

Resolución razonada de las cuestiones y de las dos opciones.

Cuestiones

Cuestión 1 · Propiedades periódicas de F, P, Cl y Na

Los elementos están en los períodos que indican sus capas electrónicas ocupadas: F y Na pertenecen a los períodos 2 y 3, respectivamente; P y Cl están en el período 3. Sus números atómicos y configuraciones son:

Elemento	Z	Período	Grupo y configuración
F	9	2	17 : $1s^2 2s^2 2p^5$
P	15	3	15 : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
Cl	17	3	17 : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Na	11	3	1 : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

En un período el radio disminuye al aumentar la carga nuclear efectiva; al bajar por un grupo aumenta porque se añade una capa. Así, el orden creciente de radio es $F < Cl < P < Na$. La primera energía de ionización suele aumentar hacia la derecha y hacia arriba: es mínima para Na y máxima para F. Comparando P y Cl del mismo período, Cl tiene mayor carga nuclear efectiva, por lo que el orden creciente es $Na < P < Cl < F$.

$$Z_F = 9, Z_P = 15, Z_{Cl} = 17, Z_{Na} = 11; \quad r : F < Cl < P < Na; \quad E_{I,1} : Na < P < Cl < F.$$

Cuestión 2 · Entropía y espontaneidad

En $3A(g) \rightarrow A_3(g)$ disminuyen los moles gaseosos, por lo que disminuye el desorden: $\Delta S < 0$. La espontaneidad se estudia con $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$. El diagrama muestra que los productos tienen menor entalpía que los reactivos, así que $\Delta H < 0$. Con $\Delta S < 0$, el término $-T\Delta S$ es positivo y crece con la temperatura; por eso la reacción puede ser espontánea a temperaturas suficientemente bajas, no altas. Para que no sea espontánea a ninguna temperatura debe cumplirse $\Delta H > 0$: entonces ambos términos de ΔG son positivos.

$$\Delta S < 0; \quad \text{si } \Delta H < 0, \text{ puede ser espontánea a baja } T; \quad \text{para que nunca lo sea, } \Delta H > 0.$$

Cuestión 3 · Ley de velocidad

La velocidad de reacción se define usando los coeficientes estequiométricos:

$$v = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{2} \frac{d[B]}{dt} = \frac{d[C]}{dt}.$$

Por ello B desaparece el doble de rápido que A. Duplicar [A] duplica la velocidad, de modo que el orden respecto a A es 1; como la velocidad no depende de [B], su orden es 0. La ley es $v = k[A]$.

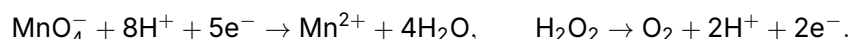
$$[v] = \text{mol L}^{-1}\text{s}^{-1}, \quad [k] = \frac{[v]}{[A]} = \text{s}^{-1}.$$

Al reducir el volumen a temperatura constante aumentan las concentraciones gaseosas. Si se reduce a la mitad, [A] se duplica y, por $v = k[A]$, la velocidad también se duplica.

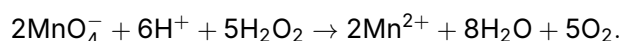
$$B \text{ desaparece dos veces más rápido que } A; \quad v = k[A]; \quad [v] = \text{mol L}^{-1}\text{s}^{-1}, \quad [k] = \text{s}^{-1}.$$

Cuestión 4 · Reacción redox en medio ácido

En MnO_4^- el Mn tiene número de oxidación +7 y el O -2; en Mn^{2+} , Mn es +2. En H_2O_2 , O es -1, mientras que en O_2 es 0 y en H_2O es -2. El permanganato se reduce y el peróxido se oxida. Ajustamos las semirreacciones en medio ácido:



Igualamos a diez los electrones intercambiados, multiplicando la primera por 2 y la segunda por 5, y sumamos. Para la espontaneidad, $E_{\text{pila}}^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = 1,51 - 0,70 = 0,81 \text{ V} > 0$.



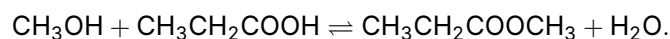
$$E_{\text{pila}}^{\circ} = 0,81 \text{ V} > 0; \text{ la reacción es espontánea en condiciones estándar.}$$

Cuestión 5 · Grupos funcionales y reacciones orgánicas

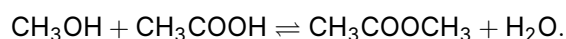
En las moléculas dadas aparecen, respectivamente, alcohol, ácido carboxílico, éster y amida:

Fórmula	Grupo funcional	Nombre
CH ₃ OH	–OH	metanol
CH ₃ CH ₂ COOH	–COOH	ácido propanoico
CH ₃ COOCH ₃	–COO–	etanoato de metilo
CH ₃ CONH ₂	–CONH ₂	etanamida

Un alcohol y un ácido carboxílico reaccionan por esterificación. En este caso:



Para obtener etanoato de metilo, se esterifican metanol y ácido etanoico:



Los grupos son, respectivamente, alcohol, ácido carboxílico, éster y amida.

