

Resolución razonada de todos los apartados. Se conservan las fórmulas y los datos del enunciado; cuando el resultado impreso no concuerda con el cálculo, se señala la discrepancia.

Bloque A · Formulación y nomenclatura

A1 · Formulación y nomenclatura

En los compuestos iónicos, elegimos los subíndices de modo que la suma de cargas sea cero. En los compuestos orgánicos, identificamos primero la cadena principal y el grupo funcional.

a) Óxido de vanadio (V). El vanadio tiene número de oxidación +5 y el oxígeno -2. El mínimo común múltiplo de 5 y 2 es 10, así que se necesitan dos átomos de vanadio y cinco de oxígeno:



b) Hidruro de plomo (IV). El plomo aporta +4 y cada hidruro -1; por tanto, hacen falta cuatro hidruros:



c) N,N-dimetiletanamida. La etanamida es CH_3CONH_2 . Los dos grupos metilo sustituyen los dos hidrógenos unidos al nitrógeno:



d) $\text{Co}(\text{OH})_2$. Interpretamos la fórmula impresa, que parece contener una errata tipográfica, como $\text{Co}(\text{OH})_2$. Cada hidróxido tiene carga -1; al haber dos, el cobalto debe presentar estado de oxidación +2:

hidróxido de cobalto (II)

e) $\text{Sn}(\text{ClO}_3)_2$. El anión clorato es ClO_3^- . Los dos aniones aportan carga total -2, de modo que el estaño está en estado +2:

clorato de estaño (II)

f) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$. La función principal es el ácido carboxílico, por lo que numeramos la cadena desde el carbono del grupo -COOH. La cadena tiene cuatro carbonos y el grupo -OH queda en el carbono 2:

ácido 2-hidroxibutanoico

A2 · Formulación y nomenclatura

a) Peróxido de rubidio. El catión rubidio es Rb^+ y el anión peróxido es O_2^{2-} . Se necesitan dos cationes por cada anión:



b) Hidrogenocarbonato de sodio. El anión hidrogenocarbonato es HCO_3^- y el sodio forma Na^+ :



c) Ciclohexanona. Es una cetona cíclica de seis carbonos. Al cerrar el ciclo, su fórmula molecular es:



d) O_3Cl_2 . Ordenando los símbolos como Cl_2O_3 , la nomenclatura sistemática usa prefijos para indicar dos átomos de cloro y tres de oxígeno:

trióxido de dicloro

También puede nombrarse óxido de cloro (III), ya que los tres oxígenos suman -6 y los dos cloros deben sumar $+6$.

e) H_2SO_3 . Es el oxoácido de azufre con estado de oxidación $+4$:

ácido sulfuroso

f) $\text{HCOOCH}_2\text{CH}_3$. Es un éster formado por el anión metanoato (procedente del ácido metanoico) y el grupo etilo:

metanoato de etilo

Bloque B · Estructura, enlace y equilibrio

B1 · Configuración electrónica y propiedades periódicas

El período se obtiene del mayor número cuántico principal ocupado. Para los elementos representativos, el grupo se deduce del número de electrones de valencia; en un metal de transición también cuentan los electrones de los subniveles d y s externos.

a) Grupos y períodos de A y B. En A, el mayor nivel ocupado es $n = 2$ y hay siete electrones de valencia ($2s^2 2p^5$). Por ello, A pertenece al grupo 17 y al período 2; es el flúor. En B, el mayor nivel ocupado es $n = 4$ y la configuración externa es $3d^5 4s^2$. Corresponde al manganeso, situado en el grupo 7 y período 4.

A : grupo 17, período 2; B : grupo 7, período 4

b) Carácter metálico o no metálico de A y C. A es flúor: tiene elevada electronegatividad y tiende a captar un electrón, por lo que es no metal. C tiene configuración $[\text{Ne}]3s^2$ y es magnesio; cede con facilidad esos dos electrones externos y es metal.

A (F) es no metal; C (Mg) es metal

c) Iones más estables. El flúor gana un electrón para completar su capa $n = 2$ y formar F^- . El magnesio pierde los dos electrones $3s$ y forma Mg^{2+} . Ambos iones adquieren la configuración electrónica del neón:



F^- y Mg^{2+} tienen configuración $[\text{Ne}]$

B2 · Equilibrio químico

a) La relación general entre las constantes es

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n_g},$$

donde Δn_g es la diferencia entre los moles gaseosos de productos y reactivos. Aquí $\Delta n_g = 2 - (1 + 2) = -1$, por lo que $K_p = K_c/(RT)$; no son iguales en general.

