

Química

Desarrollo razonado de las opciones y cuestiones alternativas

Nota sobre la transcripción. El PDF local desplaza los números de los ejercicios 3–5 a 4–6 y omite condiciones/productos del ejercicio orgánico. Se conserva la numeración que aparece en el archivo y se completa el texto orgánico con el enunciado de junio de 2025.

Ejercicio 1 · Síntesis de amoníaco y termoquímica

La reacción es $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$. Inicialmente hay **0,25 mol** de N_2 y **0,75 mol** de H_2 en **10 L**. El **21,1%** del nitrógeno reacciona.

a) $K_c = 27,23 \text{ L}^2 \text{ mol}^{-2}$ y $K_p = 7,734 \cdot 10^{-3}$. La cantidad de nitrógeno que reacciona y los moles en el equilibrio se obtienen con la estequiometría **1 : 3 : 2**:

$x = 0,211(0,25) = 0,05275 \text{ mol}$, $n_{\text{N}_2} = 0,19725$, $n_{\text{H}_2} = 0,75 - 3x = 0,59175$, $n_{\text{NH}_3} = 2x = 0,10550 \text{ mol}$.

Dividimos entre el volumen y sustituimos en la expresión de la constante:

$$[\text{N}_2] = 0,019725 \text{ M}, \quad [\text{H}_2] = 0,059175 \text{ M}, \quad [\text{NH}_3] = 0,010550 \text{ M}, \quad K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = 27,23 \text{ L}^2 \text{ mol}^{-2}.$$

Como $\Delta n_g = 2 - (1 + 3) = -2$ y $T = 450 + 273,15 = 723,15 \text{ K}$, relacionamos ambas constantes:

$$K_p = K_c(RT)^{-2} = \frac{27,2316}{[(0,082057)(723,15)]^2} = 7,734 \cdot 10^{-3}.$$

Estos son los valores de equilibrio a **450 °C**.

b) **La síntesis directa es exotérmica.** Al subir la temperatura de **450 a 550 °C**, disminuye la fracción de nitrógeno que reacciona (del **21,1%** al **17,5%**); el equilibrio se desplaza hacia los reactivos. Por Le Châtelier, el calor actúa como producto, así que la reacción directa libera calor.

Por tanto, ΔH° de formación del amoníaco es negativo, coherente con el dato proporcionado.

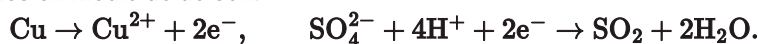
c) **Al formarse 20,0 g de amoníaco se liberan 54,2 kJ.** Cada mol formado libera **46,1 kJ**; los moles obtenidos son:

$$n(\text{NH}_3) = \frac{20,0}{17,0} = 1,1765 \text{ mol}, \quad q = n\Delta H_f^\circ = (1,1765)(-46,1) = -54,2 \text{ kJ}.$$

El signo negativo indica energía liberada; su cantidad es **54,2 kJ**.

Ejercicio 2 · Opción A · Redox del cobre con ácido sulfúrico

a) La reacción ajustada es $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. El cobre se oxida y el azufre del sulfato se reduce. Las semirreacciones en medio ácido son:



Al sumarlas se cancelan los dos electrones. La ecuación iónica neta es $\text{Cu} + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; al incorporar el sulfato espectador se obtiene la ecuación molecular ajustada.

b) Se necesitan 8,74 mL de la disolución concentrada. La proporción es 1 mol Cu : 2 mol H₂SO₄:

$$n(\text{Cu}) = \frac{5,0}{63,55} = 0,07868 \text{ mol}, \quad n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2(0,07868) = 0,1574 \text{ mol}.$$

Con $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,08 \text{ g mol}^{-1}$, la masa de ácido puro es 15,43 g. El 96% en masa implica:

$$m_{\text{disolución}} = \frac{15,43}{0,96} = 16,08 \text{ g}, \quad V = \frac{16,08}{1,84} = 8,74 \text{ mL}.$$

Ese volumen contiene los moles de ácido necesarios para consumir los 5,0 g de cobre.

c) Se obtienen 1,94 L de SO₂. La ecuación produce un mol de SO₂ por mol de cobre, de modo que $n(\text{SO}_2) = 0,07868 \text{ mol}$. Con $T = 293,15 \text{ K}$ y $P = 740/760 \text{ atm}$:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(0,07868)(0,082057)(293,15)}{740/760} = 1,944 \text{ L}.$$

El volumen solicitado, a esas condiciones, es 1,94 L.

Ejercicio 2 · Opción B · Disolución de amoníaco

a) La concentración de la disolución es 4,56 mol L⁻¹. Un litro de disolución tiene una masa de 970 g, de los que el 8% son amoníaco:

$$m(\text{NH}_3) = 0,08(970) = 77,6 \text{ g}, \quad C = \frac{77,6/17,03}{1 \text{ L}} = 4,556 \text{ mol L}^{-1}.$$

Por tanto, $C \approx 4,56 \text{ M}$.

b) El pH es aproximadamente 11,95. En el equilibrio $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$, sea $x = [\text{OH}^-]$. La constante $K_b = 1,78 \cdot 10^{-5}$ cumple:

$$K_b = \frac{x^2}{C - x}, \quad x = \frac{-K_b + \sqrt{K_b^2 + 4K_bC}}{2} = 8,997 \cdot 10^{-3} \text{ M}.$$

Así, $\text{pOH} = -\log x = 2,046$, y $\text{pH} = 14,00 - 2,046 = 11,954$.

