

ANDALUCÍA · PAU 2021 · ORDINARIA · RESERVA A · SOLUCIÓN

# Química

Desarrollo razonado de todos los apartados

## Ejercicio 1 · Formulación y nomenclatura

Aplicamos las cargas habituales de los iones y la nomenclatura de Stock:

- a) Pentacloruro de fósforo:  **$\text{PCl}_5$** .  
 b) Peróxido de calcio: el anión peróxido es  $\text{O}_2^{2-}$ , por lo que la fórmula es  **$\text{CaO}_2$** .  
 c) Yodato de mercurio(II):  $\text{Hg}^{2+}$  y  $\text{IO}_3^-$  dan  **$\text{Hg}(\text{IO}_3)_2$** .  
 d)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ : **óxido de hierro(III)**.  
 e)  $\text{NiH}_2$ : **hidruro de níquel(II)**.  
 f)  $\text{NH}_4\text{Br}$ : **bromuro de amonio**.

## Ejercicio 2 · Estructura atómica e iones estables

- a) **Números atómico y másico.** Para X,  $Z=34$  y  $A=34+44=78$ ; es selenio-78. Para Y,  $Z=19$  y  $A=19+20=39$ ; es potasio-39.  
 b) **Electrón diferenciador.** Se:  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^4$ , de modo que un conjunto posible para el cuarto electrón 4p es  $(n, l, m_l, m_s) = (4, 1, -1, -\frac{1}{2})$ . K:  $[\text{Ar}] 4s^1$ , por ejemplo  $(4, 0, 0, +\frac{1}{2})$ .  
 c) **Iones más estables.** El selenio gana dos electrones y forma  $\text{Se}^{2-}$ , con configuración  $[\text{Kr}]$ . El potasio pierde el electrón 4s y forma  $\text{K}^+$ , con configuración  $[\text{Ar}]$ . Ambos alcanzan una configuración de gas noble.

## Ejercicio 3 · Equilibrio de disociación del amoníaco

$2 \text{NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$ , con  $\alpha=0,40$ . Tomamos inicialmente 2 mol de  $\text{NH}_3$ : en equilibrio quedan  $2(1-\alpha)=1,2$  mol de  $\text{NH}_3$  y se forman 0,4 mol de  $\text{N}_2$  y 1,2 mol de  $\text{H}_2$ . El total es 2,8 mol.

- a) **Presiones parciales.** Las fracciones molares son  $\frac{3}{7}$ ,  $\frac{1}{7}$  y  $\frac{3}{7}$ , respectivamente. Multiplicando por 710 mmHg:

| Especie       | Presión parcial (mmHg) | Presión parcial (atm) |
|---------------|------------------------|-----------------------|
| $\text{NH}_3$ | 304,29                 | 0,40038               |
| $\text{N}_2$  | 101,43                 | 0,13346               |
| $\text{H}_2$  | 304,29                 | 0,40038               |

- b) **Constantes de equilibrio.** Con presiones en atm:

$$K_p = \frac{P(\text{N}_2) \cdot P(\text{H}_2)^3}{P(\text{NH}_3)^2} = 0,05343 \text{ atm}^2.$$

Para la reacción,  $\Delta n(\text{g})=4-2=2$  y  $K_p=K_c(RT)^2$ . A 400 °C,  $T=673,15 \text{ K}$  y  $R=0,08206 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ :

$$K_c = 0,05343 / (0,08206 \cdot 673,15)^2 = 1,75 \cdot 10^{-5} (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^2.$$

## Ejercicio 4 · Formulación y nomenclatura

- a) Ácido cloroso:  **$\text{HClO}_2$** .  
 b) Dihidrogenofosfato de sodio:  **$\text{NaH}_2\text{PO}_4$** .  
 c) Nitrobenceno:  **$\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$** .  
 d)  $\text{PbO}$ : **óxido de plomo(II)**.  
 e)  $\text{CaS}$ : **sulfuro de calcio**.  
 f)  $\text{CH}_2=\text{C}(\text{Br})-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ : **2-bromopent-1-eno**.

## Ejercicio 5 · Propiedades periódicas: verdadero o falso

- a) Falsa.** Los elementos del grupo 2 forman típicamente cationes  $M^{2+}$  al perder sus dos electrones de valencia; no forman con facilidad  $M^+$  ni  $M^{3+}$ .
- b) Falsa.** El berilio es pequeño y tiene energía de ionización elevada, por lo que le cuesta más perder electrones que a los elementos más pesados del grupo.
- c) Falsa.** Los halógenos tienen energías de ionización elevadas, no pequeñas, por su alta carga nuclear efectiva y su configuración de valencia casi completa.

## Ejercicio 6 · Producto de solubilidad del carbonato de plata

$Ag_2CO_3(s) \rightleftharpoons 2 Ag^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$ . La solubilidad másica es  $0,0318 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ . Con  $M(Ag_2CO_3) = 275,74 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ , la solubilidad molar es

$$s = 0,0318 / 275,74 = 1,153 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

- a)** Por estequiometría,  $[Ag^+] = 2s = 2,306 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ .
- b)**  $K_{sp} = [Ag^+]^2 [CO_3^{2-}] = (2s)^2 s = 4s^3$ :

$$K_{sp} = 4(1,153 \cdot 10^{-4})^3 = 6,14 \cdot 10^{-12}.$$

## Ejercicio 7 · Fuerzas intermoleculares

- a)** A  $25^\circ \text{C}$  y  $1 \text{ atm}$ , el agua es líquida y el  $H_2S$  gaseoso porque las moléculas de  $H_2O$  forman fuertes puentes de hidrógeno.  $H_2S$  no los forma de manera apreciable y sus fuerzas intermoleculares son más débiles.
- b)** El  $NaI$  es mucho más soluble en agua que el  $I_2$ : el agua polar estabiliza los iones  $Na^+$  e  $I^-$  mediante interacciones ion-dipolo, mientras que  $I_2$  es apolar.
- c)** Al bajar por los halógenos aumentan tamaño, masa y polarizabilidad; se refuerzan las fuerzas de dispersión de London y suben los puntos de fusión y ebullición. Por eso  $F_2$  y  $Cl_2$  son gases,  $Br_2$  es líquido e  $I_2$  es sólido a  $25^\circ \text{C}$ .

