

ANDALUCÍA · PAU 2021 · ORDINARIA · TITULAR · SOLUCIÓN

Química

Desarrollo razonado de todos los apartados

Se resuelven las cuestiones y los problemas completos de la convocatoria.

Ejercicio 1 · Formulación y nomenclatura

- a) Tricloruro de cromo: CrCl_3 .
 b) Carbonato de bario: BaCO_3 .
 c) Óxido de vanadio(V): V_2O_5 .
 d) PbH_4 : hidruro de plomo(IV).
 e) $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$: fosfato de hierro(II); los dos fosfatos aportan carga -6 , que compensan tres Fe^{2+} .
 f) HNO_3 : ácido nítrico.

Ejercicio 2 · Estructura atómica y números cuánticos

- a) Para $Z=7$ y $A=14$: protones=7, electrones=7 (átomo neutro) y neutrones= $A-Z=7$.
 b) Configuración fundamental: $1s^2 2s^2 2p^3$. Por la regla de Hund, los tres electrones 2p ocupan orbitales distintos con espines paralelos: hay **3 electrones desapareados**.
 c) $n=2$ y $l=0$ identifican el orbital 2s; $m_l=0$ es el único valor posible para $l=0$. En un orbital caben como máximo dos electrones, con $m_s=+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$.

Máximo: **2 electrones**.

Ejercicio 3 · Equilibrio de disociación del N_2O_4

$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$, $K_p=2,49$ a 60°C . Partimos de 1 mol de N_2O_4 y llamamos α al grado de disociación. En equilibrio hay $1-\alpha$ mol de N_2O_4 y 2α mol de NO_2 , con $n_t=1+\alpha$.

Con $P_t=1$ atm:

$$P(\text{N}_2\text{O}_4)=(1-\alpha)/(1+\alpha); \quad P(\text{NO}_2)=2\alpha/(1+\alpha).$$

a) Grado de disociación.

$$K_p=P(\text{NO}_2)^2/P(\text{N}_2\text{O}_4)=4\alpha^2/(1-\alpha^2)=2,49.$$

De ahí $\alpha^2=2,49/(2,49+4)$, así que $\alpha=0,6194$ (61,94 %). Sustituyendo:

Especie	Presión parcial (atm)
N_2O_4	0,2350
NO_2	0,7650

b) K_c . $\Delta n=1$ y $K_p=K_cRT$, con $T=333,15$ K:

$$K_c=2,49/(0,082 \cdot 333,15)=0,9115 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Ejercicio 4 · Formulación y nomenclatura

- a) Bromato de potasio: KBrO_3 .
 b) Hidróxido de aluminio: $\text{Al}(\text{OH})_3$.
 c) 4-metilfenol: $\text{C}_7\text{H}_8\text{O}$ (p-cresol).
 d) H_2SO_3 : ácido sulfuroso.
 e) TiO_2 : óxido de titanio(IV).
 f) $(\text{CH}_3)_2\text{CHCH}_2\text{CHO}$: 3-metilbutanal.

Ejercicio 5 · Equilibrio y principio de Le Châtelier

Para $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g})$, $\Delta H = +180,2 \text{ kJ}$, el sentido directo es endotérmico.

- a) **Falsa.** K_p depende de la temperatura, no se duplica por duplicar la presión.
- b) **Falsa.** Al aumentar la temperatura se favorece el sentido endotérmico, hacia la derecha (formación de NO), no hacia la izquierda.
- c) **Falsa.** Un catalizador acelera por igual la llegada al equilibrio, pero no cambia la constante ni la composición de equilibrio.

Ejercicio 6 · Producto de solubilidad del PbI_2

$\text{PbI}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2 \text{I}^-$. La solubilidad másica en agua es $0,56 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$; $M(\text{PbI}_2) = 207 + 2 \cdot 127 = 461 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, por lo que $s = 0,56/461 = 1,215 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

a) $K_{sp} = [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^-]^2 = s(2s)^2 = 4s^3$:

$K_{sp} = 7,17 \cdot 10^{-9}$.

