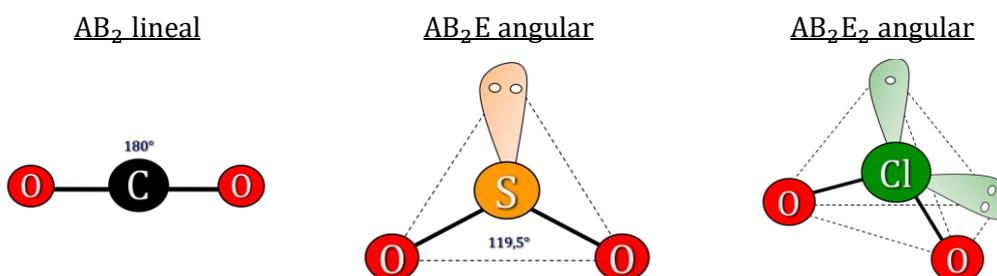
b) **Verdadero**. Una molécula AB_2 sin pares de electrones solitarios sobre A tiene geometría **lineal**. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



c) Falso. AB_2 indica únicamente la relación estequiométrica existente entre los elementos A y B. Según el modelo RPECV una molécula con esa estequiometría puede tener o no pares solitarios sobre el átomo central y ser del tipo:

- AB_2 a la que corresponde una geometría lineal (por ejemplo, CO_2)
- AB_2E a la que corresponde una geometría angular (por ejemplo, SO_2)
- AB_2E_2 a la que corresponde una geometría angular (por ejemplo, ClO_2)

donde E indica el número de pares de electrones solitarios sobre el átomo A.



d) Falso. Tal como se ha explicado en los apartados a) y c).

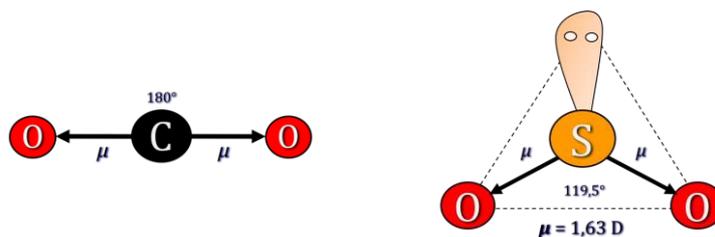
La respuesta correcta es la **b**.

4.123. Al comparar dos moléculas muy semejantes CO_2 y SO_2 , se observa que en la primera el momento dipolar es nulo, mientras que en la segunda no lo es. ¿Cuál de las siguientes respuestas justifica esta diferencia?

- a) Porque el átomo de carbono presenta hibridación sp , mientras que el azufre sp^2 .
- b) Porque el carbono y el oxígeno tienen electronegatividades muy similares, mientras que en el caso del azufre y el oxígeno son muy diferentes.
- c) Porque el carbono pertenece al segundo periodo de la tabla periódica y el azufre, al tercer periodo.
- d) Porque el átomo de carbono presenta hibridación sp^2 , mientras que el azufre sp .

(O.Q.L. Canarias 2008)

a) **Verdadero**. El átomo de **carbono presenta una hibridación sp** que al ser lineal determina que aunque los enlaces $C=O$ son polares, los dipolos $O \leftarrow C \rightarrow O$ se anulen y den un momento dipolar nulo ($\mu = 0$). Sin embargo, el átomo de **azufre presenta hibridación sp^2** que al ser triangular plana determina que los enlaces $S \rightarrow O$, que son polares, formen un ángulo de unos 120° y el momento dipolar resultante no es nulo ($\mu = 1,63 D$).



b) Falso. Las electronegatividades del C ($\chi = 2,55$) y del S ($\chi = 2,58$) son similares y muy diferentes de la del O ($\chi = 3,44$).

c) Falso. La polaridad de la molécula no depende del periodo al cual pertenecen los elementos.

d) Falso. Por lo indicado en el apartado b).

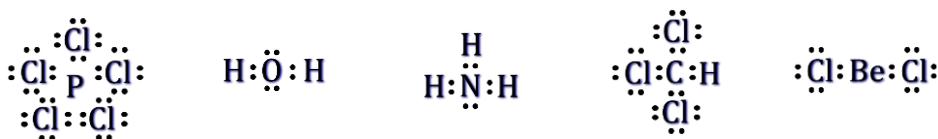
La respuesta correcta es la c.

4.124. ¿En cuál de las siguientes especies químicas el átomo central tiene solamente un par de electrones no enlazantes?

- a) PCl_5
- b) H_2O
- c) NH_3
- d) CHCl_3
- e) BeCl_2

(O.Q.L. Ávila 2009)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



a-d-e) Falso. PCl_5 , CHCl_3 y BeCl_2 son moléculas que no poseen pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

b) Falso. El H_2O es una molécula que posee dos pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

c) **Verdadero**. El NH_3 es una molécula que posee un único par de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

La respuesta correcta es la c.

4.125. ¿Cuáles de las siguientes moléculas son polares?

1. CO_2 2. BF_3 3. PH_3 4. CCl_4 5. PCl_5

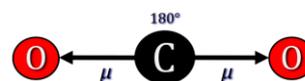
- a) Solo 3
- b) 1 y 2
- c) 3 y 4
- d) 3, 4 y 5
- e) 3 y 5

(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Cantabria 2013)

1. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

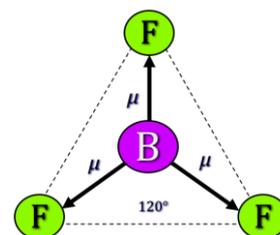


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

2. La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

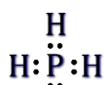


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.

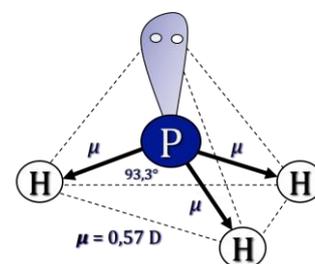


Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

3. La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:

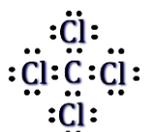


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

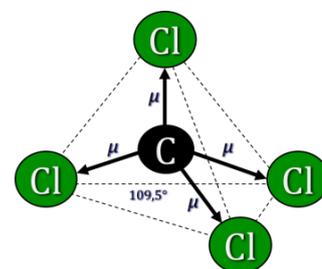


Como el fósforo ($\chi = 2,19$) es ligeramente menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,574 \text{ D}$) y la molécula es polar.

4. La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:

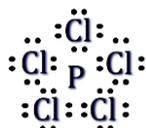


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

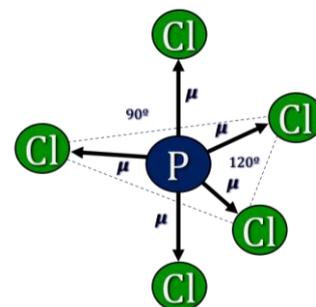


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

5. La estructura de Lewis de la molécula de pentacloruro de fósforo es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es bipirámide triangular.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a las propuestas en Madrid 2008 y Castellón 2008).

4.126. ¿En cuál de las siguientes moléculas no existen enlaces múltiples?

- a) CS₂
- b) H₂S
- c) HCN
- d) C₂H₄

(O.Q.L. Murcia 2009)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



La única molécula que tiene todos sus enlaces simples es H₂S.

La respuesta correcta es la **b**.

4.127. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de átomos pueden formar una molécula polar?

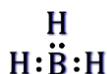
- a) H y H
- b) H y Br
- c) H y B
- d) Na y Br

(O.Q.L. Murcia 2009)

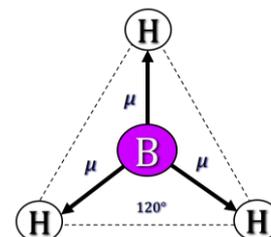
a) Falso. La combinación H y H se descarta, ya que al ser dos los átomos iguales es imposible que se cree un dipolo.

b) **Verdadero**. La combinación de H y Br forma la molécula de HBr en la que el átomo de Br es más electronegativo que el de H. Por este motivo, se crea un único dipolo que hace que la molécula sea polar.

c) Falso. La combinación de H y B forma la molécula de borano cuya estructura de Lewis es:



De acuerdo con el modelo RPECV el BH₃ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₃ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición y geometría es triangular plana.



Como el hidrógeno ($\chi = 2,20$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

d) Falso. La combinación de Na y Br forma el compuesto NaBr. Como Br (no metal con tendencia a ganar un electrón) es bastante más electronegativo que Na (metal con tendencia a ceder un electrón) se forman iones que dan lugar a una red cristalina sólida a temperatura ambiente.

La respuesta correcta es la **b**.

4.128. Un compuesto tipo AX₃ no tiene momento dipolar, mientras que otro tipo EX₃ sí que lo tiene, en ambos casos X es un halógeno. Con estos datos indique cuál de las siguientes respuestas es correcta:

- a) El compuesto AX₃ tiene un doble enlace.
- b) La molécula AX₃ no debe tener una forma plana con ángulos de enlace de 120°.
- c) El átomo E del compuesto EX₃ debe tener electrones sin compartir.
- d) El átomo A es más electronegativo que el átomo E.

(O.Q.L. Madrid 2009)

a-b) Falso. Si el compuesto AX_3 no tiene momento dipolar es que se trata de una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por tanto:

- su disposición y geometría es triangular plana
- con enlaces sencillos y con ángulos de enlace de 120°
- sin pares de electrones solitarios sobre el átomo A.

De acuerdo con esto, A tiene tres electrones de valencia por lo que este elemento debe pertenecer al grupo 13 de la tabla periódica.

c) **Verdadero**. Si el compuesto EX_3 sí tiene momento dipolar es que se trata de una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula:

- $AX_3E \rightarrow$ número estérico $(m+n) = 4 \rightarrow$ geometría piramidal ($\alpha = 109,5^\circ$)
- $AX_3E_2 \rightarrow$ número estérico $(m+n) = 5 \rightarrow$ geometría "forma de T" ($\alpha = 90^\circ$ y 120°)

A estas estructuras les que corresponden **uno o dos pares de electrones solitarios sobre el átomo E**, respectivamente. De acuerdo con esto, E tiene siete electrones de valencia por lo que también es un halógeno como el cloro.

d) Falso. Los elementos del grupo 17 (halógenos) son más electronegativos que los del grupo 13.

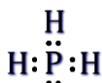
La respuesta correcta es la c.

4.129. ¿Cuál de las siguientes moléculas es apolar?

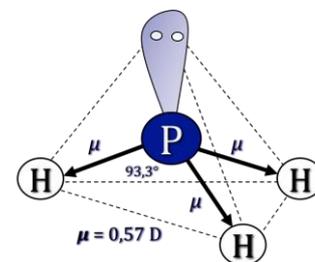
- a) Fosfano
- b) Dióxido de azufre
- c) Dióxido de carbono
- d) Clorometano

(O.Q.L. Madrid 2009)

- La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

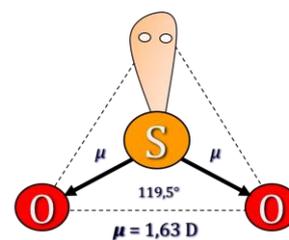


Como el fósforo ($\chi = 2,19$) es ligeramente menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,57 \text{ D}$) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



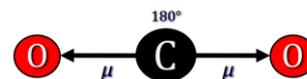
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 \text{ D}$) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:

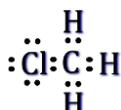


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

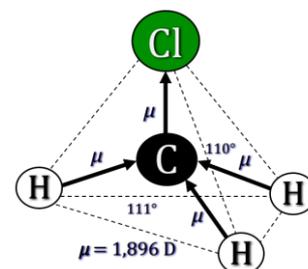
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



- La estructura de Lewis de la molécula de **clorometano** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_3Cl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) y el carbono ($\chi = 2,55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,896 \text{ D}$) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la c.

4.130. ¿Cuál es el orden de enlace N–H en la molécula de NH_3 y N_2 ?

- Uno y dos respectivamente.
- Dos y uno respectivamente.
- Uno y tres respectivamente.
- Uno en las dos moléculas.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. A la vista de las estructuras de Lewis de las dos moléculas propuestas:



se deduce que los órdenes de enlace son, respectivamente, **uno** y **tres**.

La respuesta correcta es la c.

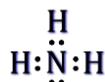
4.131. ¿Cuáles de las siguientes estructuras de Lewis son incorrectas?



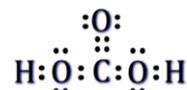
1) HClO



2) CS_2



3) NH_3



4) $(\text{OH})_2\text{CO}$



5) H_2Se

- 2 y 5
- 1, 2 y 5
- 2 y 4
- 2, 4 y 5

(O.Q.L. La Rioja 2009)

En la estructura de Lewis de la molécula CS_2 , falta un par de electrones solitarios sobre cada átomo de S, por tanto, es **incorrecta**.

En la estructura de Lewis de la molécula H_2Se , falta un par de electrones solitarios sobre el átomo central, por tanto, es **incorrecta**.

Las estructuras de Lewis de las moléculas HClO , NH_3 y $(\text{OH})_2\text{CO}$, son correctas ya que átomos están dispuestos en el orden adecuado y tienen todos los electrones.

La respuesta correcta es la **a**.

4.132. ¿Cuál de las siguientes moléculas se puede describir mediante una hibridación sp^2 del átomo central?

- a) CO_2
- b) NH_3
- c) CBr_4
- b) BCl_3
- e) H_2S

(O.Q.L. País Vasco 2009)

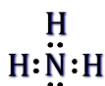
En una molécula con hibridación sp^2 el átomo central está rodeado por tres pares de electrones situados en tres orbitales híbridos separados 120° por lo que la geometría de la molécula es **triangular**.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



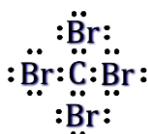
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



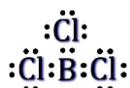
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrabromuro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CBr_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de boro** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el Bcl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un **número estérico $(m+n) = 3$** por lo que su disposición y geometría es **triangular**.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de hidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

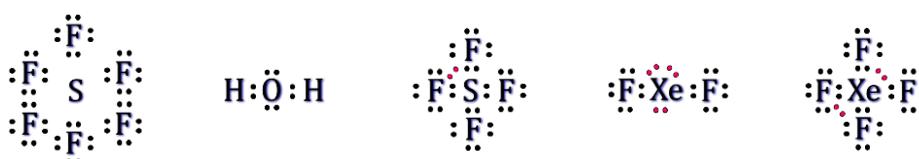
La respuesta correcta es la **d**.

4.133. ¿En cuál de las siguientes especies químicas el átomo central tiene solamente un par de electrones no enlazantes?

- a) SF_6
- b) H_2O
- c) SF_4
- d) XeF_2
- e) XeF_4

(O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Cantabria 2011)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



a) Falso. Como se observa en la estructura de Lewis, el SF_6 es una molécula que no posee pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

b-e) Falso. Como se observa en la estructura de Lewis, H_2O y XeF_4 son moléculas que poseen dos pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

c) **Verdadero**. Como se observa en la estructura de Lewis, el SF_4 es una molécula que posee **un único par de electrones no enlazantes sobre el átomo central**.

d) Falso. Como se observa en la estructura de Lewis, el XeF_2 es una molécula que posee tres pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central.

La respuesta correcta es la **c**.

4.134. ¿Cuál de las siguientes moléculas no es lineal?

1. CO_2 2. I_3^- 3. N_2O 4. C_2H_2 5. SiO_2

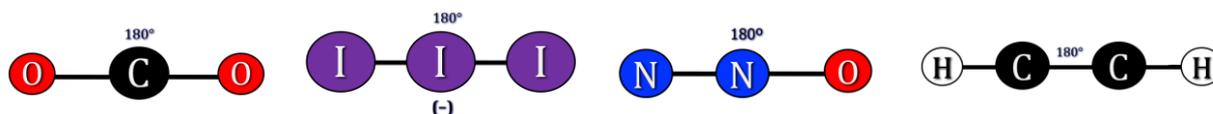
- a) 2
- b) 1 y 2
- c) 2 y 3
- d) 3
- e) 5

(O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.N. Alcalá 2016)

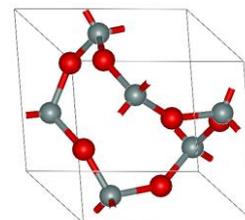
Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV estas cuatro especies corresponden a sustancias cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a las que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.



El caso del SiO_2 es completamente distinto, ya que aunque se trata de una sustancia en la que existen enlaces covalentes entre los átomos de silicio y oxígeno, no forma moléculas sino una **red covalente** en la que cada átomo de silicio (color gris) se encuentra unido a cuatro átomos de oxígeno (color rojo).



La respuesta correcta es la **e**.

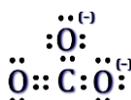
(En Alcalá 2016 omiten CO_2 y cambian N_2O por NO_2 así que no hay ninguna respuesta correcta).

4.135. Los ángulos de enlace O–C–O en el ion carbonato (CO_3^{2-}) son aproximadamente:

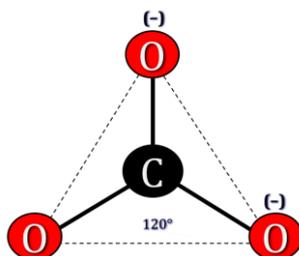
- a) Todos de 120°
- b) Todos de 180°
- c) Todos de $109,5^\circ$
- d) Todos de 90°
- e) Dos de 90° y uno de 180°
- f) Menor que $109,5^\circ$

(O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Castilla y León 2018)

La estructura de Lewis del ion **carbonato** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_3^{2-} es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular plana en la que los ángulos de enlace son de 120° .



La respuesta correcta es la **a**.

4.136. La polaridad de los enlaces covalentes de los siguientes compuestos disminuye en el orden:

- b) $\text{NH}_3 > \text{AsH}_3 > \text{SbH}_3 > \text{PH}_3$
- c) $\text{PH}_3 > \text{SbH}_3 > \text{AsH}_3 > \text{NH}_3$
- d) $\text{SbH}_3 > \text{AsH}_3 > \text{PH}_3 > \text{NH}_3$
- d) $\text{NH}_3 > \text{PH}_3 > \text{AsH}_3 > \text{SbH}_3$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

Será más polar aquel en el que sea mayor la diferencia de electronegatividad.

Las diferencias de electronegatividad, según Pauling, existentes en cada uno de los enlaces propuestos son:

$$\Delta\chi_{(\text{N-H})} = 3,04 - 2,20 = 0,84$$

$$\Delta\chi_{(\text{H-P})} = 2,20 - 2,19 = 0,01$$

$$\Delta\chi_{(\text{H-As})} = 2,20 - 2,18 = 0,02$$

$$\Delta\chi_{(\text{H-Sb})} = 2,20 - 2,05 = 0,15$$

Por tanto, el orden decreciente de polaridad del enlace es:



La respuesta correcta es la **d**.

4.137. Dadas las moléculas CH_4 , C_2H_4 y C_2H_2 , señale cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera:

- La molécula de C_2H_2 es angular.
- El átomo de carbono en la molécula de CH_4 posee hibridación sp^3 .
- Los dos átomos de carbono de la molécula C_2H_4 poseen hibridación sp .
- La molécula de CH_4 tiene estructura cuadrada plana.

(O.Q.L. Castilla y León 2010) (O.Q.L. Castilla y León 2015) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

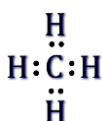
a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de acetileno es:



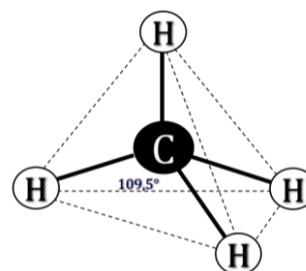
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_2 es una molécula en la que cada átomo de carbono tiene distribución de ligandos y pares de electrones solitarios que se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 2 por lo que su disposición es lineal.



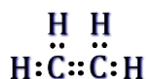
b) **Verdadero.** La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



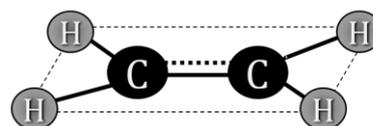
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 4 por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica**. Una sustancia que presenta esta disposición el átomo central, tiene **4 orbitales híbridos sp^3** .



c) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de etileno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_2H_4 es una molécula en la que cada átomo de carbono tiene distribución de ligandos y pares de electrones solitarios que se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 3 por lo que su disposición es triangular. Un átomo que presenta esta disposición, tiene 3 orbitales híbridos sp^2 .



d) Falso. Según se ha demostrado en el apartado b).

La respuesta correcta es la **b**.

4.138. La geometría de las especies BeCl_2 , CH_4 , H_2O y NO_3^- es, respectivamente:

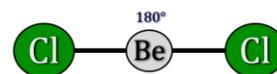
- Angular, tetraédrica, angular, triangular.
- Lineal, tetraédrica, angular, cuadrado plana.
- Lineal, tetraédrica, angular, triangular.
- Angular, tetraédrica, triangular, triangular plana.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

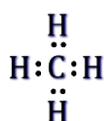
▪ La estructura de Lewis de la molécula de **dicloruro de berilio** es



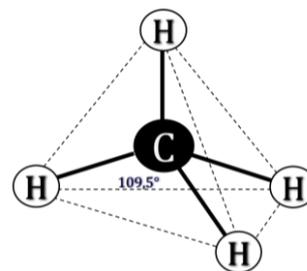
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 2 por lo que su disposición y geometría es **lineal**.



- La estructura de Lewis de la molécula de **metano** es



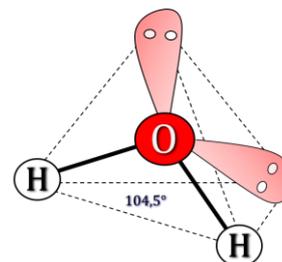
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica**.



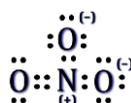
- La estructura de Lewis de la molécula de **agua** es



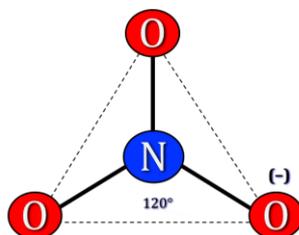
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



- La estructura de Lewis del ion **nitrateo** es



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y su geometría es **triangular**.



La respuesta correcta es la c.

4.139. ¿En qué serie están las moléculas ordenadas según un ángulo de enlace creciente?

- H_2O , NH_3 , CH_4
- CH_4 , NH_3 , H_2O
- H_2O , CH_4 , NH_3
- NH_3 , CH_4 , H_2O

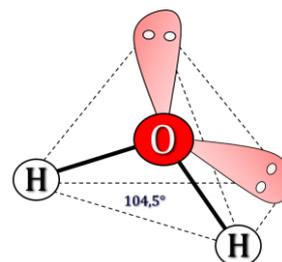
(O.Q.L. La Rioja 2010)

- La estructura de Lewis de la molécula de **agua** es:

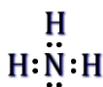


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Los ángulos de enlace son **menores de 109,5°** debido a la fuerte repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios existentes sobre el átomo de oxígeno.

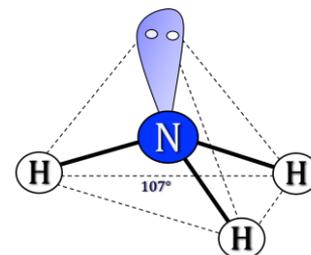


- La estructura de Lewis de la molécula de **amoniaco** es:

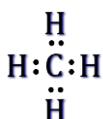


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

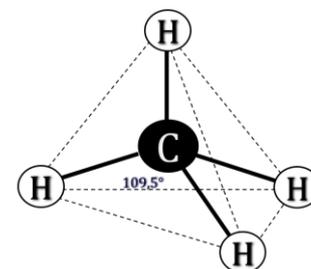
Los ángulos de enlace son **algo menores de $109,5^\circ$** debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios existente sobre el átomo de nitrógeno.



- La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica en la que los ángulos de enlace son de **$109,5^\circ$** .



El orden creciente de ángulos de enlace es:



La respuesta correcta es la **a**.

4.140. ¿Cuál es la forma de una molécula de ClF_3 ?

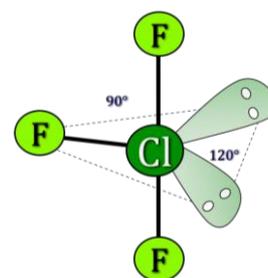
- Trigonal plana
- Piramidal trigonal
- En forma de T
- Tetraédrica

(O.Q.L. La Rioja 2010) (O.Q.L. La Rioja 2014)

La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de cloro** es:

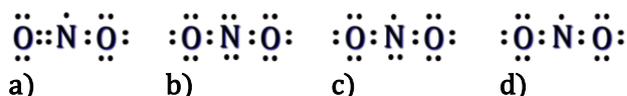


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ con una disposición de bpirámide trigonal y geometría de "forma de T" debido a la presencia de dos pares de electrones solitarios sobre el átomo de cloro, con ángulos de enlace aproximados de 90° y 120° .



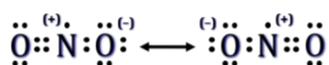
La respuesta correcta es la **c**.

4.141. La fórmula de Lewis del NO_2 es:



(O.Q.L. Valencia 2010)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de nitrógeno es:



Se trata de una molécula uno de cuyos enlaces es doble por lo que presenta resonancia.

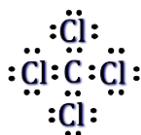
La respuesta correcta es la **a**.

4.142. Ordene las siguientes moléculas en función de su momento dipolar nulo.

- $\text{CO} < \text{HBr} < \text{HF} < \text{CCl}_4$
- $\text{CCl}_4 < \text{CO} < \text{HBr} < \text{HF}$
- $\text{HF} < \text{HBr} < \text{CCl}_4 < \text{CO}$
- $\text{HBr} < \text{CO} < \text{HF} < \text{CCl}_4$

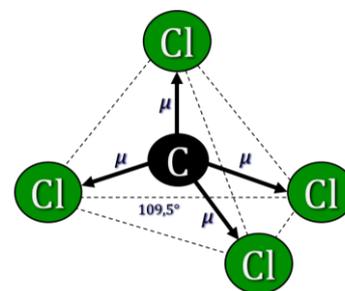
(O.Q.L. Baleares 2010)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:

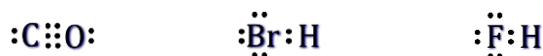


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



▪ Las estructuras de Lewis de las moléculas de monóxido de carbono, bromuro de hidrógeno y fluoruro de hidrógeno son:



Las moléculas de CO, HF y HBr son moléculas lineales ya que están formadas solo por dos átomos. También se trata de moléculas polares ya que como los elementos que las forman tienen diferente valor de la electronegatividad, en cada una de ellas existe un dipolo dirigido hacia el elemento más electronegativo.

- $\text{CO} \rightarrow \Delta\chi = 3,44 - 2,55 = 0,89$ (enlace triple muy corto)
- $\text{HBr} \rightarrow \Delta\chi = 2,96 - 2,20 = 0,76$ (un enlace sencillo)
- $\text{HF} \rightarrow \Delta\chi = 3,98 - 2,20 = 1,78$ (enlace sencillo)

El orden creciente de los momentos dipolares es:



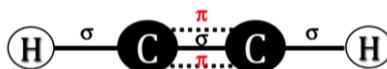
La respuesta correcta es la **b**.

4.143. ¿Cuántos enlaces σ y enlaces π hay en una molécula de etino (acetileno)?

- Dos enlaces σ y dos enlaces π .
- Cuatro enlaces σ y un enlace π .
- Un enlace σ y dos enlaces π .
- Tres enlaces σ y dos enlaces π .
- Cuatro enlaces σ .

(O.Q.L. País Vasco 2010)

La molécula de etino o acetileno, $\text{CH}\equiv\text{CH}$, presenta dos enlaces sencillos $\text{C}\text{--}\text{H}$ que son enlaces σ y un enlace triple $\text{C}\equiv\text{C}$ formado por un enlace σ y dos enlaces π . En total, son **tres enlaces σ** y **dos enlaces π** .



La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997).

4.144. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

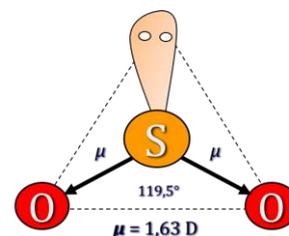
- La molécula de dióxido de azufre es apolar.
- El azufre de la molécula de dióxido de azufre tiene hibridación sp^3 .
- La molécula de dióxido de azufre es lineal.
- El dióxido de azufre es líquido a 298 K y 1 atm.
- La molécula de dióxido de azufre es angular y la hibridación del azufre es sp^2 .

(O.Q.L. País Vasco 2010)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

- El átomo de azufre presenta hibridación sp^2 por lo que se rodea de **tres orbitales híbridos** que forman entre sí ángulos de 120°
- El SO_2 es una sustancia que tiene enlace covalente polar y las fuerzas intermoleculares que presenta son del tipo de **fuerzas de dispersión de London** y **dipolo-dipolo**. Estas fuerzas son muy débiles, motivo por el que su estado de agregación a 298 K y 1 atm es gaseoso.

La respuesta correcta es la **e**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2004).

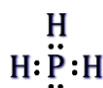
4.145. ¿Cuál de las siguientes moléculas se espera que sea plana?

- PH_3
- BF_3
- CH_4
- H_2O

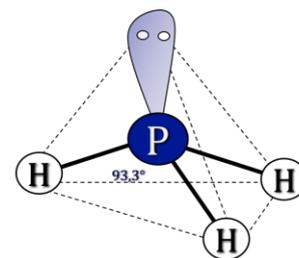
- 1, 2 y 4
- 2 y 3
- 1 y 2
- 2 y 4
- 2

(O.Q.L. País Vasco 2010)

1. La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:



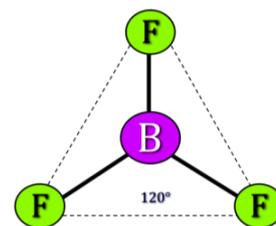
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



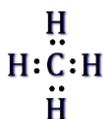
2. La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



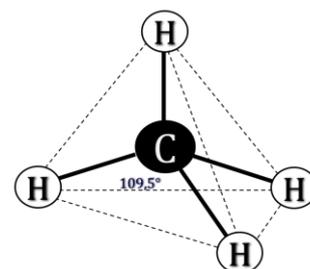
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **trigonal plana**.



3. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



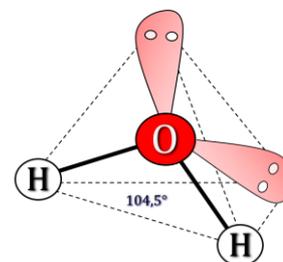
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y su geometría es tetraédrica.



4. La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



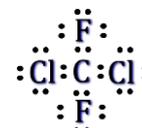
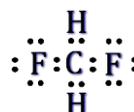
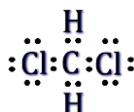
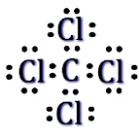
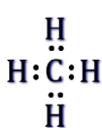
La respuesta correcta es la e.

4.146. ¿Cuál de las siguientes series de moléculas está ordenada de la más a la menos polar?

- $\text{CH}_4 > \text{CF}_2\text{Cl}_2 > \text{CF}_2\text{H}_2 > \text{CCl}_4 > \text{CCl}_2\text{H}_2$
- $\text{CH}_4 > \text{CF}_2\text{H}_2 > \text{CF}_2\text{Cl}_2 > \text{CCl}_4 > \text{CCl}_2\text{H}_2$
- $\text{CF}_2\text{Cl}_2 > \text{CF}_2\text{H}_2 > \text{CCl}_2\text{H}_2 > \text{CH}_4 = \text{CCl}_4$
- $\text{CF}_2\text{H}_2 > \text{CCl}_2\text{H}_2 > \text{CF}_2\text{Cl}_2 > \text{CH}_4 = \text{CCl}_4$
- $\text{CF}_2\text{Cl}_2 > \text{CF}_2\text{H}_2 > \text{CCl}_4 > \text{CCl}_2\text{H}_2 > \text{CH}_4$

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Extremadura 2016) (O.Q.L. Baleares 2017)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV las cinco moléculas tienen una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Las electronegatividades, según Pauling, de los elementos que integran estas moléculas son $\chi_{\text{F}} = 3,98$; $\chi_{\text{Cl}} = 3,16$; $\chi_{\text{C}} = 2,55$ y $\chi_{\text{H}} = 2,20$; por lo tanto, todos los enlaces son polares, tanto más cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad $\Delta\chi$:

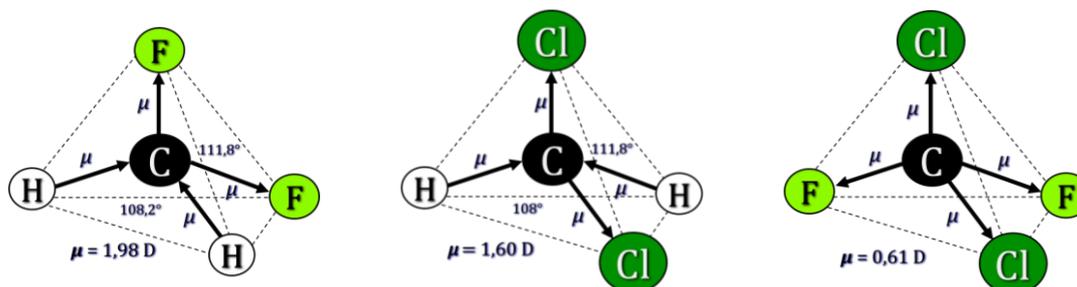
$$\text{C-H} (0,35) < \text{C-Cl} (0,61) < \text{C-F} (1,78)$$

En el caso de las moléculas de CH_4 y CCl_4 , con esa geometría y con los cuatro vectores momento dipolar iguales, la resultante de los mismos en cada una de las moléculas es nula por lo que ambas son **no polares**.



▪ En el caso de las moléculas de CF_2H_2 , CCl_2H_2 y CF_2Cl_2 , con esa geometría y con los cuatro vectores momento dipolar iguales dos a dos, la resultante de los mismos en cada una de ellas no es nula y por ello las tres son **polares**.

Teniendo en cuenta la geometría, el módulo y sentido de los vectores momento dipolar, es de esperar que la molécula de CF_2H_2 sea la más polar y la de CF_2Cl_2 sea la menos polar de las tres.



El orden correcto de polaridad decreciente es:

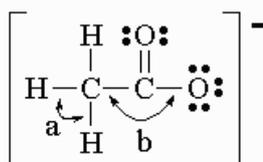


La respuesta correcta es la **d**.

(En Extremadura 2016 se omite CH_4).

4.147. ¿Cuáles son los valores aproximados de los ángulos de enlace a y b, en el ion acetato que se muestra a continuación?

- | a | b |
|---------------------|------------------|
| a) $\sim 90^\circ$ | $\sim 90^\circ$ |
| b) $\sim 109^\circ$ | $\sim 109^\circ$ |
| c) $\sim 109^\circ$ | $\sim 120^\circ$ |
| d) $\sim 120^\circ$ | $\sim 109^\circ$ |
| e) $\sim 90^\circ$ | $\sim 180^\circ$ |



(O.Q.N. Valencia 2011)

- El átomo de **carbono** que tiene todos los **enlaces sencillos** presenta hibridación sp^3 por lo que todos los ángulos de enlace son de, aproximadamente, 109° .
- El átomo de **carbono** que tiene el **enlace doble** presenta hibridación sp^2 por lo que todos los ángulos de enlace son de, aproximadamente, 120° .

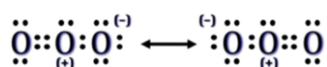
La respuesta correcta es la **c**.

4.148. ¿Cuántas estructuras resonantes presenta la mejor estructura de Lewis de la molécula de O_3 ? ¿Cuál es su orden de enlace?

- 1 y 1
- 1 y 1,5
- 2 y 1
- 2 y 1,5
- 2 y 2

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Murcia 2012)

La molécula de O_3 se representa mediante **dos estructuras resonantes**:



El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que constituyen un enlace. En este caso, en el que existe resonancia, uno de los pares de electrones del doble enlace se reparte entre los dos átomos de oxígeno exteriores, por tanto, **el orden de enlace es $1\frac{1}{2}$** . En todas las estructuras que presenten resonancia el orden de enlace nunca será un número entero.

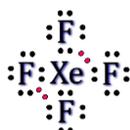
La respuesta correcta es la **d**.

4.149. ¿Cuántos pares de electrones rodean al xenón y cuál es la geometría molecular de la molécula de XeF_4 ?

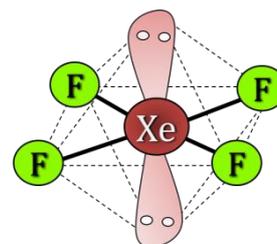
- a) 4, plana
- b) 4, piramidal
- c) 6, plana
- d) 6, piramidal
- e) 6, octaédrica

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Murcia 2012)

La estructura de Lewis de la molécula **tetrafluoruro de xenón** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es octaédrica y su geometría molecular **plana** ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.



La respuesta correcta es la **c**.

4.150. ¿Cuál de las siguientes moléculas presentará una geometría trigonal plana?

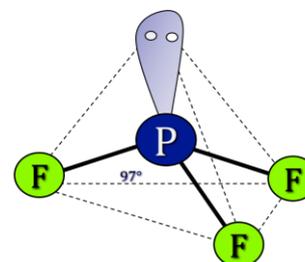
- a) PF_3
- b) CO_2
- c) SeO_2
- d) BCl_3

(O.Q.L. La Rioja 2011)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de fósforo es:



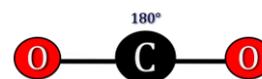
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

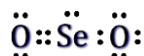


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo

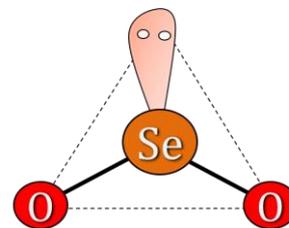


central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de selenio es:



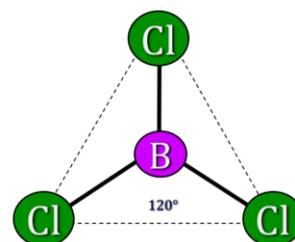
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SeO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



- La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de boro** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular**.



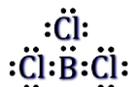
La respuesta correcta es la **d**.

4.151. ¿Qué molécula no tiene momento de dipolo permanente?

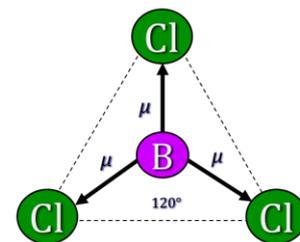
- BCl_3
- NCl_3
- $CHCl_3$
- PCl_3

(O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Madrid 2013)

- La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de boro** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es trigonal plana.

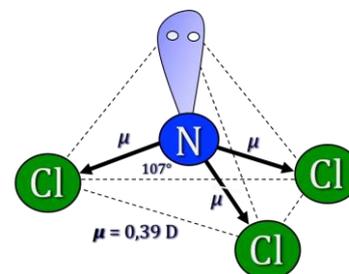


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de nitrógeno es:

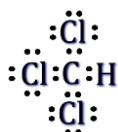


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

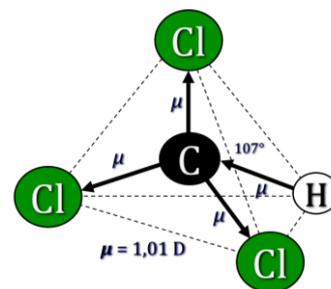


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,39$ D) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de triclorometano o cloroformo es:

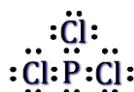


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CHCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

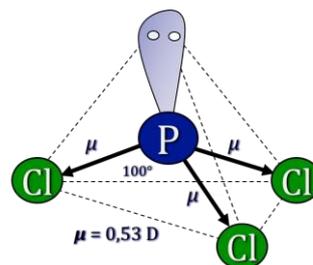


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,01 \text{ D}$) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de fósforo es:



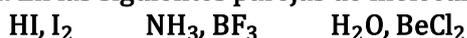
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,53 \text{ D}$) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la a.

- 4.152. En las siguientes parejas de moléculas, una de ellas es polar y la otra apolar:

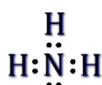


Indique cuáles son las moléculas polares de cada grupo.

- HI, BF_3 y BeCl_2
- I_2 , BF_3 y BeCl_2
- HI, NH_3 y BeCl_2
- HI, NH_3 y H_2O

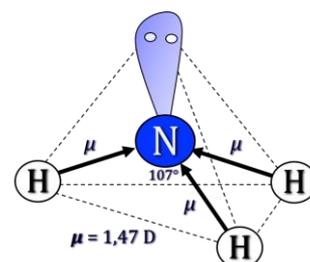
(O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Cantabria 2015)

- La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es polar.

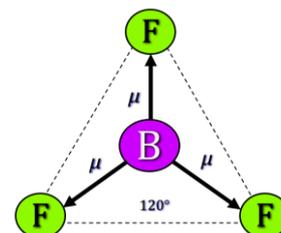


- La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.

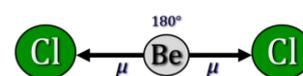
Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



- La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de berilio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.



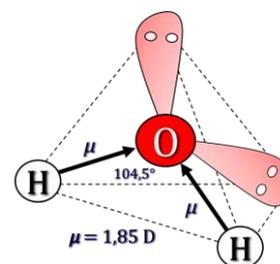
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es polar.



- La estructura de Lewis de la molécula de yoduro de hidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HI es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya que solo hay dos átomos y como el yodo ($\chi = 2,66$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) el enlace y la molécula son polares ($\mu = 0,45 \text{ D}$).

- La estructura de Lewis de la molécula de diyodo es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el I_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos, y como ambos son idénticos no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

El grupo de moléculas polares está formado por: HI , NH_3 y H_2O .

La respuesta correcta es la **d**.

4.153. El trifluoruro de boro, BF_3 , es una molécula no polar, a pesar de que la diferencia de electronegatividades entre el B y F es considerable. Esto se debe a que:

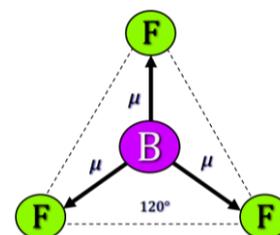
- La suma de los momentos dipolares es menor que cero.
- El átomo de boro tiene una hibridación sp^3 .
- Los momentos dipolares de enlace se equilibran entre sí.
- La electronegatividad y el momento dipolar no están relacionados.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.



Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

- Falso. Como se observa en la imagen, la suma de los vectores momento dipolar es nula.
- Falso. En las estructuras con forma o disposición triangular el átomo central tiene hibridación sp^2 .
- Verdadero**. Como se observa en la figura, la suma de los vectores momento dipolar es nula.
- Falso. El momento dipolar de un enlace aparece como consecuencia de la diferencia de electronegatividades entre los átomos que forman el enlace.

La respuesta correcta es la **c**.

4.154. Teniendo en cuenta que los valores de la electronegatividad según la escala de Pauling de H, O, Na, S y Cl son 2,1; 3,5; 0,9; 2,5 y 3,0; respectivamente, ¿cuál de los siguientes enlaces es más polar?

- H–O
- H–Na
- H–S
- H–Cl

(O.Q.L. Murcia 2011)

Será más polar aquel enlace en el que sea mayor la diferencia de electronegatividad.

Las diferencias de electronegatividad, según Pauling, existentes en cada enlace son:

$$\Delta\chi_{(\text{O}-\text{H})} = 3,5 - 2,1 = 1,4$$

$$\Delta\chi_{(\text{H}-\text{Na})} = 2,1 - 0,9 = 1,2$$

$$\Delta\chi_{(\text{S}-\text{H})} = 2,5 - 2,1 = 0,4$$

$$\Delta\chi_{(\text{Cl}-\text{H})} = 3,0 - 2,1 = 0,9$$

Por tanto, el enlace más polar, es **H–O**.

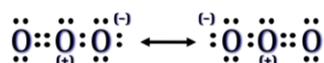
La respuesta correcta es la **a**.

4.155. El concepto de resonancia es utilizado para describir estructuras moleculares que:

- Oscilan entre dos estructuras.
- Tienen imágenes especulares.
- Pueden ser aisladas en diferentes isómeros.
- Tienen más de una posible estructura de Lewis.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

La estructura de Lewis de la molécula de ozono es:



Experimentalmente, la longitud de los enlaces O–O no se corresponde ni con la de un enlace sencillo ni con la de un enlace doble, sino que está comprendida entre ambos. Por este motivo para poder describir la molécula es preciso escribir **dos estructuras de Lewis** en las que se cambia la posición del enlace doble.

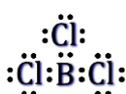
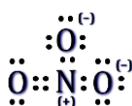
La respuesta correcta es la **d**.

4.156. ¿Cuál de las siguientes especies no presentará una geometría trigonal plana?

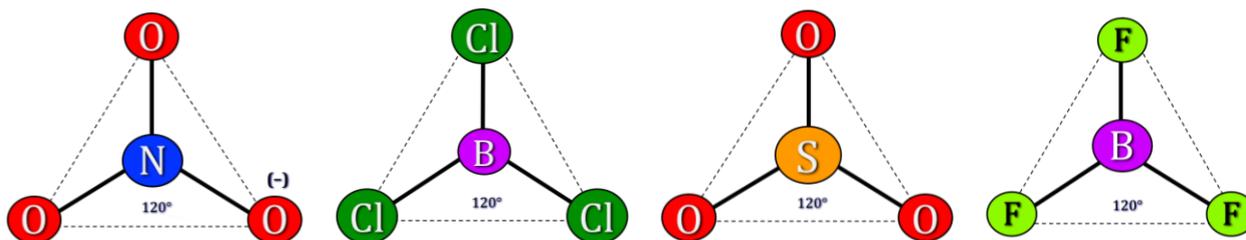
- NO_3^-
- BCl_3
- SO_3
- BF_3
- ICl_3

(O.Q.L. Valencia 2011)

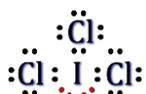
Las estructuras de Lewis de las especies NO_3^- , BCl_3 , SO_3 y BF_3 son:



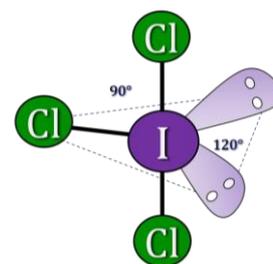
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, NO_3^- , BCl_3 , SO_3 y BF_3 son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y su geometría es trigonal plana.



La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de yodo** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ICl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal su geometría molecular de “**forma de T**” debido la presencia de dos pares de electrones solitarios sobre el átomo de yodo.



La respuesta correcta es la **e**.

4.157. El átomo de carbono en el acetileno o etino:

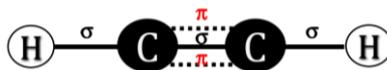
- Utiliza orbitales híbridos sp para formar un enlace σ y dos enlaces π entre los átomos de carbono.
- Utiliza orbitales atómicos p_x y p_y para unirse a los átomos a los que se enlaza.
- Utiliza orbitales híbridos sp para unirse a los átomos a los que se enlaza en forma lineal.
- Utiliza orbitales híbridos sp^3 para unirse a los átomos a los que se enlaza en forma lineal.

(O.Q.L. País Vasco 2011)

En la molécula de acetileno, $\text{CH}\equiv\text{CH}$, los átomos de carbono presentan **dos orbitales híbridos sp** y dos orbitales atómicos p_x y p_y . Los orbitales híbridos se utilizan **para formar un enlace σ entre los átomos de**

carbono y dos enlaces σ entre los átomos de carbono y de hidrógeno. Los orbitales atómicos se utilizan para formar los dos enlaces π restantes del enlace triple.

Una molécula en la que los átomos tienen hibridación sp presenta geometría **lineal**.



La respuesta correcta es la **c**.

4.158. El orden de polaridad creciente de los siguientes enlaces Cl–H, S–H, P–H, Si–H es:

- Cl–H < S–H < P–H < Si–H
- Si–H < Cl–H < S–H < P–H
- Cl–H < P–H < S–H < Si–H
- S–H < Si–H < Cl–H < P–H
- Si–H < P–H < S–H < Cl–H

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Galicia 2017)

Será más polar aquel enlace en el que sea mayor la diferencia de electronegatividad.

Se trata de cuatro elementos consecutivos del tercer periodo, la electronegatividad dentro de un periodo aumenta conforme aumenta la carga efectiva del elemento, por lo tanto, será máxima en el cloro ($Z = 17$) y mínima en el silicio ($Z = 14$).

El orden creciente de diferencias de electronegatividad (en valor absoluto) y de polaridad de los enlaces es:



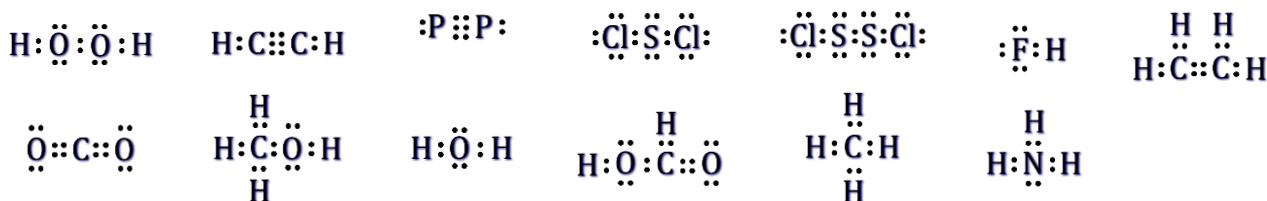
La respuesta correcta es la **e**.

4.159. De los siguientes grupos de moléculas, indique en cuál de ellos, todas sus moléculas tienen un doble enlace:

- H_2O_2 , C_2H_2
- P_2 , SCl_2 , S_2Cl_2
- H_2CO , CH_3OH , HCOOH
- HCHO , HCOOH
- SCl_2 , S_2Cl_2
- CO_2 , H_2O
- C_2H_2 , NH_3 y HF
- C_2H_4 , C_2H_2 y CH_4

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Jaén 2016) (O.Q.L. Extremadura 2019)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



De acuerdo con las estructuras de Lewis, las únicas moléculas que contienen un doble enlace son **HCHO** y **HCOOH**.

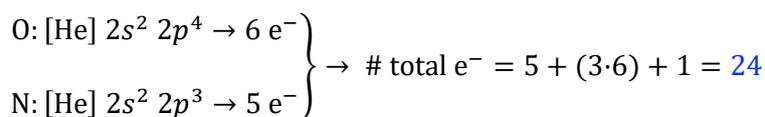
La respuesta correcta es la **d**.

4.160. Una de las estas especies no es isoelectrónica con el ion nitrato (trioxidonitrato(-1)):

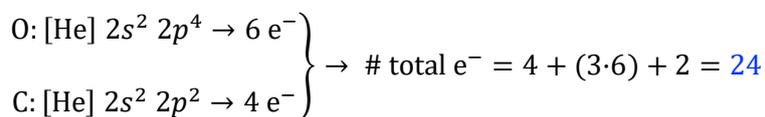
- CO_3^{2-}
- HCO_3^-
- NF_3
- SO_2
- BO_3^{3-}

(O.Q.N. El Escorial 2012)

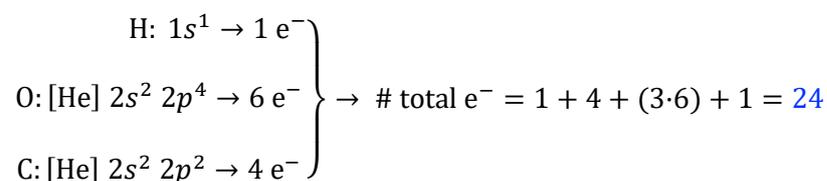
Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie nitrato, NO_3^- , y el número total de electrones de valencia son:



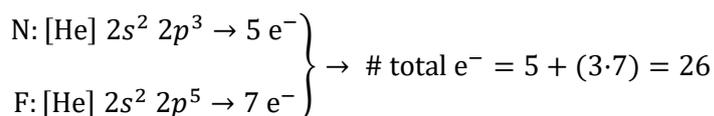
a) Falso. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie CO_3^{2-} y el número total de electrones de valencia son:



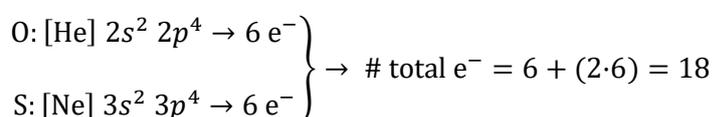
b) Falso. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie HCO_3^- y el número total de electrones de valencia son:



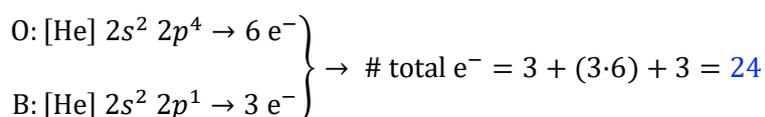
c) **Verdadero**. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie NF_3 y el número total de electrones de valencia son:



d) **Verdadero**. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie SO_2 y el número total de electrones de valencia son:



e) Falso. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie BO_3^{3-} y el número total de electrones de valencia son:



Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen el mismo número de electrones, en este caso, NO_3^- , NF_3 y SO_2 .

Las respuestas correctas son **c** y **d**.

4.161. La especie con mayor orden de enlace entre el átomo central y el oxígeno es:

- | | |
|-----------------------|------------------|
| a) NO_3^- | f) SO_2 |
| b) CO | g) CO_2 |
| c) SO_3^{2-} | |
| d) PO_4^{3-} | |
| e) NO | |

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Valencia 2013)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. A la vista de las estructuras de Lewis de las especies propuestas:

	:C::O:			:N::O:	O::C::O	O::S::O:
Orden de enlace $1\frac{1}{3}$	Orden de enlace 3	Orden de enlace $1\frac{1}{3}$	Orden de enlace $1\frac{1}{4}$	Orden de enlace 2	Orden de enlace 2	Orden de enlace $1\frac{1}{2}$

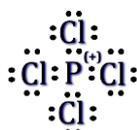
La respuesta correcta es la **b**.

4.162. La geometría molecular del ion PCl_4^+ es:

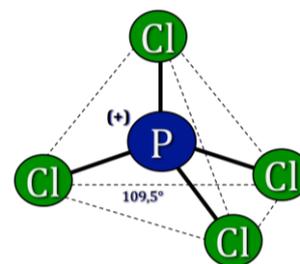
- Cúbica
- Octaédrica
- Cuadrada
- Bipiramidal trigonal
- Tetraédrica

(O.Q.N. El Escorial 2012)

La estructura de Lewis del ion tetraclorurofósforo(1+) es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_4^+ es un ion que se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ con una disposición y geometría tetraédrica.



La respuesta correcta es la **e**.

4.163. Indique cuál de los siguientes haluros, en estado gaseoso, no posee momento dipolar permanente:

- HI
- BCl_3
- HCl
- SCl_2

(O.Q.L. Murcia 2012)

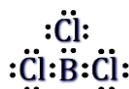
Las estructuras de Lewis de las moléculas de yoduro de hidrógeno y cloruro de hidrógeno son:



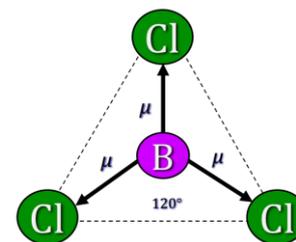
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, HI y HCl son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría lineal ya están formadas por solo dos átomos.

Como el yodo ($\chi = 2,66$) y el cloro ($\chi = 3,16$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los respectivos enlaces son polares y las moléculas también lo son.

La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.

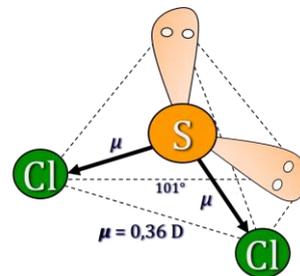


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SCl_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,36 \text{ D}$) y la molécula es polar.

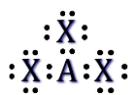
La respuesta correcta es la **b**.

4.164. Si una molécula AX_3 tiene momento dipolar nulo, se dice que la hibridación del átomo A es:

- sp^3
- sp^2
- sp
- spd

(O.Q.L. Murcia 2012)

La estructura de Lewis de una molécula de AX_3 es:



De acuerdo con dicha estructura, A tiene tres electrones de valencia por lo que debe ser un elemento del grupo 13 y X que tiene siete electrones un elemento del grupo 17.

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AX_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se corresponde con un número estérico ($m+n$) = 3 por lo que su disposición y geometría es triangular plana. Los tres vectores momento dipolar que son idénticos se anulan debido a esa geometría y la molécula es no polar.

Un átomo que se rodea de tres orbitales híbridos presenta hibridación sp^2 .

La respuesta correcta es la **b**.

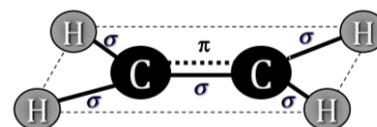
4.165. ¿Qué enlaces se forman por un átomo de carbono con hibridación sp^2 ?

- 4 enlaces π
- 2 enlaces π y 2 enlaces σ
- 1 enlaces π y 3 enlaces σ
- 4 enlaces σ
- 3 enlaces π y 1 enlace σ

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. País Vasco 2013) (O.Q.L. País Vasco 2014) (O.Q.L. País Vasco 2016)
(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

En la molécula de etileno, $\text{CH}_2=\text{CH}_2$, el átomo de carbono presenta hibridación sp^2 , tiene tres orbitales híbridos de este tipo y un orbital atómico p. Esto le permite formar tres enlaces:

- dos enlaces sencillos que son **enlaces σ**
- un enlace doble $\text{C}=\text{C}$ formado por **un enlace σ** y **un enlace π** .



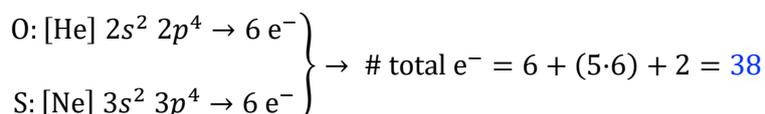
La respuesta correcta es la **c**.

4.166. ¿Cuántos electrones de valencia tiene el anión SO_5^{2-} ?

- a) 32
b) 34
c) 36
d) 38

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

Las estructuras electrónicas de los elementos que forman el SO_5^{2-} y el número total de electrones de valencia son:



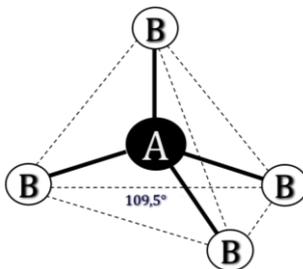
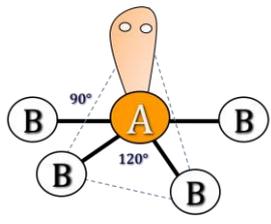
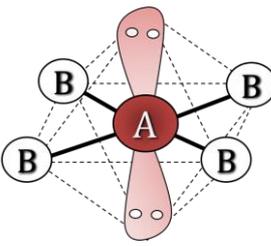
La respuesta correcta es la d.

4.167. Indique la respuesta correcta. Todas las moléculas de fórmula AB_4 son:

- a) Cuadradas planas (A en el centro y B en los vértices del cuadrado).
b) Tetraédricas (A en el centro y B en los vértices del tetraedro).
c) Piramidales (A en el centro y B en los vértices de la pirámide).
d) Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. Valencia 2012)

De acuerdo con el modelo RPECV, las moléculas con fórmula AB_4 se pueden clasificar en los siguientes tipos:

Tipo	Estructura de Lewis	Número estérico	Disposición	Geometría
AB_4	$\begin{array}{c} \text{B} \\ \vdots \\ \text{B} : \text{A} : \text{B} \\ \vdots \\ \text{B} \end{array}$	4	Tetraédrica	 <p>Tetraédrica</p>
AB_4E	$\begin{array}{c} \text{B} \\ \vdots \\ \text{B} : \text{A} : \text{B} \\ \vdots \\ \text{B} \end{array}$	5	Bipirámide trigonal	 <p>Balancín</p>
AB_4E_2	$\begin{array}{c} \text{B} \\ \vdots \\ \text{B} : \text{A} : \text{B} \\ \vdots \\ \text{B} \end{array}$	6	Bipirámide cuadrada	 <p>Cuadrada plana</p>

La respuesta correcta es la **d**.

4.168. ¿Qué afirmación describe mejor la estructura de la molécula de aleno, $\text{H}_2\text{C}=\text{C}=\text{CH}_2$?

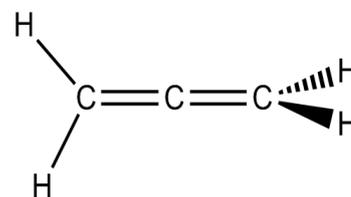
- Los átomos de carbono forman un ángulo de 120° y los átomos de H se encuentran en el mismo plano que los de C.
- Los átomos de carbono forman un ángulo de 120° y los átomos de H se encuentran en un plano perpendicular a los de C.
- Los átomos de carbono forman un ángulo de 180° y los cuatro átomos de H se encuentran en el mismo plano que los de C.
- Los átomos de carbono forman un ángulo de 180° y los dos grupos CH_2 son perpendiculares entre sí.

(O.Q.L. Madrid 2012)

La estructura de Lewis de la molécula de aleno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV cada uno de los carbonos de los extremos tiene una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios a su alrededor que se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular plana, con ángulos de 120° , mientras que el átomo de carbono del centro se ajusta a la fórmula AX_2 , por lo que los tres átomos de carbono se encuentran en la misma línea con ángulo entre ellos de 180° , sin embargo, los grupos CH_2 son **perpendiculares** entre sí debido a la existencia de los dos dobles enlaces consecutivos.



La respuesta correcta es la **d**.

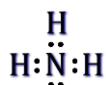
4.169. ¿Cuáles de las siguientes moléculas se espera que sean planas?

- NH_3
- BF_3
- CH_4
- XeF_4

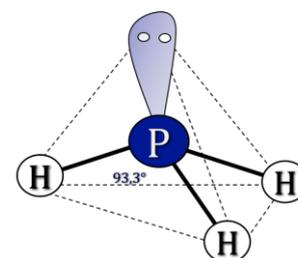
- 1, 2 y 3
- 2 y 3
- 2 y 4
- 3 y 4

(O.Q.L. País Vasco 2012)

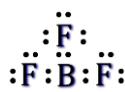
1. La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



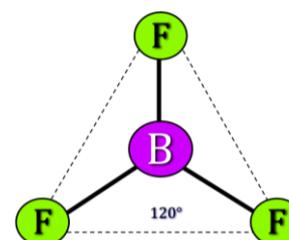
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



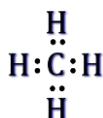
2. La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de boro** es:



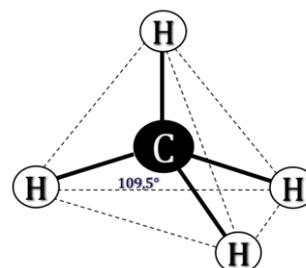
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **trigonal plana**.



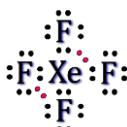
3. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



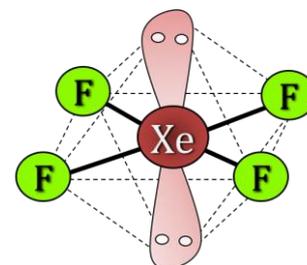
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



4. La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de xenón es:



De acuerdo con el modelo RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es octaédrica y su geometría es **cuadrado plana** ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.



La respuesta correcta es la c.

4.170. ¿Qué especie presenta un ángulo de enlace mayor?

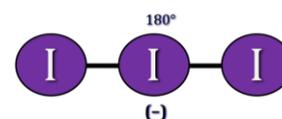
- a) I_3^- f) HCN
 b) H_2O g) Todas tienen el mismo ángulo de enlace.
 c) OF_2
 d) SiH_4
 e) O_3

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Valencia 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Valencia 2014) (O.Q.L. Galicia 2015) (O.Q.L. Jaén 2016)

▪ La estructura de Lewis del ion **triioduro** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el I_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central con ángulos de enlace de 180° .

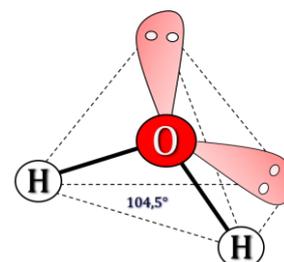


▪ La estructura de Lewis de la molécula de **agua** es:

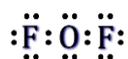


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central.

El ángulo de enlace es **menor de $109,5^\circ$** debido a la fuerte repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios existentes sobre el átomo de oxígeno.

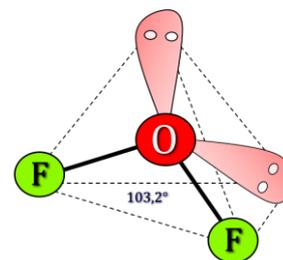


- La estructura de Lewis de la molécula de **difluoruro de oxígeno** es:

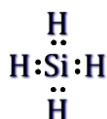


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el OF_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central.

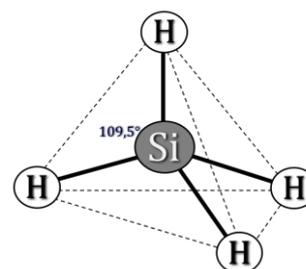
El ángulo de enlace es **menor de $109,5^\circ$** debido a la fuerte repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios existentes sobre el átomo de oxígeno.



- La estructura de Lewis de la molécula de **silano** es:



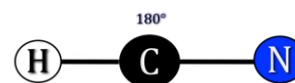
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica en la que los ángulos de enlace son de $109,5^\circ$.



- La estructura de Lewis de la molécula de **cianuro de hidrógeno** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central y el ángulo de enlace es 180° .

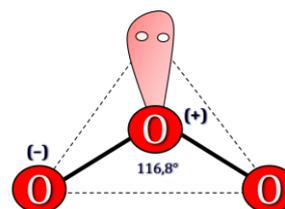


- La estructura de Lewis de la molécula de **ozono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el O_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es angular ya que solo existen dos átomos unidos al átomo central.

El ángulo de enlace es **menor de 120°** debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitarios existente sobre el átomo de oxígeno.



Las respuestas correctas son **a** y **f**.

(En Alicante 2013 se reemplazan I_3^- y SiH_4 por HCN y todas tienen el mismo ángulo).

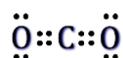
4.171. De las moléculas, CO_2 , CH_4 , NH_3 , BF_3 y BeCl_2 , ¿cuál es polar?

- CO_2
- BeCl_2
- CH_4
- NH_3
- Ninguna

f) BF_3

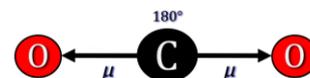
(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013) (O.Q.L. Cantabria 2014) (O.Q.L. Granada 2016)
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017) (O.Q.L. Extremadura 2019)

- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

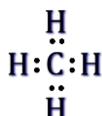


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

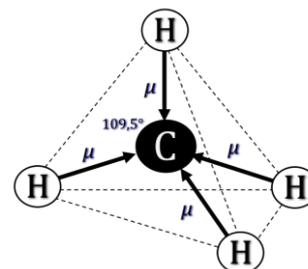
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



- La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

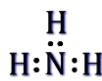


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

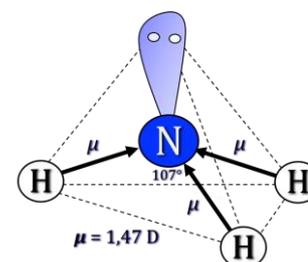


Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

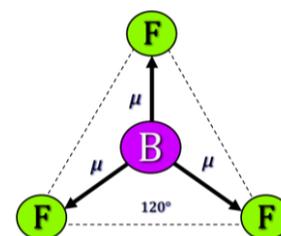


Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.



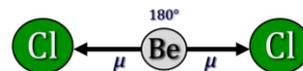
Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de berilio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula ($\mu = 0$) y la molécula es no polar.



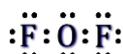
La respuesta correcta es la **d**.

4.172. ¿Qué esquema de hibridación es el adecuado para explicar la geometría de la molécula de OF_2 ?

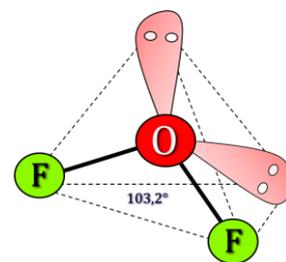
- sp
- sp^2
- sp^3
- $sp^3 d^2$
- Ninguno

(O.Q.L. Valencia 2013)

La estructura de Lewis de la molécula de **difluoruro de oxígeno** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el OF_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central. Una sustancia que presenta esta disposición el átomo central, tiene 4 orbitales híbridos sp^3 .



La respuesta correcta es la **c**.

4.173. ¿Qué molécula es polar?

- I_2
- PF_5
- SF_6
- XeF_4
- SO_2

(O.Q.L. Valencia 2013)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de diyodo es:

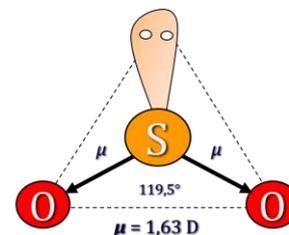


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el I_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y geometría es lineal ya que solo hay dos átomos y como ambos son idénticos no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de azufre** es:

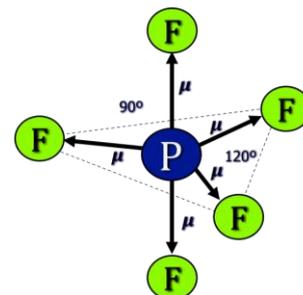
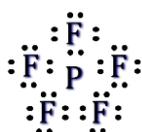


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

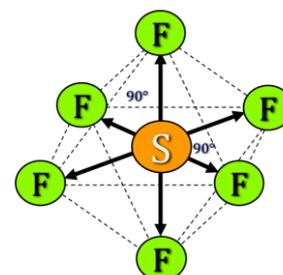
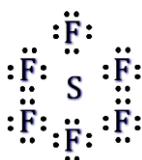
- La estructura de Lewis de la molécula de pentafluoruro de fósforo es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PF_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide trigonal.

Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

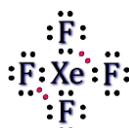
- La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:



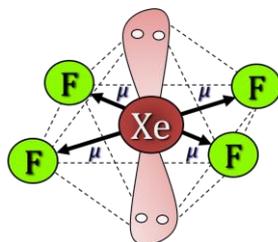
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide cuadrada.

Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de xenón es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es de bipirámide cuadrada y geometría cuadrada plana ya que solo hay unidos cuatro ligandos al átomo central.



Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el xenón ($\chi = 2,6$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la e.

4.174. ¿Qué molécula es un ácido de Lewis?

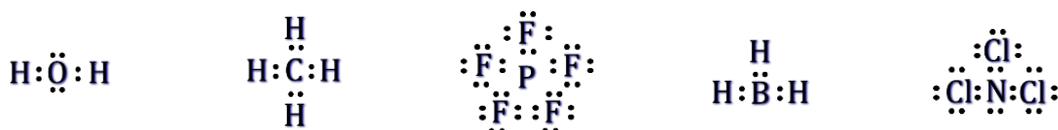
- a) H₂O
- b) CH₄
- c) PF₅
- d) BH₃
- e) NCl₃

(O.Q.L. Valencia 2013)

De acuerdo con la teoría ácido-base propuesta por Lewis:

- **Ácido** es aquella especie química que posee huecos electrónicos (orbitales vacíos) y es capaz de aceptar un par de electrones de una base.
- **Base** es aquella especie química que posee pares de electrones solitarios y es capaz de ceder un par de electrones a un ácido.

Las estructuras de Lewis de las cinco moléculas propuestas son:



A la vista de dichas estructuras, la única sustancia que puede clasificarse como **ácido** es BH₃.

La respuesta correcta es la d.

4.175. Entre las siguientes moléculas: C₂H₂, H₂O₂, CH₄, XeF₄, BF₃ y NH₃, hay una lineal, otra tetraédrica y otra triangular. Señale la respuesta correcta.

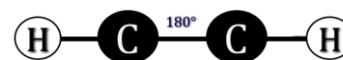
- | | <u>lineal</u> | <u>tetraédrica</u> | <u>triangular</u> |
|----|-------------------------------|--------------------|-------------------|
| a) | C ₂ H ₂ | XeF ₄ | NH ₃ |
| b) | C ₂ H ₂ | CH ₄ | BF ₃ |
| c) | H ₂ O ₂ | XeF ₄ | NH ₃ |
| d) | H ₂ O ₂ | XeF ₄ | NH ₃ |
| e) | C ₂ H ₂ | CH ₄ | NH ₃ |

(O.Q.L. Valencia 2013)

- La estructura de Lewis de la molécula de **acetileno** es:



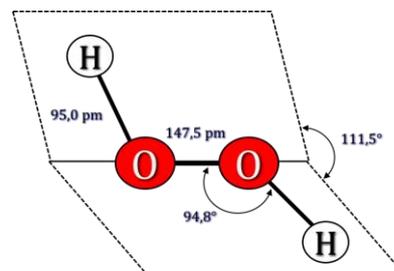
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C₂H₂ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y geometría es **lineal**.



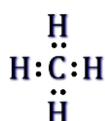
- La estructura de Lewis de la molécula de peróxido de hidrógeno es:



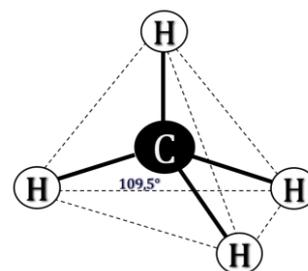
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H₂O₂ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo de cada átomo de oxígeno (central) se ajusta a la fórmula AX₂E₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que la disposición alrededor de cada átomo de oxígeno es tetraédrica y su geometría es "forma de libro" ya que solo hay un átomo hidrógeno unido a cada átomo de oxígeno.



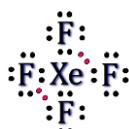
- La estructura de Lewis de la molécula de **metano** es:



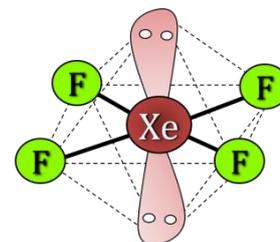
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica**.



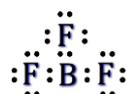
- La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de xenón es:



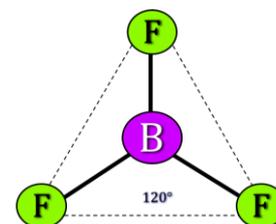
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es octaédrica y su geometría es cuadrada plana ya que solo existen cuatro ligandos unidos al átomo central.



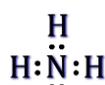
- La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de boro** es:



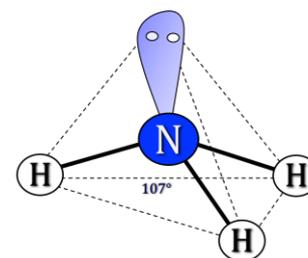
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular**.



- La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo existen tres átomos unidos al átomo central.



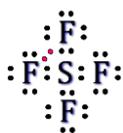
La respuesta correcta es la **b**.

4.176. ¿Cuál de las siguientes especies no presentará una geometría plana?

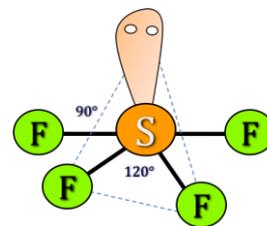
- SF_4
- ClF_3
- BCl_3
- XeF_4
- ICl_4^-

(O.Q.L. Valencia 2013)

- La estructura de Lewis de la molécula de **tetrafluoruro de azufre** es:



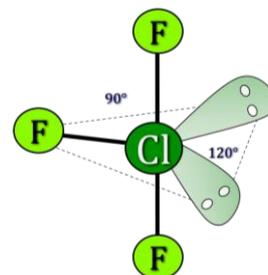
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y como solo hay unidos cuatro ligandos al átomo central su geometría es “balancín” en la que **todos los átomos no están en el mismo plano**.



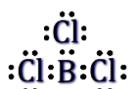
- La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de cloro es:



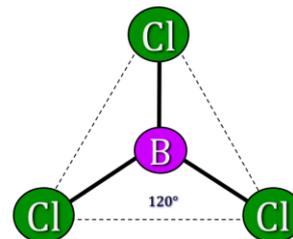
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y como solo hay tres ligandos unidos al átomo central su geometría es de “forma de T” en la que todos los átomos están en el mismo plano.



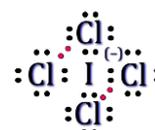
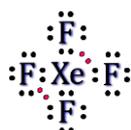
- La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:



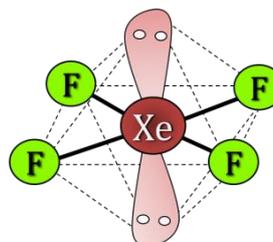
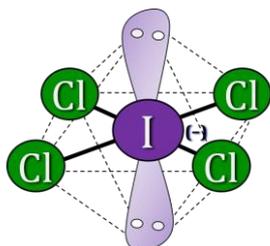
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular plana.



- Las estructuras de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de xenón y del ion tetracloruroyodato (1^-) son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, ICl_4^- y XeF_4 son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es de bipirámide cuadrada y como solo hay unidos cuatro ligandos al átomo central su geometría es cuadrada plana.



La respuesta correcta es la a.

4.177. ¿En qué compuesto todos los átomos no cumplen la regla del octeto?

- a) NCl_3
- b) H_2S
- c) AlCl_3
- d) SiH_4
- e) NaF

(O.Q.L. Valencia 2013)

Las estructuras de Lewis de las sustancias propuestas son:



La única sustancia en la que todos los átomos **no cumplen la regla del octeto** es AlCl_3 . En el caso del NaF , se considera que el ion sodio tiene estructura electrónica de gas noble y por ello cumple la regla del octeto.

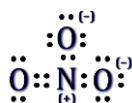
La respuesta correcta es la c.

4.178. ¿Qué tipo de hibridación utiliza el átomo central en el ion nitrato, NO_3^- ?

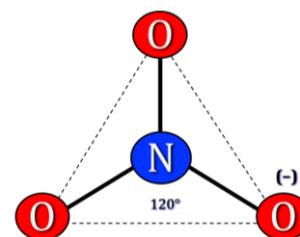
- a) sp
- b) sp^2
- c) sp^3
- d) Utiliza un orbital p_z .

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

La estructura de Lewis del ion **nitrato** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular**, por este motivo el átomo de nitrógeno presenta 3 orbitales híbridos sp^2 .



La respuesta correcta es la b.

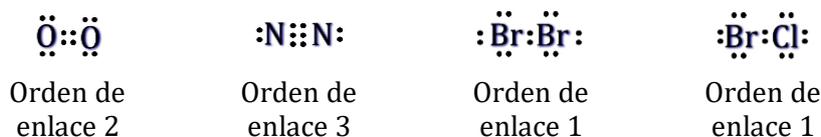
4.179. En las siguientes moléculas: O_2 , N_2 , Br_2 y BrCl , ¿qué enlace es de esperar que tenga mayor longitud?

- a) El enlace O—O del O_2 .
- b) El enlace N—N del N_2 .
- c) El enlace Br—Br del Br_2 .
- d) El enlace Br—Cl del BrCl .

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. Cuanto mayor es el orden de enlace menor es la longitud del enlace.

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



Las dos moléculas que tienen orden de enlace 1 están formadas por halógenos. El enlace de mayor longitud le corresponde a la que esté formada por átomos de elementos de capas electrónicas. El bromo

tiene mayor tamaño que el cloro, ya que el bromo pertenece al quinto periodo mientras que el cloro es un elemento del tercero.

La molécula con **mayor longitud de enlace es BrCl**.

La respuesta correcta es la **d**.

4.180. En comparación con el momento dipolar del NH_3 el del O_3 es:

- Mayor
- Menor
- Aproximadamente igual
- El O_3 es apolar

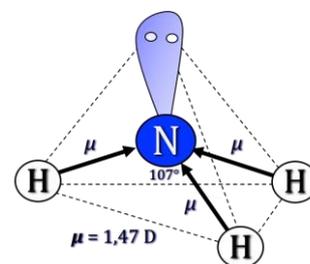
(O.Q.L. Castilla y León 2013)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de amoníaco y ozono son:



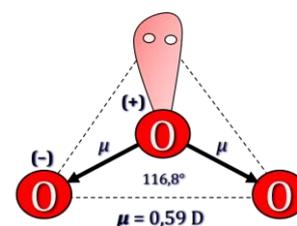
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es polar.



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el O_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como se puede observar en la figura, la molécula presenta un único dipolo debido a la asimétrica distribución de la carga por lo que la molécula es polar ($\mu = 0,53 \text{ D}$).



Mientras que la molécula de O_3 presenta un único dipolo, la de NH_3 presenta tres, por tanto, el **momento dipolar** resultante debe ser **mayor en el NH_3** .

La respuesta correcta es la **b**.

4.181. ¿Cuál es la forma geométrica del ozono, O_3 ?

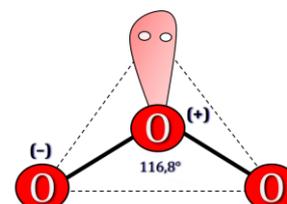
- Triangular
- Angular
- Piramidal
- Lineal

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

La estructura de Lewis de la molécula de ozono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el O_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular, pero como solo hay dos ligandos unidos al átomo central su geometría es **angular**.



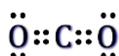
La respuesta correcta es la **b**.

4.182. El CO_2 es una molécula:

- a) Apolar
- b) Polar
- c) Poco polar
- d) No es una molécula.

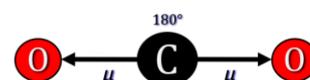
(O.Q.L. Castilla y León 2013)

La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



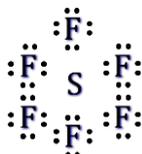
La respuesta correcta es la **a**.

4.183. La hibridación del átomo de azufre en la molécula de SF_6 es:

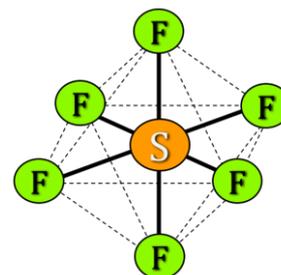
- a) sp^3
- b) sp^3d^2
- c) sp^3d
- d) sp^2

(O.Q.L. La Rioja 2013)

La estructura de Lewis de la molécula de **hexafluoruro de azufre** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es de bipirámide cuadrada. Una sustancia cuyo átomo central presenta esta disposición tiene 6 orbitales híbridos sp^3d^2 .



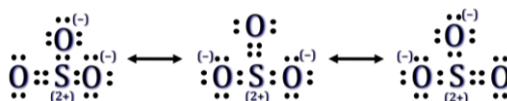
La respuesta correcta es la **b**.

4.184. ¿Cuál de los siguientes compuestos presenta formas resonantes en su estructura de Lewis?

- a) SO_3
- b) NH_3
- c) Cl_2
- d) Na_2O

(O.Q.L. La Rioja 2013)

a) **Verdadero**. Como se deduce de la estructura de Lewis, sin considerar capa de valencia expandida, de la molécula de trióxido de azufre, sí presenta **resonancia** ya que uno de los enlaces entre el azufre y el oxígeno es múltiple:



b-c) Falso. Las estructuras de Lewis de las moléculas de amoníaco y dicloro son:



Como se puede observar en las estructuras de Lewis, estas dos moléculas no presentan enlaces múltiples por lo que no existe la posibilidad de resonancia en ellas.

d) Falso. El compuesto Na_2O presenta enlace predominantemente iónico por lo que no puede presentar resonancia.

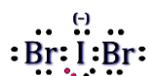
La respuesta correcta es la a.

4.185. ¿Cuál es la geometría del ion IBr_2^- ?

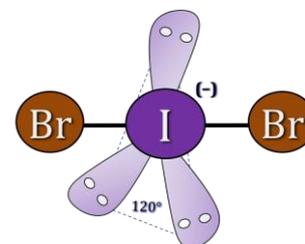
- a) Lineal
- b) Angular, con un ángulo de enlace de 90° .
- c) Angular, con un ángulo de enlace de 109° .
- d) Angular, con un ángulo de enlace de 120° .

(O.Q.L. País Vasco 2013)

La estructura de Lewis del ion **dibromuroyodato(1-)** es:

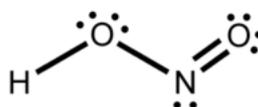


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el IBr_2^- es un ion que se ajusta a la fórmula AX_2E_3 a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 5 con una disposición de bipirámide trigonal y geometría **lineal** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



La respuesta correcta es la a.

4.186. Si la estructura de Lewis del ácido nitroso es la que se muestra en la figura,



¿cuál es la carga formal del nitrógeno?

- a) -1
- b) 0
- c) +1
- d) +3

(O.Q.L. País Vasco 2013)

La carga formal de un átomo en una estructura es igual a:

$$\text{carga formal} = \text{carga del "core"} (\# e^- \text{ de valencia}) - \# e^- \text{ solitarios} - \frac{1}{2} \# e^- \text{ compartidos}$$

La carga formal sobre el átomo de nitrógeno es:

$$c = 5 - 2 - 3 = 0$$

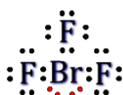
La respuesta correcta es la b.

4.187. ¿Cuál es la geometría molecular del BrF_3 ?

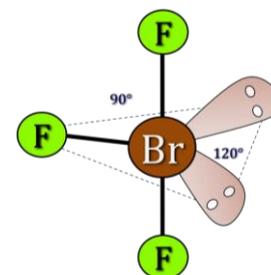
- a) Tetraédrica
- b) En forma de T
- c) Trigonal plana
- d) Pirámide trigonal

(O.Q.L. Madrid 2013)

La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de bromo** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BrF_3 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ con una disposición de bipirámide trigonal y al átomo central su geometría “forma de T”, debido a la presencia de dos pares de electrones solitarios sobre el átomo de bromo, en la que los ángulos de enlace aproximados son de 90° y 120° .



La respuesta correcta es la c.

(En la cuestión propuesta en La Rioja 2010 se pregunta el ClF_3).

4.188. Indique la proposición correcta:

- Un orbital molecular del tipo π puede formarse por combinación de un orbital p_x de un átomo con el orbital p_x de otro átomo, cuando los dos átomos se unen según la dirección del eje x.
- Un enlace triple equivale a dos enlaces σ y uno π .
- La energía de un enlace covalente es mayor cuanto mayor sea la superposición de los orbitales atómicos que los forman.
- La energía de un enlace doble $\text{O}=\text{O}$ es justamente el doble que la energía del enlace simple $\text{O}-\text{O}$.

(O.Q.L. Baleares 2013)

a) Falso. Cuando dos orbitales atómicos p_x se unen según la dirección del eje x forman un orbital molecular σ .

b) Falso. Un enlace triple está constituido por un enlace σ y dos enlaces π .

c) **Verdadero.** Cuánto más electronegativos sean los átomos que forman un enlace covalente mayor será la atracción que ejerce el núcleo de cada uno sobre la nube electrónica del otro, lo que ocasiona mayor solapamiento de orbitales y que por ello el enlace formado sea más fuerte, es decir, que su energía sea mayor.

d) Falso. Un enlace doble está constituido por un enlace σ y un enlace π , y como ambos tienen diferente energía, la energía del enlace doble nunca podrá ser el que la energía del enlace sencillo.

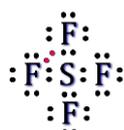
La respuesta correcta es la c.

4.189. Usando el modelo de repulsión de pares de electrones de valencia (TRPEV), se puede decir que la estructura molecular que mejor describe al SF_4 es:

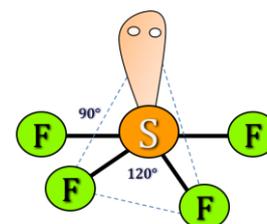
- | | |
|------------------------|-------------------------------|
| a) Lineal | e) Ninguna de las anteriores. |
| b) Plano cuadrada | f) Pirámide cuadrada |
| c) Tetraédrica | g) Bipirámide trigonal |
| d) Pirámide triangular | h) Tetraédrica distorsionada |

(O.Q.N. Asturias 2014) (O.Q.N. Salamanca 2018)

La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y como solo hay unidos cuatro ligandos al átomo central su geometría es de “balancín”.



La respuesta correcta es la e.

4.190. La estructura de la molécula de SO_2 es:

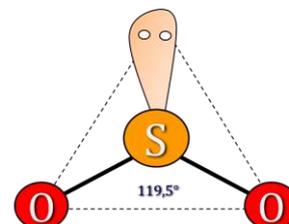
- $\text{O}-\text{S}-\text{O}$ Angular
- $\text{S}-\text{O}-\text{O}$ Lineal
- $\text{S}-\text{O}-\text{O}$ Angular
- $\text{O}-\text{S}-\text{O}$ Lineal
- $\text{S}-\text{O}-\text{O}$ Cíclica

(O.Q.N. Asturias 2014)

La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de azufre** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y geometría **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



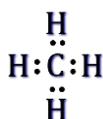
La respuesta correcta es la a.

4.191. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta momento dipolar?

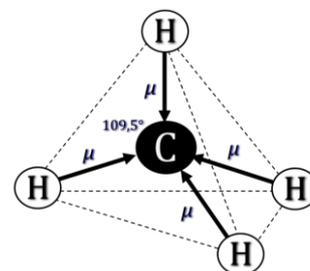
- BeCl_2
- CO_2
- CH_4
- SF_6
- SO_2

(O.Q.N. Asturias 2014)

La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

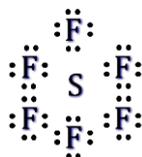


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

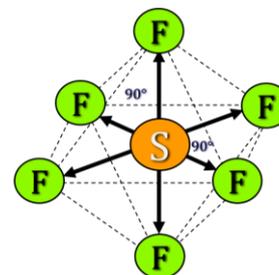


Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:

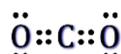


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide cuadrada.



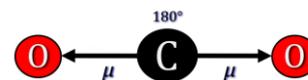
Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

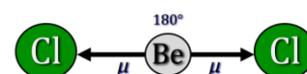


La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de bromo es:

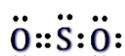


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

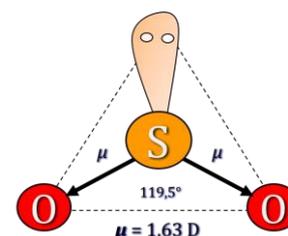


La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 \text{ D}$) y la molécula es polar.



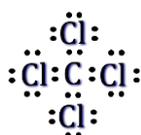
La respuesta correcta es la e.

4.192. Ordene las siguientes sustancias por orden de polaridad decreciente:

- $\text{Cl}_2 > \text{HCl} > \text{NaCl} > \text{CCl}_4$
- $\text{HCl} > \text{Cl}_2 > \text{CCl}_4 > \text{NaCl}$
- $\text{NaCl} > \text{HCl} > \text{CCl}_4 > \text{Cl}_2$
- $\text{NaCl} > \text{CCl}_4 > \text{HCl} > \text{Cl}_2$

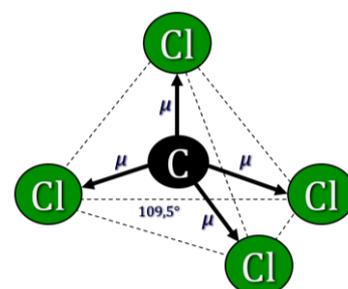
(O.Q.L. Baleares 2014) (O.Q.L. Baleares 2015)

La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



- La estructura de Lewis de la molécula de cloruro de hidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE₃ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos y como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) el enlace es polar y la molécula también lo es ($\mu = 1,11$ D).

- La estructura de Lewis de la molécula de dicloro es:



El Cl₂ es una molécula con enlace predominantemente covalente formada por dos átomos iguales. Por este motivo no se forma ningún dipolo entre los átomos y la molécula es no polar.

- El NaCl es una sustancia con enlace predominantemente iónico debido a la gran diferencia de electronegatividad existente en los elementos que la integran, $\chi_{\text{Cl}} = 3,16$ y $\chi_{\text{Na}} = 0,93$. Por este motivo, el enlace entre ambos elementos es muy polar ($\mu = 9,00$ D)

El orden correcto de polaridad decreciente (creciente) es:



La respuesta correcta es la c.

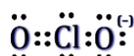
(En la cuestión propuesta en Baleares 2014 se pregunta polaridad creciente).

4.193. La geometría molecular de la especie ClO₂⁻ es:

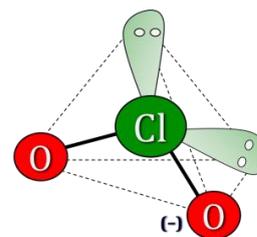
- Lineal
- Angular
- Tetraédrica
- Pirámide trigonal
- La especie no existe.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

La estructura de Lewis del ion **clorito** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClO₂⁻ es un ion que se ajusta a la fórmula AX₂E₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 con una disposición tetraédrica y geometría **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



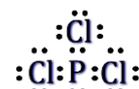
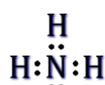
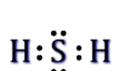
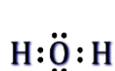
La respuesta correcta es la b.

4.194. ¿En cuál de las siguientes especies se necesita recurrir a estructuras electrónicas resonantes para describirlas adecuadamente?

- H₂O
- NO₃⁻
- H₂S
- NH₃
- PCl₃
- O₃

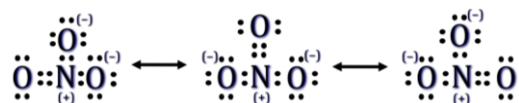
(O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de H₂O, H₂S, NH₃ y PCl₃ son:

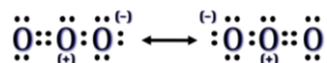


Como se puede observar en las estructuras, estas sustancias no presentan enlaces múltiples por lo que no existe la posibilidad de resonancia en ellas.

- El ion NO_3^- se representa mediante **tres estructuras resonantes**:



- La molécula de O_3 se representa mediante **dos estructuras resonantes**:



Las respuestas correctas son **b** y **f**.

4.195. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta momento dipolar?

- BeF_2
- PF_3
- SiCl_4
- BF_3
- CS_2

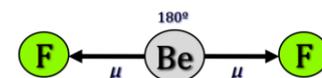
(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

- La estructura de Lewis de la moléculas de difluoruro de berilio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

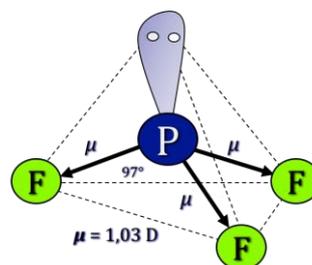
Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



- La estructura de Lewis de la moléculas de trifluoruro de fósforo es:

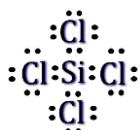


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

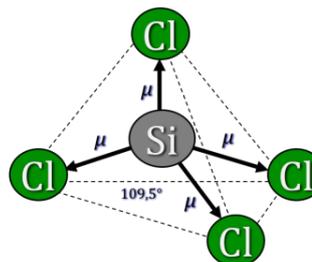


Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,03 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

- La estructura de Lewis de la moléculas de tetracloruro de silicio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor



del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

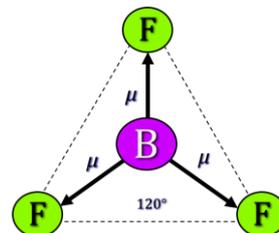
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el silicio ($\chi = 1,90$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la moléculas de trifluoruro de boro es:

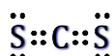


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.

Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

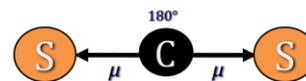


▪ La estructura de Lewis de la molécula de disulfuro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CS_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



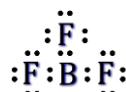
La respuesta correcta es la **b**.

4.196. El trifluoruro de boro es una molécula cuya forma geométrica es:

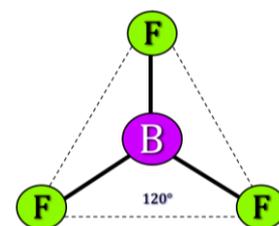
- | | |
|---------------------|-----------------|
| a) Lineal | e) Cuadrangular |
| b) Plana triangular | f) Forma de T |
| c) Tetraédrica | |
| d) Piramidal | |

(O.Q.L. Castilla y León 2014) (O.Q.L. Madrid 2014) (O.Q.L. Valencia 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular plana**.



La respuesta correcta es la **b**.

4.197. Los orbitales híbridos que utiliza el átomo de azufre en los enlaces sigma con los átomos de oxígeno del dióxido de azufre se denominan:

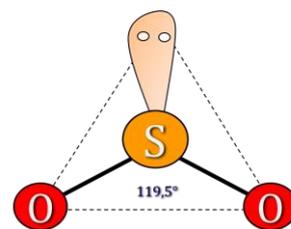
- sp
- sp^2
- sp^3
- dsp^2

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de azufre** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central. Un átomo que se rodea de tres orbitales híbridos presenta hibridación sp^2 .



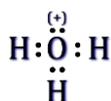
La respuesta correcta es la **b**.

4.198. ¿Cuál de las siguientes moléculas o iones no presenta geometría tetraédrica?

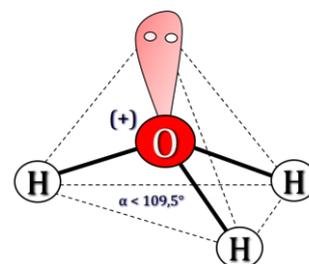
- H_3O^+
- SF_4
- AlCl_4^-
- CF_4

(O.Q.L. La Rioja 2014)

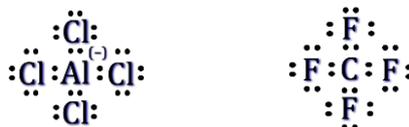
La estructura de Lewis del ion **oxidanio** es:



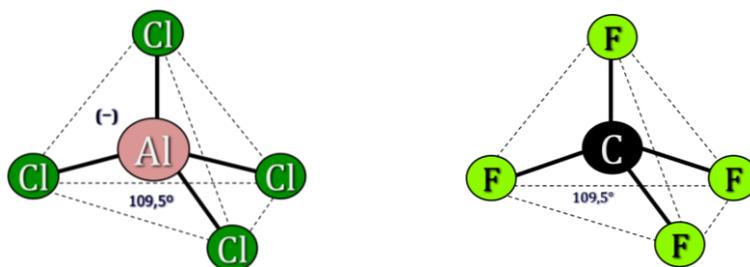
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_3O^+ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica pero como solo hay tres ligandos unidos al átomo central su geometría es **piramidal**.



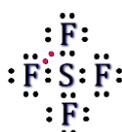
Las estructuras de Lewis del ion tetracloruroaluminato(1-) y de la molécula de tetrafluoruro de carbono son:



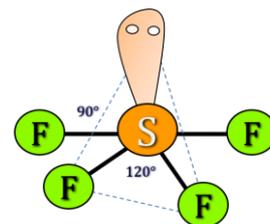
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, AlCl_4^- y CF_4 son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:



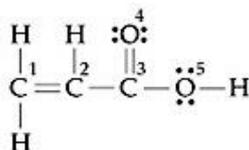
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría de **balancín** ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central y es la que presenta menos repulsiones de 90° entre el par de electrones solitario y los pares de electrones enlazantes.



Las respuestas correctas son **a** y **b**.

4.199. ¿Cuál es la hibridación de los átomos de carbono 1, 2 y 3, respectivamente, en la estructura de la figura?

- a) sp^3 , sp , sp^2
 b) sp^2 , sp , sp^2
 c) sp^3 , sp^2 , sp^2
 d) sp^2 , sp^2 , sp^2



(O.Q.L. La Rioja 2014)

- El átomo de carbono que tiene todos los enlaces sencillos presenta hibridación sp^3 .
- El átomo de **carbono** que tiene un **enlace doble** presenta **hibridación sp^2** .
- El átomo de carbono que tiene un enlace triple presenta hibridación sp .

Los tres átomos de la molécula tienen un doble enlace, por lo tanto, **todos presentan hibridación sp^2** .

La respuesta correcta es la **d**.

4.200. ¿Cuál de la siguientes moléculas tiene momento dipolar no nulo?

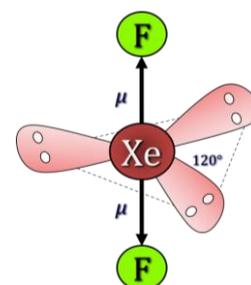
- a) XeF_2
 b) ClF_3
 c) HgCl_2
 d) GeCl_4

(O.Q.L. Valencia 2014)

- La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de xenón es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría lineal ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

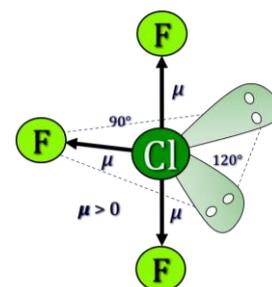


Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el xenón ($\chi = 2,60$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de cloro** es:

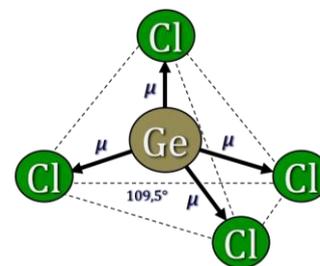
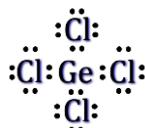


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría es "forma de T" debido a los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de cloro.



Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el cloro ($\chi = 3,16$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu > 0$) y la molécula es **polar**.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de germanio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el GeCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

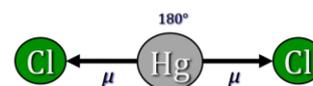
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el germanio ($\chi = 2,01$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de mercurio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HgCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el mercurio ($\chi = 2,00$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



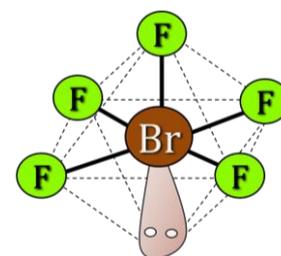
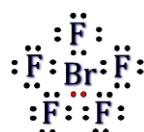
La respuesta correcta es la **b**.

4.201. La geometría molecular de la molécula de BrF_5 es:

- Bipirámide trigonal
- Octaédrica
- Pirámide de base cuadrada distorsionada
- Pentagonal plana

(O.Q.L. Valencia 2014) (O.Q.L. Sevilla 2018)

La estructura de Lewis de la molécula de **pentafluoruro de bromo** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BrF_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es octaédrica y su geometría es de **pirámide de base cuadrada distorsionada** ya que solo hay cinco ligandos unidos al átomo central.

La respuesta correcta es la **c**.

4.202. ¿Cuál de las siguientes especies presenta algún electrón desapareado?

- N_2O
- NO^+
- CN^-
- NO

(O.Q.L. Valencia 2014)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



La molécula de **NO** presenta un electrón desapareado, se trata de una especie paramagnética.

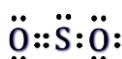
La respuesta correcta es la **d**.

4.203. Las moléculas SO₂, SO₃, NH₃, CH₄ y PCl₅ se pueden clasificar en dos grupos: polares y apolares. Señale la respuesta correcta:

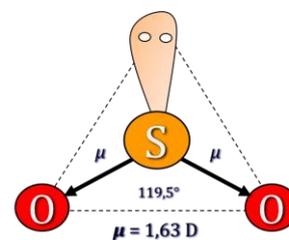
- | | |
|--|--|
| a) Polares: SO ₂ , NH ₃ | Apolares: SO ₃ , CH ₄ , PCl ₅ |
| b) Polares: SO ₂ , SO ₃ , NH ₃ | Apolares: CH ₄ , PCl ₅ |
| c) Polares: SO ₂ , NH ₃ , PCl ₅ | Apolares: SO ₃ , CH ₄ |
| d) Polares: SO ₂ , SO ₃ | Apolares: NH ₃ , CH ₄ , PCl ₅ |

(O.Q.L. Valencia 2014)

La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de azufre** es:

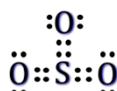


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el **SO₂** es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂E a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



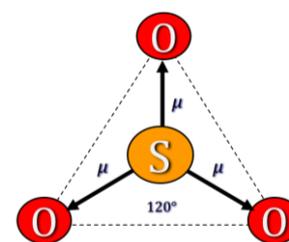
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63$ D) y la molécula es **polar**.

La estructura de Lewis, considerando capa de valencia expandida, de la molécula de **trióxido de azufre** es:

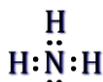


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el **SO₃** es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₃ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición y geometría es triangular.

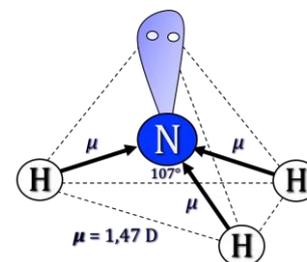
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



La estructura de Lewis de la molécula de **amoniaco** es:

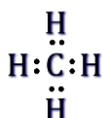


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el **NH₃** es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₃E a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

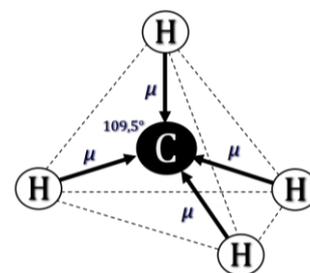


Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47$ D) y la molécula es **polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de **metano** es:

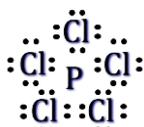


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

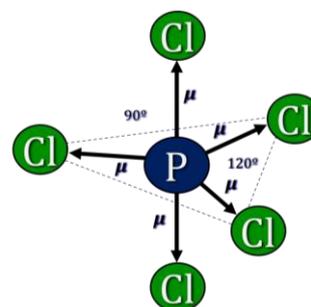


Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de **pentacloruro de fósforo** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide triangular.

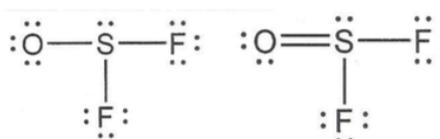


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

La respuesta correcta es la a.

4.204. ¿Qué relación existe entre las dos estructuras químicas mostradas a continuación?

- Son isómeros geométricos
- Son enantiómeros
- Son formas resonantes
- Son isómeros estructurales
- Son estereoisómeros



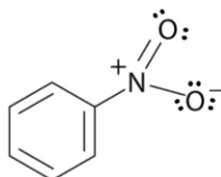
(O.Q.L. Madrid 2014)

Las dos estructuras propuestas para el compuesto de fórmula SOF_2 son **formas resonantes** ya que solo cambia en ellas un par de electrones solitario del oxígeno que se convierte en un par de enlace.

La respuesta correcta es la c.

4.205. Si la estructura de Lewis del ácido nitroso es la que se muestra en la figura, ¿cuál es la carga formal del nitrógeno?

- 1
- 0
- +1
- +3
- +5



(O.Q.L. País Vasco 2014)

La carga formal de un átomo en una estructura es igual a:

$$\text{carga formal} = \text{carga del "core"} (\# e^- \text{ de valencia}) - \# e^- \text{ solitarios} - \frac{1}{2} \# e^- \text{ compartidos}$$

La carga formal sobre el átomo de nitrógeno es:

$$c = 5 - 0 - 4 = +1$$

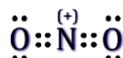
La respuesta correcta es la c.

4.206. ¿Cuál es la especie, entre las siguientes, que presenta el mayor ángulo de enlace?

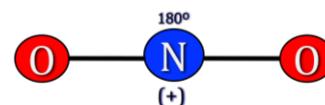
- a) NO_2^+
- b) NO_2
- c) NO_2^-
- d) NO_3^-
- e) NO_4^{3-}

(O.Q.L. País Vasco 2014)

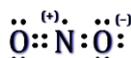
▪ La estructura de Lewis del ion dioxidonitrógeno(1+) es:



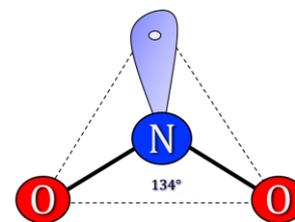
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2^+ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal** con un ángulo de enlace de 180° .



▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de nitrógeno es:

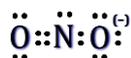


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

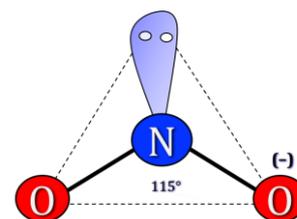


El ángulo de enlace es algo menor de 120° debido a la repulsión que provoca el electrón desapareado que hay sobre el átomo de nitrógeno.

▪ La estructura de Lewis del ion nitrito es:

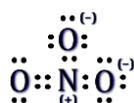


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

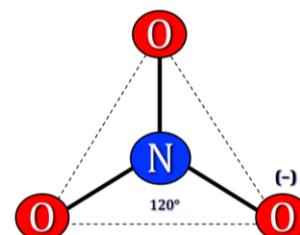


El ángulo de enlace es algo menor de 120° debido a la repulsión que provoca par de electrones solitarios que hay sobre el átomo de nitrógeno.

▪ La estructura de Lewis del ion nitrato es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular plana en la que los ángulos de enlace son de 120° .



- La especie NO_4^{3-} no puede existir ya que implicaría que el átomo de nitrógeno se rodease de más de ocho electrones, lo que no es posible para un elemento del segundo periodo.

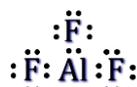
La respuesta correcta es la a.

4.207. ¿Cuál de la siguientes especies moleculares tiene momento dipolar distinto de cero?

- I_3^-
- AlF_3
- SF_6
- PCl_5
- ClF_3

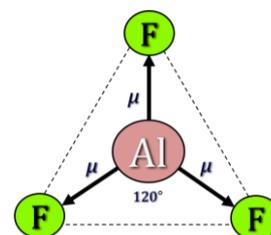
(O.Q.N. Madrid 2015)

- La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de aluminio es:

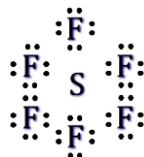


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AlF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el aluminio ($\chi = 1,61$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

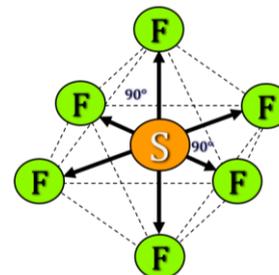


- La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:

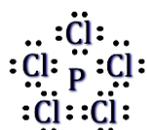


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide cuadrada.

Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

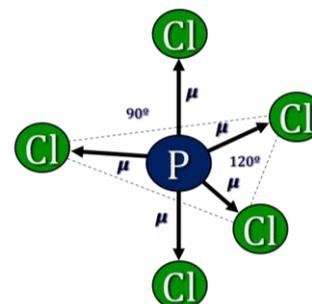


- La estructura de Lewis de la molécula de pentacloruro de fósforo es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide triangular.

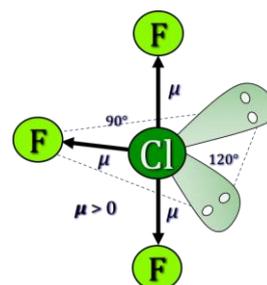
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



- La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de cloro** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría es “forma de T” debido a la presencia de dos pares de electrones solitarios sobre el átomo de cloro.

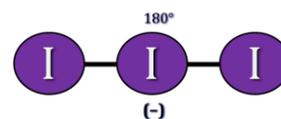


Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el cloro ($\chi = 3,16$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es no nula ($\mu > 0$) y la molécula es **polar**.

- La estructura de Lewis del ion **triioduro** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el I_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

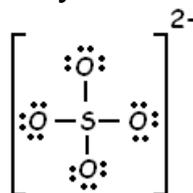


Esta especie no es molecular, es iónica, y por ese motivo es **polar** ya que tiene carga eléctrica neta.

La respuesta correcta es la e.

4.208. Las cargas formales sobre los átomos de S y O en la siguiente estructura de Lewis son, respectivamente:

- +6, -2
- 0, 0
- 2, 0
- +2, 0
- +2, -1



(O.Q.N. Madrid 2015) (O.Q.L. La Rioja 2016)

La carga formal de un átomo en una estructura es igual a:

$$\text{carga formal} = \text{carga del "core"} (\# e^- \text{ de valencia}) - \# e^- \text{ solitarios} - \frac{1}{2} \# e^- \text{ compartidos}$$

Las cargas formales sobre ambos elementos son:

átomo	carga
S	$6 - 0 - 4 = +2$
O	$6 - 6 - 1 = -1$

La respuesta correcta es la e.

4.209. La hibridación que presentan los átomos de carbono en la molécula:



- $sp, sp, sp^3, sp^2, sp^3, sp^2$
- $sp^3, sp^3, sp^3, sp^2, sp^3, sp^2$
- $sp, sp, sp^3, sp^3, sp^2, sp^2$
- $sp, sp, sp^3, sp^2, sp^2, sp^3$

(O.Q.L. La Rioja 2015)

- El átomo de **carbono** que tiene todos los **enlaces sencillos** presenta **hibridación sp^3** .
- El átomo de **carbono** que tiene un **enlace doble** presenta **hibridación sp^2** .

- El átomo de **carbono** que tiene un **enlace triple** presenta **hibridación sp** .

La hibridación que presenta cada uno de los átomos de la molécula, de izquierda a derecha, es:



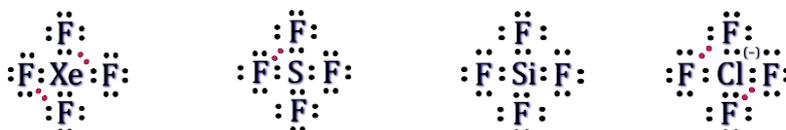
La respuesta correcta es la **b**.

4.210. ¿Cuál de las siguientes especies el átomo central sigue la regla del octeto?

- XeF_4
- SF_4
- SiF_4
- ClF_4^-

(O.Q.L. La Rioja 2015)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



Como se observa en la estructuras de Lewis, la única especie que **cumple la regla del octeto** es SiF_4 .

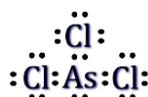
La respuesta correcta es la **c**.

4.211. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta para la molécula de $AsCl_3$:

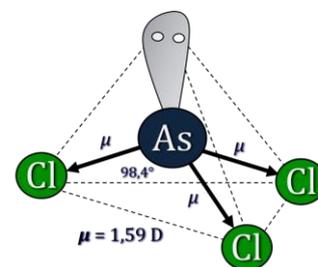
- Es una molécula polar y con geometría tetraédrica.
- La hibridación del átomo de As es sp^3 y su geometría es tetraédrica.
- Es una molécula apolar con una hibridación sp^2 para el As y su geometría es trigonal plana.
- El As presenta una hibridación sp^3 y la molécula es polar y con geometría piramidal trigonal.

(O.Q.L. La Rioja 2015)

La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de arsénico** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $AsCl_3$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es **piramidal trigonal** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el arsénico ($\chi = 2,18$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,59$ D) y la molécula es **polar**.

Una molécula que acuerdo con el modelo RPECV le corresponde un número estérico igual a 4 su átomo central presenta **hibridación sp^3** y tiene cuatro orbitales híbridos de este tipo.

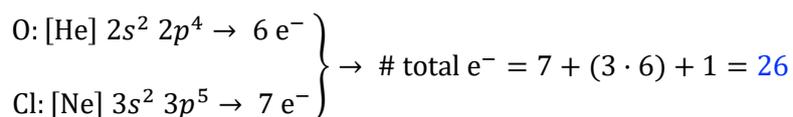
La respuesta correcta es la **d**.

4.212. ¿Cuál es el número de electrones de valencia del ion ClO_3^- ?

- 24
- 26
- 28
- 32

(O.Q.L. La Rioja 2015)

Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran esta especie son:



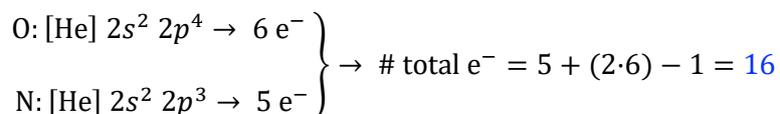
La respuesta correcta es la **b**.

4.213. ¿Cuál de las siguientes especies es isoelectrónica con NO_2^+ ?

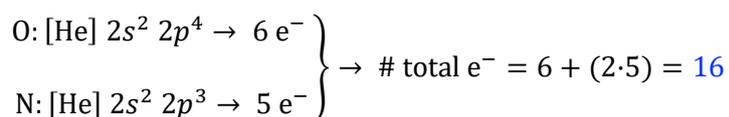
- a) N_2O
- b) NO_2^-
- c) NH_2^-
- d) SO_2

(O.Q.L. La Rioja 2015)

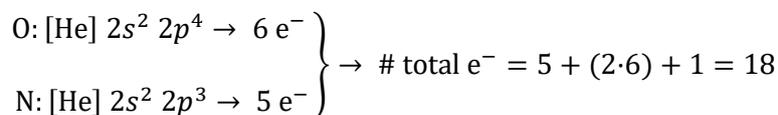
Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie NO_2^+ y el número total de electrones de valencia son:



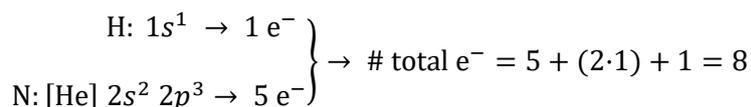
a) **Verdadero**. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie N_2O y el número total de electrones de valencia son:



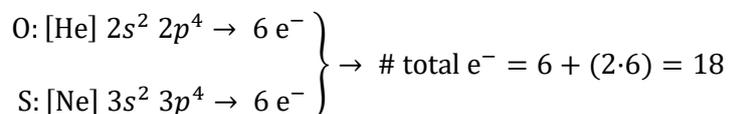
b) Falso. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie NO_2^- y el número total de electrones de valencia son:



c) Falso. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie NH_2^- y el número total de electrones de valencia son:



d) Falso. Las configuraciones electrónicas de los elementos que integran la especie SO_2 y el número total de electrones de valencia son:



Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen el mismo número de electrones, en este caso, NO_2^+ y N_2O .

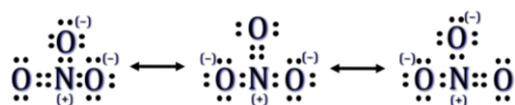
La respuesta correcta es la **a**.

4.214. ¿Cuántas formas resonantes pueden escribirse para el anión nitrato, NO_3^- ?

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4

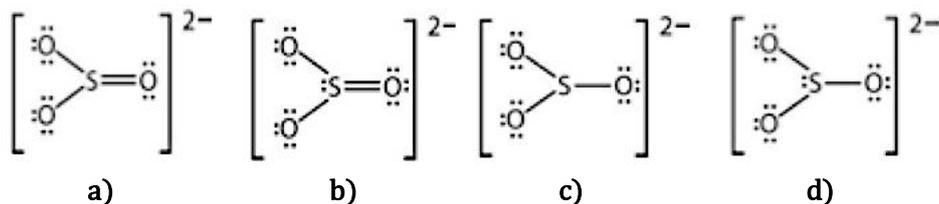
(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

Se trata de una especie que presenta resonancia y que tiene 3 estructuras de Lewis que constituyen un "híbrido de resonancia":



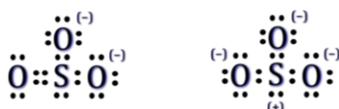
La respuesta correcta es la c.

4.215. ¿Qué estructura de Lewis es válida para el anión sulfito, SO_3^{2-} ?



(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

La estructura de Lewis del anión sulfito puede escribirse de dos formas distintas, una considerando la capa de valencia expandida (izquierda) y otra considerando octeto completo (derecha):



Los datos experimentales sugieren que la correcta es la que presenta la capa de valencia expandida, aunque se suele considerar que existe resonancia entre ambas estructuras.

Las respuestas correctas son b y d.

4.216. ¿En cuál de las siguientes moléculas es menor el ángulo de enlace F-X-F:

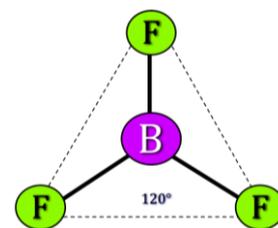
- BF_3
- CF_4
- NF_3
- OF_2

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

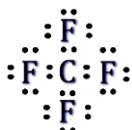
▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



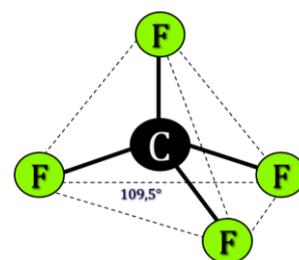
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es trigonal plana en la que los ángulos de enlace de 120° .



▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de carbono es:



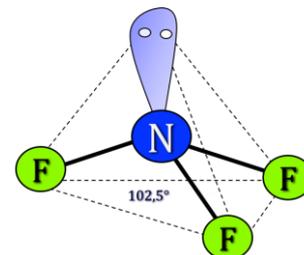
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica en la que los ángulos de enlace son de $109,5^\circ$.



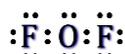
- La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de nitrógeno es:



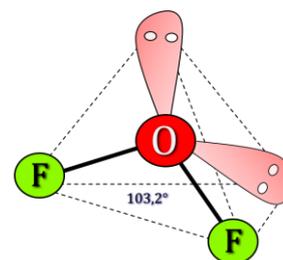
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y como solo hay tres ligandos unidos al átomo central su geometría es piramidal con ángulos de enlace menores de $109,5^\circ$ debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitario situado sobre el átomo de nitrógeno.



- La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de oxígeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el OF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y como solo hay dos ligandos unidos al átomo central su geometría es angular con un ángulo de enlace inferior a $109,5^\circ$ debido a la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de oxígeno.



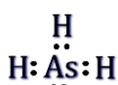
La respuesta correcta es la **d**.

4.217. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene momento dipolar?

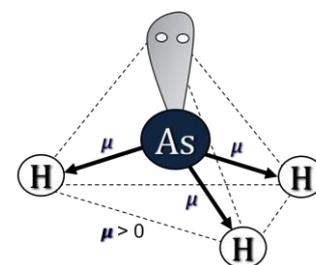
- AsH_3
- CCl_4
- PF_5
- CO_2

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

- La estructura de Lewis de la molécula de arsano es:

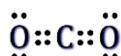


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AsH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



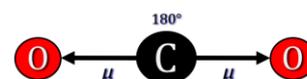
Como el arsénico ($\chi = 2,18$) es menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu > 0$) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

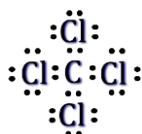


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

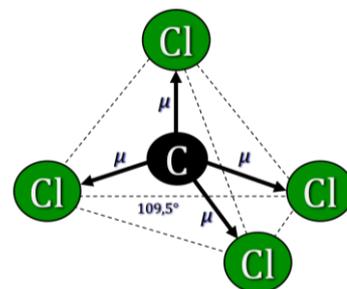
Como el carbono ($\chi = 2,55$) es menos electronegativo que el oxígeno ($\chi = 3,44$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



- La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:

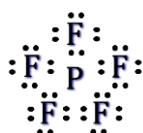


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

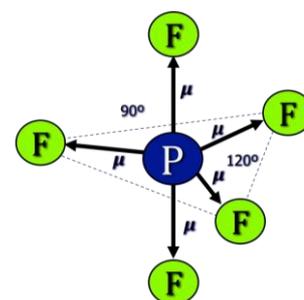


Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de pentafluoruro de fósforo es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PF_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide trigonal.



Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la a.

4.218. Según el MRPECV, ¿cuál de las siguientes especies tiene todos los átomos en el mismo plano?



- Solo la 1
- Solo la 2
- Tanto 1 como 2
- Ninguna de las dos

(O.Q.L. Castilla y León 2015) (O.Q.L. La Rioja 2015)

Las estructuras de Lewis de ambas especies son:



- De acuerdo con la notación del modelo de RPECV la **especie 1** tiene una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central que se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y su geometría es **triangular**.
- La **especie 2** tiene una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central que se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica pero su geometría es **piramidal** ya que solo hay tres átomos unidos al átomo central.

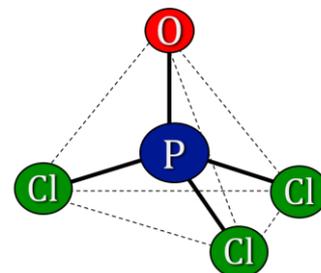
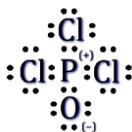
La respuesta correcta es la a.

4.219. La forma geométrica de la molécula POCl_3 es:

- Cuadrada plana
- Tetraédrica
- Triangular
- Piramidal

(O.Q.L. Castilla y León 2015) (O.Q.L. Galicia 2015)

La estructura de Lewis de la molécula de **triclorurooxidofósforo** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el POCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y su geometría es **tetraédrica**.

La respuesta correcta es la **b**.

4.220. ¿Cuál de las siguientes moléculas cumple la regla del octeto?

- BH_3
- PCl_5
- SF_6
- O_3

(O.Q.L. Valencia 2015)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



La única molécula que **cumple la regla del octeto** es O_3 .

La respuesta correcta es la **d**.

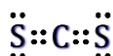
(Cuestión similar a Castilla y León 1998 y 1999, Extremadura 2003 y 2013).

4.221. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta geometría lineal?

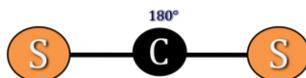
- SO_2
- CS_2
- O_3
- NO_2

(O.Q.L. Valencia 2015)

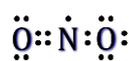
La estructura de Lewis de la molécula de **disulfuro de carbono** es:



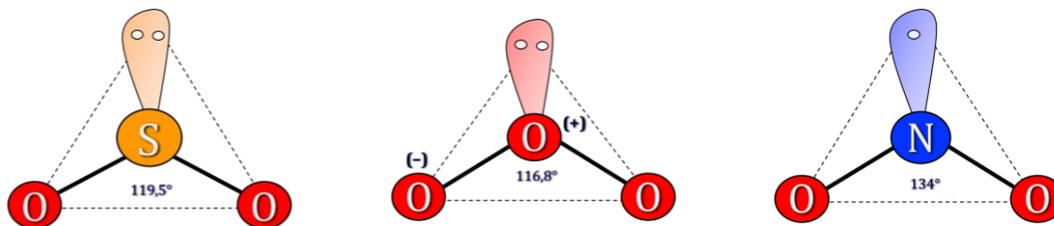
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CS_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal**.



- Las estructuras de Lewis de las moléculas de dióxido de azufre, ozono y dióxido de nitrógeno son:

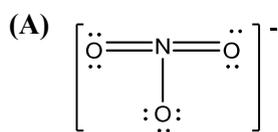


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_2 , O_3 y NO_2 , son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

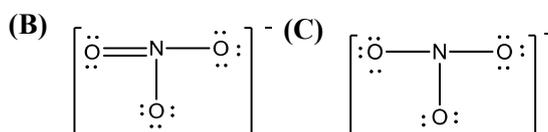


La respuesta correcta es la **b**.

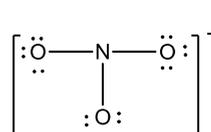
4.222. ¿Qué estructura de Lewis es válida para el anión nitrato, NO_3^- ?



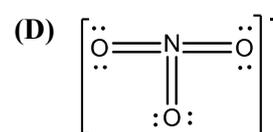
a)



b)



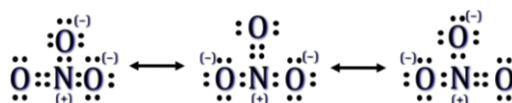
c)



d)

(O.Q.L. Valencia 2015)

La estructura de Lewis del anión nitrato, que presenta tres formas resonantes, es:



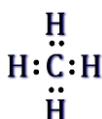
La respuesta correcta es la **b**.

4.223. De las siguientes especies solo una tiene momento dipolar:

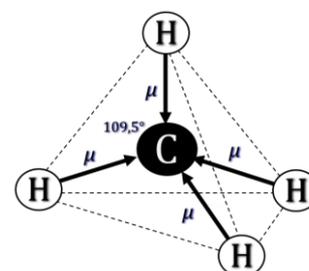
- a) CH_4
b) BF_3
c) BeH_2
d) H_2S

(O.Q.L. Valencia 2015)

- La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

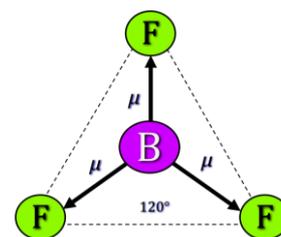


Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.



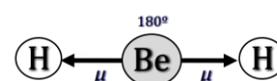
Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$), los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de dihidruro de berilio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeH_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el berilio ($\chi = 1,57$) es menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

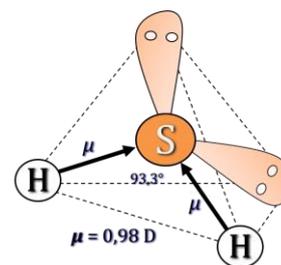


- La estructura de Lewis de la molécula de **sulfuro de dihidrógeno** es:



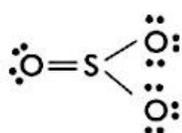
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,98 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

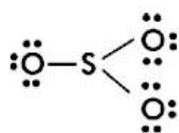


La respuesta correcta es la **d**.

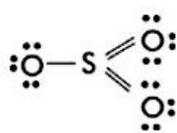
4.224. ¿Cuál de las siguientes es la estructura de Lewis del trióxido de azufre?



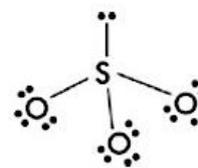
a)



b)



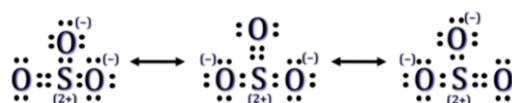
c)



d)

(O.Q.L. Murcia 2015)

La molécula de SO_3 presenta resonancia y, sin considerar la capa de valencia expandida, tiene tres estructuras de Lewis que constituyen un "híbrido de resonancia":



La respuesta correcta es la **a**.

4.225. En base a la geometría molecular, ¿cuál de las siguientes opciones es la correcta?

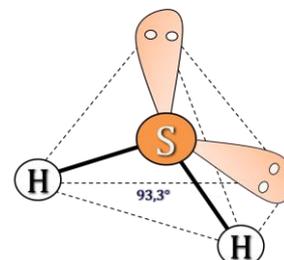
- a) H_2S : lineal
- b) CO_2 : lineal
- c) SiH_4 : pirámide trigonal
- d) AsH_3 : plana trigonal

(O.Q.L. Murcia 2015)

- La estructura de Lewis de la molécula de **sulfuro de dihidrógeno** es:



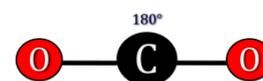
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **angular** ya que hay solo dos ligandos unidos al átomo central.



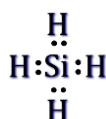
- La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:



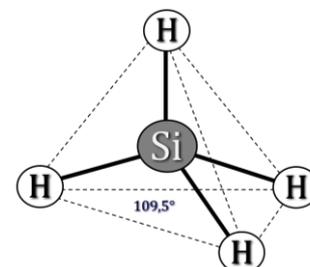
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal**.



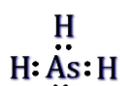
- La estructura de Lewis de la molécula de **silano** es:



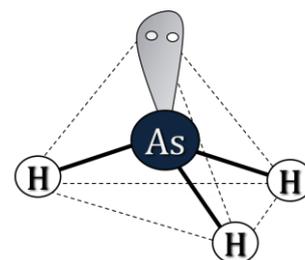
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



- La estructura de Lewis de la molécula de **arsano** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AsH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **piramidal** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



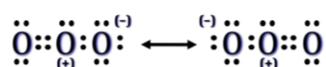
La respuesta correcta es la **b**.

