

# Química — Andalucía — extraordinaria de julio de 2022 — modelo V1

## Indicaciones de resolución

Se resuelven todos los apartados a partir de los datos del enunciado. Se escribe la ley, la reacción o el criterio químico antes de sustituir valores, se indican las unidades y se cierra cada apartado con una conclusión explícita.

## Cuestión 1 A · Formulación y nomenclatura

- a) Bromato de aluminio:  $\text{Al}(\text{BrO}_3)_3$ . El anión bromato es  $\text{BrO}_3^-$  y el catión es  $\text{Al}^{3+}$ . - b) Sulfuro de antimonio:  $\text{Sb}_2\text{S}_3$ , tomando el estado de oxidación habitual  $\text{Sb}(\text{III})$ . - c) 1,1-dicloro-2-metilciclohexano: anillo de ciclohexano con dos  $\text{Cl}$  en C1 y un grupo  $\text{CH}_3$  en C2; puede representarse como  $\text{C}_1\text{Cl}_2 - \text{C}_2(\text{H})(\text{CH}_3) - (\text{CH}_2)_4$  cerrando el anillo entre C6 y C1. - d)  $\text{PtO}_2$ : **óxido de platino(IV)**, porque el oxígeno aporta  $-4$  en total. - e)  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ : **hidróxido de cromo(III)**. - f)  $\text{CH}_3\text{NO}_2$ : **nitrometano**.

## Cuestión 2 A · Formulación y nomenclatura

- a) Nitrato de hierro(III):  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ . - b) Hidróxido de estaño(IV):  $\text{Sn}(\text{OH})_4$ . - c) Tricloroetanamida:  $\text{CCl}_3\text{CONH}_2$ , es decir, 2,2,2-tricloroetanamida. - d)  $\text{CaCl}_2$ : **cloruro de calcio**. - e)  $\text{HClO}_3$ : **ácido clórico**. - f)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOCH}_2\text{CH}_3$ : **butanoato de etilo**.

## Cuestión 1 B · Átomo de cloro-35

El número atómico  $Z = 17$  fija el número de protones y, para el átomo neutro, también el de electrones. El número de neutrones es  $A - Z$ :

$$p = 17, e = 17, n = 35 - 17 = 18.$$

La configuración electrónica del estado fundamental es

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \text{ o } [\text{Ne}]3s^2 3p^5.$$

En  $3p^5$  quedan cinco electrones distribuidos en tres orbitales; dos orbitales están completos y uno contiene un solo electrón. Por tanto, hay **1** electrón desapareado.

El electrón diferenciador está en un orbital  $3p$ . Una combinación posible es

$$n = 3, l = 1, m_l = 0, m_s = -\frac{1}{2},$$

que cumple  $n = 3, l = 1$  para un orbital  $p$ ,  $m_l \in \{-1, 0, 1\}$  y  $m_s = \pm \frac{1}{2}$ .

## Cuestión 2 B · Ley de velocidad

Ser de primer orden respecto de  $A$  y de segundo orden respecto de  $B$  significa que los exponentes de sus concentraciones son, respectivamente, 1 y 2:

$$v = k[A][B]^2.$$

El orden total es la suma de los órdenes parciales:

$$1 + 2 = 3.$$

Como  $v$  tiene unidades  $\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$  y  $[A][B]^2$  tiene unidades  $\text{mol}^3 \text{L}^{-3}$ ,

$$[k] = \frac{\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}}{\text{mol}^3 \text{L}^{-3}} = \text{L}^2 \text{mol}^{-2} \text{s}^{-1}.$$

## Cuestión 3 B · Enlace, ebullición y solubilidad

### a) Tipo de enlace

- En  $\text{NaF}$  hay un enlace iónico: el sodio cede un electrón y se forman  $\text{Na}^+$  y  $\text{F}^-$ , ordenados en una red cristalina. - En  $\text{CH}_4$  hay enlaces covalentes C-H y la molécula es apolar por su simetría tetraédrica. - En  $\text{CH}_3\text{OH}$  hay enlaces covalentes; la molécula es polar y su grupo O-H permite formar enlaces de hidrógeno entre moléculas.

### b) Orden de los puntos de ebullición

El punto de ebullición aumenta al aumentar la intensidad de las fuerzas que mantienen unidas las partículas.  $\text{CH}_4$  solo presenta fuerzas de dispersión,  $\text{CH}_3\text{OH}$  presenta además dipolos y enlaces de hidrógeno, y  $\text{NaF}$  tiene una red iónica. Por ello:

$$T_b(\text{CH}_4) < T_b(\text{CH}_3\text{OH}) < T_b(\text{NaF}).$$

### c) Solubilidad en agua

El agua es polar.  $\text{NaF}$  se disuelve por interacciones ion-dipolo entre sus iones y el agua;  $\text{CH}_3\text{OH}$  es muy soluble, incluso miscible, porque su grupo  $-\text{OH}$  forma enlaces de hidrógeno con el agua;  $\text{CH}_4$  es prácticamente insoluble porque es apolar y no compensa energéticamente romper la red de agua.

$$\text{En agua: NaF es soluble, CH}_3\text{OH es miscible y CH}_4 \text{ es casi insoluble.}$$

## Cuestión 4 B · Isomería

Consideramos las estructuras  $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{OH}) - \text{COOH}$ ,  $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2\text{OH}$  y  $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{OH}$ .

