

3

Enlace químico

PARA COMENZAR (página 71)

- **¿Tienen el mismo brillo los tres minerales? ¿Son igual de frágiles? ¿Crees que tienen una densidad parecida?**

Al observar la imagen, vemos que cada mineral tiene un brillo y color determinado.

Seguramente no sean todos igual de frágiles, ni tendrán una densidad parecida, ya que sus propiedades físicas y químicas dependen de los tipos de enlace que contengan.

- **¿A qué se deben las propiedades tan diferentes que muestran a primera vista unos minerales de otros?**

Las propiedades de cada mineral dependen del tipo de enlace que une sus átomos, moléculas o iones. En función de si presentan enlace iónico, covalente o metálico.

ACTIVIDADES (página 76)

1. Sean los elementos con números atómicos 11 y 17. Indica razonadamente:

a) De qué elementos se trata y su configuración electrónica.

b) Los iones más probables que formará cada uno de ellos y si estos tendrán mayor o menor radio atómico que los correspondientes átomos neutros.

c) El tipo de enlace que tendrán los compuestos formados por cada uno de estos elementos y el azufre.

a) $Z = 11$: Se trata del **sodio, Na**. Na: $[\text{Ne}] 3s^1$.

$Z = 17$: Se trata del **cloro, Cl**. Cl: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$.

b) El sodio, Na, perderá un electrón, alcanzando la configuración electrónica del neón. Dará lugar al catión **Na⁺**.

Hay el mismo número de protones en el núcleo para menos electrones. Por eso hay una mayor atracción del núcleo. Los cationes presentan menor radio que los átomos neutros de los que proceden. Por tanto, el **Na⁺ tiene menor radio que el Na**.

El cloro, Cl, ganará un electrón, alcanzando la configuración electrónica del argón. Dará lugar al anión **Cl⁻**.

Hay el mismo número de protones en el núcleo para más electrones. Por eso hay una menor atracción del núcleo. Los aniones presentan mayor radio que los átomos neutros de los que proceden. Por tanto, el **Cl⁻ tiene mayor radio que el Cl**.

c) Escribe la configuración electrónica del azufre:

$S(Z = 16)$: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ (S : $[\text{Ne}] 3s^2 3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$).

El azufre aceptará o compartirá dos electrones para completar la capa de valencia.

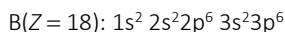
El azufre acepta dos electrones, cada uno de un catión sodio, transformándose en el anión S^{2-} . Los iones se atraen mediante fuerzas electrostáticas y se forma un **enlace iónico** con el sodio, su fórmula es Na_2S .

El azufre comparte sus dos electrones desapareados con cada electrón desapareado de dos átomos de cloro (Cl: $[\text{Ne}] 3s^2 3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$). Los tres átomos comparten dos pares de electrones en sendos enlaces y así completan su capa de valencia. Se forma un **enlace covalente** con el cloro, su fórmula es SCl_2 .

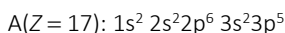
2. Tenemos tres elementos, A, B y C, con números atómicos consecutivos. Sabiendo que el elemento B es el gas noble argón, responde razonadamente a las cuestiones:

- a) ¿Cuál es el estado de oxidación más probable de los elementos A y C?
¿Qué tipo de enlace se establecerá cuando reaccionen entre sí estos dos elementos?
- b) ¿Qué tipo de enlace se establece entre los compuestos que se forman cuando los elementos A y C reaccionan (por separado) con el oxígeno (Z = 8)?

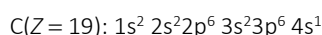
a) El elemento B al ser el gas noble argón, Z = 18, tendrá completa su capa de valencia con 8 electrones:



El elemento A (anterior al B), con número atómico Z - 1 = 17, es el cloro. Su configuración electrónica es:



Y el elemento C (posterior al B), con número atómico Z + 1 = 19, potasio. Su configuración electrónica es:

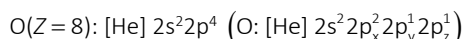


El elemento A tiende a aceptar un electrón para completar el octeto electrónico, siendo su estado de oxidación **-1**.

El elemento C tiende a perder un electrón para completar el octeto electrónico, siendo su estado de oxidación **+1**.

Cuando A y C reaccionen se establecerá un **enlace iónico**, puesto que A da lugar al anión A⁻ y C al catión C⁺. La fórmula de la sustancia resultante será CA.

b) Escribe la configuración electrónica del oxígeno:



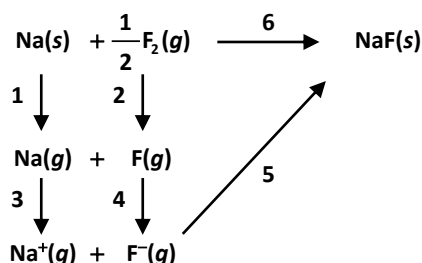
El oxígeno aceptará o compartirá dos electrones para completar la capa de valencia.

- El oxígeno y el elemento A, cloro, compartirán electrones dando lugar a un **enlace covalente**.
- El oxígeno y el elemento B, potasio, intercambian electrones y se unirán mediante las fuerzas electrostáticas dando lugar a un **enlace iónico**.

ACTIVIDADES (página 79)

3. A partir del esquema del ciclo de Born-Haber para el fluoruro de sodio:

- a) Nombra las energías implicadas en los pasos numerados.
- b) Justifica si son positivas o negativas las energías implicadas en cada paso.
- c) En función del tamaño de los iones, justifica si la energía reticular del fluoruro de sodio será mayor o menor, en valor absoluto, que la del cloruro de sodio.



a) En el proceso 1 se necesita energía para sublimar el sodio desde su estado sólido hasta el estado gaseoso: ΔH_{sub} .

En el proceso 2 necesitamos energía para disociar el flúor, que en estado natural es diatómico: ΔH_{dis} .

En el proceso 3, de nuevo, necesitamos más energía para arrancar un electrón de la última capa al sodio que ya se encuentra en estado gaseoso; es la primera energía de ionización del elemento: E_{I_1} .

En el proceso 4, el flúor gana un electrón para formar el anión fluoruro, desprendiéndose energía; es la primera electroafinidad del flúor: AE_1 .

En el proceso 5 se establece la red iónica a partir de los iones en estado gaseoso, liberándose la energía de red: U_R .

El proceso 6 hace referencia a la energía que también se desprende en la reacción de formación de la red a partir de sus elementos en estado natural ΔH_f^0 .

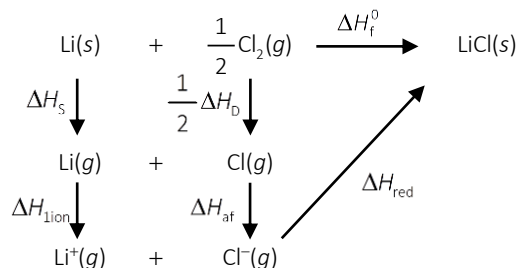
- b) Siguiendo el criterio de signos, en el que se considera que las energías negativas ceden energía del sistema y las positivas absorben energía del entorno, se puede decir que las energías implicadas en los procesos 1, 2 y 3 son positivas, ya que el aporte de energía se hace sobre el sistema. El sistema absorbe energía para sublimar el sodio y posteriormente arrancar un electrón de su última capa y para disociar la molécula de flúor gas.

Sin embargo, las energías implicadas en los procesos 4, 5 y 6 son negativas, ya que en dichos procesos es el sistema el que libera energía en forma de calor. El sistema cede energía al incorporar un electrón a la última capa del átomo de flúor y también en la formación de la red iónica.