4.226. Dos especies alotrópicas del oxígeno son el oxígeno molecular, O_2 , y el ozono, O_3 . Ambas moléculas cumplen la regla del octeto, adquiriendo todos los átomos de oxígeno la configuración de gas noble en ambas moléculas. De las siguientes afirmaciones, una de ellas es falsa:

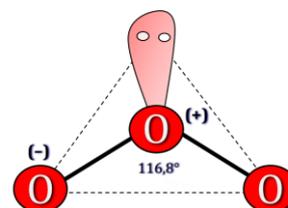
- a) La geometría del O_2 es lineal.
- b) La geometría del O_3 es angular.
- c) Según la estructura de Lewis, el átomo central en el ozono tiene carga nula.
- d) El orden de enlace en la molécula de O_2 es 2.
- e) La molécula de ozono puede describirse a través de dos estructuras resonantes.

(O.Q.L. País Vasco 2015)

- El **ozono** es una sustancia que presenta resonancia y su estructura de Lewis es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el O_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central. Su **orden de enlace es $1\frac{1}{2}$** ya que esta molécula presenta resonancia.



- El **oxígeno molecular** es una sustancia cuya estructura de Lewis es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el O_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **lineal** ya que está formada por solo dos átomos. Su **orden de enlace es 2** ya que ambos átomos están unidos por dos pares de electrones.

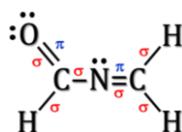
La respuesta correcta es la **c**.

4.227. ¿Cuál es el número total de enlaces σ y π en la molécula de CH_3NCO ?

- 6 y 2
- 4 y 2
- 6 y 4
- 4 y 4

(O.Q.L. Extremadura 2015)

La estructura de Lewis de molécula de CH_3NCO es:



En ella se observa que presenta tres enlaces sencillos $\text{C}\text{---}\text{H}$ y un enlace sencillos $\text{C}\text{---}\text{N}$ que son enlaces σ y un enlace doble $\text{C}=\text{C}$ y otro $\text{C}=\text{N}$ formado, cada uno, por un enlace σ y otro π . En total, son **6 enlaces σ** y **2 enlaces π** .

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ciudad Real 1997 y otras).

4.228. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

- Todos los enlaces $\text{O}\text{---}\text{H}$ son π .
- Todos los enlaces $\text{C}\text{---}\text{H}$ son σ .
- Todos los enlaces $\text{C}\text{---}\text{C}$ consisten en un enlace σ y un enlace π .
- Todos los enlaces $\text{C}\text{---}\text{C}$ son π .

(O.Q.L. Extremadura 2015)

a) Falso. El enlace $\text{O}\text{---}\text{H}$ implica el solapamiento de un orbital híbrido sp^3 del oxígeno y el orbital atómico $1s$ del hidrógeno y la consiguiente formación de un orbital molecular σ .

b) **Verdadero**. El enlace $\text{C}\text{---}\text{H}$ implica el solapamiento de un orbital híbrido sp^3 del carbono y el orbital atómico $1s$ del hidrógeno y la consiguiente formación de un orbital molecular σ .

c-d) Falso. El enlace $\text{C}\text{---}\text{C}$ implica el solapamiento entre un orbital híbrido sp^3 de cada carbono y la consiguiente formación de un orbital molecular σ .

La respuesta correcta es la **b**.

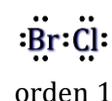
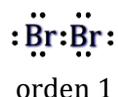
4.229. Indique cuál de los siguientes enlaces será de mayor longitud de enlace:

- O₂
- N₂
- Br₂
- BrCl

(O.Q.L. Extremadura 2015)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. Si el orden de enlace aumenta, la longitud del enlace decrece y la energía del enlace aumenta.

A la vista de las respectivas estructuras de Lewis:



Respecto a la longitud de los dos enlaces de orden 1, el **enlace que presenta la molécula de Br₂ es más largo** que el que existe en la de BrCl debido a que los dos átomos son iguales y la molécula es no polar.

Consultando la bibliografía, se confirma que los valores de la distancia de enlace (pm) de las especies propuestas son:



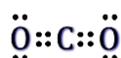
La respuesta correcta es la **c**.

4.230. Dado el siguiente grupo de sustancias: H₂O, Li₂O, CO₂, HCN y KOH, indique cuál es la afirmación verdadera:

- El H₂O y el HCN son moléculas angulares.
- El Li₂O y el KOH son moléculas polares.
- El CO₂ y el H₂O son moléculas apolares.
- Ninguna de las anteriores es cierta.

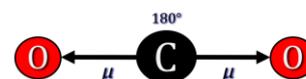
(O.Q.N. Alcalá 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO₂ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y geometría es **lineal**.

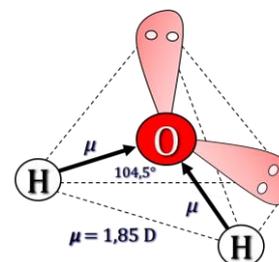
Como el oxígeno (χ = 3,44) es más electronegativo que el carbono (χ = 2,55) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



La estructura de Lewis de la molécula de **agua** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H₂O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂E₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

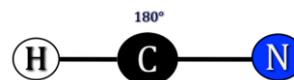


Como el oxígeno (χ = 3,44) es más electronegativo que el hidrógeno (χ = 2,20) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula (μ = 1,85 D) y la molécula es **polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de **cianuro de hidrógeno** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el **HCN** es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y su geometría es **lineal**.



- Las sustancias Li_2O y KOH contienen metales alcalinos por lo que su enlace es predominantemente iónico y no forman moléculas sino redes cristalinas iónicas.

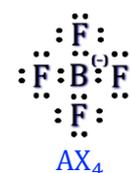
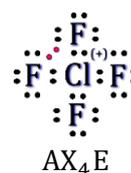
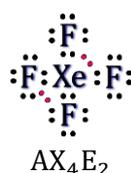
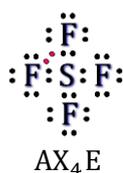
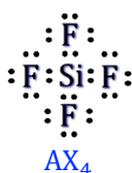
La respuesta correcta es la **d**.

4.231. ¿Cuál de las siguientes especies tiene la misma distribución electrónica alrededor del átomo central de la molécula de SiF_4 ?

- SF_4
- XeF_4
- ClF_4^+
- BF_4^-

(O.Q.N. Alcalá 2016)

Las estructuras de Lewis y las fórmulas, según el modelo RPECV, para las especies propuestas son:



El BF_4^- es la única especie cuya distribución electrónica coincide con la del SiF_4 .

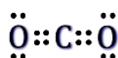
La respuesta correcta es la **d**.

4.232. ¿Cuáles de los siguientes grupos de moléculas son lineales?

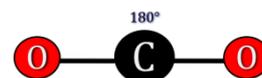
- SO_2 , CO_2 , HCN , OF_2
- CS_2 , CO_2 , HCN , N_2
- SO_2 , H_2O , HClO , OF_2
- SO_2 , CO , SiO_2 , N_2

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

- La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:



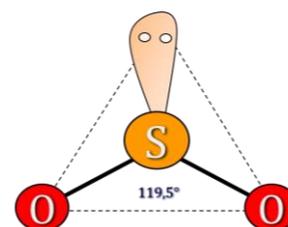
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el **CO_2** es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal**.



- La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de azufre** es:



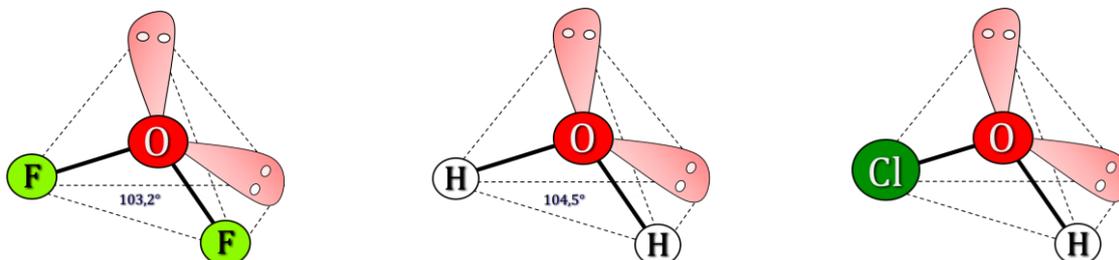
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el **SO_2** es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría es **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



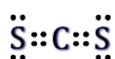
- Las estructuras de Lewis de las moléculas de **difluoruro de oxígeno**, **agua** y **ácido hipocloroso** son:



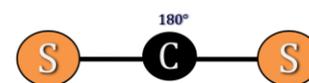
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, **OF₂**, **H₂O** y **HClO** son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂E₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



- La estructura de Lewis de la molécula de **disulfuro de carbono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el **CS₂** es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y geometría es **lineal**.

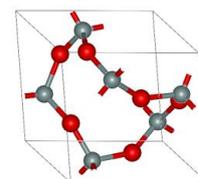


- Las estructuras de Lewis de las moléculas de **dinitrógeno** y **monóxido de carbono** son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, **N₂** y **CO** son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y geometría es **lineal** ya que están formadas por solo dos átomos.

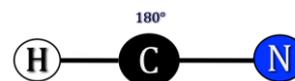
- El caso del SiO₂ es completamente distinto, ya que aunque se trata de una sustancia en la que existen enlaces covalentes entre los átomos de silicio y oxígeno, no forma moléculas sino una red covalente en la que cada átomo de silicio (color gris) se encuentra unido a cuatro átomos de oxígeno (color rojo).



- La estructura de Lewis de la molécula de **cianuro de hidrógeno** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el **HCN** es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y su geometría es **lineal**.

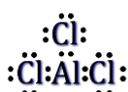


Ninguna respuesta es correcta.

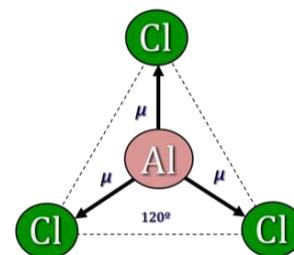
4.233. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones, en relación con las moléculas de CCl₄, PCl₃, AlCl₃ y SiCl₄, no es correcta?

- El ángulo Cl–C–Cl es menor que el Cl–Al–Cl.
- El CCl₄ y el SiCl₄ poseen estructura tetraédrica.
- El PCl₃ y AlCl₃ son moléculas polares.
- Todas las moléculas poseen enlaces polarizados.
- Ninguna de las anteriores.

- La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de aluminio** es:

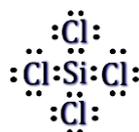
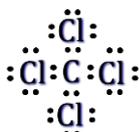


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AlCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular** en la que los ángulos de enlace son de 120° .

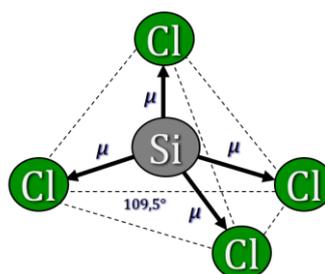
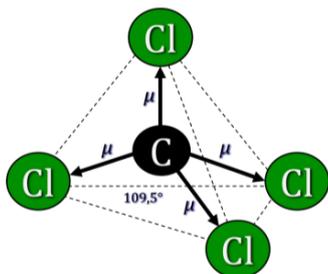


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el aluminio ($\chi = 1,61$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

- Las estructuras de Lewis de las moléculas de **tetracloruro de carbono** y de **tetracloruro de silicio** son:

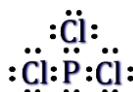


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, CCl_4 y SiCl_4 son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica** en la que los **ángulos de enlace son de $109,5^\circ$** .

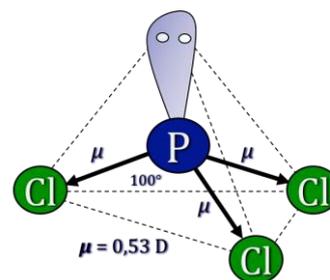


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que silicio ($\chi = 1,90$), en ambos casos, existen cuatro vectores momento dipolar dirigidos hacia el cloro pero con esa geometría la resultante de los mismos es nula y las moléculas son **no polares**.

- La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de fósforo** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **piramidal** ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,53 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

- Correcto. El ángulo Cl-C-Cl ($109,5^\circ$) es menor que el Cl-Al-Cl (120°).
- Correcto. CCl_4 y SiCl_4 , de acuerdo con el modelo RPECV son sustancias cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica
- Incorrecto.** PCl_3 es una molécula **polar**, mientras que AlCl_3 es una molécula **no polar**.

d) Todas las moléculas poseen enlaces polarizados ya que los elementos que forman cada enlace tienen diferente electronegatividad.

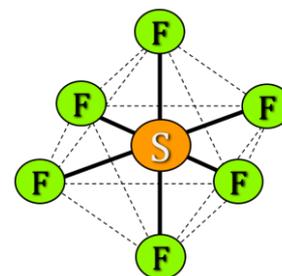
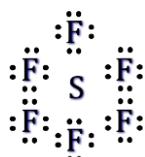
La respuesta incorrecta es la c.

4.234. El hexafluoruro de azufre es un gas empleado para la fabricación de pelotas de tenis debido a sus propiedades químicas, que permiten retener la presión en el interior de las pelotas.

- La geometría de esta molécula es de pirámide pentagonal.
- La geometría de esta molécula es octaédrica.
- La geometría de esta molécula es tetraédrica.
- Presenta una geometría diferente que la del anión hexafluoruro de antimonio.
- Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. País Vasco 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX_6 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición y geometría es octaédrica.

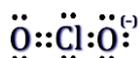
La respuesta correcta es la b.

4.235. La forma geométrica del anión clorito es:

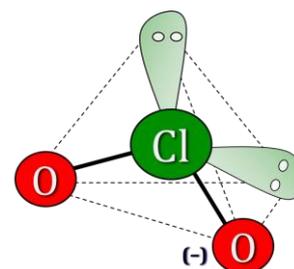
- Angular
- Lineal
- Triangular
- Piramidal

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

La estructura de Lewis del ion clorito es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClO_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



La respuesta correcta es la a.

4.236. Con respecto a las moléculas de difluoruro de berilio y difluoruro de oxígeno es cierto que:

- Be-F es el enlace más polar y BeF_2 la molécula más polar.
- O-F es el enlace más polar y OF_2 la molécula más polar.
- Be-F es el enlace más polar y OF_2 la molécula más polar.
- O-F es el enlace más polar y BeF_2 la molécula más polar.

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

Las diferencias de electronegatividad entre los elementos que forman los compuestos dados son:

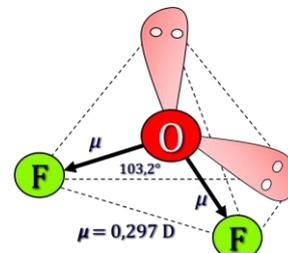
Compuesto	OF_2	BeF_2
$\Delta\chi$	$(3,98 - 3,44) = 0,54$	$(3,98 - 1,57) = 2,41$

- Aunque el enlace O–F es polar, la diferencia de electronegatividad es menor que 1, por lo que el enlace entre ambos elementos es predominantemente covalente.
- El enlace Be–F es muy polar y como la diferencia de electronegatividad es mayor que 2, el enlace entre ambos elementos es predominantemente iónico, por tanto, es incorrecto hablar de la molécula de BeF₂ ya que se trata de una sustancia que forma una red cristalina iónica.

La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de oxígeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el OF₂ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂E₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el flúor es más electronegativo que el oxígeno los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula y la molécula es polar ($\mu = 0,297 \text{ D}$).

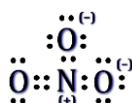
La respuesta correcta es la c.

4.237. La geometría más probable del ion nitrato es:

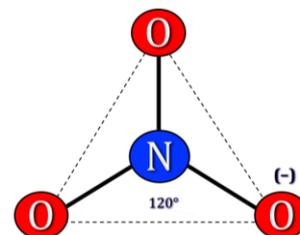
- Angular
- Tetraédrica
- Triangular
- Piramidal

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

La estructura de Lewis del ion nitrato es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO₃⁻ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₃ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición y geometría es triangular.



La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2005).

4.238. ¿Cuál de las opciones contiene solo moléculas apolares?

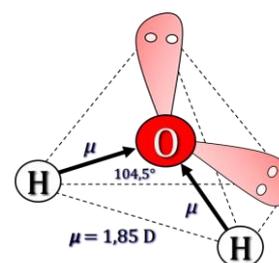
- H₂O, BeCl₂ y BF₃
- I₂, BF₃ y BeCl₂
- HI, I₂ y NH₃
- HI, H₂O y NH₃

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

- La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H₂O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂E₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

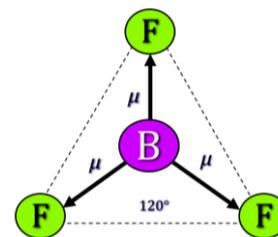


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85$ D) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de boro** es:

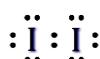


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.



Como el flúor más electronegativo ($\chi = 3,98$) que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de **diyodo** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el I_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que está formada por solo dos átomos y como ambos son iguales no existe ningún dipolo y la molécula es **no polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de **yoduro de hidrógeno** es:



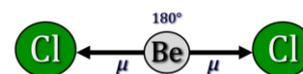
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HI es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que está formada por solo dos átomos y como el yodo ($\chi = 2,66$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) el enlace y la molécula son polares.

- La estructura de Lewis de la molécula de **dicloruro de berilio** es:

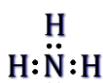


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

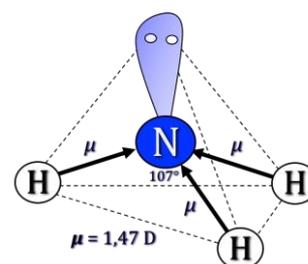
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



- La estructura de Lewis de la molécula de **amoníaco** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **b**.

4.239. En el cloruro de tionilo, SOCl_2 , el ángulo Cl–S–Cl tiene un valor:

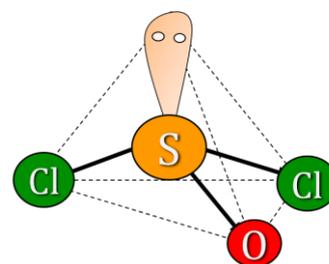
- a) Entre 109° y 120°
- b) Entre 120° y 180°
- c) Entre 90° y 109°
- d) Menor que 90°

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de **cloruro de tionilo o diclorurooxidoazufre** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SOCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y como solo hay tres ligandos unidos al átomo central su forma geométrica es piramidal en la que los **ángulos de enlace son menores de $109,5^\circ$** debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitario que hay sobre el átomo de azufre.



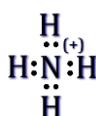
La respuesta correcta es la **c**.

4.240. En la estructura de Lewis para el catión amonio, NH_4^+ , el número de pares de electrones solitarios alrededor del N es:

- a) 0
- b) 1
- c) 2
- d) 4

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

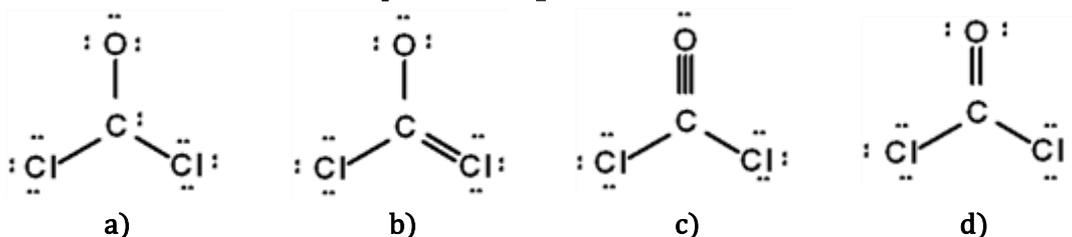
La estructura de Lewis del catión amonio, NH_4^+ , es:



En la misma se observa que **no existen pares de electrones solitarios** situados **sobre el átomo de N**.

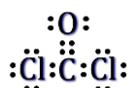
La respuesta correcta es la **a**.

4.241. La estructura de Lewis correcta para el COCl_2 es:



(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de fosgeno o diclorurooxidocarbono es:



- Las estructuras a) y b) son incorrectas ya que tienen 26 electrones de valencia, 2 más que la estructura correcta.
- La estructura c) es incorrecta ya que presenta 10 electrones de valencia alrededor del átomo de C.

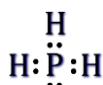
La respuesta correcta es la **d**.

4.242. La molécula de PH₃ tiene:

- a) Tres pares de enlace y un par solitario.
- b) Tres pares de enlace y ningún solitario.
- c) Tres pares de enlace y dos pares solitarios.
- d) Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:



Como se observa, existen **3 pares de electrones de enlace y un par de electrones solitario** situados sobre el átomo de P.

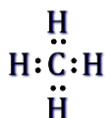
La respuesta correcta es la **a**.

4.243. ¿Cuál de las siguientes moléculas presentará un ángulo de enlace más pequeño entre dos átomos de hidrógeno adyacentes?

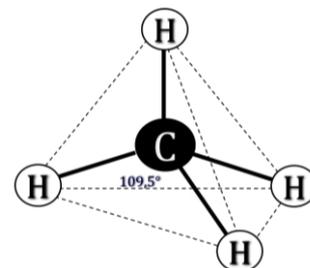
- a) CH₄
- b) H₂O
- c) BH₃
- d) PH₃

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

- La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



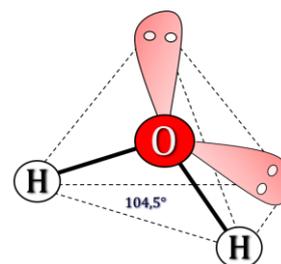
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH₄ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₄ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición y geometría es tetraédrica con ángulos de enlace de 109,5°.



- La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



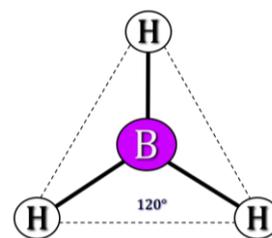
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H₂O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂E₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal con ángulos de enlace menores que 109,5° debido a la repulsión que ejercen los dos pares solitarios situados sobre el átomo de O.



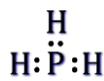
- La estructura de Lewis de la molécula de borano es:



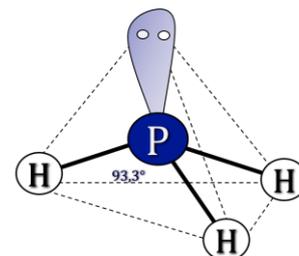
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es trigonal plana con ángulos de enlace de 120° .



- La estructura de Lewis de la molécula de fosfano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal con ángulos de enlace inferiores a $109,5^\circ$ debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitario situado sobre el átomo de nitrógeno.



Como el H_2O presenta dos pares de electrones solitarios sobre el átomo de oxígeno mientras que el PH_3 solo presenta uno sobre el átomo de fósforo se tendería a pensar que estos pares de electrones son los responsables de que el ángulo de enlace fuera menor en el H_2O , sin embargo, el fósforo para formar los orbitales híbridos sp^3 usa los orbitales $3s$ mientras que el oxígeno utiliza los $2s$ y, la contribución del ns al híbrido sp^3 , disminuye al aumentar el número cuántico principal, con lo que para el PH_3 el ángulo ($93,3^\circ$) es bastante menor que el H_2O ($104,5^\circ$).

La respuesta correcta es la d.

4.244. Indique, de las siguientes moléculas, la que tiene momento dipolar permanente:

- CH_4
- BeCl_2
- SO_2
- CO_2

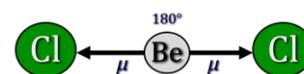
(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

- La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de berilio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

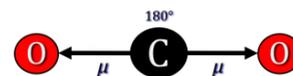


- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

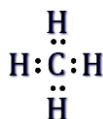


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

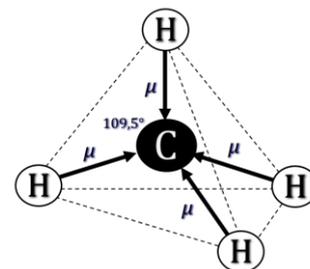
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) existen dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

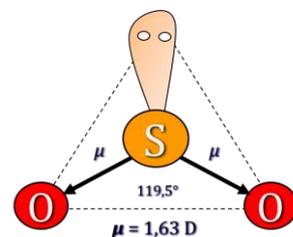


Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 \text{ D}$) y la molécula es polar.

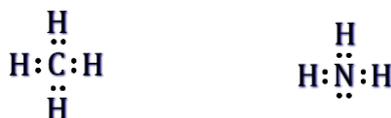
La respuesta correcta es la c.

4.245. ¿Qué molécula es más polar, la de metano o la de amoníaco?

- Las dos son iguales de polares ya que los enlaces C–H y N–H son polares.
- La de metano porque los momentos dipolares de sus enlaces no se anulan.
- La de amoníaco porque los momentos dipolares de sus enlaces no se anulan.
- Ninguna porque sus estructuras son simétricas.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de metano y de amoníaco son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, en ambas moléculas la distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que la disposición tetraédrica. En el caso del metano la geometría es tetraédrica, pero para el amoníaco la geometría es piramidal ya que solo tiene tres ligandos unidos al átomo central.

Como el carbono ($\chi = 2,55$) y el nitrógeno ($\chi = 3,04$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), los enlaces de ambas moléculas son polares pero con geometría tetraédrica del metano hace que la resultante de los vectores momento dipolar sea nula y la molécula no polar. Sin embargo, en el caso del amoníaco, su geometría piramidal hace la resultante de los vectores momento dipolar no se anule ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula sea polar.



La respuesta correcta es la **c**.

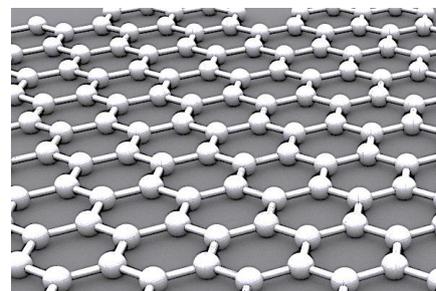
4.246. ¿Qué tipo de hibridación tienen los átomos de carbono en el grafeno?

- a) sp
- b) sp^2
- c) sp^3
- d) sp^3d

(O.Q.L. Madrid 2016)

El grafeno es una sustancia formada por carbono puro, con una estructura similar a la del grafito solo que con el espesor de un único átomo.

Los átomos de carbono de la capa se encuentran unidos mediante fuertes enlaces covalentes formando una red de hexágonos. Para conseguir esta estructura es necesario que los átomos de carbono presenten **hibridación sp^2** con ángulos de enlace de 120° .



Fue descubierto por Andrey Gueim y Konstantin Novosiolov, por lo que fueron galardonados con el Premio Nobel de Física de 2010.

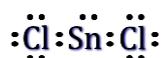
La respuesta correcta es la **b**.

4.247. La geometría molecular del SnCl_2 es:

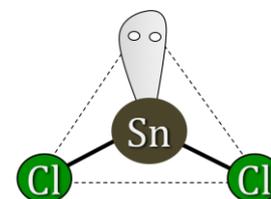
- a) Lineal
- b) Angular
- c) Trigonal plana
- d) Tetraédrica

(O.Q.L. Madrid 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de **dicloruro de estaño** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SnCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y geometría **angular** ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central.



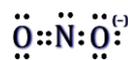
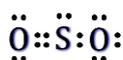
La respuesta correcta es la **b**.

4.248. ¿Para cuál de estas especies la geometría de pares de electrones alrededor del átomo central de la estructura de puntos de Lewis es la misma que la geometría de los átomos?

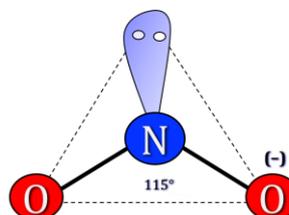
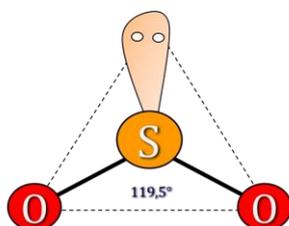
- a) CO_2
- b) SO_2
- c) NO_2^-
- d) BrO_2^-

(O.Q.L. La Rioja 2016)

- Las estructuras de Lewis de la molécula de dióxido de azufre y del ion nitrito son:



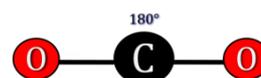
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_2 y NO_2^- son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central.



- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



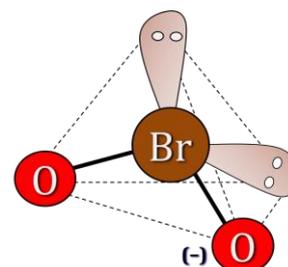
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su **disposición y geometría es lineal**.



- La estructura de Lewis del ion bromito es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BrO_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central.



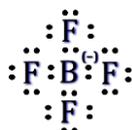
La respuesta correcta es la **a**.

4.249. ¿Cuál es la geometría de los átomos de flúor alrededor del átomo de boro en BF_4^- ?

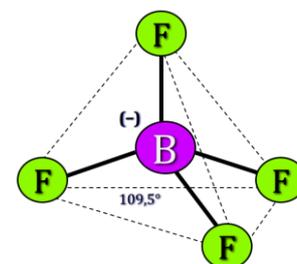
- Plana
- Balancín (see-saw)
- Tetraédrica
- Piramidal triangular

(O.Q.L. La Rioja 2016)

La estructura de Lewis del ion tetrafluoroborato(1-) es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BF_4^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que tiene disposición y geometría **tetraédrica**.



La respuesta correcta es la **c**.

4.250. ¿En cuál de estas especies el átomo central tiene uno o más pares solitarios?

- AlCl_4^-
- CO_2
- SO_2
- PCl_4^+

(O.Q.L. La Rioja 2016)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



Como se observa, la única especie que presenta **pares solitarios sobre el átomo central** es el SO_2 .

La respuesta correcta es la **c**.

4.251. En la estructura de Lewis más estable para el CS_2 :

- No contiene pares de electrones no compartidos.
- Todos los enlaces son dobles.
- El átomo central no está rodeado de ocho electrones.
- Uno de los átomos de azufre debe ser el central para que la estructura sea estable.

(O.Q.L. Asturias 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de **disulfuro de carbono** es:



Como se puede observar, todos los átomos cumplen la regla del octeto, los átomos de azufre tienen pares de electrones no compartidos, **el átomo de carbono**, que es el menos electronegativo, ocupa el centro de la molécula y **forma un enlace doble con cada átomo de azufre**.

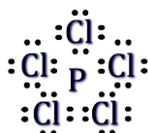
La respuesta correcta es la **b**.

4.252. De las siguientes moléculas, indique la de mayor momento dipolar:

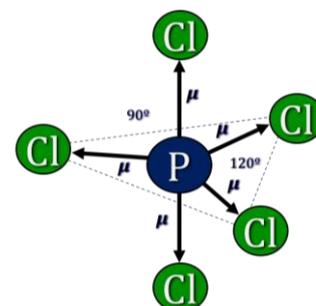
- Cl_2
- HCl
- PCl_3
- PCl_5

(O.Q.L. Murcia 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de pentacloruro de fósforo es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide trigonal.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) existen cinco dipolos dirigidos hacia el cloro. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de **cloruro de hidrógeno** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCl es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE₃ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos y como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) el enlace y la molécula son **polares** ($\mu = 1,11$ D).

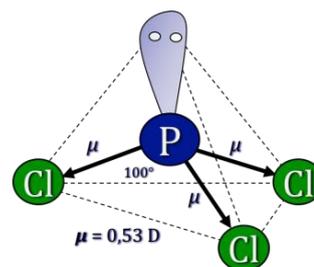
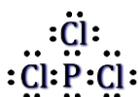
La diferencia de electronegatividad existente entre H y Cl y entre P y Cl es similar, esto motiva que sea la molécula de HCl, que tiene un único dipolo, la que presente **mayor momento dipolar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de dicloro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el Cl₂ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE₃ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos y como ambos son iguales no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de fósforo** es:

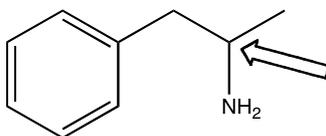


- De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl₃ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₃E a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,53$ D) y la molécula es **polar**.

La respuesta correcta es la **b**.

4.253. ¿Cuál es la mejor manera de describir la geometría alrededor del C señalado (con una flecha) en la estructura de la anfetamina?



- Tetraédrica
- Forma de T
- Trigonal plana
- Angular

(O.Q.L. Valencia 2016)

Se trata de un átomo de carbono con todos sus enlaces sencillos por lo que posee hibridación sp^3 y forma cuatro enlaces con ángulos de $109,5^\circ$ por lo que le corresponde geometría **tetraédrica**.

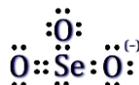
La respuesta correcta es la **a**.

4.254. En la estructura electrónica de Lewis del anión SeO_3^{2-} , ¿cuántos pares de electrones solitarios rodean al átomo central?

- a) 0
b) 1
c) 2
d) 3

(O.Q.L. Valencia 2016)

La estructura de Lewis del ion selenito es:



Como se observa, existe **1 par de electrones solitario** sobre el átomo central.

La respuesta correcta es la **b**.

4.255. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene un momento dipolar nulo?

- a) HCN
b) CH_2Cl_2
c) SO_2
d) CO_2

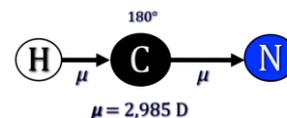
(O.Q.L. Valencia 2016)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de cianuro de hidrógeno es:

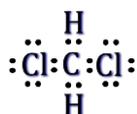


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) y el carbono ($\chi = 2,55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 2,985 \text{ D}$) y la molécula es polar.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de diclorometano es:



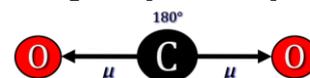
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_2Cl_2 es una molécula que tiene una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,60 \text{ D}$) y la molécula es polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

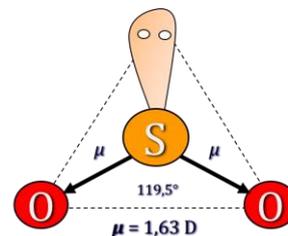


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



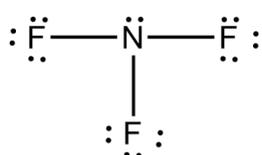
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



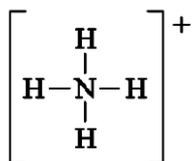
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 \text{ D}$) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **d**.

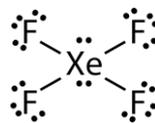
4.256. ¿Cuál de las siguientes especies químicas es plana?



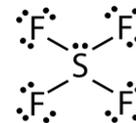
a)



b)



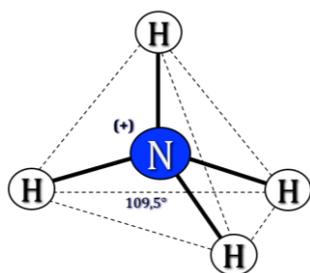
c)



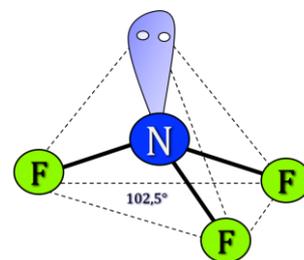
d)

(O.Q.L. Valencia 2016)

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

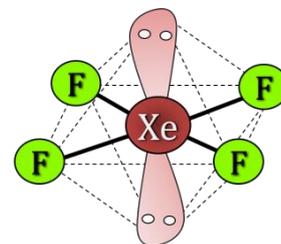
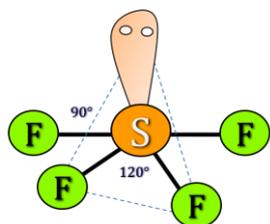


▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_4^+ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ su disposición y geometría tetraédrica.



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es octaédrica y su geometría es **cuadrada plana** ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría de "balancín" ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.



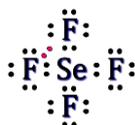
La respuesta correcta es la **c**.

4.257. Para la molécula SeF_4 , la geometría es:

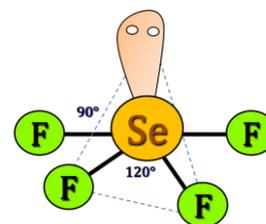
- a) Plano cuadrada
- b) Pirámide triangular
- c) Tetraédrica
- d) Ninguna de las citadas

(O.Q.L. Jaén 2018)

La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de selenio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SeF_4 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_4E a las que corresponde un número estérico ($m+n$) = 5 con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de “balancín” ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.



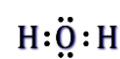
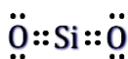
La respuesta correcta es la d.

4.258. ¿Cuál de las siguientes moléculas/especies cumple con “la regla del octeto” según la notación de Lewis?

- a) SiO_2
- b) H_2S
- c) SO_2
- d) H_2O

(O.Q.L. El Escorial 2017)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



Todas las especies cumplen la regla del octeto.

Ninguna respuesta es correcta.

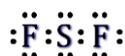
4.259. ¿Cuál/es de las siguientes especies es polar o son polares?

- I. SF_2
- II. SF_4
- III. SF_6

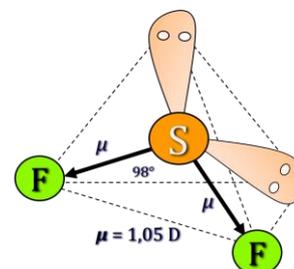
- a) I
- b) III
- c) I y II
- d) II y III

(O.Q.N. El Escorial 2017)

I. La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de azufre es:

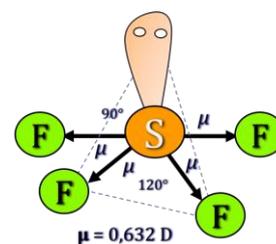
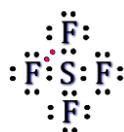


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,05 \text{ D}$) y la molécula es polar.

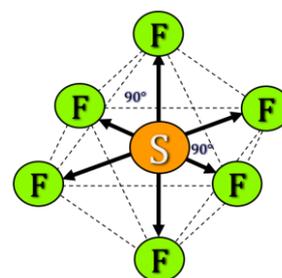
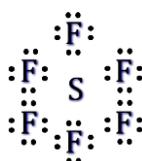
II. La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría de “balancín” ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.

Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,632 \text{ D}$) y la molécula es polar.

III. La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide cuadrada.

Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la c.

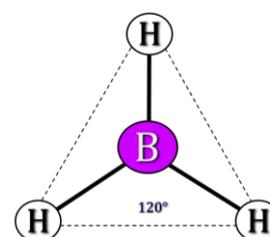
4.260. La molécula de BH_3 tiene tres pares de electrones de enlace y no tiene pares de electrones solitarios alrededor del átomo central, ¿cuál es la forma de la molécula?

- Angular
- Pirámide trigonal
- En forma de T
- Triangular plana

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **trigonal plana** con ángulos de enlace de 120° .

La respuesta correcta es la d.



4.261. ¿Cuál es la geometría molecular del anión clorato, ClO_3^- ?

- Triangular plana
- Pirámide trigonal
- En forma de T
- Silla de montar (disfenoidal)
- Lineal
- Angular

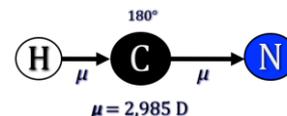
(O.Q.L. Preselección Valencia 2017) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

b) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de cianuro de hidrógeno es:

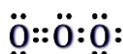


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

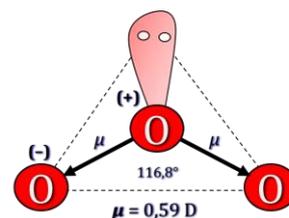
Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) y el carbono ($\chi = 2,55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 2,985 \text{ D}$) y la molécula es polar.



c) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de ozono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el O_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

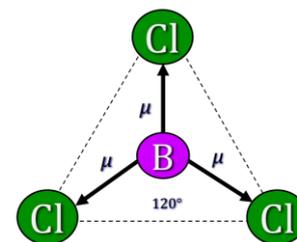


Como existe una distribución asimétrica de la carga los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de ambos vectores momento dipolar no es nula y la molécula es polar ($\mu = 0,53 \text{ D}$).

d) **Verdadero**. La estructura de Lewis de la molécula de **tricloruro de boro** es:



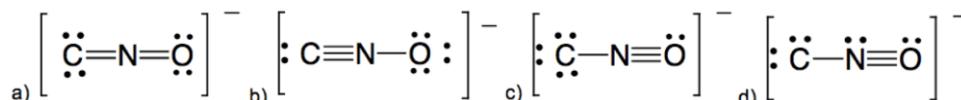
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

La respuesta correcta es la **d**.

4.264. ¿Qué estructura electrónica de Lewis es más probable para el anión CNO^- ?



(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

Se trata del anión fulminato y la estructura de Lewis correcta será la que menos cargas formales soporte.

Estructura	Carga formal = carga del "core" - # solitarios - # 1/2 electrones compartidos		
	Carbono	Nitrógeno	Oxígeno
a	$4 - 4 - 2 = -2$	$5 - 0 - 4 = +1$	$6 - 4 - 2 = 0$
b	$4 - 2 - 3 = -1$	$5 - 0 - 4 = +1$	$6 - 6 - 1 = -1$
c	$4 - 6 - 1 = -3$	$5 - 0 - 4 = +1$	$6 - 2 - 3 = +1$
d	$4 - 4 - 1 = -1$	$5 - 2 - 4 = -1$	$6 - 2 - 3 = +1$

Las estructuras que menos cargas formales soportan son la b) y la d), pero **la distribución de las mismas es mejor en la b)** ya que la carga negativa se sitúa en los extremos y la positiva en el centro.

La respuesta correcta es la **b**.

4.265. ¿Cuál de los siguientes compuestos tiene menor ángulo de enlace F-B-F?

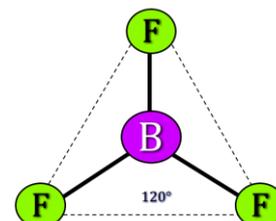
- BF_3
- CF_4
- BeF_2
- OF_2

(O.Q.L. La Rioja 2017)

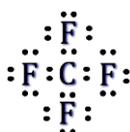
La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



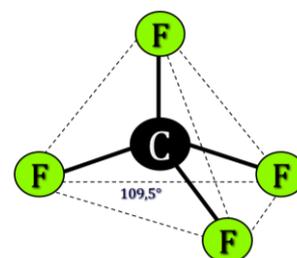
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es trigonal plana en la que los ángulos de enlace son de 120° .



La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría molecular es tetraédrica con ángulos de enlace de $109,5^\circ$.



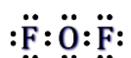
La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de berilio es:



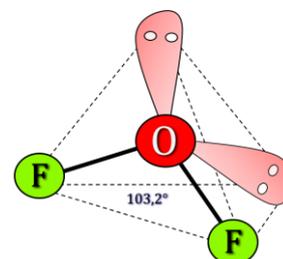
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal con un ángulo de enlace de 180° .



La estructura de Lewis de la molécula difluoruro de oxígeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el OF_2 es una molécula del tipo AX_2E_2 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo de oxígeno con un **ángulo teórico de enlace de $109,5^\circ$** ; aunque **la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios hace que este ángulo sea algo menor, $103,2^\circ$** según la bibliografía.



La respuesta correcta es la **d**.

4.266. ¿Cuál de las siguientes moléculas es polar?

- BeCl_2
- PCl_3
- CCl_4
- BCl_3

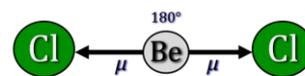
(O.Q.L. La Rioja 2017)

- La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de bromo es:

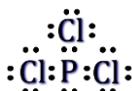


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

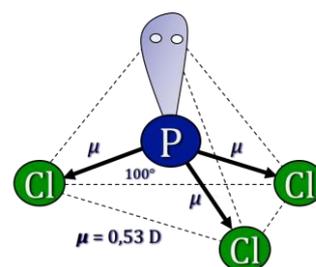
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



- La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de fósforo es:

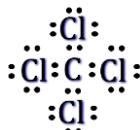


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

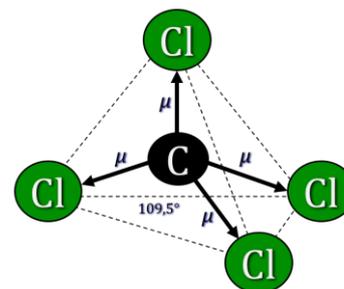


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el fósforo ($\chi = 2,19$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,53 \text{ D}$) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:

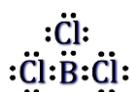


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

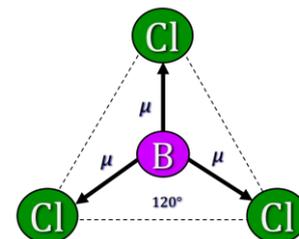


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro es:



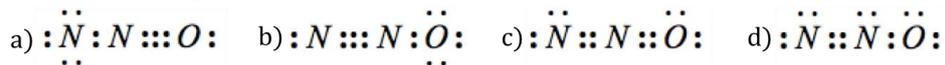
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

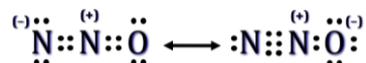
La respuesta correcta es la **d**.

4.267. ¿Cuál de las siguientes formas resonantes es la que más contribuye a la estructura del N₂O?



(O.Q.L. La Rioja 2017)

El monóxido de dinitrógeno es una molécula que presenta resonancia y su estructura de Lewis es:



La forma resonante que más contribuye al híbrido de resonancia es la b), ya que sitúa la carga negativa sobre el átomo de oxígeno que es el más electronegativo.

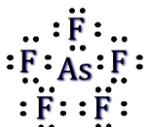
La respuesta correcta es la **b**.

4.268. La hibridación del As en AsF₅ que mejor describe la geometría molecular es:

- a) sp^3
- b) sp^4
- c) sp^3d
- d) sp^3d^2

(O.Q.L. La Rioja 2017)

La estructura de Lewis de la molécula de **pentafluoruro de arsénico** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el AsF₅ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₅ a la que corresponde un **número estérico (m+n) = 5** por lo que su disposición y geometría es de **bipirámide trigonal**. Una sustancia que presenta esta disposición el átomo central, **tiene 5 orbitales híbridos sp^3d** .

La respuesta correcta es la **c**.

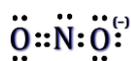
(Cuestión similar a la propuesta en Barcelona 2001).

4.269. El ángulo de enlace O–N–O del ion nitrito, NO₂[−], es cercano a:

- a) 180°
- b) 150°
- c) 120°
- d) 109°

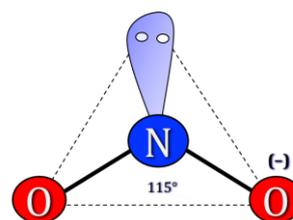
(O.Q.L. La Rioja 2017)

La estructura de Lewis del ion nitrito es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO₂[−] es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂E a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición es triangular y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

El **ángulo de enlace es algo menor de 120°** debido a la repulsión que provoca par de electrones solitarios que hay sobre el átomo de nitrógeno.



La respuesta correcta es la **c**.

4.270. ¿Qué tipo de hibridación tiene el átomo de carbono en el diamante?

- a) sp^3
 b) sp^2
 c) sp
 d) $sp^3 d^2$

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

El diamante es un sólido reticular en el que cada átomo de carbono se encuentra unido covalentemente a otros cuatro átomos por lo que de acuerdo con el modelo de RPECV cada átomo de carbono presenta una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios que se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica en la que los átomos de carbono tienen **hibridación sp^3** .

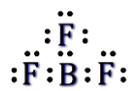
La respuesta correcta es la a.

4.271. Para las moléculas BeF_2 , BF_3 , CF_4 y SF_6 es cierto que:

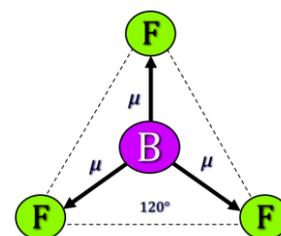
- a) Todas son polares.
 b) Todas son apolares.
 c) Solo es polar la molécula de SF_6 .
 d) Solo es apolar la molécula de SF_6 .

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

▪ La estructura de Lewis de la moléculas de trifluoruro de boro es:

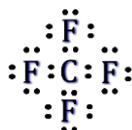


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.

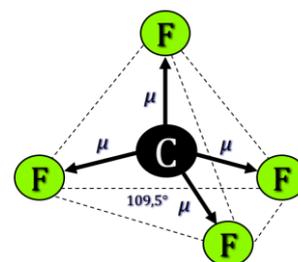


Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



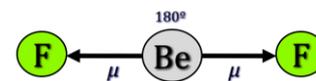
Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

▪ La estructura de Lewis de la moléculas de difluoruro de berilio es:

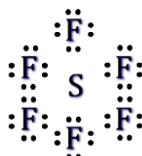


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeF_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

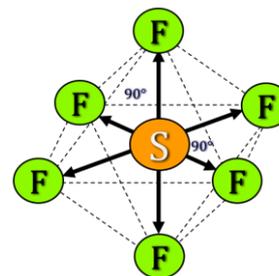
Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el berilio ($\chi = 1,57$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



La estructura de Lewis de la molécula de hexafluoruro de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide cuadrada.



Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

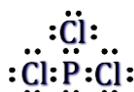
La respuesta correcta es la **b**.

4.272. Los ángulos de enlace ClSCl y ClPCl en las moléculas de SCl_2 y PCl_3 tienen, respectivamente, valores aproximados a:

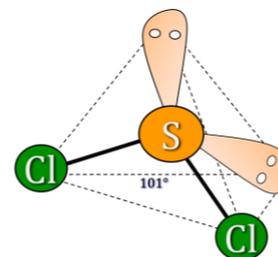
- 90° y 120°
- 180° y 109°
- 109° y 109°
- 180° y 120°

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

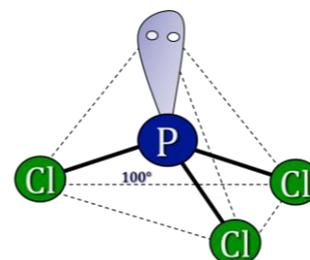
Las estructuras de Lewis de las moléculas de dicloruro de azufre y tricloruro de fósforo son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central con un **ángulo de enlace algo menor de $109,5^\circ$** debido a la repulsión que provocan los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de azufre.



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central con **ángulos de enlace algo menores de $109,5^\circ$** debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitarios situado sobre el átomo de fósforo.



La respuesta correcta es la **c**.

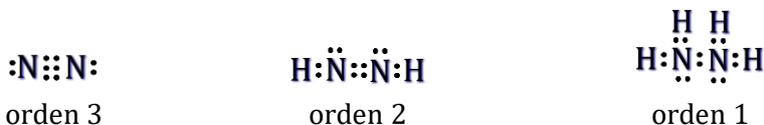
4.273. El orden creciente de las longitudes de enlace entre los átomos de nitrógeno en las moléculas N_2 , N_2H_2 y N_2H_4 es:

- $N_2 < N_2H_2 < N_2H_4$
- $N_2H_4 < N_2H_2 < N_2$
- $N_2 < N_2H_4 < N_2H_2$
- $N_2H_2 < N_2H_4 < N_2$

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. Si el orden de enlace aumenta, la longitud del enlace decrece y la energía del enlace aumenta.

A la vista de las respectivas estructuras de Lewis:

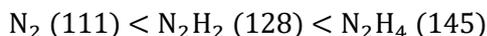


Respecto a la longitud del enlace NN, se observa que la molécula de N_2 presenta un triple enlace por lo que este será el más corto de todos. A continuación, el siguiente enlace en longitud es el de la molécula de N_2H_2 que presenta un enlace doble en los átomos de nitrógeno. Finalmente, el enlace más largo le corresponde a la molécula de N_2H_4 que tiene unidos a los átomos de nitrógeno mediante un enlace sencillo.

Las sustancias propuestas ordenadas según longitud creciente del enlace NN son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la distancia de enlace NN (pm) son:



La respuesta correcta es la a.

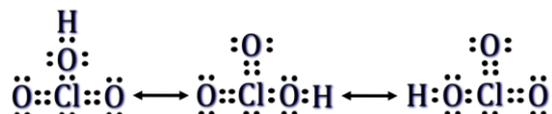
(Cuestión similar a la propuesta en Galicia 2012 y Madrid 2012).

4.274. Las distancias Cl–O en el ácido clórico:

- Son todas iguales.
- Son todas diferentes.
- Hay una más corta y dos más largas.
- Hay una más larga y dos más cortas.

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

La estructura de Lewis del HClO_3 es:



El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. Si el orden de enlace aumenta, la longitud del enlace decrece y la energía del enlace aumenta.

Como se observa se trata de una especie que presenta resonancia, con un orden de enlace $1\frac{2}{3}$ por lo que todos los enlaces Cl–O tienen la misma longitud, menor que la del enlace sencillo pero mayor que la del enlace doble.

La respuesta correcta es la a.

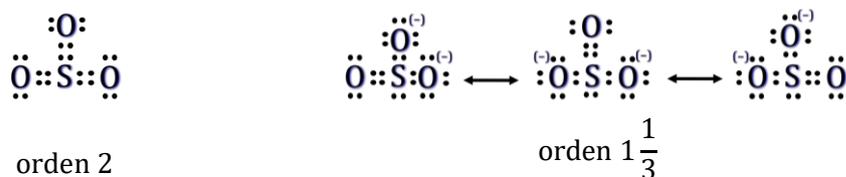
4.275. La distancia S–O:

- Es mayor en el trióxido de azufre que en el ion sulfito.
- Es menor en el trióxido de azufre que en el ion sulfito.
- Es la misma en las dos especies.
- Es mayor en la especie que tiene menos electrones.

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. Si el orden de enlace aumenta, la longitud del enlace decrece y la energía del enlace aumenta.

Considerando que la estructura de Lewis del trióxido de azufre con capa de valencia expandida, las estructuras de ambas especies son:



De acuerdo con lo expuesto, la longitud de enlace [la distancia S–O en el trióxido de azufre es menor que en el ion sulfito](#).

Consultando la bibliografía se confirma que las distancias de enlace (pm) son para el SO_3 (141,8) y para el HSO_3^- (150,6) que está comprendida entre la longitud de un enlace sencillo y uno doble lo que es coherente para una especie que presenta resonancia.

La respuesta correcta es la **b**.

4.276. La molécula de dióxido de carbono, CO_2 , es

- Es un compuesto iónico.
- Tiene enlace covalente apolar.
- No tiene momento dipolar.
- Es una molécula de estructura angular.

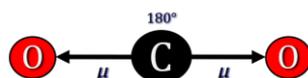
(O.Q.L. Extremadura 2017)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



Muestra que existe compartición de electrones entre los átomos de carbono y oxígeno por lo que el enlace predominante [es covalente](#).

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y [geometría es lineal](#).



Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) [los enlaces son polares](#) y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y [la molécula es no polar](#).

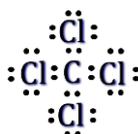
La respuesta correcta es la **c**.

4.277. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

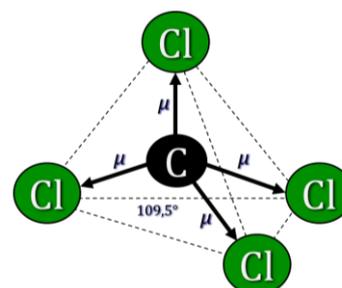
- El tetracloruro de carbono es polar.
- El dietiléter es polar.
- El eteno es polar.
- El hexafluorobenceno es polar.
- Los enlaces C–F en el hexafluorobenceno son apolares.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



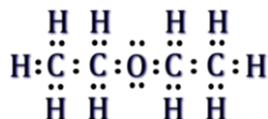
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde



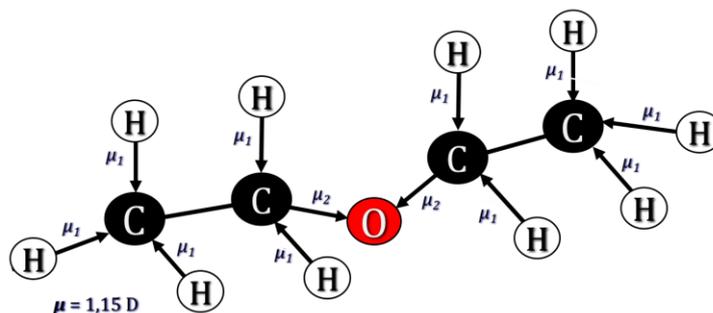
un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) existen cuatro dipolos dirigidos hacia el cloro $C \rightarrow Cl$. Como los cuatro dipolos son iguales y la geometría tetraédrica, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

b) **Verdadero**. La estructura de Lewis de la molécula de dietiléter es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $(\text{CH}_3\text{CH}_2)_2\text{O}$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo carbono se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica.

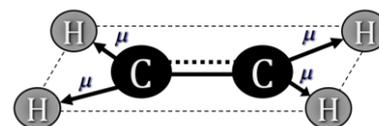


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y el hidrógeno ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula y la molécula es polar ($\mu = 1,15 \text{ D}$).

c) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de eteno es:

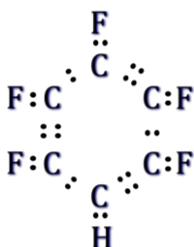


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.



Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

d-e) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de hexafluorobenceno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el C_6F_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo de carbono (central) se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es trigonal y su geometría plana.

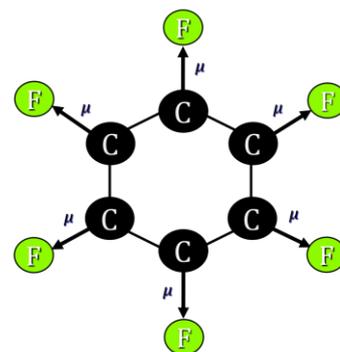
Como el flúor ($\chi = 39,8$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **b**.

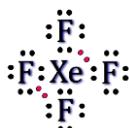
4.278. El xenón es un elemento químico que puede formar compuestos con elementos muy electronegativos, como el flúor. ¿Qué geometría molecular presenta el tetrafluoruro de xenón?

- | | |
|------------------------|----------------------------------|
| a) Octaédrica | e) Piramidal |
| b) Plano cuadrada | f) Silla de montar (disfenoidal) |
| c) Tetraédrica | g) Forma de T |
| d) Bipirámide Trigonal | h) Taburete |

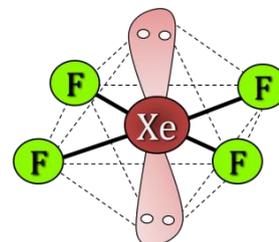
(O.Q.L. País Vasco 2017) (O.Q.L. Madrid 2018) (O.Q.L. Valencia 2019)



La estructura de Lewis de la molécula **tetrafluoruro de xenón** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición es octaédrica y su geometría molecular **plano cuadrada** ya que solo hay cuatro ligandos unidos al átomo central.



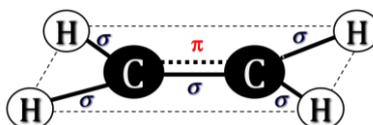
La respuesta correcta es la **b**.

4.279. ¿Qué enlaces puede formar un átomo de carbono cuando presenta hibridación sp^2 ?

- Cuatro enlaces σ .
- Tres enlaces σ y un enlace π .
- Dos enlaces σ y dos enlaces π .
- Un enlace σ y tres enlaces π .
- Cuatro enlaces π .

(O.Q.L. País Vasco 2017)

La molécula de eteno o etileno, $\text{CH}_2=\text{CH}_2$, es el ejemplo habitual de átomo de carbono con hibridación sp^2 . Como se puede observar, **cada átomo de carbono** presenta dos enlaces sencillos C-H que son enlaces σ y un enlace doble C=C formado por un enlace σ y un enlace π . En total, son **tres enlaces σ y un enlace π** .



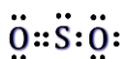
La respuesta correcta es la **b**.

4.280. Uno de los gases más habituales en las erupciones volcánicas que puede alcanzar la estratosfera es el óxido de azufre(IV). Este, en presencia de oxígeno y agua, se oxida inicialmente a óxido de azufre(VI) y posteriormente forma aerosoles (gotas microscópicas de ácido sulfúrico) afectando al clima terrestre. Según la "teoría de repulsión de pares de electrones de valencia":

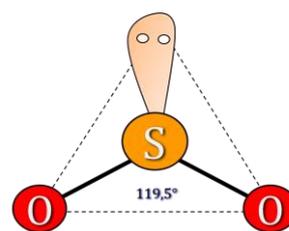
- La geometría del SO_2 es lineal.
- La geometría del SO_3 es de pirámide trigonal.
- La geometría del anión sulfato, SO_4^{2-} , es plana cuadrada.
- La geometría de todos los anteriores derivados es tetraédrica.
- Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

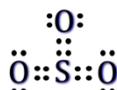
a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de azufre** es:



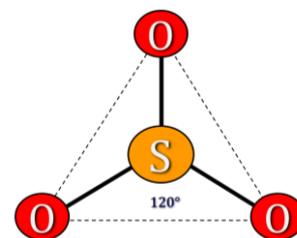
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_2 es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



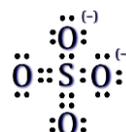
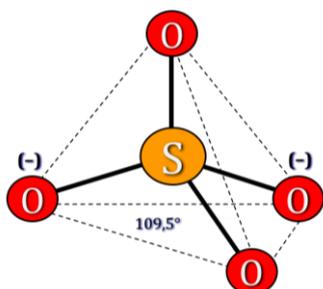
b) Falso. La estructura de Lewis, considerando capa de valencia expandida, de la molécula de **trióxido de azufre** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_3 es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular plana**.



c) Falso. La estructura de Lewis, considerando capa de valencia expandida, del ion **sulfato** es:

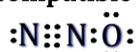


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SO_4^{2-} es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica**.

d) Falso. De acuerdo con lo expuesto en los apartados anteriores.

La respuesta correcta es la **e**.

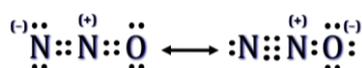
4.281. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es compatible con la siguiente estructura de Lewis?



- La molécula es lineal y no tiene momento dipolar permanente.
- La molécula es lineal y tiene momento dipolar.
- La carga formal en el átomo central es cero.
- La molécula es angular y tiene momento dipolar permanente.

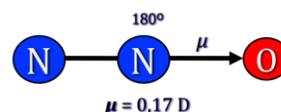
(O.Q.L. Valencia 2017)

El monóxido de dinitrógeno es una molécula que presenta resonancia y su estructura de Lewis es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el N_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal**.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula nula ($\mu = 0,712 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.



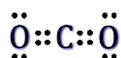
La respuesta correcta es la **b**.

4.282. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene momento dipolar?

- a) CO₂
 b) SCO
 c) XeF₂
 d) CS₂

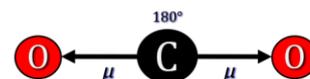
(O.Q.L. Valencia 2017)

- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO₂ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y geometría es lineal.

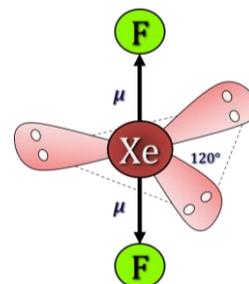
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



- La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de xenón es:

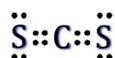


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el XeF₂ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂E₃ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5 por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría lineal ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



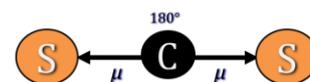
Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el xenón ($\chi = 2,60$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de disulfuro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CS₂ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) existen dos dipolos dirigidos hacia el azufre C → S. Como ambos dipolos son iguales y la geometría angular, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

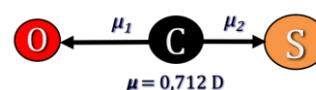


- La estructura de Lewis de la molécula de [sulfuro de carbonilo u oxidosulfurocarbono](#) es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SCO es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que y el carbono ($\chi = 2,55$) el que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,712 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.



La respuesta correcta es la **b**.

4.283. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene mayor ángulo de enlace?

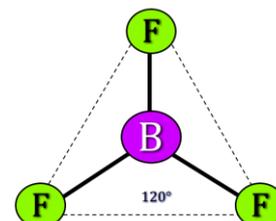
- a) BF_3
- b) NH_3
- c) PCl_3
- d) H_2O

(O.Q.L. Valencia 2017)

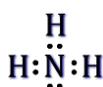
La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



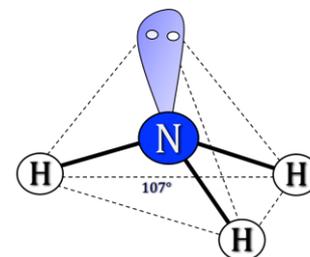
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es trigonal plana en la que los ángulos de enlace son de 120° .



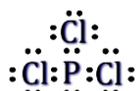
La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



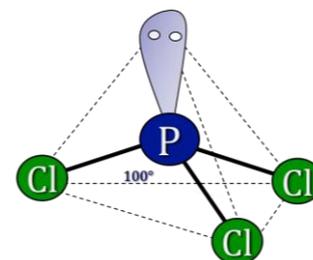
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo existen tres átomos unidos al átomo central y con ángulos de enlace algo menores a $109,5^\circ$ debido a la repulsión que ejerce el par de electrones solitario situado sobre el átomo de nitrógeno.



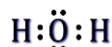
La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de fósforo es:



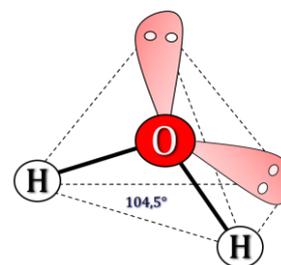
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central con ángulos de enlace algo menores de $109,5^\circ$ debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitarios situado sobre el átomo de fósforo.



La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular con un ángulo de enlace inferior a $109,5^\circ$ debido a la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de oxígeno.



El mayor ángulo de enlace corresponde al BF_3 ($\alpha = 120^\circ$).

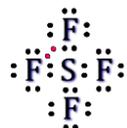
La respuesta correcta es la **a**.

4.284. ¿Cuál de las siguientes especies presenta una geometría aproximadamente tetraédrica?

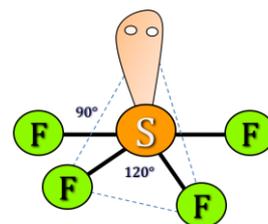
- a) SF₄
- b) SO₂Cl₂
- c) ClF₃
- d) ICl₄⁻

(O.Q.L. Valencia 2017)

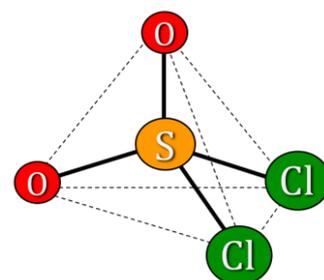
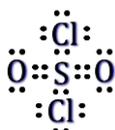
▪ La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF₄ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₄E a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5 por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y como solo hay unidos cuatro ligandos al átomo central su geometría es “balancín” en la que todos los átomos no están en el mismo plano.

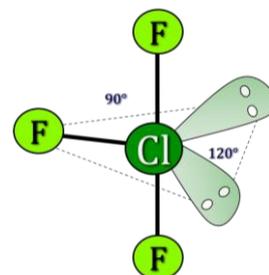


▪ La estructura de Lewis, considerando capa de valencia expandida, de la molécula de [dicloruro de sulfuro](#) o [diclorurodioxidoazufre](#) es:



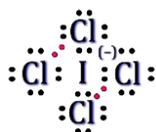
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO₂Cl₂ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₄ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición y geometría es [tetraédrica](#).

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de cloro es:

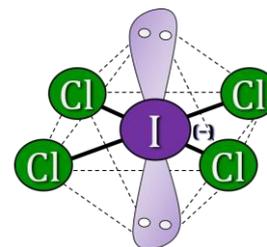


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF₃ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₃E₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 5 por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y como solo hay tres ligandos unidos al átomo central su geometría es de “forma de T” en la que todos los átomos están en el mismo plano.

▪ La estructura de Lewis del ion tetracloruroyodato (1-) es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, ICl₄⁻ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₄E₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 6 por lo que su disposición es de bipirámide cuadrada y como solo hay unidos cuatro ligandos al átomo central su geometría es cuadrada plana.



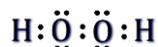
La respuesta correcta es la **b**.

4.285. ¿Cuál de las siguientes sustancias está formada por moléculas lineales a 25 °C y 1 atm?

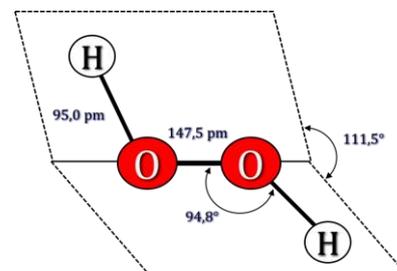
- a) H₂O₂
- b) SO₂
- c) CO₂
- d) NaCl

(O.Q.L. Valencia 2017)

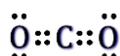
La estructura de Lewis de la molécula de peróxido de hidrógeno es:



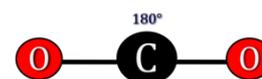
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H₂O₂ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo de cada átomo de oxígeno (central) se ajusta a la fórmula AX₂E₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que la disposición alrededor de cada átomo de oxígeno es tetraédrica y su geometría es "forma de libro" ya que solo hay un átomo de hidrógeno unido a cada átomo de oxígeno.



La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



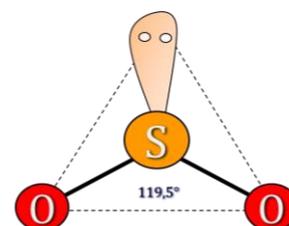
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO₂ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y geometría es lineal.



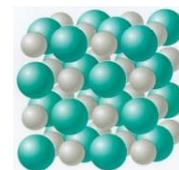
La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO₂ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂E a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición es triangular y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



El caso del NaCl es completamente distinto, ya que se trata de una sustancia en la que existen enlaces iónicos entre los átomos de cloro y sodio y no forma moléculas sino una red iónica en la que cada átomo de cloro (color verde) se encuentra unido a seis átomos de sodio (color gris).



La respuesta correcta es la c.

4.286. Sobre la polaridad del CCl₄ y del N₂, es cierto que:

- a) Ambas sustancias son apolares.
- b) Ambas sustancias son polares.
- c) CCl₄ es polar y N₂ es apolar.
- d) CCl₄ es apolar y N₂ es polar.

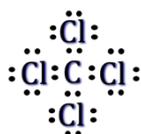
(O.Q.L. Murcia 2017)

La estructura de Lewis de la molécula de dinitrógeno es:

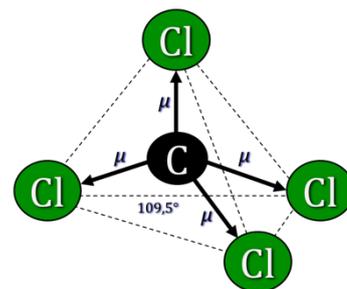


El N₂ es una molécula con enlace predominantemente covalente formada por dos átomos iguales. Por este motivo no se forma ningún dipolo entre los átomos y la molécula es no polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de **tetracloruro de carbono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

La respuesta correcta es la **a**.

4.287. Señale, de los siguientes enlaces, el de mayor polaridad:

- F—O
- F—N
- F—C
- F—F

(O.Q.L. Murcia 2017)

Será más polar aquel enlace en el que sea mayor la diferencia de electronegatividad. Como se trata de elementos del mismo periodo y la electronegatividad dentro de un periodo aumenta al aumentar el número atómico, la mayor diferencia de electronegatividad se da entre el F y el C, por lo tanto, el enlace más polar, es **F—C**.

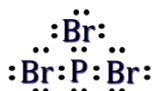
La respuesta correcta es la **c**.

4.288. En el PBr_3 , señale el número de pares de electrones que hay alrededor del átomo central:

- 6
- 5
- 4
- 3

(O.Q.L. Murcia 2017)

La estructura de Lewis de la molécula de tribromuro de fósforo es:



Como se puede observar en la misma, el átomo de fósforo se encuentra rodeado de **4 pares de electrones**.

La respuesta correcta es la **c**.

4.289. El orden de enlace en la molécula de N_2 es:

- 2
- 2,5
- 3
- 6

(O.Q.L. Murcia 2017)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. A la vista de la estructura de Lewis:



se deduce que el **orden de enlace es 3**.

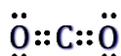
La respuesta correcta es la c.

4.290. ¿Cuál las siguientes moléculas presenta un menor ángulo de enlace?

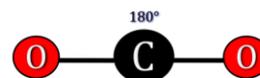
- a) CH₄
- b) CO₂
- c) BeF₂
- d) H₂O
- e) BF₃

(O.Q.L. Granada 2017)

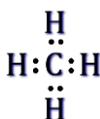
La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



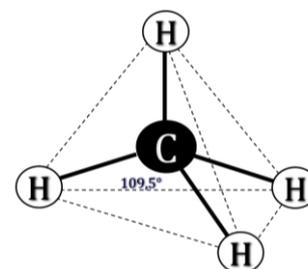
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO₂ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y forma geométrica es lineal con un ángulo de enlace de 180°.



La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



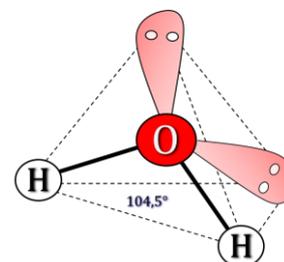
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV CH₄ y NH₄⁺ son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₄ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición y geometría es tetraédrica con ángulos de enlace de 109,5°.



La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



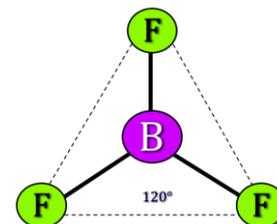
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H₂O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂E₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular con un **ángulo de enlace inferior a 109,5°** debido a la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de oxígeno.



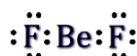
La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF₃ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₃ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición y geometría es trigonal plana en la que los ángulos de enlace son de 120°.



La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de berilio es:



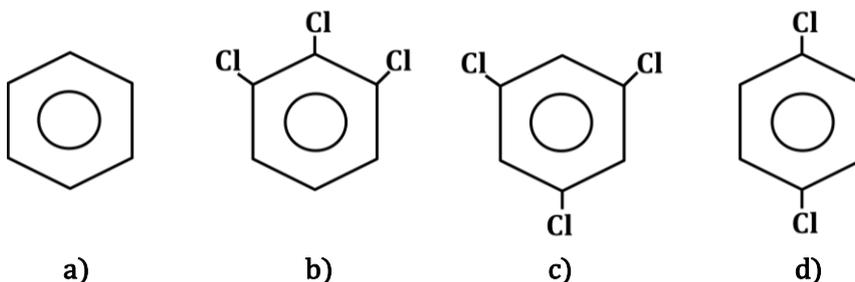
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeF₂ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 2 por lo que su disposición y geometría es lineal con un ángulo de enlace de 180°.



El menor ángulo de enlace corresponde al H_2O ($\alpha < 109,5^\circ$).

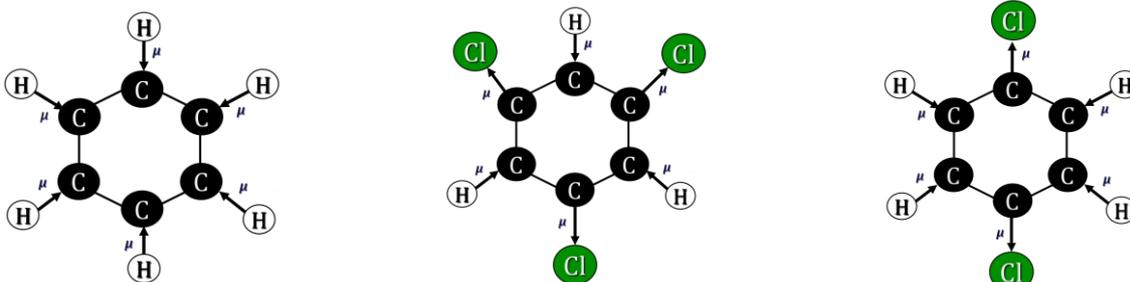
La respuesta correcta es la **d**.

4.291. ¿Cuál de las siguientes sustancias tendrá un momento dipolar mayor?

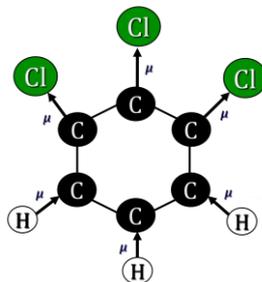


(O.Q.N. Salamanca 2018)

- El benceno presenta seis vectores momento dipolar $\text{H} \rightarrow \text{C}$ iguales que forman entre sí ángulos iguales por lo que su resultante es nula y la molécula es no polar.
- El 1,3,5-triclorobenceno presenta además de los tres vectores momento dipolar $\text{H} \rightarrow \text{C}$, otros tres vectores momento dipolar $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$ iguales que forman entre sí ángulos de 120° por lo que su resultante es nula y la molécula es no polar.
- El 1,4-diclorobenceno presenta además de los cuatro vectores momento dipolar $\text{H} \rightarrow \text{C}$, otros dos vectores momento dipolar $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$ iguales que forman entre sí un ángulo de 180° por lo que su resultante es nula y la molécula es no polar.



- El 1,2,3-triclorobenceno presenta además de los tres vectores momento dipolar $\text{H} \rightarrow \text{C}$, otros tres vectores momento dipolar $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$ iguales que forman entre sí ángulos de 60° por lo que su resultante no es nula y la molécula es polar.



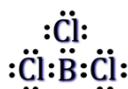
La respuesta correcta es la **b**.

4.292. ¿Cuál de las siguientes moléculas adopta una hibridación sp^3 y presenta una geometría molecular tetraédrica?

- a) SiH_4
- b) BCl_3
- c) NH_3
- d) PCl_5

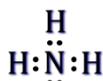
(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

- La estructura de Lewis del tricloruro de boro es:



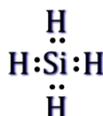
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular en la que el átomo de boro ocupa el centro del tetraedro y presenta hibridación sp^2 , los átomos de cloro en los vértices y, con ángulos de enlace de 120° .

- La estructura de Lewis del amoníaco es:



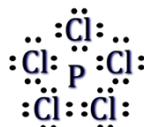
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su piramidal ya que solo hay tres ligando unidos al átomo central que ocupa el centro del tetraedro y presenta hibridación sp^3 , los átomos de hidrógeno en los vértices y, con ángulos de enlace de algo menores a $109,5^\circ$ debido a la repulsión que ejerce al par de electrones solitarios.

- La estructura de Lewis del silano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica en la que el átomo de silicio ocupa el centro del tetraedro y presenta hibridación sp^3 , los átomos de hidrógeno en los vértices y, con ángulos de enlace de $109,5^\circ$.

- La estructura de Lewis del pentacloruro de fósforo es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PCl_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide trigonal en la que el átomo de fósforo ocupa el centro de la figura y presenta hibridación dsp^3 , los átomos de cloro en los vértices y, con ángulos de enlace de 90° y 120° .

La respuesta correcta es la a.

4.293. ¿En cuál de las siguientes moléculas el enlace es más polar?

- HF
- H_2S
- PH_3
- NH_3

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

Será más polar aquel enlace en el que sea mayor la diferencia de electronegatividad.

Las diferencias de electronegatividad, según Pauling, existentes en cada enlace son:

$$\Delta\chi_{(\text{F-H})} = 3,98 - 2,20 = 1,78$$

$$\Delta\chi_{(\text{S-H})} = 2,55 - 2,20 = 0,35$$

$$\Delta\chi_{(\text{H-P})} = 2,20 - 2,19 = 0,01$$

$$\Delta\chi_{(\text{N-H})} = 3,04 - 2,20 = 0,84$$

Por tanto, el enlace más polar, es **H-F**.

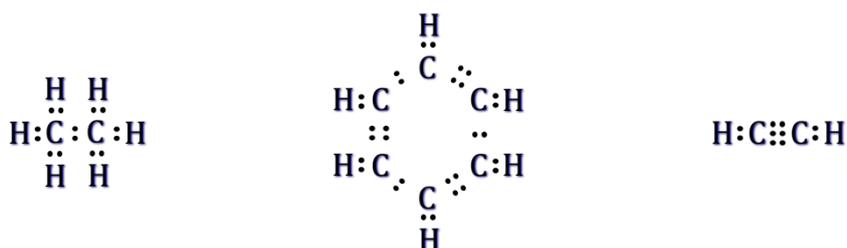
La respuesta correcta es la **a**.

4.294. El compuesto que presenta enlaces dobles es:

- a) C_2H_6
- b) CaCl_2
- c) C_6H_6
- d) C_2H_2

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de C_2H_6 , C_6H_6 y C_2H_2 son:



Eliminando el CaCl_2 que es una sustancia cristalina que forma moléculas y a la vista de las estructuras de Lewis del resto de las moléculas, se observa que la única que presenta **enlaces dobles es C_6H_6** .

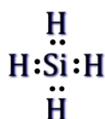
La respuesta correcta es la **c**.

4.295. Considere las siguientes moléculas, SiH_4 , PH_3 , H_2S . ¿En cuál o cuáles de estas moléculas se debe esperar un ángulo de enlace menor de $109,5^\circ$?

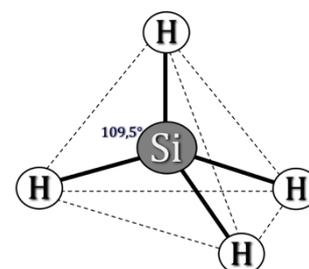
- a) PH_3
- b) H_2S
- c) PH_3 y H_2S
- d) En todas ellas.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

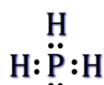
▪ La estructura de Lewis del silano es:



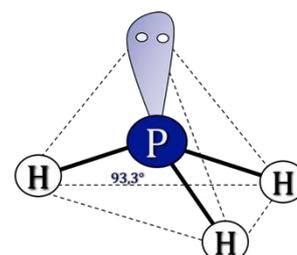
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica con un ángulo de enlace de $109,5^\circ$.



▪ La estructura de Lewis del fosfano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico

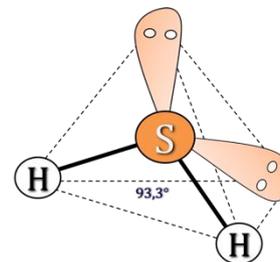


$(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal con un **ángulo de enlace menor de $109,5^\circ$** debido a la repulsión ejercida por el par de electrones solitarios.

▪ La estructura de Lewis del sulfuro de dihidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular con un **ángulo de enlace menor de $109,5^\circ$** debido a la repulsión ejercida por los dos pares de electrones solitarios.



La respuesta correcta es la c.

4.296. Seleccione el conjunto de moléculas que presenten geometrías moleculares diferentes:

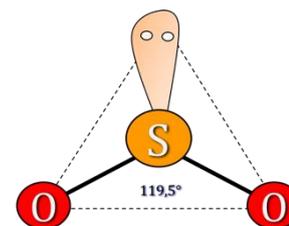
- CO_2 y SO_2
- H_2O y H_2S
- NO_3^- y CO_3^{2-}
- CCl_4 y SiCl_4

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

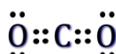
a) La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de azufre** es:



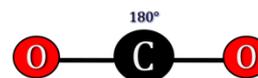
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y geometría **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de **dióxido de carbono** es:



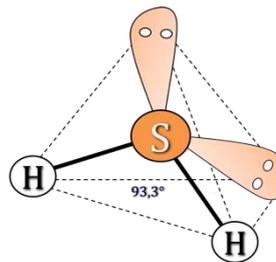
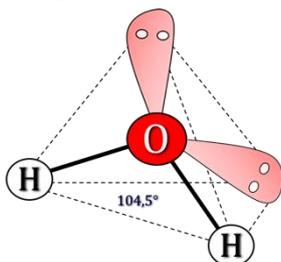
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y forma geométrica es **lineal**.



b) Las estructuras de Lewis de las moléculas de agua y sulfuro de dihidrógeno son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, H_2O y H_2S son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



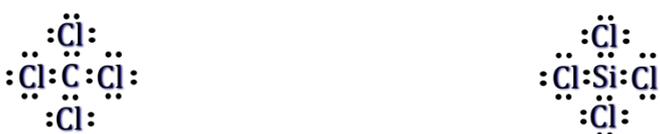
c) Las estructuras de Lewis de los iones nitrato y carbonato son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, NO_3^- y CO_3^{2-} son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular plana.



d) Las estructuras de Lewis de las moléculas de tetracloruro de carbono y de tetracloruro de silicio son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, CCl_4 y SiCl_4 son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



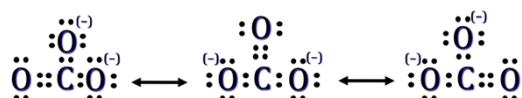
La respuesta correcta es la a.

4.297. De acuerdo con su estructura de Lewis, ¿cuál es el orden de enlace C–O en la especie carbonato, CO_3^{2-} ?

- 1
- 1,33
- 1,5
- 2

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

Las diferentes estructuras de Lewis resonantes de la especie carbonato son:



El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que constituyen ese enlace. En este caso que existe resonancia, uno de los pares de electrones se reparte entre los tres átomos de oxígeno enlazados al átomo de carbono, por tanto, [el orden de enlace es 1,33](#).

La respuesta correcta es la b.

4.298. Cuando dos átomos se unen por solapamiento de un orbital p de uno de ellos con un orbital p del otro, el enlace que aparece entre ambos átomos es del tipo:

- a) Siempre de tipo π .
- b) σ o π según la orientación del orbital p .
- d) Siempre de tipo σ .
- d) Se formará un orbital híbrido sp^2 .

(O.Q.L. Extremadura 2018) (O.Q.L. Extremadura 2019)

Cuando dos orbitales atómicos p se unen pueden formar un enlace σ o enlace π según cuál sea la dirección del eje en el que interaccionan ambos orbitales.

La respuesta correcta es la b.

4.299. Sólo una de las siguientes afirmaciones es falsa:

- a) Las moléculas con hibridación sp son lineales.
- b) Si en el NH_3 se usan orbitales p puros del nitrógeno, el ángulo de enlace esperado es 90° .
- c) La hibridación sp^3 en el NH_3 explica mejor el ángulo de enlace de 107° en la molécula.
- d) La hibridación sp^3d origina una molécula plana cuadrada.

(O.Q.L. Extremadura 2018)

- a) Verdadero. Son moléculas lineales como la de C_2H_2 .
- b) Verdadero. Ya que los orbitales p son perpendiculares entre sí.
- c) Verdadero. De acuerdo con el modelo RPECV cuando el átomo central presenta hibridación sp^3 y está rodeado de tres ligandos se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ con una disposición tetraédrica con ángulos de enlace próximos a $109,5^\circ$.
- d) Falso. De acuerdo con el modelo RPECV cuando el átomo central presenta hibridación sp^3d se ajusta a la fórmula:
 - AX_2E_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ con una disposición de bipirámide trigonal, y como solo hay unidos dos ligandos al átomo central su una geometría lineal.
 - AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ con una disposición de bipirámide trigonal, y como solo hay unidos tres ligandos al átomo central su geometría es "forma de T".
 - AX_4E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal, y como solo hay unidos cuatro ligandos al átomo central su geometría es "balancín".
 - AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es bipirámide triangular.

Como se puede observar ninguna de las anteriores presenta geometría cuadrada plana.

La respuesta correcta es la d.

4.300. ¿Cuál de las siguientes moléculas es lineal?

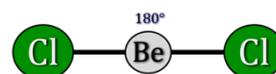
- a) O_3
- b) BeCl_2
- c) OCl_2
- d) NOF

(O.Q.L. La Rioja 2018)

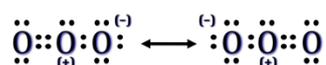
▪ La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de berilio es:



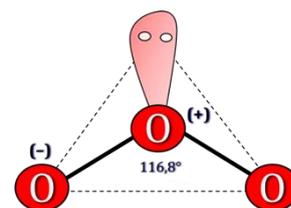
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.



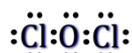
- El ozono es una sustancia que presenta resonancia y su estructura de Lewis es:



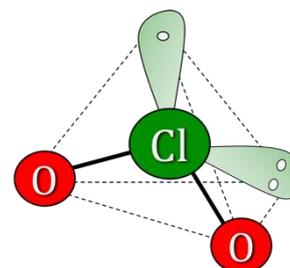
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el O_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 3 por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



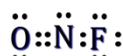
- La estructura de Lewis de la molécula de dicloruro de oxígeno es



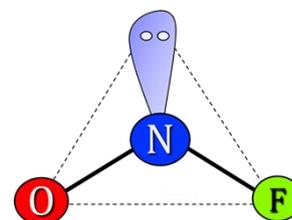
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el OCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



- La estructura de Lewis de la molécula de fluoruro de nitrosilo es



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NOF es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 3 por lo que su disposición es triangular y su geometría es angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



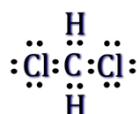
La respuesta correcta es la **b**.

4.301. ¿Cuál de las siguientes moléculas es apolar?

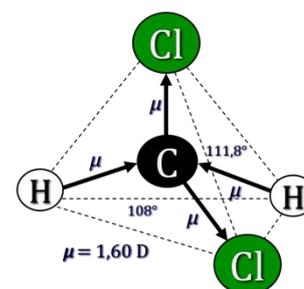
- CH_2Cl_2
- NCl_3
- CS_2
- Cl_3CCH_3

(O.Q.L. Galicia 2018)

- La estructura de Lewis de la molécula de diclorometano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_2Cl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico ($m+n$) = 4 por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es de tetraedro irregular.



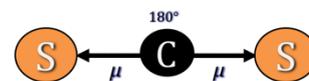
Como el cloro ($\chi = 3,16$) y el carbono ($\chi = 2,55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,60 \text{ D}$) y la molécula es polar.

- La estructura de Lewis de la molécula de **disulfuro de carbono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CS_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

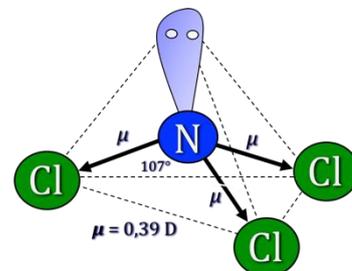
Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de nitrógeno es:

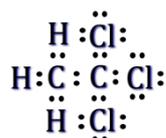


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

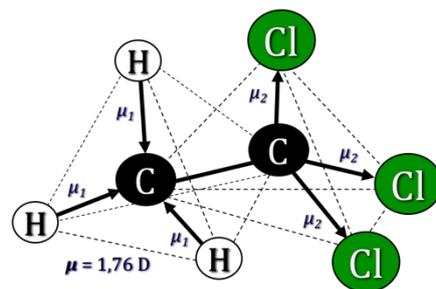


Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,39 \text{ D}$) y la molécula es polar.

La estructura de Lewis de la molécula de 1,1,1-tricloroetano es:



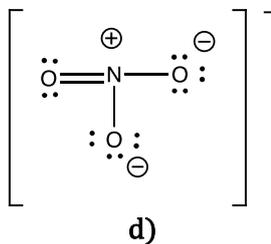
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV Cl_3CCH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y su geometría es tetraédrica.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,76 \text{ D}$) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la c.

4.302. Una de las siguientes estructuras de Lewis es incorrecta:



(O.Q.L. Valencia 2018)

Como se puede observar, en la estructura de Lewis de la molécula de HNO el átomo de nitrógeno se encuentra rodeado de cinco pares de electrones, lo que es imposible para un elemento del segundo periodo, por tanto, dicha estructura es **incorrecta**.

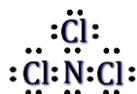
La respuesta correcta es la b.

4.303. Indique cuál es la afirmación correcta para la molécula NCl_3 :

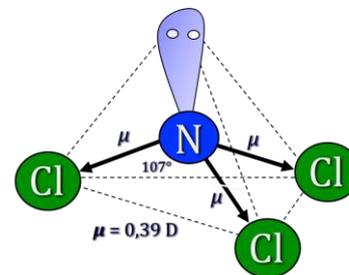
- Su geometría es trigonal plana.
- Su geometría es pirámide trigonal.
- Es una molécula apolar.
- Es una molécula angular donde el N adopta una hibridación sp^3 .

(O.Q.L. Valencia 2018)

La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de nitrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría de pirámide trigonal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,39 \text{ D}$) y la molécula es polar.

En las estructuras que tienen forma o disposición tetraédrica, el átomo central adopta una hibridación sp^3 .

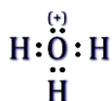
La respuesta correcta es la **b**.

4.304. La especie H_3O^+ es piramidal, mientras que H_2O es angular. Los ángulos H-O-H en H_3O^+ y H_2O son:

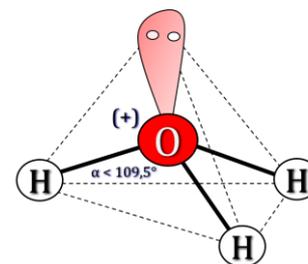
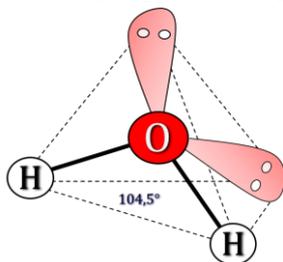
- Ambos ángulos se sitúan alrededor de $109,5^\circ$.
- Los valores son 120° y $109,5^\circ$, respectivamente.
- Exactamente 120° en ambos casos.
- Exactamente $109,5^\circ$ en ambos casos.

(O.Q.L. Valencia 2018)

Las estructuras de Lewis ambas especies son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_3O^+ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central y con unos **ángulos de enlace inferiores a $109,5^\circ$** debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre el átomo de oxígeno.



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular con un **ángulo de enlace inferior a $109,5^\circ$** debido a la repulsión que ejercen los dos pares de electrones solitarios situados sobre el átomo de oxígeno.

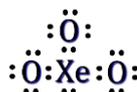
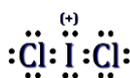
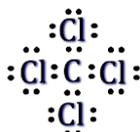
La respuesta correcta es la **a**.

4.305. ¿En cuál de las siguientes especies el átomo central presenta dos pares de electrones de enlace y dos pares de electrones no compartidos?

- a) CCl_4
- b) ICl_2^+
- c) XeO_3
- d) CO_2

(O.Q.L. Valencia 2018)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



Como se puede observar, la especie en la que el átomo central presenta 2 pares de electrones de enlace y 2 pares de electrones no compartidos es ICl_2^+ .

La respuesta correcta es la b.

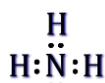
4.306. ¿Cuáles de las siguientes moléculas tienen la misma geometría?

- I. NH_3 II. BF_3 III. SCl_2 IV. H_2O V. CO_2 VI. CH_4

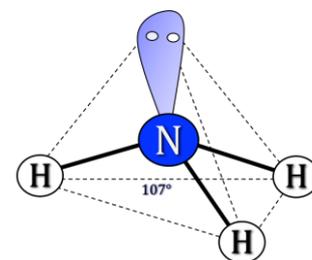
- a) I y III
- b) I y VI
- c) III, IV y V
- d) III y IV

(O.Q.L. Valencia 2018)

I. La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



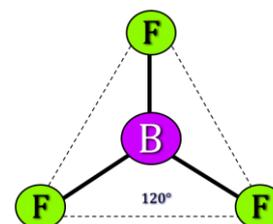
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



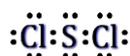
II. La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



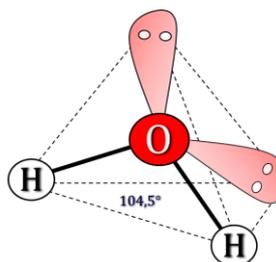
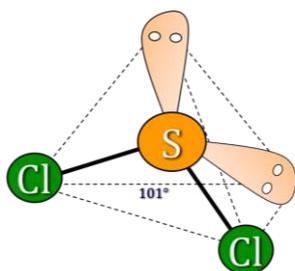
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular plana.



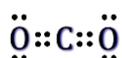
III y IV. Las estructuras de Lewis de las moléculas de dicloruro de azufre y de agua son:



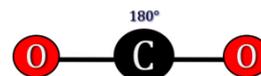
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, SCl_2 y H_2O son sustancias cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



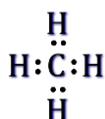
V. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



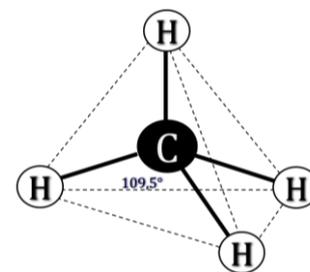
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.



VI. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica con ángulos de enlace de $109,5^\circ$.



La respuesta correcta es la d.

4.307. Para las moléculas BF_3 y NF_3 es cierto que:

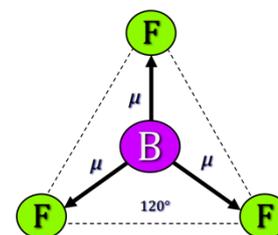
- B-F es el enlace más polar y BF_3 la molécula más polar.
- N-F es el enlace más polar y NF_3 la molécula más polar.
- B-F es el enlace más polar y NF_3 la molécula más polar.
- N-F es el enlace más polar y BF_3 la molécula más polar.

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.

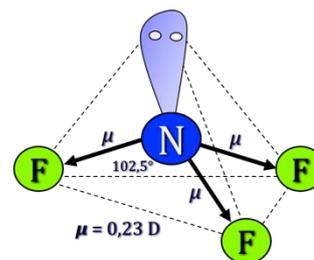


Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de nitrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unido al átomo central.



Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3,04$) existen tres dipolos dirigidos hacia el flúor $\text{N} \rightarrow \text{F}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,235 \text{ D}$) y la molécula es polar.

- El enlace B-F es más polar ya que presenta una diferencia de electronegatividad entre sus elementos mayor que el enlace N-F.
- La molécula de NF_3 es más polar que la de BF_3 .

La respuesta correcta es la c.

4.308. El tipo de hibridación que presenta el átomo de carbono en la molécula HCN es:

- sp
- sp^2
- sp^3
- sp^2d

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

La estructura de Lewis de la molécula de cianuro de hidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal. En esta molécula el átomo central se rodea de dos orbitales híbridos sp .

La respuesta correcta es la a.

4.309. Entre las moléculas OF_2 , COCl_2 , NCl_3 y CS_2 es cierto que

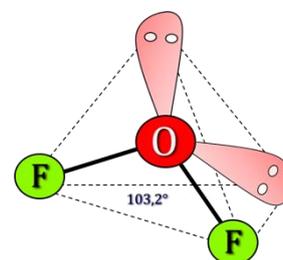
- OF_2 es lineal y NCl_3 piramidal.
- COCl_2 es triangular plana y CS_2 lineal.
- NCl_3 triangular plana y OF_2 angular.
- COCl_2 y NCl_3 son piramidales.

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

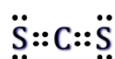
▪ La estructura de Lewis de la molécula de difluoruro de oxígeno es:



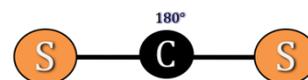
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el OF_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es angular ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de disulfuro de carbono es:

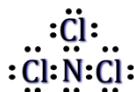


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CS_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del

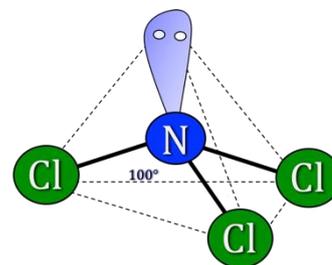


átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es **lineal**.

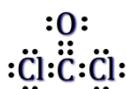
▪ La estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de nitrógeno es:



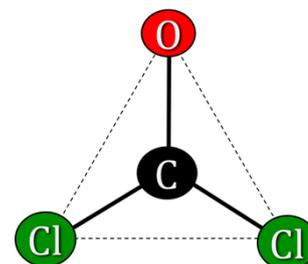
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría molecular pirámide trigonal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



▪ La estructura de Lewis de la molécula de fosgeno o diclorurooxidocarbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el COCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular plana**.



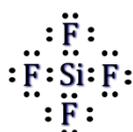
La respuesta correcta es la **b**.

4.310. La especie molecular SiF_4 adopta una geometría:

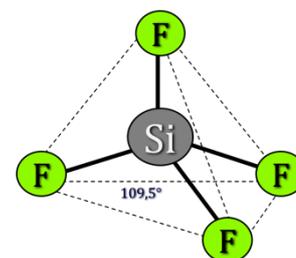
- a) Octaédrica
b) Plano cuadrada
c) Tetraédrica
d) Bipirámide trigonal
e) Piramidal
f) Bipirámide cuadrada

(O.Q.L. País Vasco 2018) (O.Q.L. País Vasco 2019)

La estructura de Lewis de la molécula de **tetrafluoruro de silicio** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SiF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica**.



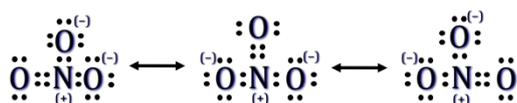
La respuesta correcta es la **c**.

4.311. Algunos de los problemas de contaminación en el Mar Menor se asocian a una excesiva acumulación de nitratos procedentes de las tierras de cultivo adyacentes. Con respecto al ion nitrato es cierto que:

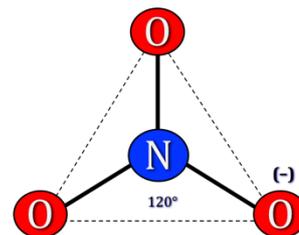
- a) Presenta un triple enlace $\text{N}\equiv\text{O}$.
b) Presenta dos dobles enlaces $\text{N}=\text{O}$.
c) Todos los enlaces $\text{N}-\text{O}$ presentan idéntica longitud.
d) Presenta geometría piramidal.

(O.Q.L. Murcia 2018)

El **ion nitrato** es una especie que presenta resonancia y su estructura de Lewis es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular** con ángulos de enlace de 120° .



El hecho de que esta especie presente resonancia implica que **todos los enlaces N–O tengan la misma longitud**, comprendida entre la longitud del enlace sencillo, N–O, y la del enlace doble, N=O.

La respuesta correcta es la c.

4.312. Para el siguiente grupo de sustancias, Li_2O , H_2O , CO_2 , HCN , NaOH , se puede afirmar que:

- El H_2O y el HCN son moléculas polares.
- El Li_2O y el NaOH son moléculas angulares.
- El H_2O y el CO_2 son moléculas polares.
- Ninguna afirmación es cierta.

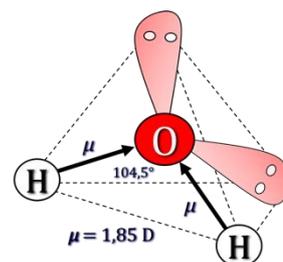
(O.Q.L. Asturias 2018)

▪ El Li_2O y el NaOH son sustancias con enlace predominantemente iónico por lo que no forman moléculas, forman redes cristalinas.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

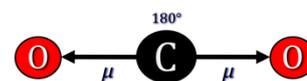


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

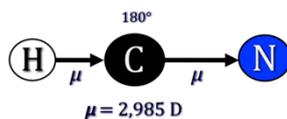


Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

▪ La estructura de Lewis de la molécula de cianuro de hidrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el HCN es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.



Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) y el carbono ($\chi = 2,55$) son más electronegativos que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 2,985$ D) y la molécula es **polar**.

La respuesta correcta es la **a**.

4.313. En relación con el ion carbonato, CO_3^{2-} , seleccione la respuesta correcta:

- Es una especie plano-triangular con los tres enlaces idénticos.
- No todos los átomos del ion carbonato cumplen la regla del octeto.
- La geometría del ion carbonato es piramidal como la del ion clorato, ClO_3^- .
- La hibridación más adecuada para el átomo de carbono es sp^3 .

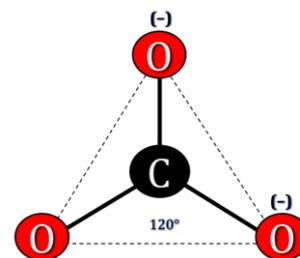
(O.Q.N. Santander 2019)

Las diferentes estructuras de Lewis resonantes de la especie carbonato son:



En este caso que existe resonancia, uno de los pares de electrones se reparte entre los tres átomos de oxígeno enlazados al átomo de carbono, por tanto, **el orden de enlace es 1,33 y los tres enlaces C–O tienen la misma longitud**.

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_3^{2-} es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular plana** en la que el átomo de carbono ocupa el centro del triángulo y presenta hibridación sp^2 , los átomos de oxígeno en los vértices y, con ángulos de enlace de 120° .



La respuesta correcta es la **a**.

4.314. Analizando la estructura interna del ClF_3 se deduce que el número de pares de electrones en torno al átomo central de cloro y la geometría molecular son

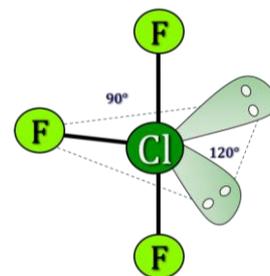
- Uno / piramidal
- Dos / forma de T
- Dos / plano-triangular
- Tres / tetraédrica

(O.Q.N. Santander 2019)

La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de cloro** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de "forma de T" debido a la presencia de **dos pares de electrones solitarios** sobre el átomo de cloro, con ángulos de enlace aproximados de 90° y 120° .



La respuesta correcta es la **b**.

4.315. Atendiendo a la geometría y el comportamiento magnético del complejo o compuesto de coordinación $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$, se puede afirmar que:

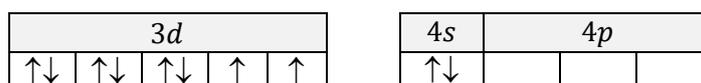
- Tiene geometría plano-cuadrada y es diamagnético.
- Tiene geometría tetraédrica y es diamagnético.
- Tiene geometría plano-cuadrada y es paramagnético.
- Tiene geometría tetraédrica y es paramagnético.

(O.Q.N. Santander 2019)

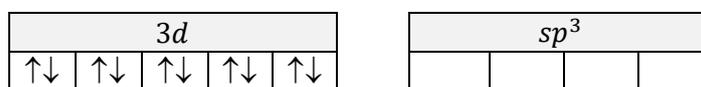
La estructura electrónica abreviada del Ni ($Z = 28$) es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$, ya que de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

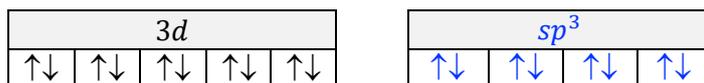
le corresponde la siguiente distribución de los electrones en los orbitales:



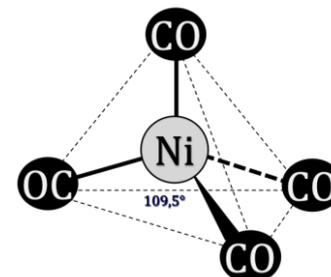
Para formar el compuesto de coordinación con el CO, el Ni sufre la siguiente reestructuración electrónica:



formando cuatro orbitales híbridos sp^3 vacíos y comportándose como un ácido de Lewis; mientras que el CO aporta los pares de electrones sin compartir y se comporta como una base de Lewis:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $\text{Ni}(\text{CO})_4$ es una molécula en la que el átomo central presenta hibridación sp^3 es del tipo AX_4 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución y geometría tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central.



Como la molécula no presenta electrones desapareados se trata de una especie diamagnética.

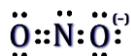
La respuesta correcta es la **b**.

4.316. La estructura de Lewis del ion nitrito, NO_2^- , ¿cuántos dobles enlaces presenta?

- 0
- 1
- 2
- 3

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

La estructura de Lewis del ion nitrito es:



Se observa que presenta un doble enlace entre el átomo de nitrógeno y uno de los átomos de oxígeno.

La respuesta correcta es la **b**.

4.317. ¿Cuál de las siguientes moléculas es apolar?

- H_2O
- HF
- NF_3
- CF_4

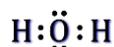
(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

- La estructura de Lewis de la molécula de fluoruro de hidrógeno es:



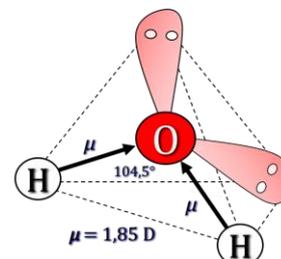
La molécula de HF es lineal ya que está formada solo por dos átomos. También se trata de una molécula polar ya que como los elementos que la forman tienen diferente valor de la electronegatividad existe un dipolo dirigido hacia el elemento más electronegativo, en este caso, el flúor.

- La estructura de Lewis de la molécula de agua es:

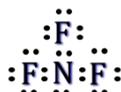


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_2O es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es polar.

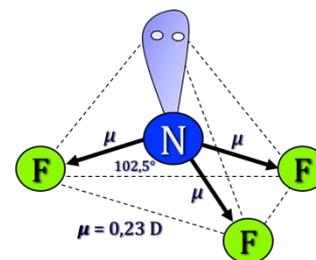


- La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de nitrógeno es:

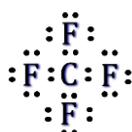


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.

Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3,04$) existen tres dipolos dirigidos hacia el flúor $\text{N} \rightarrow \text{F}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,235 \text{ D}$) y la molécula es polar.

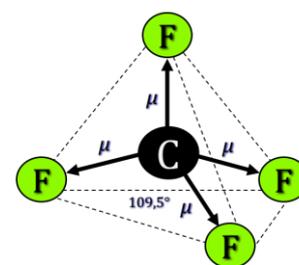


- La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



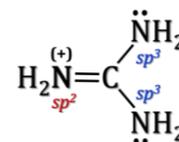
La respuesta correcta es la **d**.

4.318. ¿Cuál es la hibridación de los átomos de N en el ion guanidinio, $[\text{C}(\text{NH}_2)_3]^+$?

- Los tres presentan una hibridación sp^3 .
- Dos de ellos, sp^3 y el tercero sp^2 .
- Uno sp^3 y dos sp^2 .
- Los tres presentan una hibridación sp^2 .

La fórmula estructural del ion guanidinio es:

- Los **dos átomos** de N que tiene todos los **enlaces sencillos** presenta hibridación sp^3 .
- El **átomo** de N que tiene un **enlace doble** presenta **hibridación sp^2** .



La respuesta correcta es la **b**.

4.319. ¿Qué geometría molecular presenta la molécula de BF_3 ?

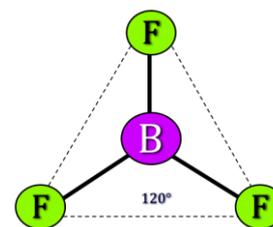
- Lineal
- Tetraédrica
- Angular
- Triangular plana

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de boro** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **triangular plana**.



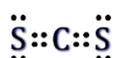
La respuesta correcta es la **d**.

4.320. Indique cuál de las siguientes moléculas presenta una estructura no lineal.

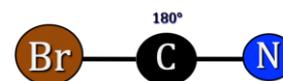
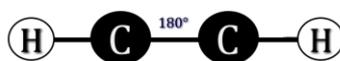
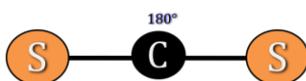
- CS_2
- SO_2
- C_2H_2
- $BrCN$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

- La estructura de Lewis de la moléculas de disulfuro de carbono, etino o acetileno y bromuro de cianógeno son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, CS_2 , C_2H_2 y $CNBr$ son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajustan a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

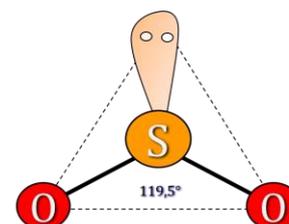


- La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría **angular** ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

La respuesta correcta es la **b**.



4.321. ¿Cuántos pares de electrones de enlace y pares de electrones no compartidos rodean al átomo central del ion I_3^- ?

- a) 2 y 2
- b) 2 y 3
- c) 3 y 2
- d) 4 y 3

(O.Q.L. Valencia 2019)

La estructura de Lewis del ion triyoduro es:

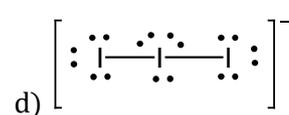
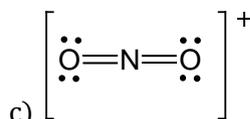
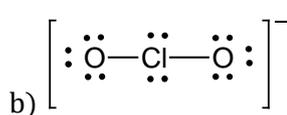
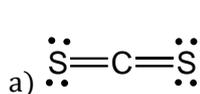


Como se puede observar en la misma, al átomo central le rodean:

- 2 pares de electrones de enlace y
- 3 pares de electrones solitarios

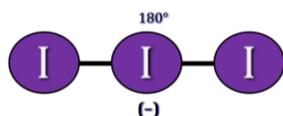
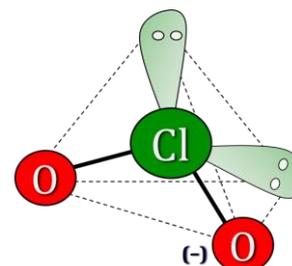
La respuesta correcta es la **b**.

4.322. ¿Cuál de las siguientes moléculas no es lineal?



(O.Q.L. Valencia 2019)

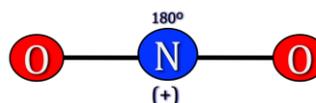
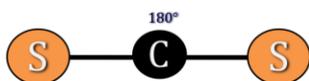
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClO_2^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el I_3^- es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_3 a las que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal

y su geometría lineal ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV las especies CS_2 y NO_2^+ corresponden a sustancias cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a las que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.



La respuesta correcta es la **b**.

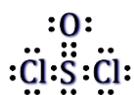
(Cuestión similar a la propuesta en Sevilla 2010 y Alcalá 2016).

4.323. El dicloruro de tionilo, $SOCl_2$, y el dicloruro de carbonilo, $COCl_2$, son sustancias empleadas para la obtención de isocianatos, que a nivel industrial se utilizan en la síntesis de poliuretano. Sus geometrías moleculares son, respectivamente:

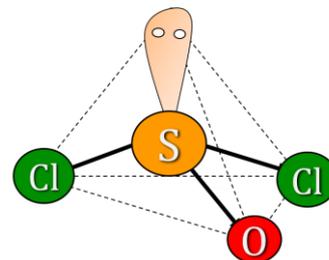
- a) Piramidal trigonal plana
- b) Trigonal plana y angular
- c) Trigonal plana y piramidal
- d) Trigonal plana y tetraédrica

(O.Q.L. Valencia 2019)

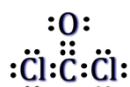
- La estructura de Lewis de la molécula de **dicloruro de tionilo** o **diclorurooxidoazufre** es:



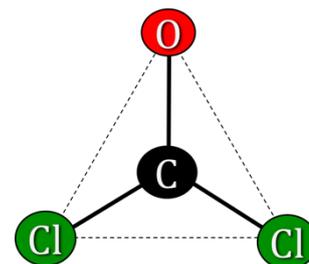
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SOCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y como solo hay tres ligandos unidos al átomo central su forma geométrica es **piramidal**.



- La estructura de Lewis de la molécula de **dicloruro de carbonilo** o **diclorurooxidocarbono** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el COCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es **trigonal plana**.



La respuesta correcta es la **b**.

4.324. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta momento dipolar?

- BF_3
- CF_4
- NF_3
- SF_6

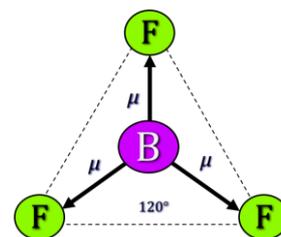
(O.Q.L. Valencia 2019)

- La estructura de Lewis de la moléculas de trifluoruro de boro es:

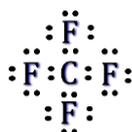


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.

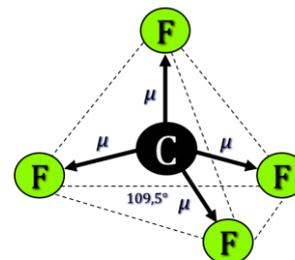
Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



- La estructura de Lewis de la molécula de tetrafluoruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CF_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



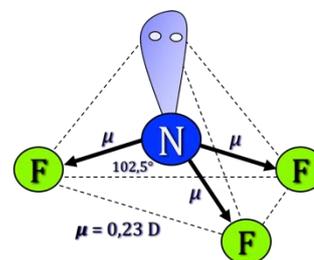
Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

- La estructura de Lewis de la molécula de **trifluoruro de nitrógeno** es:

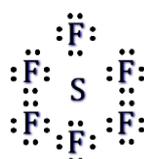


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NF_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unido al átomo central.

Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el nitrógeno ($\chi = 3,04$) existen tres dipolos dirigidos hacia el flúor $\text{N} \rightarrow \text{F}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,235 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

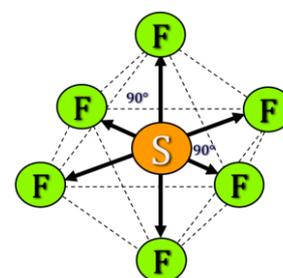


- La estructura de Lewis de la molécula de **hexafluoruro de azufre** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SF_6 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_6 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 6$ por lo que su disposición y geometría es de bipirámide cuadrada.

Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



La respuesta correcta es la c.

4.325. Dadas las siguientes moléculas:

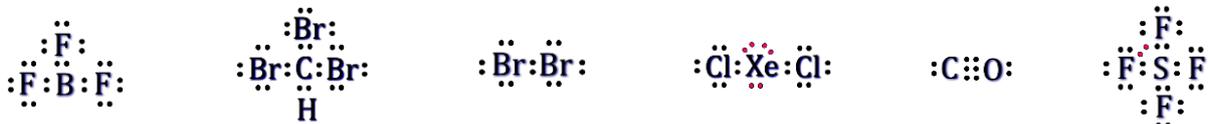
I. BF_3 II. CHBr_3 III. Br_2 IV. XeCl_2 V. CO VI. SF_4

las que no cumplen la regla del octeto son:

- I, II, IV
- I, III, IV, VI
- III, V, VI
- I, IV, VI

(O.Q.L. Valencia 2019)

Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



Las moléculas que no cumplen la regla del octeto son BF_3 , XeCl_2 y SF_4 .

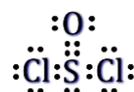
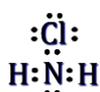
La respuesta correcta es la d.

4.326. ¿Cuál de estas moléculas no es piramidal trigonal?

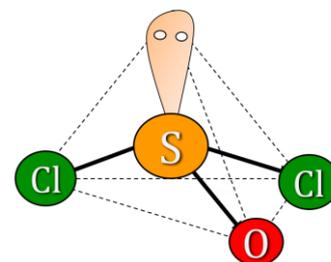
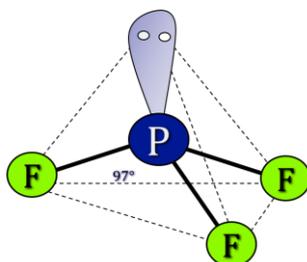
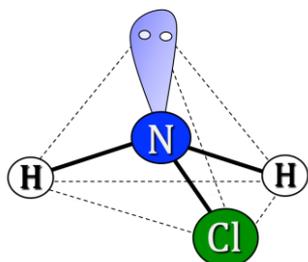
- NH_2Cl
- ClF_3
- PF_3
- SOCl_2

(O.Q.L. La Rioja 2019)

- Las estructuras de Lewis de la cloramina, trifluoruro de fósforo y dicloruro de tionilo o diclorurooxidoazufre son:



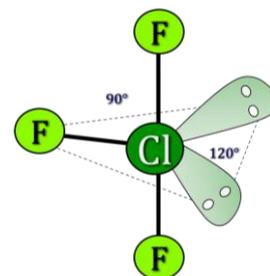
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, NH_2Cl , PF_3 y SOCl_2 son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal trigonal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



- La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de cloro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de "forma de T" debido a la presencia de dos pares de electrones solitarios sobre el átomo de cloro, con ángulos de enlace aproximados de 90° y 120° .



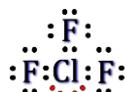
La respuesta correcta es la **b**.

4.327. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene "forma de T" (T-shaped)?

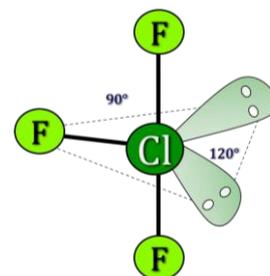
- NH_3
- ClF_3
- H_3O^+
- XeO_3

(O.Q.L. La Rioja 2019)

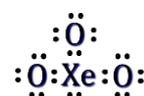
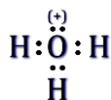
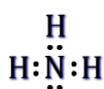
- La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de cloro es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el ClF_3 es una molécula que se ajusta a la fórmula AX_3E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ con una disposición de bipirámide trigonal y geometría de "forma de T" debido a la presencia de dos pares de electrones solitarios sobre el átomo de cloro, con ángulos de enlace aproximados de 90° y 120° .

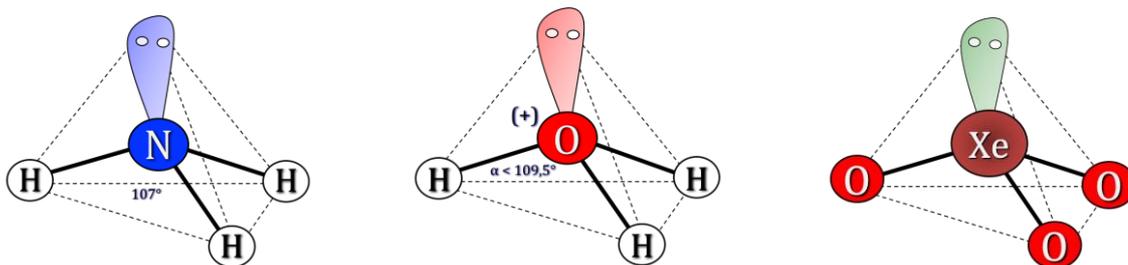


- Las estructuras de Lewis del amoníaco, ion oxidanio y trióxido de xenón son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, NH_3 , H_3O^+ y XeO_3 son especies cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que

corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



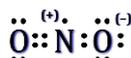
La respuesta correcta es la **b**.

4.328. Respecto a la geometría del NO_2 , señale la respuesta correcta:

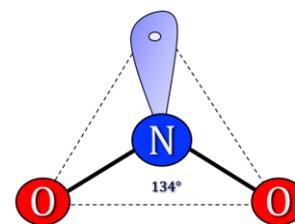
- La molécula es lineal, ángulo de enlace de 180° .
- La molécula es angular, ángulo de enlace igual a 120° .
- La molécula es angular, ángulo de enlace algo superior a 120° .
- La molécula es angular, ángulo de enlace inferior a 120° .

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de nitrógeno es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



El **ángulo de enlace es algo inferior a 120°** debido a la repulsión que provoca el electrón desapareado que hay sobre el átomo de nitrógeno.

La respuesta correcta es la **d**.

4.329. El carbono presenta dobles enlaces en:

- El ion carbonato y el tetracloruro de carbono.
- El tetracloruro de carbono y el eteno.
- El eteno y el dióxido de carbono.
- En los cuatro compuestos mencionados.

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

Las estructuras de Lewis de las especies propuestas son:



De acuerdo con las estructuras de Lewis, el carbono presenta doble enlace en el **ion carbonato, eteno y dióxido de carbono**.

La respuesta correcta es la **c**.

4.330. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

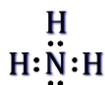
- El ion Ca^{2+} tiene una configuración electrónica de gas noble.
- El radio del ion bromuro es mayor que el del átomo de bromo.
- La molécula de NH_3 es piramidal.
- La molécula de CH_4 es polar.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

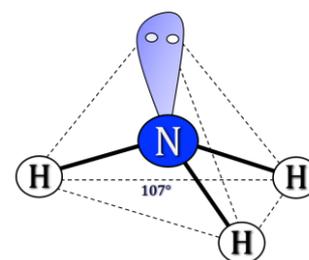
a) Verdadero. El calcio es un elemento que pertenece al grupo 2 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2$ y si cede los dos electrones de su capa más externa adquiere la configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

b) Verdadero. Al formarse el anión Br^- aumenta el número de electrones y con ello, aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del anión Br^- es mayor que el del átomo neutro Br.

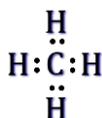
c) Verdadero. La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



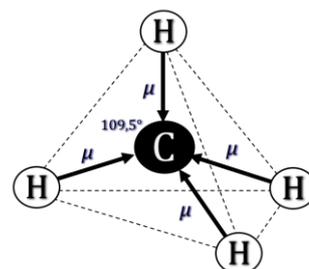
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



d) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Como el carbono ($\chi = 2,55$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.

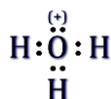
La respuesta correcta es la **d**.

4.331. El ángulo de enlace HOH en el ion H_3O^+ es de aproximadamente 107° . ¿Qué hibridación presentan los orbitales utilizados por el oxígeno en esta especie química?

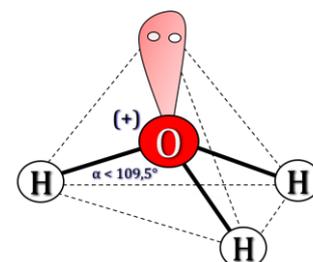
- sp
- sp^2
- sp^3
- No presenta hibridación, son orbitales p .

(O.Q.L. Murcia 2019)

La estructura de Lewis del ion oxidanio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el H_3O^+ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y geometría piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central y con unos ángulos de enlace ligeramente inferiores a $109,5^\circ$ debido a la repulsión que provoca el par de electrones solitario que hay sobre el átomo de oxígeno. En esta especie, **el átomo de oxígeno se rodea de cuatro orbitales híbridos sp^3** .

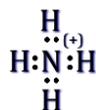


La respuesta correcta es la **c**.

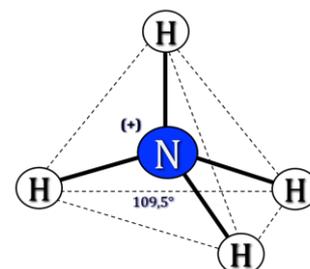
4.332. La geometría molecular del ion NH_4^+ :

- Cúbica
- Octaédrica
- Cuadrada
- Bipiramidal trigonal
- Tetraédrica

(O.Q.L. Granada 2019)

La estructura de Lewis del ion **amonio** es:

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el NH_4^+ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es **tetraédrica**.



La respuesta correcta es la e.

4.333. De las siguientes moléculas, cuántas son polares?



- 0
- 1
- 2
- 3
- 4

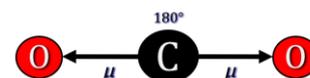
(O.Q.L. Granada 2019)

La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

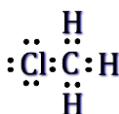


De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CO_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

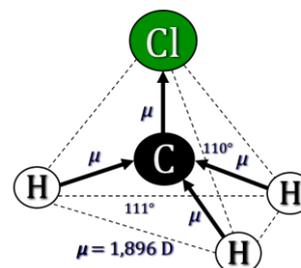
Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



La estructura de Lewis de la molécula de **clorometano** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_3Cl es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



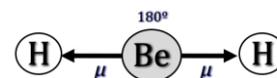
Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,896 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

La estructura de Lewis de la molécula de dihidruro de berilio es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el BeH_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

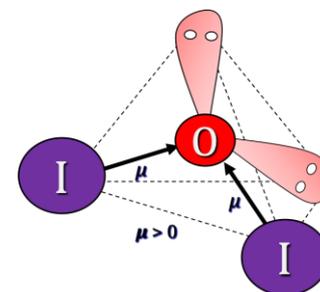
Como el berilio ($\chi = 1,57$) es menos electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de yodo es:



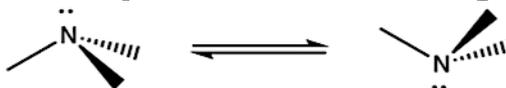
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el OI_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos átomos unidos al átomo central.



Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el yodo ($\chi = 2,66$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu \neq 0$) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la c.

4.334. El amoníaco (NH_3) experimenta un proceso muy rápido, conocido como inversión –similar al que sufre un paraguas en un día de viento–. El proceso se muestra en la imagen siguiente.

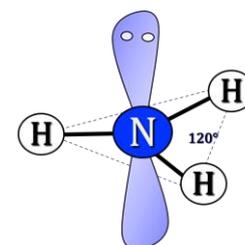


¿Cuál es la hibridación de los orbitales del átomo de nitrógeno en el estado de transición?

- sp
- sp^2
- sp^3
- Los orbitales no hibridan.

(O.Q.L. Madrid 2019)

En el proceso de inversión del amoníaco, para pasar de una forma a la opuesta, el átomo de nitrógeno debe cambiar su hibridación inicial sp^3 a una hibridación sp^2 en el estado estacionario que implica que los tres átomos de hidrógeno se encuentren en un mismo plano y el par solitario se encuentre en un orbital atómico p que está en un plano perpendicular al de los átomos.



La respuesta correcta es la b.

4.335. Muchas proteínas utilizan cationes metálicos para realizar su función. Una de estas proteínas es la anhidrasa carbónica (también denominada carbonato deshidratasa), que es una enzima que cataliza la interconversión de CO_2 y agua en bicarbonato e iones oxidanio. Esta enzima utiliza un ión Zn^{2+} para llevar a cabo la reacción. ¿Cuál es el papel del catión?

- Es un ácido de Lewis.
- Es una base de Lewis.
- Aumenta el valor del $\text{p}K_a$ de la molécula de agua en el centro activo.
- El catión sufre una reacción redox.

(O.Q.L. Madrid 2019)

El elemento con símbolo Zn es el zinc y pertenece al grupo 12 y periodo 4 de la tabla periódica por lo que su configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$, y si cede los dos electrones del orbital $4s$, este se queda vacío, y se transforma en el ion Zn^{2+} cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3d^{10}$ con una distribución de los electrones en los orbitales $3d$:

4s	3d				
	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

De acuerdo con la teoría ácido-base propuesta por Lewis, un ácido es aquella especie química que posee huecos electrónicos (orbitales vacíos) y es capaz de aceptar un par de electrones de una base, por tanto, **el ion Zn^{2+} es un ácido de Lewis.**

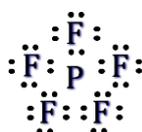
La respuesta correcta es la **a**.

4.336. La geometría del pentafluoruro de fósforo (PF_5) es:

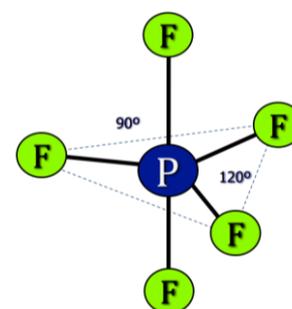
- a) Plana
- b) Octaédrica
- c) Bipirámide trigonal
- d) Tetraédrica

(O.Q.L. Madrid 2019)

La estructura de Lewis de la molécula de **pentafluoruro de fósforo** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el PF_5 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_5 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición y geometría es **bipirámide trigonal.**



La respuesta correcta es la **c**.

4.337. El fosgeno es un gas venenoso que tiene aplicaciones industriales en la industria de los polímeros y en química fina. Su fórmula molecular es $COCl_2$. A continuación se indican unas afirmaciones:

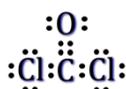
- A) El átomo de carbono tiene hibridación sp^3 y un par de electrones desapareados.
- B) El átomo de carbono tiene hibridación sp^2 , lo que significa que hay tres enlaces σ y un enlace π .
- C) Los cuatro átomos están en el mismo plano.
- D) El oxígeno no está en el plano definido por los dos átomos de cloro y el carbono.

