Química

PAU Andalucía, Ceuta, Melilla y Centros en Marruecos

Junio 2022 · Resolución completa

Resolución paso a paso con explicaciones didácticas · *estudiante.plus*

Estructura del examen: Bloque A (Formulación, 1,5 puntos: elegir 1 de 2 preguntas); Bloque B (Cuestiones, 4,5 puntos: elegir 3 de 6 cuestiones, cada una con 3 apartados); Bloque C (Problemas, 4 puntos: elegir 2 de 4 problemas, cada uno con 2 apartados). En esta resolución se resuelven **todas las opciones** de cada bloque para ofrecer una cobertura completa.

BLOQUE A · PREGUNTA A1 (1,5 puntos)

Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Bromato de aluminio; **b)** Sulfuro de antimonio(V); **c)** 1,1-Dicloro-2-metilciclohexano; **d)** PtO_2; **e)** $Cr(OH)_3$; **f)** CH_3NO_2

Resolución

a) Bromato de aluminio

Al^{3+} con el anión bromato BrO_3^-.

✓ $Al(BrO_3)_3$

b) Sulfuro de antimonio(V)

Sb con valencia +5 frente al azufre (−2).

✓ Sb_2S_5

c) 1,1-Dicloro-2-metilciclohexano

Anillo de ciclohexano con dos átomos de cloro en el carbono 1 y un metilo en el carbono 2.

✓ **Ciclohexano con dos Cl en el C1 y un grupo $-CH_3$ en el C2 (fórmula molecular $C_7H_{12}Cl_2$)**

d) PtO_2

El platino presenta valencia +4.

✓ **Óxido de platino(IV)**

e) $Cr(OH)_3$

El cromo presenta valencia +3.

✓ **Hidróxido de cromo(III)**

f) CH_3NO_2

✓ **Nitrometano**

⇒ **Error común:** Olvidar que un carbono con dos sustituyentes iguales (aquí, dos Cl en C1) necesita un localizador repetido (1,1-), no escribirlo como si fueran posiciones distintas.

BLOQUE A · PREGUNTA A2 (1,5 puntos)

Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Nitrato de hierro(III); **b)** Hidróxido de estaño(IV); **c)** Tricloroetanamida; **d)** $CaCl_2$; **e)** $HClO_3$; **f)** $CH_3CH_2CH_2COOCH_2CH_3$

Resolución

a) Nitrato de hierro(III)

Fe^{3+} con el anión nitrato NO_3^-.

✓ $Fe(NO_3)_3$

b) Hidróxido de estaño(IV)

Sn con valencia +4.

✓ $Sn(OH)_4$

c) Tricloroetanamida

Amida del ácido tricloroetanoico (tres Cl en el carbono 2).

✓ $CCl_3{-}CONH_2$

d) $CaCl_2$

✓ **Cloruro de calcio**

e) $HClO_3$

Oxoácido del cloro con estado de oxidación +5.

✓ **Ácido clórico**

f) $CH_3CH_2CH_2COOCH_2CH_3$

Éster del ácido butanoico con etanol.

✓ **Butanoato de etilo**

⇒ **Error común:** Confundir la amida ($-CONH_2$) con la amina ($-NH_2$) al formular el apartado c), olvidando el grupo carbonilo característico de las amidas.

BLOQUE B · CUESTIÓN B1 (1,5 puntos)

Conteste las siguientes cuestiones relativas a un átomo con $Z = 17$ y $A = 35$.

a) [0,5 puntos] Indique el número de protones, neutrones y electrones.

b) [0,5 puntos] Escriba su configuración electrónica e indique el número de electrones desapareados en su estado fundamental.

c) [0,5 puntos] Indique una posible combinación de números cuánticos que pueda tener el electrón diferenciador de este átomo.

Resolución

El átomo es el cloro (Cl).

a) Protones, neutrones y electrones

Protones= $Z = 17$; neutrones= $A - Z = 35 - 17 = 18$; electrones= 17 (átomo neutro).

✓ **17 protones, 18 neutrones, 17 electrones**

b) Configuración electrónica

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. El subnivel $3p^5$ se reparte en 3 orbitales como $2, 2, 1$ (regla de Hund), por lo que solo uno de ellos queda sin emparejar.

