

ANDALUCÍA · PAU 2024 · ORDINARIA · RESERVA A · SOLUCIÓN

Química

Desarrollo razonado de todas las opciones y apartados

Se resuelven todas las cuestiones del examen, incluidas ambas opciones.

Ejercicio 1 · Opción A · Formulación y nomenclatura

- a) Hidróxido de vanadio(V): el catión es V^{5+} ; al equilibrar cargas, $V(OH)_5$.
- b) Bromato de aluminio: Al^{3+} y BrO_3^- dan $Al(BrO_3)_3$.
- c) Etilbenceno: $C_6H_5CH_2CH_3$ (C_8H_{10}).
- d) CuH: hidruro de cobre(I), CuH .
- e) H_3AsO_3 : ácido arsenioso.
- f) $HOOCCH_2COOH$: ácido propanodioico (malónico).

Ejercicio 1 · Opción B · Configuración y números cuánticos

A es K ($Z=19$) y B es Kr ($Z=36$).

- a) K: $[Ar]4s^1$, grupo 1 y período 4. Kr: $[Ar]3d^{10}4s^24p^6$, grupo 18 y período 4.
- b) $(5,1,-1,+\frac{1}{2})$ es admisible para un orbital 5p, pero no describe el electrón diferenciador de K ni de Kr. $(4,0,0,-\frac{1}{2})$ sí corresponde al electrón 4s diferenciador de K. El conjunto $(4,1,3,+\frac{1}{2})$ es imposible: para $l=1$, m_l solo puede ser -1 , 0 o $+1$.
- c) K forma iones con mayor facilidad: pierde su único electrón 4s y alcanza la configuración estable de Ar. Kr ya tiene la capa de valencia completa.

Ejercicio 2 · Opción A · Formulación y nomenclatura

- a) Óxido de aluminio: Al_2O_3 .
- b) Ácido cloroso: $HClO_2$.
- c) But-2-ino: $CH_3C\equiv CCH_3$.
- d) $Sn(OH)_2$: hidróxido de estaño(II).
- e) $Ba(MnO_4)_2$: permanganato de bario.
- f) $CH_3CH_2CONH_2$: propanamida.

Ejercicio 2 · Opción B · Tendencias periódicas

- a) **Falsa**. La primera energía de ionización del Br es mayor que la del Zn; el electrón externo del bromo está más fuertemente atraído por el núcleo.
- b) **Verdadera**. Ni y Ca están en el período 4; al avanzar hacia la derecha aumenta la carga nuclear efectiva y disminuye el radio. Por eso $r(Ni) < r(Ca)$.
- c) **Verdadera**. Na^+ y Ne son isoelectrónicos, pero Na^+ tiene un protón más. Atrae con más fuerza a sus 10 electrones y cuesta más extraer uno.

Ejercicio 3 · Equilibrio de descomposición del HgO

$2 \text{HgO(s)} \rightleftharpoons 2 \text{Hg(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$. Como inicialmente no hay productos gaseosos, la estequiometría fija $p(\text{Hg}) = 2p(\text{O}_2)$. Sea $p(\text{O}_2) = x$: $3x = 0,195 \text{ atm}$.

a) $p(\text{O}_2) = 0,0650 \text{ atm}$ y $p(\text{Hg}) = 0,130 \text{ atm}$. El sólido no aparece en la expresión:

$$K_p = p(\text{Hg})^2 p(\text{O}_2) = (0,130)^2 (0,0650) = 1,10 \cdot 10^{-3} \text{ atm}^3.$$

b) A 400°C , $T = 673,15 \text{ K}$. Con $K_p = K_c (RT)^3$ y $R = 0,08206 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$:

$$K_c = K_p / (RT)^3 = 6,52 \cdot 10^{-9} \text{ mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}.$$

En $2,00 \text{ L}$, los moles de Hg formados son $n = pV / (RT) = 0,130 \cdot 2,00 / (0,08206 \cdot 673,15) = 4,71 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$. La reacción forma $1 \text{ mol de Hg por mol de HgO consumido}$; se descomponen $4,71 \cdot 10^{-3} \text{ mol de HgO}$.

Ejercicio 3 · Opción B · Moléculas CH_3Cl y CH_4

a) En ambos compuestos, el carbono forma cuatro enlaces σ y presenta cuatro regiones electrónicas: hibridación sp^3 y geometría tetraédrica.

b) En CH_3Cl el enlace $\text{C}-\text{Cl}$ es polar ($\text{C}^{\delta+}-\text{Cl}^{\delta-}$) y, por la falta de simetría, los dipolos no se anulan: la molécula es polar. Los enlaces $\text{C}-\text{H}$ son débilmente polares; en CH_4 la simetría tetraédrica cancela sus dipolos, así que la molécula es apolar.

c) El agua es polar. CH_3Cl , también polar, tiene mayor afinidad por ella y una solubilidad moderada; el CH_4 apolar es prácticamente insoluble.