Decir ¿cuáles son ciertas para el fosgeno?

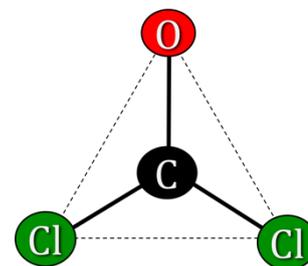
- a) Solo son ciertas las afirmaciones A y D.
- b) Solo son ciertas las afirmaciones B y D.
- c) Solo son ciertas las afirmaciones B y C.
- d) Todas son ciertas.

(O.Q.L. Madrid 2019)

La estructura de Lewis de la molécula de **fosgeno** o diclorurooxidocarbono es:



C) **Cierto.** De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $COCl_2$ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular plana con **todos los átomos en el mismo plano.** En esta especie, el átomo de carbono se rodea de **tres orbitales híbridos sp^2 .**



B) **Cierto.** Como se observa en la estructura de Lewis, el átomo de carbono presenta **dos** enlaces sencillos con sendos átomos de cloro, que son **enlaces σ** y un enlace doble con el átomo de oxígeno formado por **un enlace σ y otro enlace π .**

Las propuestas A y D son falsas.

La respuesta correcta es la c.

4.338. Linus Pauling (1901-1994) fue uno de los químicos más destacados del siglo XX. Sus investigaciones en química cuántica, química estructural y biología molecular han constituido hitos en estas áreas. Estudió y explicó la naturaleza del enlace químico, lo que permitió introducir el concepto de hibridación. Aplicando este modelo a la molécula de cloruro de tionilo (SOCl_2), la hibridación del átomo de azufre:

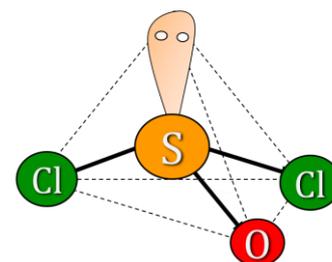
- sp^3
- sp^3d
- sp^2
- sp^2d^2

(O.Q.L. Madrid 2019)

La estructura de Lewis de la molécula de **dicloruro de tionilo o diclorurooxidoazufre** es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el SOCl_2 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y como solo hay tres ligandos unidos al átomo central su forma geométrica es piramidal. En esta molécula el átomo de azufre se rodea de **cuatro orbitales híbridos sp^3** .



La respuesta correcta es la a.

4.339. En la sustancia but-2-eno (2-buteno), la hibridación de los carbonos 1 y 2 es:

- sp^2
- sp, sp^3
- sp^3, sp^2
- sp^3

(O.Q.L. Asturias 2019)

- El átomo de carbono que tiene todos los enlaces sencillos presenta hibridación sp^3 .
- El átomo de carbono que tiene un enlace doble presenta hibridación sp^2 .
- El átomo de carbono que tiene un enlace triple presenta hibridación sp .

La fórmula semidesarrollada del but-2-eno es, $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$, por tanto, el átomo de **carbono 1** presenta hibridación sp^3 y el átomo de **carbono 2** presenta hibridación sp^2 .

La respuesta correcta es la c.

5. ENLACE QUÍMICO y PROPIEDADES

5.1. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene mayor punto de fusión?

- a) KBr
- b) CH₄
- c) I₂
- d) HCl
- e) CH₃OH

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2012)
(O.Q.L. Granada 2013) (O.Q.L. Cantabria 2015)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (dispersión de London, dipolo-dipolo, enlace de hidrógeno).

- El mayor punto de fusión le corresponde al **KBr**, sustancia que tiene **enlace iónico** y que, a diferencia del resto, forma una **red cristalina iónica**, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.
- **CH₄** e **I₂** son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son **fuerzas de dispersión de London**, que serán mucho más intensas en el I₂ debido a que es una sustancia con gran volumen atómico y elevado peso molecular, por tanto será muy polarizable.
- **CH₃OH** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**.
- **HCl** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que presenta momento dipolar permanente por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo**. Además, también presenta fuerzas intermoleculares de **dispersión de London**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **a**.

5.2. La molécula HBr:

- a) No tiene momento dipolar.
- b) Tiene un enlace covalente polar.
- c) Tiene un enlace covalente no polar.
- d) Tiene un enlace doble.
- e) Tiene un enlace iónico.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Asturias 2009)

La molécula de **HBr** tiene enlace covalente ya que el bromo tiene siete electrones en su última capa, [Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁵, mientras que el hidrógeno solo posee uno, 1s¹, y tanto el bromo como el hidrógeno poseen un elevado valor de la electronegatividad, $\chi(\text{Br}) = 2,96$ y $\chi(\text{H}) = 2,20$, y la única forma de que los átomos de ambos elementos completen su última capa, con ocho electrones el bromo y con dos el hidrógeno es compartiendo un electrón cada uno y formando un enlace covalente simple.

Además, la molécula presenta momento dipolar permanente ($\mu = 0,76 \text{ D}$) ya que los dos elementos tienen diferente valor de la electronegatividad, por tanto, se trata de un **enlace covalente polar**.

La respuesta correcta es la **b**.

5.3. El enlace en el BrF es:

- a) Covalente puro.
- b) Metálico.
- c) Covalente, con cierto carácter iónico.
- d) Iónico.

(O.Q.L. Murcia 1996)

La molécula de BrF tiene enlace covalente, ya que tanto el flúor como el bromo tienen siete electrones en su última capa ($ns^2 np^5$) y la única forma de completar el octeto es compartiendo, cada uno de ellos, el electrón que tienen desapareado.

Como los dos elementos tienen diferente valor de la electronegatividad, $\chi(\text{Br}) = 2,96$ y $\chi(\text{F}) = 3,98$; el enlace formado es covalente polar, es decir, que tiene un cierto carácter iónico parcial, tanto mayor cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad.

La respuesta correcta es la c.

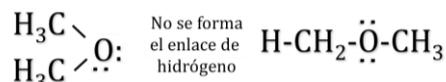
5.4. ¿Cuál de las siguientes moléculas no puede formar enlaces de hidrógeno con otras del mismo compuesto?

- Éter metílico (dimetiléter)
- Etanol
- Agua
- Amoníaco
- Etilamina

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014) (O.Q.L. Cantabria 2018) (O.Q.L. Málaga 2019)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído también por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$), agua (H_2O), amoníaco (NH_3) y etilamina ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$) sí que cumplen la condición propuesta, mientras que el **éter metílico (CH_3OCH_3)** no la cumple, ya que sus átomos de hidrógeno se encuentran unidos al carbono, un elemento bastante menos electronegativo que el oxígeno.



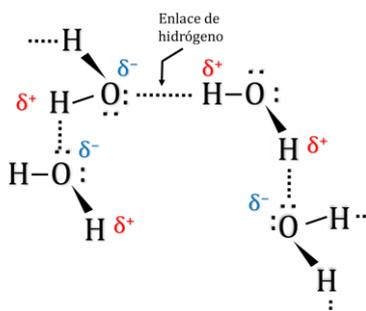
La respuesta correcta es la a.

5.5. El número máximo de enlaces de hidrógeno en los que puede participar una molécula de agua es:

- 1
- 2
- 3
- 4
- Infinito

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Cantabria 2018) (O.Q.L. Castilla y León 2019)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



La molécula de agua es capaz de formar **4 enlaces de hidrógeno**, dos por medio de los átomos de hidrógeno, y otros dos por medio de los pares de electrones solitarios del átomo de oxígeno.

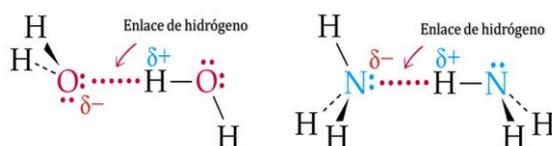
La respuesta correcta es la d.

5.6. Los enlaces de hidrógeno:

- Aparecen siempre que hay un átomo de hidrógeno.
- Hacen disminuir, generalmente, las temperaturas de fusión y de ebullición.
- Aparecen en moléculas como H_2O , NH_3 y CH_4 .
- Son muy fuertes cuando el elemento unido al hidrógeno es muy electronegativo.
- Poseen una energía de enlace superior a la de un enlace químico covalente.
- Aparecen en las moléculas de hidrocarburos saturados.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Sevilla 2003) (O.Q.L. La Rioja 2013)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un **átomo muy electronegativo y pequeño** (N, O o F) de una molécula cercana.



La respuesta correcta es la **d**.

5.7. Para los siguientes compuestos:



¿Qué respuesta tiene los compuestos ordenados por valores decrecientes de puntos de ebullición?

- $\text{H}_2\text{O} > \text{KI} > \text{H}_2\text{S} > \text{CH}_4$
- $\text{KI} > \text{H}_2\text{O} > \text{CH}_4 > \text{H}_2\text{S}$
- $\text{KI} > \text{H}_2\text{O} > \text{H}_2\text{S} > \text{CH}_4$
- $\text{KI} > \text{H}_2\text{S} > \text{H}_2\text{O} > \text{CH}_4$
- $\text{KI} > \text{CH}_4 > \text{H}_2\text{S} > \text{H}_2\text{O}$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Córdoba 2011)
(O.Q.L. Baleares 2012) (O.Q.L. La Rioja 2014) (O.Q.L. Castilla y León 2019)

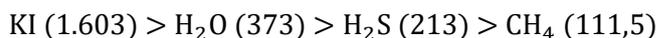
Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de ebullición le corresponde al **KI**, sustancia que tiene **enlace iónico** y que, a diferencia del resto, forma una **red cristalina iónica**, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.
- H_2O es un compuesto que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar que puede formar un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. **Su punto de ebullición será bastante más alto que el resto de los compuestos binarios que forman los elementos de su grupo con el hidrógeno.**
- H_2S es un compuesto que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar pero que a diferencia con el H_2O no puede formar un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, ya que el azufre no es tan electronegativo como el oxígeno. Las fuerzas intermoleculares que presenta son del tipo **dipolo-dipolo** y del tipo **fuerzas de dispersión de London**. Por este motivo, esta sustancia presenta un **punto de ebullición menor que el agua.**
- CH_4 es un compuesto que tiene enlace covalente, pero al ser una sustancia que no presenta momento dipolar permanente, solo presenta enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London**. **Su punto de ebullición será el más bajo de todos.**

Por tanto, los compuestos propuestos ordenados por punto de ebullición decreciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los puntos de ebullición (K) de las sustancias propuestas son:



La respuesta correcta es la c.

(En Almería 2005 y Sevilla 2008 se reemplaza KI por KCl y se pide orden creciente y en Córdoba 2011 no aparece H₂S y se pregunta el de mayor y menor punto de ebullición).

5.8. Utilice la teoría de orbitales moleculares para predecir cuál de las siguientes especies tiene la mayor energía de enlace.

- OF⁺
- NO⁻
- CF⁺
- NF
- O₂

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.N. Almería 1999)

A la vista de los diagramas de niveles energía de los orbitales moleculares de las respectivas moléculas se define el orden de enlace de la molécula como:

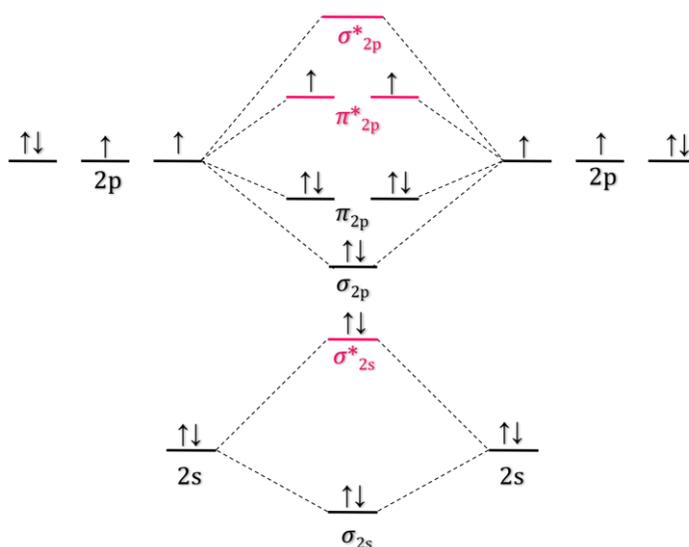
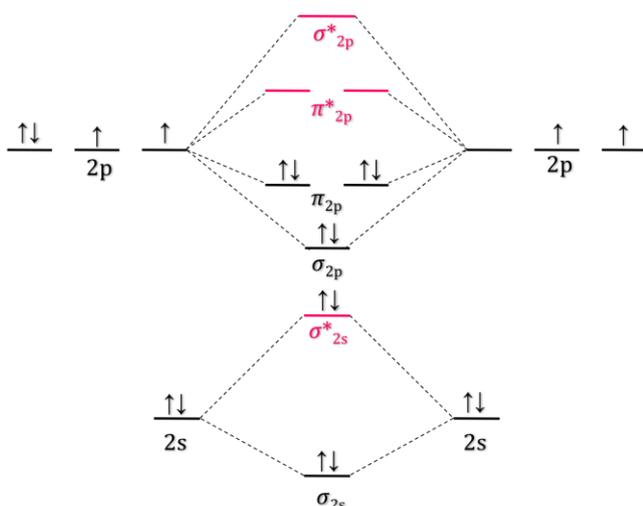
$$\text{orden de enlace} = \frac{1}{2} (\text{n}^\circ \text{ de electrones en OM de enlace} - \text{n}^\circ \text{ de electrones en OM de antienlace})$$

Tendrá **mayor energía de enlace** la especie que presente un **mayor orden de enlace**.

a-b-d-e) Falso. Las especies OF⁺, NO⁻, NF y O₂ son isoelectrónicas, ya que todas poseen 12 electrones de valencia. Sus diagramas de niveles energía de los orbitales moleculares son similares. Como se observa en este, se forman dos enlaces, uno σ y otro π .

Todas estas especies tienen **orden de enlace 2**.

No obstante, la longitud del enlace aumenta con la carga negativa, lo que hace disminuir la energía del mismo.



c) **Verdadero**. La especie CF⁺ presenta 10 electrones de valencia. Como se observa en el diagrama de niveles energía de los orbitales moleculares, se forman tres enlaces, uno σ y dos π .

El **orden de enlace es 3**. La presencia de la carga positiva hace disminuir la longitud del enlace, lo que hace aumentar la energía del mismo.

La respuesta correcta es la c.

5.9. Los calores molares de vaporización de los halógenos, X_2 , aumentan de arriba a abajo en la tabla periódica debido a:

- Fuerzas ion-dipolo
- Fuerzas de London
- Fuerzas coulombicas
- Fuerzas dipolo-dipolo
- Enlace de hidrógeno

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. La Rioja 2014)

Las moléculas de los halógenos no presentan momento dipolar permanente debido a que, al ser ambos átomos idénticos, no se forma ningún dipolo. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles entre ellas son **fuerzas de dispersión de London**, que son más intensas en las especies con gran volumen atómico y elevado peso molecular, factores que hacen estas sustancias sean más polarizables. Por este motivo, los calores molares de vaporización son menores en el flúor y mayores en el yodo.

Consultando la bibliografía se confirma la justificación dada:

Sustancia	radio covalente / pm	$M / g mol^{-1}$	$\Delta_{vap}H / kJ mol^{-1}$
F_2	71	38,0	3,27
Cl_2	99	71,0	10,20
Br_2	114	159,8	15,44
I_2	133	253,8	20,75

La respuesta correcta es la **b**.

5.10. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre las sustancias iónicas en estado sólido es correcta?

- Conducen muy bien la corriente eléctrica.
- Son dúctiles y maleables.
- Se cargan fácilmente al frotarlas.
- Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. La Rioja 2019)

Las características principales de las **sustancias iónicas en estado sólido** son:

- Presentan **elevados puntos de fusión y de ebullición** debido a las intensas fuerzas de atracción existentes entre los iones.
- **Elevada dureza** debido a la gran cantidad de enlaces que hay que romper para rayar los cristales, esta dureza aumenta con la energía reticular.
- Son **frágiles**, es decir, se rompen fácilmente cuando se pretende deformarlos. La razón estriba en que aparecen fuerzas repulsivas al enfrentarse iones del mismo signo en las pequeñas dislocaciones.
- Son **rígidos**, ofrecen poca dilatación debido a la intensidad de las fuerzas atractivas.
- Son **malos conductores de la corriente eléctrica**, ya que, los electrones se encuentran fuertemente sujetos por los iones y estos se encuentran fijos en puntos de la red.
- Presentan **elevada solubilidad en agua** ya que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb (1785) se hacen mucho más pequeñas en agua debido a que la constante dieléctrica del agua tiene un valor elevado ($\epsilon = 80 \epsilon_0$).

La respuesta correcta es la **d**.

5.11. ¿Cuál de los siguientes compuestos puede formar enlaces de hidrógeno?

- Propanona (acetona)
- Etanol
- Etanal
- Etano

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Baleares 2007)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

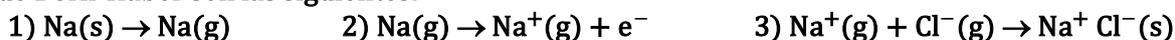
▪ Acetona (CH_3COCH_3), etanal (CH_3CHO) y etano (CH_3CH_3) no cumplen la condición propuesta, ya que en todas estas sustancias sus átomos de hidrógeno se encuentran unidos al carbono, un elemento que no tiene la suficiente electronegatividad para dar este tipo de enlace.

▪ En el caso del **etanol** ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) ocurre lo contrario, ya que presenta un átomo de hidrógeno se encuentra unido a un átomo de oxígeno, muy electronegativo, por lo que sí puede formar enlace de hidrógeno.



La respuesta correcta es la **b**.

5.12. La formación de cloruro de sodio es una reacción exotérmica. Tres de las etapas sucesivas de su ciclo de Born-Haber son las siguientes:



¿En cuál o en cuáles se libera energía?

- 1
- 2
- 3
- 1 y 3
- En todas.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. Castilla y León 2012)
(O.Q.L. Cantabria 2018) (O.Q.L. Castilla y León 2019)

▪ La **etapa 1** corresponde a la sublimación del sodio, un **proceso endotérmico**, ya que se debe absorber energía para romper los enlaces que mantienen unidos a los átomos de sodio en la red metálica.

▪ La **etapa 2** corresponde a la ionización del sodio, un **proceso endotérmico**, ya que se debe absorber energía para arrancar el electrón más externo del átomo.

▪ La **etapa 3** corresponde a la formación de la red de cloruro de sodio y la energía asociada a la misma es la energía reticular, que es la energía que se desprende cuando se forma un mol de sustancia cristalina iónica a partir de los correspondientes iones en estado gaseoso, por tanto, es un **proceso exotérmico**.

La respuesta correcta es la **c**.

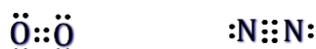
5.13. Señale cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas:

- Se precisa el doble de energía para romper un doble enlace $\text{C}=\text{C}$ que para uno sencillo $\text{C}-\text{C}$.
- El N_2 posee una energía de enlace superior al O_2 .
- Añadir un electrón a un átomo neutro siempre requiere aportar energía.
- El I_2 no se disuelve en agua y el CH_3OH sí.
- Una molécula será polar siempre que tenga enlaces polares.

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

a) Falso. El enlace sencillo $\text{C}-\text{C}$ es un enlace σ , mientras que el enlace doble $\text{C}=\text{C}$ está formado por dos enlaces, uno σ y otro π . Como ambos enlaces tienen diferente energía, la energía del enlace $\text{C}=\text{C}$ no es el doble de la energía del enlace $\text{C}-\text{C}$.

b) **Verdadero**. A la vista de las estructuras de Lewis de ambas sustancias:

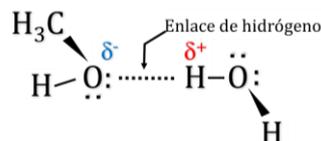


Se observa que la molécula de O_2 tiene un enlace doble, mientras que en el N_2 el enlace es triple. Por tanto, la energía de enlace del N_2 es superior.

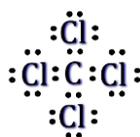
c) Falso. Cuando un átomo capta un electrón desprende una energía que se llama afinidad electrónica.

d) **Verdadero.** La molécula de I_2 es no polar y no puede interaccionar con las moléculas de agua, por lo tanto, no puede disolverse en ella.

La molécula de CH_3OH sí que es soluble en agua ya que puede formar con esta enlaces de hidrógeno.

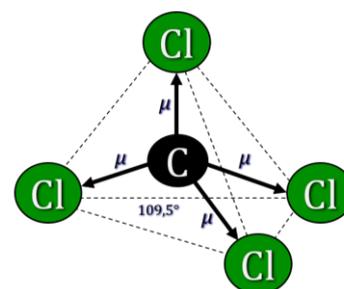


e) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el CCl_4 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Al ser el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos hacia el cloro, $C \rightarrow Cl$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



Las respuestas correctas son **b** y **d**.

5.14. De las siguientes afirmaciones señale las que son correctas:

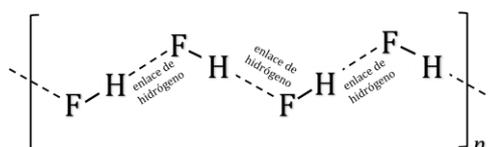
- El CO_2 es más duro que el SiO_2 .
- El HF se halla asociado mediante enlaces de hidrógeno.
- El PH_3 tiene una temperatura de fusión superior al NH_3 .
- El CH_3OCH_3 tiene mayor temperatura de fusión que el CH_3CH_2OH .
- Todos los metales son duros.

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

a) Falso. El CO_2 es un compuesto con enlace covalente que forma moléculas gaseosas, mientras que el SiO_2 forma redes cristalinas covalentes sólidas cuyos enlaces son más fuertes, motivo por el que es más duro.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

b) **Verdadero.** El **fluoruro de hidrógeno sí que presenta enlace de hidrógeno**, ya que cumple la condición de que se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario de una molécula cercana situado sobre un átomo muy electronegativo y pequeño como es el flúor.



c) Falso. El PH_3 no puede formar enlaces de hidrógeno, mientras que el NH_3 sí los forma. Por este motivo, la temperatura de fusión del NH_3 es superior a la del PH_3 .

d) Falso. El CH_3OCH_3 no puede formar enlaces de hidrógeno, mientras que el $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ sí los forma. Por este motivo, la temperatura de fusión del $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ es superior a la del CH_3OCH_3 .

e) Falso. La temperatura de fusión en un metal es tanto más alta cuanto mayor sea el valor de su energía reticular. A su vez esta es más elevada cuanto mayor sea la carga y menor el tamaño del metal. Los metales alcalinos cumplen esta condición por lo que su energía reticular es pequeña. Esto quiere decir que las fuerzas que mantienen unidos los átomos son débiles por lo que se trata de metales blandos (se les puede cortar con un cuchillo).

La respuesta correcta es la **b**.

5.15. Señale cuál o cuáles de las siguientes especies químicas serán conductoras de la electricidad:

- a) NaCl(s)
- b) KI(l)
- c) Rb
- d) I_2
- e) SiO_2

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

- Los **sólidos iónicos** como NaCl y KI , no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo **presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua**, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones, lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.
- Los **sólidos covalentes reticulares** como SiO_2 , y los **sólidos covalentes moleculares** como I_2 , **no conducen la corriente eléctrica** en ningún tipo de estado de agregación.
- Los **sólidos metálicos** como Rb presentan una estructura en que existen electrones libres que los hace **conductores de la corriente eléctrica**.

Las respuestas correctas son **b** y **c**.

5.16. ¿Cuál de los siguientes compuestos tiene mayor carácter iónico?

- a) Na_2SO_4
- b) N_2O
- c) CO_2
- d) SO_3
- e) Cl_2O

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos N_2O , CO_2 , SO_3 y Cl_2O :

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
N_2O	$3,44 - 3,04 = 0,40$	covalente
CO_2	$3,44 - 2,55 = 0,89$	covalente
SO_3	$3,44 - 2,58 = 0,86$	covalente
Cl_2O	$3,44 - 3,16 = 0,28$	covalente

- El compuesto Na_2SO_4 contiene el elemento sodio, un metal alcalino con elevada tendencia a ceder electrones. Forma una red cristalina iónica sólida a temperatura ambiente. Esta sustancia tiene un elevado porcentaje de enlace **iónico**.

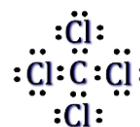
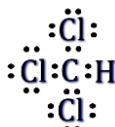
La respuesta correcta es la **a**.

5.17. Señale la proposición correcta:

- a) El I_2 es soluble en cloroformo, Cl_3CH , puesto que ambas moléculas son apolares.
 b) El agua disuelve a los compuestos iónicos por lo que esta sustancia es un compuesto iónico.
 c) El metano tiene un punto de fusión elevado ya que se forman enlaces de hidrógeno entre sus moléculas.
 d) El agua y el mercurio son los únicos elementos químicos que existen en estado líquido en la corteza terrestre.
 e) El potasio metálico es un fuerte reductor.
 f) El mercurio conduce la corriente eléctrica porque es un líquido.
 g) El I_2 es soluble en tetracloruro de carbono, CCl_4 , puesto que ambas moléculas son apolares.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Sevilla 2006) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

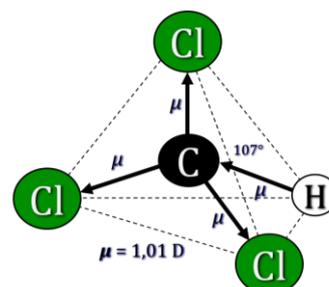
Las estructuras de Lewis de las moléculas de diyodo, cloroformo y tetracloruro de carbono son:



▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el I_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos, y como ambos son idénticos no existe ningún dipolo y la molécula es no polar.

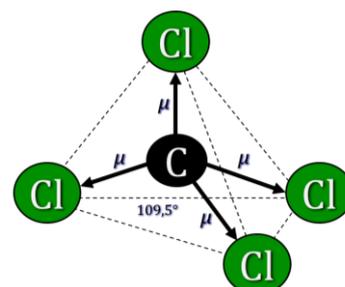
▪ De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el $CHCl_3$ es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Al ser el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$), y este más que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos, tres hacia el cloro, $C \rightarrow Cl$, y uno hacia carbono, $H \rightarrow C$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,01$ D) y la molécula es polar.



▪ De acuerdo con la notación del modelo RPECV el CCl_4 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.

Al ser el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos hacia el cloro, $C \rightarrow Cl$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.



a) Falso. La solubilidad se debe a la formación de enlaces intermoleculares del tipo dipolo - dipolo inducido entre ambas moléculas.

b) Falso. El agua no es un compuesto iónico, es un compuesto covalente. El motivo por el que es un excelente disolvente de compuestos iónicos se debe a que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb (1785) que mantienen unidos a los iones que forman la red cristalina se hacen mucho más pequeñas en agua debido a que la constante dieléctrica del agua tiene un valor elevado ($\epsilon = 80 \epsilon_0$).

c) Falso. El metano no forma enlaces de hidrógeno ya para que se forme este tipo de enlace el átomo de hidrógeno debe estar unido a un átomo muy electronegativo y el átomo de carbono no lo es.

d) Falso. El agua no es un elemento es un compuesto.

e) **Verdadero**. El **potasio** es un excelente **reductor** ya que tiene una marcada tendencia para ceder su electrón más externo y adquirir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

f) Falso. El mercurio conduce la corriente eléctrica porque tiene enlace metálico.

g) **Verdadero**. La disolución del I_2 en CCl_4 , sustancias ambas no polares, se explica mediante la formación entre ellas de enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London**.

Las respuestas correctas son **e-g**.

5.18. ¿Cuál de los siguientes elementos es un sólido no conductor, de baja temperatura de fusión, y constituido por moléculas poliatómicas simétricas?

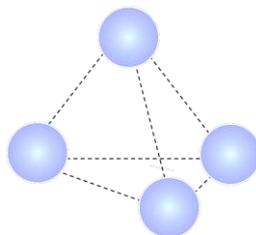
- Aluminio
- Carbono (diamante)
- Fósforo (blanco)
- Potasio

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2012)

▪ Si el elemento es un sólido no conductor de la corriente eléctrica quiere decir que se trata de una sustancia que no presenta enlace metálico, lo que descarta a los elementos aluminio y potasio.

▪ Si el elemento es un sólido de baja temperatura de fusión, se descarta al carbono (diamante) que forma una red covalente con una elevada energía reticular por lo que para romper la misma se necesita una elevada temperatura.

▪ El **fósforo blanco** es un **sólido no conductor de la corriente eléctrica**, con **baja temperatura de fusión** y que **forma moléculas** integradas por cuatro átomos (P_4).



La respuesta correcta es la c.

5.19. A 25 °C y 1 atm de presión se puede afirmar que:

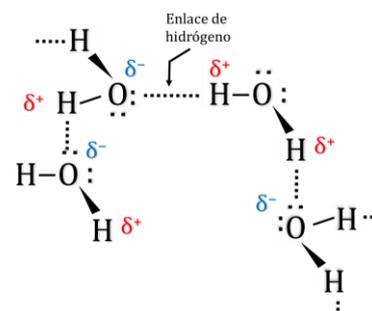
- El H_2O es líquido y el H_2S es gaseoso.
- Todos los metales son sólidos, conductores y de altos puntos de fusión.
- El SiO_2 , como el CO_2 , es un gas.
- El diamante es un sólido molecular.

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. La Rioja 2016) (La Rioja 2019)

a) **Verdadero**. Tanto H_2O como H_2S son sustancias que tienen enlace covalente y que presentan momento dipolar permanente, pero solo H_2O puede formar un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, ya que cumple la condición de que este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario de una molécula cercana situado sobre un átomo muy electronegativo y pequeño como es el oxígeno.

El H_2S no puede formar este tipo enlace, ya que el azufre no es tan electronegativo como el oxígeno y además es más voluminoso. Las fuerzas intermoleculares que presenta son del tipo **dipolo-dipolo** y **fuerzas de dispersión de London**.

Por tanto, H_2O es líquida a temperatura ambiente y presenta un punto de ebullición bastante más alto que el correspondiente al H_2S en las mismas condiciones es gas.



b) Falso. En las condiciones propuestas:

- todos los metales no son sólidos, mercurio, galio y cesio son líquidos.
- todos los metales son conductores de la corriente eléctrica.
- todos los metales no tienen altos puntos de fusión, los metales alcalinos funden a temperaturas bajas (K):

Li (453,7); Na (370,9); K (336,5); Rb (312,5); Cs (301,6)

c) Falso. En esas condiciones, el CO_2 forma moléculas gaseosas, mientras que el SiO_2 forma redes cristalinas covalentes sólidas.

d) Falso. En las condiciones dadas, el diamante es un sólido que forma redes cristalinas covalentes de átomos carbono unidos formando tetraedros.

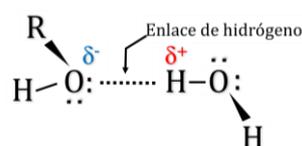
La respuesta correcta es la a.

5.20. El alcohol etílico (etanol) se mezcla con el agua en cualquier proporción. Ello es debido a que:

- a) Lo dice la "ley de semejanza" (semejante disuelve a semejante).
- b) El alcohol etílico es hiperactivo.
- c) Ambos líquidos, alcohol y agua, son incoloros.
- d) Se establecen enlaces de hidrógeno entre las moléculas de ambas sustancias al mezclarlas.

(O.Q.L. Murcia 1998)

Las moléculas de etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, se unen con las moléculas de agua mediante enlaces intermoleculares llamados enlaces de hidrógeno. Estos se forman cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



La respuesta correcta es la d.

5.21. De las siguientes afirmaciones, indique la que debe considerarse totalmente correcta:

- a) La energía reticular de un compuesto iónico es independiente de la carga de los iones que lo forman.
- b) Los sólidos iónicos subliman con facilidad y son muy solubles en agua.
- c) Los compuestos iónicos son conductores en cualquier estado físico.
- d) Las temperaturas de fusión y de ebullición de los compuestos iónicos son altas o muy altas.
- e) Los compuestos iónicos son dúctiles y maleables.

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Murcia 2005)

a) Falso. La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

b) Falso. Las elevadas energías reticulares de los compuestos iónicos determinan que resulte muy difícil romper las redes cristalinas, por lo que estos tienen elevadas temperaturas de fusión y ebullición.

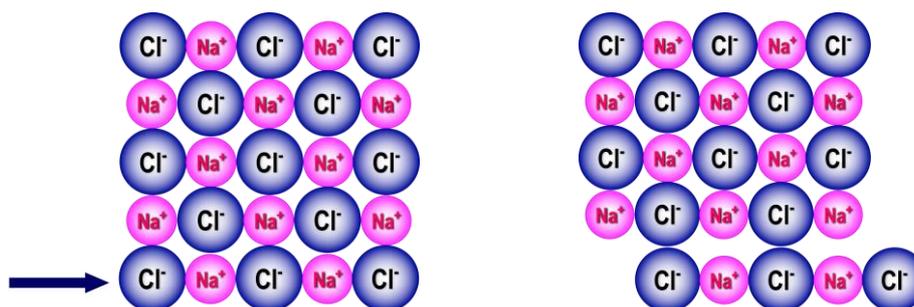
Por otra parte, los compuestos iónicos son muy solubles en agua. Esto se debe a que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb (1785) que mantienen unidos a los iones que forman la red cristalina

se hacen mucho más pequeñas en agua debido a que la constante dieléctrica del agua tiene un valor elevado ($\epsilon = 80 \epsilon_0$).

c) Falso. Los compuestos iónicos no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.

d) **Verdadero.** Las elevadas energías reticulares de los compuestos iónicos determinan que resulte muy difícil romper las redes cristalinas por lo que estos tienen elevadas temperaturas de fusión y ebullición.

e) Falso. Los compuestos iónicos no son dúctiles y maleables. Todo lo contrario, son frágiles ya que una fuerza aplicada sobre la red cristalina produce una dislocación en la misma que enfrenta iones del mismo signo lo que provoca repulsión entre ellos y con ello la fractura del cristal.



La respuesta correcta es la d.

5.22. Indique cuál de las siguientes proposiciones es cierta respecto a que conduzcan la corriente eléctrica:

- Tetracloruro de carbono en agua.
- Cloruro de sodio añadido a un recipiente que contiene benceno.
- Cloruro de zinc fundido.
- Dióxido de silicio sólido.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

Para que una sustancia pueda conducir la corriente eléctrica debe presentar una estructura que permita el paso de los electrones a través de ella.

- Falso. La mezcla de CCl_4 y H_2O forma dos fases líquidas inmiscibles que no permiten el paso de los electrones a través de ellas.
- Falso. El NaCl no es soluble en benceno, por lo tanto, no se disocia en iones y no permite el paso de los electrones.
- Verdadero.** El ZnCl_2 es un sólido iónico que al ser fundido deja libres los iones lo que permite el paso de los electrones a través de ellos.
- Falso. El SiO_2 forma una red cristalina en la que cada átomo de silicio se une de forma covalente a cuatro átomos de oxígeno lo que no permite el paso de los electrones a través de la misma.

La respuesta correcta es la c.

5.23. Los sólidos moleculares que se mantienen unidos por enlace de van der Waals generalmente:

- Tienen puntos de fusión bajos.
- Forman enlaces de hidrógeno.
- Cristalizan fácilmente.
- Ninguna de las anteriores.
- Son gases.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

Las moléculas que forman los **sólidos moleculares** se encuentran unidas mediante enlaces de van der Waals del tipo **fuerzas de dispersión de London** que son las más débiles de todas las interacciones moleculares posibles, por lo que son las más fáciles de romper para permitir que las moléculas del sólido pasen a la fase de líquida, lo que motiva que estas sustancias tengan **puntos de fusión bajos**.

La respuesta correcta es la **a**.

5.24. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene mayor punto de fusión?

- a) LiF
- b) I₂
- c) HBr
- d) BeO
- e) C₆H₅COOH

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ El mayor punto de fusión le corresponde al **LiF** y **BeO**, sustancias que tienen **enlace iónico** y que, a diferencia del resto, forman una **red cristalina iónica**, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.

La temperatura de fusión de un sólido iónico está relacionada con su energía reticular, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Cuanto mayor sea la energía reticular, mayor será la temperatura de fusión.

Respecto a las cargas, son mayores en CaO (+2 y -2) que en LiF (+1 y -1); mientras que respecto a la distancia interiónica, como todos son elementos del segundo periodo, será menor en BeO ya que contiene un catión con mucha carga, Be²⁺, lo que lo hace muy pequeño. Por tanto, $U_{\text{BeO}} > U_{\text{LiF}}$, lo que motiva que la **temperatura de fusión del BeO sea la más elevada**.

▪ **C₆H₅COOH** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar que forma un enlaces intermoleculares del tipo **enlace de hidrógeno** y **fuerzas de dispersión de London**. Por este motivo, su punto de fusión también es bajo, aunque algo mayor que el del I₂.

▪ **I₂** es una sustancia que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**. Su punto de fusión es bajo aunque mayor que el del HBr ya que por su elevado tamaño el I₂ es muy polarizable.

▪ **HBr** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que presenta momento dipolar permanente por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo** y **fuerzas de dispersión de London**. Por tanto, su punto de fusión es el más bajo de todos.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión de las sustancias propuestas (K) son:

$$\text{HBr (186)} < \text{I}_2 \text{ (387)} < \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH (396)} < \text{LiF (1.118)} < \text{BeO (2.780)}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996, Sevilla 2004, Castilla y León 2011 y 2012).

5.25. Se tienen tres sustancias A, B y AB, siendo A un metal alcalino y B un halógeno. Por tanto es cierto que:

- B y A son conductores de la corriente eléctrica en estado fundido.
- Los sólidos A y AB son conductores de la corriente eléctrica.
- El sólido A es conductor de la corriente eléctrica y el sólido AB lo es cuando está fundido.
- El sólido A es un aislante.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Jaén 2019)

- Si A es un metal alcalino tiene tendencia a ceder un electrón y formar el catión A^+ . Los metales tienen una excelente conductividad eléctrica.
- Si B es un halógeno tiene tendencia a captar un electrón y formar el anión B^- .
- Ambos iones se unen mediante un enlace iónico para formar el compuesto AB y forman una red cristalina sólida a temperatura ambiente.

Entre las propiedades de los compuestos iónicos está que son excelentes conductores de la corriente eléctrica en estado líquido, ya que se rompe la red y los iones quedan libres permitiendo el paso de los electrones.

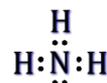
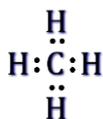
La respuesta correcta es la c.

5.26. Indique cuál de las proposiciones siguientes es falsa:

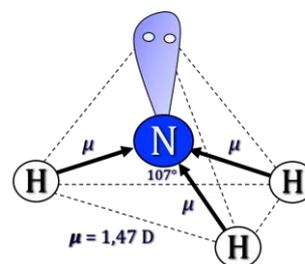
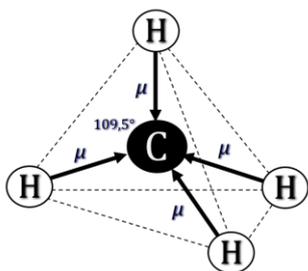
- El CH_4 tiene una temperatura de ebullición mayor que el NH_3 .
- El carbono elemental puede cristalizar en forma de una red cristalina no metálica.
- En el enlace metálico el número de coordinación de cada átomo es elevado.
- El diamante es aislante.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Galicia 2016)

a) Falso. Las estructuras de Lewis de las moléculas de metano y de amoníaco son:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, CH_4 y NH_3 son moléculas del tipo AX_3E y AX_3E , respectivamente con número estérico 4, a las que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central. El metano tiene geometría molecular tetraédrica, pero como en el amoníaco solo hay tres ligandos unidos al átomo central la geometría molecular es piramidal.



- En el caso del metano, al ser el carbono ($\chi = 2,55$) más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos hacia el carbono, $H \rightarrow C$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.
- En la molécula de amoníaco, como el nitrógeno es más electronegativo ($\chi = 3,04$) que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el nitrógeno, $H \rightarrow N$. Como los tres vectores momento dipolar son iguales y la geometría es piramidal, la resultante no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es polar.

Esta polaridad del amoniaco y el hecho de que, además, pueda formar un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno es lo que motiva que la temperatura de ebullición del CH_4 sea más baja que la del NH_3 .

- b) Verdadero. El carbono, en sus formas diamante y grafito, es un sólido que forma redes cristalinas covalentes donde cada átomo de carbono se encuentra unido a cuatro y tres átomos, respectivamente.
- c) Verdadero. En los metales, el número o índice de coordinación que presentan los átomos en la red cristalina es elevado. Suele ser 8 o 12.
- d) Verdadero. Los átomos de carbono que forman el diamante se encuentran unidos mediante enlaces covalentes formando tetraedros de forma que no existen electrones deslocalizados que permitan el paso de la corriente eléctrica.

La respuesta correcta es la a.

5.27. Los elementos metálicos se caracterizan por:

- a) Ser malos conductores eléctricos.
- b) Tomar fácilmente electrones del oxígeno del aire.
- c) Ceder electrones cuando hay alguien capaz de aceptárselos.
- d) Tener todos una temperatura de fusión muy elevada.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

- a) Falso. De acuerdo con el modelo del "mar de electrones", los sólidos metálicos conducen muy bien la corriente ya que liberan fácilmente electrones de la capa de valencia que se mueven libremente alrededor de los núcleos.
- b) Falso. Los elementos metálicos se caracterizan por tener bajas energías de ionización lo que hace que cedan fácilmente electrones.
- c) Verdadero. Según se ha justificado en el apartado anterior.
- d) Falso. Los metales alcalinos y alcalinotérreos no tienen una temperatura de fusión elevada como el resto de los metales.

La respuesta correcta es la c.

5.28. ¿Cuál de los siguientes datos no es indicativo de la presencia de enlace de hidrógeno en el sistema?

- a) Temperatura de congelación.
- b) Entalpía de vaporización.
- c) Temperatura de ebullición.
- d) Masa molecular.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

El enlace de hidrógeno es un enlace intermolecular que se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

La existencia de este enlace adicional entre las moléculas es responsable del [aumento de la temperatura de ebullición](#) y el [descenso de la temperatura de congelación](#), así como del [aumento de la entalpía de vaporización](#) de la sustancia.

La respuesta correcta es la d.

5.29. Indique cuál de las proposiciones siguientes es cierta:

- a) La conductividad del KCl es grande en estado sólido.
- b) Los metales tienen una temperatura de ebullición baja.
- c) El diamante es soluble en disolventes polares.
- d) El $(\text{HF})_n$ tiene una temperatura de ebullición más baja que la del agua.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

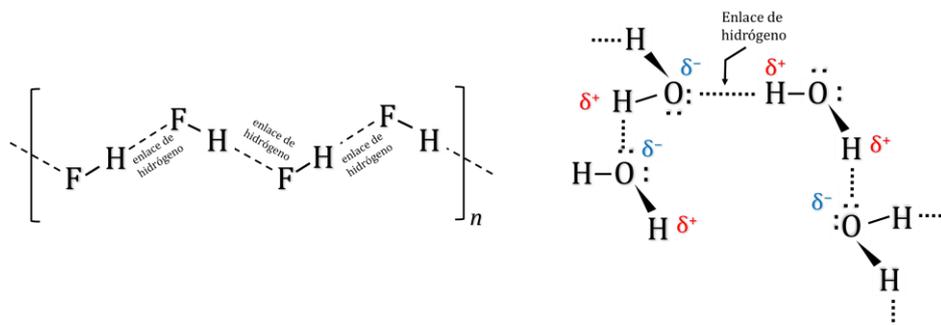
a) Falso. Los sólidos iónicos como KCl, no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.

b) Falso. En los casi todos los metales los átomos se encuentran unidos mediante fuertes enlaces de forma que se constituye red formada por cationes metálicos rodeados de un mar de electrones. Para separar los átomos y dejarlos en estado gaseoso se necesita gran cantidad de energía lo que hace la temperatura de ebullición sea elevada.

c) Falso. El diamante, C, no es soluble en disolventes polares como el agua ya que al ser un sólido atómico las fuertes atracciones entre átomos de carbono no se ven afectadas por las moléculas de agua.

d) **Verdadero.** HF y H₂O son sustancias que tienen enlace covalente, pero además, se trata de moléculas polares que forman un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, por este motivo, sus temperaturas de ebullición son más altas de lo que deberían ser.

A pesar de que el flúor es más electronegativo y pequeño que el oxígeno, y por eso cabría esperar que los enlaces de hidrógeno fueran más intensos e hicieran cambiar más la temperatura de ebullición del HF que la del H₂O, esta anomalía se debe a que una molécula de HF solo forma dos enlaces de hidrógeno, mientras que la de H₂O puede formar cuatro, tal como muestra la imagen.



La respuesta correcta es la **d**.

5.30. Solo una de las siguientes afirmaciones es cierta:

- Si la afinidad electrónica de un elemento químico es menor que el potencial de ionización de otro elemento químico, entre ellos no se puede formar un sólido iónico.
- El enlace iónico, lo mismo que el covalente, es direccional.
- Los sólidos iónicos son volátiles.
- El elemento químico B ($Z=5$) tiene más tendencia que el elemento químico C ($Z=6$) a formar compuestos iónicos, con un determinado halógeno.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

a) Falso. El enlace iónico se da entre un elemento muy electronegativo con valores altos de la afinidad electrónica y energía de ionización y otro poco electronegativo que posee bajos valores de la afinidad electrónica y energía de ionización.

b) Falso. El enlace iónico no es direccional ya que la atracción entre iones se produce en todas las direcciones del espacio.

c) Falso. Las fuerzas electrostáticas existentes en los sólidos iónicos son muy intensas, por tanto, se requiere una gran cantidad de energía (energía reticular) para convertirlos en iones en estado gaseoso.

d) **Verdadero.** Las configuraciones electrónicas de los elementos con números atómicos 5 y 6 son, respectivamente, [He] $2s^2 2p^1$ y [He] $2s^2 2p^2$. Como se observa, B tiene tres electrones de valencia y C, cuatro. Por este motivo, la **tendencia a formar compuestos iónicos con un halógeno es mayor en el elemento B**, aunque esta tendencia sea baja debido a la dificultad que presenta para ceder electrones por tener pocas capas electrónicas.

La respuesta correcta es la **d**.

5.31. De las parejas de elementos químicos que se presentan ¿cuál formaría el enlace más iónico?

- a) B y N
- b) H y Cl
- c) K y Cl
- d) C y O

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a las parejas de elementos dadas:

Pareja	$\Delta\chi$	Enlace predominante
B - N	$3,04 - 2,04 = 1,00$	covalente
H - Cl	$3,16 - 2,20 = 0,94$	covalente
K - Cl	$3,16 - 0,82 = 2,34$	iónico
C - O	$3,44 - 2,55 = 0,89$	covalente

La respuesta correcta es la **c**.

5.32. Una de las siguientes afirmaciones sobre el enlace iónico es falsa, ¿cuál es?

- a) Se basa en la transferencia de electrones.
- b) Se forma a partir de átomos cuya diferencia de electronegatividad sea pequeña.
- c) Se forma con un elemento químico de elevada electroafinidad y otro de bajo potencial de ionización.
- d) Se forma con un elemento de elevada electronegatividad y otro de bajo potencial de ionización.
- e) Es el representante más fuerte de las fuerzas electrostáticas.
- f) Se basa en la compartición de electrones.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Extremadura 2018)

a) Verdadero. El **enlace iónico se da entre elementos con elevada diferencia de electronegatividad**, de forma que el átomo menos electronegativo le transfiere electrones al más electronegativo.

b) **Falso**. Según se ha justificado en el apartado anterior.

c-d) Verdadero. El elemento más electronegativo tiene elevada electroafinidad y el menos electronegativo bajo potencial de ionización.

e) Verdadero. Este enlace tiene lugar entre iones lo que motiva que las fuerzas electrostáticas sean muy intensas.

f) **Falso**. La compartición de electrones es la característica fundamental del enlace covalente.

Las respuestas correctas son **b y f**.

5.33. Indique cuál de las proposiciones siguientes es falsa:

- a) Los cationes son más pequeños que los aniones.
- b) El sodio tiene una temperatura de fusión mayor que el magnesio.
- c) El sodio metal se puede cortar con un cuchillo.
- d) El CH_2Cl_2 es polar.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

a) Verdadero. En los cationes al disminuir el número de electrones disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, el radio del catión es menor que el del átomo del que procede. En los aniones, ocurre lo contrario, al aumentar el número de electrones aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del anión es mayor que el del átomo del que procede. Generalmente, los cationes son más pequeños que los aniones.

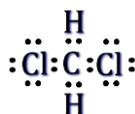
b) **Falso**. La temperatura de fusión en un sólido metálico es tanto más alta cuanto mayor sea el valor de su energía reticular. A su vez esta es más elevada cuanto mayor sea la carga y menor el tamaño del metal.

Como el sodio tiene menor carga y es más grande que el magnesio, su energía reticular es menor y su temperatura de fusión también lo es.

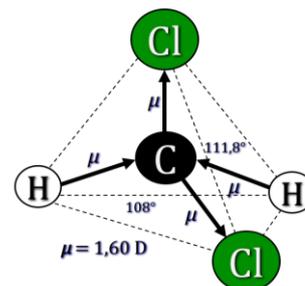
Consultando la bibliografía se obtiene que las temperaturas de fusión (K) son: Na (370,9) y Mg (923,1).

c) Verdadero. Tal como se ha justificado en el apartado anterior, el sodio es un metal con gran tamaño y poca carga por lo que su energía reticular es pequeña. Esto quiere decir que las fuerzas que mantienen unidos los átomos son débiles lo que motiva que el sodio se pueda cortar con un cuchillo.

d) Verdadero. La estructura de Lewis de la molécula de diclorometano es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CH_2Cl_2 es una molécula del tipo AX_4 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución y geometría tetraédrica de los ligandos y pares solitarios alrededor del átomo central.



Al ser el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$), y este más que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos, dos hacia el cloro, $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$, y otros dos hacia el carbono, $\text{H} \rightarrow \text{C}$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,60$ D) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **b**.

5.34. Una sustancia desconocida tiene un punto de fusión bajo, es soluble en CCl_4 , ligeramente soluble en agua y no conduce la electricidad. Esta sustancia probablemente es:

- Un sólido covalente o atómico.
- Un metal.
- SiO_2 (cuarzo)
- Un sólido iónico.
- Un sólido molecular.
- Diamante

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Valencia 2006) (O.Q.L. Baleares 2012) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014) (O.Q.L. País Vasco 2019)

Si una sustancia posee las siguientes propiedades:

- tener bajo punto de fusión
- no conducir la electricidad
- ser soluble en CCl_4
- ser poco soluble en agua

debe tener un **enlace covalente** y formar un **sólido molecular** y las únicas fuerzas intermoleculares existentes en la misma tienen que ser del tipo de **dispersión de London**. Una sustancia que presenta estas características es el yodo, I_2 .

La respuesta correcta es la **e**.

5.35. El aumento progresivo de los puntos de fusión del cloro (-103°C), bromo (-7°C) y yodo (114°C) puede explicarse porque:

- Las fuerzas de van der Waals se hacen más fuertes a medida que aumenta la masa molecular.
- El cloro y bromo forman sólidos moleculares, mientras que el yodo da origen a un sólido atómico.
- El cloro forma un sólido molecular, el bromo un sólido atómico y el yodo un sólido metálico.
- Los tres sólidos son moleculares, pero, a diferencia de los otros, en el yodo actúan fuerzas de tipo dipolo-dipolo.
- La electronegatividad disminuye del cloro al yodo.

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

Las moléculas de los **halógenos** no presentan momento dipolar permanente debido a que al ser ambos átomos idénticos no se forma ningún dipolo. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles entre ellas son las de van der Waals conocidas como **fuerzas de dispersión de London**, que son **más intensas en las especies con gran volumen atómico y elevado peso molecular**, factores que hacen estas sustancias sean más polarizables. Por este motivo, los puntos de fusión son menores en el cloro y mayores en el yodo.

Consultando la bibliografía:

Sustancia	radio covalente / pm	$M / \text{g mol}^{-1}$	estado
Cl_2	99	71	gaseoso
Br_2	114	160	líquido
I_2	133	254	sólido

La respuesta correcta es la **a**.

5.36. De las siguientes afirmaciones sobre el CsCl (s), un sólido iónico, solo una es cierta:

- La unión CsCl es covalente.
- En estado sólido, su red está formada por iones y es un buen conductor de la corriente eléctrica.
- Presenta bajos puntos de fusión y ebullición.
- Es frágil.
- Como el catión es pequeño y el anión grande su índice de coordinación es pequeño.
- Las moléculas se unen y forman una red por medio de fuerzas de van der Waals.
- Ninguna de las otras propuestas es válida.

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Cantabria 20015) (O.Q.L. País Vasco 2015)

El CsCl es una sustancia con enlace predominantemente **iónico**. Entre las características principales de las sustancias iónicas en estado sólido se encuentran:

- Presentan **elevados puntos de fusión y de ebullición** debido a las intensas fuerzas de atracción existentes entre los iones.
- Son **frágiles**, es decir, se rompen fácilmente cuando se pretende deformarlos. La razón estriba en que aparecen fuerzas repulsivas al enfrentarse iones del mismo signo en las pequeñas dislocaciones.
- Son **malos conductores de la corriente eléctrica**, ya que, los electrones se encuentran fuertemente sujetos por los iones y estos se encuentran fijos en puntos de la red.
- Tanto el **catión Cs^+** como el **anión Cl^-** tienen **tamaños similares**, 169 y 181 pm, respectivamente, por tanto se empaquetan muy bien y el **índice de coordinación es elevado, 8:8**.
- Los sólidos iónicos no forman moléculas.

La respuesta correcta es la **d**.

5.37. Solo uno de los siguientes conceptos es falso:

- Cuando dos iones de signo contrario se aproximan la energía potencial del sistema disminuye; el proceso de agregación continúa hasta formar el sólido iónico, cuando los iones se colocan a distancia mínima la energía potencial alcanzará su valor mínimo y se llama energía reticular.
- La energía reticular es la energía que se desprende cuando los iones en estado gaseoso se unen para formar un sólido iónico.
- Índice de coordinación es el número de iones de un signo que rodea a otro ion de signo contrario.
- Al aumentar la distancia entre iones la energía reticular aumenta.

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

La energía de enlace, reticular en los sólidos iónicos, es aquella que se desprende cuando se forma un mol de sustancia a partir de los iones en estado gaseoso. Para que esto ocurra, los iones deben situarse en la red a una distancia mínima llamada distancia de enlace o interiónica, momento en el que se registra un mínimo de energía potencial en el sistema.

Existen varios modelos matemáticos para evaluar la energía reticular de una sustancia. Uno de ellos se debe a Born-Mayer:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

En la expresión se puede ver que la energía reticular es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos.

La respuesta correcta es la **d**.

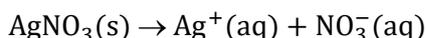
5.38. El compuesto AgNO_3 es francamente soluble en:

- CS_2
- CCl_4
- Benceno
- Agua
- Ninguno de los disolventes propuestos.

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Galicia 2015)

El AgNO_3 es una sustancia con enlace predominantemente iónico que se disuelve muy bien en disolventes polares como el H_2O y no se disuelve prácticamente en disolventes no polares como CS_2 , CCl_4 y C_6H_6 .

Se disocia en agua de acuerdo con la siguiente ecuación:



La respuesta correcta es la **d**.

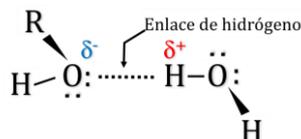
5.39. ¿Cuál de las siguientes especies químicas será la más insoluble en agua?

- CCl_4
- CsBr
- LiOH
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Málaga 2019)

▪ Los compuestos CsBr y LiOH tienen enlace predominantemente iónico y en agua se disocian fácilmente en iones ya que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb que mantienen unidos a los iones que forman la red cristalina se hacen mucho más pequeñas en agua debido a que la constante dieléctrica del agua tiene un valor elevado ($\epsilon = 80 \epsilon_0$). Posteriormente, los iones se ven atraídos por moléculas de agua mediante interacciones ion-dipolo.

▪ Las moléculas de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (etanol) se unen con las moléculas de agua mediante enlaces intermoleculares llamados enlaces de hidrógeno. Estos se forman cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



▪ Las moléculas de CCl_4 tienen enlace covalente pero no presentan momento dipolar permanente por lo no puede existir ningún tipo de interacción entre las moléculas de CCl_4 y las de H_2O , por tanto, ambas sustancias son inmiscibles entre sí.

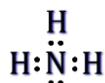
La respuesta correcta es la **a**.

5.40. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

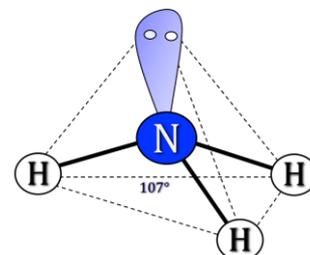
- a) La molécula de amoníaco es plana.
- b) En la molécula de CS_2 hay dos dobles enlaces.
- c) La temperatura de fusión del cloro es mayor que la del cloruro de sodio.
- d) Los compuestos iónicos no conducen la corriente eléctrica en estado líquido.

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Baleares 2007) (O.Q.L. Málaga 2018)

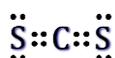
a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres ligandos unidos al átomo central.



b) **Verdadero.** La estructura de Lewis de la molécula de CS_2 muestra que existen un enlace doble entre el átomo de carbono y cada átomo de azufre.



c) Falso. La molécula de cloro tiene enlace covalente y no presenta momento dipolar permanente. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles entre ellas son las fuerzas de dispersión de London, que son más intensas en las especies con gran volumen atómico y elevado peso molecular, factores que hacen estas sustancias sean más polarizables. En este caso estas fuerzas son de poca intensidad debido al pequeño tamaño del cloro (99 pm), por tanto, esta sustancia es gaseosa a temperatura ambiente y presenta una baja temperatura de fusión (160 K).

El cloruro de sodio es una sustancia que tiene enlace iónico y forma redes cristalinas en las que los iones se mantienen fuertemente unidos mediante fuerzas coulombianas. Por motivo, estas sustancias son sólidas a temperatura ambiente y tienen una elevada temperatura de fusión (1.074 K).

d) Falso. Los compuestos iónicos forman redes cristalinas y a temperatura ambiente son sólidos. Esto determina que no conduzcan la corriente eléctrica porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces iónicos. Una vez rota la red al aumentar la temperatura, los iones quedan libres y permiten el paso de los electrones a través de ellos, luego en estado líquido sí conducen la corriente eléctrica.

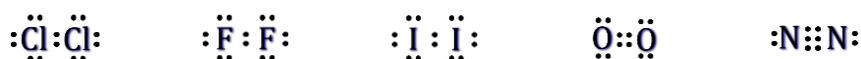
La respuesta correcta es la **b**.

5.41. ¿Cuál de las siguientes moléculas necesitará más energía para dissociarse en sus átomos constituyentes?

- a) Cl_2
- b) F_2
- c) I_2
- d) N_2
- e) O_2

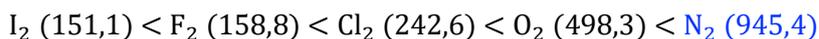
(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014) (O.Q.L. Sevilla 2014)
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

A la vista de las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas:



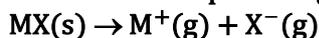
se observa que la molécula de N_2 presenta un triple enlace, por lo que la energía necesaria para romperlo debe ser mayor que en el resto de las moléculas propuestas.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de disociación (kJ mol^{-1}) para las moléculas propuestas son:



La respuesta correcta es la **d**.

5.42. Si se entendiese por energía reticular la correspondiente al proceso endotérmico:



¿En cuál de los siguientes conjuntos de sustancias están los tres compuestos ordenados de menor a mayor energía reticular?

- a) NaF NaCl NaBr
- b) LiCl NaCl KCl
- c) LiI RbBr RbI
- d) CsF CsCl CsBr
- e) LiBr LiCl LiF

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2014) (O.Q.L. Granada 2018)

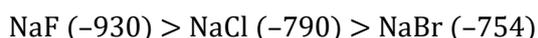
La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Suponiendo que todos los compuestos dados tienen el mismo valor de las constantes y teniendo en cuenta que todos los iones implicados tienen la misma carga, el valor de la energía reticular solo depende del valor de d , es decir de los tamaños de iones. Resumiendo a menor valor de d , mayor valor de la energía reticular, U .

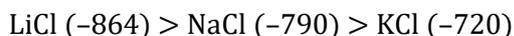
a) Falso. El orden de energías reticulares propuesto: NaF, NaCl, NaBr es decreciente, ya que el ion fluoruro es del menor tamaño (tiene dos capas electrónicas) mientras que el ion bromuro es del mayor tamaño (tiene cuatro capas electrónicas).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de U (kJ mol⁻¹) son:



b) Falso. El orden de energías reticulares propuesto: LiCl, NaCl, KCl es decreciente, ya que el ion litio es del menor tamaño (tiene dos capas electrónicas) mientras que el ion potasio es del mayor tamaño (tiene cuatro capas electrónicas).

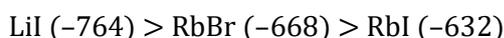
Consultando la bibliografía se confirma que los valores de U (kJ mol⁻¹) son:



c) Falso. El orden de energías reticulares propuesto: LiI, RbBr, RbI no es creciente, ya que en el caso de las sales de rubidio, ion bromuro es de menor tamaño (tiene cuatro capas electrónicas) que el ion yoduro (tiene cinco capas electrónicas).

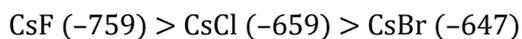
En el caso de las sales de yodo, ion litio es de menor tamaño (tiene dos capas electrónicas) que el ion rubidio (tiene cinco capas electrónicas).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de U (kJ mol⁻¹) son:



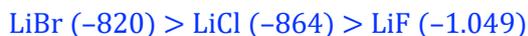
d) Falso. El orden de energías reticulares propuesto: CsF, CsCl, CsBr es decreciente, ya que el ion fluoruro es del menor tamaño (tiene dos capas electrónicas) mientras que el ion bromuro es del mayor tamaño (tiene cuatro capas electrónicas).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de U (kJ mol⁻¹) son:



e) **Verdadero.** El orden de energías reticulares propuesto: LiBr, LiCl, LiF es creciente, ya que el ion bromuro es del mayor tamaño (tiene cuatro capas electrónicas) mientras que el ion fluoruro es del menor tamaño (tiene dos capas electrónicas).

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de U (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la e.

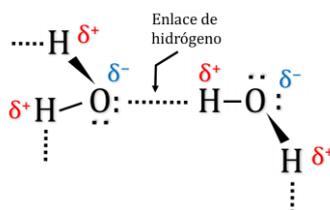
5.43. Indique la causa por la que el punto de ebullición del agua es mucho mayor que el de los correspondientes hidruros de los elementos de su grupo.

- Porque disminuye al bajar en el grupo.
- Porque aumenta con el carácter metálico.
- Por la existencia de fuerzas de van der Waals.
- Por la existencia de uniones por enlace de hidrógeno.
- Porque el oxígeno no tiene orbitales d .

(O.Q.N. Murcia 2000)

Los compuestos binarios del hidrógeno con los elementos del grupo 16 de la tabla periódica tienen enlace covalente y presentan momento dipolar permanente, pero solo H_2O puede formar un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Esto motiva que el H_2O tenga un punto de ebullición anómalo (unos $200\text{ }^\circ\text{C}$ mayor) con respecto al resto de los hidruros del grupo 16.

La respuesta correcta es la d.

5.44. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- Los compuestos iónicos son sólidos cristalinos, de alto punto de fusión y ebullición y siempre conductores de la electricidad.
- El enlace covalente no es muy fuerte, razón por la que el oxígeno, en su estado natural, es un gas.
- Todos los metales son sólidos y tienen brillo.
- Los compuestos iónicos se forman a partir de átomos de elementos con muy diferente electronegatividad.

(O.Q.L. Murcia 2000)

- Falso. Los compuestos iónicos en estado sólido no conducen la electricidad.
- Falso. En el caso del enlace covalente como el que se da, por ejemplo, entre los átomos de carbono en el grafito y el diamante, se forma una red cristalina atómica con fuertes enlaces entre los átomos de carbono.
- Falso. El brillo es una propiedad característica de los metales, sin embargo, no todos los metales son sólidos, el mercurio es líquido a temperatura ambiente y el cesio también lo es a una temperatura ligeramente superior ($301,6\text{ K}$).

d) **Verdadero**. Por lo general, el enlace iónico se da entre elementos de muy diferente electronegatividad. Los metales son poco electronegativos y gran tendencia a ceder electrones y formar cationes, mientras que los no metales son bastante electronegativos y gran tendencia a captar electrones y formar aniones.

La respuesta correcta es la **d**.

5.45. Las denominadas "Fuerzas de van der Waals":

- Explican la interacción entre iones.
- Describen la atracción del núcleo sobre los electrones deslocalizados.
- Miden las acciones mutuas entre las partículas nucleares.
- Justifican que el yodo sea un sólido a 0 °C, mientras que el cloro es un gas a la misma temperatura.

(O.Q.L. Murcia 2000)

Las fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como **fuerzas de dispersión de London**, son las únicas existentes entre las moléculas de los halógenos que no presentan momento dipolar permanente debido a que ambos átomos son idénticos.

La intensidad de estas fuerzas aumenta con el volumen atómico, factores que hacen que las sustancias sean más polarizables. Por este motivo, a la temperatura de 0 °C, el cloro, Cl₂, (radio = 99 pm) es un gas, mientras que, el yodo, I₂, (radio = 133 pm) es un sólido molecular.

La respuesta correcta es la **d**.

5.46. Indique, de las siguientes sustancias, cuál de ellas es un sólido cristalino, frágil, soluble en agua y no conductor de la electricidad ni en estado sólido ni en disolución:

- Hierro
- Cloruro de sodio (sal común)
- Diamante
- Sacarosa

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2018)

Las cuatro sustancias propuestas son sólidos cristalinos con diferentes propiedades físicas. El hierro forma un cristal metálico, la sal común (NaCl) es un sólido iónico, el diamante (C) es un sólido covalente y, finalmente, la sacarosa es un sólido molecular.

- El que sea frágil descarta al hierro (Fe) que, por ser un metal, es dúctil y maleable.
- El que sea soluble en agua descarta al C (diamante) que al ser un sólido atómico las atracciones entre átomos de carbono no se ven afectadas por las moléculas de agua.
- El que no sea conductor de la corriente eléctrica ni en estado sólido ni en disolución descarta a la sal común (NaCl) que por ser un sólido iónico al disolverlo en agua quedan libres los iones que permiten el paso de los electrones a través de ellos.

Resumiendo lo anterior en forma de tabla:

	Fe (hierro)	NaCl (sal común)	C (diamante)	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (Sacarosa)
Frágil	✗	✓	✓	✓
Soluble en agua	✗	✓	✗	✓
No conductor de electricidad	✗	✗	✓	✓

La sustancia que cumple las propiedades dadas es la **sacarosa**.

La respuesta correcta es la **d**.

5.47. Dadas las siguientes afirmaciones indique si son o no correctas:

- 1) El término enlace describe todas las interacciones que mantienen unidos los átomos en una molécula estable.
- 2) Electrones apareados son aquellos que se encuentran en el mismo orbital, diferenciándose solo en el espín.
- 3) En todo enlace covalente cada elemento cede un electrón para que sea compartido.
- 4) Un electrón desapareado es el que se encuentra aislado en un orbital.

- a) Solo 2 y 4 son ciertas.
- b) 1 y 3 son falsas.
- c) 1, 2 y 4 son ciertas.
- d) Solo 1 y 2 son ciertas.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

1) **Verdadero.** El término enlace hace referencia a todas las interacciones, tanto atractivas como repulsivas, existentes entre dos átomos que se encuentran a una determinada distancia llamada distancia de enlace.

2) **Verdadero.** De acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925):

“dentro de un mismo orbital solo pueden existir dos electrones con sus espines antiparalelos y se dice que esos electrones se encuentran apareados”.

3) Falso. Los átomos implicados en un enlace covalente comparten electrones, no los ceden.

4) **Verdadero.** De acuerdo con el principio de exclusión de Pauli (1925):

“dentro de un mismo orbital solo pueden existir dos electrones con sus espines antiparalelos”

En el caso de que un electrón se encuentre solo en ese orbital se dice que está desapareado.

La respuesta correcta es la c.

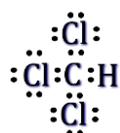
5.48. Indique cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones no son verdaderas:

- 1) La molécula de triclorometano es polar.
- 2) El cloruro de potasio es más soluble que el cloruro de sodio.
- 3) El cloruro de sodio sólido conduce la electricidad por ser iónico.
- 4) El punto de fusión del cloruro de litio es mayor que el del cloruro de potasio.

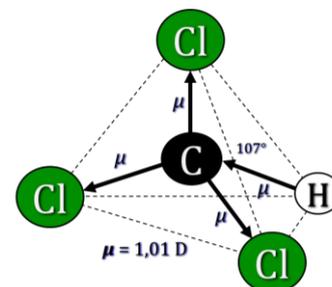
- a) 1
- b) 1 y 3
- c) 2 y 3
- d) 3 y 4

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

1) Verdadero. La estructura de Lewis de la molécula de triclorometano o cloroformo es:



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el CHCl_3 es una especie cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Al ser el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$), y este más que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos, tres de ellos, hacia el cloro, $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$, y el otro hacia carbono, $\text{H} \rightarrow \text{C}$. Con esta geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,01 \text{ D}$) y la molécula es polar.

2) Verdadero. La solubilidad de un compuesto cristalino iónico en agua depende del valor de la energía reticular de este. A menor energía reticular mayor solubilidad.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de KCl y NaCl las constantes son idénticas ya que ambos cloruros cristalizan en retículo cúbico centrado en las caras. Sin embargo, el tamaño del ion potasio es mayor que el del ion sodio debido a que el primero tiene una capa más de electrones, por este motivo, $U_{\text{KCl}} < U_{\text{NaCl}}$, por ello, su solubilidad en agua será mayor.

3) Falso. El cloruro de sodio es un sólido iónico a temperatura ambiente y, por tanto, los iones ocupan posiciones fijas y determinadas en el retículo cristalino. Los iones no gozan de movilidad y es imposible la conducción eléctrica. Al elevar la temperatura, se derrumba el edificio cristalino y los iones gozan de movilidad en el sólido fundido.

4) Falso. El punto de fusión de un compuesto cristalino iónico depende del valor de la energía reticular de este. A mayor energía reticular mayor punto de fusión.

En el caso de LiCl y KCl las constantes no son idénticas ya que ambos cloruros no cristalizan con el mismo retículo cúbico. Además, el tamaño del Li^+ es menor que el del Na^+ debido a que el primero tiene una capa menos de electrones, por este motivo, $U_{\text{LiCl}} < U_{\text{KCl}}$, por ello, su punto de fusión también lo es.

Sin embargo, consultando la bibliografía, los valores de los puntos de fusión (K) encontrados son LiCl (883) y KCl (1.044). Esta anomalía se debe a que cuanto mayor es la carga del catión y menor es su tamaño, es tanto más polarizante o deformador y polariza o deforma al anión, que es tanto más deformable o polarizable cuanto mayor es su tamaño y mayor es su carga. Por esta causa, se producen transiciones desde el enlace iónico hacia compuestos moleculares (compartición de cargas) y, por lo tanto, disminuye su carácter iónico y, como consecuencia, disminuyen los puntos de fusión.

La respuesta correcta es la d.

5.49. Los siguientes elementos son semiconductores excepto uno que es:

- a) Si
- b) As
- c) Sn
- d) Ge

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

Los **elementos semiconductores** son aquellos que no son conductores o sí pueden serlo a elevadas temperaturas o cuando se combinan con una pequeña cantidad de algunos otros elementos. Los elementos semiconductores más característicos son Si, Ge, As, Sb, Se y Te. El **Sn** no se encuentra entre ellos.

La respuesta correcta es la c.

5.50. El compuesto nitrato de sodio es muy soluble en:

- a) Sulfuro de carbono
- b) Agua
- c) Etanol
- d) En ninguno de los disolventes propuestos.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

El **agua** es un excelente disolvente de compuestos iónicos ya que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb (1785) que mantienen unidos a los iones que forman la red cristalina se hacen mucho más pequeñas en agua debido a que la constante dieléctrica del agua tiene un valor elevado ($\epsilon = 80 \epsilon_0$).

El nitrato de sodio, NaNO_3 , es un compuesto iónico que forma una red cristalina, sólida a temperatura ambiente, en la que los iones se mantienen fuertemente unidos mediante fuerzas colombianas.

La respuesta correcta es la **b**.

5.51. ¿Cuál de las siguientes proposiciones ordena de forma creciente, por sus puntos de ebullición las siguientes sustancias?

- Agua, metanol, dimetiléter
- Metanol, agua, dimetiléter
- Dimetiléter, agua, metanol
- Dimetiléter, metanol, agua

(O.Q.L. Asturias 2000) (O.Q.L. Madrid 2010)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más grande en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, más pequeño en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno. De las sustancias propuestas, este enlace se da en el dimetiléter, $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$.

▪ El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el agua, H_2O , y en el metanol, CH_3OH .



Como la molécula de agua tiene más átomos de hidrógeno puede formar más enlaces de hidrógeno que la de metanol lo que motiva que el punto de ebullición de la primera será mayor.

Los compuestos dados ordenados por puntos de ebullición creciente son:

dimetiléter < metanol < agua

La respuesta correcta es la **d**.

5.52. El punto de ebullición de los cuatro primeros alcoholes de cadena normal es:

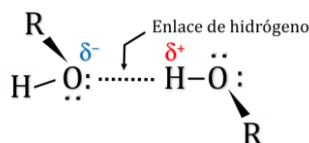
Alcohol	T_{eb} (°C)
CH_3OH (metanol)	65
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (etanol)	78
$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ (propanol)	98
$\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$ (butanol)	117

Este aumento gradual al crecer el número de átomos de carbono se debe principalmente a que:

- Aumenta la fuerza del enlace de hidrógeno.
- Es mayor el número de enlaces covalentes.
- Aumentan las fuerzas de van der Waals.
- La hibridación de los orbitales atómicos es cada vez mayor.
- Aumenta la polaridad de la molécula.

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Madrid 2017)

Las moléculas de alcohol se unen entre sí mediante enlaces intermoleculares llamados **enlaces de hidrógeno**. Estos se forman cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Además de los enlaces de hidrógeno, existen entre las moléculas de alcohol fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como **fuerzas de dispersión de London**. La intensidad de las mismas **aumenta con el volumen atómico y el peso molecular**, factores que hacen que las sustancias sean más polarizables. Por este motivo, la temperatura de fusión es mínima en el metanol y máxima en el butanol.

La respuesta correcta es la c.

5.53. Un cierto cristal no conduce la electricidad en estado sólido pero sí en estado fundido y también en disolución acuosa. Es duro, brillante y funde a temperatura elevada. El tipo de cristal es:

- Cristal molecular
- Cristal de red covalente
- Cristal metálico
- Cristal iónico
- No se da suficiente información.

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Sevilla 2002) (O.Q.L. Sevilla 2003) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Murcia 2011)

- Que sea duro y que funda a temperatura elevada descarta al cristal molecular.
- Que conduzca la electricidad fundido descarta al cristal de red covalente.
- Que conduzca la electricidad en disolución acuosa descarta al cristal metálico.
- Que no conduzca la electricidad en estado sólido confirma al cristal metálico.

Resumiendo lo anterior en forma de tabla:

	Cristal molecular	Cristal red covalente	Cristal metálico	Cristal iónico
Conductor de electricidad en estado sólido	✗	✓	✓	✗
Conductor de electricidad fundido	✗	✗	✓	✓
Conductor de electricidad en disolución acuosa	✗	✗	✗	✓
Duro	✗	✓	✓	✓
Brillante	✓	✓	✓	✓
Temperatura de fusión elevada	✗	✓	✓	✓

La sustancia que cumple las propiedades dadas es el **cristal iónico**.

La respuesta correcta es la d.

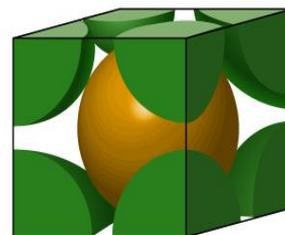
5.54. El cloruro de cesio cristaliza en una red cúbica centrada en el cuerpo. El número de coordinación, es decir, el número de iones más próximos, que están en contacto alrededor de cada ion en la red es:

- 2
- 4
- 6
- 8
- 12
- 10

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Galicia 2014) (O.Q.L. Murcia 2019)

El índice de coordinación en un cristal iónico se define como el número máximo de iones que rodean a otro de carga opuesta.

En una red iónica con estructura centrada en el cuerpo un catión colocado en el centro de un cubo se encuentra rodeado por ocho aniones colocados en los vértices del cubo.



El índice de coordinación en la red de cloruro de cesio es 8:8.

La respuesta correcta es la d.

5.55. De acuerdo a los valores de electronegatividades de Pauling de los elementos indicados:

S	W	U	Y	Z	X	T	V
0,82	0,93	1,00	2,04	2,20	2,55	2,96	3,04

¿Cuál de los siguientes compuestos hipotéticos presentará mayor carácter covalente?

- WV
- XU
- YT
- ZX

(O.Q.L. Murcia 2001)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente covalente si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es menor a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
WV	$3,04 - 0,93 = 2,14$	iónico
XU	$2,55 - 1,00 = 1,55$	covalente
YT	$2,96 - 2,04 = 0,92$	covalente
ZX	$2,55 - 2,20 = 0,35$	covalente

La menor la diferencia de electronegatividad le corresponde al compuesto ZX (0,35), por lo tanto, le corresponde el mayor carácter covalente.

La respuesta correcta es la d.

5.56. El hecho de que el cloruro de hidrógeno gaseoso se disuelva bien tanto en disolventes polares como en algunos no polares debe achacarse a que:

- La unión entre los átomos de ambos elementos es covalente polar.
- Existe entre las moléculas enlace por puente de hidrógeno.
- Aparecen uniones por fuerzas de van der Waals entre las moléculas.
- Es una molécula resonante.

(O.Q.L. Murcia 2001)

La molécula de HCl presenta enlace covalente polar ya que los elementos que la integran presentan diferente electronegatividad.

Esta polaridad es la responsable que se pueda disolver en disolventes polares, como H_2O , mediante enlaces intermoleculares del tipo dipolo-dipolo, y en disolventes no polares, como C_6H_6 , mediante enlaces intermoleculares del tipo dipolo-dipolo inducido.

La respuesta correcta es la d.

5.57. De los siguientes compuestos, señale aquél cuyo comportamiento iónico sea más acusado:

- CCl_4
- BeCl_2
- TiCl_4
- CaCl_2

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
CCl_4	$3,16 - 2,55 = 0,61$	covalente
BeCl_2	$3,16 - 1,57 = 1,59$	covalente
TiCl_4	$3,16 - 1,54 = 1,62$	covalente
CaCl_2	$3,16 - 1,00 = 2,16$	iónico

La respuesta correcta es la d.

5.58. La constante de Madelung, en la ecuación de la U_0 , es un factor que está relacionado con:

- 1) Las cargas
- 2) La distancia entre los iones
- 3) La relación de radios r_c/r_a
- 4) El índice de coordinación

Se considera correcta la propuesta:

- a) 3 y 4
- b) 1
- c) 1, 2 y 3
- d) 2, 3 y 4

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

La constante de Madelung, A , depende de la estequiometría de la sustancia, es decir, de la relación r_c/r_a y del índice de coordinación existente en la red cristalina.

La respuesta correcta es la a.

5.59. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:

- a) Los sólidos covalentes son malos conductores de la corriente eléctrica ya que tienen átomos en posiciones fijas.
- b) El enlace metálico solo se da en estado sólido.
- c) Los compuestos iónicos fundidos conducen la corriente eléctrica.
- d) Los sólidos metálicos son conductores porque los electrones se desplazan alrededor de los núcleos positivos.
- e) En general, la energía de enlace de la interacción dipolo instantáneo – dipolo inducido es menor que en la interacción dipolo-dipolo.

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

- a) **Falso.** Los sólidos covalentes, como por ejemplo el SiO_2 , no poseen electrones deslocalizados en su estructura, por tanto, no permiten el paso de los electrones a través de la misma.
- b) **Falso.** El mercurio tiene enlace metálico y es líquido a temperatura ambiente.
- c) Verdadero. Entre las propiedades de los compuestos iónicos está que son excelentes conductores de la corriente eléctrica en estado líquido, ya que se rompe la red y los iones quedan libres permitiendo el paso de los electrones.

d) Verdadero. Los enlaces intermoleculares dipolo instantáneo- dipolo inducido (fuerzas de dispersión de London) son más débiles que los enlaces intermoleculares dipolo-dipolo.

e) Verdadero. De acuerdo con el modelo del "mar de electrones", los sólidos metálicos conducen la corriente ya que liberan fácilmente electrones de la capa de valencia que se mueven libremente alrededor de los núcleos.

Las respuestas correctas son **a** y **b**.

5.60. Dadas las siguientes afirmaciones:

- 1) El compuesto químico NaCl es 100 % iónico.
- 2) Cuanto mayor es el radio del anión más se polariza por el efecto del catión.
- 3) El catión Na^+ polariza más que el Be^{2+} al anión Cl^- .
- 4) Para compuestos químicos análogos, al aumentar el carácter covalente disminuye la temperatura de fusión.

La propuesta correcta es:

- a) 1 y 3
- b) 1 y 4
- c) 2 y 4
- d) 2 y 3

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

1) Falso. De acuerdo con la propuesta de Pauling, el porcentaje de carácter iónico de una sustancia está relacionado con la diferencia de electronegatividad existente entre los elementos que se enlazan. Esta diferencia no es máxima en el NaCl, por tanto, no es posible que dicho porcentaje sea del 100 %.

Las reglas de Fajans (1923) permiten determinar de forma aproximada el carácter covalente de un enlace iónico. Para ello, relacionan el carácter covalente de un enlace con la polarización de los electrones del anión.

2) **Verdadero.** Los aniones grandes y de carga elevada son blandos, es decir, muy polarizables.

3) Falso. Los cationes pequeños y de carga elevada son los más polarizantes.

4) **Verdadero.** Es necesario tener en cuenta la presencia de **fuerzas intermoleculares de dispersión de London**, tal como ocurre, por ejemplo, en los compuestos CF_4 y CCl_4 :

Compuesto	$\Delta\chi$	T_{fus} (K)
CF_4	$3,98 - 3,16 = 0,82$	89,4
CCl_4	$3,16 - 2,55 = 1,59$	250,2

El porcentaje de carácter covalente es mayor en el CF_4 ya que presenta menor diferencia de electronegatividad y su temperatura de fusión es menor.

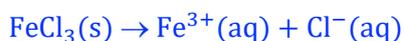
La respuesta correcta es la **c**.

5.61. Al disolver $\text{FeCl}_3(\text{s})$ en agua se forma una disolución que conduce la corriente eléctrica. La ecuación que mejor representa dicho proceso:

- a) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{FeCl}_3(\text{s})$
- b) $\text{FeCl}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{Cl}_3^-(\text{aq})$
- c) $\text{FeCl}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{Cl}_3^-(\text{aq})$
- d) $\text{FeCl}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Cl}^-(\text{aq})$
- e) $\text{FeCl}_3(\text{s}) \rightarrow \text{FeCl}_3(\text{aq})$

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

El FeCl_3 se disocia en agua de acuerdo con la siguiente ecuación:



La respuesta correcta es la **d**.

5.62. Suponga un líquido cuyas moléculas se encuentren unidas por las fuerzas indicadas a continuación, ¿cuál de ellos debe tener un punto de ebullición más bajo?

- Enlaces iónicos.
- Fuerzas de dispersión de London.
- Enlaces de hidrógeno.
- Enlaces metálicos.
- Enlaces de red covalente.

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Presentará menor temperatura de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más débiles.

Las **fuerzas de dispersión de London** son, de todas las propuestas, las más débiles y, por tanto, las más fáciles de romper para que las moléculas del líquido pasen a la fase de vapor.

La respuesta correcta es la **b**.

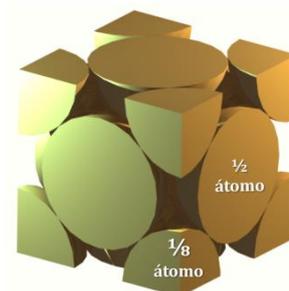
5.63. Un metal cristaliza en una estructura cúbica centrada en las caras. El número de átomos por celdilla unidad es:

- 2
- 4
- 6
- 8
- 9
- 10
- 13
- Faltan datos para resolverse.

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.L. Madrid 2017)

Según se observa en la figura, el número de átomos que integran una red cúbica centrada en las caras es:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{1}{8} \cdot 8 \text{ átomos (vértice)} \\ \frac{1}{2} \cdot 6 \text{ átomos (cara)} \end{array} \right\} \rightarrow 4 \text{ átomos}$$

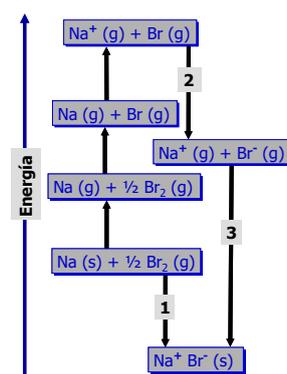


La respuesta correcta es la **b**.

5.64. En la figura adjunta se representa el diagrama entálpico del ciclo de Born-Haber para la formación del bromuro de sodio. ¿Qué etapa o etapas determina(n) la entalpía o energía reticular?

- 1
- 2
- 3
- 2+3

(O.Q.L. Murcia 2002)



La **etapa 1** corresponde a la **entalpía de formación del NaBr(s)**, un **proceso exotérmico**, ya que se forma un mol de sustancia a partir de los elementos que la integran en condiciones estándar.

La **etapa 2** corresponde a la **afinidad electrónica del Br(g)**, un **proceso exotérmico**, ya que se libera energía cuando un átomo de bromo gaseoso capta un electrón.

La **etapa 3** corresponde a la **formación de la red de NaBr(s)** y la energía asociada a la misma es la **energía reticular**, que es la energía que se desprende cuando se forma un mol de sustancia cristalina iónica a partir de los correspondientes iones en estado gaseoso, por tanto se trata de un **proceso exotérmico**.

La respuesta correcta es la **c**.

5.65. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta?

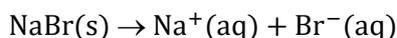
- La temperatura de fusión del yodo es mayor que la del bromo.
- El diamante no conduce la corriente eléctrica.
- El bromuro de sodio es soluble en agua.
- La temperatura de fusión del agua es anormalmente baja si se compara con la que corresponde a los hidruros de los otros elementos del grupo 16.

(O.Q.L. Murcia 2002)

a) Correcto. Las fuerzas de dispersión de London son más intensas en el I_2 que el Br_2 , ya que al ser más voluminoso es más polarizable, lo que determina que su temperatura de fusión sea mayor. Consultando la bibliografía se confirma: I_2 (387,2 K) > Br_2 (266 K).

b) Correcto. Los átomos de carbono que forman el diamante se encuentran unidos mediante enlaces covalentes formando tetraedros de forma que no existen electrones deslocalizados que permitan el paso de la corriente eléctrica.

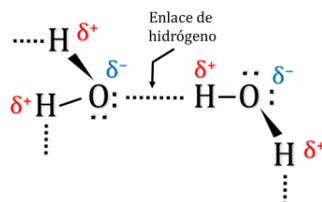
c) Correcto. El NaBr es una sustancia que presenta enlace predominantemente iónico que se disocia en agua de acuerdo con la siguiente ecuación:



d) **Incorrecto.** Los compuestos binarios del hidrógeno con los elementos del grupo 16 de la tabla periódica tienen enlace covalente y presentan momento dipolar permanente, pero solo H_2O puede formar un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Esto motiva que el H_2O tenga un punto de fusión anómalo, **unos 100 °C mayor**, con respecto al resto de los compuestos del grupo 16.



La respuesta correcta es la d.

5.66. Indique que frase no es cierta:

- El NaCl y el SiO_2 no son conductores de la corriente eléctrica bajo ninguna condición.
- Los compuestos iónicos son, en general, solubles en disolventes polares.
- El óxido de aluminio posee un punto de fusión elevado.
- El sodio se puede estirar fácilmente en hilos.

(O.Q.L. Baleares 2002)

a) **Falso.** El SiO_2 forma una red covalente, que bajo ninguna condición es capaz de conducir la corriente eléctrica ya que no permite el paso de electrones a través de ella.

El NaCl forma una red iónica, que fundida o en disolución acuosa deja los iones libres lo que permite el paso de electrones a través de ella.

b) Verdadero. Los compuestos iónicos son, generalmente, sustancias muy polares lo que hace que sean solubles en disolventes polares.

c) Verdadero. El Al_2O_3 es una sustancia con enlace predominantemente iónico con iones pequeños con carga elevada. La expresión de Born-Mayer permite calcular la energía reticular de un sólido iónico. Esta es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Esto determina que la energía reticular sea elevada y, por lo tanto, el punto de fusión también lo será.

d) Verdadero. El sodio es un metal alcalino muy dúctil y maleable.

La respuesta correcta es la a.

5.67. Entre las moléculas cloro ordenadas en un cristal molecular existen fuerzas:

- Iónicas
- Covalentes
- van der Waals
- Dipolo-dipolo

(O.Q.L. Baleares 2002)

La molécula de Cl₂ es no polar, lo que determina que las únicas fuerzas que puedan existir entre las mismas son las de "van der Waals" llamadas **fuerzas de dispersión de London**.

La respuesta correcta es la c.

5.68. Indique cuál de los siguientes compuestos presenta un mayor carácter iónico:

- CCl₄
- SbCl₃
- CaCl₂
- ZrCl₄

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
CCl ₄	3,16 - 2,55 = 0,61	covalente
SbCl ₃	3,16 - 2,05 = 1,11	covalente
CaCl ₂	3,16 - 1,00 = 2,16	iónico
ZrCl ₄	3,16 - 1,33 = 1,83	covalente

La respuesta correcta es la c.

5.69. De las siguientes especies químicas: N₂, N₂⁺, N₂⁻:

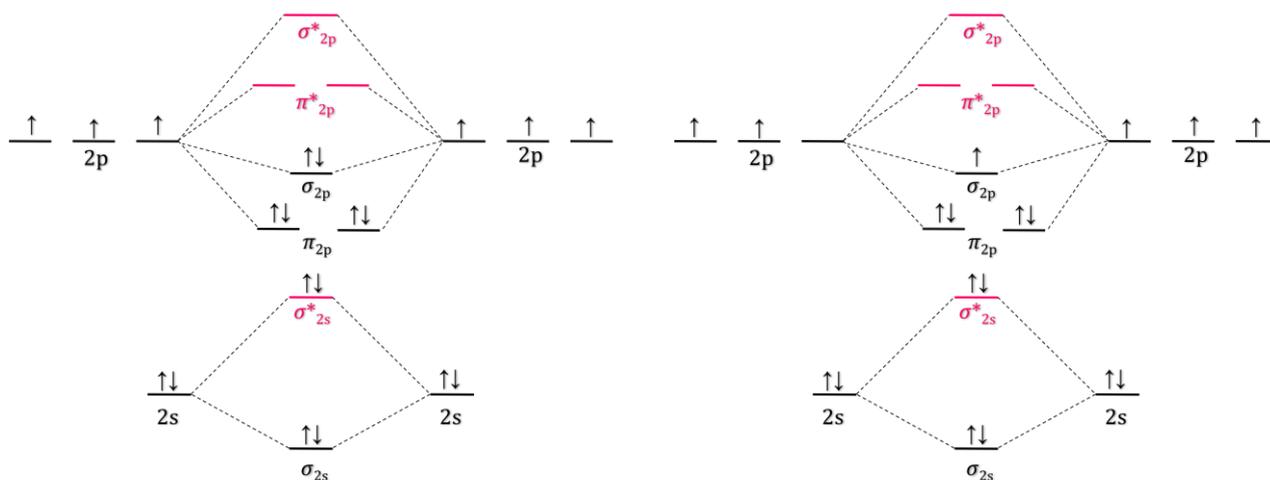
- La que tiene mayor energía de enlace es N₂⁻ porque tiene mayor número de electrones.
- La que tiene menor distancia de enlace es N₂⁺.
- Las tres tienen la misma energía de enlace ya que son isoelectrónicas.
- El orden de enlace mayor es el de N₂⁺ ya que el nitrógeno es muy electronegativo.
- La distancia de enlace del N₂ es menor que la del N₂⁺, N₂⁻.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

A la vista de los diagramas de niveles energía de los orbitales moleculares de las respectivas moléculas se define el orden de enlace de la molécula como:

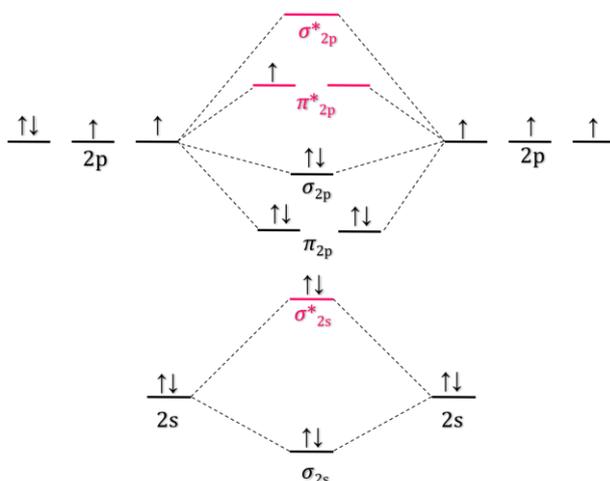
$$\text{orden de enlace} = \frac{1}{2}(\text{n}^\circ \text{ de electrones en OM de enlace} - \text{n}^\circ \text{ de electrones en OM de antienlace})$$

Tendrá mayor energía de enlace y menor longitud de enlace la especie que presente un mayor orden de enlace.



$$\text{orden de enlace } N_2 = \frac{1}{2}(8 - 2) = 3$$

$$\text{orden de enlace } N_2^+ = \frac{1}{2}(7 - 2) = 2,5$$



$$\text{orden de enlace } N_2^- = \frac{1}{2}(8 - 3) = 2,5$$

La respuesta correcta es la e.

5.70. ¿Cuál de las siguientes series de especies químicas se encuentra en orden creciente de su punto de ebullición?

- H₂ N₂ NH₃
- H₂ NH₃ N₂
- NH₃ N₂ H₂
- NH₃ H₂ N₂
- H₂ NH₃ N₂

(O.Q.N. Tarazona 2003)

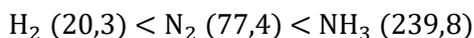
Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas, y por el contrario, el menor punto de ebullición le corresponderá a la sustancia que presente las fuerzas intermoleculares más débiles.

▪ H₂ y N₂ son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son **fuerzas de dispersión de London**, que serán más intensas en el N₂ debido a que es una sustancia con mayor volumen atómico, por tanto será más polarizable. Por esto, aunque ambas tienen **puntos de ebullición bajos**, el del H₂ es mucho más bajo.

▪ NH_3 es un sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, su **punto de ebullición es más alto**.

El orden correcto de puntos de ebullición creciente para las sustancias propuestas es, $\text{H}_2 < \text{N}_2 < \text{NH}_3$.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **a**.

5.71. Los cinco primeros hidrocarburos lineales son metano (CH_4), etano (C_2H_6), propano (C_3H_8), butano (C_4H_{10}) y pentano (C_5H_{12}).

- El primero forma un sólido atómico y los demás son moleculares.
- Todos ellos son sólidos atómicos.
- Los puntos de fusión son anormalmente elevados por la existencia de enlaces de hidrógeno.
- El de mayor punto de fusión es el metano, ya que sus moléculas se empaquetan mejor.
- El de mayor punto de fusión es el pentano.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

Se trata de compuestos con enlace covalente no polar que forman moléculas gaseosas a temperatura ambiente. Las fuerzas que existen entre las moléculas de hidrocarburo son fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como **fuerzas de dispersión de London**. La intensidad de las mismas **aumenta con el volumen atómico y el peso molecular**, factores que hacen que las sustancias sean más polarizables. Por este motivo, la **temperatura de fusión más alta le corresponde al pentano, C_5H_{12}** .

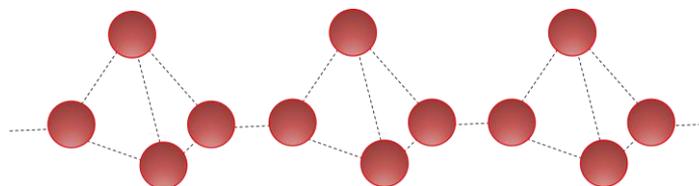
La respuesta correcta es la **e**.

5.72. El fósforo rojo es insoluble en disulfuro de carbono, tiene un intervalo de punto de fusión amplio, una presión de vapor baja y no conduce la electricidad. Estas evidencias sugieren que la sustancia probablemente:

- Es cristalina y metálica.
- Es un cristal de unidades moleculares P_4 .
- Es amorfa y polimérica.
- Consiste en unidades P_4 en un "mar" de electrones.
- Está formada por átomos de P no enlazados en un empaquetamiento cúbico compacto.
- Es iónica.
- Es un sólido molecular.

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Madrid 2012) (O.Q.L. Madrid 2018)

El fósforo es un sólido blanco en condiciones estándar. Este sólido tiene como unidades básicas moléculas tetraédricas (P_4) en las que un átomo de fósforo se sitúa en cada uno de los vértices del tetraedro (fósforo blanco). Al calentarlo a $300\text{ }^\circ\text{C}$, se transforma en fósforo rojo. Parece ser que se rompe un enlace P–P por cada tetraedro y así los fragmentos resultantes se unen formando largas cadenas lo que determina su comportamiento polimérico.



La respuesta correcta es la **c**.

5.73. ¿En cuál de las siguientes sustancias cabe esperar que exista una mayor interacción molecular?

- a) $F_2(g)$
- b) $H_2(g)$
- c) $H_2S(g)$
- d) $HF(g)$

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Murcia 2013)

- H_2 y F_2 son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son **fuerzas de dispersión de London**, que serán más intensas en el F_2 debido a que es una sustancia con mayor volumen atómico. Estas interacciones intermoleculares son las más débiles que existen.
- H_2S es una sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar forma un enlace intermolecular del tipo **dipolo-dipolo**. Esta interacción tiene una intensidad algo mayor que la anterior.
- HF es una sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares.

La respuesta correcta es la **d**.

5.74. ¿Cuál de estas sustancias tiene un punto de fusión más elevado?

- a) NaBr
- b) Br_2
- c) SO_2
- d) NaF

(O.Q.L. Baleares 2003)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (dipolo-dipolo, enlace de hidrógeno y dispersión de London).

- Los mayores puntos de fusión les corresponden al **NaBr** y **NaF**, sustancias que tienen **enlace iónico** y que, a diferencia del resto, forman una **red cristalina iónica**, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.

Para determinar cuál de estas sustancias tiene mayor temperatura de fusión es necesario determinar el valor su energía reticular. La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Respecto a las cargas, son las mismas en las ambas sustancias (+1 y -1). Respecto a los radios iónicos, es mayor el del bromo elemento del cuarto periodo y menor en el flúor elemento del primer periodo. Teniendo en cuenta lo dicho, $U_{NaF} > U_{NaBr}$, por lo tanto, la **temperatura de fusión del NaF es mayor que del NaBr**.

- Br_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**, que serán muy intensas debido a que es una sustancia con gran volumen atómico y por tanto será muy polarizable. Por esto, tiene un punto de fusión bajo.
- SO_2 es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que presenta momento dipolar permanente por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo** y de **dispersión de London**. Por tanto, su punto de fusión es más bajo que el del Br_2 ya que es una molécula menos voluminosa y por ello menos polarizable.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión de las sustancias propuestas (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

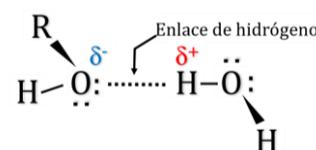
5.75. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones acerca de la disolución de diversas sustancias en agua es correcta?

- El cloroformo, CHCl_3 , es soluble en agua ya que, al igual que le ocurre al NaCl , se disocia completamente en disolución.
- El I_2 es más soluble en agua que el NaCl ya que, por ser un sólido molecular, la interacción entre sus moléculas es más débil.
- El CH_4 y todos los hidrocarburos ligeros son muy solubles en agua por su capacidad de formar enlaces de hidrógeno con el disolvente.
- El butanol no es completamente soluble en agua debido a la cadena apolar.
- El CH_3OH es completamente soluble en agua por su capacidad de formar enlace de hidrógeno con este disolvente.
- Todas las sales iónicas son muy solubles en agua.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2016)

a-b-c) Incorrecto. El CHCl_3 es una sustancia con enlace covalente polar y, I_2 y CH_4 son sustancias con enlace covalente no polar. Ninguna de las tres, a diferencia del NaCl , se disocian en iones en contacto con el H_2O , lo que determina que su solubilidad sea muy baja.

d-e) **Correcto.** Las moléculas de alcohol se unen a las moléculas de H_2O mediante enlaces intermoleculares llamados **enlaces de hidrógeno**. Estos se forman cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Conforme aumenta el número de átomos de carbono del alcohol disminuye su solubilidad ya que la parte hidrofóbica de la cadena se hace más grande.

f) Correcto. De acuerdo con el aforismo “lo semejante disuelve a lo semejante”, las sales iónicas, que son compuestos son muy polares, son muy solubles en agua que es un disolvente muy polar.

Las respuestas correctas son **d**, **e** y **f**.

5.76. La reacción entre un elemento Q ($Z = 16$) y otro elemento M ($Z = 19$), con mayor probabilidad formará:

- Un compuesto iónico de fórmula MQ .
- Un compuesto iónico de fórmula MQ_2 .
- Un compuesto iónico de fórmula M_2Q .
- Un compuesto covalente de fórmula M_2Q .

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. Málaga 2019)

▪ El elemento Q ($Z = 16$) tiene una configuración electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ por lo que se trata de un elemento del grupo 16. El valor de $n = 3$ indica que es el **azufre**. Tiene tendencia a ceder dos electrones y formar el ion S^{2-} con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

▪ El elemento M ($Z = 19$) tiene una configuración electrónica abreviada $[\text{Ar}] 4s^1$ por lo que se trata de un elemento del grupo 1. El valor de $n = 4$ indica que es el **potasio**. Tiene tendencia a ceder un electrón y formar el ion K^+ con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

Para cumplir con la condición de electroneutralidad se combinan dos átomos de M (potasio) con un átomo de Q (azufre) por lo que la fórmula más probable del compuesto formado por ambos es M_2Q con **enlace predominantemente iónico**.

La respuesta correcta es la c.

5.77. ¿Qué tipo de enlace es característico de los compuestos orgánicos?

- a) Polar
- b) Insaturado
- c) Electrovalente
- d) Covalente
- e) Covalente coordinado

(O.Q.L. Extremadura 2003)

Los compuestos orgánicos están formados, fundamentalmente, por carbono, hidrógeno, nitrógeno y oxígeno elementos con electronegatividades elevadas y similares, con tendencia a no ceder electrones y sí a compartirlos, lo que determina que el enlace predominante en estos compuestos sea **covalente**.

La respuesta correcta es la d.

5.78. Indique cuál sería el compuesto en el que estaría más acusado el carácter iónico del enlace:

- a) LiCl
- b) SbCl₃
- c) CaBr₂
- d) ZrCl₄

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
LiCl	$3,16 - 0,98 = 2,18$	iónico
SbCl ₃	$3,16 - 2,05 = 1,11$	covalente
CaBr ₂	$2,96 - 1,00 = 1,96$	covalente-iónico
ZrCl ₄	$3,16 - 1,33 = 1,83$	covalente

La respuesta correcta es la a.

5.79. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

- a) Todos los compuestos iónicos son buenos conductores de la corriente eléctrica.
- b) Los compuestos covalentes moleculares se presentan siempre en estado gaseoso.
- c) Los sólidos de red covalente tienen elevados puntos de fusión y ebullición.
- d) El agua es un mal disolvente de los compuestos iónicos.
- e) Los compuestos covalentes homopolares se disuelven fácilmente en disolventes polares.
- f) Los compuestos son siempre compuestos orgánicos.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Cantabria 2017)

a) Incorrecto. Los compuestos iónicos solo son buenos conductores de la corriente eléctrica fundidos o en disolución acuosa.

b) Incorrecto. Los compuestos covalentes moleculares también se presentan como líquidos volátiles o sólidos blandos debido a la existencia de fuerzas intermoleculares.

c) **Correcto.** Los sólidos de red covalente tienen sus átomos unidos mediante fuertes enlaces covalentes lo que determina que los valores de sus energías de red sean **elevados** y, por lo tanto, también lo sean sus **puntos de fusión y ebullición**.

d) Incorrecto. El H₂O es una sustancia muy polar y por ello es un excelente disolvente de los compuestos iónicos que también son muy polares.

e) Incorrecto. Los compuestos covalentes homopolares carecen de momento dipolar permanente por lo que no se pueden disolver en disolventes polares.

f) Incorrecto. Los compuestos covalentes también pueden ser inorgánicos, por ejemplo, H_2O .

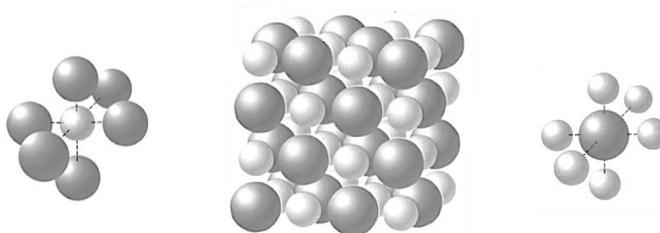
La respuesta correcta es la c.

5.80. ¿Cuántos iones de un signo son los más próximos a otro de carga contraria en una red cristalina cúbica centrada en las caras?

- a) 4
- b) 6
- c) 8
- d) 12

(O.Q.L. Murcia 2004)

Según se observa en la figura, en una red cúbica centrada en las caras cada ion se rodea de otros 6 de carga opuesta, por tanto, se dice que el **índice de coordinación** que presenta este tipo de estructura cristalina es **6:6**.



La respuesta correcta es la **b**.

5.81. El enlace entre dos átomos A y B será iónico si las:

- a) Energías de ionización de ambos son pequeñas.
- b) Electronegatividades de ambos son muy diferentes.
- c) Energías de ionización de ambos son parecidas.
- d) Respectivas afinidades electrónicas son muy altas.

(O.Q.L. Murcia 2004)

El **enlace iónico** se da entre átomos que se transfieren electrones de uno a otro. Para ello es preciso que los **elementos** que se unen tengan **electronegatividades muy diferentes**.

Uno de los elementos debe tener una electronegatividad muy baja, de forma que tenga una elevada tendencia a ceder electrones y formar un catión. Por el contrario, el otro elemento debe tener una electronegatividad muy alta, de forma que tenga una elevada tendencia a captar electrones y formar un anión. Una vez que se han formado los iones, estos se atraen mediante fuerzas colombianas formando una red cristalina sólida a temperatura ambiente.

La respuesta correcta es la **b**.

5.82. El carbono origina un gran número de compuestos debido a:

- a) Su carácter muy electronegativo.
- b) La existencia de la fuerza vital.
- c) Su carácter muy electropositivo.
- d) Su capacidad para formar enlaces consigo mismo.

(O.Q.L. Murcia 2004)

El carbono es un elemento cuya electronegatividad es relativamente alta (2,55) y que tiene cuatro electrones de valencia, de forma que no tiene una marcada tendencia a captar o ceder electrones y sí a compartirlos con el fin de conseguir completar su última capa y conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

Una posibilidad es **formar enlaces covalentes entre átomos de carbono** formando cadenas lineales o ramificadas, abiertas o cerradas. Esto determina la existencia de un gran número de compuestos a base de carbono.

La respuesta correcta es **d**.

5.83. Las denominadas “Fuerzas de van der Waals”:

- a) Se pueden dar entre moléculas con enlaces covalentes.
- b) Se pueden encontrar entre las moléculas de los gases que se comportan como ideales.
- c) No son suficientemente fuertes para ser responsables del estado sólido de ciertas sustancias.
- d) Son suficientemente fuertes para ser las responsables del estado sólido de ciertas sustancias.
- e) Aparecen en las interacciones entre electrones y núcleo de átomos con peso atómico alto.
- f) Aunque son débiles son las responsables del estado líquido del agua a temperatura ambiente.

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Murcia 2013) (O.Q.L. Murcia 2016)

Los compuestos con enlace covalente forman estructuras moleculares que, generalmente, son gaseosas a temperatura ambiente.

Además de los enlaces covalentes, se dan entre las moléculas otro tipo de interacciones llamadas “fuerzas de van der Waals” y son las responsables del cambio en el estado de agregación de estas sustancias.

La respuesta correcta es la **d**.

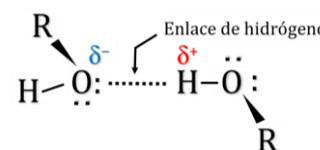
5.84. Señale la opción que considere correcta:

- a) Temperatura de fusión del cobre = 18 °C.
- b) Temperatura de ebullición del SO₂ = 40 °C.
- c) Temperatura de fusión del cloruro de sodio = 102 °C.
- d) Temperatura de ebullición del etanol = 78 °C.

(O.Q.L. Murcia 2004)

Presentará mayor punto de fusión y de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte, y por el contrario, el menor punto de fusión y de ebullición le corresponderá a la sustancia que presente las fuerzas intermoleculares más débiles.

- a) Falso. **Cu** es una sustancia que tiene **enlace metálico** y forma una **red cristalina metálica**, sólida a temperatura ambiente. Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos de cobre en la red son muy intensas, por lo tanto, no es posible que su temperatura de fusión sea 18 °C.
- b) Falso. **SO₂** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que presenta momento dipolar permanente por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo. Además, también presenta fuerzas intermoleculares de **dispersión de London**. Se trata de una sustancia que es gaseosa a temperatura ambiente, por lo tanto, no es posible que su temperatura de ebullición sea 40 °C.
- c) Falso. **NaCl** es una sustancia que tiene **enlace iónico** y forma una **red cristalina iónica**, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper. Por lo tanto, no es posible que su temperatura de fusión sea 120 °C.
- d) **Verdadero**. El **etanol** es una sustancia que presenta enlace covalente polar y, además, sus moléculas se unen entre sí mediante enlaces intermoleculares llamados **enlaces de hidrógeno**. Estos se forman cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. Se trata de una sustancia que es líquida a temperatura ambiente, por lo tanto, es posible que **su temperatura de ebullición sea 78 °C**.



La respuesta correcta es la **d**.

5.85. ¿Qué compuesto en fase líquida será mejor disolvente de un cristal iónico?

- a) HF
- b) BF₃
- c) SF₆
- d) CO₂

(O.Q.L. Baleares 2004)

Los cristales iónicos son estructuras formadas por iones, de acuerdo con el aforismo “lo semejante disuelve a lo semejante”, los mejores disolventes para dichos cristales son aquellos que sean muy polares.

De las cuatro sustancias propuestas, la única que presenta un momento dipolar permanente y, además, elevado es el HF.

La respuesta correcta es la a.

5.86. Indique que frase no es cierta:

- El aluminio y el diamante son insolubles en agua y benceno.
- Los metales son frágiles, dúctiles y maleables.
- El naftaleno y el yodo son solubles en benceno.
- Los metales son buenos conductores del calor y la electricidad.

(O.Q.L. Baleares 2004)

Los metales tienen una estructura cristalina que les confiere la propiedad de ser dúctiles y maleables a diferencia de otro tipo de estructuras cristalinas, iónicas o covalentes que son frágiles.

La respuesta correcta es la b.

5.87. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?

- El punto de fusión del LiCl es mayor que el del KCl.
- El punto de fusión del SrCl₂ es mayor que el del BaCl₂.
- El punto de fusión del CaCl₂ es mayor que el del CaF₂.
- En la fusión se rompen fuerzas de van der Waals.

(O.Q.L. Baleares 2004)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

a) Falso. En el caso de LiCl y KCl las constantes no son idénticas ya que ambos cloruros no cristalizan con el mismo retículo cúbico. Además, el tamaño del ion litio es menor que el del ion sodio debido a que el primero tiene una capa menos de electrones, por este motivo, $U_{\text{LiCl}} > U_{\text{KCl}}$, por ello, su punto de fusión también debe serlo.

Sin embargo, consultando la bibliografía, los valores de los puntos de fusión (K) encontrados son LiCl (883) y KCl (1.044). Esta anomalía se debe a que cuanto mayor es la carga del catión y menor es su tamaño, es tanto más polarizante o deformador y polariza o deforma al anión, que es tanto más deformable o polarizable cuanto mayor es su tamaño y mayor es su carga. Por esta causa se producen transiciones desde el enlace iónico hacia compuestos moleculares (compartición de cargas) y por lo tanto disminuye su carácter iónico y, como consecuencia, disminuyen los puntos de fusión.

b) Falso. En el caso de SrCl₂ y BaCl₂, respecto a las cargas, son las mismas en ambas sustancias (+2 y -1). Respecto a los radios iónicos, el tamaño del ion estroncio es menor que el del ion bario debido a que el primero tiene una capa menos de electrones, por este motivo, $U_{\text{SrCl}_2} > U_{\text{BaCl}_2}$, por ello, su punto de fusión también debe serlo.

Sin embargo, consultando la bibliografía, los valores de los puntos de fusión (K) encontrados son SrCl₂ (1.141) y BaCl₂ (1.236). Esta anomalía se debe a que cuanto mayor es la carga del catión y menor es su

tamaño, es tanto más polarizante o deformador y polariza o deforma al anión, que es tanto más deformable o polarizable cuanto mayor es su tamaño y mayor es su carga. Por esta causa se producen transiciones desde el enlace iónico hacia compuestos moleculares (compartición de cargas) y por lo tanto disminuye su carácter iónico y, como consecuencia, disminuyen los puntos de fusión.

c) Falso. En el caso de CaCl_2 y CaF_2 , respecto a las cargas, son las mismas en ambas sustancias (+2 y -1). Respecto a los radios iónicos, el tamaño del ion fluoruro es menor que el del ion cloruro debido a que el primero tiene una capa menos de electrones, por este motivo, $U_{\text{CaF}_2} > U_{\text{CaCl}_2}$, por ello, su punto de fusión también debe serlo. Consultando la bibliografía, los valores de los puntos de fusión (K) encontrados son CaCl_2 (1.045) y CaF_2 (1.691).

d) **Verdadero**. Las fuerzas intermoleculares de van der Waals son las responsables del cambio en el estado de agregación en sustancias moleculares.

La respuesta correcta es la **d**.

5.88. ¿Cuál de estas afirmaciones no es correcta?

- a) La molécula de cloruro de hidrógeno presenta polaridad.
- b) El potasio es un elemento diamagnético.
- c) El H_2 es una molécula.
- d) El agua presenta enlaces de hidrógeno.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

a) Correcto. La molécula de HCl está formada por dos elementos de diferente electronegatividad, por tanto, presenta un único dipolo dirigido hacia el cloro que es el elemento más electronegativo de los dos.

b) **Incorrecto**. La configuración electrónica abreviada del potasio es $[\text{Ar}] 4s^1$. Como se observa, presenta un electrón desapareado por lo que es una especie **paramagnética**.

c) Correcto. La molécula de H_2 es la más sencilla que existe. En ella, los dos átomos de hidrógeno se encuentran enlazados mediante un enlace covalente puro.

d) Correcto. Las moléculas de H_2O se encuentran unidas mediante enlaces intermoleculares denominados enlaces de hidrógeno. Son responsables de las anómalas temperaturas de fusión y ebullición del agua.

La respuesta correcta es la **b**.

5.89. ¿Cuál de los siguientes compuestos tiene el punto de fusión más alto, KI, CaO, H_2O ?

- a) KI
- b) CaO
- c) KI y CaO son iguales
- d) H_2O

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ El mayor punto de fusión le corresponde al **CaO** y **KI**, sustancias que tienen **enlace iónico** y que, a diferencia del resto, forman una **red cristalina iónica**, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Respecto a las cargas, son mayores en el CaO (+2 y -2) que el KI (+1 y -1). Respecto a la distancia interiónica, es menor en el CaO ya que está formada por elementos con menos capas electrónicas que el KI. Por este motivo, $U_{\text{CaO}} > U_{\text{KI}}$, lo que hace que el **punto de fusión del CaO es mayor que el del KI**.

▪ H_2O es un compuesto que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar que puede formar un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores del punto de fusión (K) de las sustancias propuestas son:

$$\text{CaO (2.845)} > \text{KI (954)} > \text{H}_2\text{O (273)}$$

La respuesta correcta es la **b**.

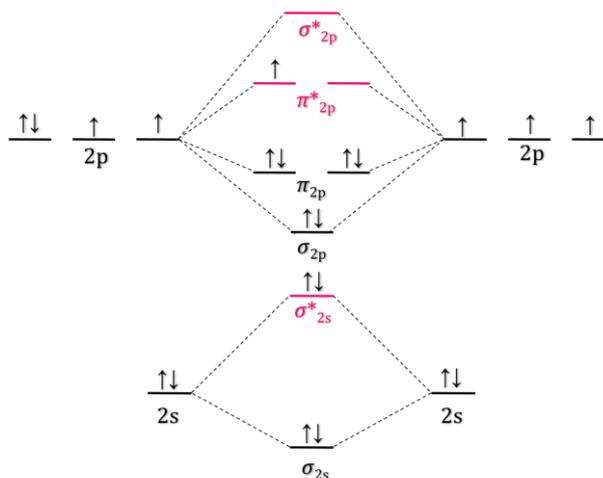
5.90. ¿Cuál es el orden de enlace de la especie O_2^+ ?

- a) 2
- b) 1,5
- c) 1
- d) 2,5

(O.Q.L. Castilla La Mancha 2004)

A la vista de los diagramas de niveles energéticos de los orbitales moleculares de las respectivas moléculas se define el orden de enlace de la molécula como:

$$\text{orden de enlace} = \frac{1}{2} (\text{n}^\circ \text{ de electrones en OM de enlace} - \text{n}^\circ \text{ de electrones en OM de antienlace})$$



$$\text{orden de enlace} = \frac{1}{2} (8 - 3) = 2,5$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.91. ¿Cuál de estas afirmaciones no es correcta?

- a) El cambio del estado sólido a vapor se denomina sublimación.
- b) El cambio del estado vapor a sólido se denomina congelación.
- c) El yodo es una sustancia que sublima con facilidad.
- d) El agua es una molécula polar.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

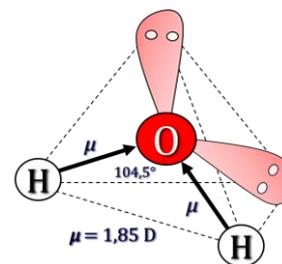
a-c) Verdadero. El cambio estado de sólido a vapor se denomina sublimación y en él se produce la rotura de enlaces intermoleculares débiles del tipo fuerzas de dispersión de London, como ocurre en el caso del $\text{I}_2(\text{s})$.

b) **Falso**. El cambio estado de vapor a sólido se denomina condensación o deposición y en él se forman enlaces intermoleculares débiles del tipo fuerzas de dispersión de London.

d) Verdadero. La estructura de Lewis de la molécula de H_2O es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el H_2O es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



Como el oxígeno es más electronegativo ($\chi = 3,44$) que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno, $\text{H} \rightarrow \text{O}$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es angular, la resultante no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la **b**.

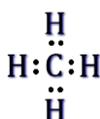
5.92. Dadas las siguientes especies: HF , Cl_2 , CH_4 , I_2 , KBr , identifique:

- Gas covalente formado por moléculas tetraédricas.
- Sustancia con enlaces de hidrógeno.
- Sólido soluble en agua que, fundido, conduce la corriente eléctrica.

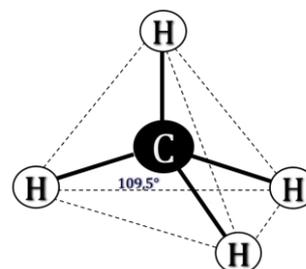
- CH_4 ii) HF iii) I_2
- i) HF ii) CH_4 iii) Cl_2
- i) CH_4 ii) HF iii) KBr
- i) CH_4 ii) HF iii) Cl_2

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

- HF es una sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares.
- KBr es una sustancia que tiene **enlace iónico** y forma redes cristalinas iónicas. Este tipo de sustancia es sólida a temperatura ambiente, muy soluble en agua y fundida conduce la corriente eléctrica.
- CH_4 . La estructura de Lewis de la molécula es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Es una sustancia que tiene enlace covalente y forma moléculas gaseosas a temperatura ambiente.

- Cl_2 e I_2 son sustancias que tienen enlace **covalente no polar** y que presentan **fuerzas de dispersión de London** entre sus moléculas. El Cl_2 es gaseoso a temperatura de ambiente, pero el I_2 , más voluminoso, es sólido debido a que es más polarizable por lo que estas fuerzas son más intensas.

La respuesta correcta es la **c**.

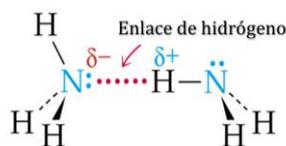
5.93. Sobre el amoníaco se puede afirmar:

- Sus moléculas están unidas por enlaces de hidrógeno.
- Es un compuesto iónico.
- Su molécula es octaédrica.
- Su molécula es apolar.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

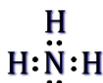
a) **Verdadero**. Las moléculas de amoníaco se encuentran unidas por **enlaces de hidrógeno**, un enlace que se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve

atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

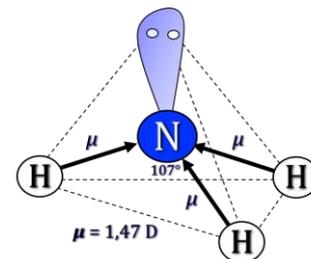


b) Falso. Se trata de una molécula formada por dos elementos muy electronegativos, por tanto, tiene un enlace predominantemente covalente.

c-d) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de amoníaco es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el NH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es piramidal ya que solo hay tres átomos unidos al átomo central.



Como el nitrógeno ($\chi = 3,04$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen tres dipolos dirigidos hacia el nitrógeno $\text{H} \rightarrow \text{N}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,47 \text{ D}$) y la molécula es polar.

La respuesta correcta es la a.

5.94. De las siguientes proposiciones señale la respuesta correcta:

- Todos los halógenos pueden actuar con valencias covalentes 1, 3, 5 y 7.
- En el diamante todos los enlaces son covalentes puros.
- Algunos enlaces del grafito son iónicos, lo que le hace ser un buen conductor eléctrico.
- El anión sulfuro, S^{2-} , es un oxidante moderado.
- La molécula de CO_2 es angular y apolar.

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Murcia 2013)

a) Falso. El flúor es el elemento más electronegativo de la tabla periódica y tiene siete electrones en su capa de valencia. Ningún elemento es capaz de quitarle electrones, por tanto, su único número de oxidación es -1 .

b) **Verdadero.** Los átomos de carbono que forman el diamante se encuentran unidos mediante enlaces covalentes formando tetraedros de forma que se constituye un sólido atómico cristalino.

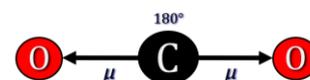
c) Falso. Cada uno de los átomos de carbono que forman el grafito se encuentra unido a otros tres mediante enlaces covalentes formando una red cristalina en la que existen electrones deslocalizados que permiten el paso de la corriente eléctrica.

d) Falso. El azufre del anión S^{2-} tiene el estado de oxidación más bajo posible en este elemento de forma que solo puede oxidarse lo que implica que actúa como **reductor**.

e) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el CO_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.



Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

La respuesta correcta es la **b**.

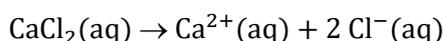
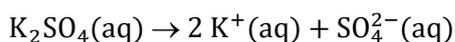
5.95. ¿Cuál de las siguientes disoluciones es peor conductor eléctrico?

- a) K_2SO_4 0,5 M
- b) $CaCl_2$ 0,5 M
- c) HF 0,5 M
- d) CH_3OH 0,5 M
- e) NH_3 0,5 M

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Baleares 2013)

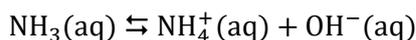
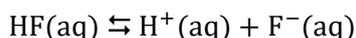
La sustancia que en disolución presente menos iones será la peor conductora de la corriente eléctrica.

▪ Las ecuaciones químicas correspondientes a las disociaciones de K_2SO_4 y $CaCl_2$, compuestos con enlace iónico, son:



Son excelentes conductores de la corriente eléctrica.

▪ Las ecuaciones químicas correspondientes a las disociaciones de HF y NH_3 , compuestos con enlace covalente polar son:

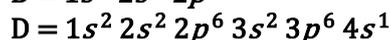
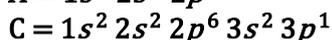
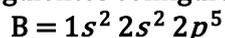
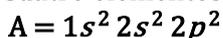


Se trata, respectivamente, de un ácido y una base débil que en disolución acuosa se encuentran parcialmente disociados en iones, y son buenos conductores de la corriente eléctrica.

▪ El CH_3OH es un compuesto con enlace covalente polar que no se disocia en iones, por tanto, será el peor conductor.

La respuesta correcta es la **d**.

5.96. Cuatro elementos distintos tienen las siguientes configuraciones electrónicas:



¿Cuáles son las fórmulas de los compuestos que B puede formar con todos los demás?

- a) AB_4 , CB_3 y DB
- b) AB_2 , CB y DB
- c) A_4B , C_3B y D_2B
- d) AB_4 , CB y DB_2

(O.Q.L. Asturias 2005)

▪ El elemento A tiende a **ganar o compartir cuatro electrones** para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble, muy estable.

▪ El elemento B tiende a **ganar un electrón** para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble, muy estable.

▪ El elemento C tiende a **ceder tres electrones** para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble, muy estable.

▪ El elemento D tiende a **ceder un electrón** para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble, muy estable.

Las combinaciones de B con el resto de los elementos cumpliendo la condición de electroneutralidad son:



La respuesta correcta es la **a**.

5.97. Señale cuál de las siguientes moléculas no puede formar enlaces de hidrógeno en fase condensada:

- | | |
|-------------------------|------------------|
| a) Sulfuro de hidrógeno | f) Ácido acético |
| b) Etanol | g) Metanol |
| c) Agua | h) HF |
| d) Metilamina | i) Dimetiléter |
| e) Acetona | j) HI |

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Madrid 2015) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017)
(O.Q.L. Castilla y León 2019)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído también por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

- El etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$), metanol (CH_3OH), ácido acético (CH_3COOH), agua (H_2O), fluoruro de hidrógeno (HF) y metilamina (CH_3NH_2) sí poseen un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo, oxígeno en los primeros y nitrógeno en el que resta, por lo que pueden dar este tipo de enlace.
- El **sulfuro de hidrógeno** (H_2S), **acetona** (CH_3COCH_3), **dimetiléter** (CH_3OCH_3) y **yoduro de hidrógeno** (HI) no poseen átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo, por lo que **no pueden formar enlace de hidrógeno**.

Las respuestas correctas son a, e, i y j.

5.98. Indique la frase incorrecta:

- a) En un periodo de la Tabla Periódica, la electronegatividad de los elementos aumenta de izquierda a derecha, siendo máxima en los halógenos y en cada grupo disminuye a medida que se desciende.
- b) El radio de un catión es menor que el de su correspondiente átomo neutro.
- c) Los compuestos iónicos son muy solubles en disolventes polares.
- d) Las representaciones de Lewis explican la estructura geométrica de la molécula.

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Málaga 2018)

a) Correcto. La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización y de la afinidad electrónica de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades. La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo aumenta en un:

- grupo al disminuir el valor del número cuántico principal n
- periodo al aumentar el valor del número atómico.

b) Correcto. Al disminuir el número de electrones disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por tanto, el radio del catión es menor que el del átomo del que procede.

c) Correcto. Los compuestos iónicos están formados por elementos de muy diferente electronegatividad por lo que son muy polares, y de acuerdo con el aforismo “lo semejante disuelve a lo semejante” serán muy solubles en disolventes polares.

d) **Incorrecto**. Las representaciones de Lewis solo indican el número y tipo de pares de electrones que rodean a cada átomo dentro de una especie química. Para conocer la geometría es preciso aplicar el modelo de repulsiones de pares de electrones de la capa de valencia (RPECV).

La respuesta correcta es la d.

5.99. Las fuerzas intermoleculares de van der Waals:

- a) Se dan entre cualquier tipo de estructuras moleculares.
- b) Permiten explicar que algunas sustancias apolares sean sólidas.
- c) Su energía de enlace es menor que la de los enlaces de hidrógeno.
- d) Todas las anteriores son correctas.

(O.Q.L. Baleares 2005) (O.Q.L. Galicia 2016)

Las fuerzas intermoleculares de van der Waals se dan además de los enlaces covalentes típicos de las estructuras moleculares y son las responsables del cambio en el estado de agregación de estas sustancias.

La energía asociada a este tipo de enlace intermolecular es menor que la correspondiente a los enlaces de hidrógeno.

La respuesta correcta es la **d**.

5.100. Entre las siguientes sustancias, CaO, CO₂, SiO₂ y O₂, ¿cuántas forman una red iónica?

- a) Una
- b) Dos
- c) Tres
- d) Cuatro

(O.Q.L. Baleares 2005)

- **CaO** es una sustancia que tiene enlace iónico y forma una **red cristalina iónica**.
- CO₂ y O₂ son sustancias que tienen enlace covalente no polar y forman moléculas gaseosas a temperatura ambiente.
- SiO₂ es una sustancia que tiene enlace covalente, pero en la que cada átomo de silicio se une covalentemente a cuatro átomos de oxígeno dando lugar a una red cristalina covalente.

La respuesta correcta es la **a**.

5.101. ¿Qué compuesto, en fase líquida, será mejor disolvente para un cristal iónico?

- a) **Ácido clorhídrico**
- b) Trifluoruro de boro
- c) Pentacloruro de fósforo
- d) Dióxido de carbono

(O.Q.L. Baleares 2005)

Los cristales iónicos son estructuras formadas por iones, de acuerdo con el aforismo “lo semejante disuelve a lo semejante”, los mejores disolventes para dichos cristales son aquellos que sean muy polares.

De las cuatro sustancias propuestas, la única que presenta un momento dipolar permanente, y además elevado es el **ácido clorhídrico**.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Baleares 2004 cambiando dos compuestos).