- c) La energía reticular es inversamente proporcional al tamaño de los iones, ya que cuanto mayor sea su radio, mayor será la distancia interiónica y, por tanto, menor la fuerza que los mantiene unidos. Como el ion fluoruro es menor que el ion cloruro, al encontrarse en un periodo menor, **la energía reticular del NaF es mayor que la del NaCl.**

- 4. Dibuja el ciclo de Born-Haber para la formación del LiCl(s) y calcula la energía de red (ΔH_{red}) del compuesto, a partir de los siguientes datos: entalpía estándar de formación del LiCl(s) $\Delta H_f^0(\text{LiCl}) = -408,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; entalpía de sublimación Li(s) $\Delta H_s \text{Li(s)} = 159,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; entalpía de disociación $\text{Cl}_2(\text{g})$ $\Delta H_D \text{Cl}_2(\text{g}) = 244 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; 1.ª energía de ionización del Li(g) $\Delta H_{\text{ion}} \text{Li(g)} = 520,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; electroafinidad del Cl(g) $\Delta H_{\text{afinidad}} \text{Cl(g)} = -349 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.**

El ciclo de Born-Haber para la formación de LiCl(s) es:



Aplicando la ley de Hess al cálculo de la energía de red:

$$\Delta H_f^0 = \Delta H_s + \Delta H_{\text{ion}} + \frac{1}{2} \Delta H_D + \Delta H_{\text{af}} + \Delta H_{\text{red}}$$

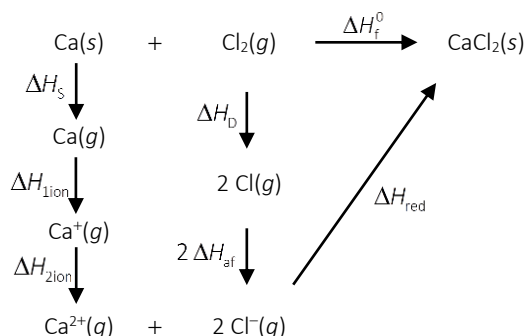
Despeja de la expresión la energía de red, sustituye y opera:

$$\Delta H_{\text{red}} = \Delta H_f^0 - \Delta H_s - \Delta H_{\text{ion}} - \frac{1}{2} \Delta H_D - \Delta H_{\text{af}}$$

$$\Delta H_{\text{red}} = -408,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 159,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 520,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - \frac{1}{2} \cdot 244 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - \left(-349 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) = -861 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

5. Haz un esquema del ciclo de Born-Haber para el CaCl_2 y calcula ΔH_f^0 por mol del $\text{CaCl}_2(s)$ utilizando los valores de las energías de los procesos: sublimación del calcio, $+178,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; disociación de la molécula de cloro, $+243,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; 1.ª energía de ionización del calcio, $+590 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; 2.ª energía de ionización del calcio, $+1145 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; afinidad electrónica del cloro, $-348,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; energía de red del CaCl_2 , $-2223 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Dibuja el ciclo de Born-Haber para la formación de un mol de $\text{CaCl}_2(s)$:



Calcula la energía de formación del $\text{CaCl}_2(s)$, ΔH_f^0 . Aplica la ley de Hess, sustituye y opera:

$$\Delta H_f^0 = \Delta H_{\text{sub}} + \Delta H_{1\text{ion}} + \Delta H_{2\text{ion}} + \Delta H_{\text{dis}} + 2 \Delta H_{\text{af}} + \Delta H_{\text{red}}$$

$$\Delta H_f^0 = 178,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 590 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1145 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 243,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 2 \cdot \left(-348,0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) - 2223 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -762,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

ACTIVIDADES (página 81)

6. Calcula la energía reticular para el cristal MgS sabiendo que la distancia interiónica es de $2,59 \text{ \AA}$; la constante de Madelung, $1,7476$, y el factor de compresibilidad, 9 .

Utiliza la ecuación de Born-Landé para realizar el cálculo, ten en cuenta que $Z_1 = +2$ y $Z_2 = -2$ (en valor absoluto).

$$U_R = - \frac{k \cdot Z_1 \cdot Z_2 \cdot e^2 \cdot N_A \cdot A}{r} \cdot \left(1 - \frac{1}{n} \right)$$

No olvides pasar la distancia entre iones al SI ($1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$) y tener en cuenta que $1 \text{ J} = 1 \text{ N} \cdot 1 \text{ m}$.

Sustituye los datos y opera:

$$U_R = - \frac{9 \cdot 10^9 \frac{\text{N} \cdot \text{m}^2}{\text{C}^2} \cdot (+2) \cdot |(-2)| \cdot (1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C})^2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23}}{\text{mol}} \cdot 1,7476}{2,59 \cdot 10^{-10} \text{ m}} \cdot \left(1 - \frac{1}{9} \right) = -3328,69 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

7. Dadas las energías reticulares de las siguientes sustancias en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$:

$$\text{NaF} = -914; \text{NaCl} = -770; \text{NaBr} = -728$$

Razona cómo varían y ordena las sustancias según su punto de fusión, dureza y solubilidad en agua.

Todas las sustancias son iónicas. Para fundir un compuesto iónico hay que romper los enlaces iónicos, y cuanto más fuerte sea el enlace, mayor será la energía reticular, en valor absoluto. Por tanto, los puntos de fusión ordenados de mayor a menor serán:

$$\text{NaF} > \text{NaCl} > \text{NaBr}$$

Para rayar una sustancia iónica es necesario romper también los enlaces iónicos. Por tanto, el orden de dureza de mayor a menor, será otra vez el anterior:

$$\text{NaF} > \text{NaCl} > \text{NaBr}$$

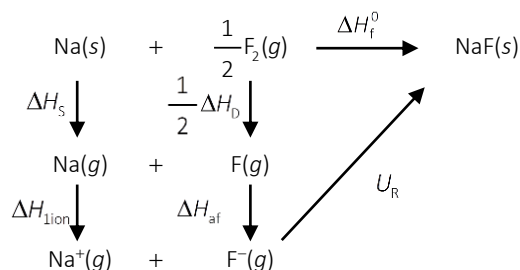
Por último, las sustancias iónicas serán más solubles cuanto menos estables sean, o lo que es lo mismo, para valores inferiores, en valor absoluto, de la energía reticular. Por tanto, el orden de mayor a menor solubilidad será:



8. Supón que los sólidos cristalinos NaF, KF y LiF cristalizan en el mismo tipo de red.

- Escribe el ciclo de Born-Haber para el NaF.
- Razona cómo varía la energía reticular de las sales mencionadas.
- Razona cómo varían las temperaturas de fusión de las citadas sales.

a) Dibujamos el ciclo de Born-Haber para el NaF:



- La energía de red es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia de enlace que depende del radio de ambos.

Como los tres sólidos contienen el mismo anión, F⁻, la diferencia estará en el tamaño del catión, ya que los tres tienen la misma carga. Como los tres son del mismo grupo (alcalinos), atendiendo a las propiedades periódicas:

$$\text{radio}(\text{Li}^+) < \text{radio}(\text{Na}^+) < \text{radio}(\text{K}^+)$$

Por tanto, la energía de red variará del siguiente modo:

$$U_R(\text{LiF}) > U_R(\text{NaF}) > U_R(\text{KF})$$

- El punto de fusión disminuye a medida que lo hace la energía de red, ya que cuesta menos romper la red iónica. Por tanto, las temperaturas de fusión variarán de la siguiente manera:

$$T_{\text{fus.}}(\text{LiF}) > T_{\text{fus.}}(\text{NaF}) > T_{\text{fus.}}(\text{KF})$$

ACTIVIDAD (página 83)

9. Dados los elementos del sistema periódico A, B y C de números atómicos 8, 16 y 19, respectivamente.

- Escribe la configuración electrónica de cada uno.
- Indica el elemento con primer potencial de ionización mayor.
- Señala el tipo de enlace formado por los elementos A y B.
- Nombra dos propiedades características de los compuestos formados por los elementos A y B.

a) Escribe la configuración electrónica de cada elemento:

$$\text{A}(Z = 8): 1s^2 2s^2 2p^4$$

$$\text{B}(Z = 16): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$$

$$\text{C}(Z = 19): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$$

- La primera energía de ionización es la energía mínima necesaria para arrancar un mol de electrones a un mol de átomos en estado gaseoso y fundamental para formar iones monopositivos gaseosos.

Es más fácil arrancar un electrón a un átomo cuando el ion formado adquiera la configuración electrónica de un gas noble.

Por tanto, el **elemento C (Z = 19)** es el que posee la menor primera energía de ionización y menor potencial de ionización

c) El elemento A tiende a captar dos electrones para completar el octeto de Lewis, dando lugar al anión A^{2-} .