✓ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$**; 1 electrón desapareado**

c) Números cuánticos del electrón diferenciador

Es el quinto electrón del subnivel $3p$ ($n = 3$, $l = 1$): se empareja con otro en uno de los tres orbitales, así que $m_s = -\frac{1}{2}$. Cualquier valor de m_l (-1, 0 o $+1$) es válido.

✓ **Ejemplo válido:** $(3, 1, -1, -\frac{1}{2})$

⇒ **Error común:** Contar mal los electrones desapareados en $3p^5$, olvidando que la regla de Hund deja dos orbitales con los electrones emparejados y solo uno con un electrón desapareado.

BLOQUE B · CUESTIÓN B2 (1,5 puntos)

La reacción $\mathrm{A} + \mathrm{B} \longrightarrow \mathrm{C} + \mathrm{D}$ es de primer orden con respecto a A y de segundo orden con respecto a B.

a) [0,5 puntos] Escriba la ecuación de velocidad de dicha reacción.
b) [0,5 puntos] Determine el orden total de la reacción.
c) [0,5 puntos] Deduzca las unidades de la constante de velocidad.

Resolución

a) Ecuación de velocidad

$$v = k[\mathrm{A}][\mathrm{B}]^2$$

✓ $v = k[\mathrm{A}][\mathrm{B}]^2$

b) Orden total

$$\text{orden total} = 1 + 2 = 3$$

✓ **Orden total = 3**

c) Unidades de k

$$k = \frac{v}{[\mathrm{A}][\mathrm{B}]^2} \Rightarrow \text{unidades} = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^3}$$

✓ **Unidades de k: $\mathbf{L^2 \cdot mol^{-2} \cdot s^{-1}}$**

⇒ **Error común:** Deducir las unidades de k usando el orden de un solo reactivo en lugar del orden total (3) de la reacción.

BLOQUE B · CUESTIÓN B3 (1,5 puntos)

Dados los siguientes compuestos: NaF, CH_4 y CH_3OH

a) [0,5 puntos] Justifique el tipo de enlace interatómico que presentan.
b) [0,5 puntos] Ordénelos razonadamente de menor a mayor punto de ebullición.
c) [0,5 puntos] Justifique la solubilidad de estos compuestos en agua.

Resolución

a) Tipo de enlace

NaF: metal + no metal → **enlace iónico**. CH_4: no metal + no metal, sin grupos polares → **enlace covalente** (enlaces C–H poco polares; molécula apolar). CH_3OH: no metal + no metal, con grupo −OH polar → **enlace covalente polar** (capaz de formar puentes de hidrógeno).

✓ NaF**: iónico.** CH_4**: covalente (molécula apolar).** CH_3OH**: covalente polar.**

b) Orden de puntos de ebullición

CH_4 (apolar, solo fuerzas de London, muy débiles) tiene el punto de ebullición más bajo; CH_3OH forma puentes de hidrógeno (más fuertes); NaF es un sólido iónico con una red cristalina muy estable.

✓ **Orden creciente: $CH_4 < CH_3OH <$ NaF**

c) Solubilidad en agua

NaF (iónico) es muy soluble por interacciones ion-dipolo. CH_3OH (polar) es miscible con el agua gracias a los puentes de hidrógeno. CH_4 (apolar) es prácticamente insoluble ("lo semejante disuelve a lo semejante").

✓ NaF **y** CH_3OH**: solubles.** CH_4**: insoluble.**

⇒ **Error común:** Pensar que todos los compuestos covalentes tienen igual solubilidad en agua, sin distinguir entre los que pueden formar puentes de hidrógeno (CH_3OH) y los que no (CH_4).

BLOQUE B · CUESTIÓN B4 (1,5 puntos)

Dados los compuestos: $CH_3CH(OH)COOH$, $CH_2{=}CHCH_2OH$ y $CH_3CH{=}CHOH$, justifique:

a) [0,5 puntos] Cuál o cuáles presentan isomería óptica.
b) [0,5 puntos] Cuáles son isómeros entre sí.
c) [0,5 puntos] Cuál o cuáles presentan isomería geométrica.