5.102. Los hidruros de la familia del nitrógeno presentan los siguientes puntos de ebullición:

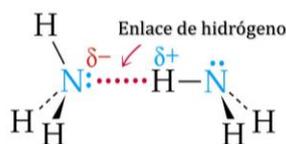
SbH ₃	AsH ₃	PH ₃	NH ₃
-17°C	-55°C	-87°C	-33°C

El amoníaco no presenta la tendencia de disminución del punto de ebullición por la presencia de:

- a) **Enlace iónico.**
- b) **Enlace metálico.**
- c) **Enlace de hidrógeno.**
- d) **Fuerzas de van der Waals.**
- e) **Masa molecular más baja.**
- f) **Enlaces covalentes fuertes entre los átomos.**

(O.Q.L. Baleares 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

La anomalía que presenta el **amoníaco** en su punto de ebullición respecto al resto de los hidruros del grupo 15 de la tabla periódica se debe a que sus moléculas se encuentran unidas mediante **enlace de hidrógeno**, un enlace que se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



La respuesta correcta es la c.

(En Castilla y León no se dan las temperaturas y las opciones a y b se reemplazan por e y f).

5.103. El diamante y el grafito:

- Tienen una composición química diferente.
- El diamante tiene enlace covalente y el grafito lo tiene iónico ya que este conduce la corriente eléctrica.
- Ambos tienen enlace iónico ya que los dos tienen puntos de fusión elevados.
- Ambos tienen enlace covalente.

(O.Q.L. Baleares 2005)

Los átomos de carbono que forman el diamante y el grafito se encuentran unidos mediante fuertes **enlaces covalentes** con una disposición tetraédrica o triangular, respectivamente, de forma que en ambos casos se constituye un **sólido atómico cristalino**. La robustez de estos enlaces provoca que ambas sustancias presenten grandes energías de red y, por tanto, puntos de fusión elevados.

En la red del grafito existen electrones deslocalizados que permiten el paso de la corriente eléctrica a través de la misma.

La respuesta correcta es d.

5.104. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene el punto de fusión más alto?

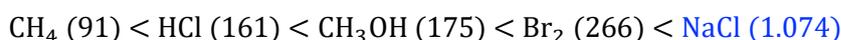
- Br₂
- NaCl
- HCl
- CH₃OH
- CH₄

(O.Q.L. Almería 2005)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de fusión le corresponde al **NaCl**, sustancia que tiene **enlace iónico** y que, a diferencia del resto, forma una **red cristalina iónica**, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.
- CH₄** e **Br₂** son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son **fuerzas de dispersión de London**, que serán más intensas en el Br₂ debido a que es una sustancia con gran volumen atómico y elevado peso molecular, por tanto será muy polarizable. Por esto, aunque ambas tienen puntos de fusión bajos, el del Br₂ es más alto que el del CH₄.
- CH₃OH** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, su punto de fusión es bajo, pero superior al del CH₄ y HCl.
- HCl** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que presenta momento dipolar permanente por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo**. Además, también presenta fuerzas intermoleculares de **dispersión de London**. Por tanto, el punto de fusión del HCl es bajo.

Los valores de los puntos de fusión (K) encontrados en la bibliografía son:



La respuesta correcta es la b.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996 reemplazando KBr e I₂ por NaCl y Br₂).

5.105. Una sustancia presenta las siguientes propiedades:

- 1) Bajo punto de fusión
- 2) Soluble en tetracloruro de carbono
- 3) No conduce la corriente eléctrica

Esta sustancia es:

- a) Diamante
- b) Cobre
- c) Sílice
- d) Cloruro de sodio
- e) Yodo

(O.Q.L. Almería 2005)

Si una sustancia posee las siguientes propiedades:

- tener bajo punto de fusión
- no conducir la electricidad
- ser soluble en CCl_4

debe tener un enlace **covalente** y formar un **compuesto molecular** y las únicas fuerzas intermoleculares existentes en la misma tienen que ser del tipo de **dispersión de London**, características que cumple el **yodo, I_2** .

La respuesta correcta es la **e**.

5.106. Dados los conceptos siguientes, uno de ellos es falso:

- a) **Electrólito es una sustancia que, en disolución acuosa, conduce la corriente eléctrica.**
- b) **Una disolución implica una reacción química en la que hay ruptura y formación de enlaces.**
- c) **Las disoluciones acuosas de HCl, KOH y NH_3 pueden ser consideradas como electrólitos fuertes.**
- d) **En la disolución de un electrólito débil coexisten iones y moléculas.**

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

- a) Verdadero. Coincide con el concepto de electrólito.
- b) Verdadero. En una reacción química se rompen enlaces en los reactivos y se forman en los productos.
- c) **Falso.** HCl y KOH son, respectivamente, ácido y base fuerte, y por ello en disolución acuosa se encuentran completamente disociados en iones, es decir, son electrólitos fuertes. Sin embargo, NH_3 es base débil, por lo que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociada en iones y no se comporta como un electrólito fuerte.
- d) Verdadero. Un electrólito débil es aquel que en disolución acuosa se encuentran parcialmente disociada en iones por lo que también hay presencia de moléculas sin disociar.

La respuesta correcta es la **c**.

5.107. Dadas las siguientes afirmaciones indique cuál de ellas es verdadera:

- a) **En una reacción química los átomos se rompen y se convierten en otros átomos distintos.**
- B) **El agua se evapora siempre a $100\text{ }^\circ\text{C}$.**
- C) **Al dejar abierto un recipiente con alcohol, este desaparece porque ha habido una combustión.**
- D) **Cuando el agua se evapora no se produce una reacción química.**

(O.Q.L. Castilla y León 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

- a) Falso. En una reacción química los átomos rompen los enlaces que los mantienen unidos en una sustancia inicial y forman enlaces nuevos en una sustancia final.
- b) Falso. Una sustancia hierve cuando su presión de vapor se iguala a la presión exterior. Cuando el agua se evapora a $100\text{ }^\circ\text{C}$ es que la presión exterior es de 1 atm.
- c) Falso. El alcohol (etanol) se evapora en un recipiente abierto porque se rompen los enlaces intermoleculares de hidrógeno que mantienen unidas a las moléculas de alcohol.

d) **Verdadero**. La evaporación es un cambio de estado, no es una reacción química.

La respuesta correcta es la **d**.

5.108. Entre los compuestos dados a continuación: MgO, NF₃, CaCl₂, SrBr₂, SF₂, hay:

- Tres compuestos iónicos y dos covalentes.
- Tres compuestos covalentes y dos iónicos.
- Un compuesto covalentes y cuatro iónicos.
- Un compuesto iónico y cuatro covalentes.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
MgO	$3,44 - 1,31 = 2,13$	iónico
NF ₃	$3,98 - 3,04 = 0,94$	covalente
CaCl ₂	$3,16 - 1,00 = 2,16$	iónico
SrBr ₂	$2,96 - 0,95 = 2,01$	iónico
SF ₂	$3,98 - 2,58 = 1,40$	covalente

La respuesta correcta es la **a**.

5.109. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones referidas al cloruro de cesio son verdaderas o falsas?

- Presenta puntos de fusión y ebullición relativamente bajos.
- Su red está constituida por iones y en estado sólido es un buen conductor de la electricidad.
- Las moléculas de CsCl están unidas entre sí por fuerzas de van der Waals.

- falsa
 - verdadera
 - falsa
- verdadera
 - falsa
 - falsa
- falsa
 - verdadera
 - verdadera
- falsa
 - falsa
 - falsa

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

El CsCl es una sustancia con enlace predominantemente **iónico** por lo que forma moléculas. Entre las características principales de las sustancias iónicas en estado sólido se encuentran:

- Falso. Presenta **elevados puntos de fusión y de ebullición** debido a las intensas fuerzas de atracción existentes entre los iones.
- Falso. En **estado sólido** es un **mal conductor de la corriente eléctrica**, ya que, los electrones se encuentran fuertemente sujetos por los iones y estos se encuentran fijos en puntos de la red.
- Falso. En una sustancia que presenta enlace iónico **no puede tener fuerzas de van der Waals**.

La respuesta correcta es la **d**.

5.110. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene mayor punto de fusión?

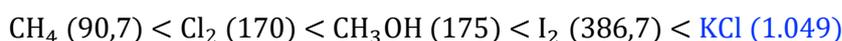
- KCl
- CH₄
- I₂
- Cl₂
- CH₃OH

(O.Q.L. Sevilla 2005) (O.Q.L. Sevilla 2007)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (dispersión de London, dipolo-dipolo y enlace de hidrógeno).

- El mayor punto de fusión le corresponde al **KCl**, sustancia que tiene **enlace iónico** y que, a diferencia del resto, forma una **red cristalina iónica**, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.
- **CH₄**, **Cl₂** e **I₂** son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son **fuerzas de dispersión de London**, que serán mucho más intensas en el I₂ debido a que es una sustancia con gran volumen atómico y elevado peso molecular, por tanto será muy polarizable.
- **CH₃OH** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996 y otras).

5.111. El níquel cristaliza en una red cúbica centrada en las caras y su densidad es 8,94 g cm⁻³ a 20 °C. ¿Cuál es la longitud de la arista de la celda unidad?

- 340 pm
- 352 pm
- 372 pm
- 361 pm
- 392 pm

(O.Q.N. Vigo 2006)

Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos:

$$\frac{1}{8} \cdot 8 \text{ átomos (vértice)} + \frac{1}{2} \cdot 6 \text{ átomos (cara)} = 4 \text{ átomos}$$

También se puede observar, que la diagonal de una cara del cubo, D , está integrada por cuatro radios atómicos.

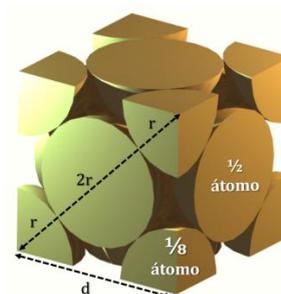
Relacionando masa, átomos y densidad del metal se obtiene volumen de la celda unidad:

$$\frac{58,71 \text{ g}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} \cdot \frac{4 \text{ átomos}}{\text{cubo}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3}{8,94 \text{ g}} = 6,757 \cdot 10^{-23} \frac{\text{cm}^3}{\text{cubo}}$$

A partir del volumen se puede obtener la arista del cubo d :

$$d = \sqrt[3]{V} = \sqrt[3]{6,757 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3} = 3,52 \cdot 10^{-8} \text{ cm} \cdot \frac{1 \text{ m}}{10^2 \text{ cm}} \cdot \frac{10^{12} \text{ pm}}{1 \text{ m}} = 352 \text{ pm}$$

La respuesta correcta es la **b**.



5.112. Clasifique las siguientes sustancias iónicas en orden creciente de energía de red: MgCl₂, CaCl₂, MgF₂.

- MgCl₂ < MgF₂ < CaCl₂
- MgCl₂ < CaCl₂ < MgF₂
- CaCl₂ < MgCl₂ < MgF₂
- CaCl₂ < MgF₂ < MgCl₂
- MgF₂ < CaCl₂ < MgCl₂

(O.Q.N. Vigo 2006)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

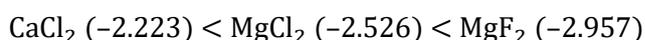
$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

- Respecto a las cargas, son las mismas en las tres sustancias (+2 y -1).
- Respecto a los radios iónicos, son más grandes en CaCl_2 con elementos del cuarto y tercer periodo, más pequeños en MgF_2 con elementos del tercero y segundo periodo, y finalmente, intermedios en MgCl_2 donde ambos elementos pertenecen al tercer periodo.

Teniendo en cuenta lo dicho, los valores de U deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de U (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **c**.

5.113. Una difracción de segundo orden de $67,0^\circ$; producida por rayos X de longitud de onda de 0,141 nm, está relacionada con una distancia interplanar de:

- 0,153 nm
- 0,0766 nm
- 0,306 nm
- 0,175 nm
- 0,131 nm

(O.Q.N. Vigo 2006)

La ecuación de Bragg (1913) para difracción de RX por estructuras cristalinas es:

$$n \lambda = 2d \operatorname{sen} \theta \rightarrow \begin{cases} n = \text{orden de difracción} \\ d = \text{distancia interplanar} \\ \lambda = \text{longitud de onda de RX} \\ \theta = \text{ángulo de RX con el cristal} \end{cases}$$

El valor de la distancia interplanar es:

$$d = \frac{2 \cdot 0,141 \text{ nm}}{2 \cdot \operatorname{sen} 67,0^\circ} = 0,153 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.114. Teniendo en cuenta los diagramas de orbitales moleculares para moléculas diatómicas y la multiplicidad de los enlaces, ordene la energía de disociación de las siguientes moléculas: H_2 , He_2 , He_2^+ , O_2 y N_2 :

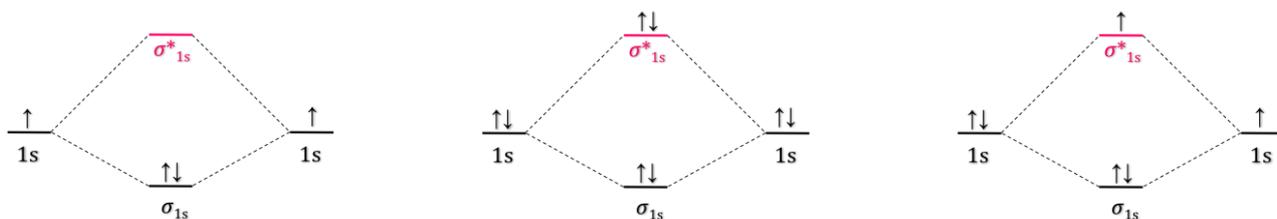
- $\text{H}_2 < \text{He}_2 < \text{He}_2^+ < \text{O}_2 < \text{N}_2$
- $\text{He}_2 < \text{He}_2^+ < \text{O}_2 < \text{N}_2 < \text{H}_2$
- $\text{He}_2^+ < \text{He}_2 < \text{O}_2 < \text{N}_2 < \text{H}_2$
- $\text{He}_2 < \text{He}_2^+ < \text{H}_2 < \text{O}_2 < \text{N}_2$
- $\text{He}_2^+ < \text{O}_2 < \text{N}_2 < \text{H}_2 < \text{He}_2$

(O.Q.N. Vigo 2006)

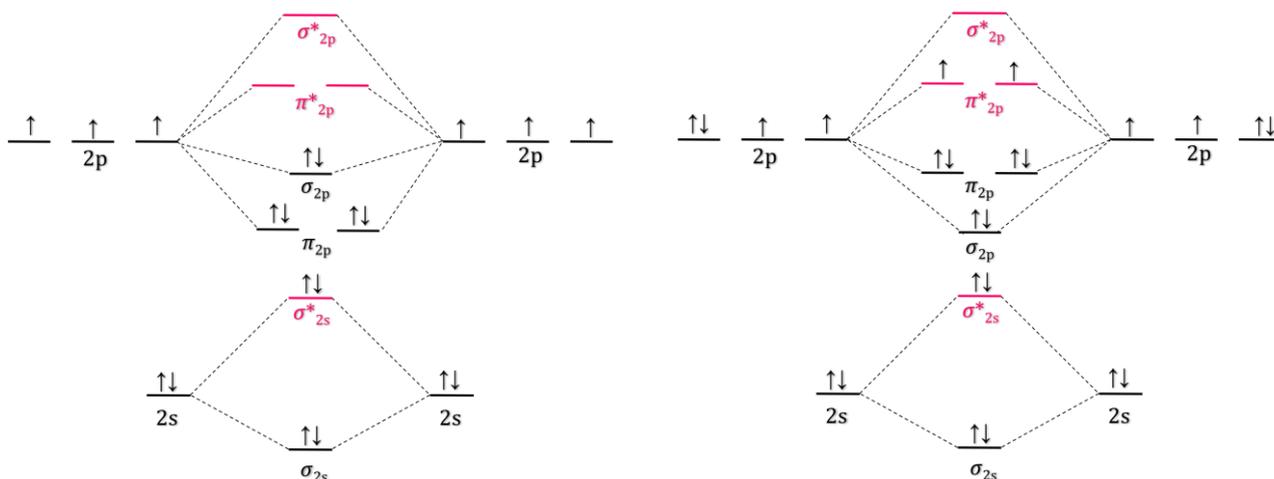
A la vista de los diagramas de niveles energía de los orbitales moleculares de las respectivas moléculas se define el orden de enlace de la molécula como:

$$\text{orden de enlace} = \frac{1}{2} (\text{n}^\circ \text{ de electrones en OM de enlace} - \text{n}^\circ \text{ de electrones en OM de antienlace})$$

Tendrá mayor energía de enlace la especie que presente un mayor orden de enlace.



ord. enlace $H_2 = \frac{1}{2} (2 - 0) = 1$ ord. enlace $He_2 = \frac{1}{2} (2 - 2) = 0$ ord. enlace $He_2^+ = \frac{1}{2} (2 - 1) = 0,5$



Orden de enlace $N_2 = \frac{1}{2} (8 - 2) = 3$

Orden de enlace $O_2 = \frac{1}{2} (8 - 4) = 2$

El orden correcto de energías de enlace es:



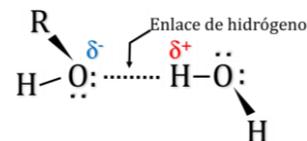
La respuesta correcta es la **d**.

5.115. El compuesto que es más soluble en agua y tiene mayor punto de ebullición es:

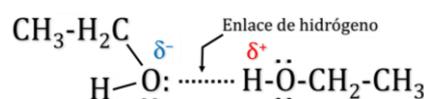
- a) $CH_3-CO-CH_3$
- b) CH_3-CH_2-Br
- c) CH_3-CHO
- d) CH_3-CH_2OH
- e) CH_3-CH_3

(O.Q.N. Vigo 2006)

El compuesto más soluble en agua es aquel que sea capaz de formar enlaces de hidrógeno con el agua. El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



El compuesto con mayor punto de ebullición es aquel cuyas moléculas son capaces de unirse entre sí mediante enlaces de hidrógeno.



La única de las sustancias capaz de cumplir esa condición es el etanol, CH_3-CH_2OH .

La respuesta correcta es la **d**.

5.116. Un elemento A de número atómico 12 se combina formando un enlace iónico con otro B de número atómico 17. La fórmula del compuesto iónico formado es:

- a) AB
- b) AB₂
- c) A₂B₅
- d) A₅B₂

(O.Q.L. Asturias 2006) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Cantabria 2015)

- El elemento A tiene una configuración electrónica abreviada [Ne] 3s² por lo que se trata de un elemento del grupo 2. El valor de $n = 3$ indica que es el **magnesio**. Tiene tendencia a ceder dos electrones y formar el ion Mg²⁺ con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.
- El elemento B tiene una configuración electrónica abreviada [Ne] 3s² 3p⁵ por lo que se trata de un elemento del grupo 17. El valor de $n = 3$ indica que es el **cloro**. Tiene tendencia a captar un electrón y formar el ion Cl⁻ con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

Para cumplir con la condición de electroneutralidad se combinan dos átomos de B (cloro) con un átomo de A (magnesio) por lo que la fórmula más probable del compuesto formado por ambos es AB₂ con enlace predominantemente iónico.

La respuesta correcta es la **b**.

5.117. Para disolver I₂ en alcohol se deben romper:

- a) Enlaces iónicos
- b) Enlaces covalentes
- c) Fuerzas de van der Waals
- d) Enlaces de hidrógeno

(O.Q.L. Asturias 2006) (O.Q.L. La Rioja 2011)

El I₂(s) es una sustancia que tiene enlace covalente y enlace intermolecular por **fuerzas de dispersión de London** por lo que se disolverá en un disolvente no polar rompiendo este tipo de fuerzas.

El alcohol (suponiendo que se trata de etanol), C₂H₅OH, es una sustancia que tiene enlace covalente polar, pero que, además, presenta un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**.

Las moléculas de alcohol presentan dipolos permanentes por lo que frente a las moléculas no polares de I₂, inducirán en estas un dipolo de forma que existirán **interacciones dipolo permanente-dipolo inducido (fuerzas de van der Waals)**.

La respuesta correcta es la **c**.

5.118. ¿Cuál de las siguientes propiedades corresponde al diamante?

- a) Tiene un punto de ebullición bajo y es soluble en benceno.
- b) Es soluble en agua y conduce la electricidad.
- c) No es soluble en agua y tiene un punto de ebullición elevado.
- d) Es frágil y blando.

(O.Q.L. Asturias 2006)

- El **diamante es un sólido atómico cristalino** que presenta una estructura reticular en la que cada átomo de carbono se encuentra unido a otros cuatro átomos formando tetraedros unidos entre sí.
- Los **enlaces entre átomos de carbono son muy fuertes** por lo que se forma una red cristalina a temperatura ambiente que **solo se rompe a temperaturas superiores a 3.500 K**.
- Cualquier tipo de **disolvente es incapaz de romper dicha red**.
- Es la sustancia **más dura de la naturaleza**.

La respuesta correcta es la **c**.

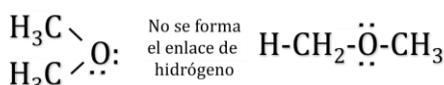
5.119. De las siguientes afirmaciones, todas ciertas, ¿cuál tendría su explicación en la existencia de enlaces de hidrógeno?

- El etano tiene el punto de ebullición superior al metano.
- El punto de ebullición del CO es ligeramente superior al del N₂.
- El H₂Te tiene punto de ebullición superior al del H₂Se.
- El punto de ebullición del etanol es superior al del éter etílico.

(O.Q.L. Murcia 2006)

El enlace de hidrógeno o por puentes de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

- El **etanol (CH₃CH₂OH)** sí forma enlace de hidrógeno ya que posee un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo (oxígeno).



- El **éter etílico (CH₃OCH₃)** no forma enlace de hidrógeno ya que no posee un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo (oxígeno).

El **etanol (CH₃CH₂OH)** tiene mayor punto de ebullición que el **éter etílico (CH₃OCH₃)** ya que sí puede formar enlaces de hidrógeno.

- CO, N₂, H₂Se y H₂Te** tampoco cumplen las condiciones para formar enlace de hidrógeno.

La respuesta correcta es la **d**.

5.120. ¿Cuál de las siguientes sustancias presenta mayor temperatura de fusión?

- H₂O
- CH₄
- HCl
- CsBr

(O.Q.L. Murcia 2006)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El **mayor punto de fusión** le corresponde al **CsBr**, sustancia que tiene **enlace iónico** y que, a diferencia del resto, forma una **red cristalina iónica**, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.
- H₂O** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, su punto de fusión también es bajo, pero superior al del resto de las sustancias propuestas.
- HCl** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que presenta momento dipolar permanente por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo. Además, también presenta fuerzas intermoleculares de dispersión de London.
- CH₄** es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**. Su punto de fusión es el más bajo de todas las sustancias propuestas.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996).

5.121. ¿Cuál de las siguientes sustancias conduce la electricidad en estado sólido?

- a) MgO
- b) NaCl
- c) SiO₂
- d) C (grafito)

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. Sevilla 2018)

- Los sólidos iónicos como MgO y NaCl, no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.
- Los sólidos covalentes reticulares como SiO₂, forman una red en la que los átomos de silicio se unen de forma covalente a cuatro átomos de oxígeno lo que no permite el paso de los electrones a través de la misma en ningún tipo de estado de agregación.
- En los sólidos atómicos reticulares como C (grafito), los átomos de carbono se encuentran unidos mediante fuertes enlaces covalentes con una disposición triangular, de forma que se constituye un sólido atómico cristalino. Esta estructura presenta electrones deslocalizados, lo que permite el paso de la corriente eléctrica a través de la misma.

La respuesta correcta es la d.

5.122. Para fundir uno de las siguientes sustancias es necesario vencer las fuerzas debidas al enlace covalente. Indique de qué sustancia se trata:

- a) C (diamante)
- b) Na₂O
- c) Zn
- d) H₂O

(O.Q.L. Murcia 2006)

En los sólidos atómicos reticulares como C (diamante), los átomos de carbono se encuentran unidos mediante fuertes enlaces covalentes con una disposición tetraédrica, de forma que se constituye un sólido atómico cristalino.

La respuesta correcta es la a.

5.123. Solo una de las afirmaciones siguientes es cierta:

- a) El anión bromuro tiene un radio menor que el del átomo de bromo.
- b) Un compuesto químico iónico tiene grandes posibilidades de ser soluble en agua.
- c) El agua es líquida porque se trata de un compuesto químico covalente.
- d) La unión entre dos átomos de sodio es de tipo covalente.

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

a) Falso. El ion bromuro, Br⁻, tiene un electrón mas que el átomo de bromo. Al aumentar el número de electrones aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por tanto, el radio del anión bromuro es mayor que el del átomo de bromo.

b) Cierto. Los compuestos iónicos presentan elevada solubilidad en agua ya que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb se hacen mucho más pequeñas en agua debido a que la constante dieléctrica del agua tiene un valor elevado ($\epsilon = 80 \epsilon_0$).

c) Falso. El agua es líquida debido a la existencia de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de agua.

d) Falso. El sodio tiene un único electrón en la capa de valencia, por tanto mediante la unión dos átomos de sodio de forma covalente no consiguen ambos completar su octeto.

La respuesta correcta es la b.

5.124. De las afirmaciones siguientes indique la que es falsa:

- a) Para el ácido nítrico el número de oxidación del nitrógeno es +5.
- b) El ion amonio del sulfato de amonio es un catión monovalente.
- c) El ion cloruro presenta menor radio que el átomo de cloro.
- d) Las moléculas con enlace covalente son malas conductoras de la electricidad.

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

a) Verdadero. Sabiendo que los números de oxidación del H y O son, respectivamente, +1 y -2, y que en un compuesto la suma de los números de oxidación de los elementos que lo integran es 0, para el HNO_3 se puede plantear la siguiente ecuación:

$$(+1) + x + 3(-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +5$$

b) Verdadero. El ion amonio, NH_4^+ , es un ion con carga +1.

c) **Falso**. El ion cloruro, Cl^- , tiene un radio mucho mayor que el del átomo de cloro, ya que al tener un electrón más aumenta la constante de apantallamiento por lo que disminuye la carga nuclear efectiva y con ello la atracción nuclear.

d) Verdadero. Las moléculas con enlace covalente no permiten el paso de los electrones por ellas lo que las hace malas conductoras de la electricidad.

La respuesta correcta es la c.

5.125. ¿Cuáles de las siguientes disoluciones acuosas 10^{-3} M, tendrán la misma conductividad?

- 1) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (glucosa) 2) NaCl 3) Na_2SO_4 4) CH_3COOH

- a) 1 y 4
- b) 2 y 3
- c) 2, 3 y 4
- d) Ninguna

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

Presentarán la misma conductividad las disoluciones cuyos solutos al disociarse proporcionen el mismo número de partículas, n .

- | | | |
|---|----------------------|---------|
| 1) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ es un compuesto covalente que no se disocia en iones. | $(\alpha = 0)$ | $n = 1$ |
| 2) $\text{NaCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ | $(\alpha \approx 1)$ | $n = 2$ |
| 3) $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ | $(\alpha \approx 1)$ | $n = 3$ |
| 4) CH_3COOH es un ácido débil poco disociado en iones. | $(\alpha \approx 0)$ | $n = 1$ |

La respuesta correcta es la d.

5.126. El cesio está a la izquierda en la tabla periódica y el cloro a la derecha, lo que implica que sea falso:

- a) El cloruro de cesio es un sólido iónico.
- b) El cloro del cloruro de cesio es un anión.
- c) El radio del cesio del compuesto y el del cesio como elemento químico son diferentes.
- d) La temperatura de fusión del compuesto químico ha de ser baja.

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

a) Verdadero. El CsCl es una sustancia con enlace predominantemente iónico que forma redes iónicas sólidas a temperatura ambiente.

b) Verdadero. El cloro que forma el compuesto es el ion cloruro, Cl^- .

c) Verdadero. El cesio que forma el compuesto es el ion Cs^+ que tiene un radio mucho menor que el del átomo de cesio.

d) Falso. El CsCl presenta un **elevado punto de fusión debido** a las intensas fuerzas de atracción existentes entre los iones.

La respuesta correcta es la **d**.

5.127. Los dióxidos de carbono, azufre y silicio tienen fórmulas empíricas análogas. A presión atmosférica, el CO_2 sublima a $-78\text{ }^\circ\text{C}$, el SO_2 hierve a $-10\text{ }^\circ\text{C}$ y el SiO_2 funde a $1.600\text{ }^\circ\text{C}$. Teniendo en cuenta estos hechos, indica la proposición correcta:

- a) El CO_2 y SO_2 forman sólidos moleculares y su diferente comportamiento se debe a la diferencia en los momentos dipolares de sus moléculas.
- b) Los tres óxidos forman redes covalentes.
- c) En estado sólido, el CO_2 es molecular, el SO_2 y SiO_2 forman redes covalentes.
- d) El elevado punto de fusión del SiO_2 se explica porque el momento dipolar de sus moléculas es muy grande.

(O.Q.L. Baleares 2006)

- CO_2 es una sustancia que tienen enlace **covalente no polar** y forma moléculas gaseosas a temperatura ambiente. Presenta fuerzas intermoleculares de **dispersión de London** que hacen que en las condiciones adecuadas forme un **sólido molecular**.
- SO_2 es una sustancia que tiene enlace **covalente polar**, por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo**. Además, también presenta fuerzas intermoleculares de **dispersión de London**. Ambos tipos de fuerzas hacen que en las condiciones adecuadas forme un **sólido molecular**.
- SiO_2 es una sustancia en la que cada átomo de silicio se une a cuatro átomos de oxígeno mediante un **enlace covalente** de forma que a temperatura ambiente se forme un sólido cristalino que se llama **red covalente**.

La respuesta correcta es la **a**.

5.128. ¿Cuál de los siguientes hidrocarburos alifáticos tendrá un punto de ebullición más bajo?

- a) Metano
- b) Etano
- c) Propano
- d) Las sustancias anteriores no son hidrocarburos alifáticos.

(O.Q.L. Baleares 2006)

Los **hidrocarburos alifáticos** son compuestos moleculares con enlace **covalente no polar**. Las fuerzas que existen entre las moléculas de hidrocarburo son fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como **fuerzas de dispersión de London**. La intensidad de las mismas aumenta con el volumen atómico y el peso molecular, factores que hacen que las sustancias sean más polarizables. Por este motivo, la **temperatura de ebullición más baja le corresponde al metano**.

La respuesta correcta es la **a**.

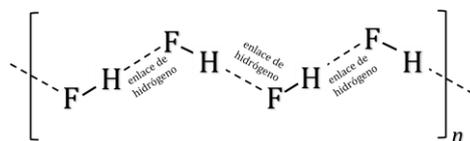
5.129. Para los siguientes compuestos, HF, HCl, HBr y HI ¿Qué respuesta tiene los compuestos ordenados por valores decrecientes de puntos de ebullición?

- a) $\text{HBr} > \text{HI} > \text{HCl} > \text{HF}$
- b) $\text{HI} > \text{HBr} > \text{HF} > \text{HCl}$
- c) $\text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl} > \text{HF}$
- d) $\text{HF} > \text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl}$
- e) $\text{HF} > \text{HCl} > \text{HBr} > \text{HI}$

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Galicia 2012) (O.Q.L. Madrid 2012) (O.Q.L. Galicia 2017) (O.Q.L. Preselección Valencia 2018) (O.Q.L. Valencia 2019)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas, y por el contrario, el menor punto de ebullición le corresponderá a la sustancia que presente las fuerzas intermoleculares más débiles.

Los **cuatro compuestos** tienen enlace **covalente polar** y presentan enlaces intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo** y **fuerzas de dispersión de London**. No obstante, el **HF** presenta, además, enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno** por lo que le corresponde la temperatura de ebullición más alta.



De los tres compuestos restantes, las **fuerzas de dispersión de London** son **más intensas** a medida que **crece el volumen** de la molécula.

Los compuestos propuestos ordenados por puntos de ebullición decrecientes son:



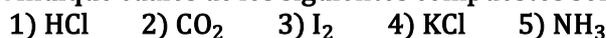
Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) de los compuestos propuestos son:



La respuesta correcta es la **d**.

(En Galicia 2012, Madrid 2012 y Valencia 2019 se pregunta cuál tiene punto de ebullición más bajo).

5.130. Indique cuáles de los siguientes compuestos son gases a temperatura ambiente y 1 atm de presión:



- a) 2 y 5
- b) 2, 3 y 5
- c) 1, 2 y 5
- d) 1, 2 y 4
- e) 1, 3 y 5

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Galicia 2017)

- 1) **HCl** es una sustancia que tiene enlace covalente polar que presenta enlace intermolecular del tipo dipolo-dipolo, aunque a temperatura ambiente sus moléculas están en **estado gaseoso**.
- 2) **CO₂** es una sustancia que tiene enlace covalente no polar y sus moléculas están en **estado gaseoso** a temperatura ambiente.
- 3) **KCl** es una sustancia que tiene enlace iónico y sus iones se mantienen unidos por intensas fuerzas colombianas que hacen que a temperatura ambiente forme una red iónica sólida.
- 4) **I₂** es una sustancia que tiene enlace covalente covalente no polar y enlace intermolecular por fuerzas de dispersión de London tan fuerte que a temperatura ambiente sus moléculas están en estado sólido.
- 5) **NH₃** es una sustancia que tiene enlace covalente polar, que presenta enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, aunque a temperatura ambiente sus moléculas están en **estado gaseoso**.

La respuesta correcta es la **c**.

5.131. Indique cuál de las siguientes especies es diamagnética:

- a) NO
- b) O₂
- c) O₂²⁺
- d) O₂⁻
- e) O₂²⁻
- f) CO

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Madrid 2018)

Una especie es diamagnética si no presenta electrones desapareados. Estas sustancias no interaccionan con un campo magnético.

a-b) Falso. En la distribución de electrones en los orbitales moleculares para las molécula de NO y O₂ se observa que presentan electrones desapareados por lo que se trata de especies paramagnéticas.

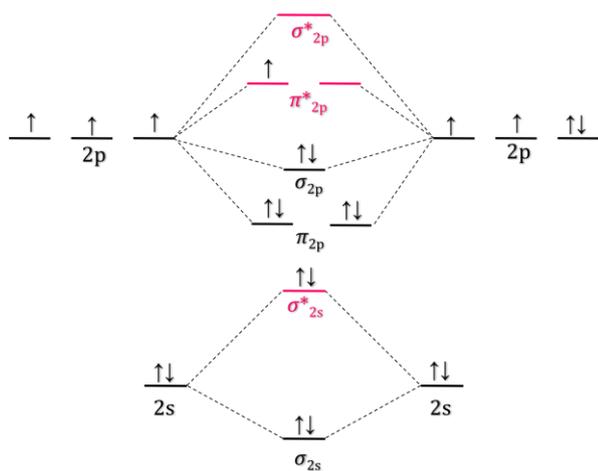


Diagrama de OM del NO

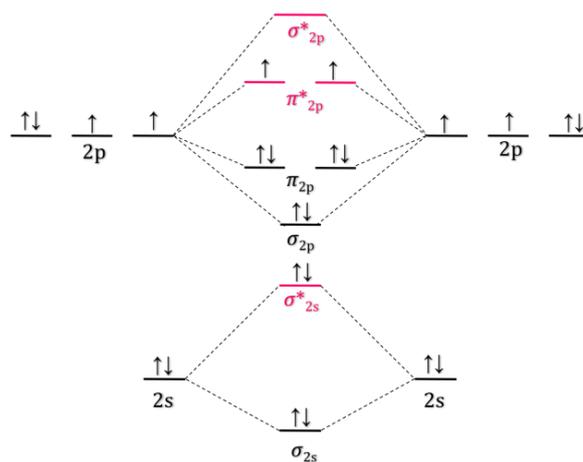


Diagrama de OM del O₂

c-d) Falso. En la distribución de electrones en los orbitales moleculares para las especies O₂⁺ y O₂⁻ se observa que presentan electrones desapareados por lo que se trata de especies paramagnéticas.

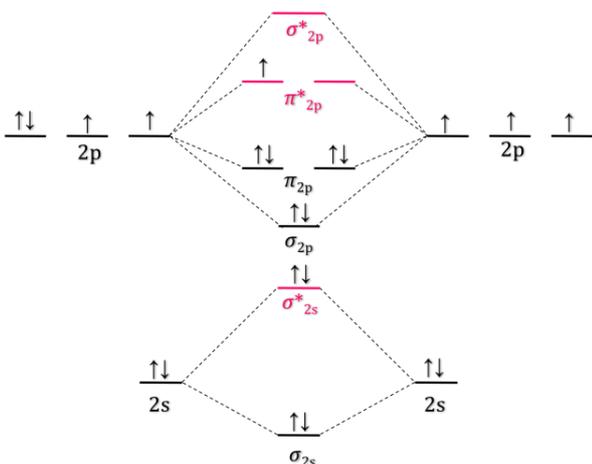


Diagrama de OM del O₂⁺

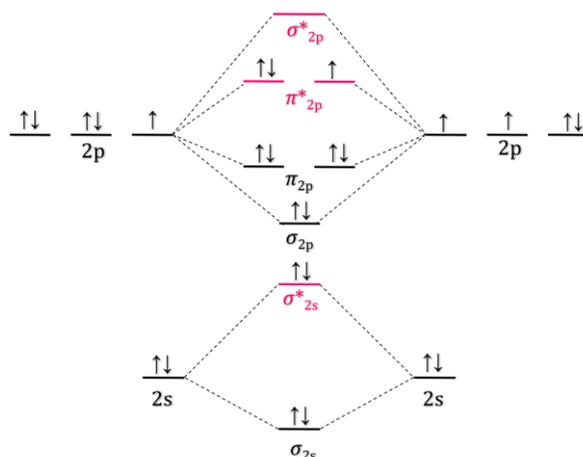


Diagrama de OM del O₂⁻

e-f) Verdadero. En la distribución de electrones en los orbitales moleculares para las especies O₂²⁻ y CO se observa que no presentan electrones desapareados por lo que se trata de especies diamagnéticas.

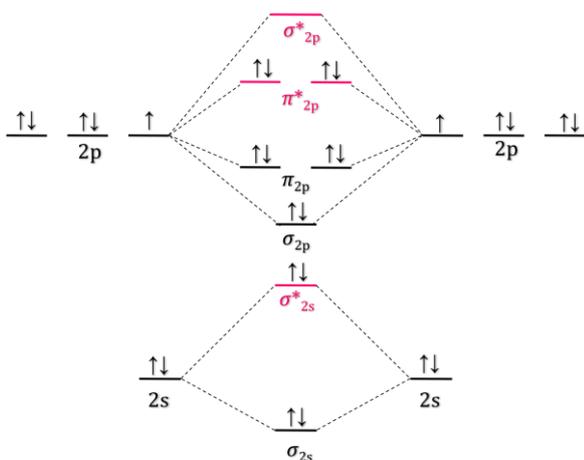


Diagrama de OM del O₂²⁻

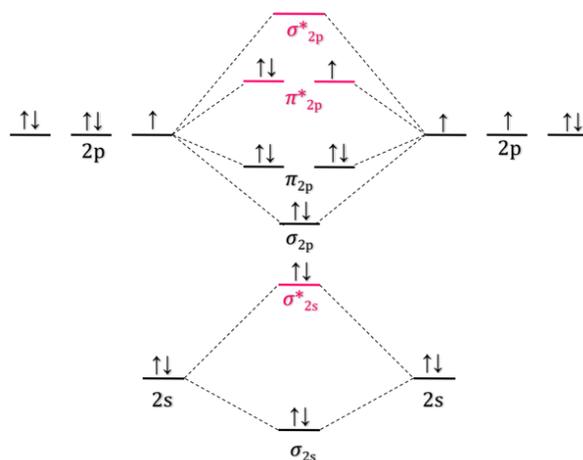


Diagrama de OM del CO

Las respuestas correctas son e y f.

(En Madrid 2018 se reemplazan O₂²⁻ y O₂²⁺ por CO).

5.132. Entre las siguientes proposiciones hay una falsa, indícala:

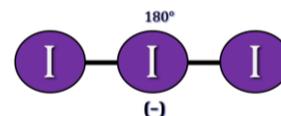
- a) La estructura del ion I_3^- es lineal.
- b) El SO_3 es una molécula coplanaria y sus 3 ángulos $O-S-O$ son iguales.
- c) El orden de enlace de la molécula Li_2 es +1.
- d) CN y NO son dos moléculas paramagnéticas.
- e) El momento dipolar del CS_2 es mayor que el del SO_2 .

(O.Q.N. Córdoba 2007)

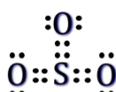
a) Verdadero. La estructura de Lewis del ion triyoduro es:



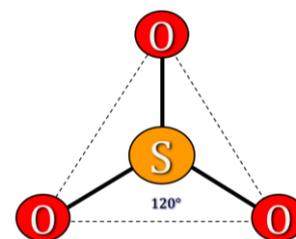
De acuerdo con la notación del modelo RPECV el I_3^- es un ion cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 5$ por lo que su disposición es de bipirámide trigonal y su geometría lineal ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



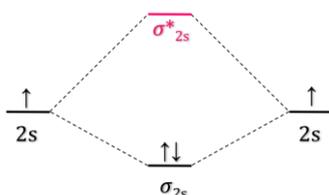
b) Verdadero. La estructura de Lewis con capa de valencia expandida de la molécula de trióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el SO_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría molecular es triangular plana.



c) Verdadero. El diagrama de orbitales moleculares de la molécula de Li_2 es:



El orden de enlace en una molécula se calcula mediante la expresión:

$$\text{orden de enlace} = \frac{1}{2} (\text{n}^\circ \text{ electrones OM de enlace} - \text{n}^\circ \text{ electrones OM de antienlace}) = \frac{1}{2} (2 - 0) = 1$$

d) Verdadero. Las estructuras de Lewis de las moléculas de monóxido de nitrógeno y cianuro de hidrógeno son:



Se trata de especies con número impar de electrones por lo que deben tener al menos uno de ellos desapareado.

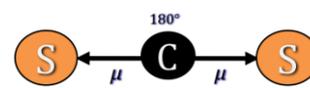
Una especie es paramagnética si presenta electrones desapareados lo que le hace interactuar débilmente con un campo magnético.

e) Falso. Las estructuras de Lewis de las moléculas de disulfuro de carbono y dióxido de azufre son:



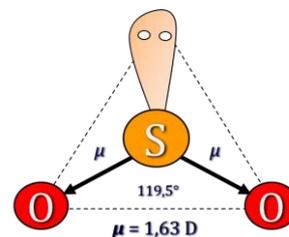
▪ De acuerdo con la notación del modelo RPECV el CS_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 2$ por lo que su disposición y geometría es lineal.

Como el azufre ($\chi = 2,58$) es más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



▪ De acuerdo con la notación del modelo RPECV el SO_2 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición es trigonal y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

Como el oxígeno ($\chi = 3,44$) es más electronegativo que el azufre ($\chi = 2,58$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 1,63 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.



La respuesta correcta es la e.

5.133. En el diagrama de la tabla periódica se indican algunos elementos cuyas letras no se corresponden con las de sus símbolos. Con respecto a estos elementos, indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

X	Y														J
														T	
Q				R											

- Q y J forman el compuesto de mayor carácter iónico.
- X y J forman el compuesto de mayor carácter iónico.
- R y T forman el compuesto de mayor carácter covalente.
- R y J forman el compuesto de mayor carácter covalente.

(O.Q.L. Murcia 2007)

De acuerdo con la situación en la tabla periódica:

- Los elementos X y Q pertenecen al grupo 1: X es Li (litio) y Q es K (potasio).
- El elemento Y pertenece al grupo 2: Y es Be (berilio).
- El elemento R pertenece al grupo 5: R es V (vanadio).
- El elemento T pertenece al grupo 16: T es S (azufre).
- El elemento J pertenece al grupo 17: J es F (flúor).

La electronegatividad dentro de un periodo aumenta conforme aumenta la carga nuclear Z del elemento, y dentro de un grupo, aumenta conforme disminuye el número de capas electrónicas n del elemento.

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
QJ (KF)	$3,98 - 0,82 = 3,16$	iónico
XJ (LiF)	$3,98 - 0,98 = 3,00$	iónico
RT (V_2S_5)	$2,58 - 1,63 = 0,95$	covalente
RJ (VF_5)	$3,98 - 1,63 = 2,41$	iónico

El carácter iónico parcial de un enlace depende de la diferencia de electronegatividad existente entre los elementos que se enlazan. Conforme esta diferencia se hace mayor aumenta el carácter iónico del compuesto. El **mayor porcentaje de carácter iónico** le corresponde al QJ (KF).

La respuesta correcta es la a.

5.134. ¿Cuál de las siguientes sustancias conducirá la corriente eléctrica tanto en estado sólido como líquido?

- Sodio
- Fluoruro de litio
- Sulfuro de amonio
- Dióxido de silicio

(O.Q.L. Murcia 2007)

- En los **sólidos metálicos** como Na, los átomos de sodio se encuentran unidos mediante fuertes enlaces de forma que se constituye red formada por cationes metálicos rodeados de un mar de electrones, lo que **permiten el paso de la corriente eléctrica**. Cuando se funde esa red, los cationes mantienen la tendencia a seguir rodeados por los electrones. En esta estructura existe un mar de electrones deslocalizados que **permiten el paso de la corriente eléctrica** a través de la misma.
- Los sólidos iónicos como LiF, no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.
- Los sólidos moleculares como $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ y los sólidos covalentes reticulares como SiO_2 , no conducen la corriente eléctrica en ningún tipo de estado de agregación.

La respuesta correcta es la a.

5.135. Dos átomos X e Y tienen las configuraciones electrónicas:



el compuesto más probable a formar entre ellos será:

- Iónico, con fórmula X_2Y .
- Iónico, con fórmula XY_2 .
- Covalente, con fórmula XY_4 .
- Covalente, con fórmula X_2Y_5 .

(O.Q.L. Murcia 2007)

- El **átomo X** tiene una configuración electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$ por lo que se trata de un elemento del grupo 14. El valor de $n = 3$ indica que es el **silicio**.
- El **átomo Y** tiene una configuración electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ por lo que se trata de un elemento del grupo 17. El valor de $n = 3$ indica que es el **cloro**.

Ambos elementos tienen 4 y 7 electrones de valencia, respectivamente, por lo que ninguno de ellos tiene tendencia a ceder electrones. Por este motivo el compuesto formado por ambos tiene carácter **covalente**.

Para cumplir con la condición de electroneutralidad se combina un átomo de X (silicio) con cuatro átomos de Y (cloro) por lo que la fórmula más probable del compuesto formado por ambos es XY_4 (SiCl_4).

La respuesta correcta es la c.

5.136. Las partículas constituyentes y las fuerzas de enlace que las unen definen las características y el tipo de sustancia que es posible encontrar a nuestro alrededor. Así:

- Las fuerzas de van der Waals dan lugar a sustancias de bajo punto de fusión.
- Las sustancias constituidas por iones son blandas.
- Las sustancias llamadas metálicas están formadas por moléculas.
- Las sustancias llamadas moleculares conducen muy bien la electricidad.

(O.Q.L. Murcia 2007) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

- Verdadero**. Las fuerzas de van der Waals son enlaces intermoleculares débiles, por tanto, las sustancias que los poseen necesitan poca energía para que sus moléculas puedan romper estos enlaces y escapar a otra fase, es por ello, que los puntos de fusión deben ser bajos.

- b) Falso. Si están constituidos por iones de diferente carga forman redes cristalinas iónicas que son duras ya que los enlaces entre estos son fuertes.
- c) Falso. En los metales los átomos se encuentran unidos mediante fuertes enlaces de forma que se constituye red cristalina formada por cationes metálicos rodeados de un mar de electrones.
- d) Falso. Los sólidos moleculares no conducen la corriente eléctrica ya que no presentan en su estructura electrones deslocalizados que se puedan mover la misma.

La respuesta correcta es la a.

5.137. El agua se evapora más rápidamente a 90 °C que a 45 °C, debido a que:

- a) A temperatura elevada las moléculas están más separadas entre sí.
- b) A temperatura elevada las moléculas poseen mayor energía potencial.
- c) Al aumentar la temperatura disminuye la intensidad de las fuerzas atractivas intermoleculares.
- d) El proceso $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ es exotérmico.

(O.Q.L. Murcia 2007)

a-b) Falso. Si el agua permanece en estado líquido las moléculas aumentan su velocidad y su energía cinética al hacerlo la temperatura.

c) **Verdadero.** Las fuerzas atractivas intermoleculares de orientación, que se dan entre dipolos permanentes, como es el caso del agua, son inversamente proporcionales a la temperatura. En una primera aproximación, la energía potencial de atracción entre dos moléculas del tipo dipolo-dipolo es:

$$E = -\frac{2\mu_1\mu_2}{3r^6kT}$$

donde μ_1 y μ_2 son los momentos dipolares de las moléculas que interactúan, que, en este caso, son iguales y r es la distancia entre moléculas.

d) Falso. El proceso de vaporización del agua es endotérmico, ya que se deben romper las fuerzas intermoleculares de enlaces de hidrógeno que mantienen unidas a las moléculas.

La respuesta correcta es la c.

5.138. Dadas las especies químicas siguientes, indique cuál conduce la corriente eléctrica en esas condiciones:

- a) Cloruro de sodio añadido en un recipiente que contiene benceno.
- b) Dióxido de silicio sólido.
- c) Bromuro de potasio añadido en un recipiente que contiene agua.
- d) Cera sólida añadida en un recipiente que contiene agua destilada.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

a) Falso. El NaCl es un compuesto iónico que forma una red cristalina sólida a temperatura ambiente. No es posible disolverlo en benceno, disolvente no polar. Al no romperse la red los iones no quedan libres y la corriente eléctrica no puede atravesar dicha mezcla heterogénea.

b) Falso. El SiO_2 es un compuesto covalente que forma una red cristalina sólida a temperatura ambiente. Esta estructura no presenta electrones deslocalizados por lo que la corriente eléctrica no puede atravesarla.

c) **Verdadero.** El KBr es un compuesto iónico que forma una red cristalina sólida a temperatura ambiente. Cuando se rompe la red al disolver en agua esta sustancia los iones quedan libres lo que **permite el paso de los electrones** a través de ellos.

d) Falso. Las ceras son, generalmente, hidrocarburos saturados de elevado peso molecular. Los hidrocarburos presentan enlace covalente no polar y no se disuelven en agua. La corriente eléctrica no puede atravesar dicha mezcla heterogénea.

La respuesta correcta es la c.

5.139. En uno de los compuestos que se proponen, el comportamiento como compuesto iónico es más acusado que en el resto. Indique cuál de ellos es:

- a) CCl_4
- b) SbCl_3
- c) CaCl_2
- d) SnCl_4

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
CCl_4	$3,16 - 2,55 = 0,61$	covalente
SbCl_3	$3,16 - 2,05 = 1,11$	covalente
CaCl_2	$3,16 - 1,00 = 2,16$	iónico
SnCl_4	$3,16 - 1,96 = 1,20$	covalente

La respuesta correcta es la c.

5.140. Cuando aumenta la temperatura de un sólido:

- a) Disminuye el volumen.
- b) Aumenta la densidad.
- c) Disminuye la densidad.
- d) Aumenta la masa.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

Cuando se **aumenta la temperatura** de un sólido, este se dilata y **aumenta su volumen**, por tanto, **disminuye la densidad**.

La respuesta correcta es la c.

5.141. Indique la proposición cierta:

- a) Al aumentar la temperatura aumenta la conductividad de un metal.
- b) Los metales son sólidos cuyos átomos se unen por enlace covalente aportando cada átomo un electrón.
- c) Si las moléculas de CCl_4 se unen en el estado sólido lo hacen por fuerzas de van der Waals.
- d) Los sólidos iónicos conducen la corriente eléctrica al tener los iones en posiciones fijas.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

a) Falso. Un conductor metálico es aquella sustancia cuya conductividad eléctrica disminuye al aumentar la temperatura.

b) Falso. Los metales forman una estructura reticular en la que los nudos de la red están ocupados por cationes rodeados de un "mar de electrones". Las fuerzas coulombianas existentes entre los cationes y los electrones son las que mantienen unidas a todas las partículas que forman a red.

c) **Verdadero.** CCl_4 es una sustancia que tienen enlace **covalente no polar** y forma moléculas gaseosas a temperatura ambiente. Presenta fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como **fuerzas de dispersión de London** que hacen que en las condiciones adecuadas forme un **sólido molecular**.

d) Falso. Los compuestos iónicos forman redes cristalinas y a temperatura ambiente son sólidos. Esto determina que no conduzcan la corriente eléctrica porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces iónicos. Una vez rota la red al aumentar la temperatura, los iones quedan libres y permiten el paso de los electrones a través de ellos, luego en estado líquido sí conducen la corriente eléctrica.

La respuesta correcta es la c.

5.142. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

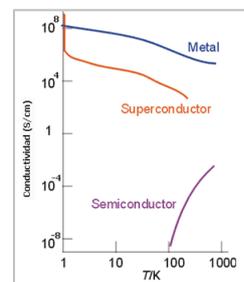
- Los cristales iónicos son conductores eléctricos.
- La conductividad de los metales aumenta con la temperatura.
- Los electrones de valencia de los metales están deslocalizados.
- Los orbitales híbridos son orbitales moleculares.
- Todas las moléculas del tipo AB_3 presentan geometría plano triangular.

(O.Q.L. Sevilla 2007)

a) Falso. Los sólidos iónicos no conducen la corriente eléctrica. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones lo que permite el paso de electrones.

b) Falso. La conductividad eléctrica es característica de los sólidos metálicos y de los semiconductores. Para distinguir entre un metal y un semiconductor se utiliza el consiguiente criterio basado en la dependencia de la conductividad eléctrica con la temperatura:

- Un conductor metálico es aquella sustancia cuya conductividad eléctrica disminuye al aumentar la temperatura.
- Un semiconductor es aquella sustancia cuya conductividad eléctrica aumenta al hacerle la temperatura.



c) Verdadero. Los electrones de valencia de los metales se encuentran deslocalizados dentro de la banda de valencia lo que explica la conductividad eléctrica que estos presentan.

d) Falso. Los orbitales híbridos no son orbitales moleculares, son orbitales atómicos.

e) Falso. Solo las moléculas del tipo AB_3 que tienen pares de electrones solitarios sobre el átomo central presentan geometría triangular plana.

La respuesta correcta es la c.

5.143. Las siguientes reacciones están implicadas en el ciclo de Born-Haber para el NaCl. ¿Cuál o cuáles serán exotérmicas?

- $Na(s) \rightarrow Na(g)$
- $Cl_2(g) \rightarrow 2 Cl(g)$
- $Cl(g) + e^- \rightarrow Cl^-(g)$
- $Na(g) \rightarrow Na^+(g) + e^-$
- $Na^+(g) + Cl^-(g) \rightarrow NaCl(s)$

- 3
- 3 y 5
- 2 y 3
- 1 y 2

(O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014)

▪ La etapa 1 corresponde a la sublimación del sodio, un proceso endotérmico, ya que se debe absorber energía para romper los enlaces que mantienen unidos a los átomos de sodio en la red metálica.

▪ La etapa 2 corresponde a la disociación de la molécula de cloro, un proceso endotérmico, ya que se debe absorber energía para romper el enlace que mantiene unidos a los átomos de cloro.

▪ La etapa 3 corresponde a la afinidad electrónica del cloro, un proceso exotérmico, ya que se desprende energía cuando el átomo de cloro capta un electrón.

▪ La etapa 4 corresponde a la ionización del sodio, un proceso endotérmico, ya que se debe absorber energía para arrancar el electrón más externo del átomo.

▪ La etapa 5 corresponde a la formación de la red de cloruro de sodio y la energía asociada a la misma es la energía reticular, que es la energía que se desprende cuando se forma un mol de sustancia cristalina.

iónica a partir de los correspondientes iones en estado gaseoso, por tanto, se trata de un **proceso exotérmico**.

La respuesta correcta es la **b**.

5.144. Para los siguientes óxidos que tienen la misma estequiometría: CO₂, SO₂ y SiO₂, señale la proposición correcta:

- Los tres óxidos tienen propiedades básicas.
- Los tres óxidos forman sólidos moleculares.
- El SiO₂ forma un sólido de red covalente.
- La molécula de SO₂ tiene forma lineal.

(O.Q.L. Madrid 2007)

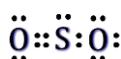
a) Falso. Los óxidos con esa estequiometría tienen propiedades ácidas.

b) Falso. CO₂ es una sustancia que tienen enlace covalente no polar y forma moléculas gaseosas a temperatura ambiente. Presenta fuerzas intermoleculares de dispersión de London que hacen que en las condiciones adecuadas forme un sólido molecular.

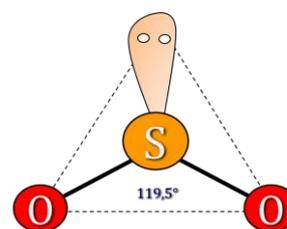
▪ SO₂ es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que presenta momento dipolar permanente por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo. Además, también presenta fuerzas intermoleculares de dispersión de London. Ambos tipos de fuerzas hacen que en las condiciones adecuadas forme un sólido molecular.

c) **Verdadero.** SiO₂ es una sustancia en la que cada átomo de silicio se une mediante un fuerte **enlace covalente** a cuatro átomos de oxígeno lo que hace que a temperatura ambiente forme un **sólido de red covalente**.

d) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de azufre es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el SO₂ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₂E a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición es triangular y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



La respuesta correcta es la **c**.

5.145. ¿Cuál es la fuerza intermolecular predominante en el BF₃?

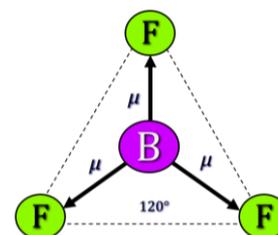
- Enlace de hidrógeno
- Iónica
- Dipolo-dipolo
- Dispersión de London

(O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Galicia 2015)

La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el BF₃ es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₃ a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición y geometría es triangular.



Como el flúor ($\chi = 3,98$) es más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) los enlaces son polares y con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es no polar.

Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en una sustancia que no presenta momento dipolar permanente son las fuerzas de **dispersión de London**.

La respuesta correcta es la **d**.

5.146. Indique el orden creciente correcto de los puntos de ebullición de las siguientes sustancias:

- | | | | | |
|---|--------------------------------------|--|--|-----------------------------------|
| a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ | $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$ | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ | CH_3COOH |
| b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ | $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$ | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ | CH_3COOH |
| c) CH_3COOH | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ | $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$ | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ |
| d) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ | $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$ | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ | CH_3COOH |

(O.Q.L. Madrid 2007)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más grande en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, más pequeño en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

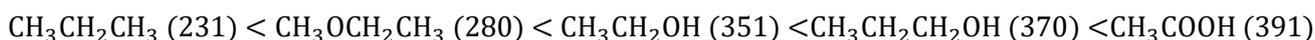
- Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares. De las sustancias propuestas, este enlace se da en el propano, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$.
- Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno. De las sustancias propuestas, este enlace se da en el etilmetiléter, $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$.
- El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el ácido acético, CH_3COOH , y en los alcoholes, etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, y 1-propanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$. El que los puntos de ebullición de los ácidos sean más altos que los de los alcoholes se debe a que los ácidos forman un dímero estable.

Además, el **punto de ebullición aumenta** con el peso molecular de la sustancia, ya que también contribuyen las fuerzas de dispersión de London y estas aumentan **al aumentar la longitud de la cadena**.

De acuerdo con lo expuesto, los compuestos propuestos ordenados por puntos de ebullición creciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

5.147. Los compuestos iónicos:

- a) Son muy volátiles a temperatura ambiente.
- b) Son buenos conductores de la corriente eléctrica a temperatura ambiente.
- c) Tienen un punto de fusión elevado.
- d) Son poco solubles en disolventes polares puros.

(O.Q.L. Baleares 2007)

a) Falso. Las elevadas energías reticulares de los compuestos iónicos determinan que resulte muy difícil romper las redes cristalinas por lo que estos tienen elevadas temperaturas de fusión y son sólidos a temperatura ambiente.

b) Falso. Los compuestos iónicos no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.

c) **Verdadero**. Las **elevadas energías reticulares de los compuestos iónicos** determinan que resulte muy difícil romper las redes cristalinas, por lo que estos tienen **elevadas temperaturas de fusión**.

d) Falso. Los compuestos iónicos son muy solubles en disolventes muy polares como el agua. Esto se debe a que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb (1785) que mantienen unidos a los iones que forman la red cristalina se hacen mucho más pequeñas en agua debido a que la constante dieléctrica del agua tiene un valor elevado ($\epsilon = 80 \epsilon_0$).

La respuesta correcta es la c.

5.148. Los sólidos iónicos se caracterizan por:

- Que sus disoluciones acuosas contienen moléculas.
- Tener bajos puntos de fusión.
- Ser buenos conductores de la corriente eléctrica tanto en estado sólido como fundido.
- Ser duros, quebradizos y solubles en agua.

(O.Q.L. Baleares 2007)

Las características principales de los **sólidos iónicos** son:

- En **disolución acuosa se disocian fácilmente en iones** debido a que que las intensas fuerzas de atracción existentes entre estos se vuelven muy débiles por la presencia del agua debido a que su constante dieléctrica tiene un valor elevado ($\epsilon = 80 \epsilon_0$).
- Presentan **elevados puntos de fusión y de ebullición** debido a las intensas fuerzas de atracción existentes entre los iones.
- Elevada dureza** debido a la gran cantidad de enlaces que hay que romper para rayar los cristales, esta dureza aumenta con la energía reticular.
- Son **frágiles**, es decir, se rompen fácilmente cuando se pretende deformarlos. La razón estriba en que aparecen fuerzas repulsivas al enfrentarse iones del mismo signo en las pequeñas dislocaciones.
- Son **rígidos**, ofrecen poca dilatación debido a la intensidad de las fuerzas atractivas.
- Son **no conductores de la corriente eléctrica**, ya que, los electrones se encuentran fuertemente sujetos por los iones y estos se encuentran fijos en puntos de la red.

La respuesta correcta es la d.

5.149. Ordene los siguientes sólidos iónicos según su energía reticular suponiendo que tienen el mismo valor de la constante de Madelung: 1) KBr, 2) CaO, 3) CsBr, 4) CaCl₂.

- $1 < 3 < 4 < 2$
- $3 < 1 < 4 < 2$
- $3 < 1 < 2 < 4$
- $1 < 3 < 2 < 4$
- $4 < 1 < 3 < 2$

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Valencia 2008) (O.Q.N. Valencia 2011)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

- Respecto a los radios iónicos, son más grandes en CsBr y KBr ya que incluye elementos del sexto y quinto periodo (CsBr) y cuarto y quinto periodo (KBr). A continuación, CaCl₂ con elementos del cuarto y tercer periodo y, finalmente, menores en el CaO con elementos del cuarto periodo y segundo periodo.
- Respecto a las cargas, son, en el KBr y CsBr (+1 y -1), en el CaCl₂ (+2 y -1) y en el CaO (+2 y -2).

Teniendo en cuenta lo expuesto, las sustancias propuestas ordenadas por energía reticular creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de U (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **b**.

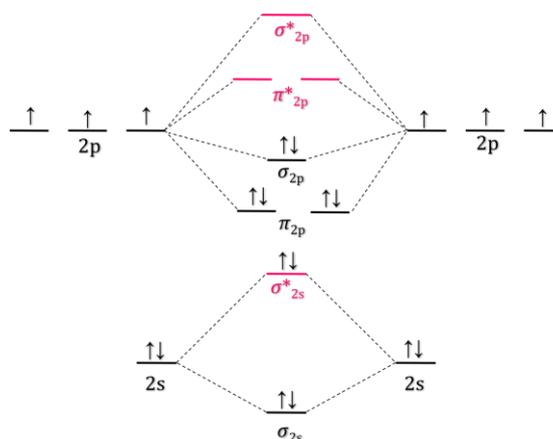
5.150. ¿Cuál es el orden de enlace de la molécula de N_2 ?

- a) 2
- b) 3
- c) 2,5
- d) 6

(O.Q.L. Murcia 2008)

A la vista del diagrama de niveles energía de los orbitales moleculares de una molécula se define el orden de enlace de la misma como:

$$\text{orden de enlace} = \frac{1}{2} (\text{n}^\circ \text{ electrones OM de enlace} - \text{n}^\circ \text{ electrones OM de antienlace}) = \frac{1}{2} (8 - 2) = 3$$



La respuesta correcta es la **b**.

5.151. ¿Qué es el acero común?

- a) Una aleación de hierro con carbono.
- b) Una aleación de hierro con otros metales.
- c) Una aleación de hierro con cobre.
- d) Hierro tratado para hacerlo más dúctil.
- e) Una aleación de Fe y Si.
- f) Una aleación de Fe y Al.

(O.Q.L. Murcia 2008) (O.Q.L. Murcia 2017)

El **acero es una aleación de hierro** con pequeñas cantidades de carbono (hasta el 1,5 %). Si se añaden a la aleación elementos como Cr, Ni, Mn, V, Mo y W, se pueden conseguir aceros con propiedades especiales.

La respuesta correcta es la **a**.

5.152. Una curiosa propiedad del platino es que:

- a) Se disuelve en agua fría, pero no en agua caliente.
- b) En contacto con el agua brilla de forma especial (relámpago de platino).
- c) En contacto con el agua la descompone, liberando hidrógeno.
- d) Puede retener hidrógeno en grandes cantidades.

(O.Q.L. Murcia 2008)

Los metales del grupo del platino (Ni, Pd y Pt) no son solubles en agua fría ni en agua caliente, ni descomponen al agua con desprendimiento de hidrógeno. Sin embargo, tienen la propiedad de ocluir o adsorber

hidrógeno. Lo hacen tanto cuando están en forma compacta, finamente dividido (esponja) o disolución coloidal.

La respuesta correcta es la **d**.

5.153. De las siguientes proposiciones referidas a los sólidos, ¿cuál es cierta?

- a) Los sólidos moleculares nunca son solubles en agua.
- b) La dureza de los sólidos metálicos es siempre elevada.
- c) El carburo de silicio y el cromo son solubles en disolventes polares.
- d) El KCl tiene menor energía reticular que el CaO.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

- a) Falso. Los sólidos moleculares están formados por átomos unidos mediante enlaces covalentes y suelen ser poco o nada polares, por tanto, no son solubles en disolventes polares como el agua.
- b) Falso. Los metales alcalinos y alcalinotérreos son blandos.
- c) Falso. El SiC es un sólido covalente y el Cr un sólido metálico. Ambos tipos de sólidos no son solubles en disolventes polares.
- d) **Verdadero**. La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

La mayor energía de red le corresponde al CaO que tiene cargas mayores que el KCl, y la distancia interiónica es menor también en esta sustancia que está integrada por elementos del cuarto y segundo periodo, mientras que para el KCl pertenecen al tercero y cuarto.

Consultando la bibliografía los valores de las energías reticulares (kJ mol⁻¹) son:

$$\text{CaO } (-3.414) > \text{KCl } (-701)$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.154. Si una sustancia está constituida por moléculas independientes de baja masa molecular, tiene:

- a) Un punto de ebullición alto.
- b) Un punto de fusión bajo.
- c) Elevada conductividad eléctrica.
- d) Elevada densidad.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Las sustancias moleculares mantienen sus partículas unidas mediante fuerzas intermoleculares de van der Waals. Estos enlaces son bastante débiles por lo que las moléculas necesitan poco energía para romperlos y escapar de la estructura, por tanto, tienen temperaturas de fusión bajas.

La respuesta correcta es la **b**.

5.155. De las siguientes afirmaciones, en términos generales, una es falsa:

- a) Los puntos de fusión de las sustancias inorgánicas son superiores a los de las orgánicas.
- b) Las sustancias inorgánicas son más volátiles que las orgánicas.
- c) Es más fácil encontrar sustancias con enlace iónico en la química inorgánica que en la orgánica.
- d) Las sustancias inorgánicas se disuelven mejor en agua que las orgánicas.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

- a) Verdadero. Las sustancias orgánicas suelen ser compuestos moleculares con enlace predominantemente covalente. Además, tienen enlaces intermoleculares de van der Waals que son fuerzas bastante débiles que provoca que las temperaturas de fusión sean bajas.
- b) **Falso**. Las **sustancias inorgánicas** suelen ser, generalmente, compuestos iónicos que forman redes cristalinas sólidas a temperatura de ambiente. Los enlaces que mantienen unidas a las partículas en la red son fuertes, esto hace que las temperaturas de ebullición sean elevadas y, por lo tanto, **poco volátiles**.
- c) Verdadero. Según se ha comentado en las propuestas anteriores.
- d) Verdadero. Las sustancias inorgánicas suelen ser, generalmente, compuestos iónicos que tienen elevada polaridad y se disuelven bien en disolventes polares como el agua.

La respuesta correcta es la **b**.

5.156. Indique cuál sería el compuesto en el que estaría más acusado el enlace iónico:

- a) LiCl
b) CaBr₂
c) TiCl₄
d) AsCl₃

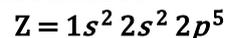
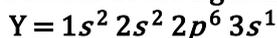
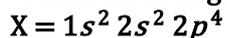
(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
LiCl	$3,16 - 0,98 = 2,18$	iónico
CaBr ₂	$2,96 - 1,00 = 1,96$	covalente-iónico
TiCl ₄	$3,16 - 1,54 = 1,62$	covalente
AsCl ₃	$3,16 - 2,18 = 0,98$	covalente

La respuesta correcta es la **a**.

5.157. Dadas las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos neutros:



se puede afirmar:

- a) Todos los elementos son muy electronegativos.
b) X forma con Y un compuesto iónico de fórmula YX.
c) Dos átomos de X se unirán entre sí por un enlace covalente doble.
d) X forma con Z un compuesto predominantemente covalente de fórmula XZ.

(O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Murcia 2010) (O.Q.L. País Vasco 2012)

- El **átomo X** tiene una configuración electrónica abreviada [He] $2s^2 2p^4$ por lo que se trata de un elemento del grupo 16. El valor de $n = 2$ indica que se trata del **oxígeno**.
 - El **átomo Y** tiene una configuración electrónica abreviada [Ne] $3s^1$ por lo que se trata de un elemento del grupo 1. El valor de $n = 3$ indica que se trata del **sodio**.
 - El **átomo Z** tiene una configuración electrónica abreviada [He] $2s^2 2p^5$ por lo que se trata de un elemento del grupo 17. El valor de $n = 2$ indica que se trata del **flúor**.
- a) Falso. El **elemento Y** (sodio) es **muy poco electronegativo**, tiene un único electrón en su capa más externa y tiene una marcada tendencia a cederlo.
- b) Falso. Los elementos X (oxígeno) e Y (sodio) tienen electronegatividades muy distintas, por ello el compuesto formado entre ambos tendrá un marcado carácter **iónico**. La fórmula de dicho compuesto no será XY ya que el oxígeno necesita dos electrones para completar su octeto cuando el sodio solo puede ceder uno. Por tanto, la fórmula del compuesto formado por ambos debe ser **Y₂X** (Na₂O).

c) **Verdadero**. Dos átomos del elemento X (oxígeno) comparten dos electrones cada uno y forman una molécula de X_2 (O_2) que presenta un enlace doble. Al tratarse de átomos del mismo elemento, los electrones de enlace son compartidos y el enlace entre átomos es **covalente**.

d) Falso. Los elementos X (oxígeno) e Z (flúor) tienen electronegatividades muy parecidas, por ello el compuesto formado entre ambos tendrá un marcado carácter **covalente**.

La fórmula de dicho compuesto no será XZ ya que el oxígeno necesita dos electrones para completar su octeto mientras que el flúor solo necesita uno. Por tanto, la fórmula del compuesto formado por ambos debe ser XZ_2 (OF_2).

La respuesta correcta es la **c**.

5.158. Señale qué compuesto de los propuestos presenta mayor comportamiento iónico:

- a) AlF_3
- b) CF_4
- c) NO
- d) RbF

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
AlF_3	$3,98 - 1,61 = 2,37$	iónico
CF_4	$3,98 - 2,55 = 1,43$	covalente
NO	$3,44 - 3,04 = 0,40$	covalente
RbF	$3,98 - 0,79 = 3,19$	iónico

Dos los compuestos con enlace iónico el que presenta mayor diferencia de electronegatividad, **RbF**, es el que tiene **mayor porcentaje de carácter iónico**.

La respuesta correcta es la **d**.

5.159. ¿Cuál de los siguientes compuestos tiene enlace iónico?

- a) PCl_5
- b) NH_3
- c) SF_4
- d) Na_2O

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
PCl_5	$3,16 - 2,19 = 0,97$	covalente
NH_3	$3,04 - 2,20 = 0,84$	covalente
SF_4	$3,98 - 2,55 = 1,43$	covalente
Na_2O	$3,44 - 0,93 = 2,51$	iónico

La respuesta correcta es la **d**.

5.160. ¿Cuál de los siguientes compuestos iónicos tiene mayor energía de red?

- a) NaCl
- b) MgO
- c) KF
- d) $MgCl_2$

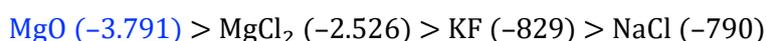
(O.Q.L. Madrid 2008)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

La **máxima energía de red** le corresponde al **MgO** ya que tiene las cargas más elevadas (+2 y -2) y, además, la distancia interiónica es la menor de todas ya que está formado por elementos pequeños del tercer y segundo periodo.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de U (kJ mol⁻¹) son:



La respuesta correcta es la **b**.

5.161. ¿Cuál de los siguientes compuestos forma cristales moleculares en estado sólido?

- CaO
- Cl₂
- SiO₂
- BN

(O.Q.L. Madrid 2008)

- El CaO tiene enlace predominantemente iónico por lo que forma una red iónica.
- SiO₂ y BN tienen enlace predominantemente covalente por lo que forman redes covalentes.
- El Cl₂ es una sustancia con enlace predominantemente covalente que, en las condiciones de temperatura y presión adecuadas, puede formar un **cristal molecular**.

La respuesta correcta es la **b**.

5.162. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene el punto de ebullición más bajo?

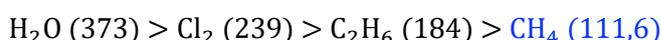
- H₂O
- C₂H₆
- Cl₂
- CH₄

(O.Q.L. Madrid 2008) (O.Q.L. Galicia 2013)

Como todas las sustancias propuestas tienen enlace covalente y forman compuestos moleculares, presentará menor temperatura de ebullición aquella que presente tenga las intermoleculares más débiles.

- H₂O es una molécula polar que presenta un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, su temperatura de ebullición es más alta de lo que debería ser.
- C₂H₆, Cl₂ y CH₄ son moléculas no polares. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son **fuerzas de dispersión de London**, que son más intensas en las sustancias con mayor volumen atómico que son más polarizables. Por este motivo, **la menor temperatura de ebullición le corresponde al CH₄**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) de las sustancias propuestas son:



La respuesta correcta es la **d**.

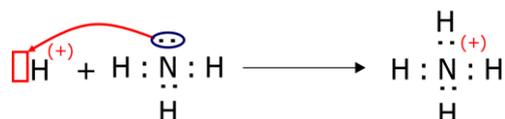
5.163. ¿Cuántos enlaces covalentes dativos hay en el ion NH_4^+ ?

- a) 2
b) 3
c) 4
d) 1

(O.Q.L. La Rioja 2008)

El ion amonio, NH_4^+ , se forma cuando se unen por medio de un enlace covalente dativo el NH_3 y el ion H^+ .

El NH_3 (base de Lewis) posee un par de electrones solitario que el H^+ (ácido de Lewis) puede aceptar para compartir:



La respuesta correcta es la d.

5.164. Para las sustancias indicadas a continuación:

HCl(g) ; $\text{Br}_2(\text{l})$; KCl(s) ; $\text{H}_2\text{O(l)}$; $\text{CH}_4(\text{g})$ y $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2(\text{g})$

cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas:

1. Las moléculas HCl(g) y $\text{H}_2\text{O(l)}$ son polares.
2. En los cristales de KCl(s) hay iones.
3. Las moléculas $\text{Br}_2(\text{l})$ y $\text{CH}_4(\text{g})$ son polares.
4. Existe más de una sustancia de fórmula $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2$.

- a) 1, 2 y 4
b) 2 y 4
c) 1 y 2
d) 1 y 3

(O.Q.L. Baleares 2008)

1) Verdadero.

La estructura de Lewis de la molécula de cloruro de hidrógeno es:

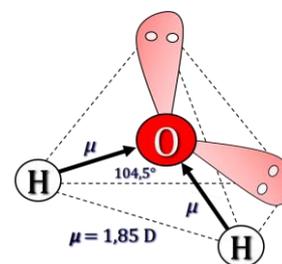


De acuerdo con la notación del modelo RPECV el HCl es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AXE_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría es lineal ya que solo hay dos átomos. Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) tanto el enlace como la molécula es polar.

La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



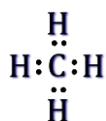
De acuerdo con la notación del modelo RPECV el H_2O es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.



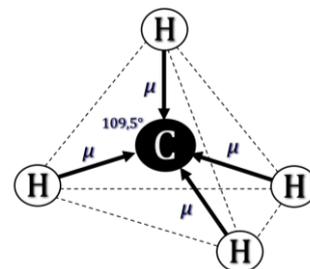
Al ser el oxígeno ($\chi = 3,44$) más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen dos dipolos dirigidos hacia oxígeno, $\text{H} \rightarrow \text{O}$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es angular la resultante de ambos vectores no es nula ($\mu = 1,85 \text{ D}$) y la molécula es polar.

2. Verdadero. El KCl es una sustancia que tiene enlace iónico y forma una red cristalina sólida a temperatura ambiente. Esta estructura está formada por iones.

3. Falso. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:



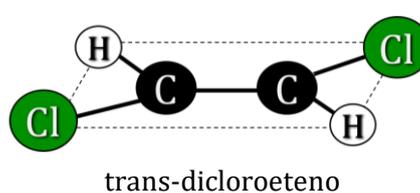
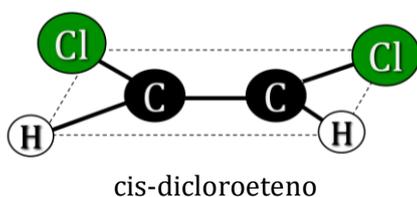
Según el modelo RPECV el CH_4 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Al ser el carbono ($\chi = 2,55$) más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen cuatro dipolos dirigidos hacia carbono, $\text{H} \rightarrow \text{C}$. Como los cuatro vectores momento dipolar son iguales y la geometría es tetraédrica la resultante de los vectores es nula y la molécula es no polar.

La molécula de Br_2 no es polar ya que está integrada por dos átomos idénticos.

4. **Verdadero.** El $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2$ es una sustancia orgánica que presenta isomería geométrica. Las estructuras de los **dos isómeros** posibles son:



La respuesta correcta es la **a**.

5.165. A temperatura ambiente el cloro es un gas, el bromo un líquido y el yodo un sólido, aunque todas son sustancias covalentes moleculares. ¿A qué se debe estas diferencias?

- Todos son líquidos a temperatura ambiente.
- Por el aumento de las fuerzas intermoleculares entre dipolos instantáneos.
- Por el aumento de la polaridad de las moléculas.
- Todos son gases a temperatura ambiente.

(O.Q.L. Baleares 2008)

Los elementos propuestos son halógenos (F, Br, I) y forman moléculas diatómicas (F_2 , Br_2 , I_2). Entre estas existen **fuerzas intermoleculares de dispersión de London**, que son **más intensas conforme aumenta el tamaño de la molécula**, en este caso el **yodo (I_2)**, lo que hace que se encuentre en estado **sólido** a temperatura ambiente.

La respuesta correcta es la **b**.

5.166. Indique cuál o cuáles de los siguientes compuestos pueden formar enlace de hidrógeno: **metanol, etilamina, etano, propanona.**

- Metanol y etilamina
- Propanona y metanol
- Metanol
- Etano

(O.Q.L. Baleares 2008)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

- La propanona o acetona (CH_3COCH_3) y el etano (CH_3CH_3) no poseen átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo, por lo que no pueden dar este tipo de enlace.
- El **metanol (CH_3OH)** y la **etilamina ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$)** sí poseen un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo como el oxígeno y el nitrógeno, respectivamente, por lo que pueden dar este tipo de enlace.

La respuesta correcta es la **a**.

5.167. El carácter covalente de un compuesto iónico es mayor cuando:

- a) El catión es grande y el anión pequeño.
- b) El catión es pequeño y el anión grande.
- c) El catión es grande y el anión grande.
- d) El catión es pequeño y el anión pequeño.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

Las reglas de Fajans (1923) permiten determinar de forma aproximada el carácter covalente de un enlace iónico. Para ello, relacionan el carácter covalente de un enlace con la polarización de los electrones del anión:

- Los **aniones grandes y de carga elevada** son blandos, es decir, **muy polarizables**.
- Los **cationes pequeños y de carga elevada** son los **más polarizantes**.
- Los **cationes de metales de transición y tierras raras** (no tienen configuración de gas noble) son **más polarizantes que los metales alcalinos y alcalinotérreos** ya que sus orbitales *d* y *f* se extienden lejos del núcleo (son más grandes) y por tanto son más fáciles de polarizar, al estar menos atraídos por el núcleo.

La respuesta correcta es la **b**.

5.168. Cuando se ordenan las siguientes sustancias: CO₂, BN, C₆H₆, NaCl en orden creciente de puntos de ebullición, el orden correcto es:

- a) CO₂, C₆H₆, BN, NaCl
- b) C₆H₆, CO₂, BN, NaCl
- c) CO₂, C₆H₆, NaCl, BN
- d) CO₂, BN, C₆H₆, NaCl
- e) C₆H₆, CO₂, NaCl, BN

(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Galicia 2014)

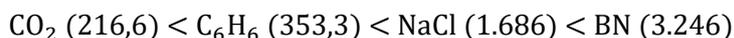
Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de ebullición le corresponde al **BN**, sustancia que forma una **red cristalina covalente** con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estas sustancias sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de ebullición.
- **NaCl** es una sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una **red cristalina iónica** con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estas sustancias también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de ebullición.
- **C₆H₆** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero al ser una sustancia que no presenta momento dipolar permanente, solo presenta enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London**. Como esta sustancia es voluminosa y tiene muchos átomos es muy polarizable y por este motivo, las fuerzas de dispersión de London son muy intensas lo que hace que sea líquida a temperatura ambiente. Su punto de ebullición es bajo.
- **CO₂** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero al ser una sustancia que no presenta momento dipolar permanente, solo presenta enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London**. Su punto de ebullición será muy bajo y es gaseosa a temperatura ambiente.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias propuestas ordenadas por punto de ebullición creciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **c**.

5.169. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene mayor conductividad eléctrica?

- a) Be
- b) Al
- c) K
- d) P
- e) C

(O.Q.N. Ávila 2009)

- El fósforo es el elemento de menor conductividad, ya que cristaliza formando tetraedros en los que los átomos de P se sitúan en los vértices y cada átomo se encuentra unido a otros tres mediante enlaces covalentes. En esta estructura no existen electrones libres que se puedan mover por la misma.
- El C (grafito), forma una red covalente en capas. Cada capa es una red de hexágonos en donde cada C se encuentra unido a otros tres. Cada átomo posee un electrón libre que goza de movilidad en la capa. Se forma una nube de electrones π deslocalizados, por encima y por debajo de cada capa de átomos.
- Al, Be y K, en estado sólido, son metales típicos. Según la teoría del enlace metálico más sencilla, la de la "nube de electrones", cuanto mayor sea el número de electrones libres de este "nube", mayor será la conductividad eléctrica. El Al tiene tres electrones libres por átomo, dos el berilio dos y solo uno el potasio.

La mayor conductividad eléctrica le corresponde al Al.

Consultando la bibliografía, los datos de la conductividad ($S\ m^{-1}$) para los tres metales son:

$$Al (3,66 \cdot 10^7) > Be (2,67 \cdot 10^7) > K (1,34 \cdot 10^7)$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.170. Las moléculas diatómicas homonucleares, O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , se encuentran ordenadas en sentido creciente de longitud de enlace:

- a) O_2 , N_2 , Cl_2 , F_2
- b) Cl_2 , N_2 , F_2 , O_2
- c) F_2 , O_2 , Cl_2 , N_2
- d) N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2
- e) O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2

(O.Q.N. Ávila 2009)

A la vista de las respectivas estructuras de Lewis:



se observa que la molécula de N_2 presenta un triple enlace por lo que este será el más corto de todos. A continuación, el siguiente enlace en longitud es el de la molécula de O_2 que presenta un enlace doble. Las dos moléculas siguientes, F_2 y Cl_2 , tienen enlace sencillo. De ambos, es más corto es el enlace del F_2 ya que el átomo de flúor es el más electronegativo de todos y por ello atraerá más intensamente a los electrones de enlace con el otro átomo de flúor.

Las moléculas propuestas ordenadas de forma creciente según la distancia de enlace son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la distancia de enlace (pm) son:

$$N_2 (110) < O_2 (121) < F_2 (142) < Cl_2 (199)$$

La respuesta correcta es la **d**.

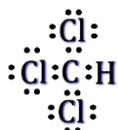
3.171. Cuando se evapora el cloroformo, CHCl_3 , ¿cuáles son las fuerzas intermoleculares que se deben vencer?

I. Fuerzas de dipolo-dipolo II. Fuerzas de dispersión III. Fuerzas de enlace de hidrógeno

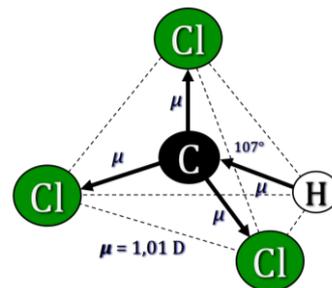
- a) I
b) II
c) III
d) I y II
e) II y III

(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Cantabria 2013) (O.Q.L. Jaén 2016)

La estructura de Lewis de la molécula de cloroformo son es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el CHCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Al ser el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen cuatro dipolos, tres dirigidos hacia cloro, $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$, y otro dirigido hacia carbono, $\text{H} \rightarrow \text{C}$. Como tres vectores momento dipolar son iguales y la geometría es tetraédrica la resultante de los vectores no es nula ($\mu = 1,01 \text{ D}$) y la molécula es polar.

Por tratarse una molécula polar presenta enlaces intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo**, además, de que todas las sustancias covalentes presentan fuerzas de **dispersión de London**.

La respuesta correcta es la **d**.

5.172. ¿Cuál de los siguientes sustancias es un ejemplo de estructura sólida?

- a) Dióxido de nitrógeno
b) Dióxido de azufre
c) Dióxido de carbono
d) Dióxido de silicio

(O.Q.L. Murcia 2009)

a-b) Falso. NO_2 y SO_2 son sustancias que tienen enlace covalente, pero que presentan momento dipolar permanente por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo. A temperatura ambiente ambas especies son gaseosas.

c) Falso. CO_2 es una sustancia que tienen enlace covalente no polar y forma moléculas gaseosas a temperatura ambiente.

d) **Verdadero**. SiO_2 es una sustancia en la que cada átomo de silicio se une mediante un fuerte enlace covalente a cuatro átomos de oxígeno formando una **red covalente sólida** a temperatura ambiente.

La respuesta correcta es la **d**.

5.173. Las fuerzas de van der Waals:

- a) Se dan en los gases ideales.
b) Explican el punto de ebullición del N_2 .
c) Solo aparecen en las moléculas asimétricas.
d) Son las que mantienen unidos a los átomos de la molécula de Cl_2 .

(O.Q.L. Murcia 2009)

a) Falso. La intensidad de las fuerzas de van der Waals está relacionada con la desviación del comportamiento ideal de los gases.

b) **Verdadero.** Las fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como **fuerzas de dispersión de London** son las que se dan en moléculas simétricas no polares como el N_2 . La intensidad de las mismas aumenta con el volumen atómico y el peso molecular, factores que hacen que las sustancias sean más polarizables. En este caso son débiles, por este motivo, la temperatura de ebullición del N_2 (77,3 K) es tan baja y es gas a temperatura ambiente.

c) Falso. Según se ha justificado en la propuesta anterior.

d) Falso. Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos de la molécula de Cl_2 son fuerzas intramoleculares no intermoleculares.

La respuesta correcta es la **b**.

5.174. Señale aquella afirmación que considere incorrecta:

a) El NaBr es soluble en agua.

b) El diamante es conductor de la electricidad.

c) La temperatura de fusión del yodo es mayor que la del bromo.

d) El agua presenta una temperatura de fusión anormalmente alta comparada con la de los hidruros de los otros elementos de su grupo.

(O.Q.L. Murcia 2009) (O.Q.L. Jaén 2016)

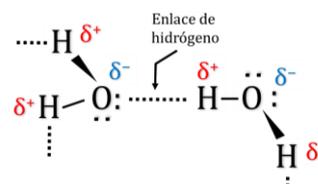
a) Correcto. El NaBr es una sustancia con enlace predominantemente iónico que es soluble en un disolvente muy polar como el agua.

b) **Incorrecto.** El **C (diamante)** forma una red covalente con una estructura en la que cada átomo de carbono se encuentra unido a otros cuatro formando tetraedros de forma que todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces covalentes por lo que **no conduce la electricidad**.

c) Correcto. Ambos compuestos (I_2 y Br_2) presentan enlace covalente y no tienen momento dipolar permanente por lo que las únicas fuerzas intermoleculares existentes son del tipo de dispersión de London. Estas fuerzas aumentan con el peso molecular y el tamaño de la sustancia. Por tanto, el punto de fusión del yodo (355,9 K), sólido a temperatura ambiente, y más voluminoso y pesado, es mayor que el del bromo (265,7 K), líquido en las mismas condiciones y más ligero.

d) Correcto. Los compuestos binarios del hidrógeno con los elementos del grupo 16 de la tabla periódica tienen enlace covalente y presentan momento dipolar permanente, pero solo H_2O puede formar un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Esto motiva que el H_2O tenga un punto de ebullición anómalo (unos 200 K mayor) con respecto al resto de los compuestos del grupo 16.

La respuesta incorrecta es la **b**.

5.175. ¿Cuál de las siguientes sustancias conduce mejor la corriente eléctrica en condiciones normales de presión y temperatura?

a) Nitrógeno

b) Neón

c) Azufre

d) Plata

(O.Q.L. Murcia 2009)

Las sustancias que presentan mejor conductividad eléctrica son los metales y el único de los elementos propuestos que es metal es la **plata**.

La respuesta correcta es la **d**.

5.176. Indique cuál de los siguientes enunciados es incorrecto:

- La energía de enlace es la energía que se necesita para romper un mol de dichos enlaces.
- En las tablas se encuentran energías medias de enlace, pues la energía de un determinado enlace depende ligeramente de los otros átomos no implicados directamente en el enlace.
- Cuanto más fuerte y estable sea el enlace, menor será su energía de enlace.
- Para romper un enlace se debe adicionar energía, mientras que la formación va acompañada de desprendimiento de energía.

(O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2012)

- Correcto. La energía de enlace es la que se necesita para romper un mol de enlaces, aunque sería más correcto llamarla energía de disociación, llamar energía de enlace a la que se desprende cuando se forman un mol de enlaces.
- Correcto. Los valores de energías que aparecen en las tablas son valores promedio, ya que el resto de los átomos que aparecen en la estructura ejercen influencia sobre los implicados en el enlace.
- Incorrecto.** Cuanto **más fuerte es un enlace**, mayor es la cantidad de energía que se desprende al formarse este y **mayor es el valor de la energía de enlace**.
- Correcto. Según se ha discutido en el apartado a).

La respuesta correcta es la c.

5.177. ¿En cuál de estas cuatro series de compuestos iónicos, se encuentran ordenados por energías reticulares crecientes, en valor absoluto?

- NaF NaCl NaBr
- RbF RbBr RbI
- NaCl NaBr NaI
- KF NaF LiF

(O.Q.L. Madrid 2009)

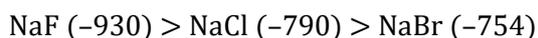
La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Suponiendo que todos los compuestos dados tienen el mismo valor de las constantes y teniendo en cuenta que todos los iones implicados tienen la misma carga, el valor de la energía reticular solo depende del valor de d , es decir de los tamaños de iones. Resumiendo a menor valor de d , mayor valor de la energía reticular, U .

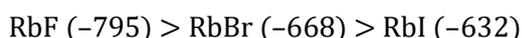
- Falso. El orden de energías reticulares propuesto: NaF, NaCl, NaBr es decreciente, ya que el ion fluoruro es del menor tamaño (tiene dos capas electrónicas) mientras que el ion bromuro es del mayor tamaño (tiene cuatro capas electrónicas).

Los valores de U obtenidos en la bibliografía (kJ mol^{-1}) son:



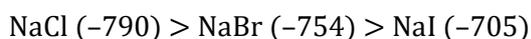
- Falso. El orden de energías reticulares propuesto: RbF, RbBr, RbI es decreciente, ya que el ion fluoruro es del menor tamaño (tiene dos capas electrónicas) mientras que el ion yoduro es del mayor tamaño (tiene cinco capas electrónicas).

Los valores de U obtenidos en la bibliografía (kJ mol^{-1}) son:



c) Falso. El orden de energías reticulares propuesto: NaCl, NaBr, NaI es decreciente, ya que el ion cloruro es del menor tamaño (tiene tres capas electrónicas) mientras que el ion yoduro es del mayor tamaño (tiene cinco capas electrónicas).

Los valores de U obtenidos en la bibliografía (kJ mol^{-1}) son:



d) **Verdadero**. El orden de energías reticulares propuesto: KF, NaF, LiF es creciente, ya que el ion potasio es del mayor tamaño (tiene cuatro capas electrónicas) mientras que el ion litio es del menor tamaño (tiene dos capas electrónicas).

Los valores de U obtenidos en la bibliografía (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2000).

5.178. Para separar los componentes de una mezcla formada por etanol y acetona, la técnica experimental más adecuada para realizar esta operación de laboratorio es:

- Destilación
- Cristalización
- Decantación
- Filtración
- Cromatografía

(O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. Murcia 2009) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

Al tratarse de dos líquidos miscibles, la única operación de separación posible para separar ambos es la destilación que se basa en que ambos poseen diferentes.

La **destilación** es una operación unitaria que consiste en la separación de los componentes de una mezcla líquida (en la que todos los compuestos son más o menos volátiles) por evaporación y condensación sucesivas. La separación **se basa en la diferencia entre las volatilidades absolutas de los componentes**, lo que tiene como consecuencia la formación de un vapor de composición diferente a la del líquido del que procede (el vapor será más rico en el componente más volátil, mientras que el líquido será más rico en el menos volátil). Cuanto mayor sea la diferencia de volatilidades mejor será la separación conseguida.

La respuesta correcta es la **a**.

5.179. Dadas las sustancias: CH_2O_2 , CH_4O , CH_4 y $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$, el orden de menor a mayor temperatura de ebullición es:

- | | | | |
|----------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|
| a) CH_4 | CH_4O | CH_2O_2 | $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ |
| b) CH_4O | CH_2O_2 | $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ | CH_4 |
| c) CH_4 | $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ | CH_4O | CH_2O_2 |
| d) CH_2O_2 | CH_4 | CH_4O | $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ |

(O.Q.L. Madrid 2009)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares. De las sustancias propuestas, este enlace se da en el metano, CH_4 .
- Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno. De las sustancias propuestas, este enlace se da en el etanal, ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$), CH_3CHO .
- El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el ácido fórmico, (CH_2O_2), HCOOH , y en el metanol,

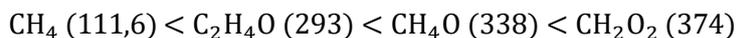
(CH₄O), CH₃OH. El que los puntos de ebullición de los ácidos sean más altos que los de los alcoholes se debe a que los ácidos forman un dímero estable.

Además el punto de ebullición aumenta con el peso molecular de la sustancia, ya que también contribuyen las fuerzas de dispersión de London y estas aumentan al aumentar la longitud de la cadena.

De acuerdo con lo expuesto, los compuestos dados ordenados por puntos de ebullición (K) crecientes son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2007).

5.180. Clasifique entre enlace iónico o covalente las posibles interacciones entre los siguientes elementos: Li y O; O y O; Na y H; H y O.

- Iónico, iónico, covalente, covalente.
- Iónico, covalente, iónico, covalente.
- Iónico, iónico, iónico, covalente.
- Covalente, iónico, covalente, covalente.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los enlaces dados:

Enlace	$\Delta\chi$	Enlace predominante
O–Li	$3,44 - 0,98 = 2,46$	iónico
O–O	$3,44 - 3,44 = 0,00$	covalente
H–Na	$2,20 - 0,93 = 1,27$	iónico-covalente
O–H	$3,44 - 2,20 = 1,24$	iónico-covalente

Ninguna respuesta es correcta.

5.181. El elemento A tiene de número atómico 11 y el elemento B tiene de número atómico 8. El compuesto más probable formado por los elementos A y B será:

- Un sólido conductor de la electricidad.
- Un sólido de bajo punto de fusión.
- Insoluble en agua.
- Conductor de la electricidad cuando está fundido.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

▪ El **elemento A** tiene una configuración electrónica abreviada [Ne] 3s¹ por lo que se trata de un elemento del grupo 1. El valor de $n = 3$ indica que es el **sodio**. Tiene tendencia a ceder un electrón y formar el ion Na⁺ con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

▪ El **elemento B** tiene una configuración electrónica abreviada [He] 2s² 2p⁴ por lo que se trata de un elemento del grupo 16. El valor de $n = 2$ indica que es el **oxígeno**. Tiene tendencia a captar dos electrones y formar el ion O²⁻ con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

Se combinan dos átomos de A (sodio) con un átomo de B (oxígeno) para formar un compuesto con enlace predominantemente **iónico**.

De las propiedades propuestas la única que se corresponde con este tipo de **sustancia** es que en **estado fundido**, en el que quedan libres los iones, es capaz de **conducir la electricidad**.

La respuesta correcta es la **d**.

5.182. ¿Cuál es la influencia del aumento de temperatura sobre la conductividad eléctrica en los metales y en los semiconductores intrínsecos?

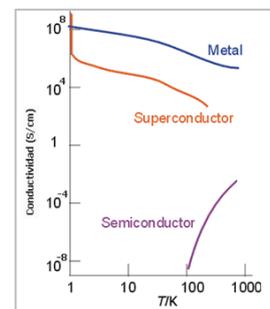
- Aumenta y disminuye la conductividad, respectivamente.
- Aumenta y no afecta la conductividad, respectivamente.
- Disminuye y aumenta la conductividad, respectivamente.
- No afecta ninguno de los dos.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

La conducción eléctrica es característica de los sólidos metálicos y de los semiconductores. Para distinguir entre un metal y un semiconductor se utiliza el consiguiente criterio basado en la dependencia de la conductividad eléctrica con la temperatura.

- Un conductor metálico es aquella sustancia cuya conductividad eléctrica disminuye al aumentar la temperatura.
- Un semiconductor es aquella sustancia cuya conductividad eléctrica aumenta al hacerlo la temperatura.

La respuesta correcta es la c.



5.183. Cuando se sustituye uno de los átomos de hidrógeno del benceno, C_6H_6 , por otro átomo o grupo de átomos, cambia el punto de ebullición. ¿Cuál es el orden creciente correcto de los puntos de ebullición de las siguientes sustancias?

- C_6H_6 C_6H_5Cl C_6H_5Br C_6H_5OH
- C_6H_6 C_6H_5OH C_6H_5Cl C_6H_5Br
- C_6H_5Cl C_6H_5Br C_6H_6 C_6H_5OH
- C_6H_6 C_6H_5OH C_6H_5Br C_6H_5Cl
- C_6H_6 C_6H_5Br C_6H_5Cl C_6H_5OH

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009) (O.Q.L. Madrid 2014)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

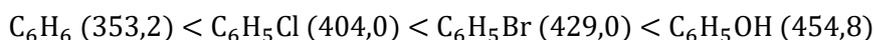
- Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares.
- Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno.
- El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el fenol, C_6H_5OH , por lo que a esta sustancia le corresponde el mayor punto de ebullición.

Además el punto de ebullición aumenta con el peso molecular de la sustancia, ya que también contribuyen las fuerzas de dispersión de London y estas aumentan al aumentar la longitud de la cadena o el volumen de los átomos que forman la molécula. Por este motivo, el punto de ebullición del bromobenceno, C_6H_5Br , es mayor que el del clorobenceno, C_6H_5Cl .

De acuerdo con lo expuesto, los compuestos dados ordenados por puntos de ebullición (K) crecientes son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la a.

(Cuestión similar a las propuestas en Madrid 2007 y 2009. En Castilla-La Mancha es orden decreciente).

5.184. ¿Cuál de los siguientes compuestos puede formar enlaces de hidrógeno?

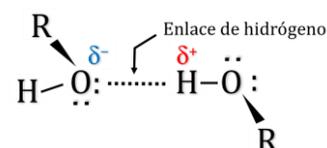
- a) Etano, $\text{CH}_3\text{-CH}_3$
- b) Sulfuro de hidrógeno, H_2S
- c) Metanol, CH_3OH
- d) Acetona, $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ Tanto etano ($\text{CH}_3\text{-CH}_3$), como sulfuro de hidrógeno (H_2S) y acetona ($\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$), no poseen átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo, por lo que no pueden dar este tipo de enlace.

El metanol (CH_3OH) es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que además presenta un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo, en este caso O, se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



La respuesta correcta es la c.

5.185. Cabe esperar que los puntos de fusión más bajos correspondan a:

- a) Sólidos
- b) Sólidos de tipo covalente
- c) Sólidos metálicos elementales
- d) Sólidos con enlace iónico

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Los puntos de fusión más bajos corresponderán a los **sólidos** que presenten el enlace más débil que de los propuestos son los de **tipo covalente** en el que las moléculas se encuentran unidas entre sí por **fuerzas intermoleculares de dispersión de London**. Un ejemplo de este tipo de sustancias es el I_2 .

La respuesta correcta es la b.

5.186. Las moléculas diatómicas homonucleares O_2 , N_2 y Cl_2 , se encuentran ordenadas en sentido creciente de energía de enlace:

- a) O_2 , N_2 , Cl_2
- b) Cl_2 , N_2 , O_2
- c) Cl_2 , O_2 , N_2
- d) N_2 , O_2 , Cl_2
- e) O_2 , Cl_2 , N_2

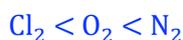
(O.Q.N. Sevilla 2010)

A la vista de las respectivas estructuras de Lewis:

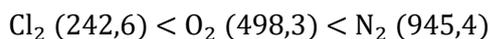


se observa que la molécula de N_2 presenta un triple enlace por lo que la energía necesaria para romperlo debe ser mayor que en el resto de las moléculas propuestas, a continuación la molécula de O_2 con un enlace doble, y finalmente, la molécula de Cl_2 con un enlace sencillo.

Las moléculas propuestas ordenadas de forma creciente según la energía de disociación son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía de disociación (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **c**.

5.187. ¿Qué propiedades de los líquidos aumentan con las fuerzas intermoleculares?

- a) Solo la presión de vapor.
- b) Solo la entalpía de vaporización.
- c) Solo la temperatura de ebullición.
- d) La entalpía de vaporización y la temperatura de ebullición.
- e) La presión de vapor y la entalpía de vaporización.

(O.Q.N. Sevilla 2010)

Al **aumentar las fuerzas intermoleculares** en un líquido:

- **Aumenta la entalpía de vaporización**, ya que se necesita más energía para romper los enlaces intermoleculares y realizar el cambio de estado líquido → vapor.
- **Disminuye la presión de vapor**, ya que al ser más fuertes los enlaces intermoleculares es más difícil el paso líquido → vapor y existen menos moléculas en este estado.
- **Aumenta la temperatura de ebullición**, ya que se necesita una temperatura más alta para que la presión de vapor se iguale a la presión atmosférica.

La respuesta correcta es la **d**.

5.188. ¿Cuál de los siguientes elementos es un sólido en condiciones normales (1 atm y 25 °C)?

- a) Br
- b) F
- c) He
- d) P
- e) I

(O.Q.N. Sevilla 2010)

Tres de los elementos propuestos son halógenos (F, Br, I) y forman moléculas diatómicas (F_2 , Br_2 , I_2). Entre estas existen fuerzas intermoleculares de dispersión de London, que son más intensas en el elemento con mayor polarizabilidad, en este caso el de mayor tamaño, el **yodo (I_2)**, lo que hace que se encuentre en estado **sólido** en condiciones estándar.

Por otra parte, el **fósforo** es un sólido blanco en condiciones estándar. Este sólido tiene como unidades básicas moléculas tetraédricas, P_4 , en las que un átomo de fósforo se sitúa en cada uno de los vértices del tetraedro (fósforo blanco). Al calentarlo a 300 °C, se transforma en fósforo rojo. Parece ser que se rompe un enlace P–P por cada tetraedro y así los fragmentos resultantes unen formando largas cadenas.

Las respuestas correctas **d** y **e**.

5.189. La energía del enlace más fuerte es:

- a) H–H
- b) H–F
- c) H–Cl
- d) H–Br
- e) H–I

(O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

Se trata de moléculas diatómicas en las que se forma un enlace covalente sencillo entre un átomo de hidrógeno y un átomo de otro elemento, excepto en el caso del H–H.

Los elementos son los del grupo 17 de la tabla periódica (halógenos). En grupo, el tamaño de los átomos aumenta con el periodo, y con ello la longitud de los enlaces. Por otra parte, al aumentar la longitud del enlace disminuye la energía que se desprende cuando este forma.

Por este motivo, exceptuando el caso de la molécula de H_2 , en la que a pesar de tratarse del átomo más pequeño que existe, también se trata de átomos idénticos con poca carga nuclear, el **flúor** es el halógeno de menor tamaño por lo que su **enlace con el hidrógeno** será **el más fuerte**.

Los valores de la distancia y energía de enlace encontrados en la bibliografía son:

Enlace	H-H	F-F	Cl-Cl	H-F	H-Cl	H-Br	H-I
$E / \text{kJ mol}^{-1}$	436	158,8	242,6	565	431	364	297
d / pm	75	142	199	92	127	141	161

La respuesta correcta es la **b**.

(En Castilla-La Mancha 2012 se reemplazan H-H, H-Br y H-I por Cl-Cl y F-F).

5.190. Sobre el punto de ebullición del H_2O puede decirse que:

- Es 100 °C, con independencia de la presión a la que se determine.
- Es algo menor que la de los otros hidruros del grupo del oxígeno.
- Disminuye al aumentar la presión, por eso en la cima de una montaña será inferior a 100 °C.
- Aumenta al aumentar la presión, por lo que en una olla de cocción rápida el agua puede alcanzar una temperatura de ebullición de 115 °C.

(O.Q.L. Murcia 2010)

- Falso. Un líquido hierve cuando su presión de vapor se iguala a la presión exterior.
- Falso. Es superior, ya que en el agua existen enlaces intermoleculares de hidrógeno que no son posibles en los otros elementos del grupo.
- Falso. La temperatura de ebullición disminuye al disminuir la presión exterior, por eso en la cima de una montaña es inferior a 100 °C por ser la presión exterior menor de 1 atm.
- Verdadero.** Aumenta al aumentar la presión exterior, por eso como en el interior de una olla de cocción rápida al ser la presión superior a 1 atm es posible que la temperatura de ebullición supere los 100 °C

La respuesta correcta es la **d**.

5.191. ¿Cuál de las siguientes fórmulas se refiere a una sustancia molecular?

- CaO
- CO
- Li_2O
- Al_2O_3

(O.Q.L. Murcia 2010)

- Las sustancias CaO, Li_2O y Al_2O_3 tienen enlace predominantemente iónico por lo que forman redes cristalinas.
- El **CO** es una sustancia con enlace predominantemente covalente por lo que es una **sustancia molecular**.

La respuesta correcta es la **b**.

5.192. Señale la afirmación correcta:

- La energía de red del $AlCl_3$ es mayor que la del $MgCl_2$.
- Los ángulos de enlace de las moléculas BH_3 y NH_3 son iguales.
- Se puede asegurar que la longitud del enlace $C=C$ es la mitad que la del enlace $C-C$.
- El diamante es un sólido covalente, de mediana dureza y frágil.

(O.Q.L. Murcia 2010)

- Verdadero.** La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Suponiendo que todos los compuestos dados tienen el mismo valor de las constantes y teniendo en cuenta que todos los iones implicados tienen la misma carga aniónica, el valor de la energía reticular solo depende de los valores de d y Q correspondientes al catión.

La carga del Al es mayor (+3) que la del Mg (+2) y además, el tamaño del primero es menor, ya que el radio en un periodo disminuye al aumentar el número atómico.

b) Falso. Las estructuras de Lewis de las moléculas de borano y amoníaco son:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV, BH_3 y NH_3 son moléculas que se ajustan, respectivamente, a la fórmula AX_3 y AX_3E a las que corresponden números estéricos $(m+n) = 3$ y 4 , con una disposición y geometría trigonal plana cuyos ángulos de enlace son de 120° en la primera, y disposición tetraédrica y geometría piramidal cuyos ángulos de enlace son de 107° en la segunda.



c) Falso. La longitud del enlace sencillo C-C (enlace σ) no es el doble de la longitud del enlace doble C=C (enlaces σ y π).

d) Falso. El diamante es un sólido covalente y frágil, pero es la sustancia que tiene la máxima dureza en la escala de Mosh (10).

La respuesta correcta es la a.

5.193. Cuando se habla de oxígeno y ozono se puede decir que son:

- | | |
|--------------|-----------------|
| a) Isómeros | f) Mesómeros |
| b) Isótopos | e) Enantiómeros |
| c) Alótropos | |
| d) Isógonos | |

(O.Q.L. Murcia 2010) (O.Q.N. Alcalá 2016)

El oxígeno molecular (O_2) y el ozono (O_3) son **formas alotrópicas** del elemento oxígeno.

La respuesta correcta es la c.

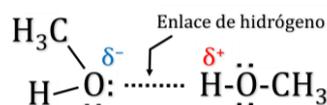
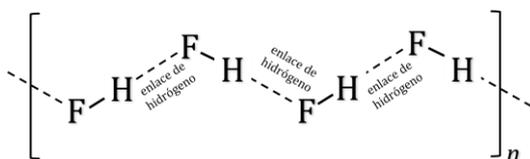
5.194. De los siguientes compuestos: acetona, metano, fluoruro de hidrógeno y metanol; poseen enlace de hidrógeno:

- Fluoruro de hidrógeno y metanol
- Acetona, metano y metanol
- Fluoruro de hidrógeno
- Acetona, metano, fluoruro de hidrógeno y metanol

(O.Q.L. Murcia 2010)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

- Tanto el metano (CH_4), como la acetona ($\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3$), no poseen átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo, por lo que no pueden dar este tipo de enlace.
- El **fluoruro de hidrógeno (HF)** y **metanol (CH_3OH)**, sí poseen un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo, flúor y oxígeno, respectivamente, por lo que pueden dar este tipo de enlace.



La respuesta correcta es la **a**.

5.195. ¿En cuál de estas series los haluros de sodio están ordenados por su energía reticular?

- $\text{NaBr} < \text{NaCl} < \text{NaF}$
- $\text{NaF} < \text{NaCl} < \text{NaBr}$
- $\text{NaCl} < \text{NaF} < \text{NaBr}$
- $\text{NaCl} < \text{NaBr} < \text{NaF}$

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

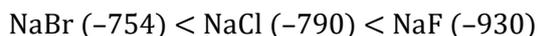
Suponiendo que todos los compuestos dados tienen el mismo valor de las constantes y teniendo en cuenta que todos los iones implicados tienen la misma carga, el valor de la energía reticular solo depende del valor de d , es decir de los tamaños de iones, en concreto del tamaño del anión, ya que el catión es el mismo en todos. Resumiendo a **menor valor del radio aniónico, mayor valor de la energía reticular, U** .

El ion fluoruro es del menor tamaño (dos capas electrónicas), le sigue el ion cloruro (tres capas electrónicas), siendo el ion bromuro el más grande (cuatro capas electrónicas).

El orden correcto de energías reticulares es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las energías reticulares (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **a**.

5.196. Un sólido blanco se disuelve en agua para formar una disolución que no conduce la electricidad. ¿Qué tipo de enlace es más probable que exista en el sólido?

- Iónico
- Metálico
- Covalente apolar
- Covalente polar

(O.Q.L. La Rioja 2010)

- a) Falso. Cuando un sólido iónico se disuelve en agua conduce la electricidad debido a la presencia de iones en la disolución.
- b) Falso. Un sólido metálico no se disuelve en agua, en algún caso, es capaz de reaccionar con ella, tal como ocurre con los metales alcalinos.
- c) Falso. Un sólido con enlace covalente apolar no se disuelve en agua, ya que hay posibilidad de formación de enlaces intermoleculares entre el sólido covalente y el agua.
- d) **Verdadero**. Un sólido con enlace **covalente polar** se disuelve en agua al formarse enlaces intermoleculares del tipo enlaces de hidrógeno o dipolo-dipolo, entre el sólido covalente y el agua, aunque no conduce la electricidad debido a la no presencia de iones en la disolución. Un ejemplo de este tipo de sustancia podría ser la **sacarosa**, $C_{12}H_{22}O_{11}$.

La respuesta correcta es la **d**.

5.197. El orden decreciente de los puntos de fusión de los siguientes compuestos es:

- a) $NaCl > Br_2 > Na > He$
 b) $NaCl > Na > Br_2 > He$
 c) $Na > NaCl > Br_2 > He$
 d) $Br_2 > He > Na > NaCl$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

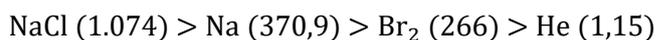
Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de fusión le corresponde al **NaCl** es un compuesto que tiene enlace iónico por lo que forma una **red cristalina iónica** con fuerzas muy intensas entre los iones que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.
- **Na** es una sustancia que tiene enlace metálico que forma una **red cristalina metálica**. Esta sustancia es sólida a temperatura ambiente, por lo que tiene un elevado punto de fusión, no tan alto como el del NaCl, ya que el sodio presenta baja carga nuclear.
- **Br₂** es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London, que serán bastante intensas debido a que es una sustancia con gran volumen atómico y elevado peso molecular y que por tanto será muy polarizable. Su punto de fusión es bajo.
- **He** es un elemento inerte que no forma moléculas y solo presenta enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London**. Su punto de fusión es muy bajo ya que se trata de una especie muy poco voluminosa y por ello poco polarizable.

De acuerdo con lo expuesto, los compuestos ordenados por puntos de fusión decrecientes son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **b**.

5.198. La energía de los enlaces Cl-O aumenta en el orden:

- a) $ClO^- > ClO_2^- > ClO_3^- > ClO_4^-$
 b) $ClO_4^- > ClO_3^- > ClO_2^- > ClO^-$
 c) $ClO_2^- > ClO^- > ClO_3^- > ClO_4^-$
 d) $ClO_2^- > ClO_3^- > ClO_4^- > ClO^-$

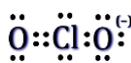
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. Si el **orden de enlace aumenta**, la longitud del enlace decrece y la **energía del enlace aumenta**.

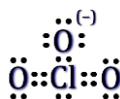
Las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas son:



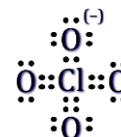
Orden de enlace 1



Presenta resonancia
Orden de enlace 1½



Presenta resonancia
Orden de enlace 1½



Presenta resonancia
Orden de enlace 1¾

La energía del enlace Cl–O aumenta en el siguiente orden:



La respuesta correcta es la **b**.

(Las diferentes propuestas corresponden al orden en el que disminuye la energía de los enlaces).

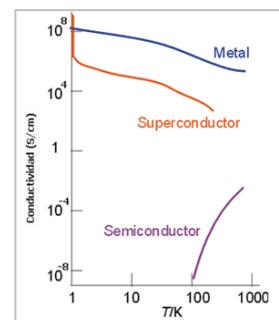
5.199. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es la correcta?

- La conductividad de los conductores, semiconductores y aislantes aumenta con la temperatura.
- La conductividad de los semiconductores aumenta con la temperatura y la de los conductores disminuye.
- La conductividad de los conductores y aislantes aumenta con la temperatura y la de los semiconductores disminuye.
- La conductividad de los conductores y aislantes no se afecta con la temperatura y la de los semiconductores disminuye.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

La conducción eléctrica es característica de los sólidos metálicos y de los semiconductores. Para distinguir entre un metal y un semiconductor se utiliza el consiguiente criterio basado en la dependencia de la conductividad eléctrica con la temperatura.

- Un conductor metálico es aquella sustancia cuya conductividad eléctrica disminuye al aumentar la temperatura.
- Un semiconductor es aquella sustancia cuya conductividad eléctrica aumenta al hacerlo la temperatura.
- Un aislante es aquella sustancia que no posee conductividad eléctrica.



La respuesta correcta es la **b**.

5.200. Según las reglas de Fajans:

- Los cationes pequeños de baja carga son muy polarizantes.
- Los cationes pequeños de carga elevada son muy polarizantes.
- Los aniones grandes de carga elevada son muy polarizantes.
- Los aniones pequeños de baja carga son muy polarizables.
- Los cationes de metales de transición son menos polarizantes que los cationes de los grupos principales.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

Las reglas de Fajans (1923) permiten determinar de forma aproximada el carácter covalente de un enlace iónico. Para ello, relacionan el carácter covalente de un enlace con la polarización de los electrones del anión:

- Los **aniones grandes y de carga elevada** son blandos, es decir, **muy polarizables**.
- Los **cationes pequeños y de carga elevada** son los más **polarizantes**.

- Los **cationes de metales de transición y tierras raras** (no tienen configuración de gas noble) son más **polarizantes** que los metales alcalinos y alcalinotérreos ya que sus orbitales *d* y *f* se extienden lejos del núcleo (son más grandes) y, por tanto, son más fáciles de polarizar al estar menos atraídos por el núcleo.

La respuesta correcta es la **b**.

5.201. Alótropos de carbono son:

- El grafito y el cuarzo.
- El cuarzo y el diamante.
- El grafito y el diamante.
- El cuarzo y la hulla.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

Alótropos o formas alotrópicas de un elemento son las formas en las que este se presenta en la naturaleza.

Grafito y diamante son formas alotrópicas del elemento carbono.

La respuesta correcta es la **c**.

5.202. De los compuestos siguientes ¿cuál es de esperar que sea iónico?

- CO₂
- NH₃
- CH₄
- Na₂O

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
CO ₂	3,44 - 2,55 = 0,89	covalente
NH ₃	3,04 - 2,20 = 0,84	covalente
CH ₄	2,55 - 2,20 = 0,35	covalente
Na ₂ O	3,44 - 0,93 = 2,51	iónico

La respuesta correcta es la **d**.

5.203. Indique en cuál o cuáles de las siguientes sustancias están presentes las fuerzas intermoleculares de enlace de hidrógeno:

- NaH
- HF
- CHCl₃
- HCl

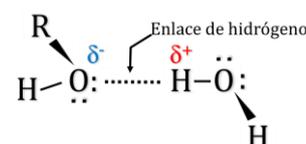
(O.Q.L. Canarias 2010)

El enlace de hidrógeno es el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso F) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

- El enlace existente en el NaH es un enlace iónico por lo que se forman redes cristalinas sólidas a temperatura ambiente.

- Las sustancias HF, CHCl₃ y HCl presentan enlace covalente por lo que son compuestos moleculares. Las tres tienen átomos de hidrógeno, pero en el caso de CHCl₃, este se encuentra unido a un átomo poco electronegativo (C); mientras que en las otras dos, el átomo de hidrógeno sí se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (F y Cl), solo que el átomo de cloro no es un átomo tan pequeño como el flúor. Por tanto, de las tres sustancias moleculares propuestas **la única que presenta enlace de hidrógeno es HF**.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



De las sustancias propuestas la única que puede formar este enlace con el agua es el C_2H_5OH .

La respuesta correcta es la **b**.

5.206. Dadas las configuraciones electrónicas:

Elemento	Configuración electrónica
A	$1s^2 2s^2 2p^4$
X	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
Y	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Z	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

¿Qué pareja de elementos forman un compuesto con relación estequiométrica 1:2?

- A y X
- A e Y
- X e Y
- Y y Z

(O.Q.L. Valencia 2010)

- El elemento A tiende a **ganar o compartir dos electrones** para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble, muy estable. Se trata del **oxígeno, O**.
- El elemento X tiende a **ceder un electrón** para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble, muy estable. Se trata del **sodio, Na**.
- El elemento Y tiende a **ceder dos electrones** para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble, muy estable. Se trata del **magnesio, Mg**.
- El elemento Z tiende a **ganar o compartir tres electrones** para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica de gas noble, muy estable. Se trata del **fósforo, P**.

La única combinación posible con **estequiometría 1:2** en la que se cumple la condición de electroneutralidad se da entre **un átomo del elemento A** (gana dos electrones) y **dos átomos del elemento X** (cede un electrón cada uno).

La respuesta correcta es la **a**.

5.207. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

- Dos elementos con electronegatividades parecidas tienden a formar enlace iónico.
- En una molécula de H_2O los enlaces son muy polares y por tanto es un ejemplo de enlace iónico.
- Cuando se tiene cobre metálico, aunque se escribe Cu no se tienen átomos aislados sino unidos mediante enlace metálico.
- La regla del octeto indica que el núcleo de un elemento está rodeado de un número de electrones múltiplo de 8.
- Los compuestos de coordinación son siempre gaseosos.

(O.Q.L. País Vasco 2010) (O.Q.L. País Vasco 2011)

- Falso. Los elementos con electronegatividades parecidas forman un enlace covalente en el que comparten electrones entre ellos.
- Falso. Aunque los enlaces entre los átomos de la molécula de agua sean muy polares la diferencia de electronegatividad entre hidrógeno y oxígeno no es lo suficientemente elevada, por lo que el enlace que presenta el agua es covalente polar y el compuesto que forman es molecular.
- Verdadero**. Los **elementos metálicos**, como el Cu, **forman redes cristalinas integradas por un elevado número de átomos** aunque se representan solo mediante el símbolo del elemento.

d) Falso. La regla del octeto consiste en un átomo tenga llenos los orbitales de valencia (última capa) con 8 electrones consiguiendo una estructura electrónica de gas noble, $ns^2 np^6$, muy estable.

e) Falso. Los compuestos de coordinación se forman entre un catión de un metal de transición (ácido de Lewis) y una especie con pares de electrones solitarios para compartir (base de Lewis) y son sólidos cristalinos a temperatura ambiente.

La respuesta correcta es la c.

5.208. ¿Cuál es el orden correcto de puntos de ebullición para KNO_3 , CH_3OH , C_2H_6 , Ne?

- a) $\text{Ne} < \text{CH}_3\text{OH} < \text{C}_2\text{H}_6 < \text{KNO}_3$
- b) $\text{KNO}_3 < \text{CH}_3\text{OH} < \text{C}_2\text{H}_6 < \text{Ne}$
- c) $\text{Ne} < \text{C}_2\text{H}_6 < \text{KNO}_3 < \text{CH}_3\text{OH}$
- d) $\text{Ne} < \text{C}_2\text{H}_6 < \text{CH}_3\text{OH} < \text{KNO}_3$
- e) $\text{C}_2\text{H}_6 < \text{Ne} < \text{CH}_3\text{OH} < \text{KNO}_3$

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Cantabria 2013) (O.Q.L. Extremadura 2016)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de fusión le corresponde al KNO_3 , sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una **red cristalina iónica** con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.

- CH_3OH es una sustancia que tiene enlace covalente polar que puede formar un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Su punto de ebullición es bajo.

- Ne es un elemento inerte que no forma moléculas y C_2H_6 es un compuesto que tiene enlace covalente, pero al ser una sustancia que no presenta momento dipolar permanente, solo presenta enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London**. Sus puntos de ebullición serán muy bajos, sobre todo en el Ne que al ser una especie menos voluminosa es menos polarizable.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias dadas ordenadas por punto de ebullición creciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la d.

5.209. ¿En cuáles de las siguientes sustancias las fuerzas de dispersión son significativas a la hora de determinar las temperaturas de ebullición?

I. Cl_2 II. HF III. Ne IV. KNO_2 V. CCl_4

- a) I, III, V
- b) I, II, III
- c) II, IV
- d) II, V
- e) III, IV, V

(O.Q.N. Valencia 2011)

Los enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London** se presentan en aquellas sustancias que tienen enlace covalente, pero que generalmente no presentan momento dipolar permanente.

De las sustancias propuestas:

- Sustancia (I): Cl_2 presenta un enlace covalente no polar entre los dos átomos de cloro. Sus moléculas se pueden unir entre sí mediante **fuerzas de dispersión de London**.

- Sustancia (II): HF presenta un enlace covalente muy polar entre los átomos de hidrógeno y flúor. Sus moléculas se pueden unir entre sí mediante enlace de hidrógeno.
- Sustancia (III): Ne no forma enlaces intramoleculares ya que se trata de un gas noble que tiene su última capa completa con ocho electrones de valencia. Sus átomos se pueden unir entre sí mediante **fuerzas de dispersión de London**.
- Sustancia (IV): KNO₂ es una sustancia con enlace iónico que forma una red cristalina sólida a temperatura ambiente.
- Sustancia (V): CCl₄ presenta un enlace covalente no polar entre los dos átomos de cloro. Sus moléculas se pueden unir entre sí mediante **fuerzas de dispersión de London**.

La respuesta correcta es la a.

5.210. Se tiene un metal desconocido del que se conocen los siguientes datos:

densidad = 10,5 g cm⁻³

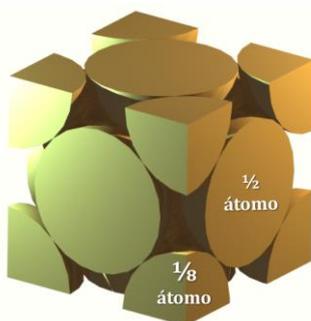
sistema cristalino = cúbico centrada en las caras

longitud de la arista de la celda unidad = 409 pm (determinada por difracción de RX)

¿De qué metal se trata?

- Ag ($A_r = 108$)
- Rh ($A_r = 103$)
- Pt ($A_r = 195$)
- Ir ($A_r = 192$)
- Au ($A_r = 197$)

(O.Q.N. Valencia 2011)



Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos:

$$\frac{1}{8} \cdot 8 \text{ átomos (vértice)} + \frac{1}{2} \cdot 6 \text{ átomos (cara)} = 4 \text{ átomos}$$

El volumen de la celdilla unidad es:

$$V = \left[409 \text{ pm} \cdot \frac{1 \text{ cm}}{10^{10} \text{ pm}} \right]^3 = 6,84 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3$$

Relacionando volumen, átomos y densidad se obtiene la masa del metal:

$$\frac{10,5 \text{ g}}{\text{cm}^3} \cdot \frac{6,84 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3}{\text{cubo}} \cdot \frac{\text{cubo}}{4 \text{ átomos}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomo}}{1 \text{ mol}} = 108,1 \text{ g mol}^{-1}$$

La masa obtenida corresponde al metal Ag.

La respuesta correcta es la a.

5.211. ¿Cuál de la siguientes afirmaciones es falsa?

- El hierro tiene propiedades magnéticas.
- La molécula de trifluoruro de boro es apolar.
- El agua presenta enlaces de hidrógeno.
- El neón, como todos los gases elementales, presenta moléculas diatómicas.

(O.Q.L. Murcia 2011)

a) Verdadero. La estructura electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es [Ar] 4s² 3d⁶, ya que de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”

le corresponde una distribución de los electrones en los orbitales:

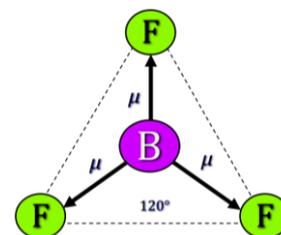
4s	3d				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

Como se puede observar, tiene cuatro electrones desapareados por lo que se trata de una especie paramagnética capaz de interactuar con un campo magnético.

b) Verdadero. La estructura de Lewis de la molécula de trifluoruro de boro es:

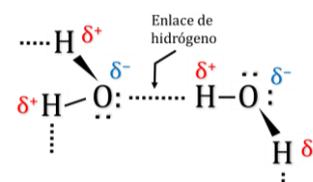


De acuerdo con la notación del modelo RPECV el BF_3 es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.



Al ser el flúor ($\chi = 3,98$) más electronegativo que el boro ($\chi = 2,04$) existen tres dipolos dirigidos hacia flúor, $\text{B} \rightarrow \text{F}$. Como los tres vectores momento dipolar son iguales y la geometría es triangular la resultante de los vectores es nula y la molécula es no polar.

c) Verdadero El enlace de hidrógeno es un enlace intermolecular que se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



d) Falso. Los gases nobles no forman ningún tipo de moléculas ya que tienen su capa de valencia completa con ocho electrones.

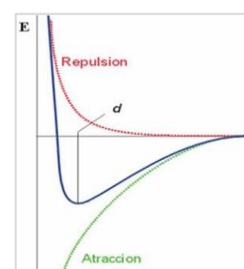
La respuesta correcta es la d.

5.212. Con respecto al enlace químico, puede afirmarse:

- La estabilidad de una molécula está directamente relacionada con su contenido energético.
- Una situación antienlazante, las fuerzas repulsivas prevalecen.
- La configuración electrónica de gas noble se corresponde siempre con ocho electrones de valencia.
- La red cristalina del NaCl es un ejemplo de red cúbica centrada en el cuerpo.

(O.Q.L. Murcia 2011)

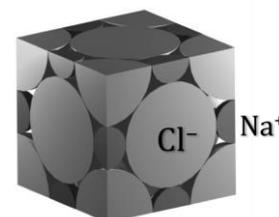
a-b) Verdadero. Como se observa en la gráfica, la formación de una molécula implica un mínimo de energía potencial del sistema y cuando las fuerzas de repulsión superan a las de atracción se produce un aumento en la energía potencial del sistema y con ello una situación antienlazante.



c) Verdadero. La configuración electrónica de un gas noble es $ns^2 np^6$ por lo que tienen su capa de valencia completa con ocho electrones.

d) Falso. El NaCl forma redes cristalinas con una estructura cúbica centrada en las caras. Este tipo de redes se da cuando $r_{\text{catión}}/r_{\text{anión}}$ está comprendido entre 0,414 y 0,732.

El índice de coordinación es 6:6, lo que quiere decir que cada ion se rodea de seis de carga opuesta. La imagen muestra que los iones se sitúan uno en cada vértice y entre ambos otro de carga opuesta a lo largo de cada arista. Además, se coloca un ion en el centro de cada cara y un ion de carga opuesta en el centro del cubo formando un octaedro.



La respuesta correcta es la d.

5.213. Un elemento A tiene dos electrones en su última capa, y otro elemento B presenta en su capa de valencia la configuración $3s^2 3p^5$. Si estos elementos se combinan entre sí, la posible fórmula del compuesto que originan será:

- AB
- A_2B
- AB_2
- A_7B_2

(O.Q.L. Murcia 2011) (O.Q.L. Asturias 2013)

- El elemento A tiene una configuración electrónica abreviada $[X] ns^2$ por lo que se trata de un elemento del grupo 2, un metal alcalinotérreo que tiende a ceder esos dos electrones de su capa más externa y adquirir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.
- El elemento B tiene una configuración electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ por lo que se trata de un elemento del grupo 17. El valor de $n = 3$ indica que es el cloro. Este elemento tiende a captar un electrón para conseguir llenar su capa de valencia y adquirir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

El compuesto resultante de la unión entre ambos tiene carácter predominantemente iónico y de acuerdo con la condición de electroneutralidad la fórmula más probable del mismo es AB_2 .