Por su parte, el elemento B también tiende a captar dos electrones para completar el octeto de Lewis, dando lugar al anión B^{2-} .

Al encontrarse átomos de A con átomos de B ambos elementos no intercambian electrones, pues ninguno los cede. Ocurre que los comparten mediante un **enlace covalente**, de fórmula BA.

d) Como A y B forman una sustancia covalente, el compuesto resultante tendrá las siguientes características:

- Son sólidos, líquidos o gaseosos en función de la masa y la polaridad.
- Sus puntos de fusión y ebullición son bajos.
- En general, no conducen la corriente eléctrica.
- Son solubles en agua dependiendo de la polaridad de enlace y la geometría de la molécula (ver tema 4).

ACTIVIDADES (página 86)

10. ¿En qué tipo de material es mayor la energía interbandas, entre la banda de valencia y la de conducción: metal, semiconductor o aislante? Razónalo.

Cuanto mayor es la energía interbandas entre la banda de valencia y la de posible conducción, más difícil es que los electrones alcancen la energía suficiente para llegar desde la banda de valencia a la de conducción y, por tanto, menos conductividad presentará el material.

Según este razonamiento, la energía interbandas variará de la siguiente manera:

$$\text{aislante} > \text{semiconductor} > \text{conductor}$$

Los materiales **aislantes** son aquellos en los que los electrones tienen mayor dificultad para pasar a la banda de conducción porque la energía interbandas es la mayor.

11. Explica cuál es la diferencia entre una banda de conducción y una banda de valencia.

La banda de conducción en un metal es aquella que se encuentra vacía o parcialmente vacía y los electrones tienen gran movilidad, siendo capaces estos de transportar la corriente eléctrica por el interior de la banda de conducción.

Sin embargo, la banda de valencia es la última banda de las bandas de energía donde se encuentran los electrones de valencia. Puede estar llena o parcialmente llena, y puede coincidir o no con la de conducción.

La diferencia es que la de valencia siempre tiene electrones, la de conducción puede estar vacía y solo cuando los electrones llegan se produce la conducción por la libertad de movimientos. En ocasiones, la capa de valencia es a la vez capa de conducción pero no siempre es así.

ACTIVIDAD (página 87)

12. Razona si los siguientes enunciados son verdaderos o falsos:

- a) **Los metales son buenos conductores de la corriente eléctrica y del calor.**
- b) **Los sólidos covalentes moleculares tienen puntos de fusión y ebullición elevados.**
- c) **Todos los compuestos iónicos disueltos en agua son buenos conductores de la corriente eléctrica.**
- d) **Los compuestos covalentes polares son solubles en disolventes polares.**
 - a) **Verdadera.** En los metales hay conducción eléctrica porque las bandas de valencia y conducción se superponen y los electrones se pueden mover con total libertad de unas a otras.
 - b) **Verdadera.** Tienen puntos de fusión y ebullición elevados, puesto que las fuerzas que mantienen unidas a los átomos son muy grandes al tratarse de enlaces covalentes.
 - c) **Verdadera.** Los iones se pueden desplazar libremente y conducir la electricidad.

- d) **Verdadera.** Los compuestos covalentes polares son solubles en disolventes polares (como el agua), y los apolares en disolventes apolares (ver tema 4).

ACTIVIDADES FINALES (página 90)

Tipos de enlace y configuración

- 13.** Los siguientes datos se muestran desordenados. Hay varios átomos y valores de electronegatividad.

Átomo	S	F	Cl	P
Electronegatividad	4,0	2,1	2,5	3,0

- a) Explica la tendencia periódica de esta propiedad y haz corresponder a cada átomo su electronegatividad.
 b) En relación con la respuesta anterior explica cuál de estos compuestos: K_2S o KCl , será más iónico.

- a) La electronegatividad es una propiedad periódica que incrementa su valor a medida que se avanza en un periodo de izquierda a derecha, y disminuye su valor cuando se desciende en un grupo.

El valor de la electronegatividad para los átomos de la tabla es, según su ubicación en la tabla periódica:

Átomo	S	F	Cl	P
Electronegatividad	2,5	4,0	3,0	2,1

- b) La electronegatividad es la tendencia de un átomo de atraer hacia sí el par de electrones del enlace que lo une a otro átomo. De la definición se deduce que por ser el cloro más electronegativo que el azufre, el átomo de cloro atrae con tanta intensidad el par de electrones del enlace $K-Cl$, que los transforma en sus respectivos iones K^+ y Cl^- . Mediante fuerzas electrostáticas se establece un enlace iónico.

El átomo de azufre, al atraer hacia sí con menos intensidad al electrón del potasio, hace que el compuesto K_2S sea de menor carácter iónico.

El compuesto de mayor carácter iónico es el **cloruro de potasio, KCl** .

- 14.** Considera las siguientes configuraciones electrónicas de átomos en estado fundamental:

A: $1s^2 2s^2 2p^7$

B: $1s^2 2s^3$

C: $1s^2 2s^2 2p^5$

D: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Indica, justificando tu respuesta.

- a) Cuáles de las configuraciones son posibles y de qué elementos se trata.
 b) El estado de oxidación más probable de los elementos cuya configuración electrónica sea correcta.
 c) La fórmula del compuesto que se formará cuando se combinen los elementos del apartado anterior y el carácter iónico o covalente del mismo.

- a) Son posibles las configuraciones electrónicas **C** y **D**.

La A es imposible, ya que un orbital p puede alojar como máximo seis electrones.

La B es imposible porque un orbital s puede alojar como máximo dos electrones.

- b) El elemento C tiende a aceptar un electrón para completar el octeto electrónico. Por tanto, el estado de oxidación más probable para el elemento C es **-1**.

El elemento D tiende a ceder un electrón para completar el octeto electrónico. Por tanto, su estado de oxidación más probable para el elemento D es **+1**.

- c) Como C dará lugar al anión C^- y D se transformará en el catión D^+ , entre ambos iones de distinto signo habrá fuerzas de atracción electrostáticas resultando el compuesto **DC** estableciéndose un **enlace iónico**.

15. Considera los elementos con número atómico 11, 17, 12 y 10.

- a) Escribe sus configuraciones electrónicas e identifica los cuatro elementos.
- b) ¿Qué formulación de los siguientes compuestos es posible: B₂, A, D₂, AB, AC, AD, BC, BD?
Nómbralos según el resultado del apartado anterior.
- c) Explica el tipo de enlace que se da en los compuestos posibles.
- d) De entre los compuestos imposibles del apartado b) ¿qué hay que modificar para hacerlos posibles?

a) A(Z = 11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Se trata del **sodio, Na**.

B(Z = 17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Se trata del **cloro, Cl**.

C(Z = 12): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Se trata del **magnesio, Mg**.

D(Z = 10): $1s^2 2s^2 2p^6$. Se trata del **neón, Ne**.

b) B₂ **es posible**, ya que al tener cada átomo siete electrones de valencia, ambos logran la estructura de gas noble compartiendo un electrón. En este caso es el **gas cloro, Cl₂**.

A **es posible**, ya que se trata del metal **sodio, Na**.

D₂ **no es posible**, puesto que los gases nobles, al tener el octeto completo no tienden a unirse con otros átomos.

AB **es posible**, ya que A (Na) cede un electrón a B (Cl) y se forma el **cloruro de sodio, NaCl**.

AC **es posible**, puesto que ambos átomos son metálicos darían lugar a una **aleación magnesio sodio, NaMg**.

AD **no es posible**, ya que el elemento D (Ne) es un gas noble y no forma enlaces con otros átomos.

BC **no es posible**, ya que C (Mg) cede dos electrones mientras que B (Cl) recibe solo uno.

BD **no es posible**, ya que el elemento D (Ne) es un gas noble y no forma enlaces con otros átomos.

c) En Cl₂ se da un enlace **covalente**.

En Na se da un enlace **metálico**.

En NaCl se establece un enlace **iónico**.