### a) Isomería óptica

El carbono 2 de  $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{OH}) - \text{COOH}$  está unido a cuatro grupos distintos:  $\text{H}$ ,  $\text{OH}$ ,  $\text{CH}_3$  y  $\text{COOH}$ . Es un centro quiral. Las otras dos moléculas no tienen ningún carbono tetraédrico unido a cuatro grupos diferentes:

$$\text{Presenta isomería óptica solo CH}_3\text{CH(OH)COOH.}$$

### b) Isomería estructural

$\text{CH}_2 = \text{CHCH}_2\text{OH}$  y  $\text{CH}_3\text{CH} = \text{CHOH}$  tienen la misma fórmula molecular  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ , pero distinta conectividad. Son isómeros entre sí: \_\_\_\_\_



La primera molécula,  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ , no es isómera de ellas.

### c) Isomería geométrica

En  $\text{CH}_3\text{CH} = \text{CHOH}$ , cada carbono del doble enlace tiene dos sustituyentes distintos:  $\text{CH}_3/\text{H}$  en un extremo y  $\text{OH}/\text{H}$  en el otro. Por tanto, puede presentar formas *E* y *Z*:

Presenta isomería geométrica solo  $\text{CH}_3\text{CH} = \text{CHOH}$ .

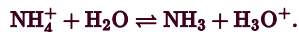
## Cuestión 5 B · Ácido-base

### a) Disolución de $\text{NH}_4\text{Cl}$

$\text{NH}_4\text{Cl}$  se disocia completamente:



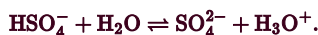
El ion  $\text{Cl}^-$  procede de un ácido fuerte y no se hidroliza apreciablemente. En cambio,  $\text{NH}_4^+$  es el ácido conjugado de la base débil  $\text{NH}_3$ :



Se forma  $\text{H}_3\text{O}^+$ , luego  $\boxed{\text{pH} < 7}$  (disolución ácida).

### b) Papel del ion $\text{HSO}_4^-$

En la reacción indicada,  $\text{HSO}_4^-$  cede un protón al agua y se transforma en  $\text{SO}_4^{2-}$ :



Por Brønsted-Lowry,  $\boxed{\text{HSO}_4^- \text{ actúa como ácido}}.$

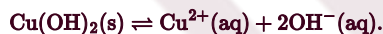
### c) Dilución de una disolución de $\text{NH}_3$

Al añadir agua disminuyen la concentración inicial de  $\text{NH}_3$  y, por el equilibrio  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ , la concentración de  $\text{OH}^-$  disminuye. Por tanto aumenta el pOH y disminuye el pH, acercándose a 7:

$\boxed{\text{el pH disminuye, aunque la disolución sigue siendo básica.}}$

## Cuestión 6 B · Solubilidad del hidróxido de cobre(II)

### a) Equilibrio de solubilidad



### b) Producto de solubilidad

Los sólidos puros no aparecen en la expresión:

$$K_{ps} = [\text{Cu}^{2+}][\text{OH}^-]^2.$$

Si la solubilidad molar es  $s$ , entonces  $[\text{Cu}^{2+}] = s$  y  $[\text{OH}^-] = 2s$ . Así,

$$\boxed{K_{ps} = s(2s)^2 = 4s^3}.$$

### c) Adición de NaOH

El NaOH es una base fuerte y aumenta  $[\text{OH}^-]$ , ion común del equilibrio. El cociente iónico pasa a ser mayor que  $K_{ps}$  y el equilibrio se desplaza hacia la izquierda:

$\boxed{\text{al añadir NaOH disminuye la solubilidad de Cu}(\text{OH})_2}.$

## Problema 1 C · Descomposición del yoduro de amonio

La reacción es



La masa molar del sólido es  $14 + 4 + 127 = 145 \text{ g mol}^{-1}$ , de modo que al inicio:

$$n_0(\text{NH}_4\text{I}) = \frac{14,5 \text{ g}}{145 \text{ g mol}^{-1}} = 0,100 \text{ mol}.$$

Sea  $x$  la cantidad descompuesta. El sólido no aparece en  $K_p$  y, en el equilibrio,  $n(\text{NH}_3) = n(\text{HI}) = x$ . El resultado indicado permite obtener la presión parcial de cada gas:

$$K_p = p_{\text{NH}_3} p_{\text{HI}} = p^2 = 0,216, \quad p = \sqrt{0,216} = 0,465 \text{ atm}.$$