Resolución

$CH_3CH(OH)COOH$ (ácido láctico, $C_3H_6O_3$); $CH_2{=}CHCH_2OH$ (alcohol alílico, C_3H_6O); $CH_3CH{=}CHOH$ (enol, C_3H_6O).

a) Isomería óptica

El ácido láctico tiene un carbono (C2) unido a 4 grupos distintos ($-OH$, $-COOH$, $-CH_3$, $-H$): es quiral. Los otros dos no tienen ningún carbono con 4 sustituyentes distintos.

✓ **Solo el ácido láctico presenta isomería óptica.**

b) Isómeros entre sí

El alcohol alílico y el enol comparten la misma fórmula molecular (C_3H_6O); el ácido láctico tiene fórmula distinta ($C_3H_6O_3$).

✓ $CH_2{=}CHCH_2OH$ **y** $CH_3CH{=}CHOH$ **son isómeros entre sí.**

c) Isomería geométrica

En $CH_2{=}CHCH_2OH$, el carbono terminal del doble enlace tiene 2 H (iguales): no es posible. En $CH_3CH{=}CHOH$, cada carbono del doble enlace tiene 2 sustituyentes distintos (CH_3/H y OH/H): sí es posible.

✓ **Solo** $CH_3CH{=}CHOH$ **presenta isomería geométrica (cis/trans).**

⇒ **Error común:** Olvidar que la isomería óptica requiere un carbono con 4 sustituyentes **distintos**, confundiéndola con la simple presencia de un grupo $-OH$.

BLOQUE B · CUESTIÓN B5 (1,5 puntos)

Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) [0,5 puntos] ¿Cómo será el pH de una disolución acuosa de NH_4Cl?

b) [0,5 puntos] En el equilibrio $HSO_4^- + H_2O \rightleftharpoons SO_4^{2-} + H_3O^+$, la especie HSO_4^- ¿actúa como un ácido o una base según la teoría de Brönsted-Lowry?

c) [0,5 puntos] ¿Qué le ocurre al pH de una disolución de NH_3 si se le añade agua?

Resolución

a) pH de NH_4Cl

Es la sal de una base débil (NH_3) y un ácido fuerte (HCl). El NH_4^+ se hidroliza liberando H_3O^+.

✓ **pH ácido (pH$<$ 7).**

b) Papel del HSO_4^-

El HSO_4^- cede un protón al agua en ese equilibrio.

✓ **Actúa como ácido.**

c) Efecto de añadir agua a NH_3

Al diluir una base débil, $[OH^-]$ disminuye.

✓ **El pH disminuye (se acerca a la neutralidad, aunque sigue siendo básico, pH$>$ 7).**

⇒ **Error común:** Pensar que diluir una disolución básica la hace más básica; en realidad el pH se acerca a 7.

BLOQUE B · CUESTIÓN B6 (1,5 puntos)

El hidróxido de cobre(II), $Cu(OH)_2$, es una sal muy poco soluble en agua.

a) [0,5 puntos] Escriba su equilibrio de solubilidad.
b) [0,5 puntos] Exprese K_S en función de la solubilidad.
c) [0,5 puntos] Razone cómo afectará al equilibrio la adición de NaOH.

Resolución

a) Equilibrio de solubilidad

$$Cu(OH)_2(s) \rightleftharpoons Cu^{2+} + 2\,OH^-$$

✓ $Cu(OH)_2(s) \rightleftharpoons Cu^{2+} + 2\,OH^-$

b) K_S en función de s

$$K_S = [Cu^{2+}][OH^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

✓ $K_S = 4s^3$

c) Efecto de añadir NaOH

Aumenta $[OH^-]$ (ion común), desplazando el equilibrio hacia la izquierda.

✓ **La solubilidad del $Cu(OH)_2$ disminuye (precipita más).**

⇒ **Error común:** Olvidar el factor estequiométrico 2 al expresar K_S en función de s para una sal del tipo $M(OH)_2$.