En NaMg se da un enlace **metálico**.

d) La combinación BC indica la fórmula ClMg, que contiene dos errores. Primero el orden de electronegatividad obliga a escribir la fórmula con los símbolos cambiados de orden, MgCl. Para formarse un enlace iónico entre el cloro y el magnesio deben unirse dos átomos de cloro con uno de magnesio, dando lugar a la fórmula MgCl₂. El enunciado correcto sería CB₂. Es el único caso que podríamos cambiar.

En los que interviene el neón, al ser un gas noble, no se forman compuestos.

16. Ordena razonadamente de mayor a menor la electronegatividad de los siguientes elementos: carbono, flúor y magnesio.

La electronegatividad es una propiedad periódica que incrementa su valor a medida que se avanza en un periodo de izquierda a derecha, y disminuye su valor cuando se desciende en un grupo.

El carbono y el flúor se encuentran ambos en el segundo periodo y el carbono (grupo 14) está a la izquierda del flúor (grupo 17). Por tanto, el flúor será más electronegativo. El magnesio se encuentra en el periodo 3 y en el grupo 2 más abajo y a la izquierda de los anteriores, entonces será menos electronegativo que los anteriores, quedando el orden de electronegatividades de la siguiente forma:


17. Formula los compuestos binarios que puede formar el flúor con flúor y magnesio.

Explica el tipo de enlace que existirá entre ellos en cada compuesto.

El flúor con el flúor formará el **F₂**. Se trata de un compuesto **covalente** que se forma gracias a la compartición de electrones.

El flúor formará con el magnesio MgF_2 . Este compuesto será **iónico**, ya que se forma entre un metal y un no metal, con una diferencia de electronegatividad elevada.

18. Ordena de mayor a menor las temperaturas de fusión de los dos compuestos de la actividad 17, justificando tu respuesta.

El fluoruro de magnesio, MgF_2 , tendrá una temperatura de fusión superior a la molécula diatómica de flúor, F_2 , puesto que la primera es una sustancia iónica y la segunda una sustancia covalente molecular.

$$T_{\text{fus.}}(\text{MgF}_2) > T_{\text{fus.}}(\text{F}_2)$$

19. Un átomo, X, tiene 35 electrones, 35 protones y 45 neutrones; y otro átomo, Y, posee 20 electrones, 20 protones y 20 neutrones.

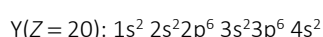
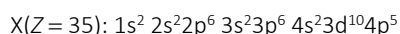
- Calcula el número atómico y másico de cada uno de ellos.
- Justifica cuál de los dos es más electronegativo.
- Razona las valencias con las que pueden actuar ambos elementos.
- ¿Qué tipo de enlace se produce entre X e Y? Fórmula del compuesto resultante.

- a) El número atómico viene dado por el número de protones que al ser un elemento neutro es igual que al número de electrones. Por tanto, el número atómico de X es $Z = 35$.

El número másico viene dado por la suma del número de protones y de neutrones, luego para X tenemos que el número másico es $A = 35 + 45 = 80$.

Procediendo de la misma manera, obtenemos para Y, $Z = 20$ y $A = 40$.

- b) Para determinar cuál de ellos es el más electronegativo escribimos la configuración electrónica de cada uno:



El elemento X tiene siete electrones en la capa más externa ($4s^2 4p^5$), es decir, le falta un electrón para adquirir la configuración de gas noble y, por tanto, tenderá a capturar un electrón.

Mientras que el elemento Y tiene dos electrones en la capa más externa ($4s^2$), y tiende a ceder los dos electrones para adquirir la configuración de gas noble en la capa anterior.

Por tanto, **el elemento más electronegativo es X.**

- c) El elemento X puede capturar un electrón para adquirir la configuración de gas noble y, por tanto, puede tener valencia -1 . Sin embargo, también puede compartir 1 electrón y tener valencia covalente $+1$. Además, si desaparecen sus electrones del nivel 4, también puede actuar con valencias covalentes $+3$, $+5$ y $+7$.

El elemento Y tiene dos electrones en la capa externa y tiende a cederlos, actuando con valencia $+2$.

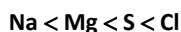
20. Los elementos Na, Mg, S y Cl pertenecen al tercer periodo de la tabla periódica y tienen, respectivamente, 1, 2, 6 y 7 electrones en su capa de valencia.

- Razona cuáles serán los iones monoatómicos más estables de estos elementos.
- Ordena los elementos por energías de ionización crecientes y justifica la respuesta.
- Formula el compuesto que previsiblemente formará el Mg con el Cl e indica el tipo de enlace que se establece en este compuesto.
- En determinadas situaciones, el azufre presenta el estado de oxidación $+2$. Razona el tipo de enlace que se formará entre el azufre y el cloro cuando ambos elementos reaccionen entre sí para formar dicloruro de azufre.

- a) Los iones monoatómicos más estables de los elementos de los grupos representativos son aquellos que les llevan a completar su capa de valencia para adquirir la configuración de gas noble. Por tanto, los dos metales tenderán a perder sus electrones de valencia, quedando convertidos en los cationes Na^+ y Mg^{2+} , respectivamente.

Los no metales, sin embargo, tienden a completar su capa aceptando electrones, quedando convertidos en los aniones S^{2-} y Cl^- .

- b) La energía de ionización (energía necesaria para quitar un electrón a un elemento en estado gaseoso y fundamental) disminuye a medida que descendemos en un grupo (los electrones están más lejos del núcleo) y aumenta a medida que avanzamos en un periodo (al aumentar la carga nuclear efectiva). Como todos los elementos se encuentran en el mismo periodo, el orden creciente para la energía de ionización será:



- c) Al ser el magnesio (Mg) un metal y el cloro (Cl) un no metal, se formará un **enlace iónico** por cesión de electrones desde el magnesio hacia el cloro con la fórmula **MgCl₂**. Concretamente, un átomo de magnesio cede dos electrones a dos átomos de cloro, constituyendo una red iónica unida por fuerzas electrostáticas de carga (enlace iónico).
- d) Como ambos elementos son no metales, en este caso compartirán electrones para llegar a alcanzar la estabilidad, dando lugar a un **enlace covalente**. El azufre compartirá un par de electrones con cada átomo de cloro para dar lugar al compuesto **SCl₂**.

Enlace iónico

21. Supón que los sólidos cristalinos CsBr, NaBr y KBr cristalizan con el mismo tipo de red.

a) **Ordénalos de mayor a menor según su energía reticular. Justifica tu respuesta.**

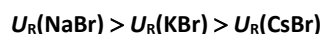
b) **Razona cuál de ellos será menos soluble.**

- a) Para ordenar los sólidos cristalinos de mayor a menor energía reticular recuerda que esta es directamente proporcional a las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia de enlace; es decir, a los radios iónicos.

Como los tres sólidos cristalinos comparten el anión (Br⁻), para razonar cuál de ellos tiene más energía de red nos debemos fijar en las diferencias entre los cationes (Cs⁺, Na⁺ y K⁺). Los tres pertenecen al grupo 1 de los alcalinos, y tienen la misma carga, luego solo queda saber cuál es el orden de sus radios, pues de ese modo la distancia de enlace será menor; y la energía reticular, mayor. Si recuerdas las propiedades periódicas, dentro de un grupo el radio aumenta si descendemos en el grupo:



Por tanto, la energía reticular será:

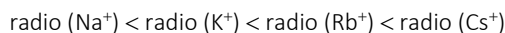


- b) Cuanto mayor es la energía de red de un compuesto iónico, más difícil es que el sólido se disuelva.

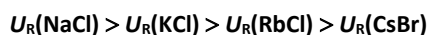
De los anteriores el menos soluble será el **NaBr**, que tiene el mayor valor de energía de red.

22. Para las sales: RbCl, NaCl, CsCl y KCl, explica cuál tendrá mayor energía de red y cuál tendrá menor punto de fusión.

