

ANDALUCÍA · PAU 2022 · ORDINARIA · RESERVA A · SOLUCIÓN

Química

Desarrollo razonado de todas las opciones y apartados

El examen permite elegir preguntas por bloques; aquí se resuelven las opciones completas.

Ejercicio 1 · Opción A · Formulación y nomenclatura

- a) Peróxido de estroncio: SrO_2 .
- b) Hidrogenosulfito de mercurio(II): $\text{Hg}(\text{HSO}_3)_2$.
- c) Ciclopropano: C_3H_6 .
- d) KNO_3 : nitrato de potasio.
- e) $\text{V}(\text{OH})_5$: hidróxido de vanadio(V).
- f) $(\text{CH}_3)_2\text{CHCH}_2\text{CHO}$: 3-metilbutanal.

Ejercicio 1 · Opción B · Modelo atómico y estructura

- a) La órbita $n+1$ tiene mayor energía que la órbita n . Para pasar de n a $n+1$ el electrón debe absorber energía, que puede tomar en forma de fotón; al descender la emitiría.
- b) Si X^{2-} tiene ocho electrones externos, el átomo neutro X tenía seis: ha ganado dos para completar el octeto. Pertenecer al **grupo 16**.
- c) Sí. Para $Z=25$ (Mn), la configuración es $[\text{Ar}]3d^5 4s^2$; el núcleo $[\text{Ar}]$ contiene $3p^6$. Un electrón $3p$ puede tener $n=3$, $l=1$, $m_l=0$ y $m_s=-\frac{1}{2}$.

Ejercicio 2 · Opción A · Formulación y nomenclatura

- a) Ácido perclórico: HClO_4 .
- b) Dihidruro de plomo: PbH_2 (hidruro de plomo(II)).
- c) 2-nitropropeno: $\text{CH}_2=\text{C}(\text{NO}_2)\text{CH}_3$.
- d) $\text{Ba}(\text{ClO})_2$: hipoclorito de bario.
- e) PtO : óxido de platino(II).
- f) $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$: ácido 2,3-dihidroxibutanoico.

Ejercicio 2 · Opción B · Descomposición del hidrogenocarbonato

$2 \text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$, con $\Delta H > 0$.

- a) Las actividades de los sólidos puros se incorporan a la constante:

$$K_p = P(\text{CO}_2) \cdot P(\text{H}_2\text{O}).$$

- b) Añadir $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ no desplaza el equilibrio porque la actividad de un sólido puro es constante; solo cambiaría la cantidad de sólido presente.
- c) La descomposición directa es endotérmica. Al hornear a mayor temperatura se favorece la formación de CO_2 y H_2O gaseosos; el CO_2 genera burbujas y hace que la masa suba y quede más esponjosa.

Ejercicio 3 · Equilibrio SO₂/SO₃

$2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$. Se introducen 0,015 mol de cada reactivo en 0,100 L: $[\text{SO}_2]_0 = [\text{O}_2]_0 = 0,150\text{ M}$. En el equilibrio $[\text{SO}_3] = 0,024\text{ M}$, por lo que el avance en concentración es 0,012 M.

Así, $[\text{SO}_2] = 0,150 - 0,024 = 0,126\text{ M}$ y $[\text{O}_2] = 0,150 - 0,012 = 0,138\text{ M}$.

a) **K_c y fracción molar de SO₃.**

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{([\text{SO}_2]^2[\text{O}_2])} = \frac{(0,024)^2}{(0,126)^2 \cdot 0,138} = 0,2629\text{ M}^{-1}.$$

En 0,100 L hay 0,0126 mol de SO₂, 0,0138 mol de O₂ y 0,00240 mol de SO₃; n_t = 0,0288 mol.

$$x(\text{SO}_3) = 0,00240 / 0,0288 = \mathbf{0,08333}.$$

b) **Presión y K_p.** $P = n_t RT / V = 0,0288 \cdot 0,082 \cdot 1000 / 0,100 = \mathbf{23,62\text{ atm}}$.

Como $\Delta n = 2 - 3 = -1$, $K_p = K_c / (RT)$:

$$K_p = 0,2629 / (0,082 \cdot 1000) = \mathbf{3,21 \cdot 10^{-3}\text{ atm}^{-1}}.$$

Ejercicio 3 · Opción B · Enlace y puntos de fusión

a) **Verdadera.** Na y O forman Na₂O, un sólido iónico. Fundido conduce la electricidad porque sus iones pueden desplazarse.

b) **Falsa.** El punto de fusión del NaCl (≈801 °C) es mayor que el del MgCl₂ anhidro (≈714 °C); la afirmación invierte el orden.

c) **Falsa.** El orden real de puntos de fusión decrecientes es NaF > HF > F₂. HF funde a mayor temperatura que F₂ porque sus moléculas se atraen mediante puentes de hidrógeno.