Falsa: $K_p = \frac{K_c}{RT}$

b) En una reacción endotérmica el calor puede considerarse un reactivo. Al subir la temperatura, el equilibrio consume parte del calor añadido desplazándose hacia los productos. Por tanto, aumenta la cantidad de producto.

Verdadera

c) El equilibrio es dinámico: la reacción directa y la inversa continúan, pero a la misma velocidad. Las concentraciones dejan de variar macroscópicamente, aunque la formación y el consumo de producto no se detienen.

Falsa: la reacción no se detiene; se igualan las velocidades directa e inversa

B3 · Enlace, puntos de ebullición y energía reticular

a) En CaF_2 predomina el enlace iónico: el calcio transfiere electrones y se forman iones Ca^{2+} y F^- . En CO_2 los enlaces $\text{C}=\text{O}$ son covalentes y forman moléculas discretas.

CaF_2 : iónico; CO_2 : covalente molecular

b) El dióxido de carbono es molecular y, a presión atmosférica, sublima a $-78,5^\circ\text{C}$, por lo que presenta el cambio a fase gaseosa a menor temperatura. El agua hierve a 100°C debido a los puentes de hidrógeno. El CaF_2 forma una red iónica y requiere mucha más energía para separar sus iones. Así, de menor a mayor temperatura de cambio a gas:

$\text{CO}_2 < \text{H}_2\text{O} < \text{CaF}_2$

c) Comparamos el módulo de la energía reticular, es decir, la energía necesaria para separar los iones del cristal. Las tres sales contienen iones con cargas de igual módulo, así que la atracción aumenta al disminuir la distancia entre los iones. El catión Li^+ es el más pequeño: Si se expresa como entalpía de formación de la red, este mayor módulo corresponde al valor más negativo.

LiF tiene la mayor energía reticular en módulo

B4 · Propiedades periódicas

a) Es falsa. La energía de ionización del aluminio es menor que la del cloro; el cloro no es el elemento con menor energía de ionización del conjunto.

Falsa

b) Es falsa. El cloro tiene una afinidad electrónica más favorable que el flúor, y ambos superan ampliamente al aluminio. En el flúor, el electrón adicional entra en un orbital pequeño y experimenta más repulsión electrónica.

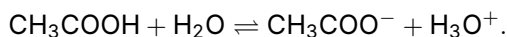
Falsa

c) Es verdadera. El radio atómico disminuye de izquierda a derecha en un período y aumenta al bajar en un grupo. El flúor, situado por encima del cloro y a la derecha del aluminio, es el de menor radio.

Verdadera

B5 · Cambios de pH

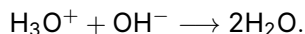
a) Adición de CH_3COONa a ácido acético. El acetato aporta el ion común CH_3COO^- al equilibrio



El equilibrio se desplaza a la izquierda y disminuye $[\text{H}_3\text{O}^+]$. Como $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$, el pH aumenta.

b) Adición de HCl a una disolución de NaCl . El HCl es un ácido fuerte y se disocia completamente. La concentración de H_3O^+ aumenta, así que el pH disminuye.

c) Adición de KOH a ácido nítrico. La neutralización es 1:1:



Los moles iniciales de ácido son

$$n(\text{HNO}_3) = 0,1 \cdot 0,020 = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol},$$

y los de base añadida,

$$n(\text{KOH}) = 0,1 \cdot 0,010 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}.$$

Queda $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol de ácido en un volumen total de 0,030 L:

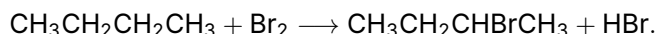
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1,0 \cdot 10^{-3}}{0,030} = 3,33 \cdot 10^{-2} \text{ M}, \quad \text{pH} = 1,48.$$

Antes de añadir la base, el pH era 1; por tanto, el pH aumenta. En los tres apartados, los resultados impresos al final del enunciado invierten el sentido que se obtiene al aplicar el equilibrio y la neutralización; prevalece el cálculo razonado anterior.