La respuesta correcta es la c.

5.214. ¿Qué tipo de enlace hay que romper para fundir el hielo?

- Enlace de hidrógeno
- Enlace covalente
- Enlace iónico
- Ninguno, las moléculas no están enlazadas.

Las moléculas de H_2O que forman el hielo se encuentran unidas mediante un enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno. Esto motiva que el H_2O tenga un punto de fusión anómalo con respecto al resto de los hidruros del grupo 16.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

La respuesta correcta es la a.

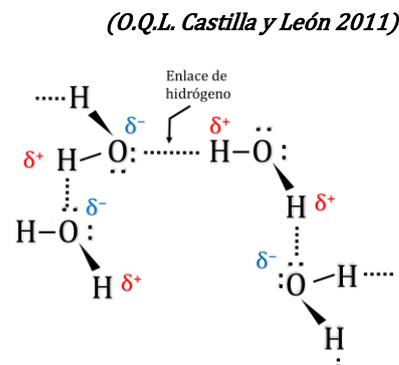
5.215. La temperatura de ebullición de los compuestos: H_2O , NaCl , NH_3 y Cl_2 si se ordenan de mayor a menor es:

- NaCl , H_2O , NH_3 , Cl_2
- NaCl , H_2O , Cl_2 , NH_3
- Cl_2 , NaCl , H_2O , NH_3
- Cl_2 , NaCl , NH_3 , H_2O

(O.Q.L. Asturias 2011)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de ebullición le corresponde al NaCl es un compuesto que tiene enlace iónico por lo que forma una red cristalina iónica con fuerzas muy intensas entre los iones que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de ebullición.



▪ H_2O y NH_3 son sustancias que tienen enlace covalente, pero además, se trata de moléculas polares que forman un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, sus temperaturas de ebullición son más altas de lo que deberían ser. Esta **temperatura es mucho mayor en el H_2O** ya que sus enlaces de hidrógeno son más fuertes. Esto es debido a que el átomo de oxígeno es más electronegativo y más pequeño que el de nitrógeno.

▪ Cl_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London, que no son muy intensas debido ya que no es una sustancia con gran volumen atómico, y por tanto, poco polarizable. **Su temperatura de ebullición es la más baja de todas** las sustancias propuestas.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias dadas ordenadas por punto de ebullición decreciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **a**.

5.216. Para la serie de compuestos: bromuro de magnesio, bromuro de aluminio, bromuro de silicio y bromuro de fósforo, el carácter iónico de los enlaces entre el bromo y el otro elemento disminuye según la secuencia:

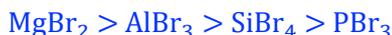
- $\text{MgBr}_2 > \text{AlBr}_3 > \text{SiBr}_4 > \text{PBr}_3$
- $\text{AlBr}_3 > \text{SiBr}_4 > \text{PBr}_3 > \text{MgBr}_2$
- $\text{MgBr}_2 > \text{SiBr}_4 > \text{PBr}_3 > \text{AlBr}_3$
- $\text{AlBr}_3 > \text{MgBr}_2 > \text{SiBr}_4 > \text{PBr}_3$

(O.Q.L. Asturias 2011)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
MgBr_2	$2,96 - 1,31 = 1,65$	covalente-iónico
AlBr_3	$2,96 - 1,61 = 1,35$	covalente
SiBr_4	$2,96 - 1,90 = 1,06$	covalente
PBr_3	$2,96 - 2,19 = 0,77$	covalente

La secuencia correcta es:



La respuesta correcta es la **a**.

5.217. Dadas las siguientes sustancias: flúor, fluoruro de sodio, fluoruro de hidrógeno, ordénelas de mayor a menor punto de fusión.

- $\text{NaF} > \text{HF} > \text{F}_2$
- $\text{NaF} > \text{F}_2 > \text{HF}$
- $\text{F}_2 > \text{HF} > \text{NaF}$
- $\text{F}_2 > \text{NaF} > \text{HF}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Castilla León 2016)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

▪ El mayor punto de fusión le corresponde **NaF**, sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una **red cristalina iónica** con fuerzas muy intensas entre los iones que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.

- **HF** es una sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, su punto de fusión es bajo.
- **F₂** es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son fuerzas de dispersión de London, que serán poco intensas debido a que es una sustancia con pequeño volumen atómico y bajo peso molecular, por tanto será poco polarizable. Por este motivo, su punto de fusión es el más bajo de las tres sustancias propuestas.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias ordenadas por puntos de fusión decreciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **a**.

5.218. Ordene los compuestos HF, H₂O, NH₃ y CH₄ según el punto de ebullición creciente:

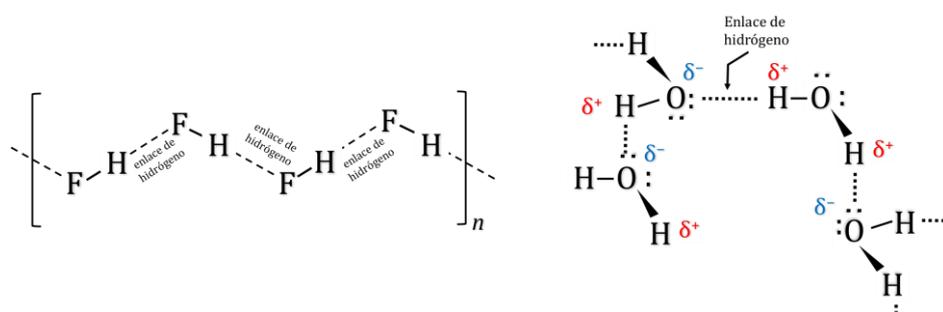
- CH₄ < NH₃ < H₂O < HF
- NH₃ < CH₄ < H₂O < HF
- HF < CH₄ < H₂O < NH₃
- CH₄ < NH₃ < HF < H₂O

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- **HF, H₂O** y **NH₃** son sustancias que tienen enlace covalente, pero además, se trata de moléculas polares que forman un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. La **temperatura de ebullición es mucho mayor en el H₂O** ya que sus enlaces de hidrógeno son más fuertes. Esto es debido a que el átomo de oxígeno es más electronegativo y más pequeño que el de nitrógeno.

A pesar de que el flúor es más electronegativo y pequeño que el oxígeno, y por eso cabría esperar que los enlaces de hidrógeno fueran más intensos e hicieran cambiar más la temperatura de ebullición del HF que la del H₂O, esta anomalía se debe a que una molécula de HF solo forma dos enlaces de hidrógeno, mientras que la de H₂O puede formar cuatro, tal como muestra la siguiente figura.

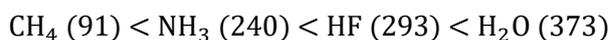


- **CH₄** es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**, que no son muy intensas debido ya que no es una sustancia con gran volumen atómico, y por tanto, poco polarizable. Su **temperatura de ebullición es la más baja** de todas las sustancias propuestas.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias ordenadas por puntos de ebullición creciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

5.219. ¿Cuál de las siguientes secuencias de sustancias se corresponde con un orden creciente correcto de puntos de ebullición?

- a) Etano < ácido etanoico < etanol
- b) Etano < etanol < ácido etanoico
- c) Ácido etanoico < etanol < etano
- d) Ácido etanoico > etano > etanol

(O.Q.L. País Vasco 2011)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más grande en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, más pequeño en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

- Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares. De las sustancias propuestas, este enlace se da en el etano, CH_3CH_3 .
- El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el ácido etanoico, CH_3COOH , y en el etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$. El que los puntos de ebullición del ácido sea más alto que el del alcohol se debe a que el ácido forma un dímero estable.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias dadas ordenadas por puntos de ebullición creciente son:

etano < etanol < ácido etanoico

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:

etano (231) < etanol (351) < ácido etanoico (391)

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2007).

5.220. ¿Qué combinación de átomos puede generar un enlace covalente polar?

- a) H y H
- b) H y Br
- c) N y N
- d) Cs y F

(O.Q.L. País Vasco 2011)

Un compuesto se considera que tiene enlace covalente polar si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es menor que 2,0. Aplicando este criterio a los elementos dados:

Elementos	$\Delta\chi$	Enlace predominante
H - H	$2,20 - 2,20 = 0,00$	covalente no polar
Br - H	$2,96 - 2,20 = 0,76$	covalente polar
N - N	$3,04 - 3,04 = 0,00$	covalente no polar
F - Cs	$3,98 - 0,79 = 2,19$	iónico

La respuesta correcta es la **b**.

5.221. La molécula de amoníaco puede formar enlace covalente coordinado con la siguiente especie:

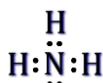
- a) K^+ f) H^+
 b) F^-
 c) BF_3
 d) H_2O
 e) Cl^-

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Jaén 2016)

El **enlace covalente coordinado o dativo** es aquel que se produce entre una base y un ácido de Lewis.

Una base de Lewis es una especie química que posee pares de electrones solitarios para compartir; y un ácido de Lewis es una especie química que posee huecos electrónicos en los que albergar pares de electrones solitarios.

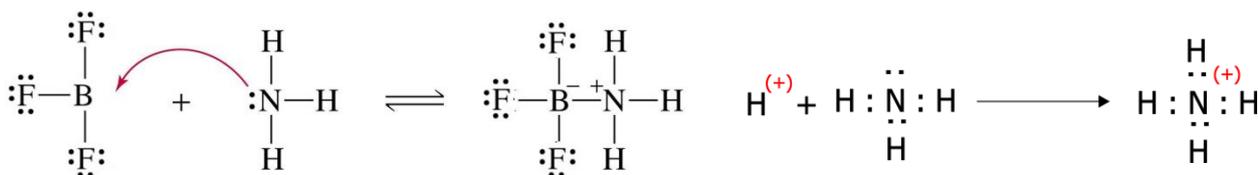
De acuerdo con la estructura Lewis de la molécula, el **amoníaco, NH_3** , es una base:



que se podrá unir mediante un enlace covalente coordinado con la especie propuesta que sea un ácido de Lewis. Sus estructuras son:



ácido de Lewis base de Lewis **ácido de Lewis** base de Lewis base de Lewis **ácido de Lewis**



El K^+ no puede actuar como ácido de Lewis ya que no dispone de orbitales vacíos de baja energía, orbitales *d*, que puedan aceptar fácilmente pares de electrones.

Las respuestas correctas son **c** y **f**.

5.222. Comparando los siguientes sólidos: yodo, cromo, bromuro de cesio, carburo de silicio y antraceno, los que conducen la electricidad en estado sólido y en disolución acuosa, respectivamente, son:

- a) Bromuro de cesio y carburo de silicio.
 b) Cromo y yodo.
 c) Carburo de silicio y cromo.
 d) Cromo y bromuro de cesio.
 e) Carburo de silicio y antraceno.

(O.Q.N. El Escorial 2012)

- Los **sólidos iónicos** como $CsBr$, no conducen la corriente eléctrica. Solo **presentan conductividad eléctrica** cuando se les funde o **disuelve en agua**, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones lo que permite el paso de electrones.
- Los **sólidos covalentes reticulares** como SiC , no conducen la corriente eléctrica en ningún tipo de estado de agregación.
- Los **sólidos covalentes moleculares** como I_2 y **antraceno** no conducen la corriente eléctrica en ningún tipo de estado de agregación.
- Los **sólidos metálicos** como Cr , de acuerdo con la teoría del enlace metálico más sencilla, la del "mar de electrones", cuanto mayor sea el número de electrones libres de este "mar", mayor será la conductividad eléctrica. **Conducen la corriente eléctrica en estado sólido**, pero no son solubles en agua.

La respuesta correcta es la **d**.

5.223. ¿Cuál o cuáles de los siguientes elementos son líquidos a 25 °C y 1 atm?

- a) Flúor y bromo
- b) Cloro
- c) Bromo
- d) Yodo
- e) Bromo y yodo

(O.Q.N. El Escorial 2012)

Todos los elementos propuestos son halógenos (F, Cl, Br, I) que forman moléculas diatómicas (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2). Entre estas existen fuerzas intermoleculares de dispersión de London, que son más intensas en el elemento con mayor polarizabilidad, en este caso el de mayor tamaño, el yodo, I_2 , lo que hace que se encuentre en estado sólido en condiciones estándar y algo menores en el bromo, Br_2 , que por este motivo es líquido en las mismas condiciones.

La respuesta correcta es la **c**.

5.224. ¿Cuál de las propuestas sobre el CaO es la correcta?

- a) Es un compuesto covalente.
- b) Es una sustancia conductora en estado sólido y líquido.
- c) Los puntos de fusión serán altos y los de ebullición serán bajos.
- d) En los nudos de la red cristalina habrá iones Ca^{2+} y O^{2-} .

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

El CaO es una sustancia con enlace predominantemente iónico. Entre las características principales de las sustancias iónicas se encuentran:

- Presentan elevados puntos de fusión y de ebullición debido a las intensas fuerzas de atracción existentes entre los iones que forman la red cristalina sólida.
- Son malos conductores de la corriente eléctrica en estado sólido, ya que, los electrones se encuentran fuertemente sujetos por los iones y estos se encuentran fijos en puntos de la red, sin embargo, conducen muy bien la corriente eléctrica en estado líquido ya que al estar rota la red cristalina los iones están libres y permiten el paso de los electrones.
- Forman redes cristalinas, sólidas a temperatura ambiente, en cuyos nudos se encuentran situados los iones.

La respuesta correcta es la **d**.

5.225. Los elementos A y B cuyos números atómicos son 8 y 11 forman el compuesto BA_2 que se trata de un sólido:

- a) Covalente
- b) Iónico
- c) Molecular
- d) Metálico

(O.Q.L. Murcia 2012)

- El elemento A tiene una configuración electrónica abreviada $[He] 2s^2 2p^4$ por lo que se trata de un elemento del grupo 16. El valor de $n = 2$ indica que es el oxígeno. Tiene tendencia a captar dos electrones para adquirir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble y formar el ion O^{2-} .
- El elemento B tiene una configuración electrónica abreviada $[Ne] 3s^1$ por lo que se trata de un elemento del grupo 1. El valor de $n = 3$ indica que es el sodio. Tiene tendencia a ceder un electrón para adquirir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble y formar el ion Na^+ .

Se combinan dos átomos de A (Na) con un átomo de B (O) para formar un compuesto de fórmula BA_2 (Na_2O) con enlace predominantemente iónico.

La respuesta correcta es la **b**.

5.226. El yodo es un sólido que puede llegar a sublimar con el calor de la mano. Este hecho se debe a:

- La debilidad de los enlaces intermoleculares.
- La ruptura de los enlaces covalentes de los átomos.
- Que sus átomos están en equilibrio entre el estado sólido y el gas.
- La presencia del sudor que ejerce de catalizador en la reacción.

(O.Q.L. Murcia 2012)

Las moléculas de yodo, así como las del resto de los halógenos, no presentan momento dipolar permanente debido a que al ser ambos átomos idénticos no se forma ningún dipolo. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles entre ellas son las de van der Waals conocidas como **fuerzas de dispersión de London**, que son más intensas en las especies con gran volumen atómico y elevado peso molecular, factores que hacen estas sustancias sean más polarizables. Estas fuerzas son tan **débiles en el yodo** que sublima con poco aporte de energía.

La respuesta correcta es la **a**.

5.227. ¿Cuál de los siguientes pares de elementos no formará un enlace iónico?

- Cesio y flúor
- Calcio y oxígeno
- Litio y cloro
- Oxígeno e hidrógeno

(O.Q.L. País Vasco 2012)

Un compuesto se considera que tiene enlace iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es mayor que 2,0. Aplicando este criterio a los elementos dados:

Elementos	$\Delta\chi$	Enlace predominante
F - Cs	$3,98 - 0,79 = 2,19$	iónico
O - Ca	$3,44 - 1,00 = 2,44$	iónico
Cl - Li	$3,16 - 0,98 = 2,18$	iónico
O - H	$3,44 - 2,20 = 1,24$	covalente polar

La respuesta correcta es la **d**.

5.228. En el laboratorio se estudian las propiedades físicas de una sustancia, encontrándose que es soluble en agua, pero no en tolueno, tiene un punto de fusión elevado y no conduce la corriente eléctrica en estado sólido. Señale de cuál de las siguientes sustancias puede tratarse:

- Dióxido de silicio
- Permanganato de potasio
- Yodo
- Cobre

(O.Q.L. Asturias 2012)

Si una sustancia posee las siguientes propiedades:

- Tiene elevado punto de fusión → debe formar una red cristalina sólida a temperatura ambiente. Esto descarta al yodo.
- Es soluble en agua pero no en tolueno → debe tener un enlace muy polar. Esto descarta al dióxido de silicio y cobre.
- No conduce la corriente eléctrica en estado sólido → debe tener una estructura cristalina sin electrones deslocalizados o libres.

La sustancia que posee estas propiedades es un **sólido iónico** como el **permanganato de potasio**.

La respuesta correcta es la **b**.

5.229. Las temperaturas de ebullición de cuatro sustancias orgánicas son: 170 °C, 0 °C, 97 °C y 11 °C. Las sustancias orgánicas son:

A: CH₃CH₂CH₂CH₃ B: CH₃CH₂OCH₃ C: CH₃CH₂CH₂OH D: NH₂CH₂CH₂OH

¿Cuál sería la asignación correcta de las temperaturas de ebullición de cada sustancia?

- a) A: 0 °C B: 11 °C C: 97 °C D: 170 °C
 b) A: 11 °C B: 0 °C C: 170 °C D: 97 °C
 c) A: 97 °C B: 0 °C C: 170 °C D: 11 °C
 d) A: 170 °C B: 97 °C C: 11 °C D: 0 °C

(O.Q.L. Asturias 2012)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo). Además, el punto de ebullición aumenta con el peso molecular de la sustancia, ya que también contribuyen las fuerzas de dispersión de London y estas aumentan al aumentar la longitud de la cadena.

- La **sustancia A, butano, CH₃CH₂CH₂CH₃**, presenta enlace intermolecular del tipo **fuerzas de dispersión de London** que se da en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares. Le corresponde la menor temperatura de ebullición, **0 °C**.
- La **sustancia B, etilmetiléter, CH₃CH₂OCH₃**, tiene enlace covalente polar y presenta enlaces intermoleculares **dipolo-dipolo** y **fuerzas de dispersión de London**. Le corresponde la siguiente temperatura de ebullición más baja, **11 °C**
- Las **sustancias C y D, 1-propanol, CH₃CH₂CH₂OH** y **2-aminoetanol, NH₂CH₂CH₂OH**, respectivamente, tienen enlace covalente polar y presentan enlace de hidrógeno. Es tipo de enlace intermolecular, que más fuerte que los anteriores, se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O y N) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. La temperatura de ebullición del 2-aminoetanol es más elevada debido a que puede formar más enlaces de hidrógeno que el alcohol. Les corresponden las temperaturas de ebullición, **97 °C** para el 1-propanol (C) y **170 °C** para el 2-aminoetanol (D).

La respuesta correcta es la a.

5.230. De cuatro elementos A, B, C y D, cuyos números atómicos son, respectivamente, 3, 9, 10 y 11 se puede deducir que:

- a) A es un halógeno.
 b) BD es un compuesto iónico.
 c) C es un elemento muy activo.
 d) AB es un compuesto covalente.

(O.Q.L. La Rioja 2012)

- El **elemento ₃A** tiene una configuración electrónica abreviada [He] 2s¹ por lo que se trata de un elemento del grupo 1 (alcalinos). El valor de $n = 2$ indica que es el **litio**. Tiene tendencia a ceder un electrón y formar el ion Li⁺.
- El **elemento ₉B** tiene una configuración electrónica abreviada [He] 2s² 2p⁵ por lo que se trata de un elemento del grupo 17 (halógenos). El valor de $n = 2$ indica que es el **flúor**. Tiene tendencia a captar un electrón y formar el ion F⁻.
- El **elemento ₁₀C** tiene una configuración electrónica abreviada [He] 2s² 2p⁶ por lo que se trata de un elemento del grupo 18 (gases nobles). El valor de $n = 2$ indica que es el **neón**. No tiene tendencia a ceder o captar electrones.
- El **elemento ₁₁D** tiene una configuración electrónica abreviada [Ne] 3s¹ por lo que se trata de un elemento del grupo 1 (alcalino). El valor de $n = 3$ indica que es el **sodio**. Tiene tendencia a ceder un electrón y formar el ion Na⁺.

- a) Falso. A es un alcalino.

- b) **Verdadero**. Se combinan un átomo de D (Na) y otro de B (F) forman un **compuesto de fórmula DB** (NaF) con enlace predominantemente **iónico**.
- c) Falso. C es un gas noble que no reacciona.
- d) Falso. Se combinan un átomo de A (Li) y otro de B (F) forman un compuesto de fórmula AB (LiF) con enlace predominantemente iónico.

La respuesta correcta es la **b**.

5.231. El punto de fusión del ICl es más alto que el del Br₂(s) debido a que:

- a) El peso molecular del ICl es algo superior al del Br₂.
- b) En el ICl existen enlaces de hidrógeno y en el Br₂ no.
- c) En el ICl el enlace es covalente polar y en el Br₂ es covalente no polar.
- d) En el ICl el enlace es covalente no polar y en el Br₂ es covalente polar.

(O.Q.L. La Rioja 2012)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de monocloruro de yodo y de dibromo son:



- De acuerdo con la notación del modelo RPECV, tanto ICl como Br₂ son especies que se ajustan a la fórmula AXE₃ a la que corresponden números estéricos (m+n) = 4, con una disposición tetraédrica y geometría lineal ya están formadas por solo dos átomos. La molécula de ICl es polar ya que sus átomos son diferentes, mientras que la de Br₂ es no lo es ya que ambos átomos son iguales.
- Las dos sustancias carecen del elemento hidrógeno y los átomos que las forman son voluminosos y su electronegatividad no es muy elevada, por este motivo ninguna de ellas puede formar enlaces de hidrógeno.
- Si los pesos moleculares son similares, ICl (162,5) y Br₂ (160,0), la intensidad de las fuerzas de dispersión de London también lo debe ser.

La única razón que explique que el **punto de fusión del ICl** (300,3 K) **sea mayor que el Br₂** (265,8 K) debe ser la **diferencia de polaridad** existente entre ambas sustancias.

La respuesta correcta es la **c**.

5.232. Ordene las siguientes sustancias de menor a mayor punto de fusión:

- a) Si, KCl, CH₃OH, C₂H₆
- b) Si, KCl, C₂H₆, CH₃OH
- c) CH₃OH, C₂H₆, Si, KCl
- d) C₂H₆, CH₃OH, KCl, Si
- e) KCl, Si, C₂H₆, CH₃OH

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. País Vasco 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

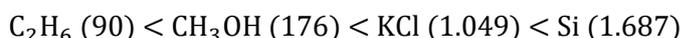
- La temperatura de fusión más alta le corresponde al **Si** que es un metaloide que tiene enlace covalente y forma una **red cristalina atómica**, sólida a temperatura ambiente, muy difícil de romper debido a la fortaleza de estos enlaces.
- **KCl**, sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una **red cristalina iónica** con fuerzas muy intensas entre los iones que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.
- **CH₃OH** es un compuesto que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar que puede formar un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares.

▪ C_2H_6 es un compuesto que tiene enlace covalente, pero al ser una sustancia que no presenta momento dipolar permanente, solo presenta enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London**. Su punto de fusión el más bajo de todas las sustancias propuestas.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias dadas ordenadas por puntos de fusión creciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

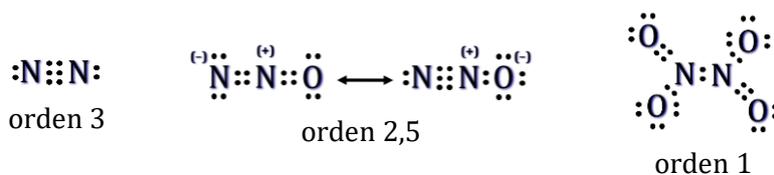
5.233. ¿Cuál es el orden decreciente, según la longitud del enlace NN, en el que se deben de colocar las moléculas N_2 , N_2O y N_2O_4 ?

- N_2O_4 , N_2O , N_2
- N_2 , N_2O , N_2O_4
- N_2O , N_2 , N_2O_4
- N_2 , N_2O_4 , N_2O

(O.Q.L. Galicia 2012) (O.Q.L. Madrid 2012)

El orden de enlace se define como el número de pares de electrones que forman un enlace. Si el orden de enlace aumenta, la longitud del enlace decrece y la energía del enlace aumenta.

A la vista de las respectivas estructuras de Lewis:



Respecto a la longitud del enlace NN, se observa que la molécula de N_2 presenta un triple enlace por lo que este será el más corto de todos. A continuación, el siguiente enlace en longitud es el de la molécula de N_2O que por presentar resonancia tiene un enlace cuya longitud está comprendida entre la del enlace doble y el triple. Finalmente, el enlace más largo le corresponde a la molécula de N_2O_4 que tiene enlace sencillo.

Las sustancias dadas ordenadas según longitud decreciente del enlace NN son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la distancia de enlace NN (pm) son:



La respuesta correcta es la **a**.

5.234. Los puntos de fusión, ordenados de forma creciente, de los sólidos indicados son:

- BaO, LiF, KBr y MgO
- LiF, KBr, MgO y BaO
- BaO, MgO, LiF y KBr
- KBr, LiF, BaO y MgO

(O.Q.L. Galicia 2012) (O.Q.L. Galicia 2018)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte, es decir la que tenga mayor energía reticular.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

- Respecto a las cargas, son las mismas en KBr y LiF (+1 y -1), y en BaO y MgO (+2 y -2).
- Respecto a los radios iónicos, son más grandes en KBr y BaO ya que incluye elementos del cuarto y quinto periodo (KBr) y segundo y sexto periodo (BaO). A continuación, MgO con elementos del segundo y tercer periodo y, finalmente, menores en el LiF con elementos del segundo periodo.

Teniendo en cuenta lo expuesto, las energías reticulares y los puntos de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:

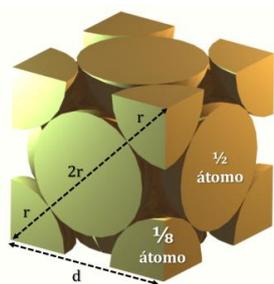


La respuesta correcta es la **d**.

5.235. Un metal cristaliza con una estructura cúbica centrada en las caras, y tiene una celda unidad cuya arista mide 408 pm. ¿Cuál es el diámetro de los átomos?

- 144 pm
- 204 pm
- 288 pm
- 408 pm
- Ninguno de los anteriores.

(O.Q.L. Valencia 2012)



Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos:

$$\frac{1}{8} \cdot 8 \text{ átomos (vértice)} + \frac{1}{2} \cdot 6 \text{ átomos (cara)} = 4 \text{ átomos}$$

También se puede observar, que la diagonal de una cara del cubo, D , está integrada por cuatro radios atómicos.

A partir de la arista del cubo, d , se puede obtener el valor de la diagonal, D , de la cara:

$$D = \sqrt{d^2 + d^2} = d\sqrt{2} = 577 \text{ pm}$$

La respuesta correcta es la **e**.

5.236.Cuál de las siguientes sustancias será sólida a temperatura ambiente:

- Na_2S
- HF
- NH_3
- N_2
- H_2O

(O.Q.L. Valencia 2012)

a) Verdadero. Na_2S es una sustancia que forma una red cristalina iónica que es sólida a temperatura ambiente.

b-c-e) Falso. HF, NH_3 y H_2O son sustancias que tienen enlace covalente polar, pero que presentan enlace de hidrógeno lo que motiva que presenten temperaturas de ebullición anómalas. En el caso del agua, se

forman más de estos enlaces que en las otras sustancias por lo que esta sustancia, a diferencia de las otras, es líquida a temperatura ambiente.

d) Falso. N_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar y forma moléculas gaseosas a temperatura ambiente.

La respuesta correcta es la a.

5.237. Las sustancias H_2O , CH_3OH , CH_4 , I_2 , Cl_2 , se han ordenado por orden creciente de su punto de ebullición. El orden correcto es:

- a) $H_2O < CH_3OH < CH_4 < I_2 < Cl_2$
- b) $H_2O < CH_4 < CH_3OH < I_2 = Cl_2$
- c) $CH_4 < CH_3OH < H_2O < Cl_2 < I_2$
- d) $CH_4 < Cl_2 < CH_3OH < H_2O < I_2$
- e) $CH_4 < Cl_2 < I_2 < CH_3OH < H_2O$

(O.Q.L. Valencia 2012)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- La **mayor temperatura de ebullición** le corresponde al I_2 , sustancia que tiene enlace covalente no polar pero que mantiene unidas sus moléculas mediante **fuerzas de dispersión de London**, que son muy intensas ya que es una sustancia con gran volumen atómico, y por tanto, muy polarizable. Estas fuerzas tienen tal magnitud que hace esta sustancia sea sólida a temperatura ambiente y su punto de ebullición es superior a los del H_2O y CH_3OH que tienen enlace de hidrógeno.

- H_2O y CH_3OH son sustancias que tienen enlace covalente, pero además, se trata de moléculas polares que forman un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, sus temperaturas de ebullición son más altas de lo que deberían ser. Esta **temperatura es mucho mayor** en el H_2O ya que puede dar más enlaces de hidrógeno que el CH_3OH .

- CH_4 y Cl_2 son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Sus moléculas se unen mediante **fuerzas de dispersión de London**, muy débiles ya que estas sustancias tienen pequeño volumen atómico lo que las hace poco polarizables. El mayor volumen del Cl_2 hace que su **temperatura de ebullición sea mucho mayor que la del CH_4** .

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de ebullición de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la d.

5.238. Cuál de las siguientes propuestas referidas a la energía reticular es falsa:

- a) Se define como la energía que se desprende cuando se forma un mol de sólido iónico a partir de sus iones en fase gas.
- b) MgO tiene una energía reticular mayor que $CaCl_2$.
- c) La energía reticular de un sólido con iones cuyas cargas son +2 y -2 es el doble que la de un sólido con iones cuyas cargas son +1 y -1.
- d) MgO tiene una energía reticular mayor que LiF .

(O.Q.L. Valencia 2012)

a) Verdadera. La propuesta coincide con la definición de energía reticular.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

b) Verdadero. En el caso de MgO y CaCl₂ las cargas iónicas son mayores en el MgO (+2, -2) mientras que en el CaCl₂ son (+2, -1). Además, el MgO contiene un ion del segundo periodo (O²⁻), mientras que el CaCl₂ tiene uno del cuarto periodo (Ca²⁺) que es de mayor tamaño.

c) **Falso**. Aunque las cargas sean el doble se desconoce el valor de la distancia interiónica, por lo tanto, se puede afirmar que la energía reticular será mayor pero no necesariamente el doble.

d) Verdadero. En el caso de MgO y LiF las cargas iónicas son mayores en el MgO (+2, -2) mientras que en el LiF son (+1, -1). Además, aunque el MgO contenga un ion del tercer periodo (Mg²⁺) el factor de las cargas tiene mayor incidencia en el valor de la energía reticular.

La respuesta correcta es la c.

5.239. El grafito y el diamante son dos formas alotrópicas del carbono. El paso de un forma a otra:

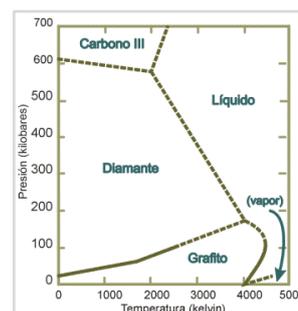
- Es un cambio de estado a altas temperaturas.
- Es una transición de fase a altas presiones.
- Es un cambio de estado a altas presiones.
- No se puede realizar.

(O.Q.L. Madrid 2012)

Como se puede observar en el diagrama de fases del carbono, la conversión de grafito en diamante es un **cambio de fase** que tiene lugar a **altas presiones**.

Esta conversión fue conseguida por primera vez por General Electric en 1955 a una temperatura de 2.289 K y una presión de 650 kbar.

La respuesta correcta es la b.



5.240. ¿Qué metal se encuentra en la vitamina B₁₂?

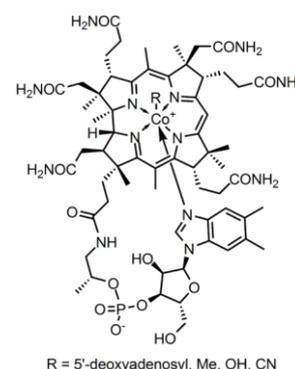
- Co
- K
- Fe
- No tiene metales en su estructura.

(O.Q.L. Madrid 2012)

La vitamina B₁₂ o cianocobalamina es un compuesto que presenta un ion **Co³⁺** que se comporta como ácido de Lewis y que se encuentra unido mediante un enlace coordinado a un grupo ciano y a un macrociclo corrina que actúan como bases de Lewis.

Su estructura molecular fue establecida mediante difracción de RX por Dorothy Crowfoot Hodgkin en 1955.

La respuesta correcta es la a.



5.241. El modelo de doble hélice del ADN establece que las bases nitrogenadas de las cadenas se enfrentan y aparecen entre ellas enlaces o uniones del tipo:

- Iónico
- Covalente polar
- Fuerzas de van der Waals
- Enlace de hidrógeno

(O.Q.L. Madrid 2012)

Las bases nitrogenadas contienen grupos amino $-\text{NH}_2$ entre los que forman enlaces intermoleculares del tipo **enlace de hidrógeno**.

La respuesta correcta es la **d**.

5.242. ¿Cuál de los siguientes compuestos iónicos tiene menor energía reticular?

- a) LiF
- b) CsI
- c) NaCl
- d) BaO
- e) MgO

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Cantabria 2014) (O.Q.L. Granada 2016)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Suponiendo que todos los compuestos dados tienen el mismo valor de las constantes, le corresponde menor energía reticular a la sustancia que presente menores cargas iónicas y mayor distancia interiónica.

Las sustancias BaO y MgO presentarán energías reticulares elevadas por estar formadas por iones divalentes.

Las sustancias LiF, CsI y NaCl son halogenuros alcalinos y por ello están formados por iones monovalentes, por tanto el factor carga no influye para determinar cuál es la sustancia seleccionada. Es el factor distancia interiónica el que indica cuál de las tres posee el mínimo valor de la energía reticular. Esta será menor en la especie que esté formada por iones de mayor tamaño:

- LiF formado por iones de elementos pertenecientes al segundo periodo $\rightarrow U_{\text{máxima}}$
- NaCl formado por iones de elementos pertenecientes al tercer periodo $\rightarrow U_{\text{media}}$
- **CsI** formado por iones de elementos pertenecientes al sexto periodo $\rightarrow U_{\text{mínima}}$

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de U (kJ mol^{-1}) son:

$$\text{MgO } (-3.791) > \text{BaO } (-3.054) > \text{LiF } (-1.049) > \text{NaCl } (-790) > \text{CsI } (-613)$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.243. ¿Cuál de las siguientes sustancias puede considerarse como ejemplo de una red covalente?

- a) $\text{S}_8(\text{s})$
- b) $\text{SiO}_2(\text{s})$
- c) $\text{MgO}(\text{s})$
- d) $\text{NaCl}(\text{s})$
- e) $\text{C}_{25}\text{H}_{52}(\text{s})$

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Madrid 2016) (O.Q.L. Granada 2016)

Una sustancia que forma una **red covalente** presenta las siguientes propiedades:

- Debe ser un sólido a temperatura ambiente.
- Sus átomos deben estar unidos mediante enlace covalente, esto descarta a MgO y NaCl.
- Debe tener elevadas temperaturas de fusión y ebullición, esto descarta a S_8 y $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$.

La sustancia que cumple las propiedades dadas es **SiO_2** .

La respuesta correcta es la **b**.

5.244. Un determinado sólido es muy duro, tiene una elevada temperatura de fusión y no conduce la corriente eléctrica mientras permanece en ese estado. Se trata de:

- a) I₂
- b) NaCl
- c) CO₂
- d) H₂O
- e) Cu

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Baleares 2016) (O.Q.L. Granada 2016)

- Si una sustancia sólida es muy dura, se descarta a CO₂.
- Si una sustancia sólida tiene una elevada temperatura de fusión, se descarta a I₂ y H₂O.
- Si una sustancia sólida no conduce la corriente eléctrica en estado sólido, se descarta a Cu.

La sustancia que presenta las características propuestas es **NaCl** que forma una **red cristalina iónica** sólida a temperatura ambiente.

La respuesta correcta es la **b**.

5.245. ¿En cuál de las siguientes series las sustancias se presentan en orden decreciente de sus temperaturas de fusión?

- a) Cl₂, Na, NaCl, SiO₂
- b) Na, NaCl, Cl₂, SiO₂
- c) SiO₂, NaCl, Na, Cl₂
- d) NaCl, SiO₂, Na, Cl₂
- e) SiO₂, Na, NaCl, Cl₂

(O.Q.N. Alicante 2013)

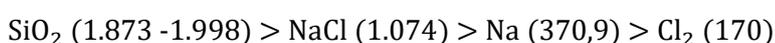
Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de fusión le corresponde al **SiO₂**, sustancia que forma una **red cristalina covalente** con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.
- **NaCl** es una sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una **red cristalina iónica** con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.
- **Na** es una sustancia que tiene enlace metálico que forma una **red cristalina metálica**. Esta sustancia es sólida a temperatura ambiente por lo que tiene un punto de fusión mucho menor que el del NaCl, ya que el sodio presenta baja carga nuclear.
- **Cl₂** es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**, que serán bastante intensas debido a que es una sustancia con gran volumen atómico y elevado peso molecular y que por tanto será muy polarizable. Su punto de fusión es bajo el menor de todas las sustancias propuestas.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden decreciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **c**.

5.246. Dadas las siguientes sustancias, NaCl, Cl₂, H₂O y C (diamante), ¿en cuál están ordenadas las sustancias según puntos de ebullición creciente?

- NaCl < Cl₂ < H₂O < C (diamante)
- Cl₂ < NaCl < H₂O < C (diamante)
- H₂O < Cl₂ < NaCl < C (diamante)
- Cl₂ < H₂O < NaCl < C (diamante)
- H₂O < Cl₂ < C (diamante) < NaCl

(O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de ebullición le corresponde al **C (diamante)**, sustancia que forma una **red cristalina atómica** con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de ebullición.
- NaCl** es una sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una **red cristalina iónica** con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de ebullición.
- H₂O** es una sustancia que tienen enlace covalente, pero además, se trata de una molécula polar que forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, su temperatura de ebullición es más alta de lo que debería ser.
- Cl₂** es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**, que no son muy intensas debido ya que no es una sustancia con gran volumen atómico, y por tanto, poco polarizable. Su temperatura de ebullición es la más baja de todas las sustancias propuestas.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de ebullición de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

5.247. De las siguientes sustancias, CH₄, H₂O, CH₃OH, NH₃, H₂Te y HF, ¿en cuál de ellas no se produce enlace de hidrógeno?

- CH₄
- H₂O
- CH₃OH
- NH₃
- HF
- H₂Te

(O.Q.L. Preselección Valencia 2013) (O.Q.L. Castilla y León 2014) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

- H₂O, CH₃OH, NH₃ y HF, sí poseen un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo, oxígeno, oxígeno, nitrógeno y flúor, respectivamente, por lo que pueden dar este tipo de enlace.
- CH₄ y H₂Te** no poseen átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo, por lo que **no pueden dar enlace de hidrógeno**.

Las respuestas correctas son **a** y **f**.

5.248. ¿Cuál de las siguientes propuestas es falsa?

- a) Al fundir cloruro de sodio se rompen enlaces iónicos.
- b) Al sublimar yodo se rompen fuerzas de van der Waals.
- c) Al fundir oro se rompen enlaces metálicos.
- d) Al fundir hielo se rompen enlaces de hidrógeno y fuerzas de van der Waals.
- e) Al vaporizar C (diamante) se rompen fuerzas de van der Waals.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

- a) Verdadero. El cloruro de sodio es una sustancia que presenta enlace predominantemente iónico.
- b) Verdadero. El yodo sólido es una sustancia que tiene enlace covalente y enlace intermolecular de van der Waals, y son las fuerzas de dispersión de London las que deben romperse para sublimar esta sustancia.
- c) Verdadero. El oro es una sustancia que presenta enlace metálico.
- d) Verdadero. El hielo es una sustancia que tiene enlace covalente y los enlaces intermoleculares hidrógeno y fuerzas de van der Waals.
- e) Falso. Una sustancia con una temperatura de ebullición tan elevada como el **diamante** (5.100 K) es **imposible** que presente **fuerzas intermoleculares del tipo van der Waals**.

La respuesta correcta es la e.

5.249. De las siguientes series de sustancias, ¿en cuál se encuentran ordenadas por punto de fusión creciente?

- a) $\text{SiO}_2 < \text{NH}_3 < \text{I}_2 < \text{NaCl}$
- b) $\text{NH}_3 < \text{SiO}_2 < \text{I}_2 < \text{NaCl}$
- c) $\text{I}_2 < \text{NH}_3 < \text{SiO}_2 < \text{NaCl}$
- d) $\text{NH}_3 < \text{I}_2 < \text{NaCl} < \text{SiO}_2$
- e) $\text{NH}_3 < \text{I}_2 < \text{SiO}_2 < \text{NaCl}$

(O.Q.L. Valencia 2013) (O.Q.L. Valencia 2015)

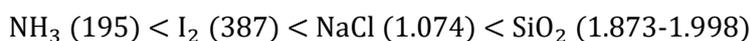
Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de fusión le corresponde al SiO_2 , sustancia que forma una **red cristalina covalente** con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.
- NaCl es una sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una **red cristalina iónica** con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.
- I_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**, que son muy intensas debido ya que es una sustancia con gran volumen atómico, y por tanto, muy polarizable. Por este motivo su temperatura de fusión es superior a la del amoníaco.
- NH_3 es una sustancia que tiene enlace covalente, pero además, se trata de una molécula polar que forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, su temperatura de fusión es más alta de lo que debería ser.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

5.250. El calcio cristaliza con una estructura cúbica centrada en las caras (o cúbica compacta). El radio atómico del calcio es 197 pm, la arista medirá (en pm):

- 590
- 279
- 394
- 557
- 390

Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos:

$$\frac{1}{8} \cdot 8 \text{ átomos (vértice)} + \frac{1}{2} \cdot 6 \text{ átomos (cara)} = 4 \text{ átomos}$$

También se puede observar, que la diagonal de una cara del cubo, D , está integrada por cuatro radios atómicos.

La relación entre el radio del átomo r , la arista del cubo d y la diagonal de la cara D viene dada por las expresión:

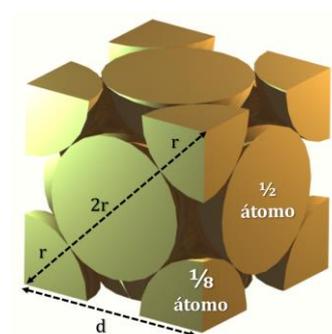
$$D = \sqrt{d^2 + d^2} \quad \rightarrow \quad 4r = d\sqrt{2}$$

El valor de la arista es:

$$d = \frac{4 \cdot (197 \text{ pm})}{\sqrt{2}} = 557 \text{ pm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(O.Q.L. Valencia 2013)



5.251. ¿Cuál de los siguientes grupos contiene, exclusivamente, compuestos que no son iónicos (moleculares)?

- HCN, NO₂, Ca(NO₃)₂
- CCl₄, SF₄, KOH
- HCN, PCl₅, LiBr
- NH₃, H₂S, CH₂O
- NH₃, NCl₃, NaNH₂

(O.Q.L. Valencia 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

Los compuestos Ca(NO₃)₂, KOH, LiBr y NaNH₂ contienen metales alcalinos o alcalinotérreos que tienen una elevada tendencia a ceder electrones. Estos compuestos forman redes cristalinas iónicas sólidas a temperatura ambiente.

El único grupo formado por compuestos que tienen enlace predominantemente covalente es el propuesto en el apartado d) NH₃, H₂S, CH₂O.

La respuesta correcta es la **d**.

5.252. Señale la respuesta correcta. Las longitudes de enlace X–X en las moléculas de los halógenos son:

- F₂ < Cl₂ > Br₂ > I₂
- F₂ > Cl₂ > Br₂ > I₂
- F₂ < Cl₂ < Br₂ < I₂
- F₂ ≈ Cl₂ > Br₂ > I₂
- F₂ > Cl₂ > Br₂ ≈ I₂

(O.Q.L. Valencia 2013)

Las moléculas de los halógenos presentan un enlace covalente sencillo cuya longitud depende del tamaño relativo de los átomos. Este tamaño viene determinado por el número de capas electrónicas que tiene el átomo. Los halógenos ordenados según la longitud del enlace X–X son: F₂ < Cl₂ < Br₂ < I₂

Consultando la bibliografía se obtienen los siguientes valores:

Sustancia	F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂
Periodo	2	3	4	5
radio covalente / pm	71	99	114	133

La respuesta correcta es la **c**.

5.253. De las siguientes sustancias ¿cuál tiene el punto de ebullición más alto?

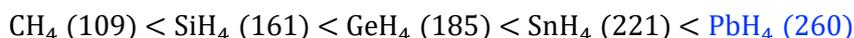
- a) SiH₄
- b) CH₄
- c) PbH₄
- d) SnH₄
- e) GeH₄

(O.Q.L. Valencia 2013)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

Se trata de cinco sustancias que presentan enlace covalente polar pero que forman moléculas que no presentan momento dipolar permanente debido a que la geometría tetraédrica que presentan hace que los cuatro vectores momento dipolar se anulen entre sí. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles entre ellas son **fuerzas de dispersión de London**, que son más intensas en las especies con gran volumen atómico y elevado peso molecular, factores que hacen estas sustancias sean más polarizables. La molécula de mayor tamaño es PbH₄, por tanto, es la que **tiene mayor temperatura de ebullición**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

5.254. ¿Qué significa que un metal es maleable?

- a) Que es duro.
- b) Que se puede rayar.
- c) Que se puede obtener en hojas delgadas.
- d) Que se puede obtener en hilos.

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

El tipo de enlace que tienen los metales en el que los núcleos se encuentran unidos por medio de una nube de electrones que les rodea, permite que cuando se les somete a fuerzas su estructura **se deforme y adquieran forma de hojas delgadas**. Esta propiedad se denomina **maleabilidad**.

La respuesta correcta es la **c**.

5.255. ¿Cuál de las siguientes sustancias es más probable que sea un gas a una temperatura de 25 °C y presión de 1 atm?

- a) MgO
- b) C₁₀H₂₂
- c) LiF
- d) B₂H₆

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

Será gas a temperatura ambiente la sustancia que tenga enlace predominantemente covalente y presente débiles fuerzas intermoleculares.

Las únicas de las sustancias de las propuestas que tiene enlace covalente son C₁₀H₂₂ y B₂H₆, pero la primera es una sustancia muy voluminosa y por ello muy polarizable, lo que hace que presente fuerzas de dispersión de London muy intensas que hacen cambiar su estado de agregación al estado sólido. Esto no

ocurre con el B_2H_6 cuyas fuerzas de este tipo son menos y más débiles, lo que provoca que sea un gas en condiciones las condiciones dadas.

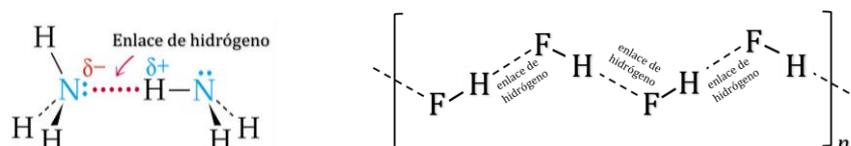
La respuesta correcta es la **d**.

5.256. De los siguientes compuestos, HF, NH_3 , PH_3 y SiH_4 , ¿en cuáles deben existir enlaces de hidrógeno?

- HF y NH_3
- HF y PH_3
- NH_3 y PH_3
- PH_3 y SiH_4

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



Las únicas de las sustancias propuestas que cumplen esa doble condición, tener un átomo muy electronegativo y pequeño, son NH_3 y HF.

La respuesta correcta es la **a**.

5.257. ¿En cuál de los siguientes estados el etanol podría conducir la electricidad?

- Sólido
- Líquido
- Gas
- Ninguno

(O.Q.L. Castilla y León 2013) (O.Q.L. Sevilla 2018)

Una sustancia conduce la corriente eléctrica cuando permite el paso de los electrones a través de su estructura.

El etanol es una sustancia que presenta enlace predominantemente covalente y cuyas moléculas se encuentran unidas entre sí por fuertes enlaces intermoleculares de hidrógeno lo que hace que sea una sustancia líquida en condiciones ambientales. Este tipo de sustancias, con estos enlaces, **son incapaces de conducir la electricidad** en cualquier estado de agregación.

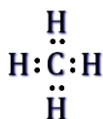
La respuesta correcta es la **d**.

5.258. Dadas las moléculas: NH_3 , H_2S , CH_4 y BH_3 se puede decir:

- La hibridación del carbono en el CH_4 es del tipo sp^2 .
- La molécula de H_2S es apolar.
- La molécula de BH_3 es piramidal.
- El NH_3 es el compuesto de mayor temperatura de ebullición.

(O.Q.L. Murcia 2013)

a) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de metano es:

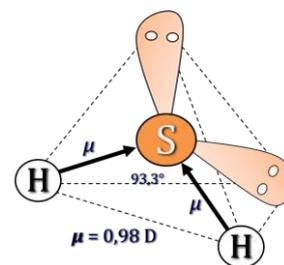


De acuerdo con la notación del modelo RPECV el CH_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su átomo central tiene hibridación sp^3 .

b) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de sulfuro de dihidrógeno es:

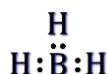


De acuerdo con la notación del modelo RPECV el H_2S es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición es tetraédrica y su geometría angular ya que solo hay dos ligandos unidos al átomo central.

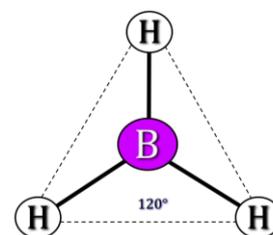


Al ser el azufre ($\chi = 2,58$) más electronegativo que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen dos dipolos dirigidos hacia azufre, $\text{H} \rightarrow \text{S}$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es angular la resultante de ambos vectores no es nula ($\mu = 0,98 \text{ D}$) y la molécula es polar.

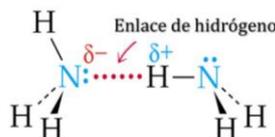
c) Falso. La estructura de Lewis de la molécula de borano es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el BH_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular.



d) **Verdadero.** El NH_3 es la única de las sustancias propuestas que puede formar enlaces intermoleculares de hidrógeno que son los enlaces intermoleculares más fuertes. Esto motiva que su temperatura de ebullición sea superior a la de las otras sustancias propuestas.



La respuesta correcta es la **d**.

5.259. Señale el compuesto iónico binario:

- ClO_2
- BaSO_4
- CS_2
- Na_2S

(O.Q.L. Murcia 2013)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos descartando el BaSO_4 por ser un compuesto ternario:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
ClO_2	$3,44 - 3,16 = 0,28$	covalente
CS_2	$2,58 - 2,55 = 0,03$	covalente
Na_2S	$2,55 - 0,93 = 1,62$	covalente-iónico

La respuesta correcta es la **d**.

5.260. Cuando una sustancia que es gaseosa en condiciones normales pasa a estado sólido, formará cristales:

- Iónicos
- Moleculares
- Covalentes
- Metálicos

(O.Q.L. Murcia 2013)

Las sustancias que son gaseosas en condiciones tienen enlace predominantemente covalente. Cuando cambian su estado de agregación a sólido, es por la aparición entre las moléculas de estas sustancias de débiles fuerzas intermoleculares del tipo dispersión de London que determinan la formación de un **sólido molecular**. Este es el caso del I_2 .

La respuesta correcta es la **b**.

5.261. ¿Cuál de los siguientes compuestos es predominantemente iónico?

- a) CaO
- b) Cl_2O
- c) SO_2
- d) BF_3

(O.Q.L. Extremadura 2013)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos propuestos:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
CaO	$3,44 - 1,00 = 2,44$	iónico
Cl_2O	$3,44 - 3,16 = 0,28$	covalente
SO_2	$3,44 - 2,58 = 0,86$	covalente
BF_3	$3,98 - 2,04 = 1,95$	covalente

La respuesta correcta es la **a**.

5.262. A continuación se mencionan afirmaciones relativas a las propiedades de diversas sustancias. Indique la que no es correcta:

- a) El PH_3 tiene menor punto de ebullición que el NH_3 .
- b) La sacarosa no es conductora de la electricidad cuando se encuentra disuelta en agua.
- c) El C (grafito) es conductor de la electricidad.
- d) El CaO es más soluble en agua que el CsI.

(O.Q.L. Galicia 2013)

a) Verdadero. El PH_3 no puede formar enlaces de hidrógeno, mientras que el NH_3 sí los forma. Por este motivo, la temperatura de ebullición del PH_3 es inferior a la del NH_3 .

b) Verdadero. La sacarosa es un sólido molecular con enlace covalente polar que se disuelve en agua al formarse enlaces intermoleculares del tipo enlaces de hidrógeno o dipolo-dipolo, entre el sólido molecular y el agua, aunque no conduce la electricidad debido a la ausencia de iones en la disolución.

c) Verdadero. Cada uno de los átomos de carbono que forman el grafito se encuentra unido a otros tres mediante enlaces covalentes formando una red cristalina en la que existen electrones deslocalizados que permiten el paso de la corriente eléctrica.

d) Falso. La solubilidad de un compuesto cristalino iónico en agua depende del valor de la energía reticular de este. A menor energía reticular mayor solubilidad.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Suponiendo que todas las sustancias propuestas tienen el mismo valor de las constantes, le corresponde menor energía reticular a la sustancia que presente menores cargas iónicas y mayor distancia interiónica.

Respecto a las cargas iónicas:

- CaO carga elevada por estar formado por iones divalentes.
- CsI carga pequeña por estar formado por iones monovalentes.

Respecto a las distancias interiónicas:

- CaO formado por iones pequeños (elementos pertenecientes a los periodos 2 y 4).
- CsI formada por iones grandes (elementos pertenecientes a los periodos 5 y 6).

De acuerdo con lo anterior, $U_{\text{CaO}} > U_{\text{CsI}}$, por tanto, **CsI es más soluble en agua que CaO.**

La respuesta correcta es la **d**.

5.263. ¿Qué compuesto iónico tiene la energía de red más pequeña?

- LiI
- NaF
- MgCl₂
- MgO

(O.Q.L. Madrid 2013)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Suponiendo que todos los compuestos dados tienen el mismo valor de las constantes, le corresponde menor energía de red a la sustancia que presente menores cargas iónicas y mayor distancia interiónica.

Las sustancias MgCl₂ y MgO presentarán energías reticulares elevadas por estar formadas por iones con carga 2.

Las sustancias LiI y NaF son halogenuros alcalinos y por ello están formados por iones monovalentes, por tanto, el factor carga no influye para determinar cuál es la sustancia seleccionada. Es el factor distancia interiónica el que indica cuál de las dos posee el mínimo valor de la energía reticular. Esta será menor en la especie que esté formada por iones de mayor tamaño:

- LiI formado por iones de elementos pertenecientes a los periodos 2 y 5 → **U menor**
- NaF formado por iones de elementos pertenecientes a los periodos 2 y 3 → **U mayor**

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de U (kJ mol⁻¹) son:

$$\text{MgO } (-3.791) > \text{MgCl}_2 (-2.526) > \text{NaF } (-910) > \text{LiI } (-764)$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Alicante 2013).

5.264. El alcanfor sólido es insoluble en agua pero es soluble en aceite vegetal. La mejor explicación para describir este comportamiento es que el alcanfor es un sólido:

- Iónico
- Metálico
- Molecular
- Reticular

(O.Q.L. Madrid 2013)

Si una sustancia es insoluble en agua y soluble en aceite vegetal, debe tener un enlace **covalente no polar** y formar un **sólido molecular**, y las fuerzas intermoleculares que explican la solubilidad tienen que ser del tipo de **dispersión de London**.

La respuesta correcta es la **c**.

5.265. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene la menor temperatura de ebullición?

- a) H_2O
- b) H_2S
- c) H_2Se
- d) H_2Te

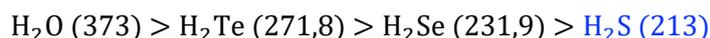
(O.Q.L. Madrid 2013) (O.Q.L. Galicia 2019)

Presentará menor temperatura de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares menos intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

Las cuatro moléculas tienen enlace covalente polar y presentan enlace intermolecular del tipo dipolo-dipolo, aunque, el H_2O es la única que presenta, además, enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno por lo que le corresponde la temperatura de ebullición más alta.

De los tres compuestos restantes, las fuerzas intermoleculares son más débiles a medida que decrece el tamaño de la molécula, por tanto, la molécula más pequeña es H_2S ya que el azufre es un elemento del tercer periodo, por lo tanto, le corresponde la **menor temperatura de ebullición**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **b**.

5.266. Entre las siguientes sustancias:

(A) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, (B) CH_3OCH_3 , (C) CH_3COOH , (D) $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ y (E) CH_3CHO

las que presentan enlaces de hidrógeno son:

- a) A y C
- b) A, C y D
- c) A, C y E
- d) B y D

(O.Q.L. Asturias 2013)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Las únicas de las sustancias propuestas que cumplen esa doble condición son **(A) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, (C) CH_3COOH y (D) $(\text{CH}_3)_3\text{N}$** .

La respuesta correcta es la **b**.

5.267. Dadas las siguientes sustancias en estado líquido: H_2S , Ar, CH_3OH , CF_3H y PCl_3 , ¿en cuáles las únicas fuerzas intermoleculares son de tipo dispersión de London?

- a) Solo en Ar
- b) Solo en Ar y CF_3H
- c) Solo en Ar, CF_3H y PCl_3
- d) Solo en H_2S y CH_3OH
- e) Solo en CH_3OH

(O.Q.N. Oviedo 2014)

Los enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London se presentan en aquellas sustancias que tienen enlace covalente, pero que generalmente no presentan momento dipolar permanente.

De las sustancias propuestas:

- **Ar** no forma enlaces ya que se trata de un elemento inerte que tiene su última capa completa con ocho electrones de valencia y únicamente forma enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London**.
- **H₂S**, **CF₃H** y **PCl₃** son moléculas polares que presentan enlaces intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo** además de enlaces intermoleculares del tipo dispersión de London.
- **CH₃OH** es una molécula polar que presentan enlaces intermoleculares del tipo dipolo-dipolo además de **enlace de hidrógeno**.

La respuesta correcta es la **a**.

5.268. Con las siguientes energías de enlace (A, B, C y D son elementos hipotéticos):

Enlace	Energía de enlace (kJ mol ⁻¹)	Enlace	Energía de enlace (kJ mol ⁻¹)
A-A	435	A-B	564
B-B	155	A-C	431
C-C	242	A-D	368
D-D	192	B-C	255
		C-D	217

Los dos elementos que tienen valores de electronegatividad más próximos son:

- a) A y B
- b) A y C
- c) A y D
- d) B y C
- e) C y D

(O.Q.N. Oviedo 2014) (O.Q.L. Jaén 2016)

Pauling propone que en las moléculas existe una energía de resonancia iónica (ΔE) que mide el carácter iónico parcial de las mismas y que está relacionada con la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) de los elementos que las forman. Las ecuaciones que relacionan estas energías y la diferencia de electronegatividad son:

$$\Delta E = E_{XY} - \sqrt{E_{X_2} \cdot E_{Y_2}} \rightarrow \begin{cases} E_{XY} = \text{energía de enlace de la molécula XY} \\ E_{X_2} = \text{energía de enlace de la molécula X}_2 \\ E_{Y_2} = \text{energía de enlace de la molécula Y}_2 \end{cases}$$

$$\Delta\chi = k \cdot \sqrt{\Delta E} \quad \begin{cases} \Delta E = \text{energía de resonancia iónica} \\ k = \text{constante} \\ \Delta\chi = \text{diferencia de electronegatividad entre X e Y} \end{cases}$$

La molécula que presente menor valor de ΔE tendrá menor valor de $\Delta\chi$.

Los valores de ΔE para las moléculas propuestas son:

▪ **Compuesto A-B:**

$$\Delta E = 564 - \sqrt{435 \cdot 155} = 304 \text{ kJ mol}^{-1}$$

▪ **Compuesto A-D:**

$$\Delta E = 368 - \sqrt{435 \cdot 192} = 79,0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

▪ **Compuesto C-D:**

$$\Delta E = 217 - \sqrt{242 \cdot 192} = 1,40 \text{ kJ mol}^{-1}$$

▪ **Compuesto A-C:**

$$\Delta E = 431 - \sqrt{435 \cdot 242} = 106,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

▪ **Compuesto B-C:**

$$\Delta E = 255 - \sqrt{155 \cdot 242} = 61,0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **e**.

5.269. La temperatura de ebullición de las sustancias arsano (AsH_3), monocloruro de yodo, monóxido de carbono y silano ordenada de mayor a menor es:

- Arsano, monóxido de carbono, monocloruro de yodo, silano
- Monocloruro de yodo, arsano, silano, monóxido de carbono
- Monóxido de carbono, arsano, monocloruro de yodo, silano
- Silano, monóxido de carbono, arsano, monocloruro de yodo
- Arsano, monocloruro de yodo, monóxido de carbono, silano

(O.Q.N. Oviedo 2014)

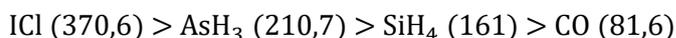
Presentará mayor temperatura de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de ebullición le corresponde al **monocloruro de yodo (ICl)**, sustancia que tiene enlace covalente polar y que mantiene sus moléculas unidas mediante **fuerzas de dispersión de London** que fuerzas muy intensas debido que se trata una sustancia con gran volumen atómico, y por tanto, muy polarizable.
- Monóxido de carbono, CO**, y **arsano, AsH_3** , son sustancias que tienen enlace covalente polar. Sus moléculas se encuentran unidas mediante enlaces intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo** y, además, **fuerzas de dispersión de London**, que son más intensas en el arsano y, muy débiles en el CO debido al pequeño tamaño de esta molécula lo que motiva que esta sustancia le corresponda el menor punto de ebullición.
- Silano, SiH_4** , es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**, que no son muy intensas debido al pequeño tamaño del átomo de silicio. Le corresponde una temperatura de ebullición baja.

Teniendo en cuenta lo expuesto, las temperaturas de ebullición de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden decreciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las temperaturas de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **b**.

5.270. ¿Cuál de los siguientes compuestos tiene mayor carácter iónico?

- BF
- Na_2SO_4
- SO_2
- HBr

(O.Q.L. La Rioja 2014)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos SO_2 y HBr:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
SO_2	$3,44 - 2,58 = 0,86$	covalente
HBr	$2,96 - 2,20 = 0,76$	covalente

- El compuesto Na_2SO_4 contiene el elemento sodio, un metal alcalino con elevada tendencia a ceder electrones. Forma una red cristalina iónica sólida a temperatura ambiente. Esta sustancia tiene un elevado porcentaje de enlace **iónico**.
- La especie BF no puede ser un compuesto estable, debería ser BF_3 .

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Burgos 1998).

5.271. ¿Cuál de las siguientes series de sustancias se encuentran ordenadas de menor a mayor temperatura de fusión?

- a) F_2 , CH_3OH , $NaCl$, SiO_2
- b) CH_3OH , $NaCl$, F_2 , SiO_2
- c) SiO_2 , CH_3OH , $NaCl$, F_2
- d) $NaCl$, SiO_2 , CH_3OH , F_2
- e) SiO_2 , CH_3OH , $NaCl$, F_2

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (dispersión de London, dipolo-dipolo y enlace de hidrógeno).

- El mayor punto de fusión le corresponde al SiO_2 , sustancia que forma una **red cristalina covalente** con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.
- $NaCl$ es una sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una **red cristalina iónica** con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.
- CH_3OH es una sustancia que tiene enlace covalente, pero además, se trata de una molécula polar que forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, su temperatura de fusión es más alta de lo que debería ser.
- F_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**, que son muy débiles a que es una sustancia con pequeño volumen atómico, y por tanto, muy poco polarizable. Por este motivo le corresponde la temperatura de fusión menor de todas las sustancias propuestas.

Teniendo en cuenta lo expuesto, las temperaturas de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las temperaturas de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la a.

5.272. ¿Cuál de las sustancias siguientes tiene una mayor temperatura de ebullición: butano, propano, dimetiléter, etanol?

- a) Butano
- b) Propano
- c) Dimetiléter
- d) Etanol
- e) No se puede saber.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más grande en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, más pequeño en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

- Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares. De las sustancias propuestas, este enlace se dan en los hidrocarburos butano $CH_3CH_2CH_2CH_3$, y propano, $CH_3CH_2CH_3$, siendo más intensas en el primero, que por tener más átomos es más polarizable.

▪ Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno. De las sustancias propuestas, este enlace se da en el dimetiléter, CH_3OCH_3 .

▪ El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, por lo tanto, le corresponde la **temperatura de ebullición más alta** de todas las sustancias propuestas.

Además, la temperatura de ebullición aumenta con el peso molecular de la sustancia, ya que también contribuyen las fuerzas de dispersión de London y estas aumentan al aumentar la longitud de la cadena.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las temperaturas de ebullición (K) son:

propano (231) < dimetiléter (249) < butano (273) < **etanol (351,5)**

La respuesta correcta es la **d**.

5.273. Indique la proposición correcta sobre la energía de un doble enlace carbono-carbono:

- Es el doble que la de un enlace sencillo carbono-carbono.
- Es más grande que la de un enlace sencillo carbono-carbono pero no el doble.
- Es mayor que el doble de la de un enlace sencillo carbono-carbono.
- Es menor que la de un enlace sencillo carbono-carbono.

(O.Q.L. Baleares 2014)

El enlace sencillo $\text{C}\text{--}\text{C}$ es un enlace σ , mientras que el enlace doble $\text{C}=\text{C}$ está formado por un enlace σ y otro π . Como ambos enlaces, σ y π , tienen diferente energía, **la energía del enlace $\text{C}=\text{C}$ no es el doble de la energía del enlace $\text{C}\text{--}\text{C}$** , pero sí que **es mayor que la energía del enlace $\text{C}\text{--}\text{C}$** .

La respuesta correcta es la **b**.

5.274. Cuál de las siguientes sustancias tiene menor punto de fusión: cloro, sodio, bromuro de cesio y diamante.

- Cloro
- Sodio
- Bromuro de cesio
- Diamante

(O.Q.L. Baleares 2014)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (dispersión de London, dipolo-dipolo y enlace de hidrógeno).

▪ El mayor punto de fusión le corresponde al diamante (C), sustancia que forma una red cristalina atómica con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.

▪ CsBr es una sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una red cristalina iónica con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.

▪ Na es una sustancia que tiene enlace metálico que forma una red cristalina metálica. Esta sustancia es sólida a temperatura ambiente, por lo que tiene un elevado punto de fusión.

▪ Cl_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**, que son muy débiles debido a que es una sustancia con pequeño volumen atómico y bajo peso molecular y que por tanto será poco polarizable. Su **punto de fusión es el más bajo de las sustancias propuestas**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) de las sustancias propuestas son:



La respuesta correcta es la **a**.

5.275. ¿Cuál de los siguientes compuestos es iónico?

- a) NF_3
- b) NaBr
- c) CCl_4
- d) ICl

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
NF_3	$3,98 - 3,04 = 0,94$	covalente
NaBr	$2,96 - 0,93 = 2,03$	iónico
CCl_4	$3,16 - 2,55 = 0,61$	covalente
ICl	$3,16 - 2,66 = 0,50$	covalente

La respuesta correcta es la **b**.

5.276. El punto de ebullición del N_2 es:

- a) Mayor que el del CO .
- b) Menor que el del CO .
- c) Hierven a la misma temperatura.
- d) Ambos son gases a cualquier temperatura.

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de monóxido de carbono y de dinitrógeno son:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV, CO y N_2 son especies que se ajustan a la fórmula AXE_3 y a las que corresponden números estéricos $(m+n) = 4$, con una disposición tetraédrica y geometría lineal ya que están formadas solo por dos átomos. La molécula de CO es polar ya que sus átomos son diferentes y la de N_2 es no polar ya que ambos átomos son iguales.

Las fuerzas intermoleculares que mantienen unidas a las moléculas de CO son del tipo dipolo-dipolo que son algo más intensas que las fuerzas de dispersión de London que son las que unen las moléculas de N_2 . Por este motivo el punto de ebullición del N_2 (77,4 K) es algo menor que el de CO (81,6 K).

La respuesta correcta es la **b**.

5.277.Cuál de estas sustancias tiene mayor solubilidad en agua:

- a) NaCl
- b) I_2
- c) CCl_4
- d) CuO

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

- La sustancia NaCl tiene enlace predominantemente iónico y en agua se disocian fácilmente en iones ya que las fuerzas de atracción regidas por la ley de Coulomb que mantienen unidos a los iones que forman la red cristalina se hacen mucho más pequeñas en agua debido a que la constante dieléctrica del agua tiene un valor elevado ($\epsilon = 80 \epsilon_0$). Posteriormente, los iones se ven atraídos por moléculas de agua mediante interacciones ion-dipolo.

- La sustancia CuO no tiene enlace predominantemente iónico ya que, al ser el cobre un metal de transición, la diferencia de electronegatividad entre los elementos que la forman no es lo suficientemente

grande para que predomine este tipo de enlace. Por este motivo no se disocia fácilmente en iones al introducirla en agua.

▪ Las sustancias I_2 y CCl_4 tienen enlace covalente pero no presentan momento dipolar permanente por lo que no puede existir ningún tipo de interacción entre sus moléculas y las de H_2O , por tanto, estas sustancias son inmiscibles en agua.

La respuesta correcta es la a.

5.278. Las denominadas “Fuerzas de van der Waals”:

- a) Son responsables del estado sólido del I_2 .
- b) Se dan entre las moléculas de los gases con comportamiento ideal.
- c) No existen entre moléculas con enlaces covalentes.
- d) Aparecen entre los electrones y el núcleo de átomos muy electronegativos.

(O.Q.L. Murcia 2014) (O.Q.L. Murcia 2015)

a) **Verdadero.** Las fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como fuerzas de dispersión de London, son las únicas existentes entre las moléculas de los halógenos que no presentan momento dipolar permanente debido a que ambos átomos son idénticos. La intensidad de estas fuerzas aumenta con el volumen atómico, factores que hacen que las sustancias sean más polarizables. Por este motivo, a la temperatura de $0^\circ C$, el cloro (99 pm) es un gas, mientras que, el yodo (133 pm) es un sólido molecular.

b) Falso. La intensidad de las fuerzas de van der Waals está relacionada con la desviación del comportamiento ideal de los gases.

c) Falso. Las fuerzas de van der Waals se producen entre moléculas con enlace covalente.

d) Falso. La propuesta es absurda ya que las fuerzas van der Waals son intermoleculares, no son intratómicas.

La respuesta correcta es la a.

5.279. De las siguientes sustancias, ¿cuál presenta las fuerzas intermoleculares de atracción más intensas?

- a) H_2
- b) H_2Te
- c) H_2Se
- d) H_2O

(O.Q.L. Murcia 2014) (O.Q.L. Murcia 2015)

Excepto la molécula de H_2 , las tres moléculas restantes tienen enlace covalente polar y presentan enlace intermolecular del tipo dipolo-dipolo, aunque, el H_2O es la única que presenta, además, enlace intermolecular del tipo [enlace de hidrógeno](#) que es el enlace intermolecular más fuerte que existe.

La respuesta correcta es la d.

5.280. Las fuerzas de enlace de hidrógeno:

- a) Son más débiles que las de van der Waals.
- b) Son las que provocan el estado líquido del Br_2 .
- c) Se pueden dar entre moléculas con enlaces N–H.
- d) Las encontramos entre moléculas de CH_4 .

(O.Q.L. Murcia 2014)

a) Falso. El enlace de hidrógeno es el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares.

b) Falso. Las fuerzas intermoleculares que mantienen unidas a las moléculas de Br_2 son del tipo fuerzas de dispersión de London que son tanto más intensas cuanto más voluminosa sea la especie química.

c) **Verdadero.** El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

d) Falso. Según lo expuesto en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la c.

5.281. Si se presenta por X un elemento de número atómico 11 y por Y al de número atómico 16, el compuesto formado por ambos será:

- a) X_2Y y de naturaleza iónica.
- b) XY_2 y de naturaleza iónica.
- c) XY_2 y de naturaleza covalente.
- c) X_2Y y de naturaleza covalente.

(O.Q.L. Murcia 2014)

▪ El **elemento X** tiene una configuración electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^1$ por lo que se trata de un elemento del grupo 1. El valor de $n = 3$ indica que es el **sodio**. Tiene tendencia a ceder un electrón y adquirir configuración electrónica, muy estable, de gas noble y formar el ion Na^+ .

▪ El **elemento Y** tiene una configuración electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ por lo que se trata de un elemento del grupo 16. El valor de $n = 3$ indica que es el **azufre**. Tiene tendencia a captar dos electrones y adquirir configuración electrónica, muy estable, de gas noble y formar el ion S^{2-} .

Para cumplir con la condición de electroneutralidad se combinan dos átomos de A (sodio) con un átomo de B (azufre) por lo que la fórmula más probable del compuesto formado por ambos es X_2Y con enlace predominantemente **iónico**.

La respuesta correcta es la a.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 2006).

5.282. ¿Qué sustancia tendrá el punto de ebullición más alto, Cl_2 o ClF ?

- a) ClF
- b) Cl_2
- c) Será similar en ambas porque están formadas por elementos de la misma naturaleza.
- d) Para saberlo se necesitaría conocer la energía de enlace de las mismas.

(O.Q.L. Murcia 2014)

Las estructuras de Lewis de las moléculas de dicloro y de monofluoruro de cloro son:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV, Cl_2 y ClF son moléculas que se ajustan a la fórmula AXE_3 y a las que corresponden números estéricos $(m+n) = 4$, con una disposición tetraédrica y geometría lineal ya que están formadas por solo dos átomos. La molécula de Cl_2 es no polar ya que ambos átomos son iguales, mientras que la de ClF es polar ya que sus átomos son diferentes.

Las fuerzas intermoleculares que mantienen unidas a las moléculas de ClF son del tipo dipolo-dipolo que son más débiles que las fuerzas de dispersión de London que son las que unen las moléculas de Cl_2 , que además, son más voluminosas. Por este motivo, el **punto de ebullición del ClF (173,1 K) es menor que el Cl_2 (239,1 K)**.

La respuesta correcta es la b.

5.283. En relación al tipo de enlace de las sustancias: KCl , Cl_2 , Na y NH_3 , es cierto que:

- a) Todas presentan enlace covalente menos el Na que tiene enlace metálico.
- b) Todas presentan enlace iónico menos el NH_3 que es covalente.
- c) Todos son compuestos covalentes menos el KCl que es iónico.
- d) Cl_2 y NH_3 presentan enlace covalente.

(O.Q.L. Murcia 2014)

▪ **KCl** es una sustancia que tiene **enlace iónico** que forma una red cristalina iónica.

- Cl_2 es una sustancia que tiene **enlace covalente** no polar y forma moléculas gaseosas a temperatura ambiente.
- Na es una sustancia que tiene **enlace metálico** que forma una red cristalina metálica.
- NH_3 es una sustancia que tiene **enlace covalente** polar y forma moléculas gaseosas que se unen entre sí mediante enlaces de hidrógeno.

La respuesta correcta es la **d**.

5.284. El aumento progresivo en los puntos de ebullición de los haluros de hidrógeno, HX:

$$\text{HCl} = -85,1 \text{ }^\circ\text{C}; \text{HBr} = -66,8 \text{ }^\circ\text{C}; \text{HI} = -35,4 \text{ }^\circ\text{C}$$

es debido a:

- Las fuerzas entre dipolos aumentan ya que los momentos dipolares aumentan de cloro a yodo.
- El enlace $\text{H}-\text{X}$ se hace más fuerte de cloro a yodo.
- El enlace de hidrógeno se hace más fuerte de cloro a yodo.
- Las fuerzas de London son más intensas al aumentar la masa molecular de HX.

(O.Q.L. Valencia 2014)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

Las tres moléculas tienen enlace covalente polar y presentan, además, enlace intermolecular del tipo dipolo-dipolo y **fuerzas de dispersión de London**, que son más intensas conforme aumenta el volumen de la molécula y, también su masa molar, ya que se cambia de periodo.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Córdoba 2007 y otras).

5.285. Cuando se ordenan las sustancias MgO , LiF , CaCl_2 y NaCl en orden decreciente de su energía reticular, el orden correcto es:

- $\text{LiF} > \text{MgO} > \text{CaCl}_2 > \text{NaCl}$
- $\text{LiF} > \text{CaCl}_2 > \text{MgO} > \text{NaCl}$
- $\text{CaCl}_2 > \text{LiF} > \text{MgO} > \text{NaCl}$
- $\text{MgO} > \text{CaCl}_2 > \text{LiF} > \text{NaCl}$

(O.Q.L. Valencia 2014)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

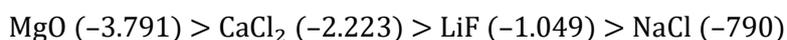
$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

- Respecto a las cargas, son iguales en LiF y NaCl (+1 y -1), en CaCl_2 (+2 y -1) y en MgO (+2 y -2).
- Respecto a los radios iónicos, son más grandes en CaCl_2 (cuarto y tercer periodo); algo más pequeños en NaCl (ambos del tercer periodo); más pequeños aún en MgO (tercero y segundo periodo); y finalmente, los más pequeños son los de LiF (ambos del segundo periodo).

Teniendo en cuenta lo expuesto, las energías reticulares de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden decreciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía reticular (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castellón 2008 y Valencia 2011).

5.286. El cromo ($A = 52 \text{ g mol}^{-1}$) cristaliza en una red cúbica centrada en el cuerpo, donde la longitud de la arista de la celda unidad es de 288 pm. La densidad (g cm^{-3}) del cromo es:

- a) 21,7
- b) 14,4
- c) 3,6
- d) 7,2

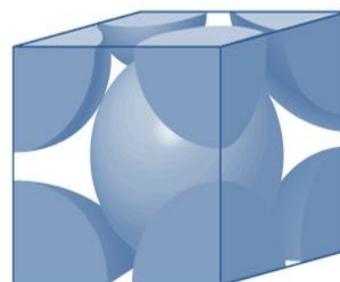
(O.Q.L. Valencia 2014)

Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en el cuerpo contiene 2 átomos:

$$\frac{1}{8} \cdot 8 \text{ átomos (vértice)} + 1 \text{ átomos (centro)} = 2 \text{ átomos}$$

El volumen de la celdilla unidad es:

$$V = \left[288 \text{ pm} \cdot \frac{1 \text{ cm}}{10^{10} \text{ pm}} \right]^3 = 2,39 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3$$



Relacionando volumen, átomos y masa molar del metal se obtiene la densidad del mismo:

$$\frac{2 \text{ átomos}}{\text{cubo}} \cdot \frac{\text{cubo}}{2,39 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} \cdot \frac{52 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 7,2 \text{ g cm}^{-3}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.287. ¿Cuál de las siguientes especies es paramagnética?

- a) N_2
- b) O_2^-
- c) F_2
- d) O_2^{2-}

(O.Q.L. Valencia 2014)

Una especie es paramagnética si presenta electrones desapareados. Estas sustancias interaccionan débilmente con un campo magnético.

a-c) Falso. En la distribución de electrones en los orbitales moleculares para las moléculas de N_2 y F_2 se observa que no presentan electrones desapareados por lo que se trata de especies diamagnéticas.

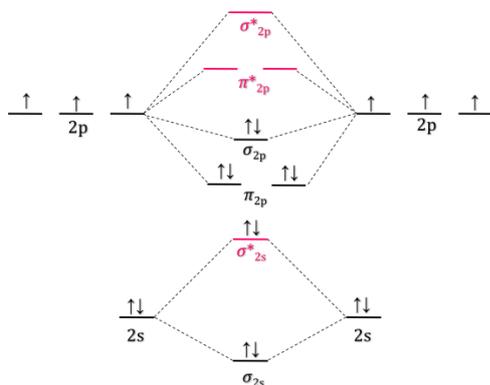


Diagrama de OM del N_2

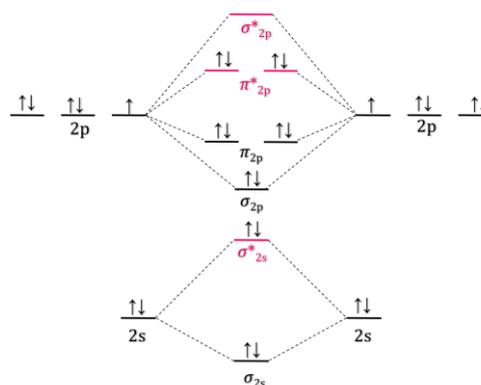
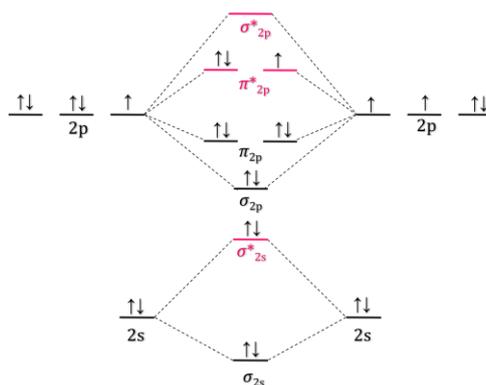
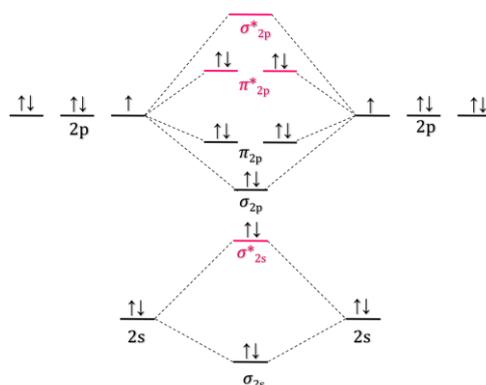


Diagrama de OM del F_2

b) **Verdadero**. En la distribución de electrones en los orbitales moleculares para especie O_2^- se observa que presenta electrones desapareados por lo que se trata de una especie **paramagnética**.



d) **Verdadero.** En la distribución de electrones en los orbitales moleculares para especie O_2^{2-} se observa que presenta electrones desapareados por lo que se trata de una especie diamagnética.



La respuesta correcta es la b.

5.288. Las sustancias Cu, NaI, S_8 y SiO_2 tienen las propiedades citadas en la tabla adjunta.

Sustancia	$T_{\text{fusión}}$ (°C)	Conductividad eléctrica	
		sólido	fundido
(1)	1.083	Sí	Sí
(2)	119	No	No
(3)	2.700	No	No
(4)	660	No	Sí

A partir de la misma se pueden identificar las sustancias como:

- (1) (2) (3) (4)
- a) Cu SiO_2 S_8 NaI
 b) Cu S_8 SiO_2 NaI
 c) NaI S_8 Cu SiO_2
 d) S_8 NaI Cu SiO_2

(O.Q.L. Asturias 2014)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte.

- Los sólidos covalentes reticulares no conducen la corriente eléctrica en ningún estado de agregación.
- Los sólidos metálicos conducen la corriente eléctrica en estado sólido o fundidos.
- Los sólidos covalente moleculares presentan enlace covalente entre sus átomos y forman moléculas que se pueden unir entre sí mediante enlaces intermoleculares, pero no presentan ningún tipo de conductividad eléctrica.

1) **Cu** es una sustancia que tiene **enlace metálico** y forma una **red cristalina sólida** a temperatura ambiente. Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos de cobre en la red son muy intensas, por tanto, su temperatura de fusión es elevada (**1.083 °C**).

La red metálica del cobre en **estado sólido permite el paso de los electrones** a través de ella, **y cuando se funde**, todavía se mantienen las uniones entre los iones por lo que los electrones pueden seguir circulando a través de ellos

2) **S₈** es una sustancia que tiene enlace covalente y forma moléculas no polares que se unen entre sí mediante **fuerzas de dispersión de London**. Se trata de una sustancia que es sólida a temperatura ambiente, pero como las fuerzas que mantienen unidas a las moléculas no son demasiado intensas su temperatura de fusión no es relativamente baja (**119 °C**).

La estructura del azufre no presenta iones ni electrones libres en estado sólido ni líquido por lo que **no permite el paso de los electrones** a través de ella.

3) **SiO₂** es una sustancia que forma una **red covalente sólida** a temperatura ambiente. Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos en la red son muy intensas, por tanto, su temperatura de fusión es muy elevada (**2.700 °C**).

Este tipo de sólidos iónicos no conducen la corriente eléctrica en estado sólido ni fundidos ya que no presenta iones ni electrones libres en estado sólido ni líquido por lo que **no permite el paso de los electrones** a través de ella.

4) **NaI** es una sustancia que forma una **red iónica sólida** a temperatura ambiente. Las fuerzas que mantienen unidos a los iones en la red son intensas, por tanto, su temperatura de fusión es relativamente elevada (**660 °C**).

Los sólidos iónicos **no conducen la corriente eléctrica en estado sólido**. Solo **presentan conductividad eléctrica cuando se les funde** o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.

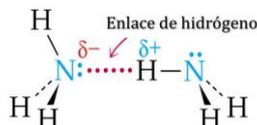
La respuesta correcta es la **b**.

5.289. La razón por la que el punto de ebullición del PH₃ es menor que el del NH₃ es:

- El PH₃ es un compuesto polar y el NH₃ no lo es.
- En el PH₃ no hay enlaces de hidrógeno entre las moléculas y en el NH₃ sí.
- Las fuerzas de van der Waals en PH₃ son más intensas que en NH₃.
- Las moléculas de PH₃ son de mayor tamaño que las de NH₃.

(O.Q.L. Asturias 2014)

La razón por la que la temperatura de ebullición del NH₃ es superior a la del PH₃ se debe a que el **PH₃ no puede formar enlaces de hidrógeno**, mientras que el **NH₃ sí los forma**, ya que este tipo de enlace intermolecular solo es posible entre moléculas que tienen un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo que se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



La respuesta correcta es la **b**.

5.290. Los enlaces Si–O en la red de SiO₂ son del tipo:

- Covalente coordinado
- Iónico
- Covalente no polar
- Covalente polar

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014)

El enlace existente entre los átomos de Si y O es un enlace del tipo **covalente polar** ya que se trata de elementos con diferente electronegatividad que no tienden a ceder electrones.

La respuesta correcta es la **d**.

5.291. ¿Qué enlace es más fuerte?

- a) C=C
- b) C=N
- c) C=O
- d) C=S

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014)

Como se trata de enlaces dobles del carbono con diferentes elementos, será más fuerte aquél en el que átomo que se une sea más pequeño. Se descarta el azufre por ser un elemento del tercer periodo. De los otros tres elementos del segundo periodo, el más pequeño es el oxígeno ya que es el que su núcleo posee mayor carga efectiva. Por tanto, el **enlace más fuerte de los propuestos le corresponde al C=O**.

La respuesta correcta es la **c**.

5.292. ¿Cuál de las siguientes sustancias presenta una estructura de red covalente?

- a) Dióxido de silicio
- b) Dióxido de selenio
- c) Dióxido de titanio
- d) Dióxido de magnesio
- e) Óxido de disodio

(O.Q.L. Madrid 2014)

a) **Verdadero**. El **dióxido de silicio, SiO₂**, es una sustancia en la que cada átomo de silicio se une mediante un fuerte enlace covalente a cuatro átomos de oxígeno lo que hace que a temperatura ambiente forme un **sólido de red covalente**.

b) Falso. El dióxido de selenio, SeO₂, es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que presenta momento dipolar permanente por lo que existen fuerzas intermoleculares del tipo dipolo-dipolo. Además, también presenta fuerzas intermoleculares de dispersión de London. Ambos tipos de fuerzas hacen que en las condiciones adecuadas forme un sólido molecular.

c-d-e) Falso. Dióxido de titanio, TiO₂, dióxido de magnesio, MgO₂, y óxido de disodio, Na₂O, son sustancias que tienen enlace predominantemente iónico por lo que a temperatura ambiente forman un sólido iónico.

La respuesta correcta es la **a**.

5.293. Cuando los volúmenes iguales de los siguientes pares de líquidos se mezclan agitando fuertemente y se dejan reposar, ¿qué pareja es más probable que separe en dos capas?

- a) Etanol y metanol
- b) Tetracloruro de carbono y metanol
- c) Hexano y pentano
- d) Tetracloruro de carbono y hexano
- e) Metanol y agua

(O.Q.L. Madrid 2014)

a-e) Falso. Las parejas etanol – metanol (C₂H₅OH y CH₃OH) y metanol – agua (CH₃OH y H₂O) están integradas por especies que presentan enlace covalente y cuyas moléculas pueden formar entre ellas enlace de hidrógeno, por tanto, ambas sustancias son miscibles y no se separan en dos fases líquidas.

b) **Verdadero**. Las especies **tetracloruro de carbono – metanol (CCl₄ y CH₃OH)** presentan enlace covalente siendo no polar la primera y polar la segunda por lo que entre cuyas moléculas no puede existir ningún tipo de interacción, por tanto, ambas sustancias **son inmiscibles y se separan en dos fases líquidas**.

c-d) Falso. Las parejas hexano – pentano (C₆H₁₄ y C₅H₁₂) y tetracloruro de carbono – hexano (CCl₄ y C₆H₁₄) están integradas por especies que presentan enlace covalente y cuyas moléculas son no polares

por lo que pueden existir entre ellas fuerzas de dispersión de London lo suficientemente intensas para mantenerlas unidas, por tanto, ambas sustancias son miscibles y no se separan en dos fases líquidas.

La respuesta correcta es la **a**.

5.294. ¿Cuál de los siguientes compuestos iónicos tendrá previsiblemente el punto de fusión más alto?

- a) CaCl_2
- b) LiF
- c) Na_2S
- d) MgO
- e) BaS

(O.Q.L. Madrid 2014)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte, es decir la que tenga mayor energía reticular.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Suponiendo que todos los compuestos dados tienen el mismo valor de las constantes, le corresponde mayor energía reticular y, por tanto, mayor punto de fusión, a la sustancia que presente mayores cargas iónicas y menor distancia interiónica.

El MgO presentará la **mayor energía reticular elevada** por estar formada su red por iones con cargas +2 y -2 de elementos del tercer y segundo periodos, que son relativamente pequeños ya que tienen pocas capas electrónicas, por lo tanto su **punto de fusión será el más alto** de todos los de las sustancias propuestas.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) de las sustancias propuestas son:

$$\text{CaCl}_2 (1.048) < \text{LiF} (1.118) < \text{Na}_2\text{S} (1.445) < \text{BaS} (2.502) < \text{MgO} (3.125)$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.295. ¿Qué sólido iónico, entre los siguientes, tiene la mayor energía reticular?

- a) NaCl
- b) MgO
- c) KBr
- d) SrS
- e) CsCl

(O.Q.L. País Vasco 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

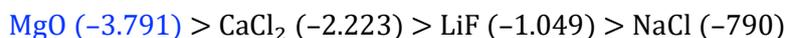
La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Suponiendo que todos los compuestos dados tienen el mismo valor de las constantes, le corresponde mayor energía reticular a la sustancia que presente mayores cargas iónicas y menor distancia interiónica.

El MgO presentará la **energía reticular más alta** por estar formada su red por iones con cargas +2 y -2 de elementos del tercer y segundo periodos, que son relativamente pequeños ya que tienen pocas capas electrónicas.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía reticular (kJ mol^{-1}) de las sustancias propuestas son:



La respuesta correcta es la **b**.

5.296. Cuando los compuestos HF , H_2O , NH_3 y CH_4 se disponen en orden creciente de sus puntos de ebullición, el orden correcto es:

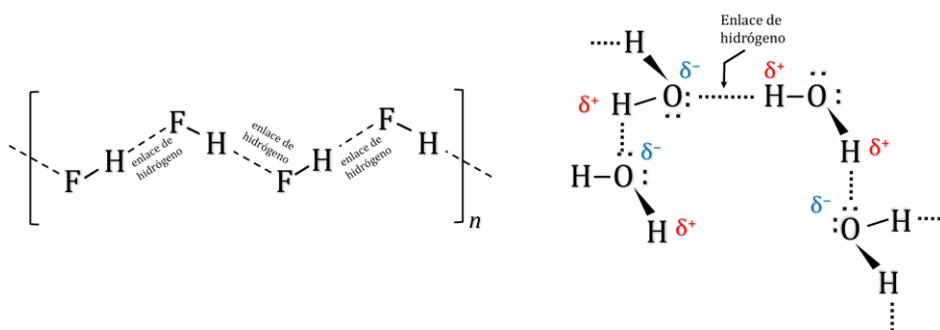
- $\text{CH}_4 < \text{NH}_3 < \text{H}_2\text{O} < \text{HF}$
- $\text{NH}_3 < \text{CH}_4 < \text{H}_2\text{O} < \text{HF}$
- $\text{HF} < \text{CH}_4 < \text{H}_2\text{O} < \text{NH}_3$
- $\text{CH}_4 < \text{HF} < \text{NH}_3 < \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CH}_4 < \text{NH}_3 < \text{HF} < \text{H}_2\text{O}$

(O.Q.L. País Vasco 2014)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (dispersión de London, dipolo-dipolo y enlace de hidrógeno).

▪ CH_4 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Sus moléculas se unen mediante **fuerzas de dispersión de London**, muy débiles ya que esta sustancia tiene pequeño volumen atómico lo que la hace poco polarizable.

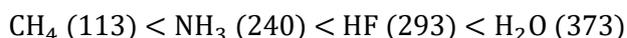
▪ H_2O , NH_3 y HF son sustancias que tienen enlace covalente, pero además, se trata de moléculas polares que forman un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, sus temperaturas de ebullición son más altas de lo que deberían ser. Esta **temperatura es mucho mayor** en el H_2O ya que puede dar más enlaces de hidrógeno que HF , y esta más que NH_3 .



Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de ebullición de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

5.297. La molécula HF (fluoruro de hidrógeno):

- a) Tiene enlace covalente apolar.
- b) Tiene enlace covalente polar.
- c) Tiene enlace iónico.
- d) No tiene momento dipolar.

(O.Q.L. Extremadura 2014)

La molécula de HF tiene enlace covalente ya que el flúor tiene siete electrones en su última capa, $[\text{He}] 2s^2 2p^5$, mientras que el hidrógeno solo posee uno, $1s^1$, y tanto el flúor como el hidrógeno poseen un elevado valor de la electronegatividad, $\chi(\text{Br}) = 3,98$ y $\chi(\text{H}) = 2,20$, y la única forma de que los átomos de ambos elementos completen su última capa, con ocho electrones el flúor y con dos el hidrógeno es compartiendo un electrón cada uno y formando un enlace covalente simple.

Además, la molécula presenta momento dipolar permanente ($\mu = 1,82 \text{ D}$) ya que los dos elementos tienen diferente valor de la electronegatividad, por tanto, se trata de un **enlace covalente polar**.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996 y otras).

5.298. En el ciclo de Born-Haber para la formación del enlace iónico del NaI, proceso exotérmico siempre es:

- a) La entalpía de sublimación del sodio.
- b) La entalpía de disociación del yodo.
- c) La primera energía de ionización del sodio.
- d) La afinidad electrónica del yodo.
- e) La energía reticular del NaI definida como ruptura del retículo cristalino.

(O.Q.N. Madrid 2015)

a) Falso. La entalpía de sublimación del sodio es un proceso endotérmico ya que se debe absorber energía para romper los enlaces que mantienen unidos a los átomos de sodio en la red metálica.

b) Falso. La entalpía de disociación del yodo es un proceso endotérmico ya que se debe absorber energía para romper el enlace que mantiene unidos a los átomos de yodo.

c) La primera energía de ionización del sodio es un proceso endotérmico ya que se debe absorber energía para arrancar el electrón más externo del átomo.

d) **Verdadero**. La afinidad electrónica del yodo es un **proceso exotérmico** ya que se desprende energía cuando el átomo de yodo capta un electrón.

e) Falso. La rotura del retículo cristalino del NaI es un proceso endotérmico ya que se debe absorber energía para romper la red y dejar libres a los iones en estado gaseoso.

La respuesta correcta es la **d**.

5.299. ¿Cuál de las siguientes especies moleculares tiene una longitud de enlace mayor de acuerdo con la teoría de los orbitales moleculares?

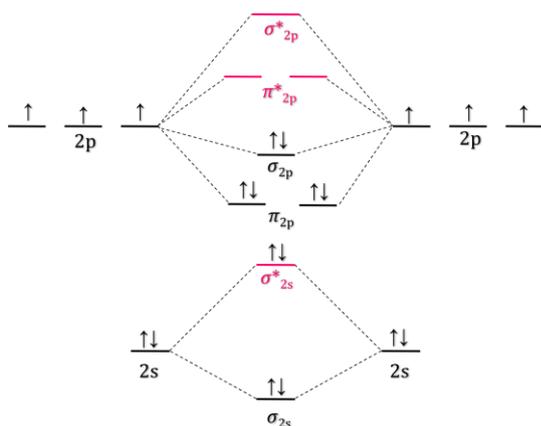
- a) N_2
- b) N_2^+
- c) N_2^-
- d) O_2
- e) O_2^+

(O.Q.N. Madrid 2015)

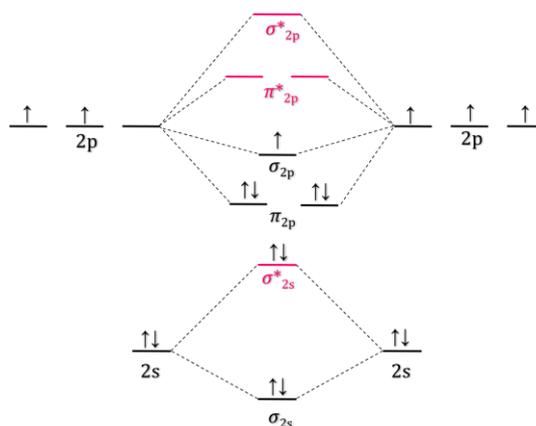
A la vista de los diagramas de niveles energía de los orbitales moleculares de las respectivas moléculas se define el orden de enlace de la molécula como:

$$\text{orden de enlace} = \frac{1}{2} (\text{n}^\circ \text{ electrones OM de enlace} - \text{n}^\circ \text{ electrones OM de antienlace})$$

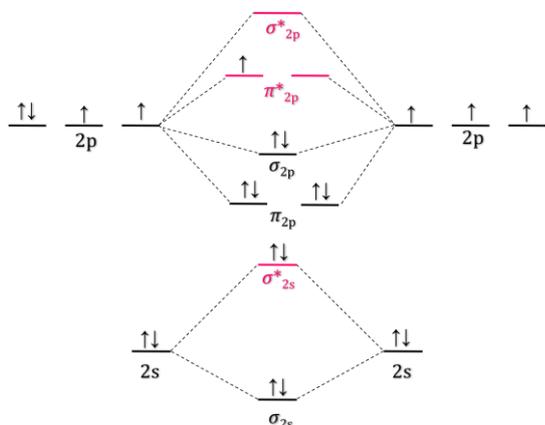
Tendrá mayor longitud de enlace la especie que presente un menor orden de enlace.



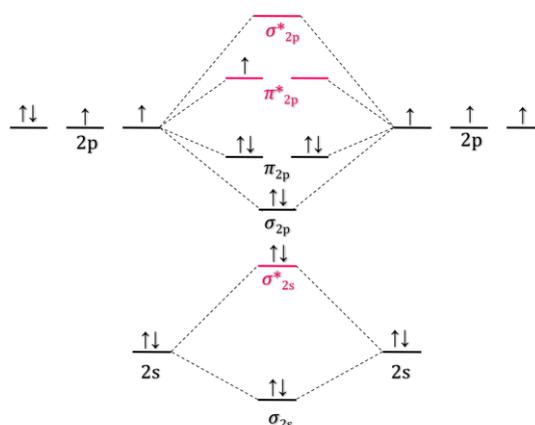
$$\text{orden de enlace } N_2 = \frac{1}{2} (8 - 2) = 3$$



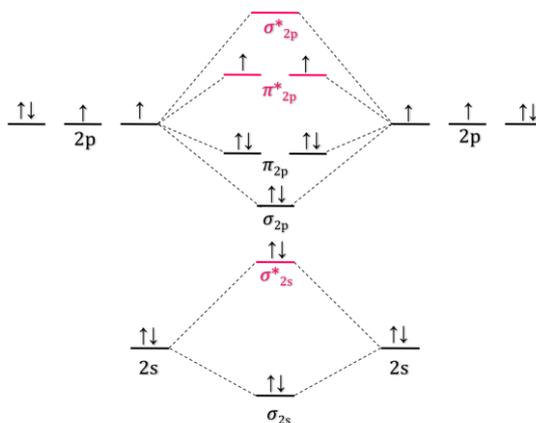
$$\text{orden de enlace } N_2^+ = \frac{1}{2} (7 - 2) = 2,5$$



$$\text{orden de enlace } N_2^- = \frac{1}{2} (8 - 3) = 2,5$$



$$\text{orden de enlace } O_2^+ = \frac{1}{2} (8 - 3) = 2,5$$



$$\text{orden de enlace } O_2 = \frac{1}{2} (8 - 4) = 2,0$$

La mayor longitud de enlace le corresponde al O_2 ya que tiene un orden de enlace menor.

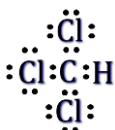
La respuesta correcta es la **d**.

5.300. Cuando se evapora el cloroformo, $CHCl_3(l)$:

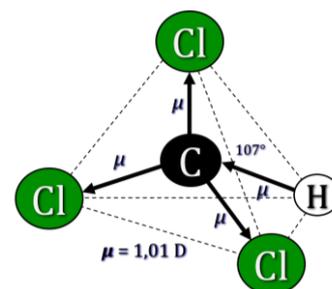
- Se rompen enlaces covalentes.
- Se debilitan las interacciones dipolo-dipolo.
- Se debilitan las fuerzas de dispersión.
- Se rompen enlaces de hidrógeno.
- Se debilitan las interacciones dipolo-dipolo y las fuerzas de dispersión.

(O.Q.N. Madrid 2015)

La estructura de Lewis de la molécula de cloroformo es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el CHCl_3 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Al ser el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) existen cuatro dipolos, tres dirigidos hacia cloro, $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$, y otro dirigido hacia carbono, $\text{H} \rightarrow \text{C}$. Como tres vectores momento dipolar son iguales y la geometría es tetraédrica la resultante de los vectores no es nula ($\mu = 1,01 \text{ D}$) y la molécula es polar.

Por tratarse de una molécula polar tiene enlaces intermoleculares del tipo **dipolo-dipolo** y, además, todas las sustancias covalentes presentan fuerzas de **dispersión de London**. Cuando esta sustancia se vaporiza **estas fuerzas se hacen tan débiles** que no son capaces de mantener unidas a las moléculas en el estado líquido.

La respuesta correcta es la **e**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ávila 2009).

5.301. Indique cuál es el orden correcto de carácter iónico para la siguiente serie de especies:

- $\text{SCl}_2 < \text{SiCl}_4 < \text{GaCl}_3 < \text{PCl}_3$
- $\text{SCl}_2 < \text{PCl}_3 < \text{SiCl}_4 < \text{GaCl}_3$
- $\text{SCl}_2 < \text{SiCl}_4 < \text{PCl}_3 < \text{GaCl}_3$
- $\text{SCl}_2 < \text{PCl}_3 < \text{SiCl}_4 < \text{GaCl}_3$

(O.Q.L. La Rioja 2015)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
GaCl_3	$3,16 - 1,81 = 1,37$	covalente
SiCl_4	$3,16 - 1,90 = 1,26$	covalente
PCl_3	$3,16 - 2,19 = 0,97$	covalente
SCl_2	$3,16 - 2,58 = 0,58$	covalente

La secuencia correcta para el carácter iónico de las especies propuestas atendiendo su diferencia de electronegatividad es:



La respuesta correcta es la **b**.

5.302. ¿Cuál es la serie de moléculas que solo tienen enlace covalente?

- $\text{BCl}_3, \text{SiCl}_4, \text{PCl}_3$
- $\text{NH}_4\text{Br}, \text{N}_2\text{H}_4, \text{HBr}$
- $\text{I}_2, \text{H}_2\text{S}, \text{NaI}$
- $\text{Al}, \text{O}_3, \text{As}_4$

(O.Q.L. La Rioja 2015)

- El grupo formado por compuestos que tienen **enlace predominantemente covalente** es $\text{BCl}_3, \text{SiCl}_4, \text{PCl}_3$.
- Tienen enlace iónico: NH_4Br y NaI que contienen, respectivamente, iones amonio y sodio.
- El aluminio presenta enlace metálico.

La respuesta correcta es la a.

5.303. ¿Cuál de las siguientes especies puede formar enlaces de hidrógeno con otras moléculas o iones mismo tipo?

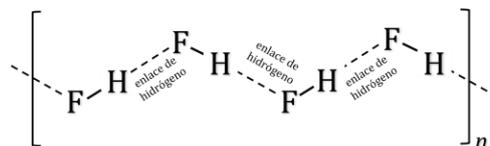
I. HF II. CH₃F III. NH₄⁺

- a) I
b) III
c) I y III
d) I, II y III

(O.Q.L. La Rioja 2015)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído también por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

El **fluoruro de hidrógeno, HF**, sí que cumple la condición propuesta, mientras que fluorometano, CH₃F, y el ion amonio, NH₄⁺, no lo hacen ya que, en el primer caso, sus átomos de hidrógeno se encuentran unidos al carbono, un elemento poco electronegativo; y en el segundo caso, en el ion no presenta ningún par solitario sobre el átomo de nitrógeno.



La respuesta correcta es la a.

5.304. Indique el orden correcto de mayor a menor punto de fusión de las siguientes sustancias:

- a) AlCl₃ > NaCl > CaCl₂ > Si > CCl₄
b) Si > CaCl₂ > NaCl > AlCl₃ > CCl₄
c) CaCl₂ > Si > AlCl₃ > NaCl > CCl₄
d) Si > NaCl > CaCl₂ > AlCl₃ > CCl₄

(O.Q.L. Galicia 2015)

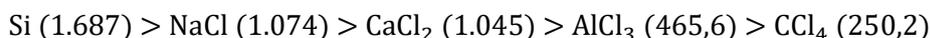
Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de fusión le corresponde al **Si**, sustancia que es un metaloide y forma una **red cristalina atómica** con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que esta sustancia sea sólida a temperatura ambiente y presente elevado punto de fusión.
- **NaCl** y **CaCl₂** son sustancias que tienen enlace iónico y forman **redes cristalinas iónicas** muy difíciles de romper. Estas sustancia son sólidas a temperatura ambiente, por lo que tienen un elevado punto de fusión. La temperatura del NaCl es algo mayor debido a que el tamaño del ion sodio es menor que el del ion calcio aunque la carga de este sea mayor.
- **AlCl₃** y **CCl₄** son sustancias que tienen enlace covalente, pero al tratarse de sustancias que no tienen momento dipolar permanente, presentan enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London** bastantes más intensas en el AlCl₃ ya que es más voluminosa que el CCl₄ y por ello más polarizable. Sus puntos de fusión serán los más bajos.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden decreciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la d.

5.305. ¿Cuál de las siguientes proposiciones ordena de forma creciente, por sus puntos de ebullición, las siguientes sustancias?

- Dimetiléter, agua, metanol
- Dimetiléter, metanol, agua
- Metanol, agua, dimetiléter
- Agua, metanol, dimetiléter

(O.Q.L. Galicia 2015) (O.Q.L. Galicia 2016)

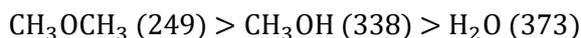
Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- H_2O y CH_3OH son sustancias que tienen enlace covalente, pero además, se trata de moléculas polares que forman un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, sus temperaturas de ebullición son más altas de lo que deberían ser. Esta temperatura es mucho mayor en el H_2O ya que puede dar más enlaces de hidrógeno que el CH_3OH .
- CH_3OCH_3 es una sustancia que tienen enlace covalente polar y sus moléculas se encuentran unidas mediante **fuerzas de dispersión de London**. Estas fuerzas no son tan intensas como las del enlace de hidrógeno por lo que el punto de ebullición de esta sustancia es inferior a los del H_2O y CH_3OH que tienen enlace de hidrógeno.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de ebullición de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



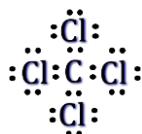
La respuesta correcta es la **b**.

5.306. ¿Cuáles son las fuerzas intermoleculares más fuertes entre moléculas vecinas de tetracloruro de carbono, CCl_4 ?

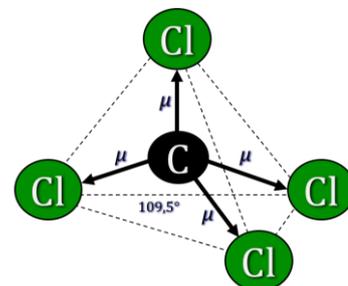
- Fuerzas de dipolo-dipolo
- Fuerzas de dispersión
- Enlaces de hidrógeno
- Enlaces covalentes

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

La estructura de Lewis de la molécula de tetracloruro de carbono es:



De acuerdo con la notación del modelo RPECV el CCl_4 es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 4$ por lo que su disposición y geometría es tetraédrica.



Al ser el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativo que el carbono ($\chi = 2,55$) existen cuatro dipolos dirigidos hacia cloro, $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$. Como los vectores momento dipolar son iguales y la geometría es tetraédrica la resultante de los vectores es nula y la molécula es no polar.

Por tratarse de una molécula no polar los únicos enlaces intermoleculares posibles son **fuerzas de dispersión de London**.

La respuesta correcta es la **b**.

5.307. El momento dipolar del HBr es 0,79 D y la distancia de enlace Br-H es 1,40 Å. ¿Cuál es el porcentaje de carácter iónico del enlace Br-H?

- a) 17,6 %
b) 11,7 %
c) 41,3 %
d) 4,9 %

(Datos. 1 D = $3,33 \cdot 10^{-30}$ C m; carga del electrón = $1,602 \cdot 10^{-19}$ C)

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

El momento dipolar de un enlace se calcula de acuerdo con la expresión:

$$\mu = Q d$$

donde μ es el momento dipolar, Q la carga eléctrica desplazada y d la distancia de enlace.

La carga desplazada en este enlace es:

$$Q = \frac{0,79 \text{ D}}{1,40 \text{ Å}} \cdot \frac{3,33 \cdot 10^{-30} \text{ C m}}{1 \text{ D}} \cdot \frac{10^{-10} \text{ m}}{1 \text{ Å}} = 1,879 \cdot 10^{-20} \text{ C}$$

El porcentaje de carácter iónico de un enlace viene dado por la expresión:

$$\% \text{ carácter iónico} = \frac{Q}{e} \cdot 100$$

Para esta molécula se tiene un porcentaje de carácter iónico:

$$\text{Carácter iónico} = \frac{1,879 \cdot 10^{-20} \text{ C}}{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}} \cdot 100 = 11,7 \%$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.308. ¿Cuál de las siguientes series de sustancias está ordenada por el valor creciente de su energía reticular?

- a) KCl > CaCl₂ > CaO
b) KCl > CaO > CaCl₂
c) CaCl₂ > CaO > KCl
d) CaO > CaCl₂ > KCl

(O.Q.L. Baleares 2015)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

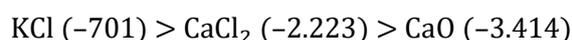
$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

- Respecto a las cargas, son en KCl (+1 y -1), en el CaCl₂ (+2 y -1) y en el CaO (+2 y -2).
- Respecto a los radios iónicos, son más grandes KCl (cuarto y tercer periodo), en CaCl₂ (cuarto y tercer periodo); algo menor calcio que potasio; más pequeños aún en CaO (cuarto y segundo periodo).

Teniendo en cuenta lo expuesto, las energías reticulares de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía reticular (kJ mol⁻¹) son:



La respuesta correcta es la a.

5.309. ¿Cuál de las siguientes sustancias presentará un mayor punto de ebullición?

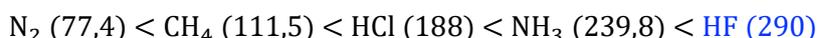
- a) HF
- b) HCl
- c) N₂
- d) CH₄
- e) NH₃

(O.Q.L. Madrid 2015)

Presentará mayor punto de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- HF y NH₃ son sustancias que tienen enlace covalente, pero se trata de especies muy polares que presentan un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motivo, sus puntos de ebullición son los más altos. Como el HF es el que presenta el enlace más polar y el átomo de F es el más pequeño, los enlaces de hidrógeno existentes entre sus moléculas son los más intensos y, por tanto, es la sustancia con **mayor punto de ebullición**.
- CH₄ y N₂ son sustancias que tienen enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son fuerzas de dispersión de London, que serán más intensas en el CH₄ debido a que es una sustancia con mayor volumen atómico, por tanto será más polarizable. Por esto, aunque ambas tienen puntos de ebullición bajos, el del N₂ es mucho más bajo.
- HCl es un compuesto que tiene enlace covalente, pero al ser una sustancia que presenta momento dipolar permanente, presenta enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London y fuerzas dipolo-dipolo. Su punto de ebullición será bajo.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la a.

5.310. La cristalización de un sólido se ve favorecida por:

- a) Eliminación rápida del disolvente, siembra con cristales del sólido y agitación.
- b) Siembra con cristales del sólido, agitación y disoluciones diluidas.
- c) Disoluciones saturadas, eliminación rápida del disolvente y agitación.
- d) Disoluciones saturadas, eliminación lenta del disolvente y agitación.
- e) Eliminación lenta del disolvente, disoluciones saturadas y siembra con cristales del sólido.

(O.Q.L. Madrid 2015)

La **cristalización** de una sustancia implica la formación de enlaces entre los iones que se encuentra en la disolución y requiere tres condiciones:

- Que la **disolución esté saturada**, ya que eso implica que existen muchos iones en la misma.
- La **eliminación lenta de las moléculas de disolvente**.
- Se haga una **siembra de cristales** del sólido que actúen como núcleos de cristalización.

La respuesta correcta es la e.

5.311. ¿Qué propiedad distingue mejor a los sólidos metálicos de otros sólidos?

- a) Tienen una estructura ordenada tridimensional.
- b) Se funden a bajas temperaturas.
- c) Tienen brillo.
- d) Presentan conductividad eléctrica tridimensional.
- e) Fractura.

(O.Q.L. Madrid 2015)

- Todos los sólidos (iónicos, metálicos y covalentes reticulares atómicos o moleculares) forman estructuras cristalinas tridimensionales que presentan brillo y funden a temperaturas relativamente elevadas
- Los **sólidos metálicos son dúctiles y maleables**, mientras que el resto de sólidos son frágiles y se pueden fracturar.
- Los sólidos metálicos y covalentes reticulares atómicos como el grafito presentan una estructura en que existen electrones libres que permiten el paso de la corriente eléctrica a través de la misma mientras que los sólidos que no los tienen no son conductores.

La respuesta correcta es la **d**.

5.312. Una sustancia sólida en estado natural, sublima fácilmente, no conduce la corriente eléctrica ni en estado sólido, ni fundida, disuelta en agua. Se sabe de ella que es soluble en disolventes orgánicos. En la sustancia en fase sólida y en fase vapor los tipos de fuerzas intermoleculares y/o enlaces presentes son:

<u>Sólido</u>	<u>Vapor</u>
a) van der Waals + covalente	covalente
b) van der Waals	van der Waals
c) Covalente	covalente
d) Covalente	covalente + van der Waals

(O.Q.L. Asturias 2015)

Si una sustancia sólida posee las siguientes propiedades:

- Sublima fácilmente → sus moléculas se encuentran unidas mediante débiles fuerzas de van der Waals.
- No conduce la corriente eléctrica bajo ningún estado de agregación → presenta enlace covalente y se trata de un sólido covalente molecular.
- Es soluble en disolventes orgánicos → Se trata de una sustancia que presenta enlace covalente no polar.

En resumen, la sustancia es cuestión tiene **enlace covalente** y forma un **sólido molecular** y las únicas fuerzas intermoleculares existentes en la misma tienen que ser del tipo de **dispersión de London**. Una sustancia que presenta estas características es el yodo, I_2 .

La respuesta correcta es la **a**.

5.313. Respecto a los elementos A ($Z = 12$) y D ($Z = 16$):

1. El volumen atómico de A es menor que el de D.
2. D forma fácilmente iones negativos.
3. D podría presentar la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^5$.
4. Se unen formando un compuesto de fórmula AD.

Son ciertas las afirmaciones:

- a) 1 y 2
- b) 2 y 3
- c) 2, 3 y 4
- d) Todas

(O.Q.L. Asturias 2015)

- El **elemento A** tiene una configuración electrónica abreviada $[Ne] 3s^2$ por lo que se trata de un elemento del grupo 2. El valor de $n = 3$ indica que es el **magnesio**. Tiene tendencia a ceder dos electrones para adquirir configuración electrónica, muy estable, de gas noble y formar el ion Mg^{2+} .
- El **elemento D** tiene una configuración electrónica abreviada $[Ne] 3s^2 3p^4$ por lo que se trata de un elemento del grupo 16. El valor de $n = 3$ indica que es el **azufre**. Tiene tendencia a captar dos electrones para adquirir configuración electrónica, muy estable, de gas noble y formar el ion S^{2-} .

1. Falso. Se trata de dos elementos del mismo periodo, y en un periodo el volumen disminuye conforme aumenta el número atómico, Z .
2. **Verdadero.** Según se ha comentado anteriormente.
3. **Verdadero.** D podría presentar la configuración electrónica $[\text{Ne}] 3s^1 3p^5$ si se trata de un estado excitado.
4. **Verdadero.** De acuerdo con la condición de electroneutralidad, se combinan un átomo de A (Mg) con un átomo de B (S) para formar un compuesto de fórmula AD (MgS) con enlace predominantemente iónico.

La respuesta correcta es la c.

5.314. El cloro es un gas a temperatura ambiente, pero el yodo es un sólido. La mejor explicación para este hecho es que:

- a) La molécula de yodo es más pesada por lo que tiene una presión de vapor inferior.
- b) La molécula de yodo es polar mientras que la de cloro es apolar.
- c) La molécula de cloro tiene una electronegatividad mayor y por lo tanto actúa más fuertemente con las moleculares polares en la atmósfera.
- d) La molécula de yodo presenta mayor volumen por lo que las fuerzas de dispersión derivadas de los dipolos inducidos son más intensas.

(O.Q.L. Asturias 2015)

Las moléculas de los **halógenos** no presentan momento dipolar permanente debido a que al ser ambos átomos idénticos no se forma ningún dipolo. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles entre ellas son las de van der Waals conocidas como **fuerzas de dispersión de London**, que son **más intensas en las especies con gran volumen atómico y elevado peso molecular**, factores que hacen estas sustancias sean más polarizables. Por este motivo, el cloro es gas y el yodo sólido.

Consultando la bibliografía:

Sustancia	radio covalente / pm	$M / \text{g mol}^{-1}$	estado
Cl_2	99	71	gas
I_2	133	254	sólido

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Baleares 2008).

5.315. ¿Cuál de estas sustancias conducirá mejor la corriente eléctrica?

- a) $\text{Cl}_2(\text{g})$
- b) $\text{Na}(\text{s})$
- c) $\text{NaCl}(\text{s})$
- d) $\text{NaCl}(\text{l})$

(O.Q.L. Asturias 2015)

- Los sólidos iónicos como NaCl, no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones lo que permite el paso de los electrones.
- Los gases como Cl_2 , no conducen la corriente eléctrica.
- Los **sólidos metálicos** como Na presentan una estructura en la que existen electrones libres que los hace los **mejores conductores de la corriente eléctrica**.

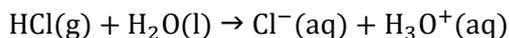
La respuesta correcta es la **b**.

5.316. ¿Cuál de las siguientes propuestas es correcta?

- a) El cloruro de hidrógeno disuelto en agua no conduce la corriente eléctrica.
- b) El cloruro de sodio es una sustancia no conductora que se transforma en conductora al fundir.
- c) El diamante no presenta estructura tridimensional.
- d) El HCl es una sustancia molecular que presenta enlaces de hidrógeno.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

a) Falso. El cloruro de hidrógeno al disolverse en agua forma ácido clorhídrico, ácido fuerte, que se encuentra completamente dissociado en iones y por ello conduce la corriente eléctrica:



- b) **Verdadero.** Los **sólidos iónicos** como NaCl, **no conducen la corriente eléctrica en estado sólido**. Solo **presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua**, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones lo que permite el paso de los electrones.
- c) Falso. El diamante es una sustancia formada únicamente por carbono, en la que cada átomo de carbono se encuentra unido a otros cuatro formando una red covalente atómica.
- d) Falso. El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. El cloro es un átomo demasiado grande para dar este tipo de enlace.

La respuesta correcta es la **b**.

5.317. ¿Cuál de las siguientes propuestas es falsa?

- a) Al fundir cloruro de potasio se rompen enlaces iónicos.
- b) Al sublimar yodo se rompen enlaces covalentes.
- c) Al fundir sodio se rompen enlaces metálicos.
- d) Al fundir hielo se rompen fundamentalmente enlaces de hidrógeno.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

- a) Verdadero. El cloruro de potasio es una sustancia que presenta enlace predominantemente iónico.
- b) **Falso.** El yodo sólido es una sustancia que tiene enlace covalente y enlace intermolecular de van der Waals, y son las fuerzas de dispersión de London las que deben romperse para sublimar esta sustancia.
- c) Verdadero. El sodio es una sustancia que presenta enlace metálico.
- d) Verdadero. El hielo es una sustancia que tiene enlace covalente y los enlaces intermoleculares hidrógeno y fuerzas de van der Waals.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Preselección Valencia 2013).

5.318. Las sustancias que se indican tienen masas molares muy parecidas ($\pm 2 \text{ g mol}^{-1}$). ¿Cuál de ellas tiene el menor punto de ebullición?

- a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$
- b) CH_3OCH_3
- c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
- d) CH_3CHO

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

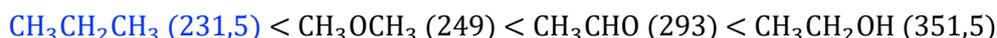
El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más grande en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, más pequeño en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

▪ Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares. De las sustancias propuestas, este enlace se da en el propano, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$.

- Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno. De las sustancias propuestas, este enlace se da en el dimetiléter, CH_3OCH_3 , y el etanal, CH_3CHO .
- El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.

Las fuerzas más débiles son las de dispersión de London presentes en el **propano**, , por tanto, a esta sustancia le corresponde el **menor punto de ebullición**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

5.319. ¿Qué especie tiene solo enlace covalente?

- LiH
- H_2SO_4
- NH_4NO_3
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

- La especie LiH es una es un hidruro alcalino con enlace predominantemente iónico.
- Las especies NH_4NO_3 y $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ son oxosales que tienen enlace predominantemente iónico.
- La especie H_2SO_4 esta formada por no metales y tiene enlace predominantemente **covalente**.

La respuesta correcta es la **b**.

5.320. Señale cuál de las siguientes proposiciones es cierta:

- El enlace del hielo es de tipo iónico.
- Para evaporar agua líquida hay que romper enlaces covalentes.
- Para evaporar agua líquida hay que romper enlaces de hidrógeno.
- Para fundir hielo hay romper enlaces covalentes.

(O.Q.L. Cantabria 2015)

Las moléculas de H_2O que forman el agua líquida y el hielo sólido se encuentran unidas mediante un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Esto motiva que el H_2O tenga un punto de fusión anómalo con respecto al resto de los hidruros del grupo 16.

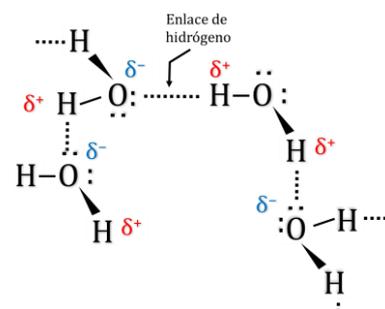
La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2011).

5.321. Señale la afirmación correcta respecto a los sólidos mencionados:

- La energía reticular del NaCl es mayor que la del NaF.
- La energía reticular del CaCl_2 es mayor que la del NaCl.
- La energía reticular del CaO es menor que la del NaF.
- La energía reticular del KCl es menor que la del NaF.

(O.Q.L. Valencia 2015)



La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

- Respecto a las cargas, son en NaF, NaCl y KCl (+1 y -1), en el CaCl₂ (+2 y -1) y en el CaO (+2 y -2).
- Respecto a los radios iónicos, son más grandes KCl (cuarto y tercer periodo), en CaCl₂ (cuarto y tercer periodo); algo menor calcio que potasio; menores en NaCl (tercer periodo ambos), más pequeños aún en CaO (cuarto y segundo periodo), y los menores de todos en NaF (tercer y segundo periodo).

Teniendo en cuenta lo expuesto:

- a) Falso. $U_{\text{NaCl}} < U_{\text{NaF}}$, ya que las cargas de ambos son iguales pero el radio del F es menor.
- b) **Verdadero.** $U_{\text{CaCl}_2} > U_{\text{NaCl}}$, ya que aunque el radio del Ca es mayor que el del Na su carga es doble.
- c) Falso. $U_{\text{CaO}} > U_{\text{NaF}}$, ya que aunque el radio del Ca sea elevado las cargas del CaO son el doble que las del NaF.
- d) Falso. $U_{\text{NaF}} > U_{\text{KCl}}$, ya que las cargas de ambos son iguales pero los radios son mayores en KCl.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las energías reticulares (kJ mol⁻¹) son:

$$\text{KCl} (-701) < \text{NaCl} (-769) < \text{NaF} (-910) < \text{CaCl}_2 (-2.223) < \text{CaO} (-3.414)$$

La respuesta correcta es la **b**.

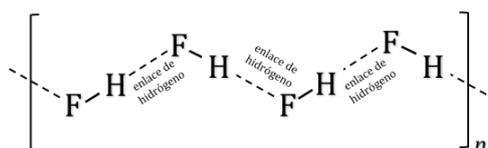
5.322. ¿En cuál de las siguientes sustancias hay enlace de hidrógeno entre sus moléculas?

- a) CH₃OCH₃
 b) CH₃F
 c) C₂H₂
 d) HF

(O.Q.L. Valencia 2015)

El enlace de hidrógeno es el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Este enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Todas las sustancias propuestas presentan enlace covalente por lo que son compuestos moleculares. Las cuatro tienen átomos de hidrógeno, pero solo el flúor es un átomo muy electronegativo y pequeño. Por lo tanto, **la única que presenta enlace de hidrógeno es HF.**



La respuesta correcta es la **b**.

5.323. De las siguientes sustancias y disoluciones, ¿cuáles son conductoras de la electricidad?

- I. CH₃OH(l) II. Ni(s) III. KF(s) IV. KF(aq) V. SiO₂(s) VI. KF(l)
- a) I, II, IV, V, VI
 b) II, III, IV, V, VI
 c) II, IV, V, VI
 d) II, IV, VI

(O.Q.L. Valencia 2015)

- Los sólidos iónicos como **KF**, no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo **presentan conductividad eléctrica cuando se les funde (VI) o disuelve en agua (IV)**, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones lo que permite el paso de los electrones.
- Los sólidos covalentes reticulares como **SiO₂**, no conducen la corriente eléctrica.
- Los **sólidos metálicos** como **Ni (II)** presentan una estructura en la que existen electrones libres que los hace **conductores de la corriente eléctrica**.

La respuesta correcta es la **d**.

5.324. Solo uno de los conceptos es falso:

- Las moléculas de **CCl₄** se unen en estado sólido por fuerzas de van der Waals.
- El punto de ebullición del **HF** es mayor que el del **HCl**.
- Las fuerzas de van der Waals son de tipo electrostático.
- Los elementos que pueden formar enlace de hidrógeno deben presentar elevada electronegatividad y pequeño tamaño.
- Las fuerzas de van der Waals disminuyen con el tamaño de las moléculas.

(O.Q.L. País Vasco 2015)

a) Verdadero. El **CCl₄** es una sustancia que tienen enlace covalente no polar y forma moléculas gaseosas a temperatura ambiente. Presenta fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como fuerzas de dispersión de London, lo suficientemente intensas, que hacen que en las condiciones adecuadas forme un sólido molecular.

b) Verdadero. Las moléculas de **HF** se pueden unir entre sí mediante enlaces de hidrógeno mientras que las de **HCl** no son capaces de hacerlo. Esto motiva que el punto de ebullición del **HF** sea mayor que el del **HCl**. Consultando la bibliografía se comprueba que $T_{eb} \text{ HF(g)} (292,6 \text{ K}) > T_{eb} \text{ HCl(g)} (188,1 \text{ K})$.

c) Verdadero. Las fuerzas intermoleculares de van der Waals son las que se dan entre moléculas polares y entre moléculas no polares fácilmente polarizables, y en ambos casos son de naturaleza electrostática.

d) Verdadero. El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (**N, O o F**) de una molécula cercana.

e) **Falso**. Las **fuerzas intermoleculares de van der Waals** conocidas como fuerzas de dispersión de London son las que se dan en moléculas simétricas no polares, y **la intensidad** de las mismas **augmenta con el volumen atómico** y el peso molecular, factores que hacen que las sustancias sean más polarizables.

La respuesta correcta es la **c**.

5.325. ¿Cuál de estas cuatro secuencias no contiene especies iónicas?

- OF₂, NH₄Cl, H₂S**
- CO₂, Cl₂, CCl₄**
- BF₃, AlF₃, TlF₃**
- CH₃Cl, CaO, I₂**

(O.Q.N. Alcalá 2016)

▪ Las especies **NH₄Cl, AlF₃, TlF₃** y **CaO** contienen el ion amonio o metales. Estos tienen una elevada tendencia a ceder electrones. Forman redes cristalinas iónicas sólidas a temperatura ambiente. Estas sustancias tienen un elevado porcentaje de enlace iónico.

▪ El único grupo formado por compuestos que tienen enlace predominantemente covalente es el propuesto en el apartado b) **CO₂, Cl₂, CCl₄**.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2013).

5.326. El cloruro de hierro(III) funde a 282 °C, el cloruro de potasio a 776 °C, mientras que el cloruro de aluminio lo hace a 192 °C. Basándose en sus puntos de fusión, ¿cuál de ellos tendrá mayor carácter iónico?

- a) KCl
- b) FeCl₃
- c) AlCl₃
- d) El punto de fusión no es un indicativo del carácter iónico.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- KCl es una sustancia que tiene **enlace iónico** y forma redes cristalinas iónicas muy difíciles de romper. Esta sustancia es sólida a temperatura ambiente, por lo que tiene un elevado punto de fusión.
- AlCl₃ y FeCl₃ son sustancias que tienen enlace predominantemente covalente, pero al tratarse de sustancias que no tienen momento dipolar permanente, presentan enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London bastantes más intensas en el FeCl₃ ya que es más voluminosa que el AlCl₃ y por ello más polarizable, lo que motiva que su punto de fusión sea más alto.

La respuesta correcta es la a.

