

ANDALUCÍA · PAU 2025 · ORDINARIA · SUPLENTE 2 · SOLUCIÓN

Química

Desarrollo razonado de todas las opciones y apartados

Se resuelven las opciones alternativas y todos los apartados del enunciado.

Ejercicio 1 · Opción 1A · Números cuánticos y configuración electrónica

- a) Para $n=2$ hay cuatro orbitales espaciales (uno 2s y tres 2p). Cada uno puede alojar como máximo un electrón con $m_s=-1/2$; el máximo es **4 electrones**.
- b) Un conjunto válido para un electrón 3p es, por ejemplo, $(n,l,m_l,m_s)=(3,1,0,+1/2)$.
- c) El fósforo ($Z=15$) tiene configuración $[\text{Ne}]3s^23p^3$, por tanto **5 electrones de valencia**.
- d) Fe: $[\text{Ar}]3d^64s^2$. Por la regla de Hund, el subnivel 3d tiene cuatro electrones desapareados; $4s^2$ está apareado. Total: **4 electrones desapareados**.

Ejercicio 1 · Opción 1B · Propiedades de sustancias

- a) El agua forma puentes de hidrógeno y es líquida a 25 °C. H_2S no forma enlaces de hidrógeno apreciables; sus fuerzas intermoleculares son más débiles y es gas.
- b) NH_3 forma puentes de hidrógeno entre moléculas, por lo que su punto de ebullición supera al del CH_4 , que solo presenta fuerzas de dispersión de London.
- c) En los halógenos diatómicos apolares, las fuerzas de London aumentan con el tamaño y la polarizabilidad: F_2 y Cl_2 son gases, Br_2 es líquido e I_2 es sólido a 25 °C.
- d) KCl forma una red iónica con fuertes atracciones electrostáticas; Cl_2 es molecular y sus moléculas solo se atraen débilmente por fuerzas de London. Por eso KCl tiene mayor punto de fusión.

Ejercicio 2 · Opción 2A · Reacciones redox

Potenciales de reducción: $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}=+0,34\text{ V}$; $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}=-0,25\text{ V}$; $\text{HNO}_3/\text{NO}=+0,96\text{ V}$. Un E°_{celda} positivo indica espontaneidad.

- a) **Verdadera**. El HNO_3 oxida Cu: $E^\circ=0,96-0,34=+0,62\text{ V}$; el cobre pasa a Cu^{2+} .
- b) **Verdadera**. $\text{Ni}+\text{Cu}^{2+}\rightarrow\text{Ni}^{2+}+\text{Cu}$ tiene $E^\circ=0,34-(-0,25)=+0,59\text{ V}$; el níquel se oxida.
- c) **Falsa**. El nitrato oxida al Ni: $E^\circ=0,96-(-0,25)=+1,21\text{ V}$; por tanto Ni sí se oxida en ácido nítrico.
- d) **Verdadera**. HNO_3 es la especie más oxidante de las consideradas porque su pareja de reducción tiene el potencial más alto (+0,96 V).

Ejercicio 2 · Opción 2B · Cinética química

Al ser de primer orden respecto a cada reactivo, la ley de velocidad es $v=k[\text{A}][\text{B}]$.

- a) $k=0,56/(0,2\cdot0,8)=3,5\text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.
- b) $v=3,5\cdot0,1\cdot0,4=0,14\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.
- c) Orden total= $1+1=2$.
- d) El catalizador proporciona una ruta de menor energía de activación y aumenta la velocidad, sin cambiar la constante de equilibrio ni la composición final de equilibrio.