El pH calculado es 11,95.

c) El grado de ionización es $1,97 \cdot 10^{-3}$, es decir, 0,197%. Se divide la concentración ionizada entre la concentración inicial:

$$\alpha = \frac{x}{C} = \frac{8,997 \cdot 10^{-3}}{4,556} = 1,975 \cdot 10^{-3} = 0,1975\%.$$

Solo alrededor del 0,20% del amoníaco está ionizado.

Ejercicio 4 · Isótopos y enlace

El cloro natural está formado por $^{35}_{17}\text{Cl}$ (75,8 %) y $^{37}_{17}\text{Cl}$ (24,2 %).

a) ^{35}Cl tiene 17 protones, 18 neutrones y 17 electrones; ^{37}Cl tiene 17 protones, 20 neutrones y 17 electrones. El número atómico fija protones y, en un átomo neutro, electrones; los neutrones son $A - Z$:

$$^{35}\text{Cl} : N = 35 - 17 = 18, \quad ^{37}\text{Cl} : N = 37 - 17 = 20.$$

Estos recuentos distinguen ambos isótopos.

b) En la muestra hay aproximadamente $3,73 \cdot 10^{23}$ átomos de ^{35}Cl y $1,19 \cdot 10^{23}$ de ^{37}Cl . Primero calculamos los moles de Cl₂ con la ecuación de los gases ideales y duplicamos para contar átomos de cloro:

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{PV}{RT} = \frac{(1)(10)}{(0,082057)(298,15)} = 0,4087 \text{ mol}, \quad N_{\text{Cl}} = 2nN_A = 4,923 \cdot 10^{23} \text{ átomos}.$$

$$N(^{35}\text{Cl}) = 0,758N_{\text{Cl}} = 3,732 \cdot 10^{23}, \quad N(^{37}\text{Cl}) = 0,242N_{\text{Cl}} = 1,191 \cdot 10^{23}.$$

El total de las dos abundancias reproduce el número de átomos calculado.

c1) La fórmula empírica es Cl₂O; es soluble y reacciona con agua. El oxígeno forma dos enlaces para completar el octeto y cada cloro forma uno, por lo que se necesitan dos átomos de Cl por cada O. El óxido de cloro(II) se hidroliza:



Por ello se disuelve reaccionando para formar ácido hipocloroso.

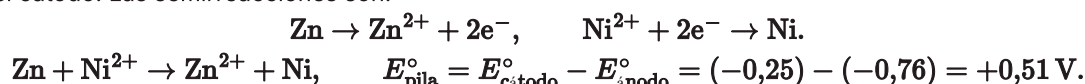
c2) SiCl_4 es tetraédrica y apolar; SCl_2 es angular y polar. En SiCl_4 , Si forma cuatro enlaces sencillos y no tiene pares libres; los cuatro dominios se orientan tetraédricamente. La simetría cancela los dipolos de enlace.



En SCl_2 , S tiene dos enlaces y dos pares libres: cuatro dominios electrónicos tetraédricos y una geometría molecular angular. Los dipolos S-Cl no se cancelan en esa forma, así que la molécula es polar.

Ejercicio 5 · Pila galvánica

a) El zinc se oxida, el níquel(II) se reduce y $E^\circ_{\text{pila}} = +0,51 \text{ V}$. Comparamos los potenciales estándar: el más alto se reduce en el cátodo. Las semirreacciones son:



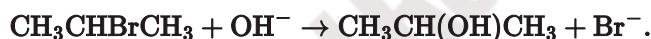
La pila se representa $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}(1 \text{ M})||\text{Ni}^{2+}(1 \text{ M})|\text{Ni}$.

b1) Aumenta su masa el electrodo de níquel. En el cátodo, los iones Ni^{2+} de la disolución ganan electrones y se depositan como níquel sólido. El zinc del ánodo pasa a la disolución como Zn^{2+} , por lo que su electrodo pierde masa.

b2) La reacción es espontánea en condiciones estándar y el puente salino cierra el circuito manteniendo la electroneutralidad. Como $E^\circ_{\text{pila}} > 0$, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ_{\text{pila}} < 0$. Los iones del puente migran hacia los compartimentos donde se acumula carga, evitando que se detenga el flujo de electrones.

Ejercicio 6 · Química orgánica y cinética

a.1) En medio acuoso, $2\text{-bromopropano} + \text{OH}^- \rightarrow \text{propan-2-ol} + \text{Br}^-$; es una sustitución nucleófila. El ion hidróxido sustituye al bromo en el carbono secundario:



Así, **A** es propan-2-ol y **B** es bromuro.

a.2) El pentan-3-ol se oxida a pentan-3-ona (**C**). El permanganato caliente transforma el alcohol secundario en cetona:



La transformación es una oxidación de alcohol secundario.

b1) Dos isómeros de $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$ son pentan-1-ol y pentan-2-ol. Sus fórmulas estructurales son:



Ambos tienen cinco carbonos y un grupo alcohol, pero el grupo **OH** cambia de posición.

b2.i) La velocidad se multiplica por 9 al triplicar las concentraciones de ambos reactivos. El orden es uno respecto a cada especie:

$$v = k[\text{CH}_3\text{CHBrCH}_3][\text{OH}^-], \quad v' = k(3[A])(3[B]) = 9v.$$

Por tanto, la velocidad aumenta nueve veces.

b2.ii) Las unidades de **k** son $\text{L mol}^{-1} \text{ min}^{-1}$. El orden total es dos, así que dividimos las unidades de velocidad entre las de concentración al cuadrado:

$$[k] = \frac{\text{mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}}{(\text{mol L}^{-1})^2} = \text{L mol}^{-1} \text{ min}^{-1}.$$

Estas unidades hacen que la ley de velocidad tenga unidades de concentración por minuto.