5.327. De los siguientes elementos químicos, indique el mejor conductor eléctrico:

- a) Cs
- b) Ge
- c) As
- d) O₂

(O.Q.L. Murcia 2016)

- De los cuatro elementos propuestos, el único que es un metal y, que por ello es un excelente **conductor de la corriente eléctrica** es el Cs.
- Ge y As son metaloides y se comportan como semiconductores, y O₂ es un no metal que no conduce la corriente eléctrica.

La respuesta correcta es la a.

5.328. La energía reticular de un compuesto iónico se define como:

- a) La energía desprendida en la formación de un mol de un compuesto iónico cristalino a partir de los iones que lo constituyen en estado gaseoso.
- b) La energía de formación de un mol de un compuesto iónico a partir de los elementos que lo componen en estado normal.
- c) La energía necesaria para disolver un mol de un compuesto iónico en sus elementos.
- d) La energía almacenada en los iones gaseosos de un sólido cristalino en su red fundamental.

(O.Q.L. Murcia 2016)

La propuesta a) coincide con la definición de energía reticular.

La respuesta correcta es la a.

5.329. El sodio cristaliza en una estructura cúbica centrada en el cuerpo. Si la arista de la celda unidad mide 424 pm, ¿cuál es la densidad (g cm⁻³) del sodio?

- a) 2,00
- b) 1,00
- c) 0,50
- d) 1,50

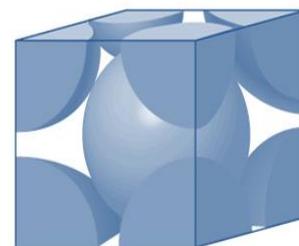
(O.Q.L. Valencia 2016)

Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en el cuerpo contiene 2 átomos:

$$\frac{1}{8} \cdot 8 \text{ átomos (vértice)} + 1 \text{ átomo (centro)} = 2 \text{ átomos}$$

El volumen de la celdilla unidad es:

$$V = \left[424 \text{ pm} \cdot \frac{1 \text{ cm}}{10^{10} \text{ pm}} \right]^3 = 7,62 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3$$



Relacionando volumen, átomos y masa molar del metal se obtiene la densidad del mismo:

$$\frac{2 \text{ átomos}}{\text{cubo}} \cdot \frac{\text{cubo}}{7,62 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} \cdot \frac{23,0 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 0,935 \text{ g cm}^{-3}$$

Ninguna respuesta es correcta.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2014).

5.330. Una de las siguientes frases referidas al silicio es falsa:

- Es un sólido.
- Es un metaloide.
- Se comporta como un semiconductor cuando es puro.
- Es muy raro en la corteza terrestre.
- Tiene un radio menor que el del aluminio.

(O.Q.L. País Vasco 2016) (O.Q.L. País Vasco 2017)

- Verdadero. El silicio es un elemento sólido a temperatura ambiente.
- Verdadero. El silicio es un elemento metaloide situado en el grupo 14 y periodo 3 de la tabla periódica.
- Verdadero. El silicio puro es un elemento semiconductor de la corriente eléctrica.
- Falso.** El silicio es el segundo elemento más abundante en la corteza terrestre (28,2 % de abundancia).
- Verdadero. El silicio ($Z=14$) tiene un radio menor que el del aluminio ($Z=13$), ya que en un periodo el radio decrece al aumentar el número atómico.

La respuesta correcta es la **d**.

5.331. Solo uno de los siguientes conceptos es cierto:

- Los sólidos moleculares son duros.
- Los sólidos moleculares son buenos conductores.
- Los sólidos iónicos no conducen la corriente eléctrica ya que tienen los átomos en posiciones fijas.
- Al aumentar la temperatura, aumenta la conductividad de un metal.
- El enlace metálico es más fuerte que el enlace covalente normal.

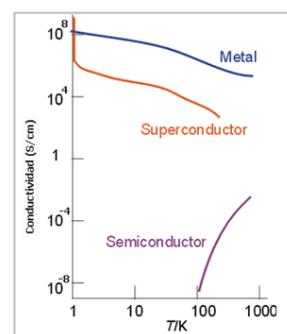
(O.Q.L. País Vasco 2016)

- Falso. Los sólidos moleculares son blandos ya que las fuerzas de van der Waals que mantienen unidas a las moléculas son débiles.

b) Falso. Los sólidos moleculares no son conductores de la corriente eléctrica ya que no presentan electrones deslocalizados que puedan moverse libremente por toda la estructura.

c) Falso. Los sólidos iónicos no tienen átomos en posiciones fijas de la red cristalina, tienen iones, por tanto, la falta de libertad de movimiento les impide conducir la corriente eléctrica.

d) Falso. La conductividad eléctrica es característica de los sólidos metálicos y de los semiconductores. Para distinguir entre un metal y un semiconductor se utiliza el consiguiente criterio basado en la dependencia de la conductividad eléctrica con la temperatura:



- Un conductor metálico es aquella sustancia cuya conductividad eléctrica disminuye al aumentar la temperatura.
- Un semiconductor es aquella sustancia cuya conductividad eléctrica aumenta al hacerlo la temperatura.

e) **Verdadero.** Suponiendo que se trata de un enlace covalente molecular, las fuerzas que mantienen unidos a los átomos en un enlace covalente normal son más débiles que las existen entre los átomos en el enlace metálico.

La respuesta correcta es la e.

5.332. El elevado punto de ebullición observado para las moléculas de agua comparado con los puntos de ebullición de compuestos análogos del grupo 16, tales como H_2S , H_2Se y H_2Te , se debe principalmente a:

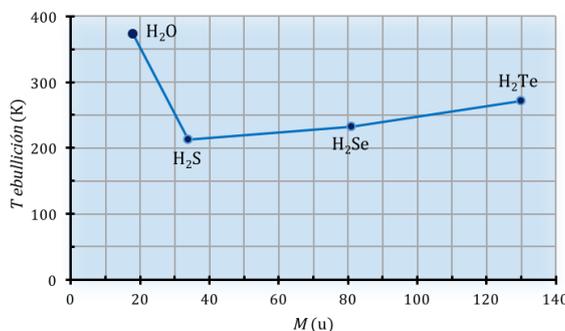
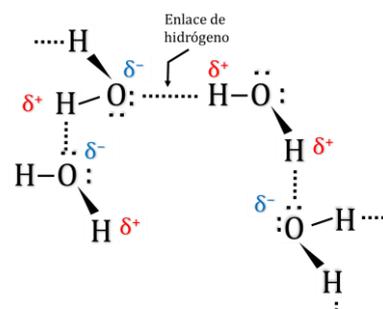
- a) Enlaces intramoleculares de tipo enlaces de hidrógeno.
- b) Fuerzas intermoleculares de van der Waals de tipo London.
- c) Fuerzas intermoleculares de van der Waals de tipo dipolo-dipolo.
- d) Fuerzas intermoleculares de van der Waals de tipo dipolo permanente-dipolo inducido.
- e) Enlaces intermoleculares de tipo enlaces de hidrógeno.

(O.Q.L. País Vasco 2016) (O.Q.L. País Vasco 2019)

Las moléculas de H_2O que forman el agua líquida y el hielo sólido se encuentran unidas mediante un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Esto motiva que el H_2O tenga un punto de fusión anómalo con respecto al resto de los hidruros del grupo 16.



La respuesta correcta es la e.

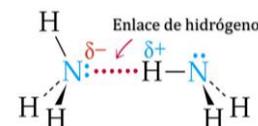
5.333. Sean las siguientes moléculas: BH_3 , CH_4 , NH_3 y PH_3 :

- a) El PH_3 presenta la mayor temperatura de ebullición por tener la mayor masa molecular.
- b) El NH_3 presenta la mayor temperatura de ebullición debido a la formación de enlaces de hidrógeno.
- c) El BH_3 presenta la menor temperatura de ebullición dado que a temperatura ambiente es un gas.
- d) El CH_4 presenta la mayor temperatura de ebullición al tener el mayor número de enlaces covalentes.
- e) El CH_4 puede formar enlaces de hidrógeno con el NH_3 .

(O.Q.L. País Vasco 2016)

Presentará mayor temperatura de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas, los enlaces de hidrógeno.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las cuatro sustancias propuestas, la única que cumple las condiciones para **formar enlace de hidrógeno es NH₃** ya que tiene átomos de hidrógeno unidos a un átomo muy electronegativo, nitrógeno en este caso, que se van a ver atraídos por el par de electrones solitario de uno de estos átomos de una molécula vecina.



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las temperaturas de ebullición (K) de las sustancias propuestas son:



La respuesta correcta es la **b**.

5.334. ¿Qué combinación de átomos, entre las siguientes, puede generar un enlace covalente polar?

- H y H
- H y O
- Cl y Cl
- Cs y Cl
- Cs y Cs

(O.Q.L. País Vasco 2016)

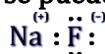
Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente covalente polar si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 1,0 e inferior a 2,0. Teniendo en cuenta que los casos a) y c) corresponden a elementos no metálicos idénticos, que forman entre ellos un enlace covalente no polar y que en el caso e) se trata de elementos metálicos idénticos, que forman entre ellos un metálico, en los dos casos restantes se tiene:

Elementos	$\Delta\chi$	Enlace predominante
O y H	$3,44 - 2,20 = 1,24$	covalente polar
Cl y Cs	$3,16 - 0,79 = 2,37$	iónico

La respuesta correcta es la **b**.

5.335. Solo uno de los siguientes conceptos sobre el enlace iónico es falso:

- Está basado en la transferencia de electrones.
- Se forma a partir de átomos cuya diferencia de electronegatividad sea pequeña.
- Se forma con un elemento de elevada afinidad electrónica y otro de baja energía de ionización.
- El enlace iónico es el representante más fuerte de las fuerzas electrostáticas.
- La estructura de Lewis para un enlace iónico se puede representar como:



(O.Q.L. País Vasco 2016)

- Verdadero. En el enlace iónico el elemento menos electronegativo cede electrones al más electronegativo.
- Falso**. El **enlace iónico** se da entre elementos cuya **diferencia de electronegatividad** sea, generalmente, **superior a 2**.
- Verdadero. En el enlace iónico el elemento con elevada afinidad electrónica capta electrones que le cede el elemento con baja energía de ionización.
- Verdadero. Por ser el catión y el anión especies químicas con carga eléctrica neta, las fuerzas electrostáticas que los mantienen unidos son las más intensas.
- Verdadero. La estructura de Lewis para un compuesto iónico se representa escribiendo las estructuras de Lewis del catión y del anión.

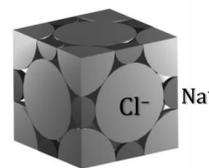
La respuesta falsa es la **b**.

5.336. En relación con un cristal de NaCl:

- Se trata de un sólido molecular.
- Los iones de Na y Cl están ordenados periódicamente en el espacio.
- Solo los iones de Na están ordenados periódicamente en el espacio.
- Cristaliza en el sistema hexagonal.

(O.Q.L. Madrid 2016)

El NaCl cristaliza según una red cúbica centrada en las caras, en la que los iones de Na y Cl se ordenan de forma periódica y se puede suponer que los Cl⁻ se sitúan en los vértices y en los centros de las caras del cubo, mientras que los Na⁺ ocupan los centros de las aristas y el centro del cristal.



La respuesta correcta es la b.

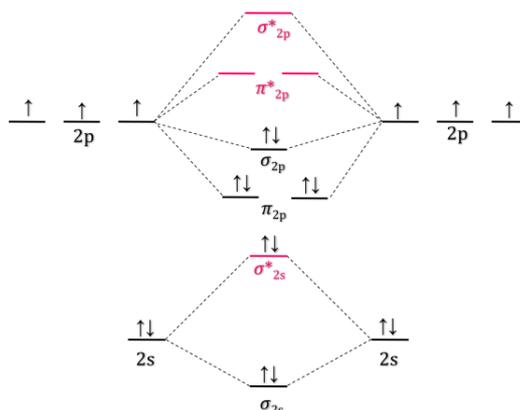
5.337. ¿Cuál es el orden de enlace en la molécula de dinitrógeno, N₂?

- Uno
- Dos
- Tres
- Cuatro

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

A la vista de los diagramas de niveles energía de los orbitales moleculares de las moléculas se define el orden de enlace de la molécula como:

$$\text{orden de enlace} = \frac{1}{2} (\text{n}^\circ \text{ electrones OM de enlace} - \text{n}^\circ \text{ electrones OM de antienlace})$$



$$\text{orden de enlace} = \frac{1}{2} (8 - 2) = 3$$

La respuesta correcta es la c.

5.338. El orden creciente de las temperaturas de fusión de las sustancias cloro (Cl₂), cloruro de sodio (NaCl) y óxido de calcio (CaO) es:

- CaO < NaCl < Cl₂
- Cl₂ < CaO < NaCl
- CaO < Cl₂ < NaCl
- Cl₂ < NaCl < CaO

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

Presentará mayor temperatura de fusión aquella sustancia que tenga fuerzas intermoleculares más intensas o forme una red cristalina más fuerte, y por el contrario, la menor temperatura de fusión le corresponderá a la sustancia que tenga las fuerzas intermoleculares más débiles.

- Las mayores temperaturas de fusión les corresponden al CaO y NaCl, sustancias que tienen enlace iónico y que, a diferencia del resto, forman una red cristalina iónica, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.

Para determinar cuál de estas sustancias tiene mayor temperatura de fusión es necesario determinar el valor su energía reticular. La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Respecto a las cargas, son mayores en el CaO (+2 y -2) que en el NaCl (+1 y -1).

Respecto a los radios iónicos, son mayores en NaCl que está formado por elementos del tercer periodo, que en CaO ya que está formado por elementos del segundo y cuarto periodo de la tabla periódica.

De acuerdo con lo expuesto, y suponiendo el mismo valor de la constante de Madelung para ambas sustancias, $U_{\text{CaO}} > U_{\text{NaCl}}$, por tanto, la **temperatura de fusión del CaO es mayor que la del NaCl**.

▪ Cl_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**, que serán débiles debido a que es una sustancia con pequeño volumen atómico y por tanto será poco polarizable. Por esto, tiene una temperatura de fusión baja.

Teniendo en cuenta lo expuesto, las temperaturas de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las temperaturas de fusión (K) son:

$$\text{Cl}_2 (171,6) < \text{NaCl} (1.074) < \text{CaO} (2.886)$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.339. La temperatura de fusión del NaF es:

- Mayor que la del MgO.
- Menor que la del MgO.
- Aproximadamente igual que la del MgO.
- El NaF se descompone antes de fundir.

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

De las dos sustancias, presentará mayor temperatura de fusión la que forme una red cristalina más fuerte. Para determinarlo, es necesario determinar el valor su energía reticular.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

▪ Respecto a las cargas, son mayores en el MgO (+2 y -2) que en el NaF (+1 y -1).

▪ Respecto a los radios iónicos, no existirá gran diferencia en ambas parejas, ya que están formadas por elementos consecutivos del segundo y tercer periodo de la tabla periódica.

De acuerdo con lo expuesto, y suponiendo el mismo valor de la constante de Madelung para ambas sustancias, $U_{\text{NaF}} < U_{\text{MgO}}$, por tanto, la **temperatura de fusión del NaF es menor que del MgO**.

Los valores de las temperaturas de fusión (K) encontradas en la bibliografía son:

$$\text{NaF} (1.269) < \text{MgO} (3.125)$$

La respuesta correcta es la **b**.

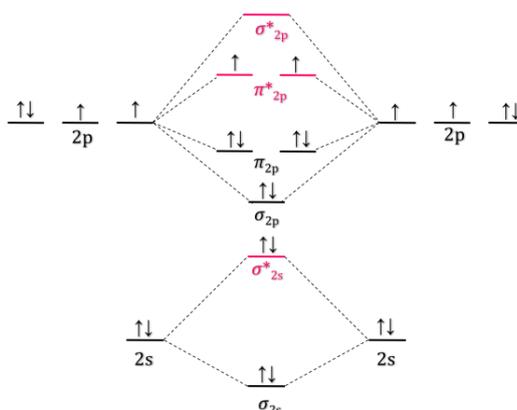
5.340. La molécula de dioxígeno, O_2 , tiene:

- Un electrón desapareado.
- Dos electrones desapareados.
- Tres electrones desapareados.
- Es diamagnética.

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

Una especie es diamagnética si no presenta electrones desapareados. Estas sustancias no interaccionan con un campo magnético.

En la distribución de electrones en los orbitales moleculares para molécula de O_2 se observa que presenta **dos electrones desapareados** por lo que se trata de una especie paramagnética.



La respuesta correcta es la **b**.

5.341. ¿Cuál es la fórmula más sencilla para un sólido que contiene átomos de A y de B en una red tridimensional en la que los átomos de A ocupan los vértices y un átomo de B está situado en el centro del cubo que constituye la unidad de repetición?

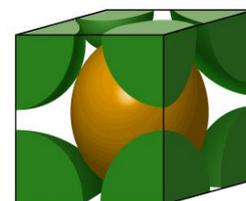
- AB
- A_8B
- A_4B
- Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. La Rioja 2016)

Se trata de una red iónica con **estructura centrada en el cuerpo** un catión colocado en el centro de un cubo se encuentra rodeado por ocho aniones colocados en los vértices del cubo.

Una estructura de ese tipo se conoce con el nombre de red tipo cloruro de cesio a la que corresponde la **fórmula AB**.

La respuesta correcta es la **a**.



5.342. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene la menor temperatura de ebullición?

- HF
- O_2
- NH_3
- Cl_2

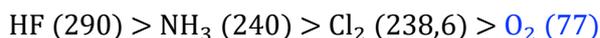
(O.Q.L. La Rioja 2016)

Presentará menor temperatura de ebullición aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares menos intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

Las cuatro moléculas tienen enlace covalente y dos ellas, HF y NH₃, presentan, además, enlace intermolecular del tipo enlace de hidrógeno por lo que les corresponde las temperaturas de ebullición más altas.

En los dos restantes, las fuerzas intermoleculares son del tipo dispersión de London, que son más débiles a medida que decrece el tamaño de la molécula, por lo tanto, como la molécula más pequeña es O₂, le corresponde la **menor temperatura de ebullición**.

Los valores de los puntos de ebullición (K) encontrados en la bibliografía son:



La respuesta correcta es la **b**.

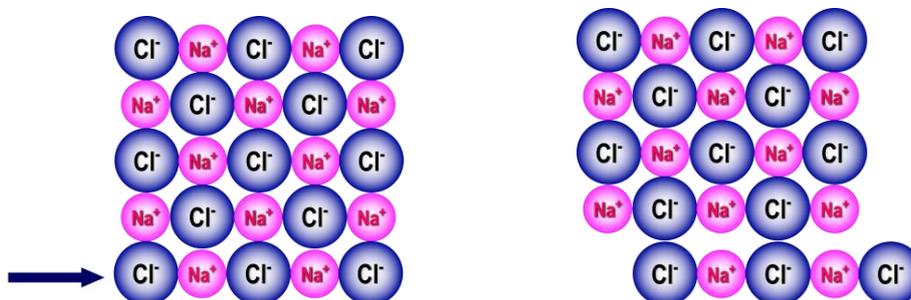
5.343. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta. Los sólidos iónicos:

- Conducen muy bien la corriente eléctrica.
- Son dúctiles y maleables.
- Se cargan fácilmente al frotarlos.
- Ninguna de las anteriores afirmaciones es cierta.

(O.Q.L. La Rioja 2016)

a) Falso. Los compuestos iónicos no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.

b) Falso. Los compuestos iónicos no son dúctiles y maleables. Todo lo contrario, son frágiles ya que una fuerza aplicada sobre la red cristalina produce una dislocación en la misma que enfrenta iones del mismo signo lo que provoca repulsión entre ellos y con ello la fractura del cristal.



c) Falso. La estructura interna de los compuestos iónicos no permite que adquieran electricidad por frotamiento.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1998 y 2005).

5.344. Cuanto más débiles son las fuerzas intermoleculares en una sustancia:

- Mayor es su calor de vaporización.
- Más se desvía del comportamiento ideal.
- Mayor es su presión de vapor a determinada temperatura.
- Mayor es su punto de fusión.

(O.Q.L. Valencia 2016)

Cuanto más débiles son las fuerzas intermoleculares presentes en una sustancia, menos se desvía del comportamiento ideal y es más fácil romper estos enlaces y hacerle cambiar su estado de agregación, por tanto, menores son su presión de vapor a determinada temperatura y su punto de fusión. Sin embargo, es **mayor su presión de vapor** a determinada temperatura.

La respuesta correcta es la **c**.

5.345. ¿Qué par de átomos formarán el enlace más iónico?

- a) Al y As
b) Al y N
c) Al y Se
d) Al y O

(O.Q.L. Valencia 2016)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a las parejas de elementos dadas:

Pareja	$\Delta\chi$	Enlace predominante
As - Al	2,18 - 1,61 = 0,57	covalente
N - Al	3,04 - 1,61 = 1,43	covalente
Se - Al	2,55 - 1,61 = 0,94	covalente
O - Al	3,44 - 1,61 = 1,83	iónico-covalente

La respuesta correcta es la d.

5.346. De las siguientes afirmaciones referidas a compuestos del silicio seleccione la que sea correcta:

I. SiF ₄	II. SiCl ₄	III. SiBr ₄	IV. SiI ₄	V. SiO ₂	
p. f. (°C)	- 90,2	- 68,8	+ 5,4	+ 120,5	1.710

- a) I y V son sustancias iónicas, II, III y IV son moleculares.
b) I, II y III son sustancias moleculares y V es iónica.
c) I, II, III, IV, son sustancias moleculares y V es una red covalente polarizada.
d) I, II, III, son sustancias moleculares y IV y V son iónicas.

(O.Q.L. Valencia 2016)

La pequeña diferencia de electronegatividad existente en todos los compuestos propuestos, indica que se trata de sustancias con enlace predominantemente covalente.

- Los bajos puntos de fusión que muestran SiF₄, SiCl₄, SiBr₄ y SiI₄, ponen de manifiesto que se trata de sustancias moleculares.
- El elevado punto de fusión que muestra SiO₂ indica que se trata de una sustancia que forma una red covalente polarizada.

La respuesta correcta es la c.

5.347. ¿Cuál de las siguientes series de sustancias está ordenada por el valor creciente de su energía reticular?

- a) NaCl < CaO < NaF < CaF₂
b) NaCl < NaF < CaO < CaF₂
c) NaCl < NaF < CaF₂ < CaO
d) CaO < CaF₂ < NaF < NaCl

(O.Q.L. Valencia 2016)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

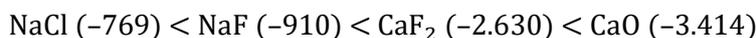
- Respecto a las cargas, son en NaF, NaCl (+1 y -1), en el CaF₂ (+2 y -1) y en el CaO (+2 y -2).

▪ Respecto a los radios iónicos, son más grandes en CaO y CaF₂ (cuarto y segundo periodo), pero algo menores en CaF₂, más pequeños en NaCl (tercer periodo ambos), y los menores de todos en NaF (tercer y segundo periodo).

Teniendo en cuenta lo expuesto, las energías reticulares de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía reticular (kJ mol⁻¹) son:



La respuesta correcta es la c.

5.348. ¿Cuál de los siguientes hidruros no metálicos tiene mayor temperatura de ebullición?

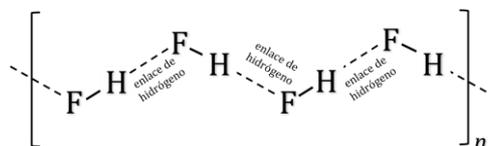
- H₂S
- HCl
- HF
- CH₄

(O.Q.L. Valencia 2016)

Presentará mayor temperatura de ebullición aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

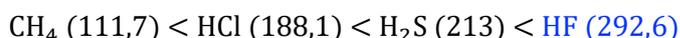
La pequeña diferencia de electronegatividad existente en todos los compuestos propuestos, indica que se trata de sustancias con enlace predominantemente covalente.

▪ HF es una sustancia que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar forma un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Por este motiva le corresponde la temperatura de ebullición más elevada.



▪ H₂S y HCl son sustancias que tienen enlace covalente polar y enlaces intermoleculares dipolo-dipolo, mientras que el CH₄, es una sustancia con enlace covalente no polar. En todas ellas existen fuerzas intermoleculares de dispersión de London. Ambos tipos de enlace son más débiles que los enlaces de hidrógeno, por tanto, sus temperaturas de ebullición son más bajas.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la temperatura de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la c.

5.349. ¿Qué sustancia tiene mayor temperatura de fusión?

- SiC
- PCl₅
- S₈
- COCl₂

(O.Q.L. Valencia 2016)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de fusión le corresponde al **SiC**, sustancia que forma una **red cristalina covalente** con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente.
- PCl_5 , S_8 y COCl_2 son sustancias que tienen enlace covalente polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son fuerzas de dispersión de London, que son más intensas en las dos primeras debido a que se trata de una sustancias con elevado volumen atómico, y por tanto, muy polarizables. Por este motivo son sólidas a temperatura ambiente y les corresponde mayor temperatura de fusión, que al COCl_2 que es la menos voluminosa y es gaseosa en las mismas condiciones.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la temperatura de fusión (K) son:



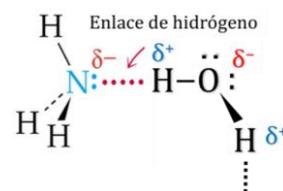
La respuesta correcta es la **a**.

5.350. El compuesto A es 3.000 veces más soluble en agua que el compuesto B. Los compuestos A y B son respectivamente:

- Hexano y 2-metilpentano
- 2-metilpentano y hexano
- Fosfano y amoniaco
- Amoniaco y fosfano

(O.Q.L. Asturias 2016)

- Los compuestos hexano y 2-metilpentano están descartados ya que se trata de sustancias moleculares insolubles en agua.
- El **amoniaco (compuesto A)** es mucho más soluble en agua que el **fosfano (compuesto B)** ya que el primero es capaz de formar enlaces intermoleculares de hidrógeno con el agua y el segundo no.



La respuesta correcta es la **d**.

5.351. Una sustancia sólida es un buen aislante eléctrico, con un punto de fusión elevado y ligeramente soluble en agua, esta sustancia podrá ser:

- BaSO_4
- $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
- PCl_5
- SiO_2

(O.Q.L. Asturias 2016)

Si una sustancia posee las siguientes propiedades:

- Es un buen aislante eléctrico → Ninguna de las sustancias propuestas conduce la corriente eléctrica.
- Tiene elevado punto de fusión → debe formar una red cristalina sólida a temperatura ambiente. Esto descarta al PCl_5 que es líquido y $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
- Es ligeramente soluble en agua → Esto descarta al SiO_2 que es una red covalente que no presenta electrones deslocalizados.

La sustancia que posee estas propiedades es **BaSO_4** .

La respuesta correcta es la **a**.

5.352. Las siguientes sustancias son líquidas a 25 °C. Indique la que tendrá mayor presión de vapor a esa temperatura:

- Pentano
- 1-butanol
- Butanal
- Ácido propanoico

(O.Q.L. Asturias 2016)

Cuanto más débiles son las fuerzas intermoleculares presentes en una sustancia, más fácil es romperlas y mayor es su presión de vapor a una cierta temperatura.

- Ácido propanoico y 1-butanol son sustancias capaces de formar enlaces de hidrógeno. Estos enlaces son fuertes por lo que las presiones de vapor será bajas.
- Butanal es una sustancia con enlace covalente polar por lo que forma enlaces dipolo-dipolo además de enlaces por fuerzas de dispersión de London. Su presión de vapor será baja, pero mayor que la de las sustancias anteriores.
- **Pentano** es una sustancia con enlace covalente no polar por lo que solo presenta enlaces por fuerzas de dispersión de London que son los más débiles de todas las fuerzas intermoleculares. Su **presión de vapor es la menor** de todas sustancias propuestas.

La respuesta correcta es la **a**.

5.353. ¿En cuál de las siguientes series las sustancias, estas se encuentran ordenadas por temperaturas de fusión decrecientes?

- a) I_2 , Na, NaBr, SiO_2
- b) SiO_2 , NaBr, Na, I_2
- c) NaBr, SiO_2 , Na, I_2
- e) SiO_2 , Na, NaBr, I_2

(O.Q.L. Jaén 2016)

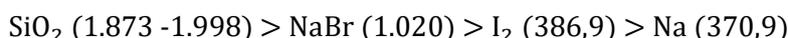
Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- El mayor punto de fusión le corresponde al SiO_2 , sustancia que forma una **red cristalina covalente** con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.
- **NaBr** es una sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una **red cristalina iónica** con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.
- **Na** es una sustancia que tiene enlace metálico que forma una **red cristalina metálica**. Esta sustancia es sólida a temperatura ambiente por lo que tiene un punto de fusión mucho menor que el del NaBr, ya que el sodio presenta baja carga nuclear.
- I_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**, que serán bastante intensas debido a que es una sustancia con gran volumen atómico y elevado peso molecular y que por tanto será muy polarizable. Su punto de fusión debería ser el menor de todas las sustancias propuestas, pero debido a su elevado volumen atómico esta sustancia es muy polarizable y las fuerzas de London son muy intensas, lo que determina que su punto de fusión sea ligeramente superior al del Na.

Teniendo en cuenta lo expuesto, los puntos de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden decreciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:



Ninguna respuesta es correcta.

(Cuestión similar a la propuesta en Alicante 2013).

5.354. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene enlaces de hidrógeno?

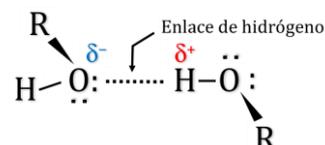
- a) H₂Te
- b) CH₄
- c) HCl
- d) CH₃OH

(O.Q.L. Extremadura 2016)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ Tanto metano (CH₄), como telururo de hidrógeno (H₂Te) y cloruro de hidrógeno (HCl), no poseen átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo, por lo que no pueden dar este tipo de enlace.

El metanol (CH₃OH) es una sustancia que tiene enlace covalente, pero que además presenta un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo, en este caso O, se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.



La respuesta correcta es la d.

5.355. El níquel se ordena en una red cúbica centrada en las caras y su densidad es 8,90 g cm⁻³ a 25 °C. ¿Cuál es la longitud de la arista de la celda unidad?

- a) 340 pm
- b) 372 pm
- c) 352 pm
- d) 330 pm

(O.Q.N. El Escorial 2017)

Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos:

$$\frac{1}{8} \cdot 8 \text{ átomos (vértice)} + \frac{1}{2} \cdot 6 \text{ átomos (cara)} = 4 \text{ átomos}$$

A partir de la densidad se puede obtener el volumen de la celdilla unidad:

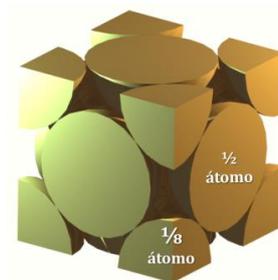
$$\frac{1 \text{ cm}^3 \text{ Cu}}{8,90 \text{ g Cu}} \cdot \frac{58,7 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} \cdot \frac{4 \text{ átomos}}{\text{cubo}} = 4,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{cm}^3}{\text{cubo}}$$

A partir del volumen se puede obtener la arista del cubo:

$$a = \sqrt[3]{4,38 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3} = 3,53 \cdot 10^{-8} \text{ cm} \cdot \frac{10^{10} \text{ pm}}{1 \text{ cm}} = 353 \text{ nm}$$

La respuesta correcta es la c.

(En Valencia 2010 se pregunta para el cobre y no en forma de cuestión multirrespuesta).



5.356. El sodio metálico tiene una celda unidad cúbica centrada en el cuerpo. ¿Cuántos átomos están contenidos en la celda unidad?

- a) 5
- b) 2
- c) 4
- d) 9
- e) 3

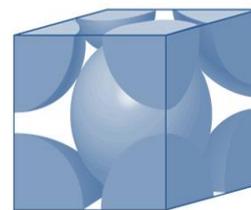
(O.Q.N. El Escorial 2017) (O.Q.L. Madrid 2018)

Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en el cuerpo contiene:

$$\frac{1}{8} \cdot 8 \text{ átomos (vértice)} + 1 \text{ átomo (centro)} = 2 \text{ átomos}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En Madrid 2018 no se especifica el metal).



5.357. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene mayor presión de vapor a 25 °C:

- a) Metanol (CH₃OH)
- b) Etanol (CH₃CH₂OH)
- c) 1-Propanol (CH₃CH₂CH₂OH)
- d) 1-Butanol (CH₃CH₂CH₂CH₂OH)

(O.Q.N. El Escorial 2017)

Cuanto más débiles son las fuerzas intermoleculares presentes en una sustancia, más fácil es romperlas y mayor es su presión de vapor a una cierta temperatura.

Los cuatro alcoholes presentan enlaces intermoleculares de hidrógeno y, además, todos presentan también enlaces por fuerzas de dispersión de London que son más débiles en las sustancias con menor volumen molecular (menor masa molar). De las sustancias propuestas, el **metanol**, es el que tiene menor masa molar, por lo que será más fácil que sus moléculas pasen de la fase líquida a la fase vapor y con ello aumenta la presión de vapor.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 2016).

5.358. ¿Cuáles de los siguientes compuestos orgánicos en su forma líquida:

1. Éteres 2. Alcoholes 3. Cetonas 4. Ácidos carboxílicos 5. Aminas primarias

formarán los denominados "enlaces de hidrógeno entre moléculas de la misma especie?"

- a) 1, 2, 4 y 5
- b) 2, 3 y 4
- c) 1, 2 y 5
- d) 2, 4 y 5

(O.Q.N. El Escorial 2017)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Las únicas de las sustancias propuestas que cumplen esa doble condición son **alcoholes (2)**, **ácidos carboxílicos (4)** y **aminas primarias (5)**.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 2013).

5.359. ¿Cuál es la energía reticular, U , del NaCl(s)? Datos:

$$\Delta_{\text{dis}}H^\circ(\text{Cl}_2) = 244.600 \text{ J mol}^{-1}$$

$$\text{Afinidad electrónica Cl} = -345.500 \text{ J mol}^{-1}$$

$$\Delta_{\text{sub}}H^\circ(\text{Na}) = 109.000 \text{ J mol}^{-1}$$

$$\Delta_{\text{f}}H^\circ(\text{NaCl}) = -411.000 \text{ J mol}^{-1}$$

$$\text{Energía de ionización Na} = 495.700 \text{ J mol}^{-1}$$

- a) 1481,7 kJ mol⁻¹
- b) -1.136,5 kJ mol⁻¹
- c) 1.257,3 kJ mol⁻¹
- d) -792,5 kJ mol⁻¹

(O.Q.N. El Escorial 2017)

De acuerdo la ley de Hess (1840) se puede dibujar el ciclo de Born-Haber para una sustancia iónica.

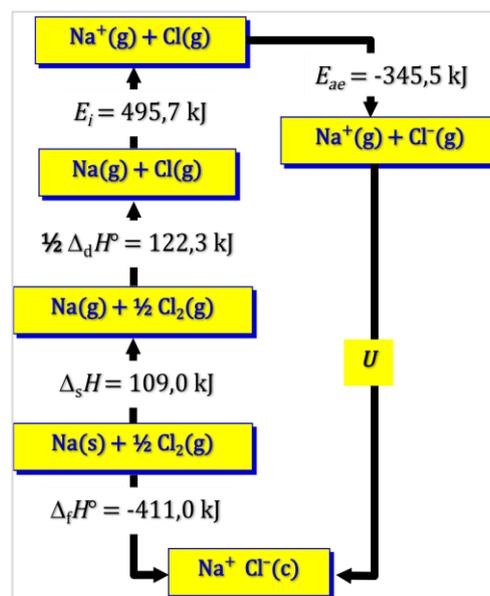
A partir del mismo se puede calcular la energía reticular de la misma. Para el caso del NaCl se puede escribir:

$$\Delta_f H^\circ(\text{NaCl}) = \Delta_s H^\circ(\text{Na}) + \frac{1}{2} \Delta_{\text{dis}} H^\circ(\text{Cl}_2) + E_i(\text{Na}) + E_{\text{ea}}(\text{Cl}) + U(\text{NaCl})$$

Despejando y escribiendo las energías en kJ mol^{-1} en la expresión anterior:

$$\begin{aligned} U(\text{NaCl}) &= \left(1 \text{ mol NaCl} \cdot \frac{-411 \text{ kJ}}{\text{mol NaCl}}\right) - \left(1 \text{ mol Na} \cdot \frac{109 \text{ kJ}}{\text{mol Na}}\right) - \\ &\quad - \left(\frac{1}{2} \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{244,6 \text{ kJ}}{\text{mol Cl}_2}\right) - \left(1 \text{ mol Na} \cdot \frac{495,7 \text{ kJ}}{\text{mol Na}}\right) - \\ &\quad - \left(1 \text{ mol Cl} \cdot \frac{-345,5 \text{ kJ}}{\text{mol Cl}}\right) = -792,5 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

La respuesta correcta es la d.



5.360. Dadas las siguientes sustancias en estado líquido: Br_2 , Ar, CO, SO_2 y PCl_3 , ¿en cuáles las únicas fuerzas intermoleculares son de tipo dispersión de London?

- Solo en Br_2 y PCl_3
- Solo en Br_2 y SO_2
- Solo en Br_2 y Ar
- Solo en PCl_3 y Ar

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

Los enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London se presentan en aquellas sustancias que tienen enlace covalente, pero que generalmente no presentan momento dipolar permanente.

De las sustancias propuestas:

- Ar no forma enlaces ya que se trata de un elemento inerte que tiene su última capa completa con ocho electrones de valencia y únicamente forma enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London**.
- Br_2 es una molécula no polar y únicamente forma enlaces intermoleculares del tipo **fuerzas de dispersión de London**.
- CO, SO_2 y PCl_3 son moléculas polares que presentan enlaces intermoleculares del tipo dipolo-dipolo además de enlaces intermoleculares del tipo dispersión de London.

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Oviedo 2014).

5.361. ¿En cuál de las siguientes series de sustancias, estas se encuentran ordenadas por temperatura de fusión creciente?

- $\text{F}_2 < \text{SiO}_2 < \text{NaCl} < \text{Hg}$
- $\text{F}_2 < \text{Hg} < \text{NaCl} < \text{SiO}_2$
- $\text{F}_2 < \text{SiO}_2 < \text{Hg} < \text{NaCl}$
- $\text{F}_2 < \text{Hg} < \text{SiO}_2 < \text{NaCl}$

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

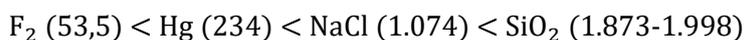
Presentará mayor temperatura de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- La mayor temperatura de fusión le corresponde al SiO_2 , sustancia que forma una **red cristalina covalente** con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados puntos de fusión.
- NaCl es una sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una **red cristalina iónica** con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevados temperaturas de fusión.
- Hg es una sustancia que tiene enlace metálico, pero que a diferencia del resto de los metales, las fuerzas que mantienen unidos a los átomos son tan débiles, debido a la poca participación de los electrones $6s^2$ en el enlace metálico, que determina que la red cristalina que forman es líquida a temperatura ambiente.
- F_2 es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**, que son muy débiles debido ya que es una sustancia con un volumen atómico muy pequeño, y por tanto, poco polarizable. Por este motivo su temperatura de fusión es la menor de todas las propuestas.

Teniendo en cuenta lo expuesto, las temperaturas de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las temperaturas de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **b**.

5.362. La temperatura de fusión del NaF es:

- a) La densidad del hielo es mayor que la del agua.
- b) La solubilidad del oxígeno en agua disminuye al aumentar la temperatura.
- c) El punto de ebullición del HI es mayor que el del HBr debido a que el HI forma enlaces de hidrógeno más fuertes.
- d) La energía reticular del KBr es mayor que del CaCl_2 .

(Preselección Valencia 2017)

a) Falso. La densidad del hielo es menor que el del agua líquida, ya que el empaquetamiento de los átomos en el hielo sólido es mejor que el agua líquida.

b) **Verdadero**. La solubilidad de un gas en agua está regida por la ley de Henry (1803) que dice:

“a temperatura constante, la cantidad de gas disuelta en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial que ejerce ese gas sobre el líquido”.

Su expresión matemática es:

$$c = k p \quad \rightarrow \quad \begin{cases} c = \text{concentración del gas} \\ k = \text{constante de Henry específica para cada gas} \\ p = \text{presión parcial del gas} \end{cases}$$

La constante k depende de la naturaleza del gas y la temperatura del líquido y es mayor cuanto menor es esta, por lo tanto, **la solubilidad es mayor a menor temperatura**.

c) Falso. El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Ninguna de las dos sustancias propuestas es capaz de formar enlaces de hidrógeno, ya que no cumplen las condiciones propuestas para formar este tipo de enlaces.

d) Falso. La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

- Respecto a las cargas, son mayores en el CaCl_2 (+2 y -1) que en el KBr (+1 y -1).
- Respecto a los radios iónicos, son mayores en KBr , ya que este compuesto está formado por un catión alcalino y un anión de un halógeno del cuarto periodo, mientras que en el CaCl_2 hay un catión alcalinotérreo de menor tamaño que el alcalino y un anión de un halógeno del tercer periodo de la tabla periódica.

De acuerdo con lo expuesto, y suponiendo el mismo valor de la constante de Madelung para ambas sustancias, $U_{\text{KBr}} < U_{\text{CaCl}_2}$.

La respuesta correcta es la **b**.

5.363. ¿Cuál de las siguientes sustancias forma un sólido tridimensional de red covalente?

- CaO
- SiC
- MgO
- PH_3

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

Una sustancia que forme una **red covalente** presenta las siguientes propiedades:

- Debe ser un sólido a temperatura ambiente, esto descarta al PH_3 que es un compuesto covalente que forma moléculas gaseosas a temperatura ambiente.
- Sus átomos deben estar unidos mediante enlace covalente, esto descarta a MgO y CaO que son sólidos iónicos.
- Debe tener elevadas temperaturas de fusión y ebullición.

La única de las sustancias propuestas que cumple las propiedades dadas es **SiC**.

La respuesta correcta es la **b**.

5.364. ¿Cuál de las siguientes sustancias, en el estado físico que se indica, presenta menor conductividad eléctrica?

- | | |
|------------------------------|--|
| a) $\text{CH}_3\text{OH(l)}$ | e) $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{aq})$ |
| b) Cu(s) | f) LiF(l) |
| c) KBr(l) | g) $\text{NH}_3(\text{aq})$ |
| d) KBr(aq) | |

(Preselección Valencia 2017) (O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

Serán conductoras de la corriente eléctrica aquellas sustancias que en estado sólido, líquido o en disolución acuosa permitan el libre movimiento de los electrones por su estructura.

- El $\text{CH}_3\text{OH(l)}$ tiene enlace covalente y enlace intermolecular de hidrógeno que no permite el movimiento de los electrones por su estructura en estado líquido por lo que **no conduce la corriente eléctrica**.
- El $\text{NH}_3(\text{aq})$ tiene enlace covalente y enlace intermolecular de hidrógeno y en disolución acuosa se encuentra poco ionizado por lo que **es un mal conductor de la corriente eléctrica**.
- El Cu(s) forma una red metálica formada por cationes rodeados de una nube de electrones que permiten el paso de los electrones a través de ella. Por lo tanto, sí que conduce la corriente eléctrica en estado sólido.
- El KBr(s) , LiF(s) y $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s})$ forman redes iónicas que no conducen la corriente eléctrica porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces iónicos. Una vez rota la red al aumentar la temperatura o al disolver la sustancia en agua, los iones quedan libres y permiten el paso de los electrones

a través de ellos, luego KBr(l) , KBr(aq) , LiF(l) y $\text{NH}_4\text{NO}_3\text{(aq)}$ sí son especies conductoras de la corriente eléctrica.

Las respuestas correctas son **a** y **g**.

5.365. De los siguientes elementos, indique el de mayor conductividad eléctrica:

- a) Aluminio
- b) Silicio
- c) Fósforo
- d) Azufre

(O.Q.L. Murcia 2017)

La conductividad eléctrica es una propiedad típica de los metales, ya que estos presentan estructuras cristalinas con electrones libres que se pueden mover a través de ellas.

- Silicio, fósforo y azufre son elementos no metálicos que cuando cristalizan, las estructuras que presentan no electrones libres que se puedan mover por la misma.
- El aluminio es el único de los elementos propuestos que es un metal, por lo tanto, **la mayor conductividad eléctrica le corresponde al Al** ($3,66 \cdot 10^7 \text{ S m}^{-1}$).

La respuesta correcta es la **a**.

5.366. ¿Cuál de las siguientes sustancias puede considerarse como ejemplo de una red covalente?

- a) Cu
- b) C
- c) NaCl
- d) BaO
- e) CaO

(O.Q.L. Granada 2017)

Una sustancia que forma una **red covalente** presenta las siguientes propiedades:

- Debe ser un sólido a temperatura ambiente.
- Sus átomos deben estar unidos mediante enlace covalente, esto descarta a Cu, BaO, CaO y NaCl.
- Debe tener elevadas temperaturas de fusión y ebullición, esto no descarta a ninguna.

La sustancia que cumple las propiedades dadas es **C**.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Alicante 2013, Madrid 2016 y Granada 2016).

5.367. ¿Cuál es el orden creciente de puntos de fusión las siguientes sustancias?

- a) $\text{MgO} > \text{NaCl} > \text{HCl} > \text{Cl}_2$
- b) $\text{NaCl} > \text{MgO} > \text{HCl} > \text{Cl}_2$
- c) $\text{MgO} > \text{NaCl} > \text{Cl}_2 > \text{HCl}$
- d) $\text{NaCl} > \text{MgO} > \text{Cl}_2 > \text{HCl}$
- e) $\text{NaCl} > \text{HCl} > \text{MgO} > \text{Cl}_2$

(O.Q.L. Granada 2017)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (dipolo-dipolo, enlace de hidrógeno, dispersión de London).

- Los mayores puntos de fusión les corresponden al **MgO** y **NaCl**, sustancias que tienen **enlace iónico** y que, a diferencia del resto, forman una **red cristalina iónica**, sólida a temperatura ambiente y muy difícil de romper.

Para determinar cuál de estas sustancias tiene mayor temperatura de fusión es necesario determinar el valor su energía reticular. La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-

Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Respecto a las cargas, son el doble en el MgO que en el NaCl. Respecto a los radios iónicos, son menores en el MgO que en el NaCl debido a los grupos y periodos en que se encuentran los elementos que forman ambas especies (2 y 2º frente a 1 y 3º). Teniendo en cuenta lo dicho, $U_{\text{MgO}} > U_{\text{NaCl}}$, por tanto, la **temperatura de fusión del MgO es mayor que del NaCl**.

▪ HCl y Cl₂ son sustancias que tiene enlace covalente, por lo que presentan fuerzas intermoleculares del tipo de **dispersión de London**, pero aunque el HCl que tiene momento dipolar permanente y por eso presenta fuerzas **dipolo-dipolo**, el punto de fusión del Cl₂ es más alto ya que es una molécula más voluminosa y por ello más polarizable.

El orden correcto de puntos de fusión creciente es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:



Aunque las propuestas están en orden decreciente, se puede considerar correcta la c.

5.368. La Química Relativista es la rama de la Química que estudia las implicaciones de la Teoría de la Relatividad Especial en los compuestos químicos. En determinados átomos de gran número atómico las fuerzas coulombicas ejercidas por el núcleo aceleran los electrones hasta velocidades cercanas a las de la luz, produciéndose un fenómeno denominado contracción relativista de orbitales en los orbitales *s*. Los orbitales afectados (o contraídos) tienen mayores dificultades para solapar y dar lugar a enlaces. Conociendo esto, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?

- El mercurio es un metal líquido al tener un enlace metálico débil por la contracción relativista de orbitales.
- El flúor es un elemento poco reactivo debido a la contracción de relativista orbitales.
- El oro es un metal muy reactivo por culpa de la contracción de relativista orbitales.
- Todas las anteriores son falsas.

(O.Q.L. Madrid 2017)

El mercurio es un elemento metálico que es líquido a temperatura ambiente, ya que presenta un **débil enlace metálico** entre sus átomos lo que es debido a la poca participación en el enlace de los electrones situados en los orbitales 6s por la **contracción relativista** de estos.

La respuesta correcta es la a.

5.369. Indique la opción en la que la energía reticular (U_r) de los compuestos NaF, CaO, KF y MgCl₂ se encuentra ordenada correctamente:

- $U_r(\text{KF}) > U_r(\text{NaF}) > U_r(\text{CaO}) > U_r(\text{MgCl}_2)$
- $U_r(\text{NaF}) > U_r(\text{KF}) > U_r(\text{MgCl}_2) > U_r(\text{CaO})$
- $U_r(\text{MgCl}_2) > U_r(\text{CaO}) > U_r(\text{NaF}) > U_r(\text{KF})$
- $U_r(\text{CaO}) > U_r(\text{MgCl}_2) > U_r(\text{NaF}) > U_r(\text{KF})$

(O.Q.L. Madrid 2017)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

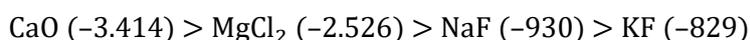
$$U_r = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

- Respecto a las cargas, son iguales en NaF y KF (+1 y -1), en MgCl₂ (+2 y -1) y en CaO (+2 y -2).
- Respecto a los radios iónicos, son más grandes en CaO y KF (cuarto y segundo periodo), MgCl₂ (tercer periodo); algo más pequeños en NaF (tercero y segundo periodo).

Teniendo en cuenta lo expuesto, las energías reticulares de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden decreciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de la energía reticular (kJ mol⁻¹) son:



La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castellón 2008, Valencia 2011 y Madrid 2014).

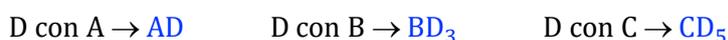
5.370. Los elementos A, B, C y D se encuentran en el tercer periodo y tienen 1, 3, 5 y 7 electrones de valencia, respectivamente. ¿Cuáles serán las fórmulas de los compuestos que forme D con A, B y C?

- DA, D₃B y D₅C
- AD, B₃D y C₅D
- AD, BD₃ y CD₅
- DA, DB₃ y DC₅

(O.Q.L. La Rioja 2017)

- El **elemento A**, cuya configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s¹, tiende a ceder un electrón para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.
- El **elemento B**, cuya configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s² 3p¹, tiende a ceder tres electrones para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.
- El **elemento C**, cuya configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s² 3p³, tiende a ganar o compartir **tres electrones** para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.
- El **elemento D**, cuya configuración electrónica abreviada es [Ne] 3s² 3p⁵, tiende a ganar o compartir **un electrón** para completar su capa de valencia y conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

Las combinaciones de D con el resto de los elementos cumpliendo la condición de electroneutralidad son:



La respuesta correcta es la **c**.

5.371. ¿El valor de qué propiedad disminuye con el aumento de las fuerzas intermoleculares?

- Viscosidad
- Presión de vapor
- Tensión superficial
- Temperatura de ebullición

(O.Q.L. La Rioja 2017)

Al **aumentar las fuerzas intermoleculares** en un líquido:

- Disminuye la presión de vapor**, ya que al ser más fuertes los enlaces intermoleculares es más difícil el paso líquido → vapor y existen menos moléculas en este estado.

- Aumenta la temperatura de ebullición, ya que se necesita una temperatura más alta para que la presión de vapor se iguale a la presión atmosférica.
- Aumentan la tensión superficial y la viscosidad ya que aumenta la dificultad de las capas de sustancia a deslizarse entre ellas-

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Sevilla 2010).

5.372. Ordene las siguientes moléculas CH_4 , C_2H_6 , CH_3OH y $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ de acuerdo con la entalpía de vaporización creciente:

- CH_4 , C_2H_6 , CH_3OH , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, C_2H_6 , CH_3OH , CH_4
- CH_4 , CH_3OH , C_2H_6 , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, CH_3OH , C_2H_6 , CH_4

(O.Q.L. La Rioja 2017)

Al aumentar las fuerzas intermoleculares en una sustancia aumenta la entalpía de vaporización, ya que se necesita más energía para romper los enlaces intermoleculares y realizar el cambio de estado líquido a vapor.

Presentará mayor entalpía de vaporización aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares. De las sustancias propuestas, este enlace se da en el metano, CH_4 , y etano, C_2H_6 , siendo más intensas en este último por tratarse de una sustancia más voluminosa y con más átomos.
- El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el metanol, CH_3OH , y el etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$. Además, hay que tener en cuenta las fuerzas de dispersión de London, y estas aumentan al aumentar la longitud de la cadena.

De acuerdo con lo expuesto, las moléculas propuestas ordenadas por entalpía de vaporización creciente son:



La respuesta correcta es la **a**.

5.373. Para la serie de sustancias: cloro, cloruro de potasio, óxido de magnesio y oxígeno, el orden creciente de sus temperaturas de fusión es:

- $\text{Cl}_2 < \text{O}_2 < \text{KCl} < \text{MgO}$
- $\text{O}_2 < \text{Cl}_2 < \text{KCl} < \text{MgO}$
- $\text{O}_2 < \text{Cl}_2 < \text{MgO} < \text{KCl}$
- $\text{Cl}_2 < \text{O}_2 < \text{MgO} < \text{KCl}$

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

Presentará mayor temperatura de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- O_2 y Cl_2 son sustancias que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son **fuerzas de dispersión de London**, que son más intensas en el cloro debido ya que es una sustancia con mayor volumen atómico y, por lo tanto, más polarizable. Por este motivo la temperatura de fusión del Cl_2 es superior a la del O_2 .
- NaCl y MgO son sustancias que tienen enlace iónico por lo que forma una **red cristalina iónica** con fuerzas muy intensas entre los iones que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura

ambiente y presenten elevadas temperaturas de fusión. De las dos, la mayor temperatura de fusión le corresponderá a la sustancia que forme una red cristalina más fuerte, es decir la que tenga mayor energía reticular.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

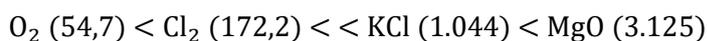
- Respecto a las cargas, son en KCl (+1 y -1), y en MgO (+2 y -2).
- Respecto a los radios iónicos, son más grandes en KCl ya que incluye elementos del cuarto tercer periodo y más pequeños en MgO con elementos del tercer y segundo periodo.

Teniendo en cuenta lo expuesto, **la energía reticular y la temperatura de fusión mayor** le corresponde al MgO y la **menor al KCl**.

Teniendo en cuenta lo expuesto, las temperaturas de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las temperaturas de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **b**.

5.374. De entre los siguientes compuestos iónicos: CsBr, NaF, KCl, KF y CaF₂, ¿cuáles tienen mayor y menor punto de fusión?

- a) CaF₂ el mayor y KCl el menor.
- b) KF el mayor y CsBr el menor.
- c) NaF el mayor y KF el menor.
- d) CaF₂ el mayor y CsBr el menor.

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte, es decir la que tenga mayor energía reticular.

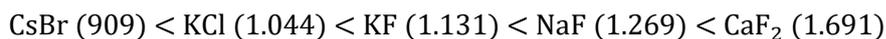
La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

- Respecto a las cargas, son las mismas en CsBr, NaF, KCl y KF (+1 y -1), y en CaF₂ (+2 y -1).
- Respecto a los radios iónicos, son más grandes en CsBr ya que incluye elementos del sexto y cuarto periodo y más pequeños en NaF con elementos del tercer y segundo periodo.

Teniendo en cuenta lo expuesto, **la energía reticular y el punto de fusión mayor** le corresponden al CaF₂ y el **menor a CsBr**.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **d**.

5.375. La molécula de dioxígeno, O_2 , tiene:

- Es polar.
- Dos electrones desapareados.
- Es diamagnética.
- Tiene orden de enlace igual a 1.

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

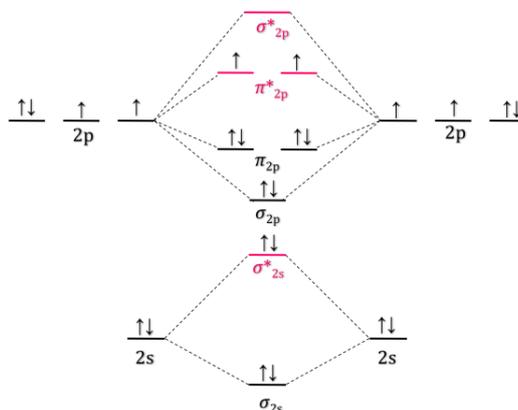
a) Falso. La estructura de Lewis de la la molécula de O_2 es:



Se trata de una molécula que esta formada por dos átomos idénticos por lo que es lineal y no polar.

b) **Verdadero**. Una especie es diamagnética si no presenta electrones desapareados. Estas sustancias no interaccionan con un campo magnético.

En la distribución de electrones en los orbitales moleculares para molécula de O_2 se observa que presenta **dos electrones desapareados** por lo que se trata de una especie paramagnética.



c) Falso. Según se ha visto en el apartado anterior.

d) Falso. A la vista de los diagramas de niveles energía de los orbitales moleculares de las moléculas se define el orden de enlace de la molécula como:

$$\text{orden de enlace} = \frac{1}{2} (\text{n}^\circ \text{ electrones OM de enlace} - \text{n}^\circ \text{ electrones OM de antienlace}) = \frac{1}{2} (6 - 2) = 2$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2016).

5.376. De las siguientes sustancias químicas, HCl , CH_4 , LiCl y H_2O_2 , a temperatura ambiente, ¿cuál/es se encuentran en fase gaseosa y disuelta/s en agua origina/n una disolución acuosa conductora de la electricidad?

- LiCl
- HCl y CH_4
- HCl y H_2O_2
- HCl

(O.Q.L. Valencia 2017)

De las sustancias propuestas será/n conductora/s de la electricidad aquella/s sustancia/s gaseosa a temperatura ambiente que en disolución acuosa permita/n el libre movimiento de los electrones por su estructura.

La única de todas las propuestas que cumple esa condición es el **HCl** que a temperatura ambiente es un compuesto molecular gaseoso pero que al disolverla en agua, los iones quedan libres y permiten el paso de los electrones a través de ellos.

La respuesta correcta es la **d**.

5.377. El platino cristaliza en una estructura cúbica centrada en las caras (o cúbica de empaquetamiento compacto) y su densidad a 20 °C es 21,50 g cm⁻³. ¿Cuál es el radio metálico, en pm, del platino?

- a) 90,1 pm
- b) 87,3 pm
- c) 110,1 pm
- d) 138,6 pm

(O.Q.L. Valencia 2017)

Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos:

$$\frac{1}{8} \cdot 8 \text{ átomos (vértice)} + \frac{1}{2} \cdot 6 \text{ átomos (cara)} = 4 \text{ átomos}$$

También se puede observar, que la diagonal de una cara del cubo, D , está integrada por cuatro radios atómicos.

Relacionando masa, átomos y densidad del metal se obtiene volumen de la celda unidad:

$$\frac{195,1 \text{ g}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} \cdot \frac{4 \text{ átomos}}{\text{cubo}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3}{21,50 \text{ g}} = 6,028 \cdot 10^{-23} \frac{\text{cm}^3}{\text{cubo}}$$

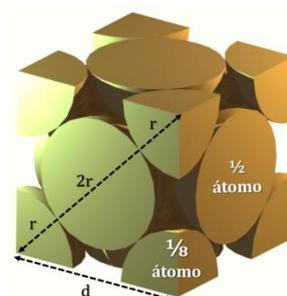
A partir del volumen se puede obtener la arista del cubo d :

$$d = \sqrt[3]{V} = \sqrt[3]{6,028 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3} = 3,921 \cdot 10^{-8} \text{ cm} \cdot \frac{1 \text{ m}}{10^2 \text{ cm}} \cdot \frac{10^{12} \text{ pm}}{1 \text{ m}} = 392,1 \text{ pm}$$

A partir de la arista d se puede obtener el radio del átomo r :

$$(4r)^2 = 2d^2 \quad \rightarrow \quad r = \frac{392,1 \text{ pm}}{2\sqrt{2}} = 138,6 \text{ pm}$$

La respuesta correcta es la **d**.



5.378. De las siguientes sustancias químicas en fase condensada, CH₃COOH, CH₃F, H₂S y NH₃ presentan enlace de hidrógeno:

- a) CH₃COOH
- b) CH₃COOH y NH₃
- c) CH₃COOH, CH₃F y NH₃
- d) Todas presentan enlace de hidrógeno.

(O.Q.L. Valencia 2017)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído también por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

- El ácido acético (**CH₃COOH**) y amoníaco (**NH₃**) sí poseen un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo, oxígeno en el primero y nitrógeno en el segundo, por lo que **pueden dar enlace de hidrógeno**.
- El sulfuro de hidrógeno (H₂S) y fluorometano (CH₃F) no poseen átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo, por lo que no pueden formar enlace de hidrógeno.

La respuesta correcta es la **b**.

5.379. De las siguientes afirmaciones referidas a trihaluros del galio seleccione la que sea correcta:

	I. GaF ₃	II. GaCl ₃	III. GaBr ₃	IV. GaI ₃
p. f. (°C)	+950	+78	+122	+212

- a) Sólo II es una sustancia molecular.
 b) I y IV son sustancias iónicas.
 c) II y III son sustancias moleculares y IV es iónica.
 d) II, III y IV son sustancias moleculares.

(O.Q.L. Valencia 2017)

De las sustancias propuestas las que tienen un punto de fusión relativamente bajo, GaCl₃, GaBr₃ y GaI₃, y que, además presentan una diferencia de electronegatividad menor que 2 entre los halógenos que las forman y el galio, son sustancias con enlace predominantemente covalente, por lo tanto, serán **sustancias moleculares**. Por otra parte, GaF₃ que tiene un punto de fusión relativamente alto y que, además presenta una diferencia de electronegatividad mayor que 2 entre galio y flúor, es una sustancia con **enlace predominantemente iónico**.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2016)

5.380. De las siguientes parejas de átomos, ¿cuáles pueden formar enlaces covalentes polares entre sí?

- a) N y N
 b) F y C
 c) Cl y Cl
 d) Na y I
 e) Fe y N

(O.Q.L. País Vasco 2017)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente covalente polar si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es inferior a 2,0 y ambos son no metal. Aplicando este criterio a las parejas de elementos dadas:

Pareja	$\Delta\chi$	Enlace predominante
N - N	3,04 - 3,04 = 0,00	covalente no polar
F - C	3,98 - 2,55 = 1,43	covalente polar
Cl - Cl	3,16 - 3,16 = 0,00	covalente no polar
I - Na	2,66 - 0,93 = 1,73	covalente polar - iónico
N - Fe	3,04 - 1,83 = 1,21	covalente polar - iónico

La respuesta correcta es la **b**.

5.381. Considerando las siguientes moléculas: NaF, CH₃OH y CH₄, ¿cuál de las siguientes afirmaciones no es correcta?

- a) El fluoruro de sodio y el metanol son solubles en agua.
 b) Estas moléculas poseen diferentes tipos de enlace químico.
 c) El metanol posee una distribución asimétrica de los electrones.
 d) El punto de ebullición del metanol es el mayor de todos debido a los enlaces de hidrógeno intermoleculares que se originan.
 e) Ninguna de las anteriores es incorrecta.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

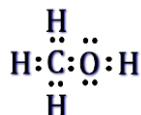
a) Correcto. NaF y CH₃OH son sustancias solubles en agua. La solubilidad se explica en:

- El NaF al poseer enlace iónico se ioniza fácilmente en agua y se establece enlace intermolecular ion-dipolo con las moléculas de agua.
- El CH₃OH al formar enlaces de hidrógeno con las moléculas de agua.

b) Correcto. NaF posee enlace iónico ya que está formado por un metal y un no metal con elevada diferencia de electronegatividad entre ellos.

▪ CH₃OH y CH₄ poseen enlace covalente ya que está formado por dos no metales con baja diferencia de electronegatividad entre ellos.

c) Correcto. En la estructura de Lewis del CH₃OH se observa la distribución asimétrica de los electrones:



d) **Incorrecto**. De las sustancias propuestas, **el punto de ebullición más elevado le corresponde al NaF** ya que las fuerzas que mantienen unidas a los iones son tan intensas que forman un red cristalina sólida a temperatura ambiente.

La respuesta correcta es la **d**.

5.382. ¿Qué elemento, entre los siguientes, es líquido a la temperatura del cuerpo humano?

- a) As
- b) Ca
- c) Ga
- d) Ge
- e) Zn

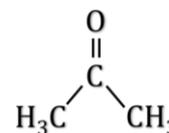
(O.Q.L. País Vasco 2017)

El **galio (Ga)** es un elemento metálico que posee una temperatura de fusión muy baja, 28,6 °C, por lo que basta el calor del cuerpo humano para fundirlo.

La respuesta correcta es la **c**.

5.383. Para la molécula representada en la figura, ¿qué fuerzas intermoleculares puede presentar?

1. Fuerzas de dispersión de London
2. Fuerzas dipolo–dipolo
3. Enlace de hidrógeno



- a) 1
- b) 2
- c) 1 y 2
- d) 2 y 3

(O.Q.L. Asturias 2017)

No podrá haber enlace de hidrógeno al no estar unido el hidrógeno a un elemento muy electronegativo.

La acetona se trata de una sustancia polar por lo que existen **fuerzas dipolo–dipolo** que siempre están acompañadas de **fuerzas de dispersión de London**.

La respuesta correcta es la **c**.

5.384. El orden decreciente de las temperaturas de fusión para las sustancias: Al, BF₃, N₂ y SiC es:

- a) Al > SiC > N₂ > BF₃
- b) SiC > Al > BF₃ > N₂
- c) Al > BF₃ > N₂ > SiC
- d) BF₃ > SiC > Al > N₂

(O.Q.L. Asturias 2017)

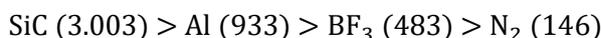
Presentará mayor temperatura de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo–dipolo).

- La mayor temperatura de fusión le corresponde al SiC, sustancia que forma una red cristalina covalente con fuerzas muy intensas entre los átomos lo que hace que estos compuestos sean sólidos a temperatura ambiente.
- Al es una sustancia que tiene enlace metálico y forma una red cristalina sólida a temperatura ambiente. Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos de cobre en la red son muy intensas, por tanto, su temperatura de fusión es elevada, aunque no tanto como la de la red covalente.
- N₂ y BF₃ son sustancias que tiene enlace covalente. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ellas son fuerzas de dispersión de London, que son más intensas en el trifluoruro de boro debido ya que es una sustancia con mayor volumen atómico y, por lo tanto, más polarizable. Por este motivo la temperatura de fusión del BF₃ es superior a la del N₂.

Teniendo en cuenta lo expuesto, las temperaturas de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden decreciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las temperaturas de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la **b**.

5.385. Los elementos X e Y pueden formar óxidos y cloruros. En las condiciones de laboratorio (1 atm y 298,15 K), XCl₂ es un líquido que hierve a 59 °C mientras que el YCl₂ es un sólido que funde a 775 °C. Indique la afirmación más acertada coherente con la naturaleza de los cloruros:

- X forma un óxido de naturaleza básica (XO), mientras que Y forma un óxido de naturaleza ácida (YO).
- X forma un óxido de naturaleza básica (XO₂), mientras que Y forma dos óxidos de naturaleza ácida (YO y YO₂).
- X forma dos óxidos de naturaleza ácida (XO y XO₂), mientras que Y forma un óxido de naturaleza básica (YO₂).
- X forma un óxido de naturaleza ácida (XO), mientras que Y forma un óxido de naturaleza básica (YO).

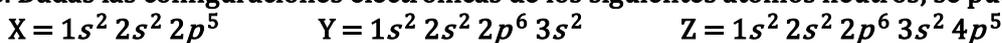
(O.Q.L. Asturias 2017)

Dado que el XCl₂ es un líquido, muy probablemente exista entre los átomos un enlace predominantemente covalente, mientras que al ser YCl₂ un sólido esta sustancia tenga un enlace predominantemente iónico. Por tanto, X será un no metal e Y un metal.

Cuando se unan al oxígeno, X dará un óxido de naturaleza ácida, mientras que Y lo dará de naturaleza básica. Como tanto X como Y tienen número de oxidación +2 (se unen a dos cloros), las fórmulas de los óxidos serán YO y XO.

La respuesta correcta es la **d**.

5.386. Dadas las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos neutros, se puede afirmar que:



- X no puede unirse con Z ya que Z está en un estado excitado.
- La unión de X e Y generará un compuesto sólido con una temperatura de fusión relativamente baja.
- X forma con Z una sustancia muy dura.
- Cuando Y se une con otros átomos de Y, la sustancia que se obtiene es conductora en fase fundida.

(O.Q.L. Asturias 2017)

El estado fundamental del átomo Z es 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵, X e Y están en estado fundamental; además X y Z son dos no metales que les falta un electrón para completar la última capa de valencia e Y es un metal que cederá dos electrones de la capa de valencia para alcanzar una configuración electrónica de gas noble, muy estable.

- Falso. Las características de Z para combinarse no se verán alteradas si Z está en un estado excitado.

- b) Falso. Al unirse X (no metal) con Y (metal) lo harán con un enlace predominantemente iónico por lo que si puede ser cierto que el compuesto YX_2 que se forma será sólido tendrá un punto de fusión alto.
- c) Falso. Al ser X y Z no metales, el compuesto ZX, tendrá un enlace predominantemente covalente por lo que, aun en estado sólido, será blando o con una dureza muy pequeña.
- d) **Verdadero**. Los átomos de Y se unirán con un **enlace metálico**, por lo que **será conductor tanto en fase fundida como sólida**.

La respuesta correcta es la d.

5.387. A partir de los siguientes datos, ¿cuál será $\Delta_f H^\circ$ del $MgCl_2(s)$?

- Entalpía de sublimación del $Mg(s) = +146 \text{ kJ mol}^{-1}$
- Entalpía de disociación del $Cl_2(g) = +244 \text{ kJ mol}^{-1}$
- Primera energía de ionización de $Mg(s) = +738 \text{ kJ mol}^{-1}$
- Segunda energía de ionización de $Mg(s) = +1.451 \text{ kJ mol}^{-1}$
- Afinidad electrónica de $Cl(g) = -349 \text{ kJ mol}^{-1}$
- Energía de red de $MgCl_2(s) = -2.957 \text{ kJ mol}^{-1}$

- a) $+1.006 \text{ kJ mol}^{-1}$
 b) $+1.076 \text{ kJ mol}^{-1}$
 c) $-1.076 \text{ kJ mol}^{-1}$
 d) $-1.006 \text{ kJ mol}^{-1}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

De acuerdo la ley de Hess (1840) se puede dibujar el ciclo de Born-Haber para una sustancia iónica. A partir del mismo se puede calcular la entalpía de formación del compuesto. Para el caso del $MgCl_2$ se puede escribir:

$$\Delta_f H^\circ(MgCl_2) = \Delta_s H^\circ(Mg) + \Delta_{dis} H^\circ(Cl_2) + E_{i1}(Mg) + E_{i2}(Mg) + 2 E_{ea}(Cl) + U(MgCl_2)$$

Sustituyendo en la expresión anterior, se obtiene:

$$\begin{aligned} \Delta_f H^\circ(MgCl_2) &= \\ &= \left(1 \text{ mol Mg} \cdot \frac{146 \text{ kJ}}{\text{mol Mg}}\right) + \left(1 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{244 \text{ kJ}}{\text{mol Cl}_2}\right) + \\ &+ \left(1 \text{ mol Mg} \cdot \frac{738 \text{ kJ}}{\text{mol Mg}}\right) + \left(1 \text{ mol Mg} \cdot \frac{1.451 \text{ kJ}}{\text{mol Mg}}\right) + \\ &+ \left(2 \text{ mol Cl} \cdot \frac{-349 \text{ kJ}}{\text{mol Cl}}\right) + \left(1 \text{ mol MgCl}_2 \cdot \frac{-2.957 \text{ kJ}}{\text{mol MgCl}_2}\right) = \\ &= -1.076 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

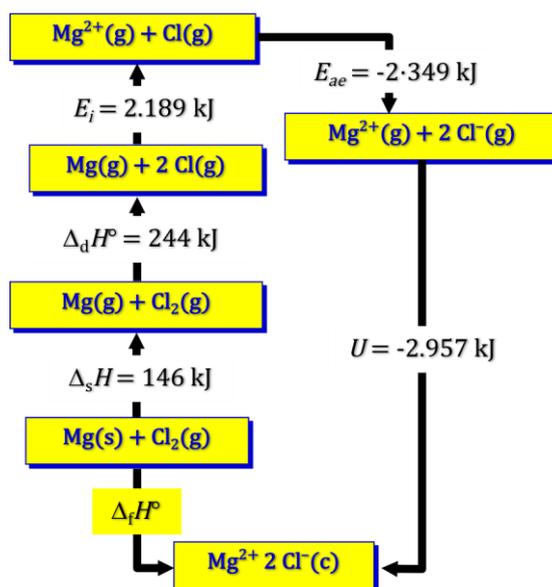
La respuesta correcta es la c.

5.388. Señale la afirmación correcta:

- a) Todas las moléculas están formadas por átomos unidos mediante enlaces covalentes.
 b) Las moléculas de compuestos iónicos tienen mayor punto de fusión que las moléculas covalentes.
 b) Las moléculas metálicas son buenas conductoras de la electricidad.
 d) Todos los átomos unidos mediante enlaces covalentes dan lugar a moléculas.
 e) Todas las respuestas anteriores son correctas.

(O.Q.L. Jaén 2017)

- a) **Verdadero**. Los compuestos moleculares están formados por átomos de elementos con electronegatividades iguales o parecidas unidos mediante un enlace covalente.



b-c) Falso. Los sustancias iónicas y metálicas no forman moléculas sino que forman redes cristalinas sólidas a temperatura ambiente.

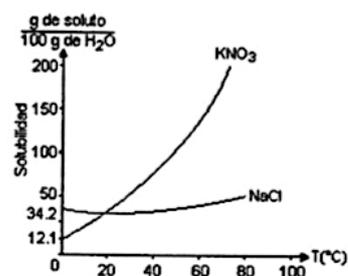
d) Falso. Los átomos unidos mediante enlace covalente no siempre dan lugar a sustancias moleculares sino que también pueden formar redes cristalinas sólidas a temperatura ambiente como, por ejemplo, el diamante o el dióxido de silicio.

La respuesta correcta es la a.

5.389. En la gráfica adjunta se muestra la dependencia de la solubilidad de dos compuestos iónicos en agua, en función de la temperatura.

Se preparó una mezcla de sales, utilizando 90 g de KNO_3 y 10 g de NaCl . Esta mezcla se disolvió en 100 g de H_2O calentando hasta 60°C y luego se dejó enfriar gradualmente hasta 0°C . Es probable que al final del proceso:

- Se obtenga un precipitado de KNO_3 y NaCl .
- Se obtenga un precipitado de NaCl .
- Los componentes de la mezcla permanezcan disueltos.
- Se obtenga un precipitado de KNO_3 .
- Se obtenga una disolución saturada de NaCl .



(O.Q.L. Jaén 2017)

A la temperatura de 60°C la disolución es insaturada en ambos solutos, pero al descender la temperatura hasta los 0°C la disolución sigue siendo insaturada para el NaCl , pero se vuelve **sobresaturada para el KNO_3 por lo que parte del mismo, (90 - 12,1) g precipitan.**

La respuesta correcta es la d.

5.390. El carácter semiconductor de una sustancia se explica mediante:

- La teoría del gas electrónico que dice que, en estas sustancias los electrones no están del todo sueltos, por lo que se mantienen parcialmente unidos al átomo del que partían.
- La teoría de bandas indica que estas sustancias presentan una banda de conducción y de valencia solapadas.
- La teoría de bandas indica que estas sustancias presentan una banda de conducción y de valencia muy alejadas entre sí, energéticamente hablando.
- La teoría de bandas indica que estas sustancias solo presentan media banda de conducción.
- La teoría de bandas indica que estas sustancias presentan la banda de conducción y la de valencia no solapadas pero con muy poca separación energética entre ambas.

(O.Q.L. Jaén 2017)

De acuerdo con la teoría de bandas, en un semiconductor, **la banda de valencia** llena de electrones **y la de conducción**, que se encuentra vacía, **no se encuentran solapadas** pero **la diferencia energética entre ambas es pequeña**, de tal manera que con un pequeño aporte de energía térmica los electrones de la banda de valencia pueden saltar a la banda de conducción.

La respuesta correcta es la b.

5.391. Entre los siguientes compuestos indique cuál es el de mayor punto de ebullición:

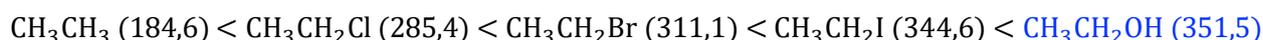
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br}$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{I}$
- CH_3CH_3

(O.Q.L. Jaén 2017)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más grande en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, más pequeño en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

- Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares. De las sustancias propuestas, este enlace se dan en el hidrocarburo saturado, CH_3CH_3 , y en los derivados halogenados, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br}$ y $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{I}$, siendo más intensas cuanto mayor es el volumen atómico del halógeno, lo que lo hace más polarizable.
- Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno. De las sustancias propuestas, este enlace se da en los tres derivados halogenados.
- El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las sustancias propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, por lo tanto, le corresponde la **temperatura de ebullición más alta** de todas las sustancias propuestas.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las temperaturas de ebullición (K) son:



La respuesta correcta es la **b**.

5.392. ¿Qué compuesto tiene una mayor presión de vapor a 25 °C:

- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OCH}_3$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$
- $(\text{CH}_3)_3\text{COH}$

(O.Q.N. Salamanca 2018)

Cuanto más débiles son las fuerzas intermoleculares presentes en una sustancia, más fácil es romperlas y mayor es su presión de vapor a una cierta temperatura.

- Los dos alcoholes, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ y $(\text{CH}_3)_3\text{COH}$, y la amina, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$, presentan enlaces intermoleculares de hidrógeno y, además, todos presentan también enlaces por fuerzas de dispersión de London.
- El metoxibutano, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OCH}_3$, por ser un éter no presenta enlaces intermoleculares de hidrógeno que son los más fuertes y, por tanto, difíciles de romper. Sus moléculas están unidas en la fase líquida mediante fuerzas de dispersión de London y enlaces dipolo-dipolo, que son más débiles, por lo que será más fácil que sus moléculas pasen de la fase líquida a la fase vapor lo que motiva que tenga **mayor presión de vapor**.

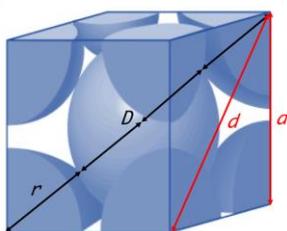
La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 2016 y El Escorial 2017).

5.393. La densidad del potasio a 20° C que tiene una estructura cúbica centrada en el cuerpo (BCC), es $0,855 \text{ g cm}^{-3}$. ¿Cuál es el radio del átomo de potasio?

- $2,3103 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$
- $9,4320 \cdot 10^{-9} \text{ cm}$
- $9,2413 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$
- $1,8844 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$

(O.Q.N. Salamanca 2018)



Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en el cuerpo contiene 2 átomos:

$$\frac{1}{8} \cdot 8 \text{ átomos (vértice)} + 1 \text{ átomos (centro)} = 2 \text{ átomos}$$

Relacionando masa molar, densidad, átomos y de la celdilla se obtiene el volumen de la misma:

$$\frac{39,1 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{\text{cubo}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3}{0,855 \text{ g}} = 1,52 \cdot 10^{-22} \text{ cm}^3$$

A partir del volumen de la celdilla unidad se obtiene la arista del cubo:

$$a = \sqrt[3]{1,52 \cdot 10^{-22} \text{ cm}^3} = 5,34 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$$

Como se observa en la figura, a partir de la arista del cubo se obtiene la diagonal de una cara d :

$$d = \sqrt{2} \cdot (5,34 \cdot 10^{-8} \text{ cm}) = 7,54 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$$

A partir de la arista del cubo y la diagonal de una cara se obtiene la diagonal del cubo D :

$$D = \sqrt{a^2 + d^2} = \sqrt{(5,34 \cdot 10^{-8} \text{ cm})^2 + (7,54 \cdot 10^{-8} \text{ cm})^2} = 9,24 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$$

A partir de la diagonal del cubo se obtiene el radio del átomo:

$$r = \frac{9,24 \cdot 10^{-8} \text{ cm}}{4} = 2,31 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$$

La respuesta correcta es la a.

5.394. Señale cuál es el orden correcto de entalpía molar de vaporización creciente para los siguientes compuestos: MgO, NH₃, PH₃, KCl.

- a) PH₃ < NH₃ < KCl < MgO
- b) NH₃ < PH₃ < KCl < MgO
- c) PH₃ < NH₃ < MgO < KCl
- d) NH₃ < PH₃ < MgO < KCl

(O.Q.L. La Rioja 2018)

Al aumentar las fuerzas intermoleculares en una sustancia aumenta la entalpía de vaporización, ya que se necesita más energía para romper los enlaces intermoleculares y realizar el cambio de estado L → V.

Presentará mayor entalpía de vaporización aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares.
- El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las dos sustancias moleculares propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el amoníaco, NH₃, y no se da en el fosfano, PH₃.

Por tanto, le corresponde mayor entalpía de vaporización al NH₃ que al PH₃.

La entalpía de vaporización es mucho más elevada en las sustancias cristalinas ya que las fuerzas que mantienen unidas a las partículas dentro de una red son mucho más intensas que las que mantienen unidas entre sí a las moléculas, y cuanto mayor sea la energía reticular, mayor será la entalpía de vaporización.

Para las dos sustancias cristalinas propuestas, respecto a las cargas, son mayores en MgO (+2 y -2) que en KCl (+1 y -1); mientras que respecto a la distancia interiónica, es menor en el MgO ya que está formada por elementos del segundo y tercer periodo, mientras que el KCl está integrado por elementos del tercer y cuarto periodo. Por tanto, $U_{\text{MgO}} > U_{\text{KCl}}$, lo que motiva que la entalpía de vaporización del MgO sea mayor que la del KCl.

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias propuestas ordenadas por entalpía de vaporización creciente son:



La respuesta correcta es la a.

5.395. ¿En cuál de las siguientes series de sustancias iónicas, estas se encuentra ordenadas en orden creciente de energía reticular?

- a) $\text{MgO} < \text{NaCl} < \text{CaCl}_2 < \text{LiF}$
 b) $\text{NaCl} < \text{LiF} < \text{MgO} < \text{CaCl}_2$
 c) $\text{LiF} < \text{NaCl} < \text{MgO} < \text{CaCl}_2$
 d) $\text{NaCl} < \text{LiF} < \text{CaCl}_2 < \text{MgO}$

(Datos. Radios iónicos (pm): $\text{O}^{2-} = 140$; $\text{Cl}^- = 167$; $\text{Na}^+ \approx \text{Ca}^{2+}$)

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

- Respecto a las cargas, son las mismas en NaCl y LiF (+1 y -1), en CaCl_2 (+2 y -1) y en MgO (+2 y -2).
- Respecto a los radios iónicos, son más grandes en NaCl que en LiF ya que el primero incluye elementos del tercer periodo. En el caso de MgO y CaCl_2 , los valores dados indican que los radios iónicos son mayores en la segunda sustancia.

Teniendo en cuenta lo expuesto, las energías reticulares de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de U (kJ mol^{-1}) son:



La respuesta correcta es la d.

5.396. De las siguientes series de sustancias ¿cuál no contiene sustancias iónicas?

- a) SiCl_4 , CsCl, W, CO_2
 b) NH_3 , CO, MgF_2 , H_2S
 c) SiCl_4 , W, CF_4 , CH_3COOH
 d) H_2O , NH_3 , NaNO_3 , PH_3

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

- Las especies CsCl, MgF_2 y NaNO_3 contienen metales alcalinos y estos tienen una elevada tendencia a ceder electrones por lo que forman redes cristalinas iónicas sólidas a temperatura ambiente. Estas sustancias tienen un elevado porcentaje de enlace iónico.
- El único grupo formado por sustancias que no incluye una sustancia con enlace predominantemente iónico es el propuesto en el apartado c) que incluye sustancias con enlace predominantemente covalente como SiCl_4 , CF_4 , y CH_3COOH ; y W que presenta enlace metálico.

La respuesta correcta es la c.

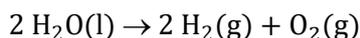
(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2013 y Alcalá 2016).

5.397. Indique en cuál de los siguientes procesos se produce la ruptura de enlaces covalentes:

- a) Sublimación de I_2 .
 b) Evaporación de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.
 c) Electrólisis del H_2O .
 d) Condensación de N_2 .

(O.Q.L. Murcia 2018)

La **electrólisis del H₂O** tiene de acuerdo con la reacción que muestra la siguiente ecuación química:



en esta reacción **se deben romper los enlaces covalentes O–H** del H₂O para producir H₂ y O₂.

La respuesta correcta es la **c**.

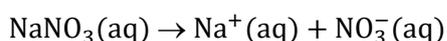
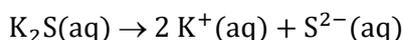
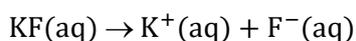
5.398. Señale cuál de las siguientes disoluciones acuosas presentará la conductividad eléctrica más baja:

- a) KF 1 M
- b) CH₃OH 1 M
- c) NaNO₃ 1 M
- d) K₂S 1 M

(O.Q.L. Murcia 2018)

La sustancia que en disolución presente menos iones será la peor conductora de la corriente eléctrica.

▪ Las ecuaciones químicas correspondientes a las disociaciones de KF, K₂S y NaNO₃, compuestos con enlace iónico, son:



Las tres sustancias se comportan como excelentes conductores de la corriente eléctrica.

▪ El **CH₃OH** es un compuesto con enlace covalente polar que no se disocia en iones, por tanto, **será el peor conductor**.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Lluçenya 2005 y Baleares 2013).

5.399. Ordene los siguientes compuestos (BF₃, CF₄, KF) según su carácter iónico:

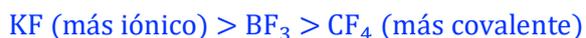
- a) KF (más iónico) > BF₃ > CF₄ (más covalente)
- b) CF₄ (más iónico) > BF₃ > KF (más covalente)
- c) KF (más iónico) > CF₄ > BF₃ (más covalente)
- d) BF₃ (más iónico) > KF > CF₄ (más covalente)

(O.Q.L. Murcia 2018)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente iónico si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es superior a 2,0. Aplicando este criterio a los compuestos dados:

Compuesto	$\Delta\chi$	Enlace predominante
KF	$3,98 - 0,82 = 3,16$	iónico
BF ₃	$3,98 - 2,04 = 1,94$	covalente-iónico
CF ₄	$3,98 - 2,55 = 1,43$	covalente

La secuencia correcta es:



La respuesta correcta es la **a**.

5.400. Las denominadas “fuerzas de Van der Waals”:

- a) Explican la interacción entre iones de cargas diferentes.
- b) Son responsables de la interacción entre moléculas apolares.
- c) Son fuerzas intramoleculares.
- d) Miden las acciones mutuas entre partículas subatómicas.

(O.Q.L. Murcia 2018)

Las fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como **fuerzas de dispersión de London**, son las responsables de las interacciones entre las moléculas que **no presentan momento dipolar** permanente.

La respuesta correcta es la **b**.

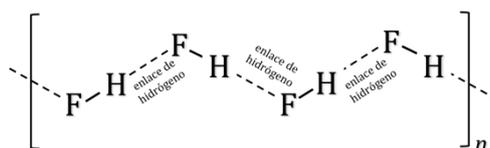
5.401. En relación con los puntos de ebullición observados para el HF, HCl, HBr y HI:

- El HI presenta la mayor temperatura de ebullición, por tener la mayor masa molecular.
- El HBr presenta la mayor temperatura de ebullición, por mostrar fuerzas intermoleculares de van der Waals de tipo dipolo-dipolo.
- El HCl presenta la mayor temperatura de ebullición, dado que forma los enlaces de hidrógeno más fuertes de esta familia.
- El HF presenta la mayor temperatura de ebullición, debido a la formación de enlaces de hidrógeno intermoleculares.
- El HF presenta la mayor temperatura de ebullición, debido a la formación de enlaces de hidrógeno intramoleculares.

(O.Q.L. País Vasco 2018)

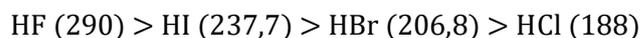
Presentará mayor punto de ebullición la sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas.

Los cuatro compuestos tienen enlace covalente polar y presentan enlaces intermoleculares del tipo dipolo-dipolo y fuerzas de dispersión de London. No obstante, el **HF** presenta, además, enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno** por lo que le corresponde la temperatura de ebullición más alta.



De los tres compuestos restantes, las fuerzas de dispersión de London son más intensas a medida que crece el volumen de la molécula.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de ebullición (K) de los compuestos propuestos son:



La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Córdoba 2007, Galicia 2012, Madrid 2012 y Galicia 2017).

5.402. Dadas las siguientes relaciones de compuestos, ¿cuáles están bien ordenados por orden decreciente de punto de ebullición?

- 3-metilpentano > 2,2-dimetilbutano > hexano
- Fluoroformo > cloroformo > bromoformo
- Metanol > 1-propanol > 1-decanol
- Ácido propanoico > ácido acético > ácido fórmico
- Hexano > 1-hexanol > ácido hexanoico

(O.Q.L. País Vasco 2018)

El punto de ebullición de una sustancia depende del tipo de fuerzas intermoleculares existentes en la misma, es decir de la intensidad con que se atraigan sus moléculas. Este será más grande en las sustancias que presenten enlaces intermoleculares de hidrógeno, más pequeño en las que presenten enlaces dipolo-dipolo, y más pequeño aún, en las que presenten fuerzas de dispersión de London.

a) Falso. En los hidrocarburos la existencia de ramificaciones no favorece la formación de enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London, por tanto, la ordenación propuesta es incorrecta.

Consultando la bibliografía se obtiene que los puntos de ebullición (K) son:



b) Falso. En los derivados halogenados de los hidrocarburos la intensidad de los enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London se ve favorecida al aumentar el tamaño del halógeno, por tanto, la ordenación propuesta es incorrecta.

Consultando la bibliografía se obtiene que los puntos de ebullición (K) son:

fluoroformo (191); cloroformo (334); bromoformo (422)

c) Falso. En los alcoholes además de los enlaces de hidrógeno correspondientes al grupo hidroxilo, se produce la existencia de enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London que son mas intensos cuanto mayor es la longitud de la cadena, por tanto, la ordenación propuesta es incorrecta.

Consultando la bibliografía se obtiene que los puntos de ebullición (K) son:

metanol (348); 1-propanol (370); 1-decanol (703)

d) **Verdadero**. En los ácidos carboxílicos además de los enlaces de hidrógeno correspondientes al grupo hidroxilo, se produce la existencia de enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London que son mas intensos cuanto mayor es la longitud de la cadena, por tanto, la ordenación propuesta es correcta.

Consultando la bibliografía se confirma que los puntos de ebullición (K) son:

ácido propanoico (414) > ácido acético (391) > ácido fórmico (374)

e) Falso. En los hidrocarburos solo se da la existencia de enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London, mientras que, en los alcoholes y ácidos carboxílicos además se producen enlaces de hidrógeno correspondientes al grupo hidroxilo, por tanto, la ordenación propuesta es incorrecta.

Consultando la bibliografía se obtiene que los puntos de ebullición (K) son:

hexano (342); 1-hexanol (430); ácido hexanoico (478)

La respuesta correcta es la **d**.

5.403. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de átomos puede generar el enlace covalente más fuerte?

- a) H y H
- b) H y O
- c) N y N
- d) Cs y Cl
- e) Cs y Cs

(O.Q.L. País Vasco 2018)

Un compuesto se considera que tiene enlace predominantemente covalente si la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) que existe entre los elementos que lo forman es inferior a 2,0 y ambos son no metal. Descartando el caso de Cs - Cs que es un enlace metálico, quedan las parejas de elementos:

Pareja	$\Delta\chi$	Enlace predominante
H - H	$2,20 - 2,20 = 0,00$	covalente no polar
O - H	$3,44 - 2,20 = 1,24$	covalente polar
N - N	$3,04 - 3,04 = 0,00$	covalente no polar
Cl - Cs	$3,16 - 0,79 = 2,37$	iónico

De los tres casos **el enlace covalente más fuerte le corresponde a la pareja N - N**, ya que entre ambos átomos existe un triple enlace, mientras que, en los dos casos restantes el enlace es sencillo.

Consultando la bibliografía, los valores de las energías de enlace (kJ mol^{-1}) confirman la respuesta:

H - H (436) O - H (463) N - N (945)

La respuesta correcta es la **b**.

5.404. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones no es correcta?

- El punto de ebullición del CaO es mayor que el del CsI.
- Cuanto mayor es el radio de los iones en un sólido iónico, mayor es su energía reticular.
- El CaO conduce la electricidad en estado líquido, pero es aislante en estado sólido.
- Según la teoría de bandas, la diferencia de energía entre la banda de valencia y la de conducción es mayor en el silicio que en el cobre.
- La energía de disociación del dinitrógeno es superior a la de la hidracina ($\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2$).

(O.Q.L. País Vasco 2018)

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

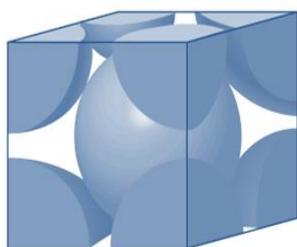
- Correcto. Respecto a las cargas, son mayores en el CaO (+2 y -2) que el CsI (+1 y -1). Respecto a la distancia interiónica, es menor en el CaO ya que está formada por elementos con menos capas electrónicas que el CsI. Por este motivo, $U_{\text{CaO}} > U_{\text{CsI}}$, lo que hace que el punto de ebullición del CaO es mayor que el del CsI.
- Incorrecto.** De acuerdo con la expresión de Born-Mayer, **la energía reticular es inversamente proporcional al tamaño de los iones.**
- Correcto. Los sólidos iónicos como el CaO no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Solo presentan conductividad eléctrica cuando se les funde o disuelve en agua, ya que mediante estas dos operaciones se rompe la red cristalina y quedan libres los iones lo que permite el paso de los electrones a través de los mismos.
- Correcto. La diferencia de energía entre la banda de valencia y la de conducción es mayor en el silicio que en el cobre, por eso el primero es un elemento semiconductor y el segundo es un excelente conductor de la corriente eléctrica.
- Correcto. La energía de disociación de la molécula de dinitrógeno es mucho mayor de la de la hidracina, ya que en la primera existe un triple enlace entre los átomos de nitrógeno, mientras que, en la segunda el enlace entre ellos es sencillo.

La respuesta correcta es la **b**.

5.405. El vanadio tiene una densidad a 20 °C de $6,110 \text{ g cm}^{-3}$ y cristaliza en una estructura cúbica centrada en el cuerpo. ¿Cuál es la longitud de la arista de la celda unidad?

- 240,1 pm
- 381,2 pm
- 302,5 pm
- 436,3 pm

(O.Q.L. Valencia 2018)



Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en el cuerpo contiene 2 átomos:

$$\frac{1}{8} \cdot 8 \text{ átomos (vértice)} + 1 \text{ átomos (centro)} = 2 \text{ átomos}$$

Relacionando masa, átomos y densidad del metal se obtiene volumen de la celda unidad:

$$\frac{50,94 \text{ g}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{\text{cubo}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3}{6,110 \text{ g}} = 2,769 \cdot 10^{-23} \frac{\text{cm}^3}{\text{cubo}}$$

A partir del volumen se puede obtener la arista del cubo d :

$$d = \sqrt[3]{V} = \sqrt[3]{2,769 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3} = 3,025 \cdot 10^{-8} \text{ cm} \cdot \frac{1 \text{ m}}{10^2 \text{ cm}} \cdot \frac{1 \text{ pm}}{10^{-12} \text{ m}} = 302,5 \text{ pm}$$

La respuesta correcta es la c.

5.406. ¿Cuál es la energía reticular del CaO?

(Datos (kJ mol⁻¹): $\Delta_f H^\circ(\text{CaO}) = -635$, $\Delta_{\text{sub}} H^\circ(\text{Ca}) = 178$, $\Delta_{\text{dis}} H^\circ(\text{O}_2) = 494$, $E_{i1}(\text{Ca}) = 596$, $E_{i2}(\text{Ca}) = 1.152$, $E_{ea1}(\text{O}) = -141$, $E_{ea2}(\text{O}) = +744$)

- 2.170 kJ mol⁻¹
- 3.658 kJ mol⁻¹
- 711 kJ mol⁻¹
- 3.411 kJ mol⁻¹

(O.Q.L. Valencia 2018)

De acuerdo con la ley de Hess (1840) se puede dibujar el ciclo de Born-Haber para una sustancia iónica.

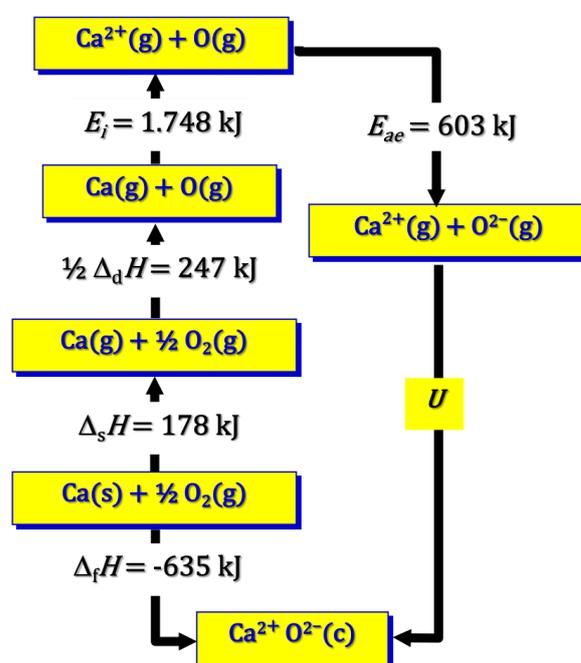
A partir del mismo se puede calcular la energía reticular del compuesto. Para el caso del CaO se puede escribir:

$$\Delta_f H^\circ(\text{CaO}) = \Delta_{\text{sub}} H^\circ(\text{Ca}) + \frac{1}{2} \Delta_{\text{dis}} H^\circ(\text{O}_2) + [E_{i1} + E_{i2}](\text{Ca}) + [E_{ea1} + E_{ea2}](\text{O}) + U(\text{CaO})$$

El valor de la energía reticular es:

$$\begin{aligned} U(\text{CaO}) &= \left(1 \text{ mol CaO} \cdot \frac{-635 \text{ kJ}}{\text{mol CaO}} \right) - \\ &\quad - \left(1 \text{ mol Ca} \cdot \frac{178 \text{ kJ}}{\text{mol Ca}} \right) - \\ &\quad - \left(\frac{1}{2} \text{ mol O}_2 \cdot \frac{494 \text{ kJ}}{\text{mol O}_2} \right) - \\ &\quad - \left(1 \text{ mol Ca} \cdot \frac{(596 + 1.152) \text{ kJ}}{\text{mol Ca}} \right) - \\ &\quad - \left(1 \text{ mol O} \cdot \frac{(-141 + 744) \text{ kJ}}{\text{mol O}} \right) = \\ &= -3.411 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

La respuesta correcta es la d.



5.407. Cierta sustancia cristalina es aislante eléctrico e insoluble en agua, presenta un punto de fusión elevado y en estado fundido conduce la electricidad. ¿Qué afirmación es la correcta?

- La sustancia cristalina es de naturaleza metálica.
- La sustancia cristalina es de tipo iónico con baja energía reticular.
- La sustancia cristalina es de tipo red covalente.
- La sustancia cristalina es de tipo iónico con elevada energía reticular.

(O.Q.L. Valencia 2018)

Si una sustancia posee las siguientes propiedades:

- Presenta elevado punto de fusión → Propiedad común a las sustancias que presentan una red cristalina.

- Es aislante eléctrico → Descarta a la sustancia que es de naturaleza metálica.
- Conduce la corriente eléctrica en estado fundido → Descarta a la sustancia de tipo red covalente.
- Es insoluble en agua → Descarta a la sustancia que es de tipo red covalente y a la tipo iónico con baja energía reticular.

La sustancia que posee estas propiedades es la de **tipo iónico con elevada energía reticular**.

La respuesta correcta es la **d**.

5.408. En el proceso de sublimación del hielo de agua, a presión reducida, se rompen:

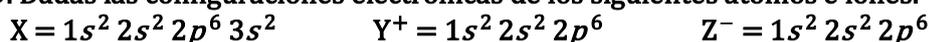
- a) Interacciones de hidrógeno.
- b) Interacciones de hidrógeno y enlaces covalentes.
- c) Enlaces iónicos y enlaces covalentes.
- d) Interacciones de hidrógeno y enlaces iónicos.

(O.Q.L. Asturias 2018)

Puesto que es un cambio físico, solo se romperán las interacciones que mantienen unidas a las moléculas de agua, que son **interacciones de hidrógeno**.

La respuesta correcta es la **a**.

5.409. Dadas las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos e iones:



se puede afirmar que:

- a) Los átomos de Z e Y, normalmente, no se unirán consigo mismo o con otros átomos al tener una estructura de gas noble.
- b) X forma con Y un compuesto iónico de fórmula XY_2 .
- c) Todos los elementos neutros son muy electronegativos.
- d) X forma con Z un compuesto predominantemente iónico de fórmula XZ_2 .

(O.Q.L. Asturias 2018)

a) Falso. Eliminando las correspondientes cargas, las estructuras de Y y de Z son, respectivamente, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ y $1s^2 2s^2 2p^5$ que difieren de la de un gas noble.

b) Falso. X tiende a ceder dos electrones para adquirir configuración electrónica de gas noble, muy estable, y formar un ion X^{2+} , por lo que no se unirá a Y mediante un enlace iónico ya que este último también tiene tendencia a formar iones positivos, es decir, son elementos metálicos.

c) Falso. Como X e Y son elementos metálicos, tienen baja electronegatividad.

d) **Verdadero**. Ya que el elemento X tiende a formar el ion X^{2+} y el elemento Z a formar el ion Z^- , podrán formar un compuesto con **enlace predominantemente iónico** cuya fórmula de acuerdo con la condición de electroneutralidad es XZ_2 .

La respuesta correcta es la **d**.

5.410. ¿Cuál de las siguientes series de sustancias está ordenada por valores crecientes de presión de vapor a 25 °C?

- a) n-butanol < n-propanol < etanol < metanol
- b) metanol < etanol < n-propanol < n-butanol
- c) metanol < n-propanol < etanol < n-butanol
- d) Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. Baleares 2018)

Cuanto más débiles son las fuerzas intermoleculares presentes en una sustancia, más fácil es romperlas y mayor es su presión de vapor a una cierta temperatura.

Los cuatro alcoholes presentan enlaces intermoleculares de hidrógeno y, además, todos presentan también enlaces por fuerzas de dispersión de London que son más débiles en las sustancias con menor volumen molecular (menor masa molar).

De acuerdo con lo expuesto, el orden correcto de presión de vapor creciente es:



La respuesta correcta es la **b**.

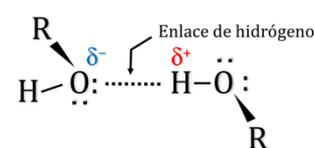
(Cuestión similar a la propuesta en El Escorial 2017).

5.411. Señale la respuesta correcta:

- El punto de ebullición del propan-1-ol es mayor que el del metoxietano.
- El punto de ebullición del metoxietano es mayor que el del propan-1-ol.
- Ambos compuestos son isómeros y tienen el mismo punto de ebullición
- Ambos son sólidos a temperatura ambiente.

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

El propan-1-ol, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$, y el $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{CH}_3$, son isómeros de función que tienen puntos de ebullición distintos, siendo **el punto de ebullición del propan-1-ol superior al del metoxietano** debido a que el primero es capaz de formar enlaces de hidrógeno entre sus moléculas, ya que tiene un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (oxígeno) que se ve atraído por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (oxígeno) de una molécula cercana.



La respuesta correcta es la **a**.

5.412. El orden creciente de las temperaturas de fusión de las sustancias HF, Na, F_2 y NaF es:

- $\text{HF} < \text{Na} < \text{F}_2 < \text{NaF}$
- $\text{HF} < \text{F}_2 < \text{NaF} < \text{Na}$
- $\text{F}_2 < \text{HF} < \text{Na} < \text{NaF}$
- $\text{HF} < \text{F}_2 < \text{Na} < \text{NaF}$

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

Presentará mayor temperatura de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte o que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- La mayor temperatura de fusión le corresponde al **NaF** es una sustancia que tiene enlace iónico por lo que forma una **red cristalina iónica** con fuerzas no tan intensas entre los iones como en el caso de la red covalente, pero que hace que estos compuestos también sean sólidos a temperatura ambiente y presenten elevadas temperaturas de fusión.
- **Na** es una sustancia que tiene enlace metálico, pero que a diferencia del resto de los metales, las fuerzas que mantienen unidos a los átomos son tan débiles, debido a que solo los electrones $3s^1$ son los que participan en el enlace metálico.
- **HF** es un compuesto que tiene enlace covalente, pero se trata de una sustancia polar que puede formar un enlace intermolecular del tipo **enlace de hidrógeno**, el más fuerte de todos los enlaces intermoleculares. Este se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso F) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. Por este motivo, esta sustancia presenta un punto de ebullición mayor que las anteriores. Por este motivo, su **punto de fusión no es tan bajo como el del resto de sustancias moleculares**.
- **F_2** es una sustancia que tiene enlace covalente no polar. Las únicas fuerzas intermoleculares posibles en ella son **fuerzas de dispersión de London**, que son muy débiles debido ya que es una sustancia con un

volumen atómico muy pequeño, y por tanto, poco polarizable. Por este motivo su temperatura de fusión es la menor de todas las propuestas.

Teniendo en cuenta lo expuesto, las temperaturas de fusión de las sustancias propuestas deben tener el siguiente orden creciente:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las temperaturas de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la c.

5.413. Respecto del punto de fusión de los compuestos KF, RbI, RbF, CaF₂:

- El del CaF₂ es el mayor.
- El del KF es el menor.
- El del RbI es mayor que el del RbF (RbI > RbF).
- El del KF es menor que el del RbF (KF < RbF).

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

Presentará mayor punto de fusión aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

Presentará mayor energía reticular y, por tanto, **mayor punto de fusión el CaF₂**, ya que la carga del Ca es doble que las del resto de los cationes propuestos, y el tamaño del ion fluoruro es menor que el del ion yoduro debido a que el primero tiene menos capas de electrones.

Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los puntos de fusión (K) son:



La respuesta correcta es la a.

5.414. Respecto de la solubilidad de los compuestos NaCl, KBr, LiF, CsI:

- La del CsI es la menor.
- La del NaCl es la mayor.
- La del CsI es menor que la del NaCl (CsI < NaCl).
- La del KBr es mayor que la del LiF (KBr > LiF).

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

Presentará mayor solubilidad aquella sustancia que forme una red cristalina más débil y sea más fácil de romper por acción de las moléculas de agua.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer, es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de los mismos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ mol}^{-1}\text{)} \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

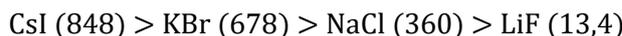
Como todos los iones que forman las sustancias propuestas tienen la misma carga presentará **menor energía reticular** y, por tanto, **mayor solubilidad** la sustancia que esté formada por **iones de mayor tamaño**.

Teniendo en cuenta que el de mayor tamaño es CsI (6º y 5º periodo) y el de menor tamaño LiF (ambos del 2º periodo) las sustancias propuestas ordenadas por solubilidades decrecientes (energías reticulares crecientes) son:



Por tanto, la solubilidad del KBr es mayor que la del LiF.

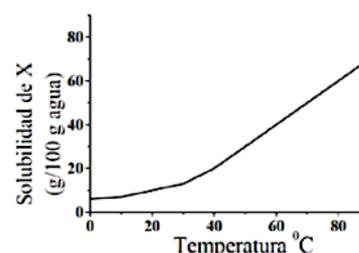
Consultando la bibliografía se confirma que las solubilidades (g/L) son:



La respuesta correcta es la d.

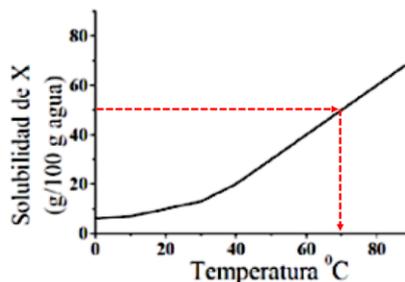
5.415. La siguiente gráfica adjunta muestra la solubilidad en agua de un compuesto X. Si 50 g del compuesto X se disuelven en 100 g de H₂O a 100 °C y la disolución resultante se va enfriando, ¿a partir de qué temperatura se producirá la precipitación del compuesto X?

- 70 °C
- 60 °C
- 50 °C
- 40 °C
- 30 °C



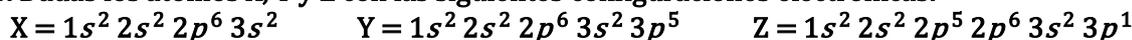
(O.Q.L. Jaén 2018)

Teniendo en cuenta la gráfica propuesta, el compuesto X comienza a precipitar a partir de la **temperatura de 70 °C**.



La respuesta correcta es la a.

5.416. Dadas los átomos X, Y y Z con las siguientes configuraciones electrónicas:



se puede afirmar:

- Los elementos X e Y formarán un compuesto covalente.
- Dos átomos del elemento X se unirán entre sí para formar una molécula diatómica con un enlace covalente simple.
- Los átomos Y y Z formarán un compuesto iónico de fórmula empírica YZ.
- Los átomos X e Y formarán un compuesto iónico de fórmula empírica XY₂.
- Los átomos X y Z formarán un compuesto iónico de fórmula empírica X₃Z.

(O.Q.L. Jaén 2018)

- El **átomo X** tiene una configuración electrónica abreviada [Ne] 3s² por lo que se trata de un elemento del grupo 2. El valor de $n = 3$ indica que se trata del **magnesio**.
- El **átomo Y** tiene una configuración electrónica abreviada [Ne] 3s² 3p⁵ por lo que se trata de un elemento del grupo 17. El valor de $n = 3$ indica que se trata del **cloro**.

▪ El **átomo Z** tiene una configuración electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ por lo que se trata de un elemento del grupo 13. El valor de $n = 3$ indica que se trata del **aluminio**.

a) Falso. Los elementos X (magnesio) e Y (cloro) tienen electronegatividades muy distintas, por ello el compuesto formado entre ambos tendrá un marcado carácter iónico.

b) Falso. El elemento X (magnesio) es un metal por lo que no puede formar moléculas diatómicas con enlace covalente entre sus átomos.

c) Falso. Y tiende a ceder dos electrones para adquirir configuración electrónica de gas noble, muy estable, y formar un ion Y^- , mientras que Z tiende a ceder tres electrones para adquirir configuración electrónica de gas noble, muy estable, y formar un ion Z^{3+} . Podrán formar un compuesto con **enlace predominantemente iónico** cuya fórmula de acuerdo con la condición de electroneutralidad sería ZY_3 .

d) **Verdadero**. X tiende a ceder dos electrones para adquirir configuración electrónica de gas noble, muy estable, y formar un ion X^{2+} , mientras que Y tiende a formar un ion Y^- . Podrán formar un compuesto con **enlace predominantemente iónico** cuya fórmula de acuerdo con la condición de electroneutralidad es XY_2 .

e) Falso. Como X e Y son elementos metálicos que no forman ningún tipo de enlace entre ellos.

La respuesta correcta es la **d**.

5.417. Los científicos que han estudiado cierto meteorito han determinado que está compuesto por los elementos genéricos X, Y, M. Algunos de los datos que han obtenido son:

- Los átomos de M son atraídos por campos magnéticos y su número de protones varía entre 18 y 20.
- El número de protones de X e Y varía entre 6 y 8.
- X_2 es diamagnético y su enlace X-X es más fuerte que el presente en el ion X_2^- .
- X-Y es isoelectrónica con X_2^+ .

¿De qué tres elementos se trata?

- a) X = O, Y = N, M = K
- b) X = O, Y = C, M = Ar
- c) X = N, Y = O, M = Ar
- d) X = N, Y = C, M = K

(O.Q.N. Santander 2019)

- Si el número de protones de X e Y está comprendido entre 6 y 8, estos elementos podrían ser C, N u O.
- Si la molécula de X_2 es diamagnética es que no presenta electrones desapareados. La molécula de C_2 no tiene existencia real y los diagramas de orbitales moleculares de las moléculas de N_2 y O_2 muestran que la molécula de N_2 es diamagnética y la de O_2 es paramagnética.

Además, el orden de enlace es una medida de la fuerza de un enlace. En la molécula de N_2 es 3, mientras que el ion N_2^+ tiene orden enlace menor ya que posee menos electrones.

$$\text{orden de enlace} = \frac{1}{2} (\text{n}^\circ \text{ electrones OM de enlace} - \text{n}^\circ \text{ electrones OM de antienlace}) = \frac{1}{2} (8 - 2) = 3$$

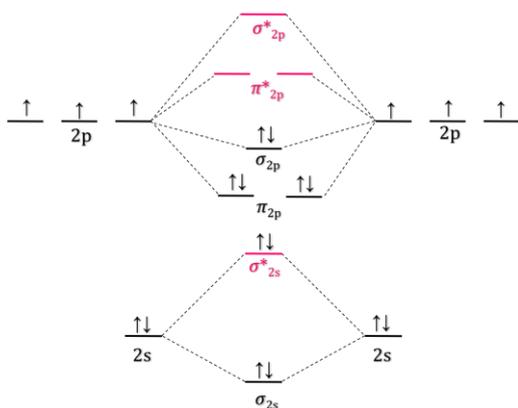


Diagrama de orbitales moleculares de N_2

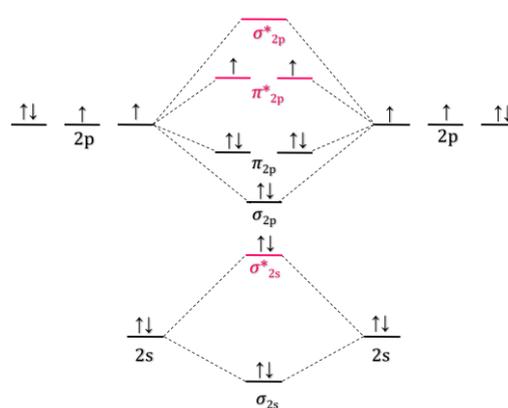


Diagrama de orbitales moleculares de O_2

El elemento X es el nitrógeno, N.

- Si la molécula XY es isoelectrónica con la especie N_2^+ y el nitrógeno tiene 7 electrones, este ion tiene 13 electrones, esto indica que el elemento Y debe tener 6 electrones, por tanto, **el elemento Y es el carbono, C.**
- Si **el elemento M** es atraído por campos magnéticos es que es paramagnético, es decir, tiene una estructura electrónica que presenta electrones desapareados.

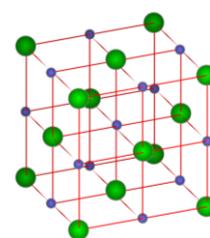
El único elemento con un número de protones comprendido entre 18 y 20 con electrones desapareados es el que tiene 19 protones cuya estructura electrónica abreviada es $[Ar] 4s^1$, y ese elemento **es el potasio, K.**

La respuesta correcta es la **d.**

5.418. La estructura reticular del cloruro de sodio, NaCl, es uno de los tipos básicos de estructuras cristalinas de compuestos iónicos. Su celda unidad cúbica centrada en las caras se muestra en la figura.

También algunos compuestos con iones divalentes cristalizan con este tipo de estructura, por ejemplo, el mineral galena cuya composición química es PbS. Sabiendo que la arista de la celda unidad de la galena es $a = b = c = 5,94 \text{ \AA}$, ¿cuál es la densidad de la galena?

- $1,49 \text{ g cm}^{-3}$
- $1,89 \text{ g cm}^{-3}$
- $3,79 \text{ g cm}^{-3}$
- $7,58 \text{ g cm}^{-3}$



(O.Q.N. Santander 2019)

Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en las caras contiene 8 átomos:

$$\frac{1}{8} \cdot 8 \text{ átomos (vértice)} + \frac{1}{2} \cdot 6 \text{ átomos (cara)} + \frac{1}{4} \cdot 12 \text{ átomos (arista)} + 1 \text{ átomo (centro)} = 8 \text{ átomos}$$

A partir de la arista del cubo a se puede obtener su volumen:

$$V = a^3 = \left(5,94 \text{ \AA} \cdot \frac{10^{-10} \text{ m}}{1 \text{ \AA}} \cdot \frac{10^2 \text{ cm}}{1 \text{ m}} \right)^3 = 2,10 \cdot 10^{-22} \text{ cm}^3$$

Relacionando masa, átomos y volumen de la celda unidad se obtiene la densidad del metal:

$$\frac{239,3 \text{ g}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{N_A \text{ unidades fórmula}} \cdot \frac{1 \text{ unidad fórmula}}{2 \text{ átomos}} \cdot \frac{8 \text{ átomos}}{\text{cubo}} \cdot \frac{1 \text{ cubo}}{1,65 \cdot 10^{-22} \text{ cm}^3} = 7,58 \text{ g cm}^{-3}$$

La respuesta correcta es la **d.**

5.419. Cierta sólido es insoluble en agua, no conduce la electricidad y funde por encima de $1.000 \text{ }^\circ\text{C}$. Este sólido podría ser:

- $C_{10}H_{22}$
- Pt
- CsCl
- SiC

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

- El que sea insoluble en agua descarta a CsCl, un compuesto iónico que es muy soluble en agua.
- El que no conduzca la electricidad en estado sólido y descarta a CsCl y $C_{10}H_{22}$, compuesto molecular que no presenta electrones deslocalizados.
- El que funde a temperatura elevada descarta a $C_{10}H_{22}$, compuesto molecular con fuerzas intermoleculares, del tipo dispersión de London, muy débiles y CsCl, compuesto formado por iones de gran tamaño y baja carga.

Resumiendo lo anterior en forma de tabla:

	$C_{10}H_{22}$	Pt	CsCl	SiC
Insoluble en agua	✓	✓	✗	✓
No conduce la electricidad	✓	✗	✓	✓
Punto de fusión > 1.000 °C	✗	✓	✗	✓

La sustancia que cumple las propiedades dadas es **CSi**, un sólido de red covalente.

La respuesta correcta es la **d**.

5.420. ¿Qué elemento tiene mayor conductividad eléctrica?

- a) Ga
- b) Ge
- c) As
- d) Si

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

Las sustancias que presentan mejor conductividad eléctrica son aquellas que permiten el libre desplazamiento de los electrones a través de su estructura, como son los metales.

- Germanio, arsénico y silicio son elementos llamados metaloides que se comportan como semiconductores típicos.
- El galio es el único de los elementos propuestos que es un metal, por tanto, **la mayor conductividad eléctrica le corresponde al Ga** ($6,78 \cdot 10^6 \text{ S m}^{-1}$).

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2017).

5.421. Los compuestos C_3H_8 , CH_3CH_2OH y CH_3OCH_3 tienen masas molares similares ¿En cuál de las siguientes series de sustancias químicas, estas se encuentran ordenadas según fuerzas intermoleculares crecientes?

- a) CH_3CH_2OH , C_3H_8 , CH_3OCH_3
- b) CH_3OCH_3 , C_3H_8 , CH_3CH_2OH
- c) CH_3CH_2OH , CH_3OCH_3 , C_3H_8
- d) C_3H_8 , CH_3OCH_3 , CH_3CH_2OH

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

La intensidad de las fuerzas intermoleculares es:

dispersión de London < dipolo-dipolo < enlace de hidrógeno

- Las tres sustancias propuestas presentan enlaces intermoleculares del tipo fuerzas de dispersión de London.
- El dimetiléter, CH_3OCH_3 , posee además, enlaces intermoleculares del tipo dipolo-dipolo.
- El etanol, CH_3CH_2OH , además de las fuerzas de dispersión de London, presenta enlaces de hidrógeno, ya tiene un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) que se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Los sustancias propuestas ordenadas según fuerzas intermoleculares crecientes son:

C_3H_8 , CH_3OCH_3 , CH_3CH_2OH

La respuesta correcta es la **d**.

5.422. ¿En qué tipo de sólidos suelen presentarse los puntos de fusión más bajos?

- a) Iónicos
- b) Moleculares
- c) De red covalente
- d) Metálicos

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

Los puntos de fusión más bajos corresponderán a los sólidos que presenten el enlace más débil. De los propuestos, son los **sólidos moleculares** en los que las moléculas se encuentran unidas entre sí por fuerzas intermoleculares de dispersión de London. Un ejemplo de este tipo de sustancias es el I_2 .

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2009).

5.423. La energía de disociación de un enlace:

- a) Es independiente del orden de enlace.
- b) Es la energía necesaria para romper el enlace.
- c) Tiene signo negativo.
- d) Es la energía necesaria para formar un enlace.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

a) Falso. Cuanto mayor es el orden de enlace más fuerte es y mayor es la cantidad de energía que se necesita para romperlo.

b) **Verdadero**. Según se ha discutido en el apartado anterior.

c) **Verdadero**. Los valores de energías de enlace son positivos y como la energía de disociación es la opuesta a la energía de enlace sus valores serán negativos.

d) Falso. Según se ha discutido en el apartado a).

Las respuestas correctas son **b** y **c**.

5.424. De los siguientes tipos de interacciones, ¿cuál es el determinante de que el tetracloruro de carbono, CCl_4 , tenga un punto de ebullición mayor que el del cloroformo, $CHCl_3$?

(Datos. Puntos de ebullición ($^{\circ}C$): $CCl_4 = 77$; $CHCl_3 = 61$).

- a) Interacciones dipolo-dipolo
- b) Enlace de hidrógeno
- c) Fuerzas de dispersión de London
- d) Enlace covalente

(O.Q.L. Valencia 2019)

Se trata de dos sustancias que tienen un enlace predominantemente covalente, y presentará mayor punto de ebullición la que presente fuerzas intermoleculares más intensas, en este caso: dispersión de London y dipolo-dipolo.

▪ Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares.

▪ Los enlaces dipolo-dipolo se dan entre moléculas polares que no puedan formar enlaces de hidrógeno.

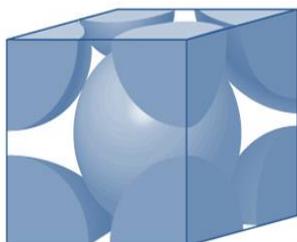
Además, el punto de ebullición aumenta con el peso molecular de la sustancia, debido a que las **fuerzas de dispersión de London** aumentan al aumentar la longitud de la cadena o el volumen de los átomos que forman la molécula, ya que la hacen más polarizable. Por este motivo, el punto de ebullición del tetracloruro de carbono, CCl_4 , es mayor que el del cloroformo, $CHCl_3$.

La respuesta correcta es la **c**.

5.425. El metal bario presenta una estructura cúbica centrada en el cuerpo. Si su densidad es $3,50 \text{ g cm}^{-3}$ y su masa atómica relativa, $A_r = 137,3$; ¿cuál es la longitud de la arista de la celda unidad?

- a) $4,02 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$
- b) $6,39 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$
- c) $5,07 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$
- d) $3,19 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$

(O.Q.L. Valencia 2019)



Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en el cuerpo contiene 2 átomos:

$$\frac{1}{8} \cdot 8 \text{ átomos (vértice)} + 1 \text{ átomo (centro)} = 2 \text{ átomos}$$

Relacionando masa, átomos y densidad del metal se obtiene volumen de la celda unidad:

$$\frac{137,3 \text{ g}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{\text{cubo}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3}{3,50 \text{ g}} = 1,30 \cdot 10^{-23} \frac{\text{cm}^3}{\text{cubo}}$$

A partir del volumen se puede obtener la arista del cubo d :

$$d = \sqrt[3]{V} = \sqrt[3]{1,30 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3} = 5,07 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$$

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2018).

5.426. Determine la energía reticular o energía de red del cloruro de calcio sólido, $\text{CaCl}_2(\text{s})$ a partir de los siguientes datos (kJ mol^{-1}): $\Delta_f H^\circ (\text{MgCl}_2) = -795,5$; $\Delta_{\text{sublimación}} H^\circ (\text{Ca}) = 178,0$; $\Delta_{\text{disociación}} H^\circ (\text{Cl}_2) = 240,0$; energías de ionización del calcio, $E_{i1} (\text{Ca}) = 590$; $E_{i2} (\text{Ca}) = 1.146$; afinidad electrónica de cloro, $E_{ea} (\text{Cl}) = -349$.

- a) $-1.105,5 \text{ kJ mol}^{-1}$
- b) $-3.647,5 \text{ kJ mol}^{-1}$
- c) $-855,5 \text{ kJ mol}^{-1}$
- d) $-2.252 \text{ kJ mol}^{-1}$

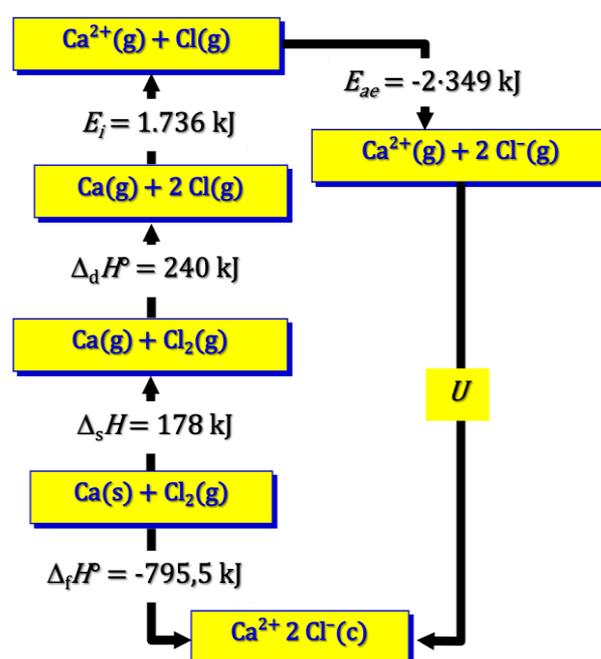
(O.Q.L. Valencia 2019) (O.Q.L. La Rioja 2019)

De acuerdo la ley de Hess (1840) se puede dibujar el ciclo de Born-Haber para una sustancia iónica. A partir del mismo se puede calcular la energía reticular del compuesto. Para el caso del CaCl_2 se puede escribir:

$$\Delta_f H^\circ (\text{CaCl}_2) = \Delta_s H^\circ (\text{Ca}) + \Delta_{\text{dis}} H^\circ (\text{Cl}_2) + E_{i1} (\text{Ca}) + E_{i2} (\text{Ca}) + 2 E_{ea} (\text{Cl}) + U (\text{CaCl}_2)$$

Sustituyendo en la expresión anterior, se obtiene:

$$U (\text{CaCl}_2) = \left(1 \text{ mol CaCl}_2 \cdot \frac{-795,5 \text{ kJ}}{\text{mol CaCl}_2} \right) - \left(1 \text{ mol Ca} \cdot \frac{178,0 \text{ kJ}}{\text{mol Ca}} \right) - \left(1 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{240,0 \text{ kJ}}{\text{mol Cl}_2} \right) - \left(1 \text{ mol Ca} \cdot \frac{590,0 \text{ kJ}}{\text{mol Ca}} \right) - \left(1 \text{ mol Ca} \cdot \frac{1.146 \text{ kJ}}{\text{mol Ca}} \right) - \left(2 \text{ mol Cl} \cdot \frac{-349,0 \text{ kJ}}{\text{mol Cl}} \right) = -2.252 \text{ kJ mol}^{-1}$$



La respuesta correcta es la **d**.

5.427. ¿Qué sustancia formará enlaces de hidrógeno con las moléculas de agua pero sus propias moléculas no formarán enlace de hidrógeno?

- a) HF
- b) C₂H₅OH
- c) CH₃NH₂
- d) CH₃OCH₃

(O.Q.L. Valencia 2019)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído también por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

- El fluoruro de hidrógeno (HF), etanol (CH₃CH₂OH) y metilamina (CH₃NH₂) sí poseen un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo por lo que pueden formar este tipo de enlace entre sus propias moléculas.
- El dimetiléter (CH₃OCH₃) no posee átomos de hidrógeno unidos a un elemento muy electronegativo, por lo que sus moléculas no pueden formar entre sí enlace de hidrógeno, sin embargo, sí que es posible que los átomos de hidrógeno de las moléculas de H₂O se vean atraídos por los pares solitarios del átomo de oxígeno del dimetiléter.

La respuesta correcta es la **d**.

5.428. Un elemento X tiene la configuración electrónica [Kr] 4d¹⁰ 5s² 5p². La fórmula más probable para el fluoruro de X es:

- a) XF₂
- b) XF₄
- c) XF
- d) XF₆

(O.Q.L. Valencia 2019)

El elemento X tiene una configuración electrónica abreviada [Kr] 4d¹⁰ 5s² 5p² por lo que se trata de un elemento del grupo 14. El valor de $n = 5$ indica que es el **estaño**.

Como tiene 4 electrones de valencia al combinarse con el flúor, elemento muy electronegativo, tiene tendencia a ceder dichos electrones. Por este motivo, el compuesto formado por ambos elementos tiene carácter predominantemente iónico y para cumplir con la condición de electroneutralidad se combina un átomo de X (estaño) con cuatro átomos de flúor por lo que la fórmula más probable del compuesto formado por ambos es XF₄ (SnF₄).

La respuesta correcta es la **b**.

5.429. El punto de fusión del silicio (1.414 °C) es menor que el punto de fusión del dióxido de silicio, SiO₂, (1.713 °C). De las siguientes afirmaciones, ¿cuál es la correcta para explicar esta diferencia?

- a) El enlace Si-Si es más débil que el enlace Si-O.
- b) El SiO₂ es un sólido iónico mientras que el silicio es un sólido metálico.
- c) El enlace Si-Si es más fuerte que el enlace Si-O.
- d) El SiO₂ es polar mientras que el silicio es apolar.

(O.Q.L. Valencia 2019)

Presenta menor punto de fusión la sustancia que forme una red cristalina en la que los enlaces entre los átomos sean más débiles.

Pauling propone que en las moléculas existe una energía de resonancia iónica (ΔE) que mide el carácter iónico parcial de las mismas y que está relacionada con la diferencia de electronegatividad ($\Delta\chi$) de los elementos que las forman. Las ecuaciones que relacionan estas energías y la diferencia de electronegatividad son:

$$\Delta E = E_{XY} - \sqrt{E_{X_2} \cdot E_{Y_2}} \rightarrow \begin{cases} E_{XY} = \text{energía de enlace de la molécula XY} \\ E_{X_2} = \text{energía de enlace de la molécula } X_2 \\ E_{Y_2} = \text{energía de enlace de la molécula } Y_2 \end{cases}$$

$$\Delta\chi = k \cdot \sqrt{\Delta E} \quad \begin{cases} \Delta E = \text{energía de resonancia iónica} \\ k = \text{constante} \\ \Delta\chi = \text{diferencia de electronegatividad entre X e Y} \end{cases}$$

La molécula con menor valor de $\Delta\chi$ tendrá menor valor de ΔE y, por tanto, el enlace entre los átomos será débil y esto se cumple para **el enlace Si-Si que es más débil y más largo que el Si-O**.