Como todas las sales tienen como anión el Cl⁻, se diferencian en el catión. Todos tienen la misma carga y pertenecen al mismo grupo, luego el orden para la energía de red dependerá, como en los ejercicios anteriores, del radio del catión. Cuanto menor sea el radio, mayor será la energía reticular:



Por tanto, la energía de red será:

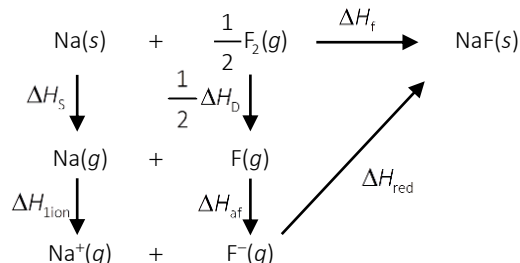


La sal con mayor energía de red es el **NaCl**.

Cuanto menor sea la energía de red, menor punto de fusión tendrá la sal. Atendiendo al orden explicado, el menor punto de fusión corresponderá a la red de **CsCl**.

- 23.** Dibuja el ciclo de Born-Haber y calcula la energía de red (ΔH_{red}) del NaF(s) a partir de los siguientes datos: entalpía estándar de formación NaF(s) $\Delta H_f(\text{NaF}) = -573,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; entalpía de sublimación Na(s) $\Delta H_s(\text{Na}) = 107,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; entalpía de disociación $\text{F}_2(\text{g})$ $\Delta H_D \text{F}_2(\text{g}) = 159 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; 1.ª energía de ionización Na(g) $\Delta H_{\text{ion1}}\text{Na}(\text{g}) = 495,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; afinidad electrónica F(g) $\Delta H_{\text{af}}\text{F}(\text{g}) = -328 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

El ciclo de Born-Haber para la formación de NaF(s) es:



Aplica la ley de Hess al cálculo de la energía de red:

$$\Delta H_f(\text{NaF}) = \Delta H_s(\text{Na}) + \Delta H_{\text{ion}}\text{Na}(\text{g}) + \frac{1}{2} \Delta H_D \text{F}_2(\text{g}) + \Delta H_{\text{af}}\text{F}(\text{g}) + \Delta H_{\text{red}}$$

Despeja la energía de red, sustituye y opera:

$$\begin{aligned}
 \Delta H_{\text{red}} &= \Delta H_f(\text{NaF}) - \Delta H_s(\text{Na}) - \Delta H_{\text{ion}}\text{Na}(\text{g}) - \frac{1}{2} \Delta H_D \text{F}_2(\text{g}) - \Delta H_{\text{af}}\text{F}(\text{g}) \\
 \Delta H_{\text{red}} &= -573,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 107,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 495,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - \frac{1}{2} \cdot 159 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - \left(-328 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) = -928 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}
 \end{aligned}$$

- 24.** Sabiendo que en los compuestos iónicos la dureza depende de la energía reticular, ¿por qué la dureza del MgO es superior a la del CaO?

Se trata de dos compuestos con el mismo anión (O^{2-}), con lo que la diferencia estriba en el catión. Ambos son del mismo grupo, el grupo 2 de los alcalinotérreos, y tienen la misma carga iónica (+2), por lo que solo difieren en el tamaño.

Como el Ca está en el periodo 4 y el Mg en el periodo 3, el radio de este último será menor. La energía reticular del MgO es mayor que la del CaO y, por tanto, su dureza también lo será, ya que será más difícil romper la red iónica.

ACTIVIDADES FINALES (página 91)

- 25.** Indica cuál o cuáles de las siguientes especies químicas presenta un enlace iónico:

- Ácido clorhídrico (cloruro de hidrógeno).
- Bromuro de rubidio.
- Tetracloruro de carbono (cloruro de carbono(IV)).

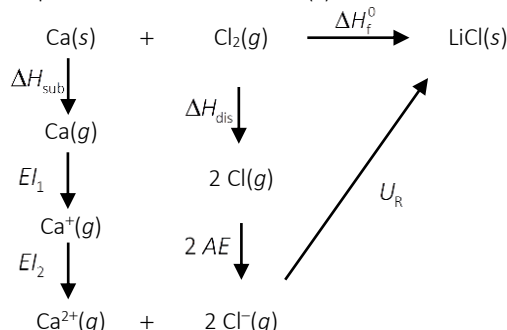
El enlace iónico se produce por la existencia de iones positivos y negativos, que se generan por un intercambio de electrones para adquirir configuración electrónica estable de gas noble. Dependiendo de su estructura electrónica externa, cada átomo cede o acepta un determinado número de electrones para así adquirir una cierta carga positiva o negativa, y como consecuencia de ello, las fuerzas electrostáticas que aparecen agrupan los iones de un signo alrededor de los de signo contrario; es decir, se produce el enlace iónico.

Lo expuesto se produce en el **bromuro de rubidio, RbBr**, en el que el átomo de rubidio, Rb, cede al átomo de bromo, Br, un electrón adquiriendo el primero carga positiva y el segundo carga negativa, y entre ellos aparecen las fuerzas electrostáticas necesarias para formar el enlace iónico.

26. Con el ciclo termoquímico de Born-Haber para la formación de $\text{CaCl}_2(\text{s})$ calcula la afinidad electrónica del cloro.

Datos: entalpía de formación del $\text{CaCl}_2(\text{s}) = -748 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; energía de sublimación del calcio = $178,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; primer potencial de ionización del calcio = $590 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; segundo potencial de ionización del calcio = $1145 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; energía de disociación del enlace $\text{Cl}-\text{Cl} = 243 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; energía reticular del $\text{CaCl}_2(\text{s}) = -2258 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Dibujamos el ciclo de Born-Haber para la formación de $\text{CaCl}_2(\text{s})$:



Aplicando la ley de Hess al cálculo de la energía de red:

$$\Delta H_f^0 = \Delta H_{\text{sub}} + E_{I_1} + E_{I_2} + \Delta H_{\text{dis}} + 2AE + U_R$$

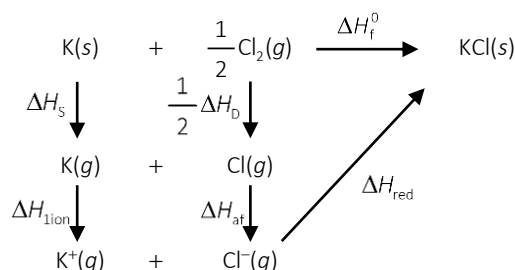
Despejando la afinidad electrónica y calculando matemáticamente:

$$\begin{aligned}
 AE_1 &= \frac{\Delta H_f^0 - \Delta H_{\text{sub}} - E_{I_1} - E_{I_2} - \Delta H_{\text{dis}} - U_R}{2} \\
 AE_1 &= \frac{-748 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 178,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 590 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 1145 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 243 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - (-2258 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}})}{2} = -323,1 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}
 \end{aligned}$$

27. Calcula la energía de red, U_R , del $\text{KCl}(\text{s})$.

Datos: entalpía estándar de formación $\text{KCl}(\text{s}) \Delta H_f(\text{KCl}) = -437 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; entalpía de sublimación $\text{K}(\text{s}) \Delta H_s(\text{K}) = 89,24 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; entalpía de disociación $\text{Cl}_2(\text{g}) \Delta H_D(\text{Cl}_2) = 244 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; 1.ª energía de ionización $\text{K}(\text{g}) \Delta H_{\text{ion}}(\text{K}) = 418,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; afinidad electrónica $\text{Cl}(\text{g}) \Delta H_{\text{af}}(\text{Cl}) = -349 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

El ciclo de Born-Haber para la formación de $\text{KCl}(\text{s})$ es:



Aplicando la ley de Hess al cálculo de la energía de red:

$$\Delta H_f(\text{KCl}) = \Delta H_s(\text{K}) + \Delta H_{\text{ion}}(\text{K}) + \frac{1}{2} \Delta H_D(\text{Cl}_2) + \Delta H_{\text{af}}(\text{Cl}) + U_R$$

Despeja la energía de red, sustituye y opera:

$$\begin{aligned}
 U_R &= \Delta H_f(\text{KCl}) - \Delta H_s(\text{K}) - \Delta H_{\text{ion}}(\text{K}) - \frac{1}{2} \Delta H_D(\text{Cl}_2) - \Delta H_{\text{af}}(\text{Cl}) \\
 U_R &= -437 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 89,24 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 418,9 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - \frac{1}{2} \cdot 244 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - (-349 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) = -718 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}
 \end{aligned}$$

- 28.** Para calcular la energía reticular del cloruro de sodio ($-787 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) es necesario conocer los datos termodinámicos que aparecen en la siguiente tabla:

Magnitudes termodinámicas	Valor ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)
Entalpía de sublimación del $\text{Na}(s)$	107
Primera energía de ionización del Na	496
Entalpía de formación del $\text{Cl}(g)$	122
Afinidad electrónica del Cl	-349
Entalpía de formación del $\text{NaCl}(g)$	-411

- a) Explica la diferencia que hay entre los conceptos de energía reticular y afinidad electrónica de un elemento.
 b) Explica, a partir del modelo electrostático del sólido iónico, si la energía reticular del bromuro de potasio será más grande o más pequeña que la del cloruro de sodio.