Por tanto, la presión total es

$$\boxed{P_t = p_{\text{NH}_3} + p_{\text{HI}} = 2(0,465) = 0,929 \text{ atm} \approx 0,928 \text{ atm}.$$

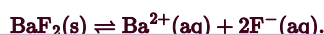
Con la ecuación de los gases ideales,  $p = xRT/V$ :

$$x = \frac{pV}{RT} = \frac{(0,465 \text{ atm})(5,00 \text{ L})}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1})(650 \text{ K})} = 0,0436 \text{ mol}.$$

Los moles de sólido que permanecen son

$$n(\text{NH}_4\text{I}) = 0,100 - 0,0436 = \boxed{0,0564 \text{ mol} \approx 0,057 \text{ mol}}.$$

## Problema 2 C · Solubilidad del fluoruro de bario



### a) Producto de solubilidad en agua

La masa molar es  $M(\text{BaF}_2) = 137,3 + 2(19) = 175,3 \text{ g mol}^{-1}$ . La solubilidad molar es

$$s = \frac{1,30 \text{ g L}^{-1}}{175,3 \text{ g mol}^{-1}} = 7,42 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}.$$

Por la estequiometría,  $[\text{Ba}^{2+}] = s$  y  $[\text{F}^-] = 2s$ , así que

$$K_{ps} = s(2s)^2 = 4s^3 = 4(7,42 \times 10^{-3})^3 = \boxed{1,63 \times 10^{-6}}.$$

### b) Solubilidad en una disolución 1 M de $\text{BaF}_2$

La sal de fondo está totalmente disociada, por lo que antes de la nueva disolución ya hay aproximadamente  $[\text{Ba}^{2+}] = 1 \text{ M}$  y  $[\text{F}^-] = 2 \text{ M}$ . Si se disuelven  $s'$  moles por litro adicionales,

$$K_{ps} = (1 + s')(2 + 2s')^2.$$

Como  $s' \ll 1$ ,

$$1,63 \times 10^{-6} \simeq 1 \cdot 2^2 s' = 4s', \quad s' \simeq 4,08 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}.$$

## Problema 3 C · Disolución de KOH y neutralización

### a) Molaridad y pH

Tomamos 1,00 L de disolución. Su masa es

$$m_{\text{disolución}} = 1,05 \text{ g mL}^{-1} \times 1000 \text{ mL} = 1050 \text{ g}.$$

La riqueza del 2,4 % proporciona  $m(\text{KOH}) = 0,024(1050) = 25,2 \text{ g}$ . Como  $M(\text{KOH}) = 39 + 16 + 1 = 56 \text{ g mol}^{-1}$ ,

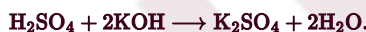
$$C = \frac{25,2/56}{1,00} = \boxed{0,450 \text{ M}}.$$

El KOH es una base fuerte:  $[\text{OH}^-] = 0,450 \text{ M}$ . Entonces

$$pOH = -\log(0,450) = 0,347, \quad pH = 14,00 - pOH = \boxed{13,65}.$$

### b) Masa para neutralizar el ácido sulfúrico

La reacción es



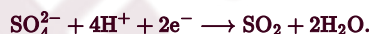
Los moles de ácido son  $0,020 \text{ L} \times 0,5 \text{ mol L}^{-1} = 0,010 \text{ mol}$ . Se necesitan el doble de KOH:

$$n(\text{KOH}) = 2(0,010) = 0,020 \text{ mol}, \quad m = 0,020 \times 56 = \boxed{1,12 \text{ g}}.$$

## Problema 4 C · Reacción del hierro con ácido sulfúrico

### a) Ajuste por el método del ion-electrón

El hierro se oxida de 0 a +3 y el azufre del sulfato se reduce de +6 a +4 en  $\text{SO}_2$ :



Multiplicando la primera semirreacción por 2 y la segunda por 3, se intercambian seis electrones. La ecuación iónica neta es



Al recombinar los iones espectadores, la ecuación molecular queda



### b) Riqueza de hierro

La disolución consumida contiene

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,085 \text{ L} \times 0,5 \text{ mol L}^{-1} = 0,0425 \text{ mol}.$$

La ecuación ajustada establece la relación **6 mol  $\text{H}_2\text{SO}_4$  : 2 mol Fe**, por lo que

$$n(\text{Fe}) = 0,0425 \frac{2}{6} = 0,01417 \text{ mol}, \quad m(\text{Fe}) = 0,01417 \times 55,8 = 0,791 \text{ g}.$$

La riqueza de la muestra es

$$\alpha = \frac{0,791}{1,25} \times 100 = 63,2\% \approx \boxed{63,24\%}.$$