Ejercicio 4 · Opción B · Reacciones orgánicas

a) **Verdadera.** La adición de HBr según Markovnikov al but-1-eno da $\text{CH}_3\text{CHBrCH}_2\text{CH}_3$ (2-bromobutano). El but-2-eno es simétrico y da el mismo producto constitucional.

b) **Falsa.** El 2-metilpropeno, $\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)_2$, no tiene isomería cis-trans porque un carbono del doble enlace lleva dos grupos iguales. El but-2-eno sí la presenta.

c) **Verdadera.** El ácido acético, CH_3COOH , no posee centro quiral; no es ópticamente activo y no desvía el plano de la luz polarizada.

Ejercicio 6 · Electrólisis

a) Cátodo: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$. Los moles iniciales de Cu^{2+} son $0,250 \cdot 0,100 = 0,0250$ mol; hacen falta $2 \cdot 0,0250 = 0,0500$ mol de electrones.

$$Q = n(\text{e}^-)F = 0,0500 \cdot 96\,485 = 4\,824 \text{ C}; \quad t = Q/I = 4\,824/1,5 = \mathbf{3\,216 \text{ s} = 53,6 \text{ min.}}$$

b) $\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Au(s)}$. Para depositar 1,00 g: $n(\text{Au}) = 1,00/196,97 = 0,005077$ mol y $n(\text{e}^-) = 3n(\text{Au})$.

$$I = Q/t = 3 \cdot 0,005077 \cdot 96\,485/1\,800 = \mathbf{0,816 \text{ A.}}$$

Ejercicio 8 · Equilibrio de un ácido débil

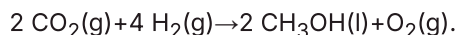
Para $\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$, $C_0 = 0,100 \text{ M}$ y $K_a = 1,52 \cdot 10^{-5}$. Si x se disocia, $K_a = x^2/(0,100 - x)$, de donde $x = 1,225 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

a) $[\text{HA}] = 0,100 - x = \mathbf{0,09877 \text{ M}}$; $[\text{H}_3\text{O}^+] \approx [\text{A}^-] = \mathbf{1,225 \cdot 10^{-3} \text{ M}}$. $[\text{OH}^-] = K_w/[\text{H}_3\text{O}^+] \approx \mathbf{8,16 \cdot 10^{-12} \text{ M}}$. El grado de disociación es $\alpha = x/C_0 = \mathbf{0,0123 (1,23 \%)}$.

b) Al mezclar 250 mL con 250 mL de agua, la concentración analítica se reduce a 0,0500 M. Resolvemos $K_a = x^2/(0,0500 - x)$: $x = 8,642 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(8,642 \cdot 10^{-4}) = \mathbf{3,063.}$$

Ejercicio 10 · Termoquímica y energía libre



a) Con $\Delta H_f^\circ[\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})] = -238,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, $\Delta H_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y ΔH_f° de $\text{H}_2(\text{g})$ y $\text{O}_2(\text{g}) = 0$:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{reactivos}) = 2(-238,7) - 2(-393,5) = +309,6 \text{ kJ}.$$

b) Usando S° ($\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$): $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$ 126,8; $\text{O}_2(\text{g})$ 205,15; $\text{CO}_2(\text{g})$ 213,79; $\text{H}_2(\text{g})$ 130,68.

$$\Delta S^\circ = 2(126,8) + 205,15 - 2(213,79) - 4(130,68) = -491,5 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}.$$

Tomando estos valores estándar tabulados y sin corrección de capacidad calorífica, $\Delta G^\circ_{500 \text{ K}} \approx \Delta H^\circ$

$-\Delta S^\circ = 309,6 - 500(-0,4915) = +555,4 \text{ kJ}$. La reacción no es espontánea en condiciones estándar a 500 K.

Ejercicio 11 · Identificación de reacciones redox

a) **Redox**. En $2 \text{KMnO}_4 + 8 \text{H}_2\text{SO}_4 + 5 \text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow 2 \text{MnSO}_4 + 8 \text{H}_2\text{O} + 10 \text{CO}_2 + 6 \text{K}_2\text{SO}_4$, Mn pasa de +7 a +2 (se reduce) y C de +3 a +4 (se oxida). Oxidante: KMnO_4 ; reductor: $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$.

b) **No es redox**. En $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ no cambia ningún número de oxidación; es una reacción ácido-carbonato.

c) **Redox**. En $2 \text{NaBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{Br}_2$, Br^- pasa de -1 a 0 y se oxida; Cl_2 pasa de 0 a -1 y se reduce. Oxidante: Cl_2 ; reductor: NaBr (Br^-).

Ejercicio 12 · Cinética química

La ley de velocidad es $v = k[\text{A}]^0[\text{B}]^2 = k[\text{B}]^2$.

a) Orden total: $0 + 2 = 2$.

b) $v = 0,027 \cdot (0,35)^2 = 3,31 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

c) Al reducir $[\text{A}]$ a la mitad, la velocidad **no cambia**, pues $[\text{A}]$ aparece elevada a cero.