- a) La energía reticular es la energía necesaria para separar un mol de compuesto iónico en sus iones gaseosos. La afinidad electrónica o electroafinidad se define como la energía que interviene cuando un átomo gaseoso neutro, en su estado fundamental, $X(g)$, captura un electrón y forma un ion mononegativo, $X^-(g)$.
 b) El sodio (Na) y el cloro (Cl) se encuentran en el mismo periodo, el 3; y el bromo y el potasio están también en el mismo periodo, el 4. Además, el sodio (Na) y el potasio (K) están en el mismo grupo, el 1; y el cloro (Cl) y el bromo (Br) se encuentran ambos en el grupo 17.

Como el radio atómico aumenta según nos desplazamos hacia la izquierda en un periodo y hacia abajo en un grupo, será mayor la distancia interiónica en el bromuro de potasio (KBr) que en el cloruro de sodio (NaCl).

Teniendo en cuenta ahora que la energía reticular es inversamente proporcional al tamaño de los iones y, por tanto, a la distancia interiónica, el **NaCl** tendrá un valor más elevado, en valor absoluto, de energía reticular, que el KBr.

- 29.** Explica la diferencia en los valores de la energía de red del $\text{LiF}(s)$ ($1030 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) y del $\text{KF}(s)$ ($808 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$), si ambos presentan el mismo tipo de estructura cristalina. Indica, de forma razonada, el compuesto que presentará un valor mayor del punto de fusión normal.

La energía de red es la que se desprende en la formación de un mol de cristal iónico sólido a partir de sus elementos. Según la ecuación de Born-Landé, esta energía, que tiene signo negativo porque se desprende del sistema, es directamente proporcional al valor de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la suma sus radios.

Por tanto, al tener los iones Li^+ y K^+ , la misma carga y ser el radio de K^+ mayor que el de Li^+ , se explica que **la energía de red o reticular del LiF es mayor** que la del KF.

- 30.** Ordena de mayor a menor, justificando tu respuesta, la temperatura de fusión de los compuestos que formaría el cloro cuando se combina con: magnesio, calcio y bario.

Escribe la configuración electrónica del cloro:

$\text{Cl}(Z = 17)$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. El cloro dará lugar al anión Cl^- para completar en su última capa el octeto de Lewis.

Escribe las configuraciones electrónicas del magnesio, calcio y bromo:

$\text{Mg}(Z = 12)$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. El magnesio dará lugar al catión Mg^{2+} para mostrar en su última capa el octeto de Lewis.

$\text{Ca}(Z = 20)$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. El calcio dará lugar al catión Ca^{2+} para mostrar en su última capa el octeto de Lewis.

$\text{Ba}(Z = 56)$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$. El bario dará lugar al catión Ba^{2+} para mostrar en su última capa el octeto de Lewis.

Razona qué compuesto formará cada uno cuando se combina con el anión Cl^- :

Mg^{2+} y Cl^- formarán el dicloruro de magnesio, MgCl_2 .

Ca^{2+} y Cl^- formarán el dicloruro de calcio, CaCl_2 .

Ba^{2+} y Cl^- formarán el dicloruro de bario, BaCl_2 .

Los tres compuestos forman redes iónicas, por lo que la temperatura de fusión dependerá de la energía reticular de cada red. Según la ecuación de Born-Landé, esta energía es directamente proporcional al valor de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la suma de sus radios. Así, cuanto mayor sea la carga y menor el tamaño de los iones, mayor será la energía reticular y, por tanto, tendrá altos valores de punto de fusión.

Entre los tres compuestos los iones poseen la misma carga, sin embargo, el tamaño de los cationes varía según:

$$\text{radio}(\text{Mg}^{2+}) < \text{radio}(\text{Ca}^{2+}) < \text{radio}(\text{Ba}^{2+})$$

Por tanto, el orden de los compuestos de mayor a menor temperatura de fusión es:



Enlace covalente

31. Para las moléculas BCl_3 , NH_3 y BeH_2 , indica el número de pares de electrones sin compartir que queda en la capa de valencia de cada átomo.

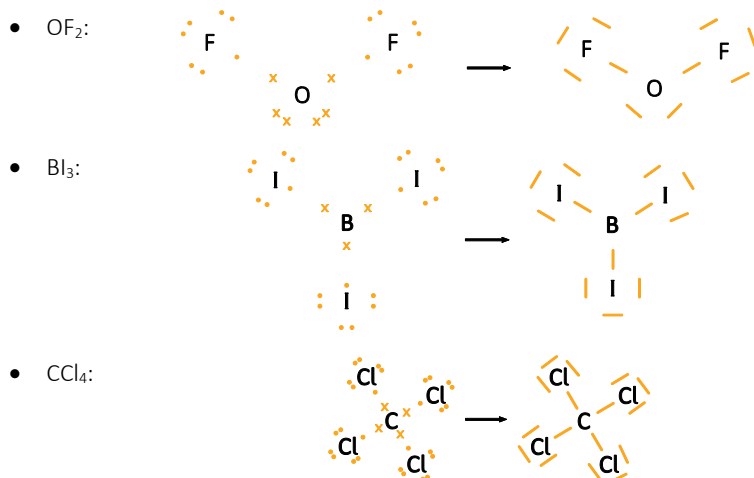
- BCl_3 . El boro ($\text{B}(Z=5): 1s^2 2s^2 2p^1$) tiene 3 electrones en su capa de valencia. Los tres están compartidos formando enlaces con átomos de cloro. El **boro no tiene pares libres** en la capa de valencia. Mientras que cada átomo de cloro ($\text{Cl}(Z=5): [\text{Ne}] 3s^2 3p^5$) comparte 1 electrón en cada enlace. De los siete en su capa de valencia le quedan tres pares de electrones sin compartir. El **cloro tiene 3 pares libres** en la capa de valencia.
- NH_3 . El nitrógeno ($\text{N}(Z=7): 1s^2 2s^2 2p^3$) tiene 5 electrones en su capa de valencia. Tres de ellos están compartidos formando enlaces con átomos de hidrógeno. El **nitrógeno tiene 1 par libre** en la capa de valencia. El hidrógeno ($\text{H}(Z=1): 1s^1$) tiene 1 electrón en su capa de valencia. Este electrón lo comparte en los enlaces con el nitrógeno. El **hidrógeno no tiene pares libres** en la capa de valencia.
- BeH_2 . El berilio ($\text{Be}(Z=4): 1s^2 2s^2$) tiene 2 electrones en su capa de valencia. Los dos están compartidos formando enlaces con átomos de hidrógeno. El **berilio no tiene pares libres** en la capa de valencia. El hidrógeno ($\text{H}(Z=1): 1s^1$) tiene 1 electrón en su capa de valencia. Este electrón lo comparte en los enlaces con el berilio. El **hidrógeno no tiene pares libres** en la capa de valencia.

32. Para la molécula de CO_2 , indica razonadamente el carácter iónico o covalente de los enlaces que se dan entre carbono y oxígeno.

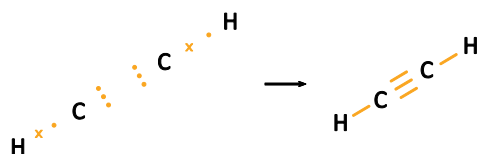
La molécula de CO_2 tiene dos enlaces C–O cuya diferencia de electronegatividad es muy pequeña (menor de 1,7). Eso quiere decir que los enlaces tienen **carácter covalente**.

