

Enlace químico

1.º Bachillerato - Serie 1 (enlace iónico, soluciones muy desarrolladas)

© quimicabachillerato.net - Todos los derechos reservados

Aviso legal: Este material es propiedad intelectual de quimicabachillerato.net. Queda prohibida su reproducción, distribución o uso comercial total o parcial sin autorización expresa del autor.

Las soluciones presentan un desarrollo teórico riguroso y argumentado, propio de preguntas largas de 1.º de Bachillerato y pruebas tipo examen.

Ejercicio 1. Diferencia de electronegatividad y tipo de enlace

Enunciado:

Dados los valores de electronegatividad (Pauling): Na = 0,9; Mg = 1,2; Cl = 3,0; O = 3,5. Calcula ΔEN y clasifica el enlace principal en NaCl y en MgO como iónico o covalente polar. Justifica el resultado.

Solución razonada:

Razonamiento teórico desarrollado:

La diferencia de electronegatividad (ΔEN) mide la tendencia de un átomo a atraer el par de electrones compartido. Cuando ΔEN es grande, la atracción es muy desigual y se favorece la transferencia de electrones, formando iones (enlace iónico). En Bachillerato suele considerarse que: $\Delta EN < 0,4$ indica enlace covalente apolar; $0,4 \leq \Delta EN < 1,7$ indica enlace covalente polar; $\Delta EN \geq 1,7$ indica enlace iónico (aproximación útil para clasificar).

Razonamiento matemático desarrollado:

Para NaCl:

Paso 1. Calcular ΔEN :

$$\Delta EN = EN(\text{Cl}) - EN(\text{Na})$$

$$\Delta EN = 3,0 - 0,9 = 2,1$$

Paso 2. Clasificación:

Como $\Delta EN = 2,1 \geq 1,7 \rightarrow$ enlace principalmente iónico.

Para MgO:

Paso 1. Calcular ΔEN :

$$\Delta EN = EN(\text{O}) - EN(\text{Mg})$$

$$\Delta EN = 3,5 - 1,2 = 2,3$$

Paso 2. Clasificación:

Como $\Delta EN = 2,3 \geq 1,7 \rightarrow$ enlace principalmente iónico.

Conclusión: NaCl y MgO presentan enlace iónico (con cierta polarización real, pero de carácter mayoritariamente iónico).

Ejercicio 2. Energía reticular: comparación con la ley de Coulomb

Enunciado:

Se quiere comparar la intensidad de la atracción electrostática en NaCl y MgO. Usa una forma simplificada de la ley de Coulomb: $|F| \propto |q_+ \cdot q_-| / r^2$. Supón distancias iónicas: $r(\text{NaCl}) = 2,8 \cdot 10^{-10}$ m y $r(\text{MgO}) = 2,1 \cdot 10^{-10}$ m. Calcula el cociente $|F(\text{MgO})| / |F(\text{NaCl})|$.

Solución razonada:

Razonamiento teórico desarrollado:

En los sólidos iónicos, la estabilidad depende en gran medida de las fuerzas electrostáticas entre iones. A mayor carga de los iones y menor distancia entre ellos, la atracción es mayor, lo que suele implicar mayor energía reticular y mayor punto de fusión. MgO tiene iones con carga ± 2 , mientras que NaCl tiene ± 1 , y además la distancia iónica en MgO es menor: ambas razones aumentan la atracción.

Razonamiento matemático desarrollado:

Modelo: $|F| \propto |q_+ \cdot q_-| / r^2$

Paso 1. Producto de cargas:

Para NaCl: $|q_+ \cdot q_-| = |(+1) \cdot (-1)| = 1$

Para MgO: $|q_+ \cdot q_-| = |(+2) \cdot (-2)| = 4$

Paso 2. Cociente de fuerzas:

$$|F(\text{MgO})| / |F(\text{NaCl})| = (4 / r(\text{MgO})^2) / (1 / r(\text{NaCl})^2)$$

$$|F(\text{MgO})| / |F(\text{NaCl})| = 4 \cdot (r(\text{NaCl})^2 / r(\text{MgO})^2)$$

Paso 3. Sustituir valores:

$$|F(\text{MgO})| / |F(\text{NaCl})| = 4 \cdot ((2,8 \cdot 10^{-10})^2 / (2,1 \cdot 10^{-10})^2)$$

Paso 4. Simplificar potencias:

$$(2,8 \cdot 10^{-10})^2 = 2,8^2 \cdot 10^{-20}$$

$$(2,1 \cdot 10^{-10})^2 = 2,1^2 \cdot 10^{-20}$$

Los 10^{-20} se cancelan.

Paso 5. Calcular:

$$2,8^2 = 7,84$$

$$2,1^2 = 4,41$$

$$|F(\text{MgO})| / |F(\text{NaCl})| = 4 \cdot (7,84 / 4,41) = 4 \cdot 1,78 = 7,12$$

Conclusión: la atracción electrostática en MgO es aproximadamente 7,1 veces mayor que en NaCl.