Opción A

Problema 1 · Ácido débil en el zumo de limón

El ácido monoprótico se disocia como $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$. Del pH obtenemos $x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,4} = 3,981 \cdot 10^{-4} \text{ M}$. Si C es la concentración inicial, en el equilibrio $[\text{HA}] = C - x$ y $[\text{A}^-] = x$. Aplicamos la expresión de K_a :

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{x^2}{C - x}.$$

Despejamos $C = x + x^2/K_a = 6,12 \cdot 10^{-4} \text{ M}$. En 100 mL hay $n(\text{HA}) = CV = 6,12 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$. La neutralización consume un mol de NaOH por cada mol de HA, por lo que

$$V_{\text{NaOH}} = \frac{n}{C_{\text{NaOH}}} = \frac{6,12 \cdot 10^{-5}}{0,005} = 1,224 \cdot 10^{-2} \text{ L} = 12,24 \text{ mL}.$$

$$C_0(\text{HA}) = 6,12 \cdot 10^{-4} \text{ M}; \quad V_{\text{NaOH}} = 12,24 \text{ mL}.$$

Problema 2 · Electrólisis de sulfato de cobre(II)

Según la reacción neta, 2 mol de CuSO_4 producen 1 mol de O_2 . La masa molar del sulfato es $159,5 \text{ g mol}^{-1}$; por tanto, para 4,1 mol de oxígeno:

$$n(\text{CuSO}_4) = 2(4,1) = 8,2 \text{ mol}, \quad m = 8,2(159,5) = 1307,9 \text{ g}.$$

El volumen del gas se obtiene con la ecuación de estado ideal, $PV = nRT$:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(4,1)(0,082)(298)}{1} = 100,19 \text{ L}.$$

Para depositar cobre, cada ion Cu^{2+} requiere dos electrones. La carga necesaria es $Q = n_e F = 2(m/M_{\text{Cu}})F$; con $m = 2,9 \text{ g}$:

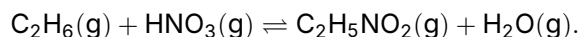
$$Q = 2 \left(\frac{2,9}{63,5} \right) (96485) = 8,81 \cdot 10^3 \text{ C}, \quad t = \frac{Q}{I} = \frac{8,81 \cdot 10^3}{1,8} = 4,90 \cdot 10^3 \text{ s} = 81,6 \text{ min}.$$

$$m(\text{CuSO}_4) = 1307,9 \text{ g}; \quad V(\text{O}_2) = 100,19 \text{ L}; \quad t = 81,6 \text{ min}.$$

Opción B

Problema 1 · Nitración del etano y equilibrio

La ecuación ajustada es



Sea x el avance, en moles. Partimos de un mol de cada reactivo; en el equilibrio hay $1 - x$ de cada reactivo y x de cada producto. Como todos son gases y la suma de coeficientes gaseosos es igual en ambos miembros, el volumen se cancela en K_c :

$$K_c = \frac{x^2}{(1-x)^2} = 0,050, \quad x = \frac{\sqrt{0,050}}{1 + \sqrt{0,050}} = 0,183 \text{ mol}.$$

La masa molar del nitroetano es 75 g mol^{-1} , así que se forman $m = 75x = 13,7 \text{ g}$. La entalpía estándar se calcula sumando las entalpías de formación de productos y restando las de reactivos:

$$\Delta H_r^\circ = [(-236,2) + (-285,8)] - [(-124,6) + (-164,5)] = -232,9 \text{ kJ mol}^{-1}.$$

La reacción es exotérmica. Hasta el equilibrio avanza x moles, por lo que libera $|Q| = x|\Delta H_r^\circ| = 42,6 \text{ kJ}$; el calor del sistema tiene signo negativo, $Q = -42,6 \text{ kJ}$. El dato tabulado de $42,85 \text{ kJ}$ se obtiene con un redondeo ligeramente distinto del avance.

$$x = 0,183 \text{ mol}; \quad m(\text{C}_2\text{H}_5\text{NO}_2) = 13,7 \text{ g}; \quad \Delta H_r^\circ = -232,9 \text{ kJ mol}^{-1}; \quad Q_{\text{sistema}} \approx -42,6 \text{ kJ}.$$

Problema 2 · Pureza del óxido de hierro(III)

La reacción ajustada es $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$. En 10 mL de disolución comercial hay $10(1,19) = 11,9 \text{ g}$ de disolución, de los que el 35% es HCl puro:

$$m(\text{HCl}) = 0,35(11,9) = 4,165 \text{ g}, \quad n(\text{HCl}) = \frac{4,165}{36,5} = 0,1141 \text{ mol}.$$

La estequiometría exige 6 mol de HCl por mol de óxido. Como los 5 g de muestra contienen menos de $0,1141/6$ mol de óxido, el HCl se consume por completo y determina la cantidad de óxido puro que reaccionó:

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{0,1141}{6} = 0,01902 \text{ mol}, \quad m_{\text{puro}} = 0,01902(159,6) = 3,04 \text{ g}.$$

La pureza es $100(3,04/5) = 60,7\%$. Por la ecuación, $n(\text{FeCl}_3) = 2(0,01902) \text{ mol}$ y, con $M(\text{FeCl}_3) = 162,3 \text{ g mol}^{-1}$, se obtienen $6,17 \text{ g}$.

$$\text{Pureza de la muestra} = 60,7\%; \quad m(\text{FeCl}_3) = 6,17 \text{ g}.$$