33. Considera las moléculas OF_2 , BI_3 , CCl_4 y C_2H_2 . ¿Cuáles de ellas presentan enlaces múltiples?

Representa la estructura de Lewis de cada una de las moléculas anteriores:



- C_2H_2 :



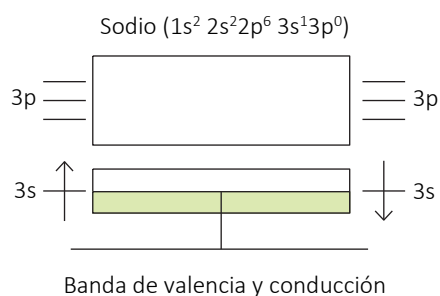
Como puedes observar, solo presenta enlace múltiple la molécula de etino, C_2H_2 . Como los dos átomos de carbono comparten tres pares de electrones, se ha formado un enlace triple entre ellos.

Enlace metálico

- 34. Explica por medio del modelo de bandas el tipo de enlace que se presenta en un trozo de potasio y sus propiedades más relevantes.**

El sodio es un metal del grupo de los alcalinos, que tiene la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

Eso quiere decir que tendrá disponible la mitad de la banda 3s para que se muevan los electrones con total libertad, por lo que será muy buen conductor de la electricidad.



- 35. Contesta en tu cuaderno:**

- Localiza en el sistema periódico los elementos de número atómico 13, 17, 20, 26 y 30.
- Escribe la configuración electrónica de todos ellos en su estado fundamental.
- Indica el carácter metálico o no metálico de los mismos.
- De entre los elementos propuestos elige un no metal y formula los compuestos binarios que forma con el resto de elementos que sí tengan carácter metálico.

- a) Consulta la tabla periódica. Localiza e identifica los elementos:

- $Z = 13$: 3.º periodo, grupo 13, aluminio (Al).
- $Z = 17$: 3.º periodo, grupo 17, cloro (Cl).
- $Z = 20$: 4.º periodo, grupo 2, calcio (Ca).
- $Z = 26$: 4.º periodo, grupo 8, hierro (Fe).
- $Z = 30$: 4.º periodo, grupo 12, cinc (Zn).

- b) Escribe la configuración electrónica de cada elemento:

- Al ($Z = 13$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
- Cl ($Z = 17$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- Ca ($Z = 20$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
- Fe ($Z = 26$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
- Zn ($Z = 30$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

- c) A la vista de las configuraciones electrónicas anteriores, vemos que Al, Ca, Fe y Zn son elementos metálicos, ya que todos ellos tienen tendencia a ceder electrones dejando al descubierto el octeto de Lewis y transformarse en iones positivos o cationes:

- Al^{3+} ($Z = 13$): $1s^2 2s^2 2p^6$

- Ca^{2+} ($Z = 20$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 - Fe^{2+} ($Z = 26$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$
 - Zn^{2+} ($Z = 30$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$
- d) El único no metal es el Cl, que formará los siguientes compuestos con el resto de elementos metálicos:



36. A partir del modelo establecido para el enlace metálico, justifica:

- a) **Por qué los metales tienen (en general) elevados puntos de fusión.**
- b) **La ductilidad y maleabilidad de los metales.**
- c) **La conductividad eléctrica y térmica en estado sólido de los metales.**

- a) Teniendo en cuenta el modelo de la nube electrónica, los metales forman una red cristalina en la que los átomos metálicos han cedido sus electrones de valencia dando lugar a cationes, que se mueven a través de los huecos que hay entre los iones del cristal.

Estos cationes de la red cristalina son los responsables de los elevados puntos de fusión de los metales, pues su fuerza de unión y, por tanto, la estabilidad de la red van a depender de la fuerza atractiva de los mismos. En general, mientras menor sea el volumen del metal mayor es la fuerza atractiva de los cationes y, por ello, mayor su punto de fusión.

- b) La ductilidad de un metal es su capacidad para ser deformado y transformado en hilos, mientras que la maleabilidad es la propiedad de los metales a ser laminados obteniéndose láminas delgadas. Ambas propiedades se deben a que los movimientos de los cationes no provocan ni ruptura de enlaces ni mayor aproximación entre ellos.
- c) El modelo de bandas asigna a cada metal bandas de valencias llenas o parcialmente llenas que se superponen a bandas vacías, y los electrones, dada la escasa diferencia de energía que hay entre bandas, se mueven hacia las bandas vacías al aplicar un campo eléctrico al metal.

La conductividad térmica se debe a la movilidad de los electrones. Por otra parte, si el metal se calienta en exceso hasta una determinada temperatura, algunos electrones adquieren suficiente energía como para abandonar el metal, produciéndose lo que se conoce como efecto termiónico.

ACTIVIDADES FINALES (página 92)

Propiedades físicas en función del enlace

37. Dos elementos A y B tienen de número atómico 56 y 16, respectivamente.

- a) **Escribe sus configuraciones electrónicas en su estado fundamental. Indica cuántos electrones desapareados presentan en su última capa.**
- b) **Razona qué tipo de enlace formará el compuesto binario entre ambos elementos. Indica dos propiedades características de este tipo de enlace.**

- a) Escribe la configuración electrónica de cada elemento en su estado fundamental y determina el número de electrones desapareados que tiene cada uno:

$A(Z = 56)$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$. En la capa de valencia ($6s^2$) el orbital está completo, **no hay electrones desapareados**.

$B(Z = 16)$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$. En la capa de valencia hay dos orbitales incompletos, **hay 2 electrones desapareados**.

- b) El elemento A tiene tendencia a perder los dos electrones del orbital 6s y dar lugar al catión A^{2+} . Por su parte, el elemento B tiene tendencia a aceptar dos electrones y formar el anión B^{2-} . Por tanto, entre ambos se establecerá un enlace iónico de fórmula AB.

El enlace iónico se caracteriza por las siguientes propiedades:

- A temperatura ambiente son sustancias sólidas que forman redes cristalinas.
- Los puntos de fusión y ebullición son muy elevados.
- Son duros y frágiles.
- Son solubles en disolventes polares como el agua.
- No conducen la electricidad en estado natural. Solo conducen la corriente fundidos o en disolución.

38. La letra A es el símbolo para el elemento con número atómico 11. La letra B es el símbolo para el elemento de número atómico 16. ¿Qué afirmación sobre el compuesto que se forma es correcta? Justifica tu respuesta:

- Es covalente con fórmula AB.
- Es iónico con fórmula AB₂.
- Es covalente con fórmula AB₂.
- Es iónico con fórmula A₂B.

Razona si el compuesto anterior se espera que sea sólido, líquido o gas a temperatura ambiente.

Escribe la configuración electrónica de cada elemento:

- A(Z = 11): 1s² 2s²2p⁶ 3s¹.
- B(Z = 16): 1s² 2s²2p⁶ 3s²3p⁴.

El elemento A tiene tendencia a perder el electrón del orbital 3s y formar el catión A⁺. El elemento B tiene tendencia a aceptar dos electrones para completar el octeto electrónico, formando el anión B²⁻. Se establecerá entre ambos un enlace iónico de fórmula A₂B.

Por tanto, la afirmación correcta es la **d**).

A temperatura ambiente, la sustancia resultante será **sólida**, formando una red cristalina.

39. Indica, de forma razonada, el tipo de enlace que forman cada una de las sustancias siguientes:

- Limaduras de magnesio.
- Cloruro de sodio.

- Enlace **metálico**, ya que solo hay magnesio y es un metal.
- Enlace **iónico**, puesto que el sodio es un metal y el cloro un no metal. Existe gran diferencia de electronegatividad entre ambos.

40. Contesta, de forma razonada, las siguientes cuestiones:

- ¿Cuál de los siguientes compuestos: óxido de calcio y cloruro de cesio, será más soluble en agua?
- ¿Qué metal tiene mayor punto de fusión, el potasio o el cobre?
- ¿Quién conduce mejor la corriente eléctrica, un cristal de nitrato de cinc o una disolución de esta sustancia?