Ejercicio 3. Ciclo de Born-Haber simplificado: cálculo de energía reticular

Enunciado:

Para el NaCl(s) se dan estos valores ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$):

$$\Delta H_f^\circ[\text{NaCl}(s)] = -411$$

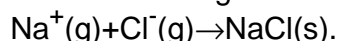
$$\text{Sublimación Na}(s) \rightarrow \text{Na}(g) = +108$$

$$1/2 \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{Cl}(g) = +122$$

$$\text{Energía de ionización Na}(g) \rightarrow \text{Na}^+(g) + e^- = +496$$

$$\text{Afinidad electrónica Cl}(g) + e^- \rightarrow \text{Cl}^-(g) = -349$$

Calcula la energía reticular (formación del sólido a partir de iones gaseosos):



Solución razonada:

Razonamiento teórico desarrollado:

El ciclo de Born-Haber aplica la ley de Hess: la entalpía global de formación del sólido puede expresarse como suma de etapas. Si se conocen todas las etapas salvo la energía reticular, se despeja. La energía reticular (en este planteamiento) corresponde a la entalpía liberada al formar el cristal desde iones gaseosos.

Razonamiento matemático desarrollado:

Ley de Hess (suma de etapas):

$$\Delta H_f = \Delta H_{\text{subl}} + 1/2 \cdot \Delta H_{\text{dis}} + IE + AE + U$$

donde U es la energía reticular ($\text{Na}^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{s})$).

Paso 1. Sustituir datos:

$$-411 = 108 + 122 + 496 + (-349) + U$$

Paso 2. Sumar términos conocidos:

$$108 + 122 = 230$$

$$230 + 496 = 726$$

$$726 - 349 = 377$$

Paso 3. Despejar U:

$$-411 = 377 + U$$

$$U = -411 - 377$$

$$U = -788 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Conclusión: la formación del cristal libera $788 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ($U = -788 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$).

Ejercicio 4. Estequiometría iónica: número de iones en una muestra

Enunciado:

Se disuelven 5,85 g de NaCl en agua hasta obtener disolución (se supone disociación completa). Calcula: (a) los moles de NaCl, (b) el número de iones Na^+ y (c) el número de iones Cl^- . Datos: $M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Solución razonada:

Razonamiento teórico desarrollado:

En un compuesto iónico como NaCl, cada unidad fórmula contiene un ion Na^+ y un ion Cl^- . Si la disociación es completa, por cada mol de NaCl se forman 1 mol de Na^+ y 1 mol de Cl^- . Para pasar de moles a número de partículas, se multiplica por el número de Avogadro.

Razonamiento matemático desarrollado:

Paso 1. Calcular moles de NaCl:

$$n = m/M$$

$$n = 5,85 \text{ g} / 58,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$n = 0,100 \text{ mol}$$

Paso 2. Moles de iones formados:

$$n(\text{Na}^+) = 0,100 \text{ mol}$$

$$n(\text{Cl}^-) = 0,100 \text{ mol}$$

Paso 3. Número de iones:

$$N = n \cdot N_A$$

$$N(\text{Na}^+) = 0,100 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 6,02 \cdot 10^{22} \text{ iones}$$

$$N(\text{Cl}^-) = 0,100 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 6,02 \cdot 10^{22} \text{ iones}$$

Conclusión: se forman $6,02 \cdot 10^{22}$ iones Na^+ y $6,02 \cdot 10^{22}$ iones Cl^- .

Ejercicio 5. Propiedades del enlace iónico: punto de fusión y conductividad

Enunciado:

Se comparan dos sólidos iónicos: A (iones ± 1 , distancia iónica $3,0 \cdot 10^{-10}$ m) y B (iones ± 2 , distancia iónica $2,4 \cdot 10^{-10}$ m). Usando el criterio de que la energía reticular aumenta con $|q_+ \cdot q_-|/r$, determina cuál tendrá mayor punto de fusión. Explica además por qué un sólido iónico no conduce en estado sólido pero sí cuando está fundido.

Solución razonada:

Razonamiento teórico desarrollado:

La energía reticular está relacionada con la fuerza de unión del cristal. Cuanto mayor sea la energía reticular (mayor atracción electrostática), más energía se necesita para romper la red y fundir, por lo que el punto de fusión suele ser mayor. En cuanto a la conductividad, en el sólido los iones están fijos en posiciones de red y no pueden desplazarse; en cambio, al fundir o disolver, los iones quedan móviles y pueden transportar carga eléctrica.

Razonamiento matemático desarrollado:

Criterio: $U \propto |q_+ \cdot q_-| / r$

Paso 1. Calcular el factor relativo de A:

$$|q_+ \cdot q_-| = |(+1) \cdot (-1)| = 1$$

$$r = 3,0 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

Factor A = $1 / 3,0 = 0,333$ (proporcional)

Paso 2. Calcular el factor relativo de B:

$$|q_+ \cdot q_-| = |(+2) \cdot (-2)| = 4$$

$$r = 2,4 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

Factor B = $4 / 2,4 = 1,67$ (proporcional)

Paso 3. Comparación:

Factor B > Factor A

Conclusión: el sólido B tendrá mayor energía reticular y, por tanto, mayor punto de fusión.

Conductividad:

En sólido: iones inmóviles \rightarrow no conduce

Fundido o en disolución: iones móviles \rightarrow sí conduce