Consultando la bibliografía, los valores de las energías y distancias de enlace (kJ mol^{-1} y pm) confirman la respuesta:

Si-Si (226 y 234)

Si-O (368 y 161)

La respuesta correcta es la **a**.

5.430. ¿Cuál de estas moléculas cree que tiene un punto de ebullición inusualmente alto debido a la formación de enlaces de hidrógeno?

- a) HI
- b) H_2S
- c) CH_3OCH_3
- d) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

(O.Q.L. La Rioja 2019)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

- Yoduro de hidrógeno (HI), sulfuro de hidrógeno (H_2S) y dimetiléter (CH_3OCH_3) no cumplen la condición propuesta, ya que en todas estas sustancias sus átomos de hidrógeno se encuentran unidos al yodo, azufre y carbono, respectivamente, elementos que no tienen la suficiente electronegatividad para dar este tipo de enlace.
- En el caso del **etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)** ocurre lo contrario, ya que presenta un átomo de hidrógeno se encuentra unido a un átomo de oxígeno, muy electronegativo, por lo que sí puede formar enlace de hidrógeno entre moléculas, lo que motiva que el punto de ebullición sea más alto de lo que debería ser.



La respuesta correcta es la **d**.

5.431. Es posible encontrar enlaces de hidrógeno en:

- a) El agua y el metano
- b) El metano y la acetona
- c) La acetona y el etanol
- d) El etanol y el agua

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

- Metano (CH_4) y acetona (CH_3COCH_3) no cumplen la condición propuesta, ya que en estas sustancias sus átomos de hidrógeno se encuentran unidos al carbono, un elemento que no tiene la suficiente electronegatividad para dar este tipo de enlace.

▪ En el caso del **agua** (H_2O) y **etanol** ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) ocurre lo contrario, ya que presentan un átomo de hidrógeno se encuentra unido a un átomo de oxígeno, muy electronegativo, por lo que sí puede formar enlace de hidrógeno.

La respuesta correcta es la **d**.

5.432. Las denominadas “Fuerzas de van der Waals”:

- a) Son responsables del estado de agregación del N_2 líquido.
- b) Aparecen entre las moléculas de los gases que se comportan como ideales.
- c) Son de mayor fortaleza que la del enlace de hidrógeno (o puente de hidrógeno).
- d) Aparecen entre los electrones y el núcleo de átomos muy electronegativos.

(O.Q.L. Murcia 2019)

a) **Verdadero.** Las fuerzas intermoleculares de van der Waals conocidas como fuerzas de dispersión de London, son las únicas existentes entre las moléculas de los elementos que no presentan momento dipolar permanente debido a que ambos átomos son idénticos.

b) Falso. La intensidad de las fuerzas de van der Waals está relacionada con la desviación del comportamiento ideal de los gases.

c) Falso. Las fuerzas de van der Waals son de menor fortaleza que el enlace de hidrógeno.

d) Falso. La propuesta es absurda ya que las fuerzas van der Waals son intermoleculares, no son intratómicas.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2014 y otras).

5.433. De los siguientes elementos, indique el de mayor conductividad eléctrica:

- a) Plata
- b) Calcio
- c) Bromo
- d) Carbono

(O.Q.L. Murcia 2019)

Las sustancias que presentan mejor conductividad eléctrica son aquellas que permiten el libre desplazamiento de los electrones a través de su estructura, como son los metales, y de todos ellos el que posee mayor conductividad es la **plata** ($6,30 \cdot 10^7 \text{ S m}^{-1}$).

Cabe destacar que el mejor conductor eléctrico que existe es el grafeno, una variedad alotrópica del carbono ($9,87 \cdot 10^7 \text{ S m}^{-1}$), pero aquí no se especifica de que carbono se trata.

La respuesta correcta es la **a**.

5.434. De los siguientes, señale el grupo donde todas las especies son de naturaleza covalente:

- a) BCl_3 , SiCl_4 , PCl_3
- b) NH_4Br , N_2H_4 , HBr
- c) I_2 , H_2S , NaI
- d) Al , O_3 , As_4

(O.Q.L. Murcia 2019)

Las especies NH_4Br y NaI contienen un metal alcalino o un ion como el amonio, cuyo comportamiento es similar, que tienen una elevada tendencia a ceder electrones. Estos compuestos forman redes cristalinas iónicas sólidas a temperatura ambiente.

El aluminio es un elemento metálico que también forma redes cristalinas sólidas a temperatura ambiente.

El único grupo formado por compuestos que tienen enlace predominantemente covalente es el propuesto en el apartado a) BCl_3 , SiCl_4 , PCl_3 .

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2013 y otras).

5.435. Las sustancias con enlace covalente como la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) cuando se disuelven en agua:

- No forman iones.
- Forman iones.
- Formarán iones o no, en función de la temperatura de la disolución.
- Formarán iones o no, en función de la presión externa.

(O.Q.L. Murcia 2019)

Los compuestos que tienen enlace predominantemente covalente cuando se disuelven en agua **no forman iones**, su disolución se consigue mediante la formación de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de esta sustancia y las de agua.

La respuesta correcta es la **a**.

5.436. Al dejar abierto al aire un vaso grande vidrio con un pequeño volumen de $CH_3-CH_2-O-CH_2-CH_3$ se observa la condensación de agua en la superficie externa del vaso. Eso debe ser porque la evaporación de la sustancia:

- Produce vapor de agua.
- Es un proceso con una variación de energía de Gibbs positiva.
- Es un proceso en el que disminuye la entropía.
- Enfría el vaso.

(O.Q.L. Murcia 2019)

En el proceso de evaporación de la sustancia propuesta, dimetiléter, se produce la rotura de enlaces entre las moléculas de $(C_2H_5)_2O(l)$, proceso que requiere energía calorífica que se extrae del entorno que rodea al vaso. Por este motivo **la superficie exterior del vaso se enfría** y condensa sobre ella el vapor de agua de la humedad ambiental.

La respuesta correcta es la **d**.

5.437. ¿Cuál de las siguientes sustancias químicas representa un ejemplo de enlace covalente?

- Cloruro de sodio
- Dihidrógeno
- Hierro
- Helio
- Fluoruro de hidrógeno

(O.Q.L. Murcia 2019)

El enlace covalente se produce entre elementos con valores de electronegatividad altos y similares. De acuerdo con esto, de las sustancias químicas propuestas, solo **dihidrógeno** y **fluoruro de hidrógeno** presentan este tipo de enlace.

Las respuestas correctas son **b** y **e**.

5.438. ¿Cuál de las siguientes series de sustancias están ordenadas por valores creciente de la temperatura de vaporización?

- $PH_3 < NH_3 < KCl < MgO$
- $NH_3 < PH_3 < KCl < MgO$
- $PH_3 < NH_3 < MgO < KCl$
- $NH_3 < PH_3 < MgO < KCl$

(O.Q.L. Baleares 2019)

Presentará mayor temperatura de vaporización aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más intensas (enlace de hidrógeno, dispersión de London y dipolo-dipolo).

- Las fuerzas de dispersión de London se dan en todo tipo de sustancias, pero fundamentalmente, en las sustancias no polares.

▪ El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana. De las dos sustancias moleculares propuestas, este tipo de enlace solo es posible en el amoníaco, NH_3 , y no se da en el fosfano, PH_3 .

Por tanto, le corresponde mayor entalpía de vaporización al NH_3 que al PH_3 .

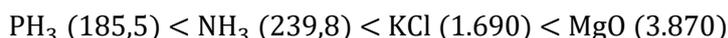
La temperatura de vaporización es mucho más elevada en las sustancias cristalinas ya que las fuerzas que mantienen unidas a las partículas dentro de una red son mucho más intensas que las que mantienen unidas entre sí a las moléculas, y cuanto mayor sea la energía reticular, mayor será la temperatura de vaporización.

Para las dos sustancias cristalinas propuestas, respecto a las cargas, son mayores en MgO (+2 y -2) que en KCl (+1 y -1); mientras que respecto a la distancia interiónica, es menor en el MgO ya que está formada por elementos del segundo y tercer periodo, mientras que el KCl está integrado por elementos del tercer y cuarto periodo. Por tanto, $U_{\text{MgO}} > U_{\text{KCl}}$, lo que motiva que la entalpía de vaporización del MgO sea mayor que la del KCl .

De acuerdo con lo expuesto, las sustancias propuestas ordenadas por entalpía de vaporización creciente son:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de las temperaturas de vaporización (K) son:



La respuesta correcta es la **a**.

(En la cuestión propuesta en La Rioja 2018 se pregunta entalpía de vaporización).

5.439. La estructura del aluminio es cúbica centrada en las caras. Sabiendo que el radio metálico del aluminio es 143 pm, ¿cuál es su densidad?

- a) $2,09 \text{ g cm}^{-3}$
- b) $2,71 \text{ g cm}^{-3}$
- c) $3,13 \text{ g cm}^{-3}$
- d) $3,27 \text{ g cm}^{-3}$

(O.Q.L. Madrid 2019)

Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos:

$$\frac{1}{8} \cdot 8 \text{ átomos (vértice)} + \frac{1}{2} \cdot 6 \text{ átomos (cara)} = 4 \text{ átomos}$$

También se puede observar, que la diagonal de una cara del cubo, D , está integrada por cuatro radios atómicos.

A partir del radio se puede obtener la arista del cubo d y su volumen:

$$2d^2 = (4r)^2 \quad \rightarrow \quad d = 2\sqrt{2} \cdot (143 \text{ pm}) = 404 \text{ pm}$$

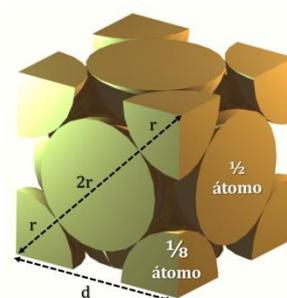
$$V = d^3 = \left(404 \text{ pm} \cdot \frac{10^{-12} \text{ m}}{1 \text{ pm}} \cdot \frac{10^2 \text{ cm}}{1 \text{ m}} \right)^3 = 6,59 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3$$

Relacionando masa, átomos y volumen de la celda unidad se obtiene la densidad del metal:

$$\frac{26,98 \text{ g}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} \cdot \frac{4 \text{ átomos}}{\text{cubo}} \cdot \frac{1 \text{ cubo}}{6,59 \cdot 10^{-24} \text{ cm}^3} = 2,72 \text{ g cm}^{-3}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2014).



5.440. El trifluoruro de nitrógeno es un compuesto sorprendentemente estable, que se obtuvo por primera vez por electrólisis de una mezcla de fluoruro de amonio y fluoruro de hidrógeno. Sin embargo, los compuestos fluoruroamina (NH_2F) Y difluoroamina (NHF_2) son muy inestables, y explosivos al descomponerse. ¿Cuál de los tres compuestos (NF_3 , NHF_2 , NH_2F) se espera que condense a la menor temperatura?

- a) NH_2F
- b) NHF_2
- c) NF_3
- d) No hay suficientes datos.

(O.Q.L. Madrid 2019)

Presentará menor temperatura de condensación aquella sustancia que presente fuerzas intermoleculares más débiles, que en este caso será que no sea capaz de formar enlace de hidrógeno.

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (en este caso O) se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

De las tres sustancias moleculares propuestas, este tipo de enlace solo es posible en la fluoroamina, NH_2F , y en la difluoroamina, NHF_2 , y no se da en el trifluoruro de nitrógeno, NF_3 , que tiene átomos de hidrógeno, por tanto esta sustancia es la que presenta la temperatura de condensación más baja.

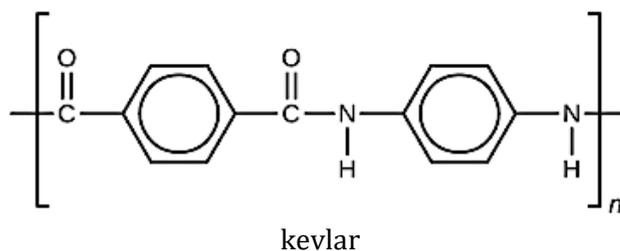
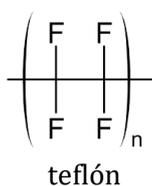
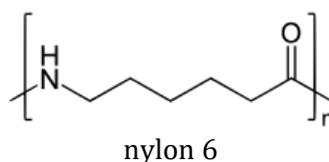
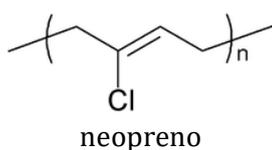
La respuesta correcta es la c.

5.441. La empresa Du Pont es una de las más importantes del mundo en el sector industrial. Entre los productos que desarrollaron en el siglo XX, se pueden citar el neopreno, el nylon, el teflón y el kevlar. ¿Qué tipo de sustancias son estos productos?

- a) Colorantes
- b) Explosivos
- c) Fármacos
- d) Polímeros

(O.Q.L. Madrid 2019)

Neopreno, nylon, teflón y kevlar son compuestos a base de carbono que se pueden incluir el grupo de sustancias llamadas **polímeros** y sus monómeros son los que se muestran en la imagen:



La respuesta correcta es la d.

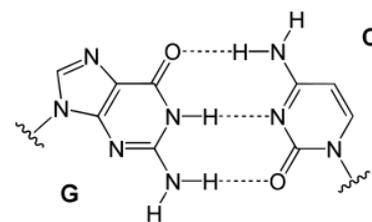
5.442. En la doble hélice de DNA hay tres enlaces de hidrógeno entre:

- a) La guanina y el uracilo
- b) La citosina y la guanina
- c) La timina y la adenina
- d) La guanina y la adenina

(O.Q.L. Madrid 2019)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Tal como se muestra en la imagen, en la doble hélice de DNA las bases nitrogenadas **citocina y guanina** están unidas entre sí mediante **tres enlaces de hidrógeno**.



La respuesta correcta es la **b**.

5.443. Diga qué afirmación sobre el carbono ($Z=6$) es falsa:

- Forma el mineral más duro de la escala de Mohs.
- Tiene la propiedad de formar largas cadenas.
- Es el elemento con mayor punto de ebullición.
- Es el elemento que funde a la temperatura más alta.

(O.Q.L. Madrid 2019)

- Verdadero. La sustancia que tiene la máxima dureza en la escala de Mohs es el diamante, una forma alotrópica del carbono.
- Verdadero. La gran cantidad que existe de compuestos de carbono se debe a la propiedad de este de unirse con otros átomos idénticos formando largas cadenas lineales o ramificadas.
- Falso**. El elemento de la tabla periódica que posee el mayor punto de ebullición es el wolframio que lo hace a una temperatura de 5.833 K.
- Verdadero. El elemento de la tabla periódica que posee el mayor punto de fusión es el carbono que lo hace a una temperatura de 3.773 K.

La respuesta correcta es la **c**.

5.444. La temperatura de ebullición del helio a la presión atmosférica es - 268,9 oC. Por ser una temperatura tan baja, se puede afirmar que:

- No existe ningún tipo de fuerzas intermoleculares en este elemento.
- Las fuerzas intermoleculares en este elemento serán muy débiles.
- Existirán enlaces de hidrógeno entre sus átomos, por estar ambos elementos en el periodo I de la tabla periódica.
- No tiene fuerzas intermoleculares porque no cumple la regla del octeto.

(O.Q.L. Asturias 2019)

Un **valor tan bajo en la temperatura de ebullición** (es la menor de todos los elementos de la tabla periódica) indica la presencia de **fuerzas intermoleculares de carácter muy débil**.

La respuesta correcta es la **b**.

5.445. El tetraóxido de osmio es un compuesto que funde a 39,5 °C y hierve a 130 °C y no conduce la electricidad, ni aún estando fundido, por lo que será un:

- Sólido iónico
- Sólido covalente
- Sólido molecular
- Sólido metálico

(O.Q.L. Asturias 2019)

- Que no conduzca la electricidad fundido descarta al sólido iónico.
- Que no conduzca la electricidad en estado sólido descarta al sólido metálico.
- Que las temperaturas de fusión y ebullición sean bajas descarta al sólido covalente.

La sustancia que cumple las propiedades propuestas es el **sólido molecular**.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Barcelona 2001 y otras).

5.446. En un tubo de ensayo vertemos 5 mL de agua y de tetracloruro de carbono. Sobre esta mezcla se añade otros 5 mL de acetona (propanona) y se agita. Una vez que se deja reposar el sistema se observa que:

- a) Ha aumentado, casi hasta 10 mL, la fase acuosa.
- b) Ha aumentado, casi hasta 10 mL, la fase de tetracloruro de carbono.
- c) Han aumentado las dos fases aproximadamente lo mismo.
- d) No hay variación alguna en las fases, aparece otra tercera fase de acetona.

(O.Q.L. Asturias 2019)

Puesto que la acetona es muy soluble en tetracloruro de carbono y muy poco en agua, **la fase que aumentará mucho su volumen será la orgánica.**

La respuesta correcta es la **b**.

6. QUÍMICA ORGÁNICA

6.1. Cuando se habla de una mezcla racémica se refiere a:

- Una mezcla de isótopos, tanto naturales como artificiales.
- Una mezcla, en iguales cantidades, de isómeros ópticos.
- Una mezcla equimolecular de un ácido y una base.
- Una mezcla de dos sustancias inmiscibles.

(O.Q.L. Murcia 1996)

Una **mezcla racémica** se define como una **mezcla de isómeros ópticos en cantidades iguales**. Como cada uno de los estereoisómeros desvía la luz polarizada un determinado ángulo, uno hacia la derecha y el otro hacia la izquierda, no se producirá desviación de la luz ya que el efecto producido por uno de ellos anularía el causado por el otro.

La respuesta correcta es la **b**.

6.2. El grupo funcional nitrilo es:

- $-\text{NO}_2$
- $-\text{NH}_2$
- $-\text{NH}-$
- Ninguno de los anteriores.

(O.Q.L. Murcia 1996)

Los **cianuros o nitrilos** se caracterizan porque tienen el **grupo funcional $-\text{C}\equiv\text{N}$** .

La respuesta correcta es la **d**.

6.3. ¿Cuál de los siguientes compuestos es isómero del $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH}$?

- $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_2\text{OH}$
- $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CHO}$
- $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{COOH}$
- $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014)

El nombre del compuesto propuesto es ácido propanoico y como todos los ácidos carboxílicos presenta una insaturación en el grupo carbonilo, $\text{C}=\text{O}$.

De todos los compuestos dados el único que tiene una insaturación es la 1-hidroxipropanona o hidroxia-cetona, $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_2\text{OH}$. Como se trata de una cetona presenta un grupo carbonilo, $\text{C}=\text{O}$.

Ambos compuestos son isómeros ya que tienen la misma fórmula molecular, $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$, y distinta fórmula desarrollada.

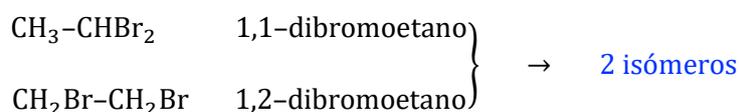
La respuesta correcta es la **a**.

6.4. El número de isómeros de la especie química de fórmula molecular $\text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$ es:

- 1
- 2
- 3
- 4

(O.Q.L. Murcia 1997)

La sustancia propuesta es un derivado halogenado de un hidrocarburo saturado por lo que el único tipo de isómero que puede presentar es de posición. Los isómeros posibles son:



La respuesta correcta es la **b**.

6.5. El término enantiómeros se refiere a:

- a) Mezclas de disolventes con el mismo punto de ebullición.
- b) Sustancias con el mismo punto de fusión.
- c) Isómeros ópticos.
- d) Especies con el mismo número de átomos de azufre.

(O.Q.L. Murcia 1997)

Dos [estereoisómeros](#) o [isómeros ópticos](#) son [enantiómeros](#) si sus imágenes especulares no son superponibles. Tienen las mismas propiedades físicas y químicas, excepto por la interacción con el plano de la [luz polarizada](#) que cada uno de ellos desvía hacia una parte del plano.

La respuesta correcta es la c.

6.6. El número de oxidación del carbono en el metanal (formaldehído) es:

- a) 0
- b) 4
- c) 2
- d) -4

(O.Q.L. Murcia 1997)

La fórmula del metanal es HCHO. Teniendo en cuenta que los números de oxidación de hidrógeno y oxígeno son, respectivamente, +1 y -2, para calcular el número de oxidación del carbono se plantea la ecuación:

$$2(+1) + x + (-2) = 0 \quad \rightarrow \quad x = 0$$

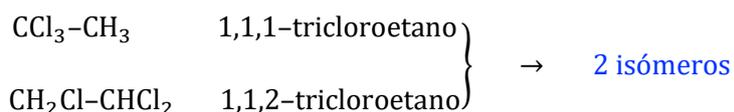
La respuesta correcta es la a.

6.7. ¿Cuántos isómeros estructurales le corresponden a la fórmula molecular C₂H₃Cl₃?

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4

(O.Q.L. Murcia 1998)

Se trata de un derivado halogenado de un hidrocarburo saturado por lo que el único tipo de isómero que puede presentar es de posición. Los isómeros posibles son:



La respuesta correcta es la b.

6.8. La urea es una:

- a) Amina
- b) Cetona
- c) Hormona
- d) Amida

(O.Q.L. Murcia 1998)

La urea o carbamida tiene por fórmula semidesarrollada NH₂-CO-NH₂.

Presenta el grupo funcional [amida](#), -CO-NH₂.

La respuesta correcta es la d.

6.9. ¿Cuáles de los siguientes compuestos orgánicos:

- 1) éteres 2) alcoholes 3) cetonas 4) ácidos 5) aminas

formarán enlaces de hidrógeno en estado líquido entre moléculas de la misma especie?

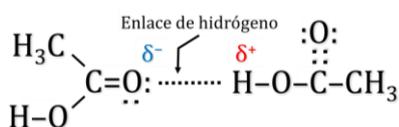
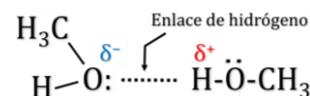
- a) Todos
b) 1, 2, 4
c) 2, 4, 5
d) 2, 3, 4, 5

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

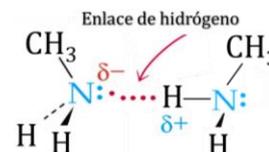
1-3) Los éteres y las cetonas no cumplen la condición propuesta, ya que sus átomos de hidrógeno se encuentran unidos al carbono, un elemento poco electronegativo.

2) Los **alcoholes** sí cumplen la condición propuesta, ya que presentan un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo de oxígeno.



4) Los **ácidos carboxílicos** sí cumplen la condición propuesta, ya que presentan un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo de oxígeno.

5) Las **aminas** sí cumplen la condición propuesta, ya que presentan un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo de nitrógeno.



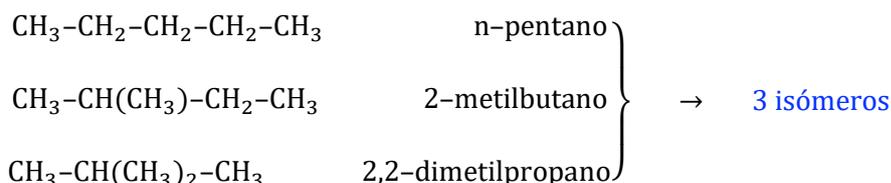
La respuesta correcta es la c.

6.10. ¿Cuántos isómeros le corresponden a la fórmula molecular C₅H₁₂?

- a) 2
b) 3
c) 4
d) 5
e) Ninguno

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. La Rioja 2015) (O.Q.L. Extremadura 2018)

Se trata de un hidrocarburo saturado por lo que el único tipo de isómero que puede presentar es de cadena. Los isómeros posibles son:



La respuesta correcta es la b.

6.11. En química orgánica, un grupo funcional —combinación de átomos y enlaces— es el responsable de la reactividad química de un tipo de compuestos ¿Cuál es el grupo funcional característico de una amida primaria?

- a) CONH₂
b) CO₂NH₂
c) CN
d) CO₂NH
e) -NH₂
f) -NH-

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2017) (O.Q.L. Madrid 2018)

El grupo funcional amida es $-\text{CO}-\text{NH}_2$.

La respuesta correcta es la a.

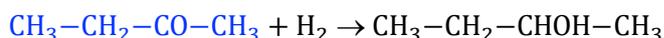
(En Madrid 2018 se mejora el enunciado de la pregunta).

6.12. ¿Cuál de las siguientes especies puede reducirse hasta un alcohol secundario?

- a) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CHO}$
- b) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COCl}$
- c) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COO}-\text{CH}_3$
- d) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CO}-\text{CH}_3$
- e) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH}$

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Asturias 2004)

La **reducción de una cetona** permite la obtención de un alcohol secundario. Por ejemplo, por reducción de la butanona se obtiene 2-butanol :



La respuesta correcta es la d.

6.13. ¿Cuál de los siguientes nombres debe darse, correctamente, a la especie química cuya fórmula semidesarrollada es $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CO}-\text{CH}_3$?

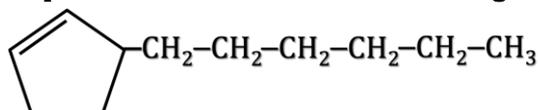
- a) 3-Butanona
- b) 2-Butanona
- c) Butanona
- d) Metilpropanona

(O.Q.L. Murcia 2000)

El nombre correcto es **butanona**, no es necesario colocar el localizador ya que el grupo carbonilo solo puede estar situado en ese átomo de carbono.

La respuesta correcta es la c.

6.14. El nombre correcto del compuesto de fórmula estructural es, según la nomenclatura IUPAC:



- a) 2-Hexilciclopenteno
- b) 5-Hexilciclopenteno
- c) 1-(2-Ciclopentenil)hexano
- d) 3-Hexilciclopenteno

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

Se elige como cadena principal la que tiene más átomos de carbono (hexano) que tiene en el carbono 1 un radical ciclopentanilo, que a su vez presenta una insaturación en el carbono 2, por lo tanto, el nombre del compuesto es **1-(2-ciclopentenil)hexano**.

La respuesta correcta es la c.

6.15. ¿En cuál de las siguientes especies químicas existe un triple enlace carbono-nitrógeno?

- a) Etanoamida
- b) Propanonitrilo
- c) Metilamina
- d) Trimetilamina

(O.Q.L. Murcia 2000)

La fórmula semidesarrollada del **propanonitrilo** es:



como se observa, presenta un triple enlace entre los átomos de carbono y nitrógeno.

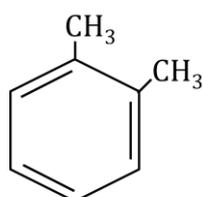
La respuesta correcta es la **b**.

6.16. ¿Cuántos isómeros estructurales de fórmula molecular C_8H_{10} contienen un anillo bencénico?

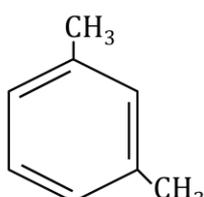
- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 5

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.N. Salamanca 2018) (O.Q.L. Galicia 2019)

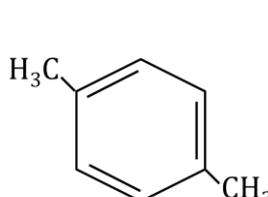
Como todos los compuestos corresponden a la fórmula molecular C_8H_{10} y deben tener un anillo bencénico quedan dos átomos de carbono para colocar como radicales. Por tanto, existen **5 isómeros**, que son:



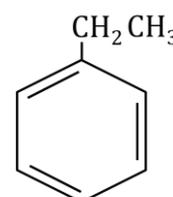
1,2-dimetilbenceno



1,3-dimetilbenceno



1,4-dimetilbenceno



etilbenceno

La respuesta correcta es la **c**.

6.17. ¿De cuál de los siguientes compuestos orgánicos se puede decir que no presenta isómeros?

- a) 1,1-Dicloroetano
- b) Butano
- c) Ácido 2-hidroxipropanoico
- d) Propano

(O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. Galicia 2016)

- a) El 1,1-dicloroetano puede presentar un isómero de posición, el 1,2-dicloroetano.
- b) El butano puede presentar un isómero de cadena, el metilpropano.
- c) El ácido 2-hidroxipropanoico puede presentar un isómero de posición, el ácido 3-hidroxipropanoico.
- d) El **propano** no puede presentar isómeros.

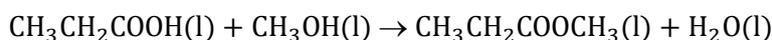
La respuesta correcta es la **d**.

6.18. ¿Cuál de los siguientes compuestos químicos orgánicos pudo haberse formado por reacción de un alcohol primario y un ácido carboxílico?

- a) $CH_3CH_2COOCH_3$
- b) $CH_3CH_2CH_2COOH$
- c) $CH_3CH_2CH_2CH_2OH$
- d) $CH_3CH_2COCH_3$
- e) $CH_3COCH_2OCH_3$
- f) $CH_3CH_2OCH_2CH_3$
- g) $CH_3CH_2OCH_2OCH_3$

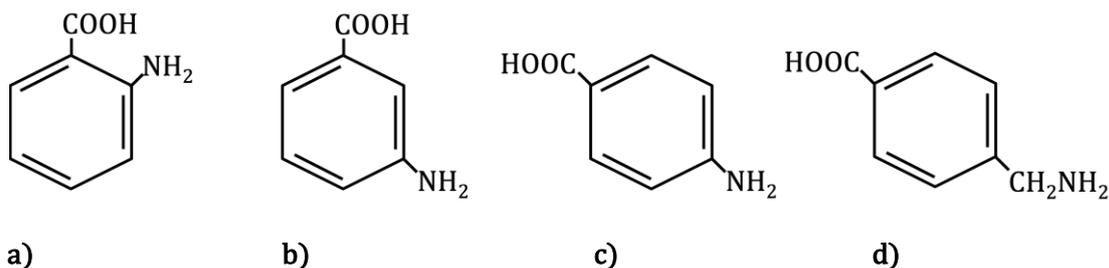
(O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.N. Castellón 2008)

La reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol es una reacción de esterificación y las sustancias resultantes de la misma son un éster y agua. De las sustancias propuestas la única que es un éster es el **$CH_3CH_2COOCH_3$, propanoato de metilo**, que se obtiene mediante la siguiente reacción:



La respuesta correcta es la **a**.

6.19. Algunas lociones utilizadas para protegernos de las quemaduras del sol contienen cierta cantidad de ácido p-aminobenzoico (parabeno), cuya fórmula es:



(O.Q.L. Murcia 2001)

El compuesto es un ácido carboxílico aromático que en posición para (posiciones 1,4) tiene un grupo amino, $-NH_2$.

La respuesta correcta es la c.

6.20. ¿Cuál de los siguientes compuestos no es aromático?

- a) Tolueno
- b) Benceno
- c) Fenol
- d) Acetileno

(O.Q.L. Murcia 2001)

De los compuestos propuestos, el único que no es un hidrocarburo aromático es el **acetileno** que es un hidrocarburo acetilénico y cuya fórmula semidesarrollada es $CH\equiv CH$.

La respuesta correcta es la d.

6.21. ¿Cuál de las siguientes fórmulas corresponde al metanal?

- a) CH_3O
- b) CH_2O
- c) CHO
- d) C_2H_4O

(O.Q.L. Murcia 2002)

La fórmula semidesarrollada del metanal es $H-CHO$ y su fórmula molecular es CH_2O .

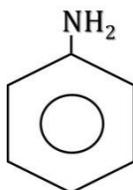
La respuesta correcta es la b.

6.22. La fórmula de la anilina es:

- a) C_2H_6O
- b) C_6H_7N
- c) $C_6H_5NO_2$
- d) C_2H_7N

(O.Q.L. Murcia 2002)

La anilina es una amina aromática cuya fórmula molecular es C_6H_7N y su fórmula estructural es:



La respuesta correcta es la b.

6.23. ¿Qué tipo de isomería presentan los compuestos etanol y éter metílico?

- a) Posición
- b) Función
- c) Óptica
- d) Geométrica

(O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Sevilla 2017)

El etanol, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$, y el éter metílico, $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$, son compuestos que se diferencian en su grupo funcional, hidroxilo ($-\text{OH}$) en los alcoholes y oxígeno ($-\text{O}-$) en los éteres, por lo tanto, ambas sustancias son **isómeros de función**.

La respuesta correcta es la **b**.

6.24. Indique cuál es la respuesta correcta respecto a la siguiente reacción:



- a) Es una reacción de adición y el producto de reacción mayoritario es el 2-cloropropano.
- b) Es una reacción de adición y el producto de reacción mayoritario es el 1-cloropropano.
- c) Es una reacción de sustitución, el producto de reacción mayoritario es el 2-cloropropeno y es isómero de posición del producto minoritario.
- d) Es una reacción de sustitución, el producto de reacción mayoritario es el 3-cloropropeno y es isómero geométrico del producto minoritario.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

Los hidrocarburos insaturados dan reacciones de adición. En este caso se trata de la adición de un reactivo asimétrico que se rige por la regla de Markovnikov (1870) que dice que:

“en la adición de un reactivo asimétrico (HX , HOH , HOSO_3H) a un hidrocarburo insaturado asimétrico, el fragmento más positivo (H) se une al carbono más hidrogenado”.

La ecuación química correspondiente a la reacción de adición es:



El producto mayoritario formado es el **2-cloropropano**.

La respuesta correcta es la **a**.

6.25. Un compuesto orgánico tiene de fórmula molecular $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$. Indicar su nombre entre los siguientes:

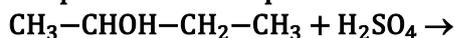
- a) Etanal
- b) Etanol
- c) Etano
- d) Ácido etanoico

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La fórmula del hidrocarburo saturado de dos carbonos es C_2H_6 , como el compuesto dado tiene dos átomos de hidrógeno menos quiere decir que tiene una insaturación que está entre los átomos de carbono y oxígeno, por lo tanto, el compuesto propuesto es un aldehído, **etanal**, cuya fórmula semidesarrollada es **CH_3CHO** .

La respuesta correcta es la **a**.

6.26. Indique cuál es la respuesta correcta respecto a la siguiente reacción:



- a) Es una reacción de sustitución y el producto de reacción mayoritario es el butano.
- b) Es una reacción de eliminación y el producto de reacción mayoritario es el 2-buteno.
- c) Es una reacción de eliminación y el producto de reacción mayoritario es el 3-buteno.
- d) Es una reacción de eliminación y el producto de reacción mayoritario es el butano.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

El H_2SO_4 es un excelente agente deshidratante y provoca la deshidratación de un alcohol para producir el correspondiente alqueno mediante una **reacción de eliminación**.

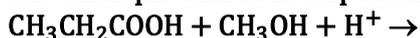
La ecuación química correspondiente a la reacción es:



El producto mayoritario formado es el **2-buteno**.

La respuesta correcta es la **b**.

6.27. Indique cuál es la respuesta correcta respecto a la siguiente reacción:

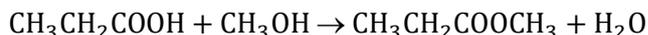


- Es una reacción de sustitución y el producto de reacción es el propanoato de metilo.
- Es una reacción de condensación y el producto de reacción es el propanoato de metilo.
- Es una reacción de adición y el producto de reacción es el acetato de propilo.
- En las condiciones que se indican no hay reacción.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol es una esterificación, una **reacción de condensación** y las sustancias resultantes de la misma son un éster y agua.

La ecuación química correspondiente a la reacción de esterificación es:



El producto formado es el **propanoato de metilo**.

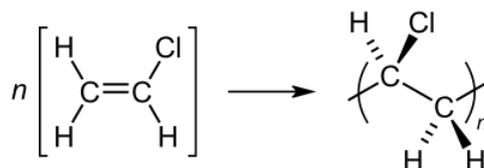
La respuesta correcta es la **b**.

6.28. Indique cuál es la respuesta correcta en relación con el policloruro de vinilo (PVC).

- Se obtiene a partir del cloroeteno mediante una reacción de adición vía radical.
- Se obtiene a partir del cloroeteno mediante una reacción de condensación.
- Se obtiene a partir del cloropropeno mediante una reacción de adición vía radical.
- Se obtiene a partir del etileno mediante una reacción de condensación vía radical.

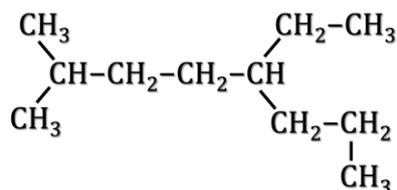
(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La obtención del PVC se hace a partir del cloroeteno mediante una **adición vía radical**.



La respuesta correcta es la **a**.

6.29. El nombre sistemático de la sustancia:



es:

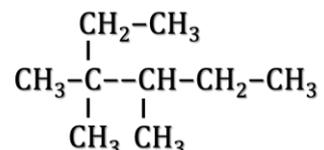
- 5-Etil-2-metiloctano
- 2-Metil-5-etiloctano
- 2-Metil-5-propilheptano
- 1,6-Dimetil-3-etilheptano

(O.Q.L. Murcia 2003)

La cadena más larga consta de ocho átomos de carbono, octano, y en los carbonos 2 y 5 tiene radicales metil y etil, respectivamente. El nombre del hidrocarburo es **5-etil-2-metiloctano**.

La respuesta correcta es la a.

6.30. El nombre de este hidrocarburo es:



- a) 3,4-Dimetil-4-etilpentano
- b) Isopropilpentano
- c) 3,3,4-Trimetilhexano
- d) 2,3-Dimetil-2-etilpentano

(O.Q.L. Murcia 2004)

La cadena más larga consta de seis átomos de carbono, hexano, y en los carbonos 3, 3 y 4 tiene radicales metilo. El nombre del hidrocarburo es **3,3,4-trimetilhexano**.

La respuesta correcta es la c.

6.31. ¿Cuál de los siguientes compuestos es un éster?

- a) $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_2\text{OH}$
- b) $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_3$
- c) $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$
- d) $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$

(O.Q.L. Murcia 2004)

- a) Falso. Es una cetona sustituida. Su nombre es hidroxiacetona o hidroxipropanona.
- b) **Verdadero**. Es un **éster** y su nombre es acetato de metilo o etanoato de metilo.
- c) Falso. Es una cetona. Su nombre es acetona o propanona.
- d) Falso. Es un éter. Su nombre es dimetiléter o metoximetano.

La respuesta correcta es la b.

6.32. En los siguientes compuestos orgánicos ¿cuál o cuáles presentan isomería cis-trans?

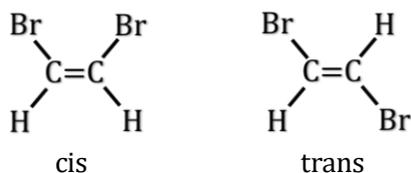
- i) 1,2,3-Propanotriol
- ii) Propanoamida
- iii) 1,2-Dibromoeteno
- a) 1,2,3-Propanotriol y 1,2-Dibromoeteno
- b) 1,2-Dibromoeteno
- c) Propanoamida y 1,2,3-Propanotriol
- d) 1,2,3-Propanotriol

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Un compuesto orgánico presenta isomería cis-trans si cumple las siguientes condiciones:

- tener un doble enlace entre carbonos
- que haya dos átomos (radicales) idénticos unidos a cada uno de los átomos de carbono del doble enlace.

- i) 1,2,3-Propanotriol no puede presentar este tipo de isomería ya que no tiene ningún doble enlace.
- ii) Propanoamida no puede presentar este tipo de isomería ya que el doble enlace es el que corresponde a un grupo carbonilo.
- iii) **1,2-Dibromoeteno sí presenta isomería cis-trans** ya que tiene un doble enlace entre carbonos y cada uno de ellos está unido a un átomo de bromo (o hidrógeno).



La respuesta correcta es la **b**.

6.33. ¿Cuántos isómeros estructurales diferentes tiene el compuesto diclorobutano?

- a) 6
- b) 9
- c) 4
- d) 5
- e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Galicia 2017)

Los isómeros del diclorobutano, $\text{C}_4\text{H}_8\text{Cl}_2$, son:

- $\text{CHCl}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \rightarrow$ 1,1-diclorobutano
- $\text{CH}_2\text{Cl}-\text{CHCl}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \rightarrow$ 1,2-diclorobutano
- $\text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2-\text{CHCl}-\text{CH}_3 \rightarrow$ 1,3-diclorobutano
- $\text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{Cl} \rightarrow$ 1,4-diclorobutano
- $\text{CH}_3-\text{CCl}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \rightarrow$ 2,2-diclorobutano
- $\text{CH}_3-\text{CHCl}-\text{CHCl}-\text{CH}_3 \rightarrow$ 2,3-diclorobutano
- $\text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_3 \rightarrow$ 1,1-dicloro-2-metilpropano
- $\text{CH}_2\text{Cl}-\text{CCl}(\text{CH}_3)-\text{CH}_3 \rightarrow$ 1,2-dicloro-2-metilpropano
- $\text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_2\text{Cl} \rightarrow$ 1,3-dicloro-2-metilpropano

Hay en total **9 isómeros** compatibles con la fórmula $\text{C}_4\text{H}_8\text{Cl}_2$.

La respuesta correcta es la **b**.

6.34. De los siguientes compuestos:

- 1) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH}$
- 2) $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- 3) $\text{CH}_3-\text{CHOH}-\text{CH}_3$
- 4) $\text{CH}_3-\text{CHOH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

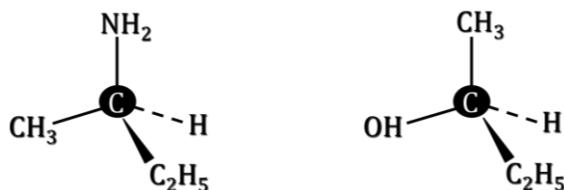
¿cuáles presentan isomería óptica?

- a) 1, 3 y 4
- b) 2 y 3
- c) 2 y 4
- d) 3 y 4

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Galicia 2016)

Un compuesto orgánico presenta isomería óptica si tiene un carbono asimétrico (quiral).

Esta condición la cumplen (1) **1-metilpropilamina** y (2) **2-butanol** que tienen carbonos con los cuatro sustituyentes diferentes.



La respuesta correcta es la **c**.

6.35. Nombre los productos obtenidos en cada una de las siguientes reacciones:

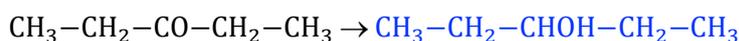
i) Reducción catalítica de la 3-pentanona

ii) Hidrólisis del acetonitrilo

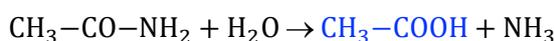
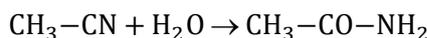
- | | |
|--------------------------|---------------------|
| a) i) ácido 3-pentanoico | ii) ácido acetónico |
| b) i) 3-pentanol | ii) ácido acético |
| c) i) 3-pentanal | ii) etanol |
| d) i) 3-pentanol | ii) ácido fórmico |

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

i) La reducción de una cetona, 3-pentanona, produce un **alcohol secundario, 3-pentanol**:



ii) La hidrólisis de un nitrilo, acetonitrilo, produce en primer lugar la correspondiente amida y posteriormente el **ácido carboxílico, ácido acético**:



La respuesta correcta es la **b**.

6.36. Dos compuestos orgánicos son isómeros ópticos cuando al compararlos:

- Las moléculas no son imágenes especulares entre sí.
- Ninguna ejerce actividad óptica sobre el plano de la luz polarizada.
- Las moléculas son imágenes especulares entre sí y desvían el plano de la luz polarizada.
- La molécula de uno es la imagen especular superponible del otro.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

Los isómeros ópticos son aquellos compuestos que son **imágenes especulares no superponibles** entre sí y que son **capaces de desviar el plano de la luz polarizada** cada uno de ellos en un sentido.

La respuesta correcta es la **c**.

6.37. Las aminas pueden considerarse como:

derivados de _____ y se clasifican según el _____ de grupos ligados al nitrógeno.

- la hidracina - número
- el amoníaco - número
- los nitrilos - número
- los nitrilos - orden

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

Las aminas pueden considerarse como derivados del **amoníaco** en el que los átomos de hidrógeno se reemplazan por un **número** determinado de radicales alquílicos o arílicos. Si se reemplaza:

- un átomo de hidrógeno por un radical → amina primaria
- dos átomos de hidrógeno por dos radicales → amina secundaria
- tres átomos de hidrógeno por tres radicales → amina terciaria

La respuesta correcta es la **b**.

6.38. Señale el tipo de hidrocarburos al cual pertenece cada uno de los siguientes compuestos:

i) Propano ii) Ciclopropano iii) Benceno iv) Pentano v) Ciclohexano

- | | | |
|---------------------|------------------|-----------------|
| a) i-iv: alifáticos | ii-v: cíclicos | iii: aromáticos |
| b) i-v: alifáticos | ii-v: cíclicos | iv: aromáticos |
| c) i-iv: alifáticos | ii-iii: cíclicos | iv: aromáticos |
| d) i-iv: alifáticos | iii-v: cíclicos | ii: aromáticos |

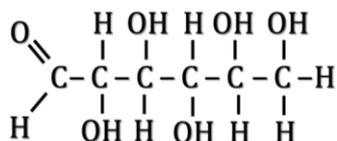
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

- **Propano** (i) y **pentano** (iv) son hidrocarburos **alifáticos** o de cadena abierta.

- **Ciclopropano** (ii) y **ciclohexano** (v) son hidrocarburos **cíclicos** o de cadena cerrada.
- **Benceno** (iii) es un hidrocarburo **aromático**.

La respuesta correcta es la a.

6.39. ¿Cuántos carbonos asimétricos están presentes en la glucosa?



- a) 3
- b) 4
- c) 5
- d) 6

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

Un carbono asimétrico es el que tiene los cuatro sustituyentes diferentes. Numerando los átomos de carbono de izquierda a derecha, en la estructura propuesta de **la glucosa**, los átomos de carbono 2, 3, 4 y 5 son carbonos asimétricos, por lo tanto, **tiene cuatro carbonos asimétricos**.

La respuesta correcta es la b.

6.40. Una sustancia orgánica con fórmula empírica $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ podría ser:

- a) Fenol
- b) Acetona
- c) Ácido propanoico
- d) Isopropanol

(O.Q.L. Murcia 2005)

La fórmula molecular del hidrocarburo saturado de tres carbonos es C_3H_8 , como el compuesto dado tiene dos átomos de hidrógeno menos quiere decir que contiene una insaturación que se encuentra entre los átomos de carbono y oxígeno, por lo tanto, el compuesto resultante debe un aldehído, una cetona o un alcohol insaturado.

Entre las sustancias propuestas solo figura una cetona, la **acetona o propanona** cuya fórmula semidesarrollada es $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3$.

La respuesta correcta es la b.

6.41. Señale el producto de la siguiente reacción:



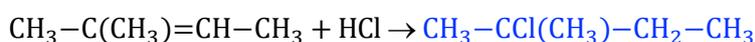
- a) $(\text{CH}_3)_2\text{CH}=\text{CHClCH}_3$
- b) $(\text{CH}_3)_2\text{CClCH}=\text{CH}_2$
- c) $\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_3$
- d) $(\text{CH}_3)_2\text{CClCH}_2\text{CH}_3$
- e) No reaccionan

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

Los hidrocarburos insaturados dan reacciones de adición. En este caso se trata de la adición de un reactivo asimétrico que se rige por la regla de Markovnikov (1870) que dice que:

“en la adición de un reactivo asimétrico (HX , HOH , HOSO_3H) a un hidrocarburo insaturado asimétrico, el fragmento más positivo (H) se une al carbono más hidrogenado”.

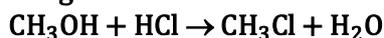
La ecuación química correspondiente a la reacción de adición es:



El producto mayoritario formado es el **2-cloro-2-metilbutano**.

La respuesta correcta es la d.

6.42. La siguiente reacción:



es del tipo:

- Ácido-base
- Oxidación-reducción
- Adición
- Eliminación
- Sustitución

(O.Q.N. Vigo 2006)

La reacción propuesta es de **sustitución**, en la misma un átomo de Cl sustituye a un grupo OH.

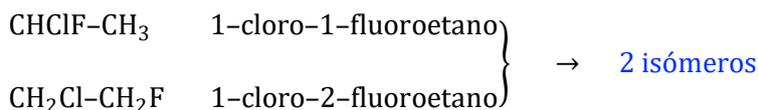
La respuesta correcta es la e.

6.43. El compuesto orgánico $\text{C}_2\text{H}_4\text{ClF}$ presenta:

- Isomería cis-trans
- Isomería óptica
- Cuatro isómeros
- Dos isómeros
- No presenta isomería

(O.Q.N. Vigo 2006)

El $\text{C}_2\text{H}_4\text{ClF}$ es un derivado halogenado de un hidrocarburo saturado que presenta **dos isómeros** de posición que son:



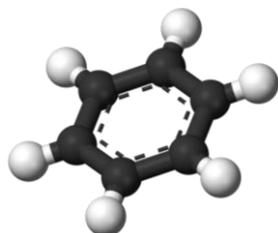
La respuesta correcta es la d.

6.44. Señale la proposición correcta:

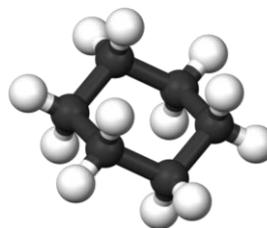
- Las moléculas de benceno y ciclohexano son planas.
- El benceno tiene conformaciones de silla y bote.
- La energía de resonancia es la diferencia de energía entre las dos moléculas: benceno y ciclohexano.
- El benceno es más reactivo que el ciclohexano y por tanto menos estable.
- La energía de resonancia del benceno se puede calcular a partir de las entalpías de reacción del ciclohexeno.

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Madrid 2011)

a-b) Falso. La molécula de benceno es plana mientras que la de ciclohexano no lo es.



benceno



ciclohexano

c) Falso. La diferencia de energía entre la molécula de benceno real ($\Delta_f H = 229 \text{ kJ mol}^{-1}$) calculada a partir de las energías de enlace y la experimental observada en una estructura de Kekulé ($\Delta_f H = 83 \text{ kJ mol}^{-1}$) se denomina energía de resonancia o deslocalización ($\Delta_{\text{res}} H = 146 \text{ kJ mol}^{-1}$).

d) Falso. La aromaticidad del benceno, es decir, su sistema de dobles enlaces alternos le confiere a esta molécula una gran estabilidad.

e) **Verdadero**. La diferencia entre las entalpías del ciclohexatrieno y del benceno proporciona la energía de resonancia del benceno.

La respuesta correcta es la e.

6.45. Los siguientes compuestos, CH_3COOH , CH_2ClCOOH , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ y ArOH , ordenados en sentido creciente de su fuerza como ácidos es:

- CH_3COOH , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, ArOH , CH_2ClCOOH
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, ArOH , CH_3COOH , CH_2ClCOOH
- CH_3COOH , CH_2ClCOOH , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, ArOH
- CH_2ClCOOH , CH_3COOH , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, ArOH
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, CH_3COOH , CH_2ClCOOH , ArOH

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.N. Sevilla 2010)

- El compuesto menos ácido de todos es el etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, ya que si libera un protón del grupo $-\text{OH}$ le resulta difícil deslocalizar el electrón que queda en el radical alquílico.
- El fenol, ArOH , es más ácido que el etanol ya que cuando libera un protón del grupo $-\text{OH}$ puede deslocalizar el electrón que queda tanto en el átomo de oxígeno como en los tres átomos de carbono adyacentes al átomo de oxígeno lo que hace que el ion fenóxido sea muy estable.
- El ácido acético, CH_3COOH , es el siguiente compuesto más ácido ya que cuando libera un protón del grupo $-\text{COOH}$, el ion carboxilato formado es muy estable debido a que la carga negativa queda deslocalizada entre los dos átomos de oxígeno.
- La sustitución de un átomo de hidrógeno por un halógeno, un elemento que capaz de atraer fuertemente electrones, aumenta la acidez debido al efecto inductivo que ayuda a estabilizar el ion carboxilato. El compuesto más ácido es el ácido cloroacético, CH_2ClCOOH .

De acuerdo con lo expuesto, los compuestos propuestos ordenados por acidez creciente son:

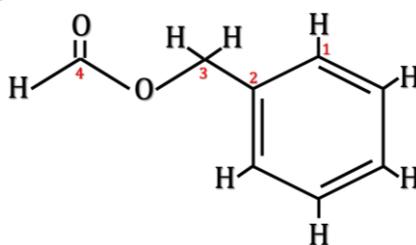


Consultando la bibliografía se confirma que los valores del pK_a son:



La respuesta correcta es la b.

6.46. En el siguiente compuesto orgánico:



indique las hibridaciones de los carbonos señalados como 1, 2, 3 y 4, respectivamente.

- sp^3 , sp^2 , sp , sp
- sp^2 , sp , sp , sp^3
- sp^2 , sp^3 , sp , sp
- sp^2 , sp^2 , sp^3 , sp^2

(O.Q.L. Madrid 2006)

Los C1, C2 y C4 presentan dos enlaces sencillos y un doble enlace por lo que su hibridación es sp^2 .

El C3 presenta cuatro enlaces sencillos por lo que su hibridación es sp^3 .

La respuesta correcta es la d.

6.47. Los isómeros geométricos se denominan también:

- a) Tautómeros
- b) Enantiómeros
- c) Confórmeros
- d) Diastereoisómeros

(O.Q.L. Madrid 2006)

Los isómeros geométricos reciben el nombre de **diastereoisómeros**.

La respuesta correcta es la **d**.

6.48. La fórmula $C_3H_8O_3$ corresponde a:

- a) Glicerina
- b) Ácido propanoico
- c) Hemiglucosa levógira
- d) Propanona

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Galicia 2014)

La fórmula del hidrocarburo saturado de tres carbonos es C_3H_8 y como la fórmula propuesta tiene los mismos átomos de hidrógeno quiere decir que el compuesto no presenta ninguna insaturación.

Una sustancia compatible con la fórmula molecular propuesta es la **glicerina o propano-1,2,3-triol** cuya fórmula semidesarrollada es $CH_2OH-CHOH-CH_2OH$.

La respuesta correcta es la **a**.

6.49. Louis Pasteur hizo un gran hallazgo cuando:

- a) Demostró que al calentar cianato de amonio se obtiene urea.
- b) Sintetizó poliestireno.
- c) Descubrió que el poder colorante de la púrpura se debe a la anilina.
- d) Separó isómeros ópticos con ayuda de un pincel muy fino.
- e) Sintetizó el PVC.
- f) Aisló el elemento francio.

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Murcia 2010)

En 1848, Louis Pasteur descubrió las formas dextrógira y levógira del ácido tartárico, **isómeros ópticos**, que desviaban el plano de polarización de la luz el mismo ángulo pero en sentido contrario.

La respuesta correcta es la **d**.

6.50. La anilina es un/a:

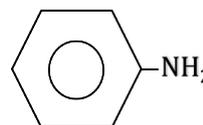
- a) Alcohol
- b) Aldehído
- c) Amina
- d) Cetona

(O.Q.L. Murcia 2006)

La anilina es una **amina aromática** y su fórmula estructural es:

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2002).



6.51. La fórmula general de un hidrocarburo de saturado de cadena abierta es:

- a) C_nH_{2n-2}
- b) C_nH_{2n+2}
- c) C_nH_n
- d) Ninguna de ellas.

(O.Q.L. Murcia 2006)

Los hidrocarburos saturados tienen todos los enlaces sencillos y su fórmula general es C_nH_{2n+2} .

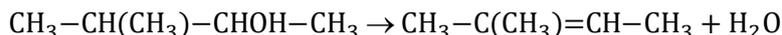
La respuesta correcta es la **b**.

6.52. El producto mayoritario obtenido al deshidratar el 2-metil-3-pentanol en medio ácido es:

- Un alcano con el mismo número de átomos de carbono.
- Un alqueno que puede presentar isomería geométrica.
- Un alqueno que no puede presentar isomería geométrica.
- Ninguno ya que en esas condiciones no tiene lugar la deshidratación.
- Un alquino con el mismo número de átomos de carbono.

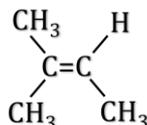
(O.Q.N. Córdoba 2007)

La deshidratación de un alcohol produce un **alqueno**, y la ecuación química correspondiente a la deshidratación de la sustancia propuesta es:



El producto mayoritario formado es el 2-metil-2-penteno.

Como los dos sustituyentes idénticos (CH_3) se encuentran unidos al mismo carbono de los dos que forman el doble enlace la sustancia **no puede presentar isomería geométrica**.



La respuesta correcta es la **c**.

6.53. El benceno y el ciclohexeno poseen cada uno de ellos un ciclo y seis átomos de carbono, pero:

- El benceno es más reactivo que el ciclohexeno.
- La reacción típica del benceno es la adición electrófila.
- La reacción típica del ciclohexeno es la sustitución electrófila.
- Ninguno de los dos experimentan reacciones de sustitución o de adición.
- El benceno reacciona con bromo molecular en presencia de un catalizador dando principalmente bromobenceno mientras que el ciclohexeno reacciona con bromo molecular dando trans-1,2-dibromociclohexano.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

a) Falso. La aromaticidad del benceno, es decir, su sistema de dobles enlaces alternos le confiere a la molécula una gran estabilidad.

b) Falso. El benceno solo puede dar reacciones de sustitución.

c) Falso. El ciclohexeno da reacciones de adición.

d) Falso. Tal como se ha comentado en los apartados b y c.

e) **Verdadero**. La reacción del benceno con bromo es de sustitución para formar bromobenceno, mientras que el ciclohexeno con bromo produce dibromociclohexano mediante una reacción de adición:

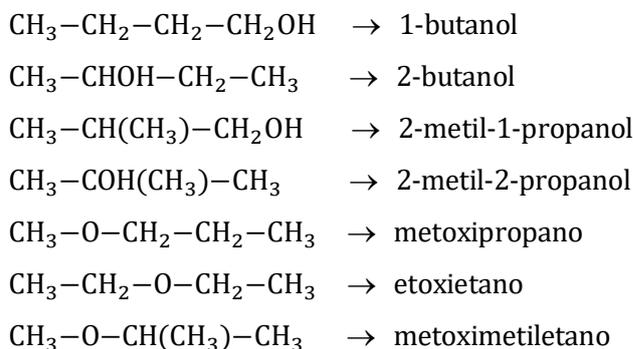
La respuesta correcta es la **e**.

6.54. El número de compuestos orgánicos que responden a la fórmula molecular $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$, sin tener en cuenta los estereoisómeros, es:

- 4
- 3
- 7
- 6
- 9

(O.Q.N. Córdoba 2007)

La fórmula del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos es C_4H_{10} , como la fórmula propuesta tiene los mismos átomos de hidrógeno quiere decir que la sustancia no presenta ninguna insaturación, por lo tanto, los compuestos compatibles con la fórmula molecular propuesta son alcoholes y éteres saturados. Los posibles isómeros son:



Hay un total de **7 isómeros** de posición, cadena y función.

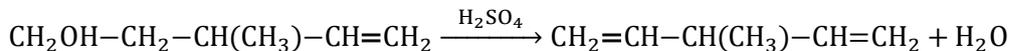
La respuesta correcta es la **c**.

6.55. El 3-metil-4-penten-1-ol al reaccionar con ácido sulfúrico a 180 °C produce:

- Un compuesto que presenta actividad óptica.
- 3-metil-1,4-pentadieno
- Un éter
- Un diol

(O.Q.L. Madrid 2007)

La deshidratación de un alcohol produce el correspondiente alqueno, por lo tanto, el producto mayoritario de la deshidratación del 3-metil-4-penten-1-ol es **3-metil-1,4-pentadieno**.



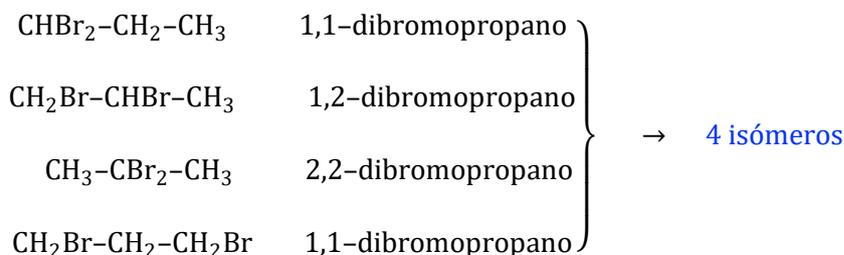
La respuesta correcta es la **b**.

6.56. ¿Cuál es el número total de isómeros de un compuesto de fórmula molecular $C_3H_6Br_2$?

- 4.
- 5
- 6
- 8

(O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. La Rioja 2014)

La fórmula del hidrocarburo saturado de tres carbonos es C_3H_8 , como la fórmula propuesta tiene dos átomos de bromo quiere decir que la sustancia no presenta ninguna insaturación. Los únicos isómeros posibles se corresponden con las diferentes localizaciones de los átomos de bromo en los átomos de carbono del hidrocarburo saturado y son:



La respuesta correcta es la **a**.

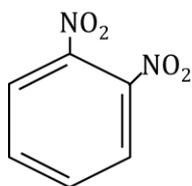
(En La Rioja 2014 se cambia el Cl por Br).

6.57. ¿Cuántos isómeros de posición son posibles en el dinitrobenceno?

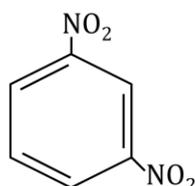
- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 5

(O.Q.L. La Rioja 2007)

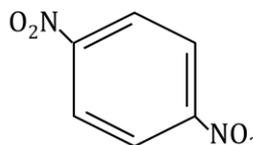
En un anillo bencénico disustituído existen 3 isómeros de posición:



1,2-dinitrobenceno



1,3-dinitrobenceno



1,4-dinitrobenceno

La respuesta correcta es la b.

6.58. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es verdadera?

- a) $\text{CH}_3\text{—NH}_2$: metilamida
- b) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{OH}$: etanal
- c) H—COOH : ácido metanoico (fórmico)
- d) $\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$: dimetilcetona

(O.Q.L. La Rioja 2007)

- a) Falso. $\text{CH}_3\text{—NH}_2$ es metilamina.
- b) Falso. $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{OH}$ es etanol.
- c) Verdadero. H—COOH es ácido metanoico o fórmico.
- d) Falso. $\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$ es dimetiléter.

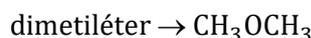
La respuesta correcta es la c.

6.59. Cuando dos especies químicas tienen la misma fórmula molecular pero distintas propiedades se dice que son:

- a) Isómeros
- b) Isótopos
- c) Isotácticos
- d) Isotónicos

(O.Q.L. La Rioja 2007)

Dos sustancias con la misma fórmula molecular y distinta fórmula semidesarrollada como, por ejemplo:



tienen diferentes propiedades físicas y químicas y se denominan **isómeros**.

La respuesta incorrecta es la a.

6.60. Dados los compuestos:



se puede decir que:

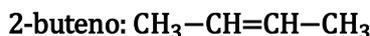
- a) El alcohol es primario.
- b) La amina es secundaria.
- c) La amina es primaria.
- a) El alcohol y la amina son primarios.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

- El compuesto $\text{CH}_3\text{—CHOH—CH}_2\text{OH}$ es el 2-propanol, un **alcohol secundario**, ya que el grupo funcional hidroxilo (—OH) se encuentra unido a un carbono secundario.
- El compuesto $\text{CH}_3\text{—CHNH}_2\text{—CH}_3$ es la metiletilamina o isopropilamina, una **amina primaria**, ya que el grupo funcional amino (—NH_2) se encuentra unido a un único radical alquílico.

La respuesta correcta es la c.

6.61. Dados los compuestos:

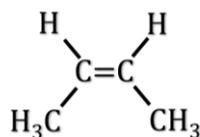


existe isomería geométrica (cis-trans) en:

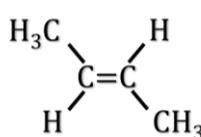
- 2-Buteno
- Propeno
- Ninguno
- Ambos

(O.Q.L. La Rioja 2007)

El **2-buteno** presenta dos tipos de sustituyentes idénticos unidos a los carbonos que se enlazan con doble enlace, por ello tiene dos isómeros según a que parte del doble enlace estén colocados estos sustituyentes:



cis-buteno



trans-buteno

La respuesta correcta es la a.

6.62. La fórmula $\text{CH}_3\text{—CO—NH}_2$ corresponde a:

- Amida del ácido fórmico
- Acetamida
- Ácido acetánico
- Acetonitrilo

(O.Q.L. Murcia 2007)

Las amidas se caracterizan porque tienen el grupo funcional —CO—NH_2 . Como la sustancia propuesta tiene dos átomos de carbono su nombre es **acetamida** o **etanamida**.

La respuesta correcta es la b.

6.63. Respecto al compuesto que tiene de fórmula $\text{CH}_2=\text{CH—CH}_2\text{—COOH}$ puede decirse que:

- Se trata de un aldehído, de nombre 3-butenal.
- Es isómero de la butanona.
- Su nombre es ácido 1-butenico.
- Es un ácido carboxílico.

(O.Q.L. Murcia 2007)

La sustancia propuesta contiene el grupo carboxilo, —COOH , por lo tanto, se trata de un ácido que, además, tiene un doble enlace por lo que es insaturado. Su nombre es **ácido 3-butenico**.

La respuesta correcta es la d.

6.64. Si se dice que una molécula presenta quiralidad se está diciendo que:

- Es muy reactiva.
- Desvía el plano de la luz polarizada.
- Es volátil.
- Ocupa el máximo valor en la escala de dureza de Mohs.

(O.Q.L. Murcia 2007)

La quiralidad es la propiedad de una sustancia de no ser superponible con su [imagen especular](#). Una propiedad de este tipo de sustancias es que presentan actividad óptica, es decir, son capaces de [desviar el plano de la luz polarizada](#) un cierto ángulo.

La respuesta correcta es la **b**.

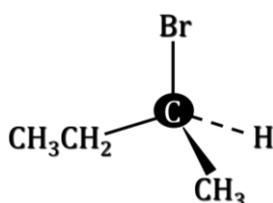
6.65. Indique qué tipo de isomería presenta el siguiente compuesto orgánico:



- Isomería cis-trans
- Cuatro isómeros
- Isomería óptica
- Tres isómeros
- No presenta isomería

(O.Q.N. Castellón 2008)

El compuesto tiene un carbono asimétrico por lo que presenta [isomería óptica](#):



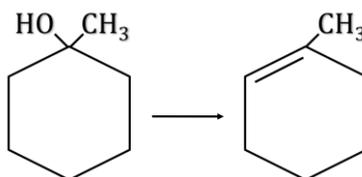
La respuesta correcta es la **c**.

6.66. El producto mayoritario que se obtendrá al deshidratar el 1-metilciclohexan-1-ol es:

- 3-Metilciclohexeno
- Metilenciclohexeno
- 1-Metilciclohexeno
- 4-Metilciclohexeno
- Ciclopentanol

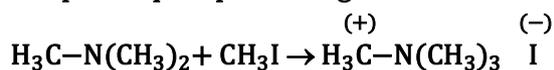
(O.Q.N. Castellón 2008)

La deshidratación de alcoholes produce olefinas, por tanto el producto mayoritario de la deshidratación del 1-metilciclohexan-1-ol es [1-metilciclohexeno](#).



La respuesta correcta es la **c**.

6.67. Indique de qué tipo es la siguiente reacción:



- Adición
- Eliminación
- Sustitución
- Oxidación-reducción
- Deshidratación

(O.Q.N. Castellón 2008)

Se trata de una reacción de [sustitución](#) en la que un radical metilo sustituye al par de electrones solitario del nitrógeno y se forma una sal de amonio cuaternario.

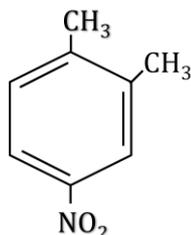
La respuesta correcta es la **c**.

6.68. ¿Cuántos isómeros se formarán en la reacción de nitración del o-xileno (1,2-dimetilbenceno)?

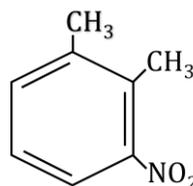
- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 1
- e) No se formará ningún isómero diferente.

(O.Q.N. Castellón 2008)

En la nitración del 1,2-dimetilbenceno se forman solo 2 isómeros que son:



1,2-dimetil-3-nitrobenceno



1,2-dimetil-4-nitrobenceno

La respuesta correcta es la a.

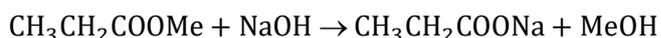
6.69. Indique cuál es la respuesta correcta respecto de la siguiente reacción:



- a) Es una reacción de eliminación y el producto mayoritario es el 2-propenoato de metilo.
- b) Es una reacción de sustitución y el producto mayoritario es el propanol.
- c) Es una reacción de saponificación y los productos mayoritarios son ácido propanoico y metóxido de sodio.
- d) Es una reacción de saponificación y los productos mayoritarios son propanoato de sodio y metanol.
- e) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

(O.Q.N. Castellón 2008)

La reacción entre un éster y una base es una **reacción de saponificación** y los productos resultantes de ella son la sal del ácido y el alcohol formador del éster. La ecuación química completa es:



Los productos formados son **propanoato de sodio** y **metanol**.

La respuesta correcta es la d.

6.70. ¿Cuál de los siguientes compuestos es un nitrilo?

- a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$
- b) CH_3CONH_2
- c) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{NOH}$
- d) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CN}$
- e) $\text{CH}_3\text{CH}_3\text{CH}=\text{NH}$

(O.Q.N. Castellón 2008)

Los cianuros o nitrilos son compuestos orgánicos que tienen el grupo funcional $\text{C}\equiv\text{N}$. De los compuestos propuestos el único que lo contiene es el $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CN}$ cuyo nombre es o **propanonitrilo** o **cianuro de etilo**.

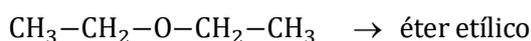
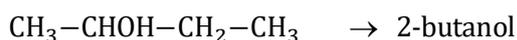
La respuesta correcta es la d.

6.71. La fórmula empírica $C_4H_{10}O$ corresponde a:

- a) 1-butanol
- b) 2-butanol
- c) Éter etílico
- d) Cualquiera de los tres anteriores compuestos.

(O.Q.L. Murcia 2008)

La fórmula del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos es C_4H_{10} , como la fórmula propuesta tiene los mismos átomos de hidrógeno quiere decir que no presenta ninguna insaturación. [Los tres compuestos propuestos](#) son compatibles con la fórmula molecular dada y son alcoholes o éteres saturados:



que son algunos de los posibles isómeros compatibles con la fórmula molecular dada.

La respuesta correcta es la d.

6.72. La fórmula empírica C_6H_{14} corresponde a un hidrocarburo:

- a) Saturado de cadena abierta.
- b) Saturado cíclico.
- c) Que contiene dos dobles enlaces C=C.
- d) Que contiene un triple enlace C≡C.

(O.Q.L. Murcia 2008)

Los hidrocarburos saturados tienen todos los enlaces sencillos y su fórmula general es C_nH_{2n+2} . La fórmula propuesta, C_6H_{14} , que es no empírica sino molecular, obedece a la fórmula general para un [hidrocarburo saturado de cadena abierta de 6 carbonos](#).

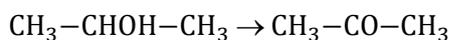
La respuesta correcta es la a.

6.73. La acetona puede obtenerse por la oxidación del alcohol:

- a) Metanol
- b) 1-Propanol
- c) Etanol
- d) 2-Propanol

(O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Galicia 2019)

Las cetonas se obtienen mediante la oxidación de alcoholes secundarios. En este caso, la acetona se obtiene a partir del [2-propanol](#):



La respuesta correcta es la d.

6.74. El compuesto $CH_3-CH_2-CH=CH_2$ no presenta enlaces formados por el solapamiento de orbitales híbridos:

- a) sp^3-sp^3
- b) sp^2-sp^3
- c) sp^2-sp^2
- d) $sp-sp^3$

(O.Q.L. Castilla La Mancha 2008)

El compuesto propuesto, 2-buteno, tiene:

- Los [átomos de carbono 3 y 4](#) con todos los enlaces sencillos por lo que ambos átomos presentan hibridación sp^3 . Estos enlaces implican [solapamiento](#) de orbitales híbridos sp^3-sp^3 .

▪ Los átomos de carbono 1 y 2 tienen un enlace por lo que ambos átomos presentan hibridación sp^2 . Este enlace implica **solapamiento** de orbitales híbridos sp^2-sp^2 y el resto de sus enlaces **solapamiento** de orbitales híbridos sp^2-sp^3 .

Por tanto, **no presenta solapamiento de orbitales híbridos $sp-sp^3$** .

La respuesta correcta es la **d**.

6.75. ¿Cuál de los isómeros, cis y trans, del 1,2-dicloroetano posee momento dipolar?

- Cis
- Trans
- Ninguno
- Ambos

(O.Q.L. Castilla La Mancha 2008)

La estructura de Lewis de la molécula de 1,2-dicloroetano es:

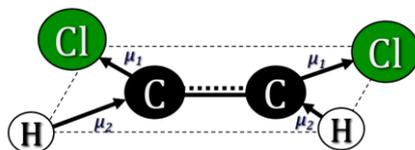


De acuerdo con la notación del modelo RPECV el $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2$ es una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular respecto a cada carbono lo que hace que la geometría molecular sea plana. Como el cloro ($\chi = 3,16$) es más electro-negativo que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) todos los enlaces son polares.

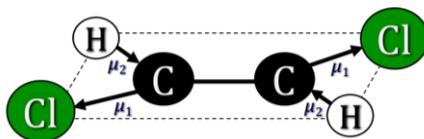
Este compuesto al tener un doble enlace y dos los mismos átomos (Cl y H) unidos a ambos átomos de carbono presenta isomería geométrica.

Según la disposición de los átomos en el plano:

▪ En el **isómero cis**, la resultante de los vectores momento dipolar no es nula y la molécula es **polar**.



▪ En el **isómero trans**, la resultante de los vectores momento dipolar es nula y la molécula es **no polar**.



La respuesta correcta es la **a**.

6.76. ¿Cuál de los siguientes compuestos es isómero del butanal?

- 2-Butanol
- Butanona
- Ácido butanoico
- Etilmetiléter

(O.Q.L. La Rioja 2008)

▪ El butanal, $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CHO}$, es un aldehído que contiene el grupo funcional carbonilo ($\text{C}=\text{O}$). Las cetonas tienen el mismo grupo funcional, solo que este no está situado en un extremo de la cadena carbonada.

▪ Aldehídos y cetonas de igual número de átomos de carbono son isómeros de posición, por lo tanto, la **butanona**, $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CO}-\text{CH}_3$, es un isómero del butanal.

La respuesta correcta es la **b**.

6.77. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es verdadera?

- a) $\text{CH}_3\text{—CH(OH)—CH}_2\text{—CH}_3$: 2-butanol
- b) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—COOH}$: ácido butanoico
- c) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—NH}_2$: etilamida
- d) $\text{CH}_3\text{—CHCl—CH}_3$: cloropropano

(O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2018)

- a) Verdadero. $\text{CH}_3\text{—CHOH—CH}_2\text{—CH}_3$ es 2-butanol.
- b) Falso. $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—COOH}$ es ácido propanoico.
- c) Falso. $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—NH}_2$ es etilamina.
- d) Falso. $\text{CH}_3\text{—CHCl—CH}_3$ es 2-cloropropano.

La respuesta correcta es la **a**.

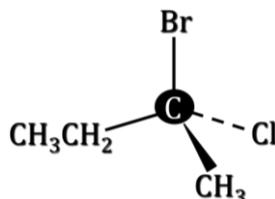
6.78. ¿Cuál de los siguientes compuestos presenta isomería óptica?

- a) 2-Bromo-2-clorobutano
- b) 2-Metilpropano
- c) 2,2-Dimetil-1-butanol
- d) 2,2,4-Trimetilpentano

(O.Q.L. Madrid 2008)

Un compuesto orgánico presenta isomería óptica si tiene un carbono asimétrico (quiral).

Esta condición la cumple el **2-bromo-2-clorobutano** ya que tiene un carbono con los cuatro sustituyentes diferentes.



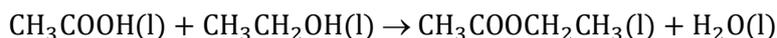
La respuesta correcta es la **a**.

6.79. Al hacer reaccionar un ácido orgánico con un alcohol:

- a) Se forma un aldehído y un ácido.
- b) Se forma un éter y agua.
- c) Se forma un éster y agua.
- d) Se produce una adición de acuerdo con la regla de Markownikoff.
- e) No reaccionan.

(O.Q.N. Ávila 2009)

La reacción entre un ácido orgánico y un alcohol es una reacción de esterificación y las sustancias resultantes de la misma son un **éster y agua**. Por ejemplo:



La respuesta correcta es la **c**.

6.80. ¿Cuál de las siguientes fórmulas corresponde a un éter?

- a) $\text{CH}_3\text{—CO—CH}_3$
- b) $\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$
- c) $\text{CH}_3\text{—COOH}$
- d) $\text{CH}_3\text{—COO—CH}_3$
- e) H—COH

(O.Q.N. Ávila 2009)

- a) Falso. El compuesto $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$ es una cetona. Su nombre es acetona o propanona.
 b) **Verdadero**. El compuesto $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$ es un éter. Su nombre es dimetiléter o metoximetano.
 c) Falso. El compuesto $\text{CH}_3\text{-COOH}$ es un ácido. Su nombre es ácido acético o etanoico.
 d) Falso. El compuesto $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_3$ es un éster. Su nombre es acetato de metilo o etanoato de metilo.
 e) Falso. El compuesto H-COH es un aldehído. Su nombre es formaldehído o metanal

La respuesta correcta es la **b**.

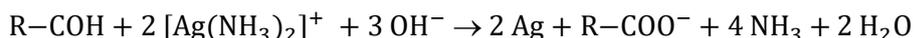
6.81. Señale la proposición correcta:

- a) La oxidación de las cetonas produce ácidos carboxílicos.
 b) Los aldehídos a diferencia de las cetonas tienen propiedades reductoras.
 c) Las aminas primarias en disolución acuosa se comportan como ácidos débiles.
 d) Los hidrocarburos aromáticos son más reactivos que los alifáticos.
 e) Todos los compuestos nitrogenados se encuentran asociados mediante enlaces de hidrógeno.

(O.Q.N. Ávila 2009)

Los **aldehídos**, a diferencia de las cetonas, **tienen propiedades reductoras** debido al átomo de hidrógeno que se encuentra unido al grupo carbonilo.

Una reacción específica que lo demuestra es el “ensayo de Tollens” en el que el aldehído reduce a la plata contenida en el complejo amoniacal de plata formándose un precipitado de color negro o un espejo de color plata en el interior del recipiente de reacción.



La respuesta correcta es la **b**.

6.82. El acetato de metilo y el ácido propanoico son dos compuestos isómeros. Señale la respuesta que considere incorrecta:

- a) Tienen la misma fórmula empírica.
 b) Tienen la misma fórmula molecular.
 c) El ácido propanoico tiene una temperatura de ebullición superior a la del acetato de metilo.
 d) La fórmula del acetato de metilo es $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$.

(O.Q.L. Murcia 2009)

a-b-d) Correctas. Las fórmulas semidesarrolladas de ambos compuestos son:



Ambos compuestos son isómeros ya que tienen la misma fórmula molecular y empírica, $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$ y distinta fórmula desarrollada.

c) Correcta. La temperatura de ebullición del ácido propanoico (138°C) es superior a la del acetato de metilo (77°C) ya que el primero presenta enlaces intermoleculares de hidrógeno mientras que el segundo no.

Todas las respuestas son correctas.

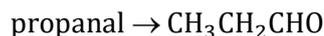
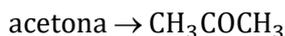
6.83. Señale la respuesta incorrecta:

- a) La fórmula del 2-butanol es $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_2\text{CH}_3$.
 b) La acetona es isómero del propanal.
 c) $^{14}_6\text{X}$ e $^{14}_7\text{Y}$ son isótopos por tener el mismo número másico.
 d) El número de oxidación del bromo en el HBrO_3 es +5.

(O.Q.L. Murcia 2009)

a) Correcta. La fórmula semidesarrollada del 2-butanol es $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_2\text{CH}_3$ ya que el grupo hidroxilo se encuentra situado en el carbono 2.

b) Correcta. Las fórmulas semidesarrolladas de ambos compuestos son:



Ambos compuestos son isómeros ya que tienen la misma fórmula molecular y empírica, $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$, y distinta fórmula desarrollada.

Se trata de isómeros de posición ya que tienen la misma función orgánica, el grupo carbonilo ($\text{C}=\text{O}$), la acetona en un carbono secundario y el propanal en un carbono primario.

c) **Incorrecta**. Los isótopos son especies químicas que precisamente se diferencian en el número másico. Estas especies con idéntico número másico se denominan **isóbaras**.

d) Correcta. Teniendo en cuenta que el número de oxidación del oxígeno es -2 , del hidrógeno $+1$, el número de oxidación del bromo es:

$$(+1) + x + 3(-2) = 0 \rightarrow x = +5$$

La respuesta incorrecta es la **c**.

6.84. Se dice que un compuesto orgánico es levógiro cuando:

- a) Su molécula es redonda y gira con facilidad.
- b) Desvía hacia la izquierda la luz polarizada.
- c) Acelera la velocidad de una reacción bajo agitación intensa.
- d) Se descompone por acción de la levadura.

(O.Q.L. Murcia 2009)

Los compuestos **levógiros** son isómeros ópticos que tienen un carbono asimétrico y que **desvían hacia la izquierda el plano de la luz polarizada**, al contrario que las sustancias dextróginas que lo hacen hacia la derecha.

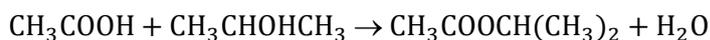
La respuesta correcta es la **b**

6.85. ¿Cuál es el nombre del compuesto obtenido por reacción entre ácido acético y 2-propanol?

- a) Acetato de 2-propenilo
- b) Acetal de propenilo
- c) Acético de propilo
- d) Acetato de 2-propilo

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

La reacción entre un ácido y un alcohol es una **reacción de esterificación** y los productos resultantes de ella son éster y agua.



El éster formado es **acetato de 2-propilo**.

La respuesta correcta es la **d**.

6.86. ¿Qué grupos funcionales presentan un enlace $\text{C}=\text{O}$?

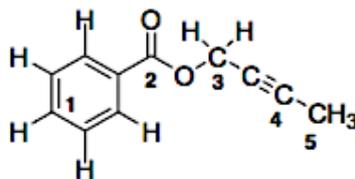
- a) Ácido, aldehído, alcohol
- b) Aldehído, cetona, ácido
- c) Cetona, éter, ácido
- d) Ácido, éter, alcohol

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

El grupo carbonilo, $\text{C}=\text{O}$, se encuentra presente en **aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos y ésteres**.

La respuesta correcta es la **b**.

6.87. Las hibridaciones de los carbonos numerados del 1 al 5 del siguiente compuesto orgánico son:



- a) sp^2 , sp , sp^2 , sp , sp^3
 b) sp , sp^2 , sp^3 , sp , sp^3
 c) sp^2 , sp^2 , sp^3 , sp , sp^3
 d) sp^2 , sp^3 , sp^2 , sp , sp^3
 e) sp^2 , sp^2 , sp^2 , sp , sp^3

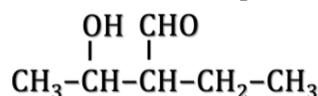
(O.Q.L. País Vasco 2009)

- C1 y C2 presentan un doble enlace por lo que su hibridación es sp^2 .
- C3 y C5 presentan todos sus enlaces sencillos por lo que su hibridación es sp^3 .
- C4 presenta un triple enlace por lo que su hibridación es sp .

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2006).

6.88. ¿Cuál es el nombre correcto, según la IUPAC, del compuesto cuya fórmula se muestra?



- a) 3-Etil-2-hidroxiбутanal
 b) 2-Etil-3-hidroxiбутanal
 c) 2-Etil-1,2-butanodiol
 d) 2-Etil-3-ol-butanal
 e) 2,3-Pentanodiol

(O.Q.L. País Vasco 2009)

Se elige como cadena principal la que contiene las dos funciones, CHO y OH. El nombre del compuesto propuesto es **2-etil-3-hidroxiбутanal**.

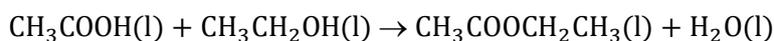
La respuesta correcta es la b.

6.89. Indique cuál de los siguientes productos se obtendría al hacer reaccionar ácido acético con etanol en las condiciones apropiadas.

- a) $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$
 b) $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$
 c) $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$
 d) CH_3COCH_3
 e) $\text{HCOOCH}_2\text{CH}_3$

(O.Q.L. País Vasco 2009)

La reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol es una reacción de esterificación y los productos resultantes de la misma son un éster y agua. De las sustancias propuestas la correcta es **$\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$, acetato de etilo**, que se obtiene mediante la siguiente reacción:



La respuesta correcta es la b.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2001 y Castellón 2008).

6.90. El benceno y el ciclohexano son:

- a) Hidrocarburos
- b) Isómeros
- c) Semejantes
- d) Isologos

(O.Q.L. Murcia 2010)

El benceno, C_6H_6 , y el ciclohexano, C_6H_{12} , son **hidrocarburos**, el primero es un aromático y el segundo un cicloalcano.

La respuesta correcta es la **a**.

6.91. La fórmula $HOC-CHO$ corresponde al:

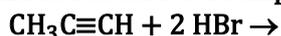
- a) Etanal
- b) Dihidroxietano
- c) Etanodiol
- d) Etanodial

(O.Q.L. Murcia 2010)

Se trata del **etanodial**, un aldehído que presenta grupos funcionales carbonilo, $C=O$, en ambos carbonos.

La respuesta correcta es la **d**.

6.92. La estructura del compuesto mayoritario final de la siguiente reacción de adición es:



- a) $CH_3CH_2CHBr_2$
- b) $CH_3CBr_2CH_3$
- c) $CH_3CH_2BrCHBr$
- d) $CH_3CBr=BrCH_3$

(O.Q.L. Madrid 2010)

Los hidrocarburos insaturados dan reacciones de adición. En este caso se trata de la adición de un reactivo asimétrico que se rige por la regla de Markovnikov (1870) que dice que:

“en la adición de un reactivo asimétrico (HX , HOH , $HOSO_3H$) a un hidrocarburo insaturado asimétrico, el fragmento más positivo (H) se une al carbono más hidrogenado”.

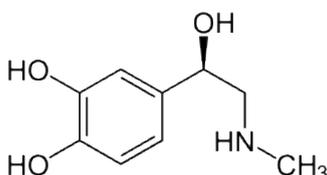
La ecuación química correspondiente a la reacción de adición es:



El producto mayoritario formado es el **2,2-dibromopropano**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.93. La siguiente fórmula corresponde a la molécula de la adrenalina.



De acuerdo con ella, se puede establecer que las funciones orgánicas presentes en la adrenalina son:

- a) Fenol, alcohol y amina
- b) Alqueno, alcano, alcohol y amida
- c) Cicloalcano, alqueno y amida
- d) Fenol, alcohol, amina y éster

(O.Q.L. Asturias 2010)

La molécula presenta:

- una función **fenol** ($A-OH$)

- una función **alcohol** (R–OH)
- una función **amina** (R–NH–R)

La respuesta correcta es la **a**.

6.94. La isomería geométrica se encuentra principalmente en:

- a) Alcanos
- b) Alquenos
- c) Alcoholes
- d) Aldehídos

(O.Q.L. Asturias 2010)

Un compuesto que presenta dos tipos de sustituyentes idénticos unidos a los carbonos que se enlazan con doble enlace, como los **alquenos**, tiene isomería geométrica y presenta dos isómeros según a qué parte del doble enlace estén colocados estos sustituyentes.

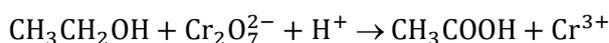
La respuesta correcta es la **b**.

6.95. ¿Qué termino describe la formación de ácido acético a partir de alcohol etílico?

- a) Adición
- b) Oxidación
- c) Neutralización
- d) Esterificación

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La formación de un ácido (acético) a partir de un alcohol (etílico) es una **reacción de oxidación**. Un oxidante que se suele utilizar para la misma es el dicromato de potasio en medio ácido:



La respuesta correcta es la **b**.

6.96. ¿Qué clase de compuestos no incluyen un enlace C=O en sus moléculas?

- a) Alcoholes
- b) Ésteres
- c) Amidas
- d) Ácidos

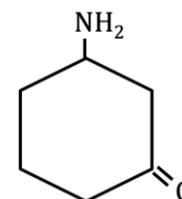
(O.Q.L. La Rioja 2010)

Los **alcoholes** son compuestos orgánicos que tienen el grupo funcional **hidroxilo**, –OH. El resto de los compuestos propuestos, ésteres, amidas y ácidos carboxílicos, incluyen en su estructura el grupo funcional carbonilo, C=O.

La respuesta correcta es la **a**.

6.97. ¿Cuál es el nombre correcto, según la IUPAC, del compuesto cuya fórmula se muestra?

- a) 3-Aminociclohexanona
- b) 5-Aminociclohexanona
- c) 3-Ona-ciclohexanamina
- d) Ciclohexan-3-oxo-amina
- e) 3-Oxociclohexanoamina

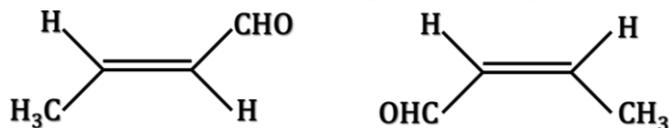


(O.Q.L. País Vasco 2010)

Se trata de una cetona cíclica y el nombre del compuesto es **3-aminociclohexanona**.

La respuesta correcta es la **a**.

6.98. Señale cuál es la relación de isomería entre los siguientes compuestos:



- Isómeros constitucionales de posición de grupo funcional.
- Isómeros constitucionales de función.
- Isómeros constitucionales de cadena.
- Isómeros geométricos.
- No son isómeros.

(O.Q.L. País Vasco 2010)

Se trata de compuestos que presentan **isomería geométrica** ya que cumplen las siguientes condiciones:

- presentar un doble enlace
- tener el mismo átomo o grupo de átomos unido a los carbonos que forman el doble enlace

La respuesta correcta es la d.

6.99. De los siguientes compuestos el que presenta isomería óptica es:

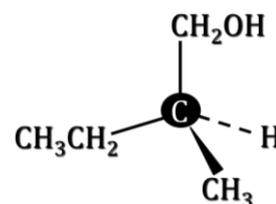
- Propanal
- 2-Metil-1-butanol
- 1,2,3-Propanotriol
- Benceno

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

Un compuesto orgánico presenta isomería óptica si tiene un carbono asimétrico (quiral).

Esta condición la cumple el **2-metil-1-butanol** ya que tiene un carbono con los cuatro sustituyentes diferentes.

La respuesta correcta es la c.



6.100. En un laboratorio se encuentra una botella que contiene una sustancia líquida que únicamente presenta en su etiqueta una fórmula molecular: C_2H_6O . Indique qué proposición de las siguientes es verdadera:

- Se podría asignar esa fórmula a dos compuestos distintos.
- No es posible describir isómeros para esa fórmula molecular.
- Serán tres las sustancias posibles.
- El grado de insaturación es 1.
- Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Valencia 2011)

El **etanol**, CH_3CH_2OH , y el **éter metílico**, CH_3OCH_3 , son **compuestos distintos** que se diferencian en su grupo funcional, hidroxilo, $-OH$, en los alcoholes y oxígeno, $-O-$, en los éteres, por lo que ambas sustancias son **isómeros de función** que se corresponden con la fórmula molecular C_2H_6O .

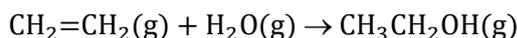
La respuesta correcta es la a.

6.101. El eteno es un producto muy versátil a partir del cual se puede preparar una gran variedad de sustancias. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:

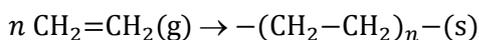
- El eteno se puede transformar en alcohol etílico.
- La polimerización del eteno conduce al polietileno.
- El eteno se puede deshidrogenar para convertirse en etano.
- Existe otro isómero compuesto del eteno.
- El poliestireno también se puede preparar a partir de eteno.

(O.Q.N. Valencia 2011)

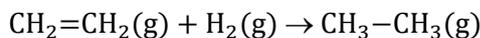
a) Verdadero. La hidratación catalítica de un alqueno produce el correspondiente alcohol:



b) Verdadero. La polimerización del eteno produce polietileno:



c) Verdadero. La hidrogenación catalítica de un alqueno produce el correspondiente alcano:



d) Falso. El eteno no puede presentar isómeros.

e) Verdadero. La reacción entre benceno y eteno produce etilbenceno, y la posterior deshidrogenación de este lleva a la formación de etenilbenceno o poliestireno, a partir del cual se obtiene el poliestireno mediante una reacción de polimerización.

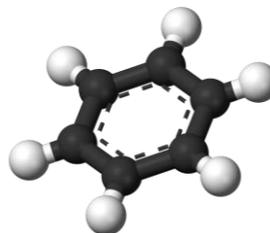
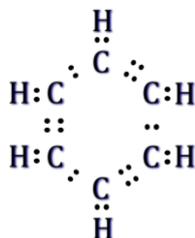
La respuesta correcta es la d.

6.102. El benceno, C_6H_6 , es una sustancia orgánica de la familia de los compuestos aromáticos. Indique qué proposición es la verdadera:

- Es soluble en agua.
- Tiene una estructura abierta y lineal.
- Todos los enlaces son sencillos.
- Todas las distancias de enlace son iguales.
- No es tóxico.

(O.Q.N. Valencia 2011)

La estructura de Lewis y la forma de la molécula de benceno son:



a) Falso. La molécula de benceno es no polar por lo que forma ningún de enlace intermolecular con el agua lo que impide su solubilidad en la misma.

b-c) Falso. Los hidrocarburos aromáticos se caracterizan por forman estructuras cíclicas con un sistema de dobles enlaces alternados.

d) Verdadero. Se trata de una molécula que presenta resonancia por lo que todos los enlaces C–C tienen la misma longitud, menor que la del enlace sencillo pero mayor que la del enlace doble.

e) Falso. Se trata de una sustancia con una elevada toxicidad que puede producir cáncer.

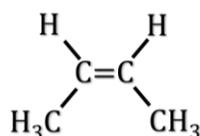
La respuesta correcta es la d.

6.103. Con el término cis-buteno se designa a un hidrocarburo con una insaturación. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:

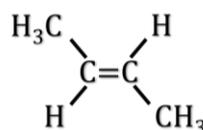
- Este hidrocarburo tiene un isómero geométrico.
- Por combustión de un mol del mismo se obtienen cuatro moles de dióxido de carbono y cuatro moles de agua.
- No decolora una disolución de bromo.
- Tiene varios isómeros olefínicos.
- Existe otro compuesto con la misma fórmula molecular, que no reacciona con el hidrógeno ni puede polimerizarse.

(O.Q.N. Valencia 2011)

a) Verdadero. El isómero geométrico del cis-buteno es el trans-buteno.

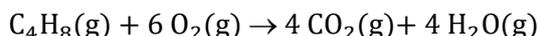


cis-buteno

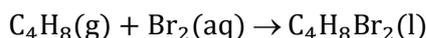


trans-buteno

b) Verdadero. La ecuación química correspondiente a la combustión del cis-buteno es:



c) **Falso**. Los hidrocarburos insaturados dan reacciones de adición como puede ser la halogenación:



La formación del derivado halogenado implica la decoloración del bromo.

d) Verdadero. Además del trans-buteno, el C_4H_8 , tiene tres isómeros más, metilpropeno o isobuteno, metilciclopropano y ciclobutano.

e) Verdadero. El ciclobutano es un hidrocarburo cíclico que no puede dar reacciones ni de adición ni de polimerización.

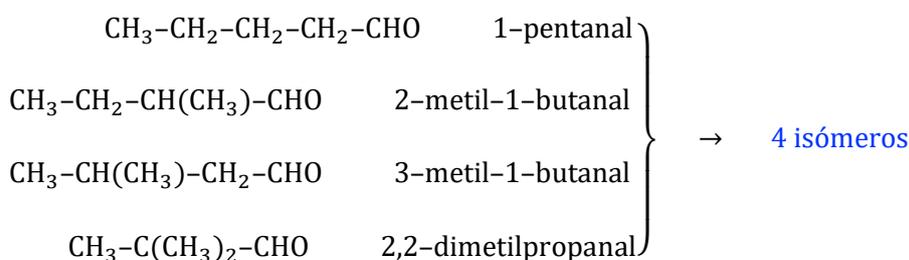
La respuesta correcta es la c.

6.104. ¿Cuántos aldehídos se corresponden con la fórmula $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$?

- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 5

(O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. Madrid 2013) (O.Q.L. País Vasco 2013)

La fórmula del hidrocarburo saturado de cinco carbonos es C_5H_{12} , como la fórmula propuesta tiene dos átomos de hidrógeno menos quiere decir que presenta una única insaturación que corresponde al grupo carbonilo, $\text{C}=\text{O}$. Los posibles isómeros son:



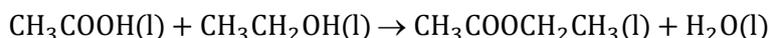
La respuesta correcta es la c.

6.105. ¿Qué combinación de reactivos produce un éster?

- a) Alcohol y aldehído
- b) Ácido y aldehído
- c) Ácido y alcohol
- d) Aldehído y permanganato de potasio

(O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Galicia 2012)

La reacción entre un **ácido carboxílico** y un **alcohol** es una reacción de esterificación y las sustancias resultantes de la misma son un éster y agua. Por ejemplo:



La respuesta correcta es la c.

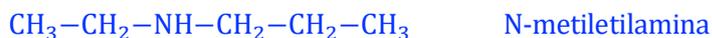
(Cuestión similar a la propuesta en Ávila 2009).

6.106. ¿Cuál es la fórmula de la etilpropilamina?

- a) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—NH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
- b) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—NH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
- c) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—NH—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
- d) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—N—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$

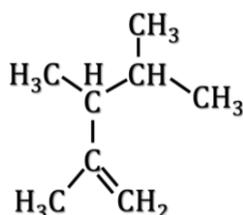
(O.Q.L. La Rioja 2011)

De todas las fórmulas propuestas la única que corresponde a una amina secundaria ($\text{R}_1\text{—NH—R}_2$) es:



La respuesta correcta es la c.

6.107. Cuál es el nombre correcto para la estructura:



- a) 2-Isopropil-1-buteno
- b) 2,3-Dimetil-2-hexeno
- c) 2-Metil-3-isopropil-1-buteno
- d) 2,3,4-Trimetil-1-penteno

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

La cadena más larga que tenga la insaturación consta de cinco átomos de carbono (penteno) y en los carbonos 2, 3 y 4 presenta radicales metilo. El nombre del hidrocarburo es **2,3,4-trimetil-1-penteno**.

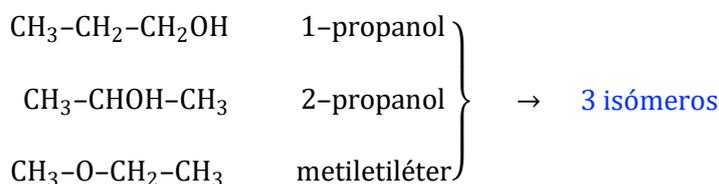
La respuesta correcta es la d.

6.108. ¿Cuántos compuestos diferentes pueden tener la fórmula $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$?

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

La fórmula del hidrocarburo saturado de tres carbonos es C_3H_8 , como la fórmula propuesta tiene los mismos átomos de hidrógeno quiere decir que no presenta ninguna insaturación. Los compuestos compatibles con la fórmula molecular dada son alcoholes y éteres saturados. Los posibles isómeros son:



La respuesta correcta es la c.

6.109. ¿Cuál de los siguientes compuestos tiene isomería cis-trans?

- a) $\text{ClCH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$
- b) ClCH=CHCl
- c) ClCH=CCl_2
- d) ClCH_2CH_3

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Para que un compuesto presente isomería geométrica debe cumplir las siguientes condiciones:

- presentar un doble enlace
- tener el mismo átomo o grupo de átomos unido a los carbonos que forman el doble enlace

De los compuestos propuestos, el único que cumple ambas condiciones es el **1-2,dicloroetileno, ClCH=CHCl**.

La respuesta correcta es la **b**.

6.110. ¿Qué compuesto de los siguientes contiene todos sus átomos de carbono con una hibridación sp^2 ?

- a) C_2H_2
- b) C_2H_4
- c) C_3H_8
- d) C_4H_{10}

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

- Los compuestos de fórmula C_3H_8 y C_4H_{10} son hidrocarburos saturados o alcanos que se caracterizan porque sus átomos de carbono forman cuatro enlaces sencillos, lo que requiere que dichos átomos tengan hibridación sp^3 .
- El compuesto de fórmula C_2H_4 es un hidrocarburo insaturado alqueno u olefina que se caracteriza porque sus átomos de carbono forman dos enlaces sencillos y un enlace doble, lo que requiere que dichos átomos tengan hibridación sp^2 .
- El compuesto de fórmula C_2H_2 es un **hidrocarburo insaturado alquino** o acetilénico que se caracteriza porque sus átomos de carbono forman un enlace sencillo y un **enlace triple**, lo que requiere que dichos átomos tengan **hibridación sp** .

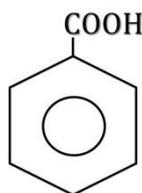
La respuesta correcta es la **b**.

6.111. La fórmula empírica del ácido benzoico es:

- a) HBO_2
- b) $C_5H_2O_2$
- c) $C_7O_2H_6$
- d) HBe

(O.Q.L. Murcia 2011)

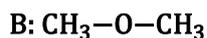
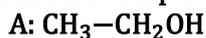
El ácido benzoico es un ácido carboxílico aromático y su fórmula estructural es:



La fórmula empírica y molecular que le corresponde es $C_7H_6O_2$.

La respuesta correcta es la **c**.

6.112. Para los compuestos:



Puede afirmarse que:

- a) Son isómeros geométricos.
- b) A tiene mayor punto de ebullición que B.
- c) A es un sólido cristalino a temperatura ambiente.
- d) Son isómeros quirales.

(O.Q.L. Murcia 2011)

a) Falso. Ninguno de ellos presenta un doble enlace.

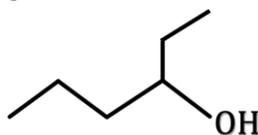
b) **Verdadero**. El **etanol, CH_3-CH_2OH** , puede formar enlaces de hidrógeno mientras que el éter metílico, CH_3-O-CH_3 , no. Por este motivo el **punto de ebullición** del etanol **es mayor** que el del éter etílico.

c) Falso. Los enlaces de hidrógeno del etanol no son tan intensos como para que esta sustancia forme un sólido molecular a temperatura ambiente.

d) Falso. Ninguno posee quiralidad.

La respuesta correcta es la **b**.

6.113. Indique el nombre IUPAC para la siguiente molécula:



- a) 1-Etilbutan-1-ol
- b) Hexan-3-ol
- c) Hexan-4-ol
- d) 3-Hidroxihexano

(O.Q.L. País Vasco 2011)

Se trata de un alcohol secundario alifático y su nombre es **hexan-3-ol**.

La respuesta correcta es la **b**.

6.114. Se dice que dos compuestos son isómeros:

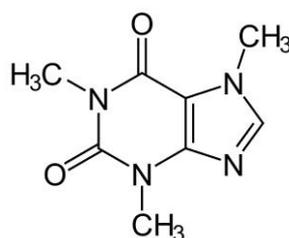
- a) Si tienen la misma fórmula empírica y diferente estructura.
- b) Si tienen el mismo peso molecular.
- c) Si tienen la misma fórmula molecular y diferente estructura.
- d) Si tienen la misma estructura fórmula molecular y diferente fórmula molecular.

(O.Q.L. País Vasco 2011)

Los **isómeros** son compuestos que tienen la **misma fórmula molecular** y **distinta** fórmula desarrollada o **estructural**.

La respuesta correcta es la **c**.

6.115. La cafeína tiene la siguiente fórmula estructural:



Su fórmula empírica es:

- a) $C_6H_{12}N_4O_2$
- b) $C_8H_{12}N_4O_2$
- c) $C_8H_{10}N_4O_2$
- d) $C_6H_{11}N_4O_2$
- e) $C_7H_{12}N_4O_2$

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Galicia 2017)

La fórmula empírica o sencilla de la cafeína es **$C_8H_{12}N_4O_2$** .

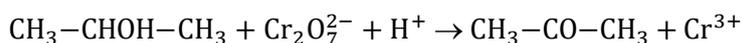
La respuesta correcta es la **c**.

6.116. La oxidación suave del 2-propanol, $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$, produce:

- a) $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$
- b) $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_3$
- c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_3$
- d) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$
- e) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. País Vasco 2014)

Mediante la oxidación suave de un alcohol secundario se obtiene una cetona. La ecuación química correspondiente a la reacción de oxidación es:



La respuesta correcta es la a.

6.117. Una mezcla equimolecular de isómeros ópticos se llama:

- a) Isotópica
- b) Esotérica
- c) Racémica
- d) Refringente

(O.Q.L. Murcia 2012)

Una **mezcla racémica** se define como una **mezcla equimolecular de isómeros ópticos**. Como cada uno de los estereoisómeros desvía la luz polarizada un determinado ángulo, uno hacia la derecha y el otro hacia la izquierda, no existirá desviación de la luz ya que el efecto producido por uno anularía el del otro y la mezcla no sería ópticamente activa.

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1996).

6.118. Un compuesto de fórmula empírica CH_2O , puede tratarse de:

- a) Monocarburo hidratado
- b) Formaldehído
- c) Agua carbonatada
- d) Esa fórmula no existe por razones estéricas.

(O.Q.L. Murcia 2012)

La fórmula semidesarrollada del **metanal o formaldehído** es **HCHO**, y su fórmula empírica y molecular es CH_2O .

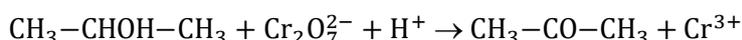
La respuesta correcta es la b.

6.119. La oxidación de un alcohol secundario con $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ en ácido sulfúrico, dará lugar a un:

- a) Aldehído
- b) Ácido carboxílico
- c) Éster
- d) Cetona

(O.Q.L. Galicia 2012)

La oxidación de un alcohol secundario produce una **cetona**. El grupo hidroxilo se convierte en carbonilo. Por ejemplo, el 2-propanol produce acetona:



La respuesta correcta es la d.

(Cuestión similar a la propuesta en El Escorial 2012).

6.120. ¿Cuál de los siguientes compuestos presenta isomería óptica?

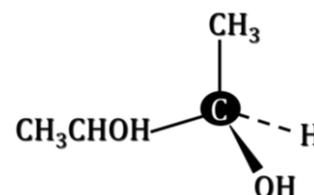
- a) 3-Metil-2-butanona
- b) 3,3-Dimetil-2-butanona
- c) 2,3-Butanodiol
- d) 2-Butanona

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

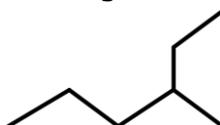
Un compuesto orgánico presenta isomería óptica si tiene un carbono asimétrico (quiral).

Esta condición la cumple el **2,3-butanodiol** ya que tiene dos átomos de carbono con los cuatro sustituyentes diferentes.

La respuesta correcta es la c.



6.121. ¿Cuál es el nombre según la IUPAC para la siguiente molécula?



- a) Heptano
- b) 2-Etilpentano
- c) 3-Metilhexano
- d) 4-Etilpentano

(O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2017)

La cadena más larga consta de seis átomos de carbono (hexano) y en el carbono 3 tiene un radical metilo. El nombre del hidrocarburo es **3-metilhexano**.

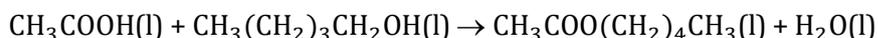
La respuesta correcta es la c.

6.122. Los ésteres se encuentran de manera natural en las frutas y flores. Se desea fabricar un ambientador con olor a plátano y se sabe que ese aroma es debido al éster etanoato de pentilo, para sintetizarlo se necesita:

- a) Etano y pentano
- b) Etano y 1-pentanol
- c) Etanol y ácido pentanoico
- d) Ácido etanoico y 1-pentanol

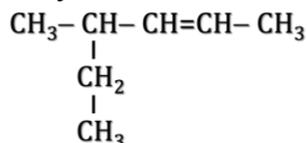
(O.Q.L. Asturias 2012)

La reacción entre un ácido orgánico y un alcohol es una reacción de esterificación y las sustancias resultantes de la misma son un éster y agua. Para sintetizar etanoato de pentilo deben reaccionar **ácido etanoico y 1-pentanol** de acuerdo con la siguiente ecuación química:



La respuesta correcta es la d.

6.123. El nombre correcto del compuesto cuya fórmula se da, es:



- a) 3-Metil-4-hexeno
- b) 4-Metil-2-hexeno
- c) 2-Etil-2-penteno
- d) 2-Etil-3-penteno

(O.Q.L. Asturias 2012)

La cadena más larga que contenga la insaturación tiene seis átomos de carbono (hexeno) y en el carbono 4 presenta un radical metilo. El nombre del hidrocarburo es **4-metil-2-hexeno**.

La respuesta correcta es la **b**.

6.124. ¿Cuál de los siguientes compuestos presenta isomería óptica?

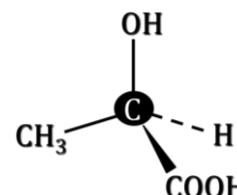
- 3-Cloropentano
- Propeno
- Ácido 2-hidroxi-propanoico
- 3-Metil-2-butanona

Un compuesto orgánico presenta isomería óptica si tiene un carbono asimétrico (quiral).

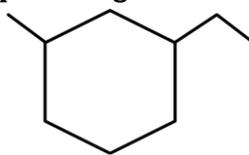
Esta condición la cumple el **ácido 2-hidroxi-propanoico** ya que tiene un átomo de carbono con los cuatro sustituyentes diferentes.

La respuesta correcta es la **c**.

(O.Q.L. Madrid 2012)



6.125. Indique el nombre IUPAC correcto para la siguiente molécula:



- 1-Etil-3-metilciclohexano
- 1-Metil-3-etilciclohexano
- 3-Etil-1-metilciclohexano
- 1-Etil-3-metilhexano

(O.Q.L. País Vasco 2012)

Se trata de un hidrocarburo cíclico saturado (cicloalcano) con dos radicales. El nombre del hidrocarburo es **1-etil-3-metilciclohexano**.

La respuesta correcta es la **a**.

6.126. La oxidación de un compuesto de fórmula molecular $C_4H_{10}O$ lo convierte en otro compuesto cuya fórmula molecular es C_4H_8O . El compuesto original, $C_4H_{10}O$, podría ser un:

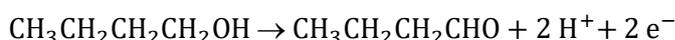
I. Alcohol primario II. Alcohol secundario III. Alcohol terciario

- I, II, y III son correctas
- I y II son correctas
- II y III son correctas
- Solo I es correcta
- Solo III es correcta

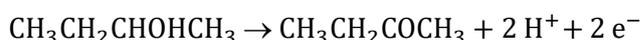
(O.Q.N. Alicante 2013)

La fórmula del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos es C_4H_{10} , como la fórmula propuesta tiene los mismos átomos de hidrógeno quiere decir que no presenta ninguna insaturación. Los compuestos compatibles con la fórmula molecular dada son alcoholes y éteres saturados. En este caso, la fórmula molecular $C_4H_{10}O$ se corresponde con la de un alcohol saturado. Este podría ser:

- 1-butanol, $CH_3CH_2CH_2CH_2OH$, un **alcohol primario** cuya oxidación de un produce un **aldehído**:



- 2-butanol, $CH_3CH_2CHOHCH_3$, un **alcohol secundario** cuya oxidación de un produce un **cetona**:



Los alcoholes terciarios como el 2-metil-2-propanol, $CH_3COH(CH_3)CH_3$ son más difíciles de oxidar.

La respuesta correcta es la **b**.

6.127. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta isomería geométrica o cis-trans?

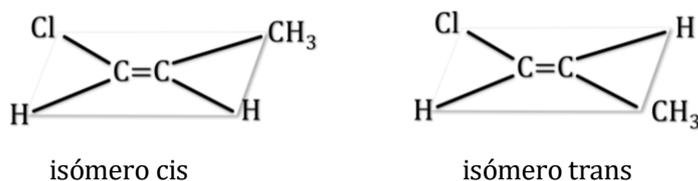
- $\text{CH}_3\text{-CH=CHCl}$
- $\text{CH}_3\text{-CH=CBr}_2$
- $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2\text{CH}_3$
- $(\text{CH}_3)_2\text{C=C(CH}_3)_2$
- $\text{CH}_2=\text{CH}_2$

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Galicia 2017)

Un compuesto orgánico presenta isomería geométrica si cumple las siguientes condiciones:

- tener un doble enlace entre carbonos
- que haya dos átomos (radicales) idénticos unidos a cada uno de los átomos de carbono del doble enlace.

El 1-cloro-1-propeno, $\text{CH}_3\text{-CH=CHCl}$, es un compuesto que presenta dos tipos de sustituyentes idénticos unidos a los carbonos que se enlazan con doble enlace, por ello tiene dos isómeros según a que parte del doble enlace estén colocados estos sustituyentes:



La respuesta correcta es la **a**.

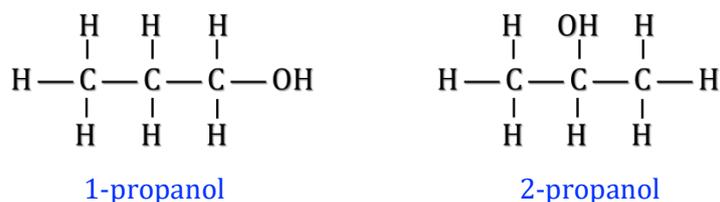
6.128. ¿Cuáles de los siguientes compuestos son isómeros?

- | | |
|-------------------------------------|--------------------------|
| a) 1-Propanol y 2-propanol | f) 1-Propanol y propanal |
| b) Ácido metanoico y ácido etanoico | g) Propano y propanona |
| c) Metanol y metanal | h) Propano y propeno |
| d) Etano y etanol | |
| e) Eteno y etino | |

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Galicia 2015) (O.Q.L. Murcia 2017)

Dos compuestos son isómeros si presentan la misma fórmula molecular y distinta fórmula desarrollada.

De las parejas propuestas, la única que cumple esa condición es la primera, ya que ambos compuestos tienen la misma fórmula molecular, $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$, y sus fórmulas desarrolladas respectivas son diferentes:



La respuesta correcta es la **a**.

6.129. ¿Cuál de los siguientes compuestos es ópticamente activo?

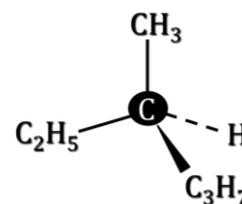
- 2-Cloropropano
- Clorofluorometano
- 3-Metilhexano
- Ácido 3-butenoico

(O.Q.L. Galicia 2013)

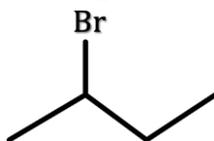
Un compuesto orgánico presenta isomería óptica si tiene un carbono asimétrico (quiral).

Esta condición la cumple el **3-metilhexano** ya que tiene un átomo de carbono con los cuatro sustituyentes diferentes.

La respuesta correcta es la **c**.



6.130. ¿Cuál es el nombre según la IUPAC para la siguiente molécula?



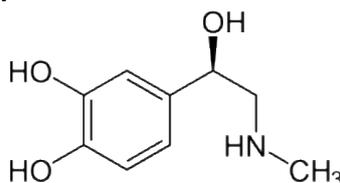
- a) 2-Bromopropano
- b) 2-Bromobutano
- c) 3-Bromobutano
- d) 3-Bromopentano

(O.Q.L. La Rioja 2013)

La cadena más larga consta de cuatro átomos de carbono (butano) y en el carbono 2 tiene un átomo de bromo. El nombre del compuesto es **2-bromobutano**.

La respuesta correcta es la **b**.

6.131. La molécula de la adrenalina es:



- a) Alcohol y amina
- b) Alcohol y amida
- c) Aldehído y amida
- d) Amina y éster

(O.Q.L. Murcia 2013)

La molécula posee los grupos funcionales **hidroxilo, -OH, (alcohol)** y **amino, -NH-, (amina)**.

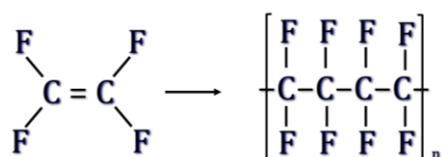
La respuesta correcta es la **a**.

6.132. El material llamado "teflón":

- a) Conduce muy bien la corriente eléctrica.
- b) Se obtiene polimerizando flúor en presencia de telurio.
- c) Es anfomagnético (día y/o paramagnético según las condiciones).
- d) Es muy inerte desde el punto de vista químico.

(O.Q.L. Murcia 2013)

El teflón o politetrafluoroetileno (PTFE) es un polímero de la familia de las poliolefinas. Su estructura es similar a la del polietileno (PE), en el que los átomos de hidrógeno han sido sustituidos por átomos flúor. La fórmula química del monómero, tetrafluoroeteno, es $\text{FC}_2=\text{CF}_2$. Fue descubierto por Roy J. Plunkett, investigador de DuPont, en 1938. La ecuación de la polimerización es:



La propiedad principal de este **material** es que es prácticamente **inerte** desde el punto de vista químico, es incapaz de reaccionar con la mayoría de los ácidos, bases y disolventes conocidos. Esto se debe a la protección que ejercen los átomos de flúor sobre la cadena de carbonos.

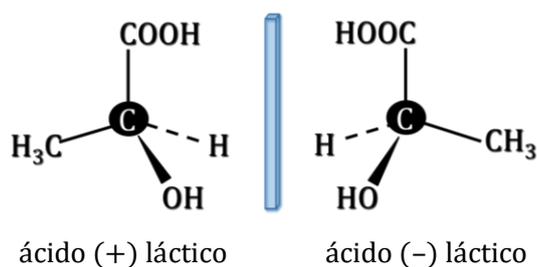
La respuesta correcta es la **d**.

6.133. Cuando dos compuestos tienen la misma fórmula empírica y la molécula de uno es la imagen especular de la del otro se dice que son:

- Antagónicos
- Simétricos
- Especulares
- Enantiómeros

(O.Q.L. Murcia 2013)

Los **enantiómeros** son una clase de estereoisómeros tales que en la **pareja de compuestos uno es imagen especular del otro y no son superponibles**, lo mismo que una mano respecto a la otra. Tienen la propiedad de desviar el plano de polarización de la luz uno hacia la derecha y el otro hacia la izquierda (isomería óptica). Un ejemplo típico es el ácido láctico:



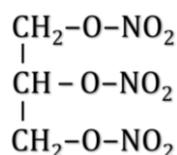
La respuesta correcta es la **d**.

6.134. Respecto de la nitroglicerina:

- Tiene que guardarse en cajas de herméticas de plomo.
- Se usa en medicina como vasodilatador.
- Es el nombre químico del TNT
- Fue descubierta por Alfred Nobel en 1895.

(O.Q.L. Murcia 2013)

La nitroglicerina o 1,2,3-trinitroxipropano es una sustancia altamente explosiva.



En 1867, **Alfred Nobel** descubrió que era más fácilmente manejable si era absorbida por un material poroso como la arcilla y a la mezcla la llamó dinamita. Además, en medicina se usa como **vasodilatador** para el tratamiento del infarto de miocardio.

La respuesta correcta es la **b**.

6.135. Si un compuesto orgánico tiene de fórmula molecular $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ podría ser:

- Etanol
- Etanal
- Etano
- Ácido acético

(O.Q.L. Murcia 2013)

De los compuestos propuestos el único que posee dos átomos de hidrógeno es el **ácido acético** cuya fórmula semidesarrollada es CH_3COOH .

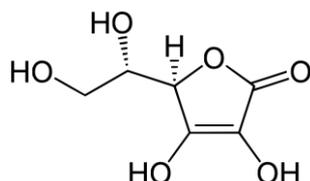
La respuesta correcta es la **d**.

6.136. La vitamina C, presente en gran cantidad en los frutos cítricos, se le conoce también como:

- a) Niacina
- b) Ácido carbónico
- c) Ácido ascórbico
- d) Ácido cítrico

(O.Q.L. Murcia 2013)

La vitamina C es el enantiómero L del **ácido ascórbico** y su fórmula desarrollada es:



La respuesta correcta es la **c**.

6.137. La diferencia de una grasa saturada de una insaturada, se basa en:

- a) Que puede ser metabolizada por seres humanos.
- b) Que contiene dobles enlaces carbono – carbono.
- c) Que tiene veinte o más átomos de carbono.
- d) Que es de origen animal.

(O.Q.L. Madrid 2013)

Las grasas insaturadas, a diferencia de las saturadas, son aquellas que **presentan algún doble enlace** o insaturación (C=C) entre átomos de carbono.

La respuesta correcta es la **b**.

6.138. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) Un alcohol R–COH está igual de oxidado que un aldehído R–CHO.
- b) Un aldehído R–CHO está más oxidado que un alcohol R–COH.
- c) Un ácido R–COOH está igual de oxidado que una cetona R–CO–R.
- d) Un ácido R–COOH está más oxidado que el CO₂.

(O.Q.L. Madrid 2013)

La oxidación de un **alcohol primario** produce un **aldehído**, mientras que la de un **alcohol secundario** da lugar a una **cetona**.

La oxidación de un **aldehído** produce un **ácido carboxílico**, mientras que la de una cetona da lugar a un **ácido carboxílico** y CO₂.

La oxidación de un **ácido carboxílico** produce CO₂.

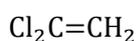
La respuesta correcta es la **b**.

6.139. ¿Cuántos isómeros puede tener el dicloroetano?

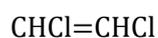
- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 5
- e) Ninguno

(O.Q.N. Oviedo 2014)

El dicloroetano de fórmula molecular C₂H₂Cl₂ tiene los siguientes **3 isómeros**:

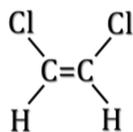


1,1-dicloroetano

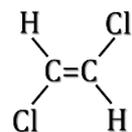


1,2-dicloroetano

Este último compuesto presenta dos tipos de sustituyentes idénticos unidos a los carbonos unidos con el doble enlace, por ello tiene dos isómeros geométricos:



cis-1,2-dicloroeteno



trans-1,2-dicloroeteno

La respuesta correcta es la **b**.

6.140. Cuando se trata una sustancia como el etanol con un oxidante como el dicromato de potasio en medio ácido se obtiene preferentemente:

- Dióxido de carbono y agua
- Eteno
- Etino
- 1,2-Etanodiol
- Etanal

(O.Q.N. Oviedo 2014)

La oxidación de un alcohol primario como el etanol produce un aldehído, [etanal](#).

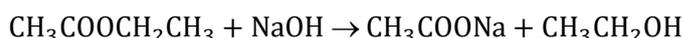
La respuesta correcta es la **e**.

6.141. Cuando el acetato de etilo (etanoato de etilo) se hidroliza en presencia de una disolución de hidróxido de sodio se produce:

- 2-Butanona y etanol
- Ácido acético y etanal
- Acetato de sodio y dietiléter
- Acetato de sodio y etanol
- Ácido acético, etanol y agua

(O.Q.N. Oviedo 2014)

La reacción entre un éster y una base es una [reacción de saponificación](#) y los productos resultantes de ella son la sal del ácido y el alcohol formador del éster. La ecuación química ajustada es:



Los productos formados son [acetato de sodio y etanol](#).

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castellón 2008).

6.142. ¿Cuál de los siguientes compuestos orgánicos no es un isómero del 2-metilbutanal?

- 1,3-Butadien-2-ol
- Dimetilpropanal
- 2-Pentanona
- 1-Penten-1-ol
- Pentanal
- Butanona

(O.Q.N. Oviedo 2014) (O.Q.L. Madrid 2017)

El 2-metilbutanal, $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CHO}$, es un aldehído que contiene el grupo funcional carbonilo, $\text{C}=\text{O}$, y un radical metilo, $-\text{CH}_3$. Su fórmula molecular es $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$.

a) Verdadero. El 1,3-butadien-2-ol, $\text{CH}_2=\text{CHOH}-\text{CH}=\text{CH}_2$, es un alcohol de cuatro carbonos con dos insaturaciones que **no es un isómero** del 2-metilbutanal. Su fórmula molecular es $\text{C}_4\text{H}_7\text{O}$.

b) Falso. El dimetilpropanal, $\text{CH}_3-\text{C}(\text{CH}_3)_2-\text{CHO}$, es un aldehído con dos radicales metilo que sí es un isómero del 2-metilbutanal. Su fórmula molecular es $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$.

- c) Falso. La 2-pentanona, $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CO}-\text{CH}_3$, es una cetona de cinco carbonos que sí es un isómero del 2-metilbutanal. Su fórmula molecular es $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$.
- d) Falso. El 1-penten-1-ol, $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CHOH}=\text{CH}_2$, es un alcohol insaturado de cinco carbonos que sí es un isómero del 2-metilbutanal. Su fórmula molecular es $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$.
- e) Falso. El pentanal, $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CHO}$, es un aldehído de cinco carbonos que sí es un isómero del 2-metilbutanal. Su fórmula molecular es $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$.
- f) **Verdadero**. La **butanona**, $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CO}-\text{CH}_3$, es una cetona de cuatro carbonos que **no es un isómero** del 2-metilbutanal. Su fórmula molecular es $\text{C}_4\text{H}_7\text{O}$.

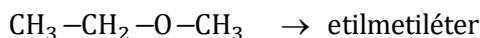
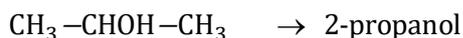
Las respuestas correctas son **a** y **f**.

6.143. La fórmula empírica $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ corresponde a dos compuestos diferentes:

- Propanol y propanona
- Propanol y propanal
- Propanol y etilmetiléter
- Propanal y etilmetiléter
- Ninguno de los anteriores.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

La fórmula del hidrocarburo saturado de tres carbonos es C_3H_8 , como la fórmula propuesta tiene los mismos átomos de hidrógeno quiere decir que no presenta ninguna insaturación. Los tres compuestos dados son compatibles con la fórmula molecular propuesta y son alcoholes o éteres saturados:



son los posibles isómeros compatibles con la fórmula molecular dada.

La respuesta correcta es la **c**.

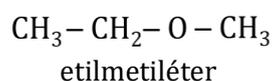
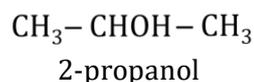
6.144. ¿Qué pareja de compuestos orgánicos no son isómeros?

- 2-Propanol y etilmetiléter
- Pentano y dimetilpropano
- Etenol y etanol
- Metanol y metanal

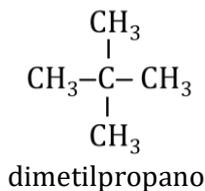
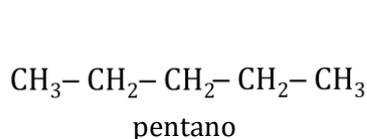
(O.Q.L. Galicia 2014)

Dos compuestos son isómeros si presentan la misma fórmula molecular y distinta fórmula desarrollada.

- a) Falso. 2-Propanol y etilmetiléter son isómeros de función:



- b) Falso. Pentano y dimetilpropano son isómeros de cadena:



- c) **Verdadero**. **Etenol**, $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$, y **etanol**, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, no tienen la misma fórmula molecular, por lo tanto, **no son isómeros**.

d) **Verdadero**. **Metanol**, CH_4O , y **metanal**, CH_2O , no tienen la misma fórmula molecular, por lo tanto, **no son isómeros**.

Las respuestas correctas son **c** y **d**.

6.145. La fórmula de la 1,3-dihidroxiopropanona es:

- a) $\text{CHO}-\text{CHOH}-\text{CH}_2\text{OH}$
- b) $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CHOH}-\text{CH}_2\text{OH}$
- c) $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CO}-\text{CH}_2\text{OH}$
- d) $\text{CHO}-\text{CO}-\text{CHO}$

(O.Q.L. Murcia 2014)

De los compuestos propuestos el único que presenta un grupo carbonilo en un carbono intermedio de la cadena y dos grupos hidroxilos en los extremos es, $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CO}-\text{CH}_2\text{OH}$.

La respuesta correcta es la **c**.

6.146. Un compuesto orgánico lineal y saturado, con un grupo funcional alcohol, puede tener diferentes isómeros. Un isómero de función de este compuesto podría ser:

- a) Un éter
- b) Una cetona
- c) Un aldehído
- d) Un ácido carboxílico

(O.Q.L. Asturias 2014) (O.Q.L. Valencia 2018)

Los grupos funcionales de los **alcoholes** y **éteres**, son respectivamente, $\text{R}-\text{OH}$ y $\text{R}-\text{OH}-\text{R}'$, por tanto, estos tipos de compuestos orgánicos son **isómeros de función**.

La respuesta correcta es la **a**.

6.147. ¿Cuál de las siguientes moléculas es más estable?

- a) Benceno
- b) 1,2-Hexadieno
- c) Ciclohexano
- d) Ciclohexeno
- e) Hexano

(O.Q.L. Madrid 2014)

Los hidrocarburos aromáticos como el **benceno** son los más estables debido a la deslocalización de los electrones en orbitales situados en carbonos alternos (dobles enlaces conjugados).

La respuesta correcta es la **a**.

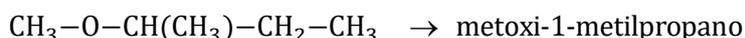
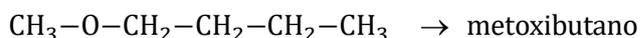
6.148. ¿Cuántos éteres tienen la siguiente fórmula molecular $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$?

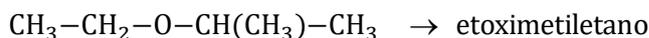
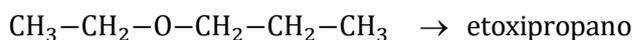
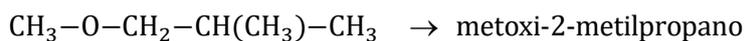
- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 5
- e) 6

(O.Q.L. Madrid 2014)

La fórmula del hidrocarburo saturado de cinco carbonos es C_5H_{12} , como la fórmula propuesta tiene los mismos átomos de hidrógeno quiere decir que no presenta ninguna insaturación. Los compuestos dados compatibles con esa fórmula molecular deben ser éteres saturados:

De acuerdo con la fórmula molecular propuesta debe tratarse de éteres saturados de cinco carbonos:

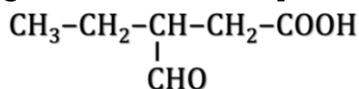




Existen en total **5 éteres** compatibles con la fórmula $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$.

La respuesta correcta es la **d**.

6.149. ¿Cuál es el nombre correcto, según la IUPAC, del compuesto cuya fórmula se muestra?