Ejercicio 3 · Opción 3A · Electrólisis de MgCl_2

Semirreacciones: cátodo $\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$; ánodo $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$. La carga pasada es $Q = It = 50 \cdot 3600 = 180\,000 \text{ C}$.

a) $n(\text{e}^-) = Q/F = 180\,000/96\,500 = 1,865 \text{ mol}$; $n(\text{Mg}) = 1,865/2 = 0,9326 \text{ mol}$.

$$m(\text{Mg}) = 0,9326 \cdot 24,3 = \mathbf{22,7 \text{ g}}.$$

b) Por estequiometría $n(\text{Cl}_2) = Q/(2F) = 0,9326 \text{ mol}$. A 650 K y 1,18 atm:

$$V = nRT/P = (0,9326 \cdot 0,082 \cdot 650)/1,18 = \mathbf{42,1 \text{ L de Cl}_2}.$$

Ejercicio 3 · Opción 3B · Equilibrio básico y disolución de NaOH

a) $\text{pOH} = 14 - 10,8 = 3,2$; $x = [\text{OH}^-] = 10^{-3,2} = 6,31 \cdot 10^{-4} \text{ M}$. Para $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$, $K_b = x^2/(C_0 - x)$. Así, $C_0 = x + x^2/K_b$:

$$[\text{NH}_3]_{\text{inicial}} = \mathbf{2,28 \cdot 10^{-2} \text{ M}}; \quad \alpha = x/C_0 = \mathbf{2,77 \%}.$$

b) Para tener el mismo pH, NaOH debe aportar $[\text{OH}^-] = 6,31 \cdot 10^{-4} \text{ M}$. En 0,500 L: $n = 3,15 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$; con $M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$:

$$m(\text{NaOH}) = 3,15 \cdot 10^{-4} \cdot 40 = \mathbf{1,26 \cdot 10^{-2} \text{ g}} \text{ (12,6 mg)}.$$

Ejercicio 4 · Opción 4A · Formulación y nomenclatura

a) $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{NH}_2$: **prop-2-en-1-amina** (alilamina).

b) CH_3OCH_3 : **metoximetano** (dimetil éter).

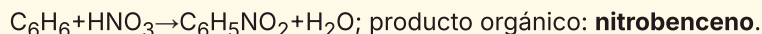
c) Etilbenceno: **$\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{CH}_3$** .

d) Difenil éter: **$\text{C}_6\text{H}_5\text{OC}_6\text{H}_5$** .

Ejercicio 4 · Opción 4B · Solubilidad, sustitución e isomería

a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ (ácido propanoico) es soluble en agua: el grupo carboxilo es polar y puede formar puentes de hidrógeno. $\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CCH}_3$ (but-2-ino) es apolar y muy poco soluble.

b) Nitración aromática, catalizada por H_2SO_4 :



c) $\text{CH}_3\text{CHBrCH}_2\text{CH}_3$ presenta estereoisomería óptica: C2 está unido a Br, H, CH_3 y CH_2CH_3 , cuatro grupos distintos; existen los enantiómeros (R) y (S).

Ejercicio 5 · Alcohol y test de alcoholemia

a) $\Delta H^\circ_{\text{comb}} = 2(-393,5) + 3(-285,8) - (-277,7) = -1366,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. La botella contiene $700 \cdot 0,40 = 280 \text{ mL}$ de etanol; su masa es $280 \cdot 0,789 = 220,92 \text{ g}$ y $n = 220,92/46 = 4,803 \text{ mol}$.

$Q = 4,803 \cdot 1366,7 = 6564 \text{ kJ}$; en kilocalorías: $6564/4,18 = \mathbf{1,57 \cdot 10^3 \text{ kcal}}$ (energía liberada).

b) $m(\text{disolución } \text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1,84 = 3,68 \text{ g}$; $m(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}) = 3,68 \cdot 0,96 = 3,5328 \text{ g}$; $n = 3,5328/98 = 0,03605 \text{ mol}$. Según 8 $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, se forman $0,03605/4 = 0,009012 \text{ mol}$ de sal.

$M(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 392 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $m = 0,009012 \cdot 392 = \mathbf{3,53 \text{ g}}$ (suponiendo los demás reactivos en exceso).

c) Etanol: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$; dicromato de potasio: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; ácido sulfúrico: H_2SO_4 ; sulfato de cromo(III): $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

En la variante mencionada con ácido nítrico, el nitrato de cromo(III) se formula $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ y el ácido nítrico HNO_3 .