- b) En KI 0,50 M, $[\text{I}^-] = 0,50 + 2s'$. Como s' es muy pequeño frente a 0,50, $[\text{I}^-] \approx 0,50 \text{ M}$:

$$s' \approx K_{sp} / (0,50)^2 = 7,17 \cdot 10^{-9} / 0,25.$$

Solubilidad molar $\approx 2,87 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Ejercicio 7 · Estructura y geometría molecular

- a) PH_3 tiene un par electrónico no compartido en el fósforo. En BF_3 y CH_4 el átomo central no posee pares libres.
- b) BF_3 es trigonal plano (tres pares enlazantes y ninguno libre alrededor de B). PH_3 es trigonal piramidal (tres enlaces y un par libre alrededor de P).
- c) En CH_4 , el carbono forma cuatro enlaces σ equivalentes y presenta hibridación sp^3 .

Ejercicio 8 · Disolución de HCl y neutralización

a) **Molaridad.** La masa de 2 mL de disolución comercial es $2 \cdot 1,38 = 2,76 \text{ g}$. El HCl puro representa el 33 %: $m = 0,9108 \text{ g}$; con $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $n = 0,02495 \text{ mol}$. En 250 mL:

$$[\text{HCl}] = 0,02495 / 0,250 = 0,09981 \text{ M}.$$

Como HCl es fuerte, $[\text{H}_3\text{O}^+] \approx 0,09981 \text{ M}$ y $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,001$.

b) En 100 mL hay $n(\text{HCl}) = 0,09981 \cdot 0,100 = 0,009981 \text{ mol}$. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ aporta dos OH^- por mol, así que hacen falta 0,004991 mol:

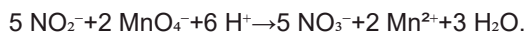
$V = 0,004991 / 0,020 = 0,2495 \text{ L} \approx 249,5 \text{ mL}$ de $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Ejercicio 9 · Propiedades periódicas: verdadero o falso

- a) **Falsa.** La primera energía de ionización del Mg es mayor que la del Na: Mg tiene mayor carga nuclear efectiva y su subnivel 3s está completo.
- b) **Falsa.** Los cationes del grupo 2 son menores que los átomos neutros correspondientes, al perder la capa electrónica externa y aumentar la atracción efectiva sobre los electrones restantes.
- c) **Verdadera.** Los metales alcalinos ceden fácilmente su electrón de valencia; en general tienen electronegatividad baja.

Ejercicio 10 · Ajuste redox y riqueza del nitrito de potasio

a) **Ecuación iónica en medio ácido.** El nitrito se oxida a nitrato y el permanganato se reduce a Mn^{2+} . Tras igualar electrones:



La ecuación molecular con ácido sulfúrico es:



b) **Riqueza.** $n(\text{KMnO}_4) = 0,050 \cdot 0,20 = 0,0100$ mol. La relación estequiométrica es 5 mol KNO_2 por 2 mol KMnO_4 , de modo que $n(\text{KNO}_2) = 0,0250$ mol. Con $M(\text{KNO}_2) = 85 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$:

$$m(\text{KNO}_2 \text{ puro}) = 0,0250 \cdot 85 = 2,125 \text{ g}.$$

$$\text{Riqueza} = 2,125 / 3,25 \cdot 100 = \mathbf{65,4 \%}.$$

Ejercicio 11 · Disoluciones de igual concentración

Comparamos NH_3 (base débil), NaCl (sal neutra), NaOH (base fuerte) y NH_4Cl (sal ácida).

a) El pH más alto corresponde a **NaOH**, que se disocia completamente y aporta OH^- .

b) Solo la disolución ácida de **NH_4Cl** tiene $[\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ M}$.

c) Para **NaCl**, sal de ácido y base fuertes, el medio es neutro a 25°C : $[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ M}$.

Ejercicio 12 · Isomería orgánica

El compuesto $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$ tiene fórmula molecular $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$.

a) **Isómero con grupo carbonilo:** butan-2-ona, $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ (misma fórmula $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$).

b) **Isómero con isomería óptica:** 1,2-epoxibutano (2-etiloxirano), $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$. El carbono 2 del anillo está unido a H, etilo y a dos recorridos distintos del anillo; es un centro quiral y existe como dos enantiómeros.

c) **Isómero con isomería geométrica:** but-2-en-1-ol, $\text{HOCH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$. Cada carbono del doble enlace tiene dos sustituyentes distintos, por lo que puede presentar formas E/Z (cis/trans).