- a) Ácido 3-formil-5-pentanoico
- b) Ácido 3-metanalpentanoico
- c) Ácido 3-formilpentanoico
- d) 2-Etil-4-carboxibutanal
- e) Ácido 3-formilbutanoico

(O.Q.L. País Vasco 2014)

Se elige como cadena principal la más larga que contenga el grupo carboxilo, $-\text{COOH}$. El nombre del compuesto es **ácido 3-formilpentanoico**.

La respuesta correcta es la **c**.

6.150. Las grasas y aceites son ésteres de los ácidos grasos con:

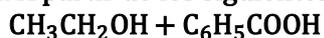
- a) Propanol
- b) Propanotriol
- c) Azúcares
- d) Fenol
- e) Alcoholes de cadena larga

(O.Q.N. Madrid 2015)

Las grasas son ésteres en los que una, dos o tres moléculas de un ácido graso reaccionan con una molécula de **propanotriol o glicerina** formando un monoglicérido (con una molécula de ácido), diglicérido (con dos moléculas de ácido) o un triglicérido (con tres moléculas de ácido).

La respuesta correcta es la **b**.

6.151. A partir de los siguientes reactivos:

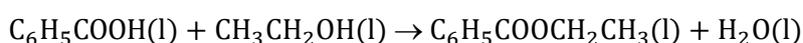


se forma agua y otro producto que es el siguiente:

- a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{C}_6\text{H}_4\text{COOH}$
- b) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COCH}_2\text{CH}_3$
- c) $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{CH}_3$
- d) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOCH}_2\text{CH}_3$
- e) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOC}_6\text{H}_5$

(O.Q.N. Madrid 2015)

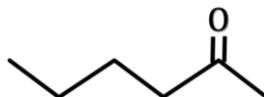
La reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol es una reacción de esterificación y los productos resultantes de la misma son un éster y agua. De las sustancias propuestas la única que es un éster es el **$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOCH}_2\text{CH}_3$** , benzoato de etilo, que se obtiene mediante la siguiente reacción:



La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2001 y Castellón 2008).

6.152. Indique el nombre correcto del compuesto:



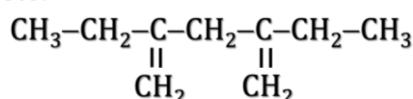
- a) Pentanal
- b) 2-Hexanona
- c) 5-Hexanona
- d) Metilpentiléter

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

La cadena más larga que contenga las el grupo funcional carbonilo tiene seis átomos de carbono (hexano) y el grupo carbonilo está situado en el carbono 2. El nombre del compuesto es **2-hexanona**.

La respuesta correcta es la **b**.

6.153. Nombre el siguiente compuesto:



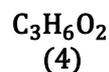
- a) 2,4-Dietil-1,4-pentadieno
- b) 3,5-Dimetilheptano
- c) 3,5-Vinilheptano
- d) 3,5-Metilheptano

(O.Q.L. Asturias 2015)

La cadena más larga que contenga las insaturaciones tiene cinco átomos de carbono (pentadieno) y en los carbonos 2 y 4 presenta radicales etilo. El nombre del hidrocarburo es **2,4-dietil-1,4-pentadieno**.

La respuesta correcta es la **a**.

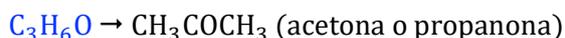
6.154. De las siguientes fórmulas moleculares recogidas en la tabla, los compuestos que presentan una cetona entre sus isómeros son:



- a) 1 y 2
- b) 2 y 3
- c) 2 y 4
- d) Solo 2

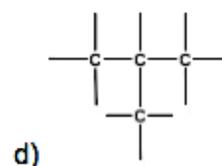
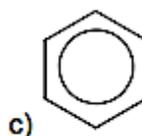
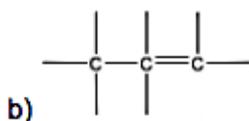
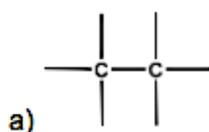
(O.Q.L. Asturias 2015)

A la vista de la fórmula molecular y comparándola con la del hidrocarburo saturado de tres carbonos, C_3H_8 , se deduce que el compuesto que presente una insaturación debida la grupo carbonilo, $\text{C}=\text{O}$, debe contener dos átomos de hidrógeno menos que el hidrocarburo, es decir, seis átomos. Por lo tanto, los únicos compuestos que pueden presentar una cetona entre sus isómeros son:



La respuesta correcta es la **c**.

6.155. ¿Qué fórmula representa a un hidrocarburo alifático monoinsaturado?



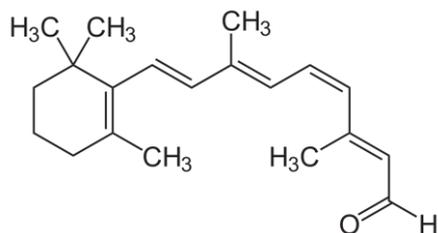
(O.Q.L. La Rioja 2015)

Si se trata de un hidrocarburo:

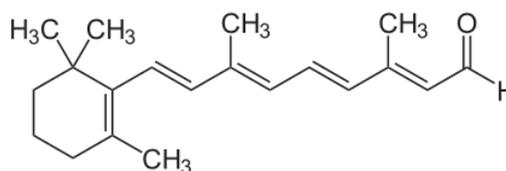
- alifático → de cadena abierta
- monoinsaturado → con un único doble o triple enlace

La respuesta correcta es la **b**.

6.156. El retinal es un compuesto cuya isomerización está relacionada con el mecanismo de la visión. El cis y el trans-retinal presentan isomería de tipo:



cis-retinal



trans-retinal

- a) Geométrica
- b) Óptica
- c) De función
- d) De posición

(O.Q.L. Madrid 2015)

Un compuesto orgánico presenta **isomería geométrica** si cumple las siguientes condiciones:

- tener un doble enlace entre carbonos
- que haya dos átomos (radicales) idénticos unidos a cada uno de los átomos de carbono del doble enlace.

Esta condición la cumple el compuesto con los carbonos C4 y C5.

La respuesta correcta es la **a**.

6.157. La fórmula molecular C_2H_6O puede corresponder a un:

- a) Ácido
- b) Cetona
- c) Éter
- d) Éster

(O.Q.L. Valencia 2015)

A la vista de la fórmula molecular y comparándola con la del hidrocarburo saturado de dos carbonos, C_2H_6 , se deduce que el compuesto propuesto no presenta ninguna insaturación y que el átomo de oxígeno está situado en un grupo funcional oxo, $-O-$, o hidroxilo, $-OH$.

En este caso se trata del grupo oxo y el compuesto es un **éter**: $C_2H_6O \rightarrow CH_3-O-CH_3$ (metoximetano o dimetiléter).

La respuesta correcta es la **c**.

6.158. Buteno y ciclobutano tienen la misma fórmula molecular C_4H_8 . Se puede concluir que:

- a) Son dos formas de denominar el mismo compuesto.
- b) Se trata de dos alquenos.
- c) Son dos sustancias distintas con las mismas propiedades.
- d) Son dos sustancias diferentes con distintas propiedades.

(O.Q.L. Valencia 2015)

Se trata de dos **isómeros** del C_4H_8 . Son **sustancias diferentes** que tienen la misma fórmula molecular pero distinta fórmula desarrollada por lo que sus **propiedades son diferentes**.

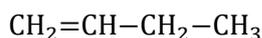
La respuesta correcta es la **d**.

6.159. ¿Cuántas sustancias diferentes son compatibles con la fórmula molecular C_4H_8 .

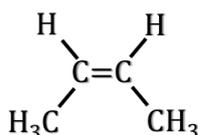
- a) 3
- b) 4
- c) 5
- d) 2

(O.Q.L. Valencia 2015) (O.Q.L. Canarias 2007)

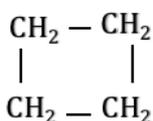
Los isómeros posibles son:



1-buteno



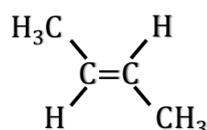
cis-2-buteno



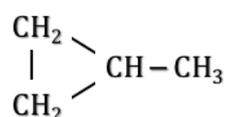
ciclobutano



metilpropeno



trans-2-buteno



metilciclopropano

Existen en total **6** hidrocarburos compatibles con la fórmula C_4H_8 .

Ninguna respuesta es correcta.

(En Canarias 2007 no se propone como cuestión multirrespuesta, se pide fórmula, nombre y si existe isomería geométrica).

6.160. El compuesto orgánico de fórmula $HCOOH$ se nombra como:

- a) Propanol
- b) Ácido acético
- c) Ácido fórmico
- d) Acetona

(O.Q.L. Murcia 2015)

Se trata de un ácido carboxílico, el **ácido fórmico o metanoico**.

La respuesta correcta es la **c**.

6.161. Respecto del metano se puede decir que:

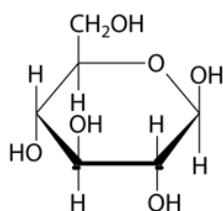
- a) No se encuentra libre en la naturaleza.
- b) Es bastante denso.
- c) Se obtiene en la industria del petróleo.
- d) Es muy soluble en agua.

(O.Q.L. Murcia 2015)

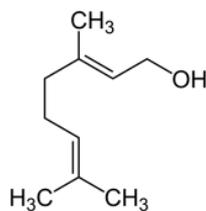
El **metano** es el hidrocarburo saturado más ligero que existe y **se obtiene de la destilación fraccionada del petróleo**. También se obtiene a partir de la descomposición de la materia orgánica.

La respuesta correcta es la **c**.

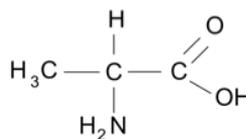
6.166. ¿Cuál de las siguientes moléculas es un terpeno?



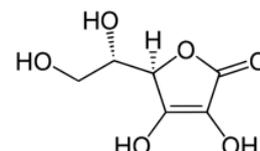
a)



b)



c)



d)

(O.Q.N. Alcalá 2016)

- La molécula a) corresponde a un monosacárido: glucosa
- La molécula b) corresponde a un **terpeno**.
- La molécula c) corresponde a un aminoácido: alanina.
- La molécula d) corresponde al ácido ascórbico.

La respuesta correcta es la **b**.

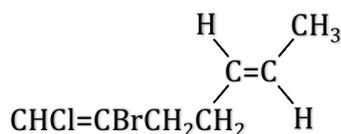
6.167. Dada la molécula $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}_2\text{CBr}=\text{CHCl}$. ¿Cuántos isómeros geométricos cis/trans diferentes puede presentar?

- a) La molécula no tiene isómeros geométricos, sino que muestra isomería de cadena.
- b) 2 isómeros
- c) 4 isómeros
- d) 8 isómeros

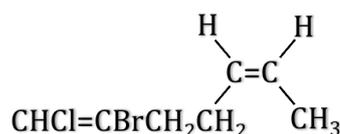
(O.Q.N. Alcalá 2016)

Para que una sustancia tenga isomería geométrica debe tener un doble enlace y el mismo átomo o radical unido a cada uno de los carbonos de dicho doble enlace.

Esta molécula presenta dos dobles enlaces en los carbonos 1 y 5. Los sustituyentes de los carbonos C1 y C2 son los cuatro diferentes; mientras que, en los carbonos C5 y C6 aparece el átomo de hidrógeno. Por tanto, esta molécula presenta **2 isómeros geométricos**:



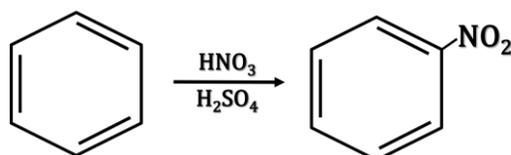
cis-2-bromo-1-cloro-1,5-heptadieno



trans-2-bromo-1-cloro-1,5-heptadieno

La respuesta correcta es la **b**.

6.168. La reacción de nitración del benceno:



¿Qué clase de mecanismo de reacción tiene?

- a) Reacción de eliminación (R_E)
- b) Reacción de sustitución nucleófila (S_N)
- c) Reacción de hidrólisis (R_H)
- d) Reacción de sustitución electrófila (S_E)

(O.Q.N. Alcalá 2016)

Los hidrocarburos aromáticos solo pueden dar reacciones sustitución y como el HNO_3 al reaccionar con H_2SO_4 forma OH^- y NO_2^+ (ion nitronio) que es un reactivo electrófilo se trata de una **reacción de sustitución electrófila aromática (S_E)**.

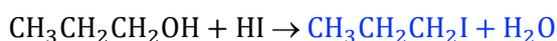
La respuesta correcta es la **d**.

6.169. En la reacción entre $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ y HI , ¿cuáles son los productos más probables?

- a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{I}$ y H_2O
- b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ y HOI
- c) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2$, H_2O y HI
- d) $\text{ICH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ y H_2O

(O.Q.N. Alcalá 2016)

La reacción entre un alcohol y un halogenuro de hidrógeno es una reacción de sustitución en la que el alcohol se comporta como electrófilo por lo que los productos son los que muestra la siguiente ecuación:



La respuesta correcta es la **a**.

6.170. ¿Qué establece la regla empírica de Markovnikov respecto a la adición de un halogenuro de hidrógeno a un doble enlace $\text{C}=\text{C}$? Indique la afirmación correcta.

- a) El protón del halogenuro que se adiciona se une al carbono del doble enlace que está más hidrogenado.
- b) El protón del halogenuro se adiciona al carbono contiguo al doble enlace más sustituido.
- c) El protón nunca se adiciona a un doble enlace.
- d) El protón del halogenuro que se adiciona se une al carbono del doble enlace que está menos hidrogenado.

(O.Q.N. Alcalá 2016) (O.Q.N. El Escorial 2017)

La regla de Markovnikov (1870) dice que:

“en la adición de un reactivo asimétrico (HX , HOH , HOSO_3H) a un hidrocarburo insaturado asimétrico, **el fragmento más positivo (H) se une al carbono más hidrogenado**”.

La respuesta correcta es la **a**.

6.171. El reactivo de Fehling, también conocido como el licor de Fehling, es una disolución descubierta por el químico alemán Hermann von Fehling que se utiliza para la determinación de:

- a) Azúcares reductores.
- b) Grado del alcohol en licores sin destilar.
- c) Vitamina C presente en un alimento.
- d) Grasas insaturadas.

(O.Q.N. Alcalá 2016)

El reactivo de Fehling consiste en dos disoluciones, una de sulfato de cobre(II), y la otra de tartrato de sodio y potasio junto hidróxido de aluminio. Se usa para la **determinación de azúcares reductores**. En la reacción el Cu^{2+} , de color azul, es reducido a un precipitado rojo ladrillo de Cu_2O por un azúcar reductor como la glucosa. El átomo de H del grupo carbonilo es el responsable de dicha reducción.

La respuesta correcta es la **a**.

6.172. Victor Grignard recibió el Premio Nobel de Química en 1912, por la invención de los llamados “reactivos de Grignard”. Estos reactivos son unos de los más importantes y versátiles en química orgánica debido a su rápida reacción con electrófilos. ¿Cuál de los siguientes reactivos es “reactivo de Grignard”?

- a) $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$
- b) $\text{FeBr}_3 + \text{Br}_2$
- c) $\text{C}_2\text{H}_5\text{MgBr}$
- d) LiAlH_4

(O.Q.N. Alcalá 2016)

Los haluros organomagnésicos de fórmula general $R-Mg-X$, se conocen como compuestos organomagnésicos o reactivos de Grignard.

La respuesta correcta es la c.

6.173. De los siguientes compuestos orgánicos ¿cuál o cuáles presentan isomería cis-trans?

i) 1-Bromopropeno ii) 1,2-Dibromoeteno iii) 2-Bromopropeno

a) 1-Bromopropeno y 1,2-Dibromoeteno

b) 1,2-Dibromoeteno

c) 2-Bromopropeno y 1,2-Dibromoeteno

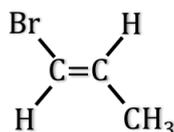
d) 1-Bromopropeno

(O.Q.L. Galicia 2016)

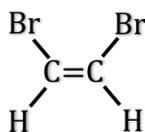
Un compuesto orgánico presenta isomería geométrica si cumple las siguientes condiciones:

- tener un doble enlace entre carbonos
- que haya dos átomos (radicales) idénticos unidos a cada uno de los átomos de carbono del doble enlace.

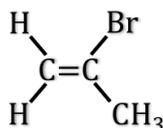
i) 1-Bromopropeno sí presenta isomería cis-trans ya que tiene un doble enlace entre carbonos y cada uno de ellos está unido a un átomo de hidrógeno.



ii) 1,2-Dibromoeteno sí presenta isomería cis-trans ya que tiene un doble enlace entre carbonos y cada uno de ellos está unido a un átomo de bromo (o hidrógeno).



iii) 2-Bromopropeno no puede presentar este tipo de isomería ya que un mismo átomo de carbono del doble enlace es el que está unido a dos átomos de hidrógeno.



La respuesta correcta es la a.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla-La Mancha 2004).

6.174. ¿Cuál de los siguientes compuestos presenta isomería geométrica o cis-trans?

a) $\text{Cl}_2\text{C}=\text{CH}_2$

b) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2$

c) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$

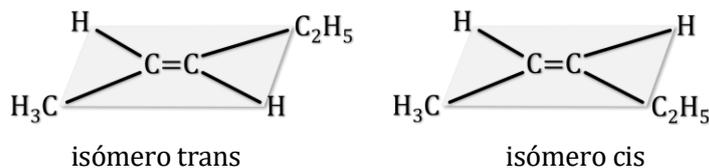
d) $\text{Cl}_2\text{C}=\text{CHBr}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

Un compuesto orgánico presenta isomería geométrica si cumple las siguientes condiciones:

- tener un doble enlace entre carbonos
- que haya dos átomos (radicales) idénticos unidos a cada uno de los átomos de carbono del doble enlace.

El 3-penteno, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH=CH-CH}_3$, es un compuesto que presenta dos tipos de sustituyentes idénticos unidos a los carbonos que se enlazan con doble enlace, por ello tiene dos isómeros según a que parte del doble enlace estén colocados estos sustituyentes:



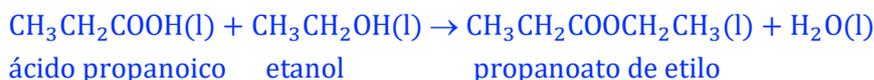
La respuesta correcta es la c.

6.175. ¿Cuál de las siguientes sustancias, al reaccionar, dan lugar al propanoato de etilo?

- El etanol y el 1-propanol.
- El ácido etanoico y el 2-propanol.
- El ácido etanoico y el ácido propanoico.
- El etanol y el ácido propanoico.

(O.Q.L. Madrid 2016)

El propanoato de etilo es un éster que se obtiene mediante la siguiente reacción de esterificación:



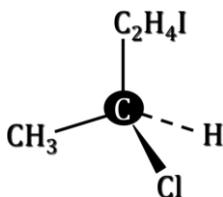
La respuesta correcta es la d.

6.176. ¿Cuál de los siguientes compuestos puede presentar actividad óptica?

- 1-cloropropeno
- 1-clorociclohexano
- 2-cloro-4-yodobutano
- Cis-2-buteno

(O.Q.L. Madrid 2016)

Para que un compuesto presente actividad óptica es necesario que tenga un carbono asimétrico (quiral). De los compuestos propuestos, el único que cumple esa condición es:



2-cloro-4-yodobutano

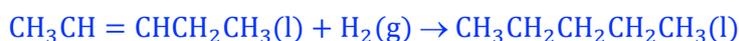
La respuesta correcta es la c.

6.177. El reactivo que permite convertir el 2-penteno en pentano es:

- Hidrógeno
- Agua
- Permanganato de potasio
- La transformación no se puede realizar.

(O.Q.L. Madrid 2016)

La conversión de un alqueno en un alcano es una reacción de adición de **hidrógeno**. La ecuación química correspondiente a la reacción propuesta es:



La respuesta correcta es la c.

6.178. ¿Qué químico propuso la tetravalencia del carbono?

- Kekulé
- Mendeleev
- Lavoisier
- Berzelius

(O.Q.L. Madrid 2016)

August Kekulé (1829–1896), propuso en 1857 la tetravalencia del carbono y la capacidad de los átomos de carbono para enlazarse entre sí.

La respuesta correcta es la a.

6.179. Indique los nombres IUPAC correctos de los siguientes compuestos:



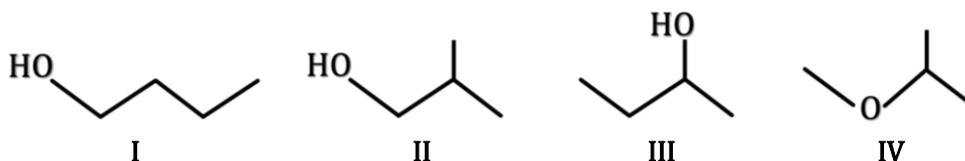
- Acetato de etilo / butanal
- Formiato de metilo / 3-butanona
- Acetato de metilo / 2-butanona
- Formiato de metilo / 2-butanona
- Acetato de metilo / 3-butanona

(O.Q.L. País Vasco 2016)

Los nombres de los compuestos propuestos son: [acetato de metilo / 2-butanona](#).

La respuesta correcta es la c.

6.180. De los siguientes compuestos oxigenados de fórmula general $C_4H_{10}O$, ¿cuál corresponde al isobutanol?



- I
- II
- III
- IV
- I, II y III

(O.Q.L. País Vasco 2016)

Los nombres de los compuestos propuestos son:

- Compuesto I → 1- butanol
- [Compuesto II → isobutanol o metilpropanol](#)
- Compuesto III → 2-butanol
- Compuesto IV → metoxi-1-metiletano

La respuesta correcta es la b.

6.181. El nombre correcto del compuesto $CH_3CH(CH_3)CH_2COOH$ es:

- Ácido pentanoico
- Ácido 2-metilbutanoico
- Ácido 2-metilpropanoico
- Ácido 3-metilbutanoico

(O.Q.L. La Rioja 2016) (O.Q.L. La Rioja 2019)

El nombre correcto es [ácido 3-metilbutanoico](#).

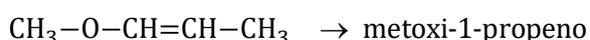
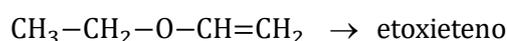
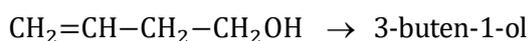
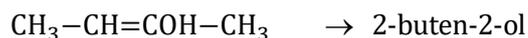
La respuesta correcta es la d.

6.182. Indique cuántos isómeros acíclicos tiene la fórmula molecular C_4H_8O :

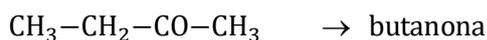
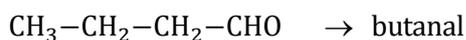
- a) 3
- b) 6
- c) 8
- d) 14

(O.Q.L. La Rioja 2016)

La fórmula del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos es C_4H_{10} , como la fórmula propuesta tiene dos átomos de hidrógeno menos quiere decir que presenta un doble enlace. Los compuestos que son compatibles con la fórmula molecular propuesta y son alcoholes o éteres insaturados:



o bien aldehídos o cetonas:



Existen **14 isómeros** compatibles con la fórmula molecular dada.

La respuesta correcta es la **d**.

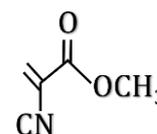
6.184. Respecto a la fórmula del cianocrilato, indique la opción correcta:

- a) Es un derivado del ácido propiónico.
- b) Presenta un doble enlace $C=O$.
- c) Presenta un doble enlace $C=N$.
- d) Presenta un grupo nitro en la molécula.

(O.Q.L. Murcia 2016)

Los cianocrilatos son sustancias utilizadas como pegamentos rápidos en su estructura contienen un grupo $C=O$ y un grupo $C\equiv N$.

La respuesta correcta es la **b**.

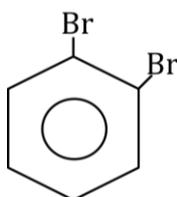


6.185. El número de isómeros del dibromobenceno es:

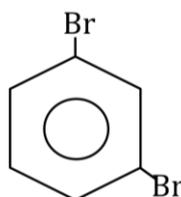
- a) Uno
- b) Dos
- c) Tres
- d) Cuatro

(O.Q.L. Asturias 2016)

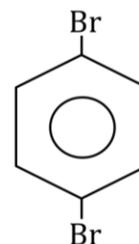
En un anillo bencénico disustituído existen **3 isómeros de posición**:



1,2-dibromobenceno



1,3-dibromobenceno



1,4-dibromobenceno

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en La Rioja 2007).

6.185. ¿Cuántos alcoholes diferentes (sin incluir isómeros ópticos) tienen la fórmula molecular $C_4H_{10}O$?

- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 5

(O.Q.N. El Escorial 2017)

La fórmula del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos es C_4H_{10} , como la fórmula propuesta tiene los mismos átomos de hidrógeno quiere decir que no presenta ninguna insaturación. Los compuestos compatibles con la fórmula molecular dada son alcoholes y éteres saturados. Los posibles alcoholes son:



Existen **3 isómeros** compatibles con la fórmula molecular dada.

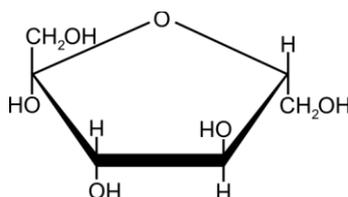
La respuesta correcta es la **b**.

6.186. Los polisacáridos son moléculas bioquímicas que consisten en polímeros de moléculas de monosacáridos (azúcares simples). Todas las sustancias siguientes son consideradas polisacáridos o macromoléculas de sacáridos excepto:

- a) Celulosa
- b) Fructosa
- c) Glucógeno
- d) Almidón

(O.Q.N. El Escorial 2017)

De las moléculas propuestas la que corresponde a un monosacárido es la **fructosa**, el resto corresponden a polisacáridos.



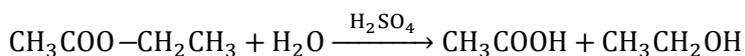
La respuesta correcta es la **b**.

6.187. La reacción global de hidrólisis en medio ácido de un monoéster da lugar a:

- a) Un éter y un alcohol
- b) Un ácido y un alcohol
- c) Un alcohol y un aldehído
- d) Un éter y un ácido

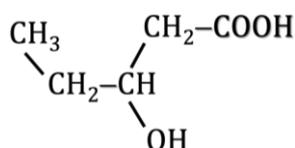
(O.Q.N. El Escorial 2017)

La reacción de hidrólisis de un éster produce un **ácido** y un **alcohol**. Por ejemplo:



La respuesta correcta es la **b**.

6.188. Indique el nombre correcto de la molécula siguiente:



- Ácido pentanoico-ol
- Ácido 3-hidroxi-5-pentanoico
- Ácido 3-hidroxipentanoico
- Ácido 5-carboxi-5-pentanol

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

La cadena más larga que contenga el grupo carboxilo tiene cinco átomos de carbono y en el carbono 3 presenta un grupo hidroxilo. El nombre es **ácido 3-hidroxipentanoico**.

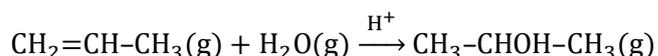
La respuesta correcta es la c.

6.189. ¿Cómo se puede convertir el propileno (propeno) en isopropanol?

- No se puede realizar esta transformación.
- Por reacción con borano.
- Por reacción con oxígeno.
- Por reacción con agua en presencia de un ácido.

(O.Q.L. Madrid 2017)

La **adición catalítica de agua por parte de los alquenos (olefinas) produce el correspondiente alcohol**. En el caso del propileno la ecuación química correspondiente es:

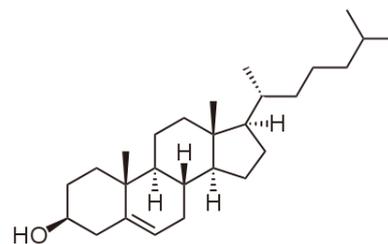


La respuesta correcta es la d.

6.190. El colesterol es una molécula fundamental para la vida. En el ser humano es una molécula esencial para formar la membrana celular y es el precursor biosintético de las hormonas esteroídicas. Su estructura es la siguiente:

Indique cuál es su fórmula molecular:

- $\text{C}_{26}\text{H}_{44}\text{O}$
- $\text{C}_{27}\text{H}_{44}\text{O}$
- $\text{C}_{27}\text{H}_{42}\text{O}$
- $\text{C}_{27}\text{H}_{46}\text{O}$



(O.Q.L. Madrid 2017)

La fórmula molecular del colesterol es **$\text{C}_{27}\text{H}_{46}\text{O}$** .

La respuesta correcta es la d.

6.191. ¿Cuál de las siguientes propiedades es característica de los compuestos aromáticos?

- Dan reacciones de sustitución preferentemente a las de adición con reactivos electrófilos.
- Son planos.
- Presentan enlaces carbono-carbono con longitudes intermedias entre los enlaces sencillos y dobles.
- Todas las anteriores.

(O.Q.L. Madrid 2017)

Los compuestos aromáticos se caracterizan por :

- Formar estructuras cíclicas con gran estabilidad por lo que **dan reacciones de sustitución con reactivos electrófilos**.

- Formar estructuras cíclicas con un sistema de dobles enlaces alternados pero que presenta **resonancia** por lo que **todos los enlaces C–C tienen la misma longitud**, menor que la del enlace sencillo pero mayor que la del enlace doble.
- De acuerdo con la notación del modelo RPECV todos los átomos de carbono que forman el anillo presentan una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios que se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico $(m+n) = 3$ por lo que su disposición y geometría es triangular respecto a cada carbono lo que hace que la **geometría molecular sea plana**.

La respuesta correcta es la **d**.

6.192. Michael Faraday (1791–1857) está considerado como el experimentalista más importante de la historia de la ciencia. En 1825, en uno de sus experimentos realizados con alquitrán de hulla aisló un compuesto químico muy importante. ¿Cuál es?

- a) Benceno
- b) Glucosa
- c) Ácido desoxirribonucleico
- d) Ácido sulfúrico

(O.Q.L. Madrid 2017)

En 1825, Michael Faraday realizó la destilación fraccionada del alquitrán de hulla, sustancia formada por una mezcla de hidrocarburos aromáticos, bases nitrogenadas y fenoles, **obteniendo el benceno**.

La respuesta correcta es la **a**.

6.193. El nylon es un polímero con múltiples aplicaciones en nuestra vida cotidiana, entre las que se pueden citar las medias, el hilo de pescar o el recubrimiento de los airbags de los vehículos.

Estructuralmente es una poliamida, es decir, una sustancia con multitud de agrupaciones amida. ¿Cuál de las siguientes estructuras se corresponde con una amida?

- a) $R-C(O)-R$
- b) $R-C(O)-NHR$
- c) $R-NH-R$
- d) $R-CH=CH-R$

(O.Q.L. Madrid 2017)

Las amidas son compuestos que se caracterizan porque tienen el grupo funcional $-CO-NH_2$ y si son amidas sustituidas $-CO-NHR$ o $-CO-NRR'$.

La respuesta correcta es la **b**.

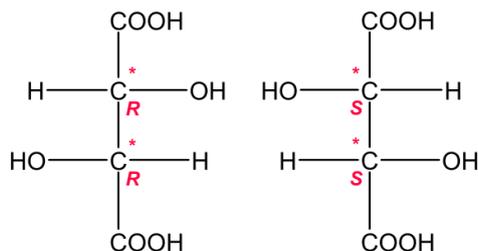
6.194. El gran científico francés Louis Pasteur (1822–1895) es considerado el padre de la microbiología. Sin embargo, sus primeras investigaciones fueron en Química, consistiendo en la separación de los dos enantiómeros de sales del ácido tartárico. Con estos resultados sentó las bases de una importante área de la Química. ¿De qué área se trata?

- a) Química de los compuestos aromáticos
- b) Estereoquímica
- c) Química de los complejos de metales de transición
- d) Catálisis

(O.Q.L. Madrid 2017)

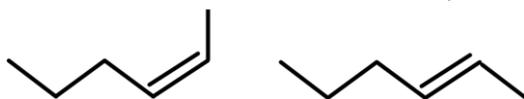
La **estereoquímica** es la parte de la química que se dedica al estudio de la distribución tridimensional de los átomos que integran las moléculas. Fue **descubierta por Louis Pasteur** en 1849 cuando trabajando con sales del ácido tartárico obtenidas a partir de vino observó que unos cristales desviaban el plano de polarización de la luz hacia la derecha y otros hacia la izquierda y, sin embargo, ambos poseían idénticas propiedades físicas y químicas.

Los enantiómeros son estereoisómeros que son imágenes especulares entre sí y no son superponibles. En el caso del ácido tartárico los enantiómeros son:



La respuesta correcta es la **b**.

6.195. ¿Cuál es la relación estructural entre las dos moléculas dibujadas?



- Idénticas
- Isómeros geométricos
- Isómeros estructurales
- Enantiómeros

(O.Q.L. La Rioja 2017)

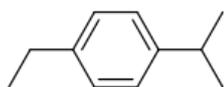
Se trata de moléculas que presentan **isomería geométrica** ya que cumplen las siguientes condiciones:

- presentar un doble enlace
- tener el mismo átomo o grupo de átomos unido a los carbonos que forman el doble enlace

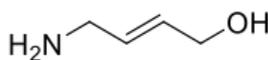
La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en País Vasco 2010).

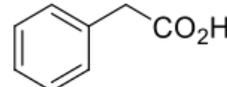
6.196. Indique el nombre IUPAC correcto para las siguientes moléculas, en el orden en que aparecen:



A



B



C

- 4-Etil-1-isopropilbenceno, (E)-4-hidroxibut-2-en-1-amina y ácido 2-fenilacético.
- 4-Etil-1-isopropilbenceno, (E)-4-hidroxibut-2-en-1-amina y ácido benzoico.
- 1-Etil-4-isopropilbenceno, (E)-4-hidroxibut-2-en-1-amina y ácido 2-fenilacético.
- 1-Etil-4-isopropilbenceno, (E)-4-aminobut-2-en-1-ol y ácido 2-fenilacético.
- 1-Etil-4-isopropilbenceno, (E)-4-aminobut-2-en-1-ol y ácido benzoico.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

Los nombres de los compuestos son:

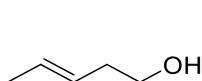
A = 1-etil-4-isopropilbenceno

B = (E)-4-aminobut-2-en-1-ol

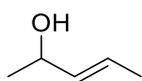
C = ácido 2-fenilacético

La respuesta correcta es la **d**.

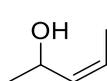
6.197. ¿Cuál de las siguientes estructuras hace referencia al compuesto de nombre pent-4-en-2-ol?



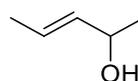
a)



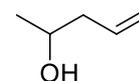
b)



c)



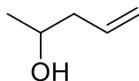
d)



e)

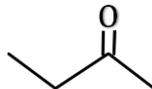
(O.Q.L. País Vasco 2017)

La estructura correspondiente al compuesto de nombre pent-4-en-2-ol es:



La respuesta correcta es la e.

6.198. Indique el nombre IUPAC correcto para la siguiente molécula:



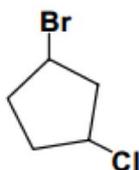
- a) 3-Butanona
- b) 2-Butanona
- c) 2-Butanal
- d) 3-Butanal
- e) 3-Butanoato

(O.Q.L. País Vasco 2017)

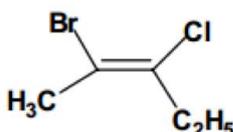
El nombre del compuesto propuesto es **2-butanona**.

La respuesta correcta es la b.

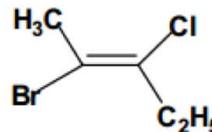
6.199. ¿Cuál/cuales de las especies (1), (2) y (3):



1

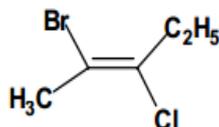


2



3

es/son isómeros del compuesto 2-bromo-3-cloro-pent-2-eno cuya estructura se representa aquí?



- a) La especie 1
- b) La especie 2
- c) Las especies 1 y 2
- d) Las tres

(O.Q.L. Asturias 2017)

- La fórmula molecular de la sustancia propuesta es C_5H_8BrCl y la **especie 1** tiene la misma fórmula, por lo tanto, será un **isómero estructural de cadena**.
- La **especie 2** también presenta la misma fórmula molecular que la sustancia de referencia y presenta **isomería geométrica** con ella.
- La especie 3 es idéntica a la de referencia.

La respuesta correcta es la c.

6.200. La fórmula $CH_2=CH-CH-CO-CH_3$ corresponde a:

- a) 2-oxo-4-penteno
- b) 4-oxo-2-penteno
- c) 2-penten-4-ona
- d) 4-penten-2-ona

(O.Q.L. Murcia 2017)

Se trata de una cetona insaturada y su nombre IUPAC es **4-penten-2-ona**.

La respuesta correcta es la **d**.

6.201. Indique de qué tipo de alcohol se ha de partir para obtener un aldehído:

- a) Alcohol primario
- b) Alcohol secundario
- c) Alcohol terciario
- d) Dialcohol

(O.Q.L. Murcia 2017)

La oxidación de un alcohol primario produce un aldehído.

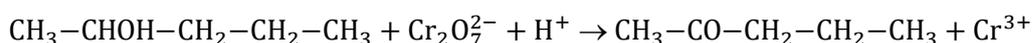
La respuesta correcta es la **a**.

6.202. ¿Qué tipo de compuesto se forma por oxidación suave del 2-pentanol?

- a) Un ácido
- b) Un aldehído
- c) Un éster
- d) Una cetona

(O.Q.N. Salamanca 2018)

Mediante la oxidación suave de un alcohol secundario, como el 2-pentanol, se obtiene una cetona. La ecuación química correspondiente a la reacción de oxidación es:



La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en El Escorial 2012 y País Vasco 2014)

6.203. ¿Qué método para caracterizar compuestos orgánicos se basa en la vibración molecular?

- a) Espectroscopía infrarroja (IR)
- b) Espectroscopía de resonancia magnética nuclear (RMN)
- c) Espectroscopía de ultravioleta visible (UV-visible)
- d) Espectroscopía de rayos X (R-X)

(O.Q.N. Salamanca 2018)

La espectroscopia infrarroja (IR) se basa en el hecho de que las moléculas tienen frecuencias a las que los átomos que las integran rotan y vibran alrededor de los enlaces que los mantienen unidos dentro de la molécula.

La respuesta correcta es la **a**.

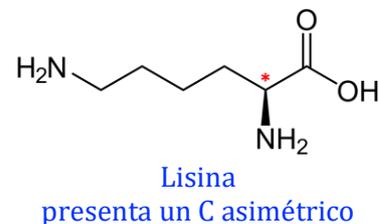
6.204. ¿Cuál de las siguientes opciones es correcta?

- a) Todos los aminoácidos proteicos son ópticamente activos.
- b) Todos los aminoácidos proteicos excepto la glicina son ópticamente activos.
- c) Todos los aminoácidos proteicos excepto la glicina y el ácido glutámico son ópticamente activos.
- d) Todos los aminoácidos proteicos excepto la glicina, el ácido glutámico y la lisina son ópticamente activos.

(O.Q.N. Salamanca 2018)

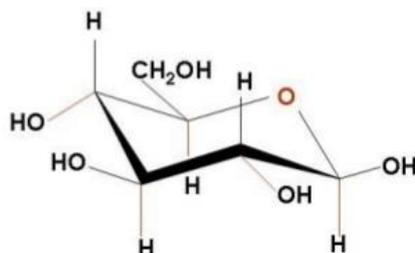
Para que una sustancia sea ópticamente activa debe contener en su estructura un carbono asimétrico.

Las estructuras de la glicina, ácido glutámico y lisina son:



La respuesta correcta es la **b**.

6.205. El siguiente glúcido es una:



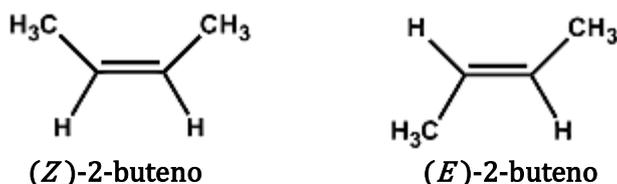
- a) Aldohexosa
- b) Cetohehexosa
- c) α -Furanosa
- d) α -Piranosa

(O.Q.N. Salamanca 2018)

La molécula propuesta es una **aldohexosa**, ya que forma un anillo con forma de silla con seis carbonos y grupo aldehído. Se trata de la β -D-glucosa.

La respuesta correcta es la **a**.

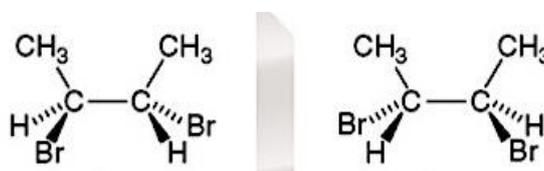
6.206. Dados el (*Z*)-2-buteno y el (*E*)-2-buteno (mostrados en la figura), y sabiendo que cada uno de ellos reacciona con el Br_2 para formar compuestos con la fórmula $\text{C}_4\text{H}_8\text{Br}_2$, ¿cuál es la relación entre los productos?



- a) Isómeros estructurales
- b) Enantiómeros
- c) Diastereoisómeros
- d) Idénticos

(O.Q.N. Salamanca 2018)

Ambos reactivos son alquenos que reaccionan con Br_2 para formar **dos enantiómeros** del 2,3-dibromobutano que isómeros ópticos, ya que cada uno tiene dos carbonos asimétricos y que son un tipo de estereoisómeros tales que uno es imagen especular del otro pero no son superponibles.



La respuesta correcta es la **b**.

6.207. ¿Qué tipo de isómeros son el propanol y la propanona?

- a) No son isómeros
- b) De posición
- c) De función
- d) Estereoisómeros

(O.Q.L. Extremadura 2018)

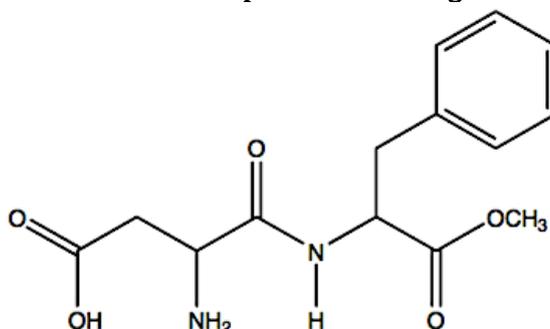
Las fórmulas semidesarrolladas de las sustancias propuestas son:



no son isómeros ya que no tienen la misma fórmula molecular.

La respuesta correcta es la a.

6.208. ¿Cuál de estos grupos funcionales no está presente en la siguiente molécula?



- a) Amina
- b) Ácido carboxílico
- c) Cetona
- d) Éter

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

La molécula propuesta contiene los grupos funcionales amina ($-\text{NH}_2$), ácido carboxílico ($-\text{COOH}$) y cetona ($=\text{CO}$) y **no está presente el grupo funcional del éter** ($-\text{O}-$).

La respuesta correcta es la d.

6.209. ¿Cuál de estos compuestos no presenta isomería óptica?

- a) $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_2\text{CH}_3$
- b) $\text{BrCH}=\text{CHCl}$
- c) $\text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$
- d) $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

(O.Q.L. Galicia 2018) (O.Q.L. Galicia 2019)

Para que un compuesto presente isomería óptica debe tener un carbono asimétrico.

De los compuestos propuestos, el único que no tiene un carbono asimétrico es el $\text{BrCH}=\text{CHCl}$.

La respuesta correcta es la b.

6.210. Un polímero termoplástico es aquel que:

- a) Se le puede volver a dar forma si se vuelve a fundir.
- b) Es elástico.
- c) Se moldea solo en su formación.
- d) Aguanta cambios bruscos de temperatura.

(O.Q.L. Galicia 2018)

Los **polímeros termoplásticos** son aquellos que si se vuelven a fundir se les puede **moldear de nuevo**. Dentro de este grupo se encuentran, entre otros, polietileno (PE), polipropileno (PP), poliestireno (PS), polimetilmetacrilato (PMMA), policloruro de vinilo (PVC), polietilentereftalato (PET) y teflón (PTFE).

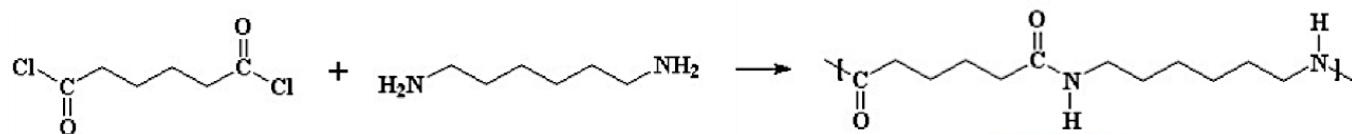
La respuesta correcta es la a.

6.211. De los siguientes polímeros, ¿cuál es de condensación?

- a) Nailon
- b) Teflón
- c) Neopreno
- d) Caucho

(O.Q.L. Galicia 2018)

El **nylon** es un polímero que se obtiene por policondensación del cloruro del ácido hexanodioico (ácido adípico) y la hexametildiamina.



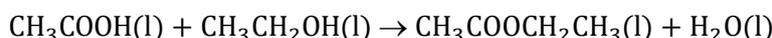
La respuesta correcta es la **a**.

6.212. ¿Qué compuesto de los siguientes se obtendrá por reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol?

- a) $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$
- b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOCH}_3$
- c) $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{OCH}_3$
- d) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{OCH}_3$

(O.Q.L. Galicia 2018)

La reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol es una reacción de esterificación y los productos resultantes de la misma son un éster y agua. De las sustancias propuestas la correcta es $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$, **acetato de etilo**, que se obtiene mediante la siguiente reacción:



La respuesta correcta es la **b**.

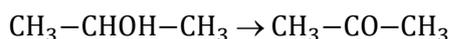
(Cuestión similar a las propuestas en Murcia 2001, Castellón 2008 y País Vasco 2009).

6.213. Cuando se pasa de $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$ a $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$ tiene lugar una:

- a) Oxidación
- b) Reducción
- c) Sustitución
- d) Isomerización

(O.Q.L. La Rioja 2018)

Las cetonas se obtienen mediante la **oxidación** de alcoholes secundarios. En este caso, la acetona o propanona se obtiene a partir del 2-propanol:



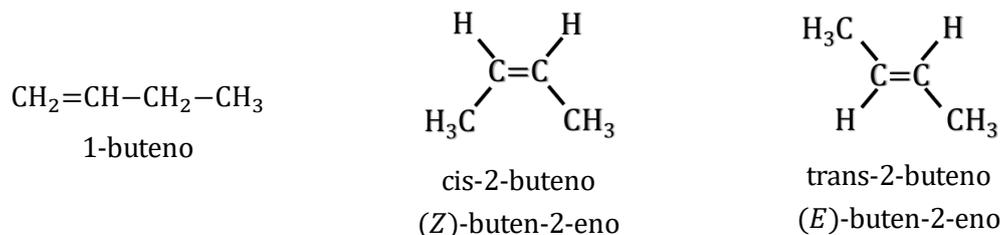
La respuesta correcta es la **a**.

6.214. ¿Cuántos isómeros de posición son posibles en el buteno?

- a) Dos
- b) Tres
- c) Uno
- d) Cuatro

(O.Q.L. La Rioja 2018)

Los isómeros de posición posibles para el buteno son:



Existen **tres** isómeros de posición.

La respuesta correcta es la **b**.

6.215. Se dice que un aldehído es reductor porque se oxida a:

- a) Cetona
- b) Alcohol
- c) Éter
- d) Ácido carboxílico

(O.Q.L. La Rioja 2018)

Un **aldehído** cuando se transforma en un **ácido carboxílico** se comporta como un **reductor** debido al átomo de hidrógeno que se encuentra unido al grupo carbonilo.

La respuesta correcta es la **d**.

6.216. El ácido láctico es un compuesto orgánico con importantes funciones en diversos procesos bioquímicos, de fórmula:

- a) $\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$
- b) CH_3COOH
- c) HCOOH
- d) HCN

(O.Q.L. Murcia 2018)

La fórmula del ácido láctico o ácido 2-hidroxipropanoico es $\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$.

La respuesta correcta es la **a**.

6.217. Como producto de la deshidratación de etanol se obtiene:

- a) Acetona
- b) Etanaldehído
- c) Ácido acético
- d) Eteno

(O.Q.L. Murcia 2018)

La deshidratación de un alcohol produce un alqueno, y la ecuación química correspondiente a la deshidratación del etanol es:



En este caso la sustancia que se obtiene es el **eteno**.

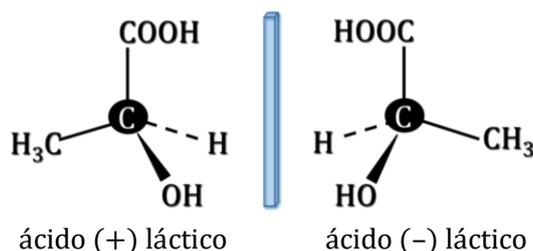
La respuesta correcta es la **a**.

6.218. Dos compuestos se llaman enantiómeros cuando:

- a) La estructura molecular de uno es la imagen especular de la del otro.
- b) Tienen el mismo punto de ebullición.
- c) Presentan el mismo punto de fusión.
- d) Una mezcla equimolecular de ambos tiene una temperatura de ebullición correspondiente a la media de las temperaturas de cada uno de ellos por separado.

(O.Q.L. Murcia 2018)

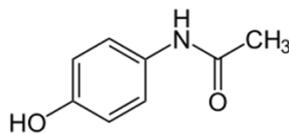
Los **enantiómeros** son una clase de estereoisómeros tales que en la **pareja de compuestos uno es imagen especular del otro y no son superponibles**, lo mismo que una mano respecto a la otra. Tienen la propiedad de desviar la el plano de polarización de la luz uno hacia la derecha y el otro hacia la izquierda (isomería óptica). Un ejemplo típico es el ácido láctico:



La respuesta correcta es la a.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2013).

6.219. El paracetamol tiene la fórmula desarrollada siguiente:



La fórmula empírica del paracetamol es:

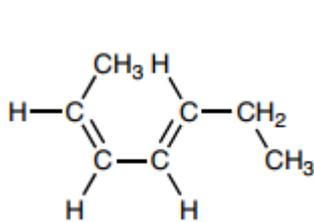
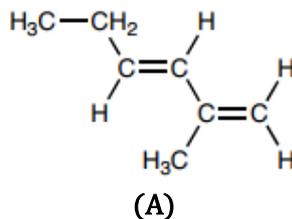
- a) $C_8H_9NO_2$
- b) $CH_{10}NO_2$
- c) $C_6H_9NO_2$
- d) $C_8H_9NO_2$

(O.Q.L. Valencia 2018)

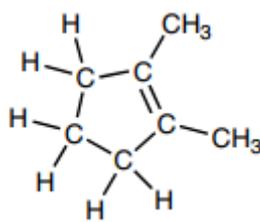
La fórmula empírica del paracetamol es $C_8H_9NO_2$.

La respuesta correcta es la d.

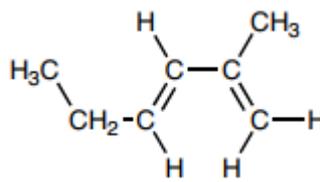
6.220. Sea la molécula (A), ¿cuál de las siguientes moléculas no es isómero de la indicada?



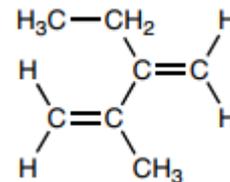
a)



b)



c)



d)

(O.Q.L. Asturias 2018)

La molécula c no es ningún isómero, se trata de la misma sustancia que la A.

La respuesta correcta es la c.

6.221. El compuesto que contiene 7 átomos de carbono es:

- a) 2-metil-pentan-3-ol
- b) 2,3-dimetil-hexan-1-ol
- c) Benzaldehído
- d) Ácido 2-etil-butanoico

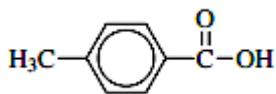
(O.Q.L. Asturias 2018)

Las fórmulas moleculares de las sustancias propuestas permiten determinar el número de átomos de carbono de cada una:

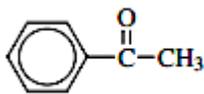
- 2-metil-pentan-3-ol $\rightarrow CH_3-CH(CH_3)-CHOH-CH_2-CH_3 \rightarrow 6$ átomos de C
- 2,3-dimetil-hexan-1-ol $\rightarrow CH_2OH-CH(CH_3)-CH(CH_3)-CH_2-CH_2-CH_3 \rightarrow 8$ átomos de C
- benzaldehído $\rightarrow C_6H_5-CHO \rightarrow 7$ átomos de C
- ácido 2-etil-butanoico $\rightarrow COOH-CH(C_2H_5)-CH_2-CH_3 \rightarrow 6$ átomos de C

La respuesta correcta es la c.

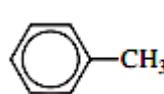
6.222. El producto X que se obtiene en la reacción: $\text{CH}_3\text{OH} + \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} \rightarrow \text{X} + \text{H}_2\text{O}$, es:



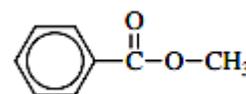
a)



b)



c)



d)

(O.Q.L. Asturias 2018)

Se trata de una reacción de esterificación entre el alcohol metílico y el ácido benzoico en la que obtiene el éster [benzoato de metilo](#).

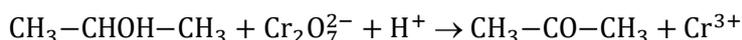
La respuesta correcta es la d.

6.223. Indique el producto, entre los siguientes, que se obtendría al oxidar propan-2-ol:

- Ácido propanoico
- Propeno
- Propanal
- Acetona
- Ninguno de los anteriores

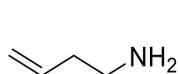
(O.Q.L. País Vasco 2018)

La oxidación de un alcohol secundario como el propan-2-ol produce una cetona que en este caso sería la [acetona](#). En este proceso el grupo hidroxilo se convierte en carbonilo.

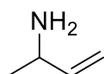


La respuesta correcta es la d.

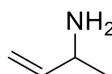
6.224. ¿Cuál de las siguientes estructuras hace referencia al compuesto de nombre but-1-en-2-amina?



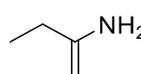
a)



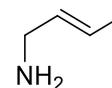
b)



c)



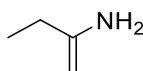
d)



e)

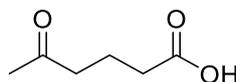
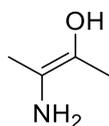
(O.Q.L. País Vasco 2018)

La estructura correspondiente al compuesto de nombre but-1-en-2-amina es:



La respuesta correcta es la d.

6.225. Indique el nombre correcto para las siguientes moléculas, en el orden en que aparecen:



- 2-aminobut-2-en-3-ol; ácido 5-oxohexanoico.
- 2-aminobut-2-en-3-ol; 5-carboxipentan-2-ona.
- 3-aminobut-2-en-2-ol; 5-carboxipentan-2-ona.
- 3-aminobut-2-en-2-ol; ácido 5-oxohexanoico.
- 2-buten-3-amino-2-ol; ácido 5-oxohexanoico.

(O.Q.L. País Vasco 2018)

Los nombres de los compuestos son:

[2-buten-3-amino-2-ol](#)

[ácido 5-oxohexanoico](#) o

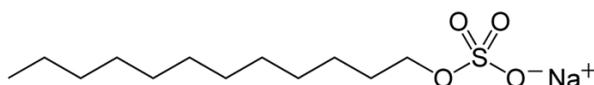
La respuesta correcta es la e.

6.226. ¿Cuál de las siguientes composiciones puede ser la de un detergente?

- Dodecilsulfato de sodio, pirofosfato de sodio, polietoxiamidas, estilbena, limoneno.
- Hipoclorito de sodio, pirofosfato de sodio, poliésteres, fenoles, alcanfor.
- Hexanoato de amonio, citrato de sodio, poliolefinas, hidróxido de calcio, mentol.
- Bicarbonato de sodio, ácido cítrico, poliésteres, compuestos aromáticos, vainillina.

(O.Q.L. Madrid 2018)

El **dodecilsulfato de sodio** o **laurilsulfato de sodio** es una sustancia que tiene propiedades tensoactivas que son adecuadas para cualquier **detergente**. Como se observa en la figura, presenta una parte hidrófila, donde se encuentra el grupo sulfato y otra parte hidrofóbica que se corresponde con la cadena de átomos de carbono.



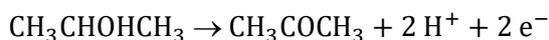
La respuesta correcta es la a.

6.227. ¿Qué tipo de reacción convierte un alcohol secundario en una cetona?

- Reacción de reducción.
- Reacción de oxidación.
- Reacción de cetonización.
- No se puede realizar la transformación.

(O.Q.L. Madrid 2018)

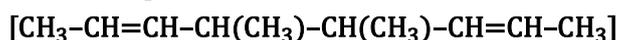
La ecuación química correspondiente a la conversión de un alcohol secundario como el 2-propanol en acetona es:



Como se observa, el 2-propanol cede electrones y se oxida a acetona, por tanto, se trata de una **reacción de oxidación**.

La respuesta correcta es la b.

6.228. ¿Cuántos estereoisómeros son posibles en el 4,5-dimetiloctan-2,6-dieno?

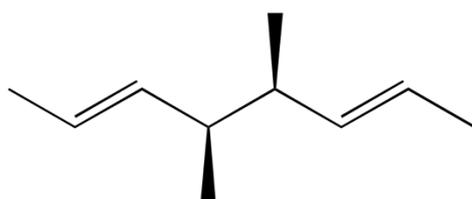


- 4
- 8
- 10
- 16

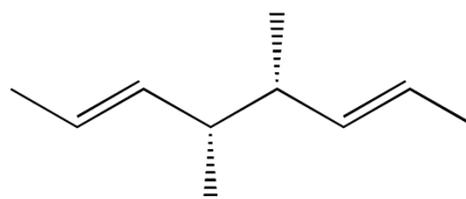
(O.Q.L. Madrid 2018)

Los diferentes estereoisómeros de la sustancia propuesta son:

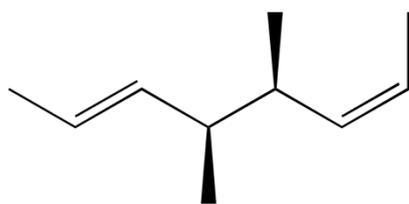
Pares de enantiómeros



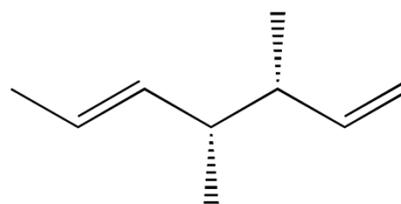
E,S,S,E



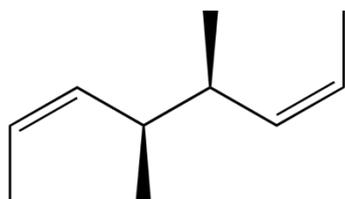
E,R,R,E



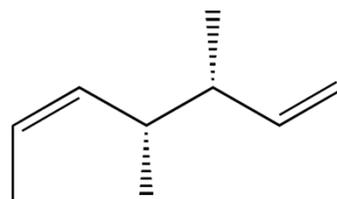
E,S,S,Z (Z,S,S,E)



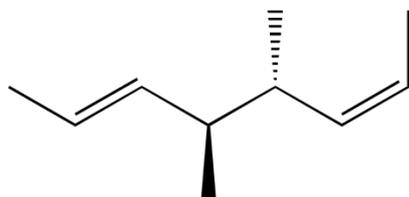
E,R,R,Z (Z,R,R,E)



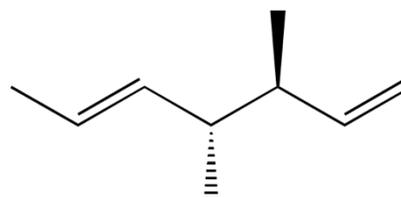
Z,S,S,Z



Z,R,R,Z

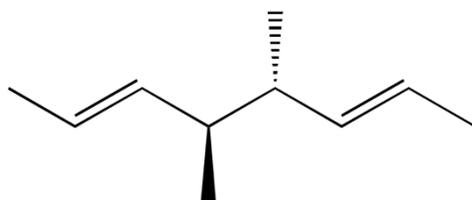


E,S,R,Z (Z,R,S,E)

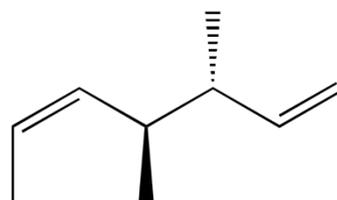


E,R,S,Z (Z,S,R,E)

Compuestos meso



E,S,R,E (E,R,S,E)



Z,S,R,Z (Z,R,S,Z)

En total, existen **10 estereoisómeros**.

La respuesta correcta es la **c**.

6.229. La cromatografía de gases es una técnica analítica que se utiliza para separar compuestos de volatilidad media o alta, la cual está altamente relacionada con los puntos de ebullición de las sustancias. En un laboratorio se analiza una muestra de suelo contaminada con VOCs (Compuestos Orgánicos Volátiles), entre los cuales se encuentran el decano, el undecano, el dodecano, el tridecano y el pentadecano. Indique el orden de detección a la salida de la columna cromatográfica (del primero al último):

- Pentadecano, tridecano, dodecano, undecano y decano.
- Decano, undecano, dodecano, tridecano y pentadecano.
- Tridecano, pentadecano, dodecano, undecano y decano.
- Undecano, dodecano, tridecano, pentadecano y decano.

(O.Q.L. Madrid 2018)

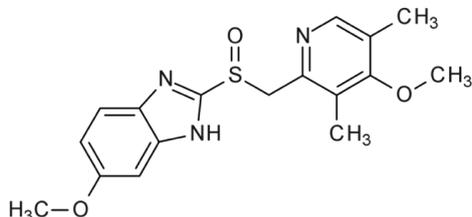
En una columna cromatográfica, los compuestos son retenidos en función de su temperatura de ebullición creciente, que es tanto mayor cuánto mayor es la masa molecular de la sustancia.

De acuerdo con esto, el orden de detección de las sustancias analizadas es el siguiente:

decano (142 u), undecano (156 u), dodecano (180 u), tridecano (204 u) y pentadecano (252 u)

La respuesta correcta es la **b**.

6.230. El Omeprazol (5-metoxi-2-[(4-metoxi-3,5-dimetil-piridin-2-il)metilsulfinil]-3H-bencimidazol) es un fármaco utilizado como protector gástrico. Es, además, uno de los medicamentos más consumidos en España (61 millones de envases en 2016). A continuación, se presenta la estructura de la molécula.



¿Cuál es su fórmula molecular?

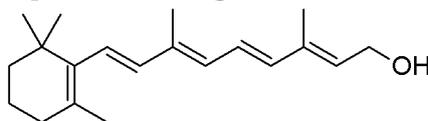
- a) $C_{17}H_{19}N_3O_3S$
- b) $C_{16}H_{18}N_3O_3S$
- c) $C_{17}H_{18}N_3O_3S$
- d) $C_{16}H_{17}N_3O_3S$

(O.Q.L. Madrid 2018)

La fórmula molecular del omeprazol es $C_{17}H_{19}N_3O_3S$.

La respuesta correcta es la **a**.

6.231. El retinol es una de las formas químicas de la vitamina A, esencial para el crecimiento, el sistema inmunitario y la vista. Su estructura química es la siguiente:



Indique cuál es su fórmula molecular:

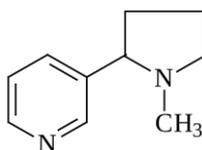
- a) $C_{20}H_{30}O$
- b) $C_{20}H_{26}O$
- c) $C_{20}H_{28}O$
- d) Ninguna de las anteriores es correcta

(O.Q.L. Baleares 2018)

La fórmula molecular del retinol es $C_{20}H_{30}O$.

La respuesta correcta es la **a**.

6.232. La nicotina es un compuesto presente principalmente en las hojas del tabaco. A continuación, se presenta la estructura de la molécula. ¿Cuál es su fórmula molecular?



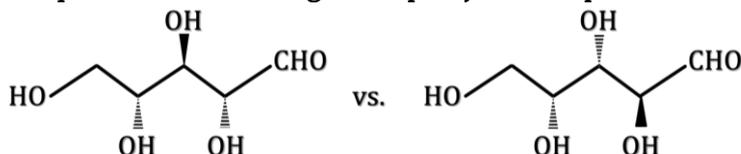
- a) $C_{10}H_{12}N_2$
- b) $C_{10}H_{14}N_2$
- c) $C_{10}H_{16}N_2$
- d) $C_{10}H_{18}N_2$
- e) $C_{10}H_{20}N_2$

(O.Q.L. Jaén 2018)

La fórmula molecular de la nicotina es $C_{10}H_{14}N_2$.

La respuesta correcta es la **b**.

6.233. Indique la relación que existe entre la siguiente pareja de compuestos:



- Son homólogos
- Son enantiómeros
- Son diastereoisómeros
- Son epímeros

(O.Q.N. Santander 2019)

- Enantiómeros son estereoisómeros que son imágenes especulares uno del otro.
- Epímeros son estereoisómeros que solo difieren en un centro estereogénico (quiral).
- Diastereoisómeros** son estereoisómeros que no son imágenes especulares ni son superponibles uno sobre otro.

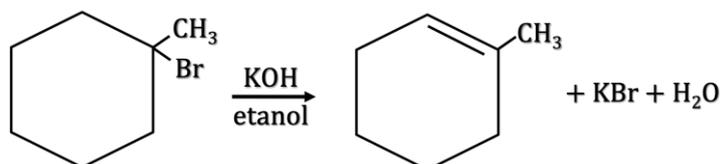
La respuesta correcta es la c.

6.234. Cuando se trata 1-bromo-1-metilciclohexano con etanol/KOH, ¿cuál será el producto final derivado del anterior que se forme mayoritariamente?

- 1-metilciclohexanol
- Metilidenciclohexano
- 1-metilciclohexeno
- Ciclohexanol

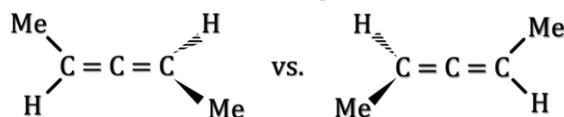
(O.Q.N. Santander 2019)

Se trata de una reacción de eliminación E2 en la que el producto mayoritario formado es **1-metilciclohexeno**.



La respuesta correcta es la c.

6.235. A partir de la estructura de estos dos isómeros, ¿cuál es la relación que existe entre ellos?



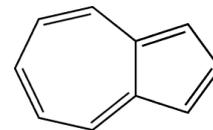
- Son homólogos
- Son enantiómeros
- Son diastereoisómeros
- Son epímeros

(O.Q.N. Santander 2019)

- Las sustancias propuestas son alenos, que son isómeros sin estereocentros o centros quirales que no presentan plano de simetría, así que se trata de **enantiómeros**, estereoisómeros que son imágenes especulares uno del otro no superponibles.
- Epímeros son estereoisómeros que solo difieren en un centro estereogénico (quiral).
- Diastereoisómeros** son estereoisómeros que no son imágenes especulares ni son superponibles uno sobre otro.

La respuesta correcta es la b.

6.236. Según la regla de aromaticidad de Hückel, un compuesto cíclico se considera “aromático” si tiene dobles enlaces conjugados, es plano y contiene $(4n + 2)$ electrones de tipo π , donde n es un número entero positivo, que incluye cero. Compuestos similares que poseen $4n$ electrones de tipo π son altamente inestables y se denominan compuestos “antiaromáticos”. Mientras que “no aromáticos” son los compuestos cíclicos, no planos, que pudieran tener conjugación y fueran susceptibles de que se les pudiera la regla de Hückel. Es muy interesante cómo los compuestos reajustan su forma tridimensional y estructuras electrónicas para rebajar sus energías. Según estas definiciones, ¿cómo se consideraría el compuesto azuleno o biciclo[5.3.0]decapentaeno?



- Aromático
- Antiaromático
- No aromático
- Ninguna de las anteriores respuestas es cierta.

(O.Q.N. Santander 2019)

Se trata de un compuesto **aromático**, ya que:

- es plano y presenta un sistema de dobles enlaces conjugados
- presenta 5 enlaces dobles, por lo que tiene 10 electrones del tipo π , y de acuerdo con la regla de Hückel, $n = 2$.

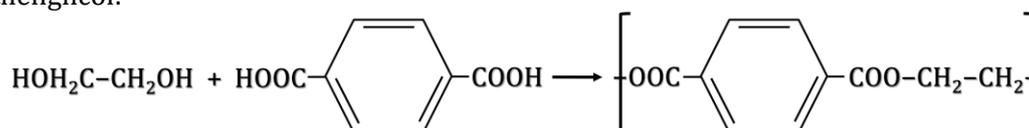
La respuesta correcta es la a.

6.237. El tereftalato de polietileno, normalmente conocido como PET por su acrónimo en inglés, es un polímero muy ampliamente utilizado en nuestra sociedad. En relación con el mismo, ¿cuál de las siguientes proposiciones no es verdadera?

- Se obtiene mediante una reacción de policondensación.
- Es uno de los polímeros que más ampliamente se recicla.
- Es transparente y semirígido.
- Químicamente es una poliamida.

(O.Q.N. Santander 2019)

El PET es un polímero que se obtiene mediante una reacción de **policondensación** entre el ácido tereftálico y el etilenglicol:



Es un plástico **transparente y semirígido** muy ampliamente utilizado en la fabricación de botellas y garrafas para agua potable de consumo doméstico, por lo que se trata de uno de los plásticos **más ampliamente reciclado**.

La respuesta correcta es la d.

6.238. Los ácidos carboxílicos tienen una temperatura de ebullición mayor que la de los aldehídos, cetonas e incluso que los alcoholes de masa molecular comparable. Esto es debido fundamentalmente a:

- La formación de enlaces de hidrógeno intramolecular en los ácidos carboxílicos.
- La formación del ion carboxilato.
- La asociación de moléculas de ácido carboxílico via fuerzas de atracción de van der Waals.
- La formación de enlaces de hidrógeno intermolecular en los ácidos carboxílicos.

(O.Q.N. Santander 2019)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Los aldehídos y las cetonas no cumplen la condición propuesta, ya que sus átomos de hidrógeno se encuentran unidos al carbono, un elemento poco electronegativo; sin embargo, los alcoholes y los **ácidos**

carboxílicos sí son capaces de formar **enlaces de hidrógeno entre sus moléculas** ya que presentan un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo de oxígeno.



Esta asociación intermolecular provoca que los ácidos carboxílicos presenten **temperaturas de ebullición más elevadas** que el resto de las sustancias antes citadas.

La respuesta correcta es la **d**.

6.239. Un compuesto orgánico cuya fórmula es $C_4H_{10}O$ puede tratarse de un:

- Ácido
- Aldehído
- Cetona
- Éter

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

La fórmula del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos es C_4H_{10} , como la fórmula propuesta tiene los mismos átomos de hidrógeno quiere decir que no presenta ninguna insaturación. Los compuestos compatibles con la fórmula molecular dada pueden ser un alcohol o un **éter** saturado.

La respuesta correcta es la **d**.

6.240. Un compuesto orgánico de fórmula empírica $C_5H_{10}O$ no puede ser:

- Dimetilpropanal
- 3-Penten-1-ol
- Metilbutanona
- 4-Pentanol

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

La fórmula del hidrocarburo saturado de cinco carbonos es C_5H_{12} , como la fórmula propuesta tiene dos átomos de hidrógeno menos quiere decir que presenta una insaturación. Los compuestos dimetilpropanol, 3-penten-1-ol y metilbutanona presentan un doble enlace, sin embargo, **4-pentanol** es un alcohol saturado.

La respuesta correcta es la **d**.

6.241. La fórmula química del 3-oxobutanal es:

- CH_3COCH_2CHO
- CH_3OCH_2CHO
- $CH_3COCH_2CH_2OH$
- $CH_3COCH_2CH_3$

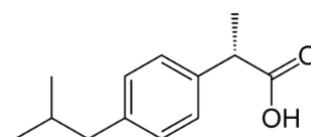
(O.Q.L. Murcia 2019)

La fórmula del 3-oxobutanal es **CH_3COCH_2CHO** .

La respuesta correcta es la **a**.

6.242. El ibuprofeno es un fármaco que se usa para tratar la fiebre y/o el dolor. Pertenece a un grupo de medicamentos llamados antiinflamatorios no esteroideos. A partir de la estructura de la imagen, indique cuál es su fórmula molecular.

- $C_{12}H_{16}O_2$
- $C_{13}H_{20}O_2$
- $C_{13}H_{18}O_2$
- $C_{13}H_{16}O_2$



(O.Q.L. Galicia 2019)

La fórmula molecular del ibuprofeno es $C_{13}H_{18}O_2$.

La respuesta correcta es la c.

6.243. Indique cuál de los siguientes nombres es incorrecto para $CH_3-C\equiv N$:

- a) Acetonitrilo
- b) Metanonitrilo
- c) Cianuro de metilo
- b) Etanonitrilo

(O.Q.L. La Rioja 2019)

Los cianuros o nitrilos son compuestos orgánico nitrogenados que contienen el grupo funcional $-C\equiv N$. El más sencillo que existe es el acetonitrilo, etanonitrilo o cianuro de metilo cuya fórmula es $CH_3-C\equiv N$, por lo que el nombre [metanonitrilo](#) es incorrecto.

La respuesta correcta es la b.

6.244. Indique los nombres IUPAC correctos de los siguientes compuestos:



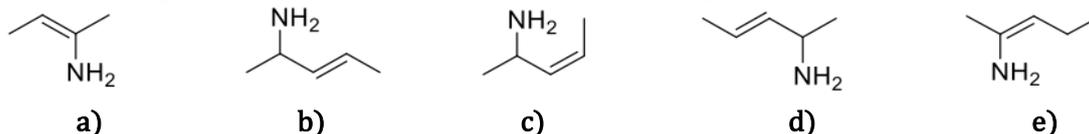
- a) Acetato de etilo / pentan-3-ona
- b) Formiato de metilo / hexan-3-ona
- c) Propanoato de metilo / hexan-3-ona
- d) Metanoato de etilo / hexan-4-ona
- e) Propanoato de metilo / hexan-4-ona

(O.Q.L. País Vasco 2019)

Los nombres de los compuestos propuestos son: [propanoato de metilo](#) / [hexan-3-ona](#).

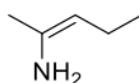
La respuesta correcta es la c.

6.245. ¿Cuál de las siguientes estructuras hace referencia al compuesto de nombre pent-2-en-2-amina?



(O.Q.L. País Vasco 2019)

La estructura correspondiente al compuesto de nombre pent-2-en-2-amina es:



La respuesta correcta es la e.

6.246. El colesterol es una molécula fundamental para la vida. De las siguientes opciones, cuál es falsa.

- a) Es un componente de las membranas celulares.
- b) Es el precursor de la vitamina D.
- c) Participa en el transporte de oxígeno en el organismo.
- d) Es el material de partida para la biosíntesis de las hormonas sexuales (estradiol, progesterona y testosterona).

(O.Q.L. Madrid 2019)

El [colesterol](#), entre otras funciones, es componente de membranas celulares, precursor de vitamina D, material de partida en la biosíntesis de hormonas sexuales, sin embargo, [no participa en el transporte de oxígeno en el organismo](#), esa función le corresponde a la hemoglobina.

La respuesta correcta es la c.

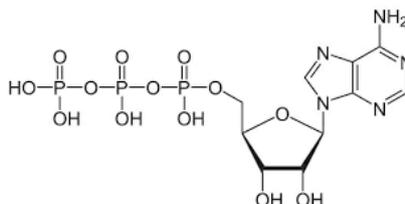
6.247. El ATP (adenosina-5'-trifosfato) es:

- Un transportador activado de grupos fosforilo.
- Una molécula cuya hidrólisis es una reacción termodinámicamente desfavorable.
- Una coenzima necesaria en procesos hidrolíticos.
- Un sustrato activado para la biosíntesis del ADN.

(O.Q.L. Madrid 2019)

El ATP (adenosina-5'-trifosfato) es un nucleótido implicado en la obtención de energía por parte de las células humanas.

Como se observa, su estructura tiene tres grupos fosfato que hacen que el ATP sea un transportador activado de grupos fosforilo.



La respuesta correcta es la a.

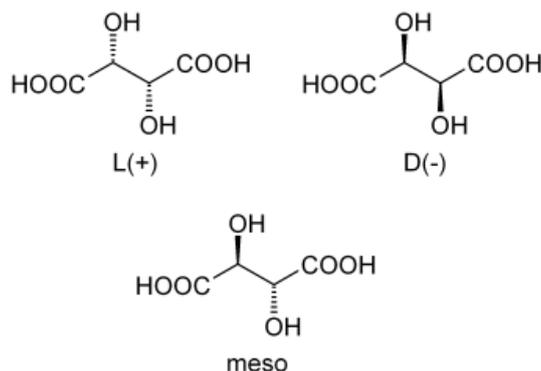
6.248. El ácido tartárico es un producto natural, componente de algunas frutas. Los estudios que Pasteur realizó con las sales del ácido tartárico constituyen un hito en el desarrollo de la estereoquímica ¿Cuántos estereoisómeros tiene el ácido tartárico? [Fórmula: $\text{HO}_2\text{C}-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}(\text{OH})-\text{CO}_2\text{H}$].

- Uno
- Dos
- Tres
- Cuatro

(O.Q.L. Madrid 2019)

En 1848, Louis Pasteur descubrió la isomería óptica al comprobar que los cristales de sales de ácido tartárico cuyas estructuras eran imágenes especulares no superponibles, tenían la propiedad de desviar la luz polarizada el mismo ángulo pero en sentidos opuestos.

El ácido tartárico cuyo nombre IUPAC es ácido 2,3-dihidroxibutanodioico, presenta dos carbonos asimétricos por lo que tiene 3 estereoisómeros cuyas estructuras son:



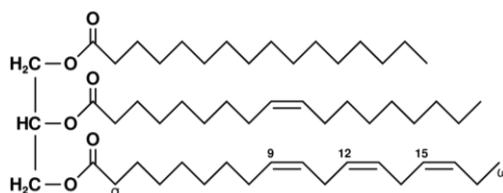
La respuesta correcta es la c.

6.249. En los últimos tiempos, los triglicéridos aparecen frecuentemente en los medios de comunicación en noticias relacionadas con la alimentación y la salud. ¿Qué es un triglicérido?

- Un derivado del colesterol.
- Un fármaco usado como antiinflamatorio.
- Un éster de ácido graso.
- Un alcohol polihidroxílico.

(O.Q.L. Madrid 2019)

Un triglicérido es un éster formado a partir de glicerina y tres ácidos grasos.



La respuesta correcta es la c.

6.250. A partir de los siguientes compuestos orgánicos:

I. but-2-eno

II. but-1-eno

III. 1-clorobut-1-eno

IV. 2-clorobut-2-eno

Pueden presentar isómeros geométricos:

a) I y II

b) I, III y IV

c) II y IV

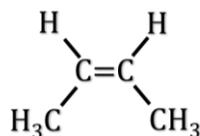
d) Todos

(O.Q.L. Asturias 2019)

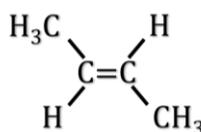
Para que una sustancia presente **isomería geométrica** debe cumplir las siguientes condiciones:

- presentar un doble enlace
- tener el mismo átomo o grupo de átomos unido a los carbonos que forman el doble enlace

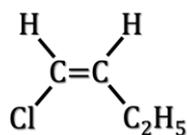
I-III-IV. Los compuestos, **but-2-eno**, **1-clorobut-1-eno** y **2-clorobut-2-eno**, tienen dos sustituyentes idénticos unidos a los carbonos que se enlazan con doble enlace, por este motivo presentan, cada uno, dos isómeros según a que parte del doble enlace estén colocados estos sustituyentes:



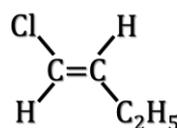
cis-but-2-eno



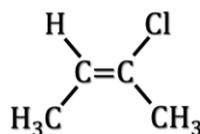
trans-but-2-eno



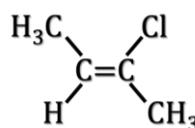
cis-1-clorobut-1-eno



trans-1-clorobut-1-eno



cis-2-clorobut-2-eno



trans-2-clorobut-2-eno

II. El but-1-eno tiene tres sustituyentes idénticos unidos a los carbonos que se enlazan con doble enlace, por este motivo tiene no presenta isomería geométrica.

La respuesta correcta es la b.

6.251. Son isómeros de función de fórmula molecular C_3H_6O :

a) Prop-2-en-1-ol y prop-1-en-1-ol

b) Propanona y propanal

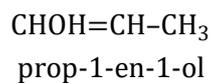
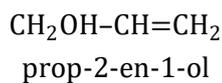
c) Ciclopropanol y propanol

d) Propanona y etilmetileter

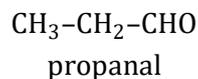
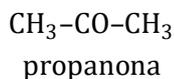
(O.Q.L. Asturias 2019)

Dos compuestos son isómeros de función si presentando la misma fórmula molecular y distinta fórmula desarrollada tienen en su estructura un grupo funcional diferente.

a) Falso. Prop-2-en-1-ol y prop-1-en-1-ol son isómeros de posición:



b) **Verdadero**. Propanona y propanal son isómeros de función:

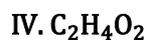
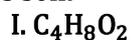


c) Falso. Ciclopropanol ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$) y propanol ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$), no son isómeros ya que tienen diferente fórmula molecular.

d) Falso. Propanona ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$) y etilmetiléter ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$), no son isómeros ya que tienen diferente fórmula molecular.

La respuesta correcta es la **b**.

6.252. Dadas las siguientes fórmulas moleculares los compuestos que presentan un éster entre sus isómeros son:



a) 1 y 4

b) 2 y 3

c) 1, 2 y 4

d) Solo 1

(O.Q.L. Asturias 2019)

Los ésteres deben presentar al menos una insaturación correspondiente al grupo carbonilo.

I. **Verdadero**. La fórmula del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos es C_4H_{10} , como el compuesto dado, $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$, tiene dos átomos de hidrógeno menos quiere decir que **presenta una insaturación**.

II. Falso. La fórmula del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos es C_4H_{10} , como el compuesto dado, $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_2$, tiene cuatro átomos de hidrógeno menos quiere decir que presenta dos insaturaciones.

III. Falso. La fórmula del hidrocarburo saturado de tres carbonos es C_3H_8 , como al compuesto dado, $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_2$, no le faltan átomos de hidrógeno quiere decir que no presenta ninguna insaturación.

IV. **Verdadero**. La fórmula del hidrocarburo saturado de dos carbonos es C_2H_6 , como el compuesto dado, $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$, tiene dos átomos de hidrógeno menos quiere decir que **presenta una insaturación**.

La respuesta correcta es la **a**.

7. QUÍMICA NUCLEAR

7.1. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones químicas, correspondientes a otras tantas reacciones nucleares, es correcta?

- a) ${}_{90}^{232}\text{Th} \rightarrow {}_{88}^{228}\text{Ra} + {}_{-1}^0\beta$
 b) ${}_{92}^{238}\text{U} \rightarrow {}_{90}^{232}\text{Th} + {}_2^4\alpha$
 c) ${}_{90}^{232}\text{Th} \rightarrow {}_{88}^{228}\text{Ra} + {}_2^4\alpha$
 d) ${}_{90}^{232}\text{Th} \rightarrow {}_{91}^{234}\text{Ra} + {}_2^4\alpha$

(O.Q.L. Murcia 1997)

De acuerdo con la ley de los desplazamientos radiactivos propuesta por Soddy y Fajans (1913):

- cuando un núclido emite una partícula α se convierte en otro núclido con 2 unidades menos de número atómico y 4 unidades menos de número másico.
- cuando un núclido emite una partícula β se convierte en otro núclido con 1 unidad más de número atómico y el mismo número másico.

- a) Incorrecta. Si se emite una partícula β el núclido resultante debería ser ${}_{91}^{232}\text{Pa}$.
 b) Incorrecta. Si se emite una partícula α el núclido resultante debería ser ${}_{90}^{234}\text{Th}$.
 c) **Correcta**. Si se emite una partícula α el núclido resultante es ${}_{88}^{228}\text{Ra}$.
 d) Incorrecta. Si se emite una partícula α el núclido resultante debería ser ${}_{88}^{228}\text{Ra}$.

La respuesta correcta es la c.

7.2. El período de vida media de un isótopo radiactivo es de un año, esto significa que:

- a) Al transcurrir el año ya no producirá radioactividad.
 b) Cada año su actividad se reduce a la mitad.
 c) Al cabo de un año el contenido del envase estará caducado.
 d) Al cabo de un año la masa contenida en un determinado envase se habrá reducido a la mitad.

(O.Q.L. Murcia 1999)

La **vida media** de un isótopo se define como el **tiempo** que transcurre **hasta que la muestra radiactiva se reduce a la mitad**.

La respuesta correcta es la b.

7.3. Indique la proposición correcta:

- a) La reacción ${}_{12}^{24}\text{Mg} + {}_2^4\text{He} \rightarrow {}_{14}^{27}\text{Si} + {}_0^1\text{n}$, es una reacción de fusión.
 b) La reacción ${}_{92}^{235}\text{U} + {}_0^1\text{n} \rightarrow {}_{40}^{97}\text{Zr} + {}_{52}^{137}\text{Te} + 2 {}_0^1\text{n}$, es una reacción de bombardeo.
 c) La reacción ${}_{37}^{85}\text{Rb} + {}_0^1\text{n} \rightarrow {}_{37}^{84}\text{Rb} + 2 {}_0^1\text{n}$, es una reacción de fisión.
 d) La reacción ${}_1^2\text{H} + {}_1^3\text{H} \rightarrow {}_2^4\text{He} + {}_0^1\text{n}$, es una reacción de fusión.
 e) El ${}_{6}^{14}\text{C}$ muestra la misma actividad nuclear que el ${}_{6}^{12}\text{C}$.

(O.Q.N. Barcelona 2001)

- a) Falso. La reacción ${}_{12}^{24}\text{Mg} + {}_2^4\text{He} \rightarrow {}_{14}^{27}\text{Si} + {}_0^1\text{n}$, es una reacción de bombardeo.
 b) Falso. La reacción ${}_{92}^{235}\text{U} + {}_0^1\text{n} \rightarrow {}_{40}^{97}\text{Zr} + {}_{52}^{137}\text{Te} + 2 {}_0^1\text{n}$, es una reacción de fisión.
 c) Falso. La reacción ${}_{37}^{85}\text{Rb} + {}_0^1\text{n} \rightarrow {}_{37}^{84}\text{Rb} + 2 {}_0^1\text{n}$, es una reacción de bombardeo.
 d) **Verdadero**. La reacción ${}_1^2\text{H} + {}_1^3\text{H} \rightarrow {}_2^4\text{He} + {}_0^1\text{n}$, es una reacción de **fusión**.
 e) Falso. El ${}_{6}^{14}\text{C}$ no muestra la misma actividad nuclear que el ${}_{6}^{12}\text{C}$.

La respuesta correcta es la d.

7.4. El isótopo ^{42}K tiene un tiempo de semidesintegración de 12 horas. ¿Cuál es la fracción de concentración inicial de dicho isótopo que queda después de 48 horas?

- a) 1/16
- b) 1/8
- c) 1/4
- d) 1/2

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La ecuación que permite calcular la cantidad de isótopo que queda al cabo de un cierto tiempo es:

$$\ln \frac{A}{A_0} = -\lambda t$$

La relación existente entre la constante radiactiva y el tiempo de semidesintegración viene dado por la expresión:

$$\lambda = \frac{\ln 2}{t_{1/2}}$$

El valor de la constante es:

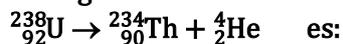
$$\lambda = \frac{0,693}{12 \text{ h}} = 0,0578 \text{ h}^{-1}$$

La fracción de isótopo que permanece después de 48 h es:

$$\ln \frac{A}{A_0} = (-0,0578 \text{ h}^{-1}) \cdot (48 \text{ h}) = -2,77 \quad \rightarrow \quad \frac{A}{A_0} = \frac{1}{16}$$

La respuesta correcta es la a.

7.5. La energía asociada con la emisión de una partícula del $^{238}_{92}\text{U}$, correspondiente a la siguiente reacción:



- a) 4,2 MeV
- b) 2 MeV
- c) 18,4 MeV
- d) 1,7 MeV
- e) 6,5 MeV

(Datos. Masas atómicas (u): $^{238}_{92}\text{U} = 238,0508$; $^{234}_{90}\text{Th} = 234,0437$; $^4_2\text{He} = 4,0026$. $1 \text{ J} = 6,2414 \cdot 10^{12} \text{ MeV}$; $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$)

(O.Q.N. Barcelona 2001)

El cambio de masa que se registra en la emisión de una partícula alfa es:

$$\Delta m = [(234,0437 + 4,0026)] \text{ u} - 238,0508 \text{ u} = -0,0045 \text{ u}$$

es la masa que se convierte en energía de acuerdo con la ecuación $E = m c^2$.

$$E = (-0,0045 \text{ u}) \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{10^3 \text{ g}} \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})^2 \cdot \frac{6,2414 \cdot 10^{12} \text{ MeV}}{1 \text{ J}} = -4,2 \text{ MeV}$$

El signo negativo indica que se trata de energía desprendida.

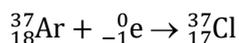
La respuesta correcta es la a.

7.6. Una muestra de 100 g de ^{37}Ar se desintegra por captura de un electrón con una vida media de 35 días. ¿Cuánto tiempo tardará en acumularse 90 g de ^{37}Cl ?

- a) 31 días
- b) 39 días
- c) 78 días
- d) 116 días
- e) 315 días

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.N. Alcalá 2016)

La reacción nuclear correspondiente a la desintegración propuesta es:



La cantidad de argón que se desintegra al cabo de ese tiempo se corresponde con la cantidad de cloro formado:

$$100 \text{ g (inicial)} - 90 \text{ g (formado)} = 10 \text{ g (final)}$$

La ecuación que permite calcular la cantidad de isótopo que queda al cabo de un cierto tiempo es:

$$\ln \frac{A}{A_0} = -\lambda t$$

La relación existente entre la constante radiactiva y la vida media viene dado por la expresión:

$$\lambda = \frac{\ln 2}{t_{1/2}}$$

El valor de la constante es:

$$\lambda = \frac{0,693}{35 \text{ días}} = 0,0198 \text{ día}^{-1}$$

El tiempo que tarda la muestra en desintegrarse es:

$$t = -\frac{\ln \frac{10}{100}}{0,0198 \text{ día}^{-1}} = 116 \text{ días}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(En Alcalá 2016 las cantidades inicial y final son 50 g y 40 g, respectivamente).

7.7. ¿Cuál de los siguientes tipos de emisiones nucleares conducen a una disminución de la carga nuclear?

A) Emisión alfa. B) Emisión beta. C) Emisión de positrones. D) Captura de electrones.

- a) A y B
- b) B y D
- c) A y C
- d) A, C y D
- e) Solamente D

(O.Q.N. Tarazona 2003)

A) La emisión de una partícula α produce un núcleo con 2 unidades menos de número atómico, es decir con 2 unidades **menos** de carga nuclear.

B) La emisión de una partícula β produce un núcleo con 1 unidad más de número atómico, es decir con 1 unidad más de carga nuclear.

C) La emisión de un positrón produce un núcleo con 1 unidad menos de número atómico, es decir con 1 unidad **menos** de carga nuclear.

D) La captura de un electrón produce un núcleo con 1 unidad menos de número atómico, es decir con 1 unidad **menos** de carga nuclear.

La respuesta correcta es la **d**.

7.8. La vida media del ^{55}Cr radioactivo es de 1,8 h. Si tenemos en cuenta que el tiempo necesario para llevar una muestra de este isótopo desde el reactor hasta nuestro laboratorio es de 10,8 horas, indique la cantidad de isótopo que hay que tomar para disponer finalmente de 1 mg de ^{55}Cr en el laboratorio.

- a) 128 mg
- b) 64 mg
- c) 32 mg
- d) 11 mg

(O.Q.L. Murcia 2003)

La ecuación que permite calcular la cantidad de isótopo que queda al cabo de un cierto tiempo es:

$$\ln \frac{A}{A_0} = -\lambda t$$

La relación existente entre la constante radiactiva y la vida media viene dado por la expresión:

$$\lambda = \frac{\ln 2}{t_{1/2}}$$

El valor de la constante es:

$$\lambda = \frac{0,693}{1,8 \text{ h}} = 0,385 \text{ h}^{-1}$$

La cantidad inicial de isótopo es:

$$\ln \frac{1}{A_0} = (-0,385 \text{ h}^{-1}) \cdot (10,8 \text{ h}) \quad \rightarrow \quad A_0 = 63,9 \text{ mg}$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.9. En una fiesta universitaria un invitado trajo una botella de brandy por la que pagó una importante cantidad de dinero, pues en la etiqueta indicaba que se había embotellado en tiempos de Napoleón (alrededor de 1800). Al día siguiente analizaron el brandy que sobró y encontraron que tenía un contenido en tritio (^3H) de 9,86 % del que presenta el agua actual. ¿Cuánto tiempo hace que se embotelló el brandy? (Dato. $t_{1/2}$ del ^3H = 12,26 años).

- a) 62 años
- b) 41 años
- c) 1.252 meses
- d) 197 años
- e) 132 meses

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación que permite calcular la cantidad de isótopo que queda al cabo de un cierto tiempo es:

$$\ln \frac{A}{A_0} = -\lambda t$$

La relación existente entre la constante radiactiva y el periodo de semidesintegración viene dado por la expresión:

$$\lambda = \frac{\ln 2}{t_{1/2}}$$

El valor de la constante es:

$$\lambda = \frac{0,693}{12,26 \text{ años}} = 0,0564 \text{ año}^{-1}$$

El tiempo transcurrido desde que se embotelló el brandy es:

$$t = -\frac{\ln \frac{9,86}{100}}{0,0564 \text{ año}^{-1}} = 41,1 \text{ años}$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.10. ¿Cuál de los siguientes pares de núclidos son isóbaros?

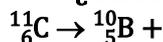
- a) ${}_{33}^{81}\text{As}$ y ${}_{34}^{81}\text{Se}$
- b) ${}_{34}^{82}\text{Se}$ y ${}_{34}^{85}\text{Se}$
- c) ${}_{37}^{81}\text{Rb}$ y ${}_{38}^{88}\text{Rb}$
- d) ${}_{35}^{85}\text{Br}$ y ${}_{36}^{82}\text{Kr}$
- e) ${}_{38}^{88}\text{Sr}$ y ${}_{39}^{85}\text{Y}$

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

Dos núclidos son **isóbaros** si tienen el **mismo número másico**, de los propuestos: ${}_{33}^{81}\text{As}$ y ${}_{34}^{81}\text{Se}$.

La respuesta correcta es la **a**.

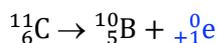
7.11. ¿Cuál es la partícula que se emite en la siguiente reacción nuclear?



- a) ${}_{-1}^0\text{e}$
- b) ${}_{+1}^0\text{e}$
- c) ${}_{0}^1\text{n}$
- d) ${}_{2}^4\text{He}$

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

Se trata de una reacción nuclear en la que se emite un **positrón**:



La respuesta correcta es la **b**.

7.12. Si el ${}^{238}\text{U}$ experimenta emisión α , ¿cuál es el otro núclido que se produce?

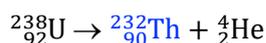
- a) ${}^{234}\text{Th}$ f) ${}^{231}\text{Pa}$
- b) ${}^{234}\text{U}$
- c) ${}^{234}\text{Pa}$
- d) ${}^{236}\text{Np}$
- e) ${}^{237}\text{Np}$

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.N. El Escorial 2017)

De acuerdo con la ley de los desplazamientos radiactivos propuesta por Soddy y Fajans (1913):

“cuando un núclido emite una partícula α se convierte en otro núclido con 2 unidades menos de número atómico y 4 unidades menos de número másico”.

Aplicado a este caso:



La respuesta correcta es la **a**.

7.13. La constante de desintegración del ${}^{60}\text{Co}$ es $0,132 \text{ año}^{-1}$. ¿Qué masa de ${}^{60}\text{Co}$ queda a partir de una muestra de 2,50 g de este isótopo que emite durante 10 años?

- a) 0,120 g
- b) 1,83 g
- c) 0,668 g
- d) 2,38 g

(O.Q.L. Madrid 2006)

La ecuación que permite calcular la cantidad de isótopo que queda al cabo de un cierto tiempo es:

$$\ln \frac{A}{A_0} = -\lambda t$$

La cantidad de isótopo que queda al cabo de 10 años es:

$$\ln \frac{A}{2,50} = (-0,132 \text{ año}^{-1}) \cdot (10 \text{ años}) \quad \rightarrow \quad A = 0,668 \text{ g}$$

La respuesta correcta es la c.

7.14. Maria Salomea Sklodowska-Curie, popularmente conocida como Marie Curie, fue una química y física polaca (nacionalizada francesa) que debe su fama a:

- El descubrimiento de los elementos polonio y radio.
- La formulación de la ley de las proporciones múltiples.
- Sus estudios, junto a Faraday, en el campo de la electroquímica.
- El descubrimiento del elemento curio.
- Descubrió la radiactividad.
- Calculó, de forma exacta, la carga del electrón.
- Verificó experimentalmente el segundo postulado de Bohr.
- Verificó la hipótesis de Rutherford.

(O.Q.L. Murcia 2008) (O.Q.L. Murcia 2011) (O.Q.L. Murcia 2018)

Marie y Pierre Curie [descubrieron los elementos polonio](#) (junio 1898) y [radio](#) (diciembre 1898) en desechos de minerales de uranio como la pechblenda, procedentes de las minas de St. Joachimsthal.

La respuesta correcta es la **b**.

7.15. ¿Cuál de las siguientes reacciones nucleares se produce por emisión de un positrón?

- ${}_{13}^{26}\text{Al} \rightarrow {}_{12}^{26}\text{Mg}$
- ${}_{33}^{75}\text{As} \rightarrow {}_{34}^{75}\text{Se}$
- ${}_{84}^{214}\text{Po} \rightarrow {}_{82}^{206}\text{Pb}$
- ${}_{9}^{19}\text{F} \rightarrow {}_{10}^{20}\text{Ne}$
- ${}_{28}^{58}\text{Ni} \rightarrow {}_{28}^{64}\text{Ni}$

(O.Q.N. Ávila 2009)

Si un núcleo emite un positrón (${}_{+1}^0\text{e}$) se transforma en otro núcleo con una unidad menos de número atómico y con el mismo número másico.

La única reacción nuclear que cumple la condición dada es la primera:



La respuesta correcta es la **a**.

7.16. Para detectar la radiación de un isótopo radiactivo se emplea un:

- Polímetro
- Contador Geiger
- Medidor Curie
- Isotopómetro

(O.Q.L. Murcia 2010)

El aparato que mide la radiación que emite un isótopo radiactivo es el [contador Geiger](#).

La respuesta correcta es la **b**.

7.17. Marie Curie fue la primera persona que obtuvo dos Premios Nobel, en 1903 y 1911, respectivamente. Indique en qué dos áreas de la ciencia:

- Física y Física
- Física y Química
- Química y Física
- Química y Química

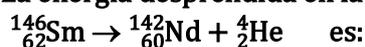
(O.Q.L. País Vasco 2012)

Marie Curie fue galardonada en:

- 1903, junto con Henri Becquerel y Pierre Curie, con el Premio Nobel de Física “en reconocimiento de los extraordinarios servicios que ha prestado por sus investigaciones conjuntas sobre los fenómenos de radiación descubierta por el profesor Henri Becquerel”.
- 1911, junto con el Premio Nobel de Química “en reconocimiento a sus servicios al avance de la química por el descubrimiento de los elementos radio y polonio, el aislamiento del radio y el estudio de la naturaleza y compuestos de este notable elemento”.

La respuesta correcta es la b.

7.18. La energía desprendida en la emisión α del ^{146}Sm , de acuerdo con la reacción:



- $2,547 \cdot 10^3$ MeV
- 2,547 MeV
- $1,532 \cdot 10^{24}$ MeV
- 4,03 MeV
- $4,083 \cdot 10^3$ MeV

(Datos. Masas atómicas (u): $^{146}_{62}\text{Sm} = 145,913053$; $^{142}_{60}\text{Nd} = 141,907719$; $^4_2\text{He} = 4,0026$. $1 \text{ J} = 6,2414 \cdot 10^{12}$ MeV; $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24}$ g)

(O.Q.N. Madrid 2015)

El cambio de masa que se registra en la emisión de una partícula alfa es:

$$\Delta m = [(141,907719 + 4,0026)] \text{ u} - 145,913053 \text{ u} = -0,002734 \text{ u}$$

es la masa que se convierte en energía de acuerdo con la ecuación $E = m c^2$.

$$E = (-0,002734 \text{ u}) \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{10^3 \text{ g}} \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})^2 \cdot \frac{6,2414 \cdot 10^{12} \text{ MeV}}{1 \text{ J}} = -2,546 \text{ MeV}$$

El signo negativo indica que se trata de energía desprendida.

La respuesta correcta es la b.

(Cuestión similar a la propuesta en Barcelona 2001).

7.19. El isótopo más abundante de Pb contiene 82 protones y 124 neutrones reunidos en su núcleo. ¿Qué hace que los protones, a pesar de su carga positiva, se mantengan unidos tan próximos?

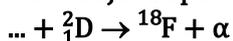
- Los electrones de la corteza neutralizan las fuerzas repulsivas entre los protones.
- Los neutrones bloquean la carga de los protones y previenen su repulsión.
- Las fuerzas electrostáticas entre neutrones y protones mantienen la unidad del núcleo.
- Las fuerzas nucleares son superiores a las fuerzas repulsivas que se dan entre protones.

(O.Q.L. Murcia 2015)

La estabilidad nuclear es debida a que las fuerzas nucleares debidas a la transformación de masa en energía son superiores a las fuerzas de repulsión coulombiana existentes entre los protones.

La respuesta correcta es la d.

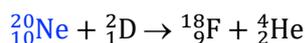
7.20. Elija la opción correcta para completar la reacción nuclear que da lugar al isótopo de flúor indicado:



- a) ${}^{20}\text{Ne} + {}^4_2\text{He}$
 b) ${}^{20}\text{Ne} + \alpha$
 c) ${}^{20}\text{Ne}$
 d) ${}^{20}\text{Ne} + \beta^-$

(O.Q.N. Alcalá 2016)

Se trata de una reacción nuclear en la que el proyectil es un deuterón y además de formarse el isótopo de flúor ($Z = 9$) se emite una partícula α , ${}^4_2\text{He}$. Se debe cumplir que $\Delta Z = \Delta A = 0$, por tanto:



La respuesta correcta es la c.

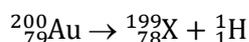
7.21. Teniendo en cuenta exclusivamente la información de la siguiente tabla, indique qué afirmación es la correcta:

Elemento	Hg	Zr	Au	Mo	K	Fr
# de electrones	80	40	79	42	19	87
# de neutrones	121	50	121	52	21	134
# de protones	80	40	79	42	19	87

- a) El mercurio se obtiene cuando el oro emite radiactivamente un protón.
 b) El oro se puede transformar en mercurio por pérdida de una partícula beta (${}^0_{-1}\beta$).
 c) Si el circonio se desintegra radiactivamente emitiendo una partícula alfa (${}^4_2\alpha$) se transforma en molibdeno.
 d) El francio puede representarse mediante la forma ${}^{134}_{87}\text{Fr}$.

(O.Q.N. El Escorial 2017)

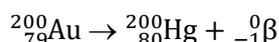
a) Falso. La ecuación química correspondiente a la reacción nuclear de emisión de un protón por el oro es:



b) Falso. De acuerdo con la ley de los desplazamientos radiactivos propuesta por Soddy y Fajans (1913):

“cuando un núclido emite una partícula β se convierte en otro núclido con 1 unidad más de número atómico y el mismo número másico”.

La ecuación química correspondiente a la reacción nuclear de emisión de una partícula beta por el oro es:



c) Falso. De acuerdo con la ley de los desplazamientos radiactivos propuesta por Soddy y Fajans (1913):

“cuando un núclido emite una partícula α se convierte en otro núclido con 2 unidades menos de número atómico y 4 unidades menos de número másico”.

La ecuación química correspondiente a la reacción nuclear de emisión de una partícula alfa por el circonio es:



d) Falso. La representación del isótopo del francio ($Z = 87$) que tiene 134 neutrones es ${}^{221}_{87}\text{Fr}$.

Ninguna respuesta es correcta.

7.22. En el proceso radiactivo del ${}^{232}_{92}\text{X} \rightarrow {}^{220}_{89}\text{X}$, ¿cuántas partículas alfa (α) y beta (β) son expulsadas?

- a) 5 α y 5 β
- b) 3 α y 3 β
- c) 3 α y 5 β
- d) 5 α y 3 β

(O.Q.N. Salamanca 2018)

En la serie radiactiva ${}^{232}_{92}\text{X} \rightarrow {}^{220}_{89}\text{X}$ se produce una disminución de los números másico y atómico del elemento X:

- Número másico $\rightarrow (232 - 220) = 12$ unidades
- Número atómico $\rightarrow (92 - 89) = 3$ unidades

De acuerdo con la ley de los desplazamientos radiactivos propuesta por Soddy y Fajans (1913):

- 1) Un núcleo al emitir una partícula alfa se convierte en otro diferente con 4 unidades menos de número másico y 2 unidades menos de número atómico.
- 2) Un núcleo al emitir una partícula beta se convierte en otro diferente con el mismo número másico y 1 unidad más de número atómico.

De acuerdo con estas reglas, se observa que el número másico solo desciende al emitirse partículas alfa. Por tanto, al descender el número másico en 12 unidades, el número de partículas alfa emitidas es:

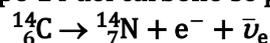
$$12 \text{ unidades de } A \cdot \frac{1 \text{ partícula } \alpha}{4 \text{ unidades de } A} = 3 \text{ partículas } \alpha$$

Al emitirse 3 partículas alfa el número atómico desciende en 6 unidades pero como en el proceso global solo puede descender 3 unidades, el número de partículas beta emitidas es:

$$(6 - 3) \text{ unidades de } Z \cdot \frac{1 \text{ partícula } \beta}{1 \text{ unidad de } Z} = 3 \text{ partículas } \beta$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.23. En los años 1940s, Willard Libby propuso un método muy original para conocer la edad de muestras de origen biológico, basado en la proporción entre los isótopos 14 (radiactivo) y 12 (no radiactivo) del carbono en la muestra biológica y la atmósfera circundante. Este método ha tenido múltiples aplicaciones en geología, paleontología, arqueología, ciencias forenses, ciencias medioambientales, etc. Por estas investigaciones, Libby fue galardonado con el Premio Nobel de Química en 1960. La desintegración del isótopo 14 del carbono se produce por emisión β según la siguiente reacción:



Si esta reacción tiene un tiempo de semivida de 5.730 años y sigue una cinética de primer orden, ¿cuál es el valor de la constante de velocidad?

- a) $1,2 \cdot 10^{-4} \text{ años}^{-1}$
- b) $4,5 \cdot 10^{-7} \text{ días}^{-1}$
- c) 10^{-9} h^{-1}
- d) $3,8 \cdot 10^{-14} \text{ s}^{-1}$

(Nota. El símbolo $\bar{\nu}_e$ representa el antineutrino del electrón).

(O.Q.L. Madrid 2018)

La ecuación que permite calcular la cantidad de isótopo que queda al cabo de un cierto tiempo es:

$$\ln \frac{A}{A_0} = -\lambda t$$

La relación existente entre la constante radiactiva y la vida media viene dada por la expresión:

$$\lambda = \frac{\ln 2}{t_{1/2}}$$

El valor de la constante radiactiva es:

$$\lambda = \frac{0,693}{5.730 \text{ años}} = 1,21 \cdot 10^{-4} \text{ año}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.24. En medicina nuclear es frecuente el uso de isótopos radiactivos para tratar o diagnosticar enfermedades. Uno de los métodos de diagnosis es la tomografía de emisión de positrones (positron emission tomography, PET) en la que se pueden 'visualizar' (escanear) procesos metabólicos del organismo. Frecuentemente, en esta técnica se usa la 2-fluoro-2-desoxi-D-glucosa, marcada con el isótopo 18 del flúor. ¿En qué isótopo se transforma el flúor-18 en el proceso radiactivo?

- a) En flúor-19
- b) En oxígeno-18
- c) Continua como flúor-18
- d) En neón-19

(Nota. El positrón es la antipartícula del electrón)

(O.Q.L. Madrid 2018)

La emisión de un positrón produce un núcleo con 1 unidad menos de carga nuclear, es decir, con 1 unidad menos de número atómico:



La respuesta correcta es la **b**.

7.25. Sabiendo que la desintegración radiactiva que se inicia con ${}_{92}^{235}\text{U}$ finaliza en el ${}_{82}^{207}\text{Pb}$, indique cuántas partículas alfa (α) y beta (β) se emitirán durante la secuencia completa:

- a) 14 y 7, respectivamente
- b) 7 y 2, respectivamente
- c) 7 y 4, respectivamente
- d) 14 y 10, respectivamente

(O.Q.N. Santander 2019)

En la serie radiactiva ${}_{92}^{235}\text{U} \rightarrow {}_{82}^{207}\text{Pb}$ se produce una disminución de los números másico y atómico del elemento U:

- Número másico $\rightarrow (235 - 207) = 28$ unidades
- Número atómico $\rightarrow (92 - 82) = 10$ unidades

De acuerdo con la ley de los desplazamientos radiactivos propuesta por Soddy y Fajans (1913):

- 1) Un núcleo al emitir una partícula alfa se convierte en otro diferente con 4 unidades menos de número másico y 2 unidades menos de número atómico.
- 2) Un núcleo al emitir una partícula beta se convierte en otro diferente con el mismo número másico y 1 unidad más de número atómico.

De acuerdo con estas reglas, se observa que el número másico solo desciende al emitirse partículas alfa. Por tanto, al descender el número másico en 12 unidades, el número de partículas alfa emitidas es:

$$28 \text{ unidades de } A \cdot \frac{1 \text{ partícula } \alpha}{4 \text{ unidades de } A} = 7 \text{ partículas } \alpha$$

Al emitirse 7 partículas alfa el número atómico desciende en 14 unidades pero como en el proceso global solo puede descender 10 unidades, el número de partículas beta emitidas es:

$$(14 - 10) \text{ unidades de } Z \cdot \frac{1 \text{ partícula } \beta}{1 \text{ unidad de } Z} = 4 \text{ partículas } \beta$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Salamanca 2018).

7.26. Albert Ghiorso ha sido el científico al que se le pueden atribuir más descubrimientos de elementos químicos, hasta doce. Entre ellos se encuentra el einstenio ($Z = 99$), cuyo isótopo más estable es el ^{252}Es . ¿Cuál de las proposiciones para este elemento es incorrecta?

- a) Pertenece a la serie de los actínidos o actinoides (como recomienda la IUPAC).
 b) El isótopo ^{252}Es contiene 153 neutrones.
 c) El isótopo ^{252}Es por desintegración alfa se transforma en ^{250}Am .
 d) El isótopo ^{252}Es por desintegración beta se transforma en ^{252}Fm .

(O.Q.L. Valencia 2019)

- a) Verdadero. En la Tabla Periódica, el einstenio está situado en la serie de los actinoides.
 b) Verdadero. La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones de un isótopo:

$$n^{\circ} \text{ de neutrones} = A - Z = 252 - 99 = 153$$

- c) **Falso**. De acuerdo con la ley de los desplazamientos radiactivos propuesta por Soddy y Fajans (1913):
 “cuando un núclido emite una partícula α se convierte en otro núclido con 2 unidades menos de número atómico y 4 unidades menos de número másico”.

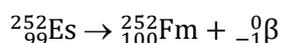
La ecuación química correspondiente a la reacción nuclear de emisión de una partícula alfa por el einstenio es:



- d) Verdadero. De acuerdo con la ley de los desplazamientos radiactivos propuesta por Soddy y Fajans (1913):

“cuando un núclido emite una partícula β se convierte en otro núclido con 1 unidad más de número atómico y el mismo número másico”.

La ecuación química correspondiente a la reacción nuclear de emisión de una partícula beta por el oro es:



La respuesta correcta es la c.

7.27. Uno de los logros de Marie Sklodowska Curie fue el descubrimiento del radio. El isótopo más abundante de este elemento, el ^{226}Ra , se desintegra a la mitad de su cantidad inicial pasados 1.601 años. En uno de sus experimentos en 1898, derramó por accidente sobre su cuaderno de laboratorio 2,00 mL de una disolución de RaCl_2 de concentración 1,10 g/100 mL. En el año 2019, ¿cuál es la cantidad de radio que quedará en el cuaderno?

- a) 21,2 mg
 b) 20,8 mg
 c) 15,9 mg
 d) 10,5 mg

(O.Q.L. Madrid 2019)

La cantidad inicial de radio derramada es:

$$2,00 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1,10 \text{ g RaCl}_2}{100 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol RaCl}_2}{297 \text{ g RaCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Ra}}{1 \text{ mol RaCl}_2} \cdot \frac{226 \text{ g Ra}}{1 \text{ mol Ra}} \cdot \frac{10^3 \text{ mg Ra}}{1 \text{ g Ra}} = 16,7 \text{ mg Ra}$$

La ecuación que permite calcular la cantidad de isótopo que queda al cabo de un cierto tiempo es:

$$\ln \frac{A}{A_0} = -\lambda t$$

La relación existente entre la constante radiactiva y el periodo de semidesintegración viene dado por la expresión:

$$\lambda = \frac{\ln 2}{t_{1/2}}$$

El valor de la constante es:

$$\lambda = \frac{0,693}{1.601 \text{ años}} = 4,33 \cdot 10^{-4} \text{ año}^{-1}$$

La cantidad de radio que queda al cabo del tiempo dado, (2019 - 1898) = 121 años, es:

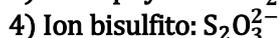
$$\ln \frac{A}{16,7} = - (4,33 \cdot 10^{-4} \text{ año}^{-1}) \cdot (121 \text{ años})$$

Se obtiene, $A = 15,8 \text{ mg } ^{226}\text{Ra}$

La respuesta correcta es la **c**.

8. NOMENCLATURA INORGÁNICA

8.1. De los siguientes iones, diga los que se encuentran formulados correctamente:



a) 1, 2 y 3

b) 2 y 4

c) Solo 3

d) 3 y 4

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Las fórmulas correctas son:

1) Ion perclorato: ClO_4^- , la fórmula propuesta no corresponde a ninguna especie.

2) Ion hipoyodito: IO^- , la fórmula propuesta corresponde al ion yodito.

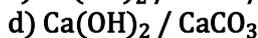
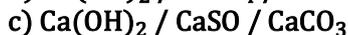
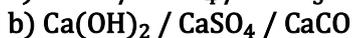
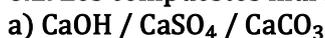
3) Ion ortofosfato: PO_4^{3-} , la fórmula propuesta es correcta.

4) Ion bisulfito: HSO_3^- , la fórmula propuesta corresponde al ion tiosulfato. De acuerdo con las normas de nomenclatura propuestas por la IUPAC en 2005, el nombre bisulfito es obsoleto, debería llamarse:

- nombre vulgar aceptado: ion hidrogenosulfito
- nomenclatura de adición: $[\text{SO}_2(\text{OH})]^-$, hidroxidodioxidosulfato(1-)
- nomenclatura de hidrógeno: hidrogeno(trioxidosulfato)(1-).

La respuesta correcta es la c.

8.2. Los compuestos hidróxido de calcio, sulfato de calcio y carbonato de calcio son, respectivamente.



(O.Q.L. Extremadura 2003)

Las fórmulas de los compuestos propuestos son:



La respuesta correcta es la e.

8.3. Señale la fórmula química que corresponde al hipoclorito de cesio:



(O.Q.L. Murcia 2004)

El hipoclorito de sodio es una sal del ácido hipocloroso, HClO , en la que se reemplaza el átomo de H por un átomo de Cs $\rightarrow \text{CsClO}$.

La respuesta correcta es la b.

8.4. Señale la fórmula correcta del ácido tritiofosfórico.

- a) $\text{H}_2\text{PO}_2\text{S}$
- b) $\text{H}_3\text{PO}_4\text{S}$
- c) H_3POS_3
- d) HPO_3S_2

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

La fórmula del ácido fosfórico es H_3PO_4 y el prefijo tio indica que se reemplaza un átomo de oxígeno por uno de azufre, por tanto, la fórmula del **ácido tritiofosfórico** es H_3POS_3 .

La respuesta correcta es la c.

8.5. Si vemos la fórmula KIO, debemos pensar que se trata de:

- a) Una oxosal
- b) Una bisal
- c) Un óxido doble
- d) Un error, porque la fórmula está mal escrita.

(O.Q.L. Murcia 2005)

La fórmula **KIO** corresponde a una **oxosal** procedente del ácido hipoyodoso, HIO, en la que se ha reemplazado el átomo de H por un átomo de K.

La respuesta correcta es la a.

8.6. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es verdadera?

- a) KClO_2 : clorato de potasio
- b) Na_2SO_3 : sulfato de sodio
- c) FeS : sulfuro férrico
- d) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$: nitrato de aluminio

(O.Q.L. La Rioja 2007)

a) Falso. KClO_2 es clorito de potasio.

b) Falso. Na_2SO_3 es sulfito de sodio.

c) Falso. FeS es sulfuro de hierro (II) o monosulfuro de hierro. De acuerdo con las normas de nomenclatura propuestas por la IUPAC en 2005, el sufijo ico para las sales es obsoleto.

d) **Verdadero.** $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ es **nitrato de aluminio**.

La respuesta correcta es la d.

8.7. El nombre del compuesto de fórmula $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$ es:

- a) Orfosfato ferroso
- b) Fosfato férrico
- c) Metafosfato ferroso
- d) Fosfito ferroso

(O.Q.L. La Rioja 2007)

Se trata de una oxosal de un ácido polihidratado, H_3PO_4 , que es el ácido ortofosfórico o simplemente fosfórico. De acuerdo con las normas de nomenclatura propuestas por la IUPAC en 2005, el nombre ortofosfato ferroso es obsoleto, ya que no se aceptan los sufijos oso e ico en las oxosales, debería llamarse:

- nombre vulgar aceptado: **fosfato de hierro(II) o fosfato de hierro(2+)**
- nomenclatura con prefijos multiplicadores: **bis(tetraoxidofosfato) de dihierro**
- nomenclatura de adición: **tetraoxidofosfato(3-) de hierro(2+)**

Ninguna respuesta es correcta.

8.8. El nombre correspondiente al compuesto de fórmula $\text{Hg}(\text{HSO}_3)_2$ es:

- a) Hidrogenosulfato mercúrico
- b) Hidrogenosulfito mercúrico
- c) Sulfato ácido mercurioso
- d) Hidrogenosulfito mercurioso

(O.Q.L. La Rioja 2007)

Se trata de una sal ácida del ácido sulfuroso, H_2SO_3 . De acuerdo con las normas de nomenclatura propuestas por la IUPAC en 2005, el nombre hidrogenosulfito ferroso es obsoleto, ya que no se aceptan los sufijos oso e ico en las oxosales, debería llamarse:

- nombre vulgar aceptado: [hidrogenosulfito de mercurio\(II\) o hidrogenosulfito de mercurio\(2+\)](#)
- nomenclatura con prefijos multiplicadores: [bis\(trioxidosulfato\) de mercurio](#)
- nomenclatura de adición: [hidrogeno\(trioxidosulfato\)\(1-\) de mercurio\(2+\)](#)

Ninguna respuesta es correcta.

8.9. La fórmula HIO corresponde a:

- a) Yoduro de hidrógeno
- b) Hidróxido de yodo
- c) Ácido hipoyodoso
- d) No se corresponde a ningún compuesto conocido (hasta ahora).

(O.Q.L. Murcia 2008)

De acuerdo con las normas de nomenclatura propuestas por la IUPAC en 2005, la fórmula HIO corresponde a un oxoácido:

- nombre vulgar aceptado: [ácido hipoyodoso](#)
- nomenclatura de adición: [hidroxidoyodo](#)
- nomenclatura de hidrógeno: [hidrogeno\(oxidoyodato\)](#)

La respuesta correcta es la c.

8.10. ¿Cuál es la fórmula del hidrogenocarbonato de aluminio?

- a) $\text{Al}_3(\text{CO}_3)_2$
- b) $\text{Al}_2(\text{HCO}_3)_3$
- c) $\text{Al}(\text{HCO}_3)_3$
- d) $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$

(O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011)

Se trata de una sal ácida del ácido carbónico, H_2CO_3 , cuya fórmula es, $\text{Al}(\text{HCO}_3)_3$.

La respuesta correcta es la c.

8.11. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es correcta?

- a) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$: nitrato de hierro(III)
- b) $\text{Cu}(\text{ClO})_2$: hipoclorito de cobre(II)
- c) KCO_3 : carbonato de potasio
- d) $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$: sulfato de aluminio

(O.Q.L. La Rioja 2008)

- a) Incorrecto. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ es nitrato de hierro(III).
- b) **Correcto.** $\text{Cu}(\text{ClO})_2$ es [hipoclorito de cobre\(II\)](#).
- c) Incorrecto. KCO_3 es una fórmula incorrecta que no puede corresponder a ninguna sustancia.
- d) Incorrecto. $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$ es sulfito de aluminio.

La respuesta correcta es la b.

8.12. Las fórmulas correctas del dicromato de potasio, tiosulfato de sodio y dihidrógenofosfato de calcio son, respectivamente.

- a) $\text{KCr}_2\text{O}_7 / \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 / \text{CaH}_2\text{PO}_4$
- b) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 / \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 / \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
- c) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 / \text{NaS}_2\text{O}_3 / \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
- d) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 / \text{NaS}_2\text{O}_3 / \text{CaHPO}_4$

(O.Q.L. Madrid 2008)

Las fórmulas de los compuestos propuestos son:

- dicromato de potasio $\rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- tiosulfato de sodio $\rightarrow \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
- dihidrogenofosfato de calcio $\rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$

La respuesta correcta es la **b**.

8.13. Las fórmulas correctas del permanganato de potasio, borato de sodio e hidrogenoarsenito de sodio son, respectivamente:

- a) $\text{KMnO}_4 / \text{Na}_3\text{BO}_3 / \text{Na}_2\text{HAsO}_3$
- b) $\text{K}_2\text{MnO}_4 / \text{Na}_3\text{BO}_3 / \text{Na}(\text{HAsO}_3)_2$
- c) $\text{K}_2\text{MnO}_4 / \text{NaBO}_2 / \text{NaHAsO}_3$
- d) $\text{KMnO}_4 / \text{NaBO}_2 / \text{Na}_2\text{HAsO}_3$

(O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. Extremadura 2015)

Las fórmulas de los compuestos propuestos son:

- permanganato de potasio $\rightarrow \text{KMnO}_4$
- borato de sodio $\rightarrow \text{Na}_3\text{BO}_3$
- hidrogenoarsenito de sodio $\rightarrow \text{Na}_2\text{HAsO}_3$

La respuesta correcta es la **a**.

8.14. Indique cuál de las siguientes fórmulas no se corresponde con el nombre:

- a) KClO_4 : clorato de potasio
- b) Ag_2SO_3 : sulfito de plata
- c) $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$: nitrito de calcio
- d) Na_2CO_3 : carbonato de sodio

(O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011)

KClO_4 no es clorato de potasio, la fórmula propuesta corresponde al **perclorato de potasio**.

El resto de las fórmulas se corresponden con el nombre propuesto.

La respuesta correcta es la **a**.

8.15. La fórmula HBrO corresponde a:

- a) Hidróxido de bromo
- b) Bromuro de hidrógeno
- c) Ácido hipobromoso
- d) No se corresponde a ningún compuesto conocido hasta la fecha.

(O.Q.L. La Rioja 2010) (O.Q.L. La Rioja 2011)

De acuerdo con las normas de nomenclatura propuestas por la IUPAC en 2005, la fórmula HIO corresponde a un oxoácido:

- nombre vulgar aceptado: **ácido hipobromoso**
- nomenclatura de adición: **hidroxidobromo**
- nomenclatura de hidrógeno: **hidrogeno(oxidobromato)**

La respuesta correcta es la c.

8.16. Indique cuál de las siguientes fórmulas no corresponde con el nombre:

- a) Li_2SO_4 : sulfato de litio
- b) NH_4ClO_4 : perclorato de amonio
- c) AgNO_3 : nitrito de plata
- d) K_2CO_3 : carbonato de potasio

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La fórmula AgNO_3 no corresponde al nitrito de plata, el nombre correcto es **nitrato de plata**.

El resto de las fórmulas se corresponden con el nombre propuesto.

La respuesta correcta es la c.

8.17. Puesto que el NaOH se nombra como hidróxido de sodio, el HClO se nombrará:

- a) Hidróxido de cloro
- b) Cloruro básico de hidrógeno
- c) Monooxoclorato(I) de hidrógeno
- d) Hidroxicloruro

(O.Q.L. Murcia 2012)

De acuerdo con las normas de nomenclatura propuestas por la IUPAC en 2005, la fórmula HClO corresponde a un oxoácido:

- nombre vulgar aceptado: **ácido hipocloroso**
- nomenclatura de adición: **hidroxidocloro**
- nomenclatura de hidrógeno: **hidrogeno(oxidoclorato)**

El nombre monooxoclorato(I) de hidrógeno se corresponde con la nomenclatura sistemática que ya no es aceptada por la IUPAC.

Ninguna respuesta es correcta.

8.18. ¿Cuál de las siguientes fórmulas corresponde al hidróxido de bario?

- a) $\text{Ba}(\text{OH})$
- b) $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- c) $\text{Be}(\text{OH})$
- d) BaO

(O.Q.L. La Rioja 2012)

La fórmula del hidróxido de bario es **$\text{Ba}(\text{OH})_2$** .

La respuesta correcta es la **b**.

8.19. El compuesto HClO_3 se nombra como:

- a) Clorito de hidrógeno
- b) Trioxoclorato(V) de hidrógeno
- c) Ácido cloroso
- d) Ácido peroxocloroso

(O.Q.L. Murcia 2013)

De acuerdo con las normas de nomenclatura de la IUPAC de 2005, la fórmula HClO_3 corresponde a un oxoácido:

- nombre vulgar aceptado: **ácido clórico**
- nomenclatura de adición: $\text{ClO}_2(\text{OH})$, **hidroxidodioxidocloro**
- nomenclatura de hidrógeno: **hidrogeno(trioxidoclorato)**

El nombre trioxoclorato(V) de hidrógeno se corresponde con la nomenclatura sistemática que ya no es aceptada por la IUPAC.

Ninguna respuesta es correcta.

8.20. Indique cuál de las siguientes fórmulas corresponde al sulfito de calcio:

- a) CaSO_3
- b) CaSO_4
- c) BaSO_3
- d) Ca_2SO_3

(O.Q.L. La Rioja 2013)

Se trata de una oxosal del ácido sulfuroso, H_2SO_3 , cuya fórmula es, CaSO_3 .

La respuesta correcta es la a.

8.21. ¿Cuál es la fórmula del ácido difosfórico?

- a) H_3PO_4
- b) $\text{H}_6\text{P}_2\text{O}_6$
- c) $\text{H}_6\text{P}_2\text{O}_5$
- d) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$

(O.Q.L. La Rioja 2014)

Se trata de un oxoácido de condensación y su fórmula es, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$.

La respuesta correcta es la d.

8.22. ¿Cuál es la fórmula del hidrogenofosfato de aluminio?

- a) $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$
- b) $\text{Al}_2(\text{HPO}_4)_3$
- c) $\text{Al}(\text{HPO}_4)_2$
- d) $\text{Al}_3(\text{HPO}_4)_2$

(O.Q.L. La Rioja 2016) (O.Q.L. La Rioja 2019)

Se trata de una sal ácida del ácido fosfórico, H_3PO_4 , cuya fórmula es, $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$.

La respuesta correcta es la a.

8.23. La fórmula química del peróxido de calcio es:

- a) CaO_2
- b) Ca_2O
- c) Ca_2O_2
- d) CaO

(O.Q.L. Murcia 2017)

La fórmula correcta del peróxido de calcio es CaO_2 .

La respuesta correcta es la a.

8.24. El nombre correcto del compuesto MgCrO_4 es:

- a) Cromato de magnesio(II)
- b) Cromato de manganeso(II)
- c) Cromato de magnesio
- d) Cromiato de magnesio

(O.Q.L. La Rioja 2018)

De acuerdo con la nomenclatura tradicional el nombre de la sustancia es **cromato de magnesio**.

La respuesta correcta es la c.

8.25. ¿Cuál es la fórmula del ácido disulfúrico?

- a) H_2SO_4
- b) $\text{H}_6\text{S}_2\text{O}_6$
- c) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$
- d) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$

(O.Q.L. La Rioja 2018)

Se trata de un oxoácido de condensación y su fórmula es, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$.

La respuesta correcta es la d.

8.26. ¿Cuál de las siguientes fórmulas corresponde al ácido fosfórico?

- a) H_3PO_4
- b) H_3PO_3
- c) HPO_3
- d) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
- e) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$

(O.Q.L. País Vasco 2018)

Se trata de un oxoácido polihidratado en el que el prefijo orto habitualmente se omite y su fórmula es, H_3PO_4 .

La respuesta correcta es la a.

8.27. El nombre correcto del compuesto PdTe es:

- a) Teluro de paladio(II)
- b) Telururo de paladio
- c) Telururo de paladio(II)
- d) Teluro de panadio

(O.Q.L. La Rioja 2019)

De acuerdo con la nomenclatura de composición el nombre de la sustancia es **telururo de paladio(II)**.

La respuesta correcta es la c.

8.28. El compuesto de fórmula CrB es:

- a) Bromuro de carbono
- b) Carburo de bromo(IV)
- c) Cromuro de bromo(I)
- d) Boruro de cromo(III)

(O.Q.L. Murcia 2019)

De acuerdo con la nomenclatura de composición el nombre de la sustancia es **boruro de cromo(III)**.

La respuesta correcta es la d.

8.29. ¿Cuál de las siguientes fórmulas corresponde al anión silicato?

- a) SiO_3^{2-}
- b) SiO_2
- c) $\text{Si}_3\text{O}_9^{6-}$
- d) $\text{Si}_2\text{O}_7^{6-}$
- e) SiO_4^{4-}

(O.Q.L. País Vasco 2019)

Se trata del anión de un oxoácido polihidratado, ortosilícico, H_4SiO_4 , en el que el prefijo orto habitualmente se omite y su fórmula es, SiO_4^{4-} .

La respuesta correcta es la e.

8.30. ¿Cuál es la fórmula química de la alúmina?

- a) Al
- b) AlO₂
- c) AlH₃
- d) Al₂O₃
- e) Al(NO₃)₃

(O.Q.L. País Vasco 2019)

La alúmina es el nombre tradicional del óxido de aluminio y su fórmula es, Al₂O₃.

La respuesta correcta es la **d**.