## Ejercicio 8 · Disociación de un ácido débil

$RCOOH \rightleftharpoons H_3O^+ + RCOO^-$ . Para la disolución inicial  $C_0 = 0,100 \text{ M}$ , sea  $x$  la concentración disociada.  $K_a = x^2 / (0,100 - x) = 1,52 \cdot 10^{-5}$ . Resolviendo la ecuación cuadrática:

| Especie en equilibrio | Concentración aproximada (M) |
|-----------------------|------------------------------|
| $RCOOH$               | 0,098775                     |
| $RCOO^-$              | 0,001225                     |
| $H_3O^+$              | 0,001225                     |
| $OH^-$                | $8,16 \cdot 10^{-12}$        |

El grado de disociación es  $\alpha = x / C_0 = 0,001225 / 0,100 = 0,01225$ , es decir, **1,23 %**.

- b)** Al mezclar  $250 \text{ mL}$  con  $250 \text{ mL}$  de agua, el volumen se duplica y la concentración analítica pasa a  $0,0500 \text{ M}$ . Resolviendo  $x^2 / (0,0500 - x) = 1,52 \cdot 10^{-5}$  se obtiene  $[H_3O^+] \approx 8,642 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ .

$$pH = -\log[H_3O^+] = 3,063; \alpha = 8,642 \cdot 10^{-4} / 0,0500 = 1,73 \text{ %}.$$

## Ejercicio 9 · Reacciones redox: verdadero o falso

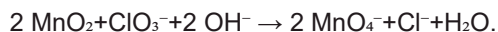
- a) Falsa.** En  $Cr_2O_7^{2-}$ , cada  $Cr$  pasa de  $+6$  a  $+3$  y gana  $3 e^-$ ; hay dos átomos de  $Cr$ , por lo que un ion dicromato gana **6  $e^-$** .
- b) Falsa.** El agente oxidante acepta electrones y se reduce; por ello disminuye su número de oxidación.
- c) Falsa.**  $Fe^0 \rightarrow Fe^{2+}$  cede  $2 e^-$  por átomo de  $Fe$ , mientras que  $MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$  gana  $5 e^-$  por ion permanganato. Las cantidades por mol no son iguales.

## Ejercicio 10 · Ajuste redox en medio básico y estequiometría

a) **Ion-electrón.** Semirreacciones en medio básico:



Multiplicamos la primera por 2 y sumamos, cancelando electrones, agua e hidróxido:



La ecuación molecular es  **$2 \text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + 2 \text{KOH} \rightarrow 2 \text{KMnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$** .

b) **Masa de  $\text{KClO}_3$ .** La muestra contiene  $25,0,60 = 15,0$  g de  $\text{MnO}_2$ . La proporción es 2 mol  $\text{MnO}_2$  por 1 mol  $\text{KClO}_3$ :

$$n(\text{MnO}_2) = 15,0 / 86,94 = 0,1725 \text{ mol}; n(\text{KClO}_3) = 0,08627 \text{ mol}.$$

$$m(\text{KClO}_3) = 0,08627 \cdot 122,55 = \mathbf{10,58 \text{ g}}.$$

## Ejercicio 11 · Equilibrios de solubilidad

a) **Falsa.** Para  $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3 \text{OH}^-$ ,  $K_{\text{sp}} = [\text{Al}^{3+}][\text{OH}^-]^3$ ; falta el exponente 3 en la afirmación.

b) **Falsa.**  $\text{BaF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + 2 \text{F}^-$ . Si la solubilidad es  $s$ ,  $[\text{Ba}^{2+}] = s$  y  $[\text{F}^-] = 2s$ ; por tanto,  $[\text{F}^-] = 2[\text{Ba}^{2+}]$ , no  $[\text{Ba}^{2+}] = 2[\text{F}^-]$ .

c) **Falsa.** Añadir  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  aporta el ion común  $\text{Mg}^{2+}$  y reduce la solubilidad de  $\text{MgF}_2$ , pero  $K_{\text{sp}}$  depende solo de la temperatura y no disminuye por añadir un ion común.

## Ejercicio 12 · Solubilidad y reacciones orgánicas

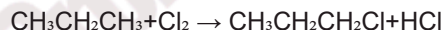
Sean  $\text{A} = \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$  (etanol) y  $\text{B} = \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$  (propano).

a) El etanol es más soluble en agua: es polar y su grupo  $-\text{OH}$  puede formar puentes de hidrógeno con el agua. El propano es apolar y apenas se disuelve.

b) Se obtiene etanol hidratando eteno en medio ácido:



c) La cloración radicalaria del propano con luz produce una mezcla de isómeros monoclorados:



Se forman 1-cloropropano y 2-cloropropano; normalmente predomina el producto sustituido en el carbono secundario.