a) aumenta; b) disminuye; c) aumenta

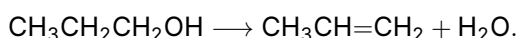
B6 · Reacciones orgánicas

a) Bromación del butano. La luz UV inicia una sustitución radicalaria. La bromación favorece la sustitución en un carbono secundario, por lo que escribimos el producto mayoritario 2-bromobutano:



También puede sustituirse un hidrógeno de un carbono secundario y obtener 2-bromobutano.

b) Deshidratación del propan-1-ol. Con ácido sulfúrico y calentamiento, el propan-1-ol elimina agua y forma propeno:



Es una reacción de eliminación.

c) Adición de HCl al propeno. La adición sigue la regla de Markovnikov: el cloro queda unido al carbono más sustituido, por lo que se obtiene principalmente 2-cloropropano:

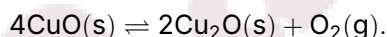


Es una reacción de adición electrófila.

Bloque C · Problemas

C1 · Equilibrio de descomposición del óxido de cobre(I)

La reacción es



Como los sólidos no aparecen en la expresión de equilibrio y el oxígeno es el único gas, su presión parcial coincide con la presión total: $p_{\text{O}_2} = 0,5 \text{ atm}$.

a) Moles de oxígeno y masa de CuO restante. Pasamos la temperatura a kelvin y aplicamos la ecuación de los gases ideales:

$$T = 1025 + 273 = 1298 \text{ K}, \quad n(\text{O}_2) = \frac{pV}{RT} = \frac{(0,5)(2)}{(0,082)(1298)} = 9,395 \cdot 10^{-3} \text{ mol}.$$

La masa molar del CuO es $63,5 + 16 = 79,5 \text{ g mol}^{-1}$, de modo que inicialmente había

$$n_0(\text{CuO}) = \frac{4,9}{79,5} = 0,06164 \text{ mol}.$$

Por estequiometría, se consumen cuatro moles de CuO por cada mol de oxígeno formado:

$$n_{\text{consumido}}(\text{CuO}) = 4n(\text{O}_2) = 0,03758 \text{ mol}.$$

Quedan $0,06164 - 0,03758 = 0,02406 \text{ mol}$, cuya masa es

$$m(\text{CuO})_{\text{restante}} = 0,02406 \cdot 79,5 = 1,912 \text{ g}.$$

El enunciado imprime 1,94 g; con los datos indicados se obtiene aproximadamente 1,91 g. La diferencia no afecta al cálculo de equilibrio y parece deberse a una errata o redondeo en el resultado impreso.

$$n(\text{O}_2) = 9,40 \cdot 10^{-3} \text{ mol}; \quad m(\text{CuO})_{\text{restante}} \approx 1,91 \text{ g}$$

b) Constantes K_p y K_c . Para esta reacción, la única especie gaseosa es el oxígeno, por lo que

$$K_p = p_{\text{O}_2} = 0,5.$$

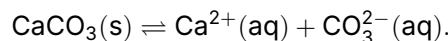
La relación entre las constantes es $K_p = K_c(RT)^{\Delta n_g}$, y aquí $\Delta n_g = 1$. Entonces

$$K_c = \frac{K_p}{RT} = \frac{0,5}{(0,082)(1298)} = 4,70 \cdot 10^{-3}.$$

$$K_p = 0,5; \quad K_c = 4,70 \cdot 10^{-3}$$

C2 · Productos de solubilidad

a) K_{ps} del carbonato de calcio. La disolución es



Por cada mol disuelto se forma un mol de Ca^{2+} . La solubilidad molar es

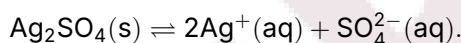
$$s = \frac{6,93 \cdot 10^{-6} \text{ mol}}{0,100 \text{ L}} = 6,93 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}.$$

En agua pura, $[\text{Ca}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}] = s$, así que

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = s^2 = (6,93 \cdot 10^{-5})^2 = 4,80 \cdot 10^{-9}.$$

$$K_{ps}(\text{CaCO}_3) = 4,80 \cdot 10^{-9}$$

b) Masa de sulfato de plata tras evaporar el agua. La disolución de la sal es



Si s es la solubilidad molar, $[\text{Ag}^+] = 2s$ y $[\text{SO}_4^{2-}] = s$. Por tanto,

$$K_{ps} = (2s)^2 s = 4s^3, \quad s = \sqrt[3]{\frac{7,7 \cdot 10^{-5}}{4}} = 2,680 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}.$$