Ejercicio 4 · Opción B · Propiedades periódicas

Los elementos son Na (Z=11) y Cl (Z=17).

a) Na: grupo 1, período 3, configuración [Ne]3s¹. Cl: grupo 17, período 3, configuración [Ne]3s²3p⁵.

b) No. El Na tiene menor energía de ionización; su electrón 3s está más alejado y apantallado. La del Cl es mayor.

c) El Na tiene mayor radio atómico. Ambos están en el mismo período y el radio disminuye al avanzar hacia la derecha al aumentar la carga nuclear efectiva.

Ejercicio 6 · Solubilidad del Cu(OH)₂

$\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^-$. Si la solubilidad molar en agua pura es $s = 3,42 \cdot 10^{-7}\text{ M}$, entonces $[\text{Cu}^{2+}] = s$ y $[\text{OH}^-] = 2s$.

a)

$$K_{sp} = s(2s)^2 = 4s^3 = 4(3,42 \cdot 10^{-7})^3 = \mathbf{1,60 \cdot 10^{-19}}.$$

b) pH=13 implica pOH=1 y $[\text{OH}^-] = 0,10\text{ M}$. Al disolver 2,00 g de CuCl₂ ($M \approx 134,45\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) en 0,250 L, $[\text{Cu}^{2+}] \approx (2/134,45)/0,250 = 0,0595\text{ M}$. El producto iónico inicial es:

$$Q = [\text{Cu}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 0,0595 \cdot (0,10)^2 = 5,95 \cdot 10^{-4}.$$

$Q \gg K_{sp}$; **se forma precipitado de Cu(OH)₂.**

Ejercicio 8 · Equilibrio ácido-base del HCN

$\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^-$. El pH=5,6 fija $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5,6} = 2,512 \cdot 10^{-6}\text{ M}$ y, a 25 °C, $[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,981 \cdot 10^{-9}\text{ M}$.

Por electroneutralidad, $[\text{CN}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-] = 2,508 \cdot 10^{-6}\text{ M}$. El balance de materia da $[\text{HCN}] = 0,0100 - [\text{CN}^-] = 0,0099975\text{ M}$.

Especie	Concentración (M)
HCN	$9,9975 \cdot 10^{-3}$
CN ⁻	$2,508 \cdot 10^{-6}$
H ₃ O ⁺	$2,512 \cdot 10^{-6}$
OH ⁻	$3,981 \cdot 10^{-9}$

b) $\alpha = [\text{CN}^-] / C_0 = 2,508 \cdot 10^{-4}$, es decir, **0,0251 %**.

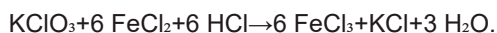
$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{CN}^-] / [\text{HCN}] = \mathbf{6,30 \cdot 10^{-10}}.$$

Ejercicio 10 · Ajuste redox y concentración de FeCl₂

a) Ion-electrón en medio ácido.



Sumando: $\text{ClO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 6 \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Cl}^- + 3 \text{H}_2\text{O} + 6 \text{Fe}^{3+}$. La ecuación molecular ajustada es:



b) $n(\text{KClO}_3) = 0,0150 \text{ L} \cdot 0,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,00375 \text{ mol}$. La proporción $\text{KClO}_3:\text{FeCl}_2$ es 1:6, luego en 50 mL había 0,02250 mol de FeCl_2 .

$$[\text{FeCl}_2] = 0,02250 / 0,0500 = 0,450 \text{ M}.$$

Con $M(\text{FeCl}_2) = 126,85 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, la concentración es **57,1 g·L⁻¹**.

Ejercicio 11 · pH de disoluciones de sales

a) **NaNO₃**: disolución neutra. Na^+ procede de una base fuerte y NO_3^- de un ácido fuerte; ninguno hidroliza apreciablemente.

b) **NaCN**: disolución básica. CN^- es la base conjugada del ácido débil HCN y se hidroliza: $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$.

c) **NH₄Cl**: disolución ácida. NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$.

Ejercicio 12 · Reacciones orgánicas

a) **Combustión completa del butano**:



b) **Deshidratación del etanol**. Con H_2SO_4 concentrado y temperatura elevada ($\approx 170^\circ\text{C}$), una reacción de eliminación intramolecular produce eteno:



Si la temperatura fuera menor ($\approx 140^\circ\text{C}$), puede predominar la deshidratación intermolecular y formarse éter dietílico; el enunciado no especifica la temperatura.

c) **Nitración del benceno**:



Es una sustitución electrófila aromática.