- La solubilidad en agua depende inversamente de la energía de red, y según la ecuación de Born-Landé:

$$|U_R| \propto \frac{Z_1 \cdot Z_2}{r}$$

De la expresión anterior deducimos que la influencia del término de la carga (Z⁺, Z⁻) es muy importante, tanto, que el óxido de calcio (Ca²⁺, O²⁻) tendrá una energía reticular del orden de cuatro veces mayor que el cloruro de cesio (Cs⁺, Cl⁻).

Esto hace que sea mucho más difícil disolver el óxido de calcio que el cloruro de cesio. Dicho de otra manera **es más soluble en agua el cloruro de cesio**.

- El punto de fusión aumenta a medida que lo hace la energía de red, ya que cuesta menos romper la red iónica. El catión potasio (K⁺) tiene la misma carga que el cobre (Cu⁺), por tanto, la energía de red dependerá exclusivamente del tamaño de los iones.

Como ambos elementos están situados en el mismo periodo de la tabla periódica, el 4, y el radio atómico aumenta según nos desplazamos hacia la izquierda en un periodo, el potasio tendrá mayor radio que el cobre, y por tanto, su energía de red será menor.

Por tanto, **el elemento con mayor punto de fusión es el cobre.**

- c) El nitrato de cinc es una sustancia iónica. Como tal, **conduce la electricidad solo en disolución** o en estado fundido, ya que en ambos estados, sus iones tienen libertad para desplazarse. Para saber si es más conductor en disolución que en estado fundido, necesitaríamos saber cuál es el disolvente de la disolución.

41. Explica los siguientes hechos:

a) **La sal común, NaCl, funde a 801 °C; sin embargo, el cloro es un gas a 25 °C.**

b) **El diamante no conduce la electricidad, y el níquel sí.**

c) **La molécula de nitrógeno es covalente, mientras que el Cs₃N es iónico.**

- a) La sal común (NaCl) es una red iónica con enlaces formados por interacción electrostática entre iones en las tres direcciones del espacio. En ella, los iones Na⁺ y Cl⁻ están unidos fuertemente por fuerzas electrostáticas, lo que hace que el compuesto sea muy estable y con alto punto de fusión.

La molécula de cloro gas (Cl₂), formada por dos átomos unidos por enlace covalente. Como su masa molecular es pequeña, es una sustancia gaseosa.

- b) El diamante es un sólido covalente atómico formado por átomos de carbono unidos mediante enlaces covalentes con geometría tetraédrica en las tres direcciones del espacio. Los electrones se encuentran atrapados en el enlace, por eso no hay movilidad y no conduce la electricidad.

El níquel es un metal y está formado por una red catiónica con electrones que se mueven alrededor con total libertad, lo que permite conducir la corriente eléctrica.

- c) La molécula de nitrógeno está formada por dos átomos de nitrógeno (no metálicos) que comparten tres pares de electrones. Por tanto, están unidos mediante enlace covalente formando el N₂.

Sin embargo, el nitruro de tricesio está formado por el cesio, un elemento metálico, y el nitrógeno, elemento no metálico. Ambos se unen mediante fuerzas electrostáticas en un enlace iónico.

42. Contesta en tu cuaderno razonando las respuestas:

a) **¿Qué enlace se formará cuando el oxígeno se combine con magnesio?**

b) **¿Qué enlace se formará cuando el oxígeno se combine con azufre?**

c) **¿Cuál de los dos compuestos formados tendrá mayor punto de fusión?**

- a) Como el magnesio es un metal y el oxígeno un no metal, entre ambos se establecerá un enlace **iónico**.
- b) Como los dos elementos son no metálicos, compartirán electrones formando un enlace **covalente**.
- c) Por tener un enlace iónico, el **compuesto formado por oxígeno y magnesio** tendrá mayor punto de fusión.

43. Contesta en tu cuaderno razonando las respuestas:

a) **¿Qué tipo de enlace se da en cada uno de los compuestos NaBr y BrF?**

b) **Ordena los compuestos NaBr, BrF y NBr₃ de menor a mayor punto de fusión.**

- a) El NaBr es un compuesto que presenta una interacción entre un metal (Na) y un no metal (Br). Para que ambos alcancen la estabilidad, el sodio cede un electrón de su capa de valencia al bromo, y ambos quedan con una configuración de gas noble. El enlace que los une es, por tanto, **iónico**.

Sin embargo, el bromo (Br) y el flúor (F) no pueden interaccionar de la misma manera, ya que ambos tienen muchos electrones en la capa de valencia y consiguen la estabilidad al compartir en este caso un par de electrones, quedando unidos mediante enlace **covalente**.

- b) Como el NaBr es un sólido iónico, será el que mayor punto de fusión tenga de los tres. Para discernir entre el BrF y el NBr₃, debemos tener en cuenta las fuerzas intermoleculares que los unen. La molécula de BrF es polar debido a la diferencia de electronegatividad entre el Br y el F.

La molécula de NBr_3 tiene geometría piramidal (geometría de enlace tetraédrica con un par libre), y como el enlace N-Br es polar y con dicha geometría no se anula espacialmente, el momento dipolar total es distinto de 0 y la molécula es polar.

De manera que ambas moléculas con enlace covalente polar tendrán interacciones intermoleculares tipo Van der Waals, que son mayores a medida que aumenta la polaridad de la molécula. El momento dipolar total en la molécula de bromuro de nitrógeno y su masa molecular son mayores que en la de monofluoruro de bromo y, por tanto, su punto de fusión será mayor.

El orden de puntos de fusión de menor a mayor es:

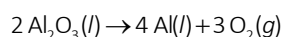


QUÍMICA EN TU VIDA (página 94)

INTERPRETA

1. Calcula cuánta bauxita será necesaria para obtener 10 t de papel de aluminio.

La ecuación química que representa la obtención de aluminio mediante electrolisis de la alúmina es la siguiente:



Ten en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$M[\text{Al}] = 26,98 \text{ g/mol}$$

$$M[\text{Al}_2\text{O}_3] = 26,98 \cdot 2 + 16,00 \cdot 3 = 101,96 \text{ g/mol}$$

$$10 \text{ t Al} \cdot \frac{10^6 \text{ g Al}}{1 \text{ t Al}} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \cdot \frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{4 \text{ mol Al}} \cdot \frac{101,96 \text{ g de Al}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} = 1,9 \cdot 10^7 \text{ g de Al}_2\text{O}_3 = \mathbf{19 \text{ t de Al}_2\text{O}_3}$$

2. Teniendo en cuenta la densidad del aluminio metálico y el grosor de las láminas de papel de aluminio, calcula la longitud de un rollo de papel de aluminio de 30 cm de ancho obtenido a partir de 1 kg de aluminio.

Disponemos de los siguientes datos:

$$d(\text{Al}) = 2,7 \text{ g/cm}^3; \text{ espesor} = 0,015 \text{ mm}; m(\text{Al}) = 1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}; \text{ ancho} = 30 \text{ cm}.$$

Calcula el volumen de aluminio a partir de la densidad y de la masa:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{1000 \text{ g}}{2,7 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 370,4 \text{ cm}^3$$

Despeja la longitud del rollo de aluminio de la expresión del volumen:

$$V = \text{Ancho} \times \text{Espesor} \times \text{Longitud} \Rightarrow \text{Longitud} = \frac{V}{\text{Ancho} \times \text{Espesor}} = \frac{370,4 \text{ cm}^3}{30 \text{ cm} \times 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ cm}} = 8231 \text{ cm} = \mathbf{82,31 \text{ m}}$$

REFLEXIONA

3. ¿Por qué se sitúan los centros productores de alúmina cerca de las minas de donde se extrae la bauxita?

Los centros productores de alúmina se suelen situar cerca de las minas de donde se extrae la bauxita para minimizar los costes de transporte de las materias primas hasta la fábrica.

4. Explica la siguiente frase.

«La materia prima para la producción de aluminio es la energía».

Aunque la materia prima para la obtención del aluminio es la bauxita, sin energía es imposible fabricar aluminio.

Los procesos reflejados en la figura (trituración, filtración, refrigeración, etc.) necesitan mucha energía para funcionar. Por tanto, podemos afirmar que la energía también es una materia prima en la fabricación del aluminio.