BLOQUE C · PROBLEMA C1 (2 puntos)

En un matraz de 5 L se introducen 14,5 g de yoduro de amonio (NH_4I) sólido. Cuando se calienta a 650 K se descompone según la ecuación:

$$NH_4I(s) \rightleftharpoons NH_3(g) + HI(g) \qquad K_C = 7{,}6 \times 10^{-5}$$

Calcule una vez alcanzado el equilibrio:

a) [1 punto] El valor de K_P a 650 K y la presión total dentro del matraz.
b) [1 punto] Los moles de NH_4I que quedan en el matraz.

Datos: $R = 0{,}082$ atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; Masas atómicas relativas: I= 127; N= 14; H= 1

Resolución

$M(NH_4I) = 14 + 4 + 127 = 145$ g/mol $\Rightarrow n_0 = 14{,}5/145 = 0{,}1$ mol.
Sea x = mol de NH_3 = mol de HI en el equilibrio (1:1):

$$K_C = [NH_3][HI] = \left(\frac{x}{V}\right)^2 = 7{,}6 \times 10^{-5} \;\Rightarrow\; \frac{x}{5} = \sqrt{7{,}6 \times 10^{-5}} \approx 0{,}00872 \text{ mol/L}$$

$$x \approx 0{,}0436 \text{ mol}$$

a) K_P y presión total

$$K_P = K_C(RT)^{\Delta n} = 7{,}6\times10^{-5}\times(0{,}082\times650)^2 = 7{,}6\times10^{-5}\times(53{,}3)^2 \approx 0{,}216 \qquad (\Delta n = 2)$$

Como $P(NH_3) = P(HI) = P_{total}/2$: $K_P = (P_{total}/2)^2 \Rightarrow P_{total} = 2\sqrt{K_P} \approx 0{,}929$ atm.

✓ $K_P \approx$ **0,216; $P_{total} \approx$ 0,929 atm**

b) Moles de NH_4I restantes

$$n(NH_4I)_{restante} = n_0 - x = 0{,}1 - 0{,}0436 \approx 0{,}0564 \text{ mol}$$

✓ $n(NH_4I) \approx$ **0,0564 mol**

⇒ **Error común:** Usar $K_P = K_C(RT)^{\Delta n}$ con $\Delta n = 1$ en lugar de $\Delta n = 2$, olvidando que se forman 2 mol de gas (NH_3 y HI) a partir de un sólido.

BLOQUE C · PROBLEMA C2 (2 puntos)

La solubilidad del BaF_2 en agua es 1,30 g·L^{-1}. Calcule:

a) [1 punto] El producto de solubilidad de la sal.

b) [1 punto] La solubilidad del BaF_2 en una disolución acuosa de concentración 1 M de $BaCl_2$, considerando que esta última sal está totalmente disociada.

Datos: Masas atómicas relativas: Ba= 137,3; F= 19

Resolución

$M(BaF_2) = 137{,}3 + 2(19) = 175{,}3$ g/mol $\Rightarrow s = 1{,}30/175{,}3 \approx 7{,}42 \times 10^{-3}$ mol/L.

a) Producto de solubilidad

$BaF_2(s) \rightleftharpoons Ba^{2+} + 2\,F^-$. $[Ba^{2+}] = s$, $[F^-] = 2s$:

$$K_S = s(2s)^2 = 4s^3 = 4 \times (7{,}42 \times 10^{-3})^3 \approx 1{,}63 \times 10^{-6}$$

✓ $K_S \approx \mathbf{1{,}63 \times 10^{-6}}$

b) Solubilidad con ion común

Con $BaCl_2$ 1 M, $[Ba^{2+}] \approx 1$ M (la aportación del BaF_2 es despreciable):

$$K_S = 1 \times (2s')^2 = 4s'^2 \;\Rightarrow\; s' = \sqrt{\frac{1{,}63 \times 10^{-6}}{4}} \approx 6{,}38 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

✓ $s' \approx \mathbf{6{,}38 \times 10^{-4}}$ **mol/L**

⇒ **Error común:** Usar $K_S = 4s'^3$ (fórmula sin ion común) en lugar de $K_S = 4s'^2$, olvidando que la $[Ba^{2+}]$ ahora viene fijada por el $BaCl_2$ y no depende de s'.