En 0,250 L habrá

$$n = sV = (2,680 \cdot 10^{-2})(0,250) = 6,700 \cdot 10^{-3} \text{ mol}.$$

Al evaporar toda el agua, esos moles cristalizan. La masa molar es $M(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = 2(107,9) + 32 + 4(16) = 311,8 \text{ g mol}^{-1}$, luego

$$m = nM = (6,700 \cdot 10^{-3})(311,8) = 2,09 \text{ g}.$$

$$m(\text{Ag}_2\text{SO}_4) \approx 2,09 \text{ g}$$

C3 · Disolución de ácido nítrico

Usamos los datos tal como aparecen impresos: densidad $1,014 \text{ g L}^{-1}$ y riqueza en masa 2,42%.

a) Molaridad y pH. Un litro de disolución tiene una masa de 1,014 g. La masa de ácido nítrico por litro es

$$m(\text{HNO}_3) = 1,014 \cdot 0,0242 = 2,4539 \cdot 10^{-2} \text{ g}.$$

Con $M(\text{HNO}_3) = 1 + 14 + 3(16) = 63 \text{ g mol}^{-1}$:

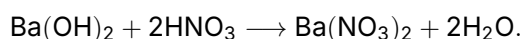
$$[\text{HNO}_3] = \frac{2,4539 \cdot 10^{-2}}{63} = 3,895 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}.$$

El HNO_3 es un ácido fuerte monoprótico, por lo que $[\text{H}_3\text{O}^+] \simeq [\text{HNO}_3]$. Así,

$$\text{pH} = -\log(3,895 \cdot 10^{-4}) = 3,409.$$

$$[\text{HNO}_3] \approx 3,90 \cdot 10^{-4} \text{ M}; \quad \text{pH} \approx 3,41$$

b) Volumen de hidróxido de bario. La neutralización ajustada es



En 10 mL hay

$$n(\text{HNO}_3) = (3,895 \cdot 10^{-4})(0,010) = 3,895 \cdot 10^{-6} \text{ mol}.$$

La proporción estequiométrica es 2 : 1, por lo que se requieren $n(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 1,9475 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$. Con $C = 0,1 \text{ M}$:

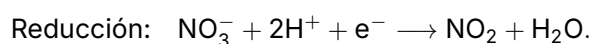
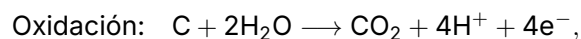
$$V = \frac{n}{C} = \frac{1,9475 \cdot 10^{-6}}{0,1} = 1,948 \cdot 10^{-5} \text{ L.}$$

$$V(\text{Ba}(\text{OH})_2) \approx 1,95 \cdot 10^{-5} \text{ L}$$

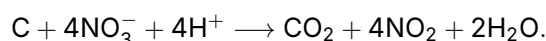
C4 · Oxidación del carbono con ácido nítrico

El carbono pasa de número de oxidación 0 a +4 en CO_2 , por lo que pierde cuatro electrones. El nitrógeno del nitrato pasa de +5 a +4 en NO_2 y gana un electrón por átomo.

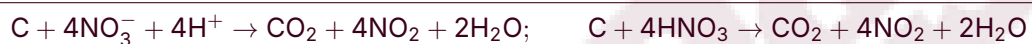
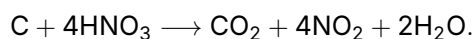
a) **Ajuste iónico y molecular.** En medio ácido, las semirreacciones son



Multiplicamos la reducción por cuatro y sumamos; se cancelan los cuatro electrones, cuatro protones y dos moléculas de agua:



Al reunir H^+ y NO_3^- como ácido nítrico, resulta la ecuación molecular



b) **Volumen de dióxido de carbono.** La muestra contiene

$$m(\text{C}) = 1000 \cdot 0,60 = 600 \text{ g}, \quad n(\text{C}) = \frac{600}{12} = 50 \text{ mol}.$$

La ecuación ajustada establece una proporción 1:1 entre C y CO_2 , así que se forman 50 mol de CO_2 . Aplicamos $PV = nRT$ a $T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(50)(0,082)(298)}{1} = 1221,8 \text{ L.}$$

$$V(\text{CO}_2) \approx 1,222 \cdot 10^3 \text{ L}$$