BLOQUE C · PROBLEMA C3 (2 puntos)

Se tiene una disolución de KOH de 2,4 % de riqueza en masa y 1,05 g·mL^{-1} de densidad. Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule:

a) [1 punto] La molaridad y el pH de la disolución.

b) [1 punto] Los gramos de KOH que se necesitan para neutralizar 20 mL de una disolución de H_2SO_4 0,5 M.

Datos: Masas atómicas relativas: H= 1; K= 39; O= 16

Resolución

$M(\text{KOH}) = 39 + 16 + 1 = 56$ g/mol.

a) Molaridad y pH

En 1 L: masa total= $1{,}05 \times 1000 = 1050$ g; masa KOH $= 0{,}024 \times 1050 = 25{,}2$ g.

$$c = \frac{25{,}2/56}{1} = 0{,}45 \text{ mol/L}$$

Como KOH es base fuerte, $[\text{OH}^-] = 0{,}45$ M:

$$\text{pOH} = -\log(0{,}45) \approx 0{,}347 \;\Rightarrow\; \text{pH} = 14 - 0{,}347 \approx 13{,}65$$

✓ $c = \mathbf{0{,}45}$ **M; pH**$\approx$ **13,65**

b) Gramos de KOH para neutralizar

mol $H_2SO_4 = 0{,}020 \times 0{,}5 = 0{,}01$ mol. Neutralización: $H_2SO_4 + 2\,\text{KOH} \longrightarrow K_2SO_4 + 2\,H_2O$ (1:2):

$$n(\text{KOH}) = 0{,}01 \times 2 = 0{,}02 \text{ mol} \;\Rightarrow\; m = 0{,}02 \times 56 = 1{,}12 \text{ g}$$

✓ $m \approx$ **1,12 g de** KOH

⇒ **Error común:** Olvidar que el H_2SO_4 es diprótico y usar una relación 1:1 con el KOH en lugar de 1:2.

BLOQUE C · PROBLEMA C4 (2 puntos)

El hierro reacciona con el ácido sulfúrico según la reacción:

$$Fe + H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + SO_2 + H_2O$$

a) [1 punto] Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.
b) [1 punto] Si una muestra de 1,25 g de hierro impuro ha consumido 85 mL de disolución 0,5 M de H_2SO_4, calcule su riqueza en hierro.

Dato: Masa atómica relativa: Fe= 55,8

Resolución

a) Ajuste ion-electrón

Semirreacciones:

$$\text{Oxidación } (\times 2): \quad 2\,Fe \longrightarrow 2\,Fe^{3+} + 6\,e^-$$

$$\text{Reducción } (\times 3): \quad 3\,{SO_4}^{2-} + 12\,H^+ + 6\,e^- \longrightarrow 3\,SO_2 + 6\,H_2O$$

Sumando:

$$2\,Fe + 3\,{SO_4}^{2-} + 12\,H^+ \longrightarrow 2\,Fe^{3+} + 3\,SO_2 + 6\,H_2O$$

Ecuación molecular (el H_2SO_4 aporta tanto el H^+ como el ${SO_4}^{2-}$, incluyendo el que acompaña al Fe^{3+} en el $Fe_2(SO_4)_3$):

✓ $2\,Fe + 6\,H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3\,SO_2 + 6\,H_2O$

b) Riqueza en hierro

mol $H_2SO_4 = 0{,}085 \times 0{,}5 = 0{,}0425$ mol. Relación $2\,Fe : 6\,H_2SO_4 = 1 : 3$:

$$n(\text{Fe}) = \frac{0{,}0425}{3} \approx 0{,}01417 \text{ mol} \;\Rightarrow\; m(\text{Fe})_{puro} = 0{,}01417 \times 55{,}8 \approx 0{,}7905 \text{ g}$$

$$\text{riqueza} = \frac{0{,}7905}{1{,}25} \times 100 \approx 63{,}2\ \%$$

✓ **Riqueza en hierro ≈ 63,2 %**

⇒ **Error común:** Usar la relación estequiométrica 2:3 (Fe:H_2SO_4) en lugar de la correcta 2:6 (1:3), olvidando que el H_2SO_4 actúa a la vez como ácido y como agente oxidante.