Química

PAU Andalucía, Ceuta, Melilla y Centros en Marruecos

Julio 2023 · 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) Óxido de vanadio(V); **b)** Hidruro de plomo(IV); **c)** *N*, *N*-dimetiletanamina; **d)** $Co(OH)_2$; **e)** $Sn(ClO_3)_2$; **f)** $CH_3-CH_2-CHOH-COOH$

Resolución

a) Óxido de vanadio(V)

El vanadio presenta valencia +5.

✓ V_2O_5

b) Hidruro de plomo(IV)

El plomo presenta valencia +4, combinado con H (valencia −1).

✓ PbH_4

c) *N*, *N*-dimetiletanamina

Cadena principal de etanamina ($CH_3CH_2NH_2$) con dos sustituyentes metilo sobre el nitrógeno.

✓ $CH_3CH_2-N(CH_3)_2$

d) $Co(OH)_2$

El cobalto presenta valencia +2.

✓ **Hidróxido de cobalto(II)**

e) $Sn(ClO_3)_2$

Sn^{2+} con el anión clorato ClO_3^-.

✓ **Clorato de estaño(II)**

f) $CH_3-CH_2-CHOH-COOH$

Numerando desde el carboxilo: C1 (COOH), C2 (CHOH), C3 (CH2), C4 (CH3).

✓ **Ácido 2-hidroxibutanoico**

⇒ **Error común:** Nombrar el apartado c) como si tuviera un sustituyente etilo en lugar de reconocer la cadena principal de etanamina con dos metilos sobre el nitrógeno.

BLOQUE A · PREGUNTA A2 (1,5 puntos)

Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Peróxido de rubidio; **b)** Hidrogenocarbonato de sodio; **c)** Ciclohexanona; **d)** O_3Cl_2; **e)** H_2SO_3; **f)** $HCOO-CH_2-CH_3$

Resolución

a) Peróxido de rubidio

Rb^+ con el anión peróxido O_2^{2-} completo.

✓ Rb_2O_2

b) Hidrogenocarbonato de sodio

Na^+ con el anión hidrogenocarbonato (bicarbonato) HCO_3^-.

✓ $NaHCO_3$

c) Ciclohexanona

Cetona cíclica de 6 carbonos: anillo con un grupo C=O.

✓ $C_6H_{10}O$ **(anillo de 6 C con un grupo carbonilo)**

d) O_3Cl_2

Compuesto binario de oxígeno con un halógeno. Según las normas IUPAC actuales, en estos compuestos se escribe primero el oxígeno y se nombran como haluros de oxígeno: 2 átomos de cloro y 3 de oxígeno (el cloro actúa con estado de oxidación +3).

✓ **Dicloruro de trioxígeno**

e) H_2SO_3

✓ **Ácido sulfuroso**

f) $HCOO-CH_2-CH_3$

Éster del ácido metanoico (fórmico) con etanol.

✓ **Formiato de etilo**

⇒ **Error común:** Confundir el hidrogenocarbonato (bicarbonato, HCO_3^-) con el carbonato (CO_3^{2-}), olvidando el hidrógeno ácido que lo diferencia.

BLOQUE B · CUESTIÓN B1 (1,5 puntos)

Dadas las configuraciones electrónicas: $A = 1s^2 2s^2 2p^5$; $B = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$ y $C = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

a) [0,5 puntos] Justifique el grupo y el periodo de los elementos A y B.
b) [0,5 puntos] Explique el carácter metálico o no metálico de los elementos A y C.
c) [0,5 puntos] Indique los iones más estables de los elementos A y C, escribiendo sus correspondientes configuraciones electrónicas.

Resolución

A ($Z = 9$) es el flúor; B ($Z = 25$) es el manganeso; C ($Z = 12$) es el magnesio.

a) Grupo y periodo de A y B

A (F): último electrón en $2p$ ⇒ periodo 2, grupo 17. B (Mn): último electrón en $3d$, con $3d^5 4s^2$ (metal de transición, grupo = electrones $3d + 4s$) ⇒ periodo 4, grupo 7.

✓ **A: periodo 2, grupo 17.** **B: periodo 4, grupo 7.**

b) Carácter metálico de A y C

A (F) es un **no metal** (halógeno, muy electronegativo). C (Mg) es un **metal** (alcalinotérreo).

✓ **A: no metal.** **C: metal.**

c) Iones más estables

A (F) gana 1 electrón: F^-, $1s^2 2s^2 2p^6$ (como el Ne). C (Mg) pierde 2 electrones: Mg^{2+}, $1s^2 2s^2 2p^6$ (como el Ne).

✓ **F^-: $1s^2 2s^2 2p^6$.** **Mg^{2+}: $1s^2 2s^2 2p^6$.**

⇒ **Error común:** Asignar el grupo de un metal de transición contando solo los electrones $4s$, olvidando sumar también los electrones $3d$.

BLOQUE B · CUESTIÓN B2 (1,5 puntos)

Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) [0,5 puntos] En una reacción entre gases del tipo $\mathrm{A(g)} + 2\,\mathrm{B(g)} \rightleftharpoons 2\,\mathrm{C(g)}$, los valores de K_C y K_P son iguales.

b) [0,5 puntos] Para una reacción endotérmica en equilibrio, se produce un incremento de la cantidad de productos al aumentar la temperatura.

c) [0,5 puntos] Cuando una mezcla de reacción alcanza el equilibrio, la formación de productos se detiene.

Resolución

a) ¿$K_C = K_P$?

$\Delta n = 2 - 3 = -1 \neq 0$. Como $K_P = K_C(RT)^{\Delta n}$, $K_P = K_C$ solo si $\Delta n = 0$.

✓ **Falso.**

b) Efecto de T en una reacción endotérmica

Aumentar T favorece la reacción directa (que absorbe calor), aumentando la cantidad de productos en el equilibrio.

✓ **Verdadero.**

c) ¿Se detiene la formación de productos en el equilibrio?

En el equilibrio, las reacciones directa e inversa siguen ocurriendo a la misma velocidad (equilibrio dinámico); no se detienen, se compensan.

✓ **Falso.**

⇒ **Error común:** Creer que $K_P = K_C$ siempre, sin comprobar si $\Delta n = 0$ para la reacción concreta que se está analizando.

BLOQUE B · CUESTIÓN B3 (1,5 puntos)

Responda a las siguientes cuestiones de manera razonada:

a) [0,5 puntos] Dados los compuestos CaF_2 y CO_2, identifique el tipo de enlace que predomina en cada uno de ellos.

b) [0,5 puntos] Ordene los compuestos CaF_2, CO_2 y H_2O de menor a mayor punto de ebullición.

c) [0,5 puntos] De los compuestos NaF, KF y LiF ¿cuál tiene mayor energía reticular?

Resolución

a) Tipo de enlace

CaF_2: metal (Ca) + no metal (F), gran diferencia de electronegatividad → **enlace iónico**. CO_2: no metal + no metal → **enlace covalente**.

✓ CaF_2**: iónico.** CO_2**: covalente.**

b) Orden de puntos de ebullición

CO_2 es covalente apolar, solo con fuerzas de London muy débiles (sublima a $-78 \check{r} C$). H_2O forma puentes de hidrógeno (hierve a $100 \check{r} C$). CaF_2 es un sólido iónico con una red cristalina muy estable (funde/hierve a temperaturas muchísimo mayores).

✓ **Orden creciente:** $\mathbf{CO_2 < H_2O < CaF_2}$

c) Mayor energía reticular

La energía reticular aumenta cuanto menor es el radio del catión (a igual anión). De Li^+, Na^+ y K^+, el Li^+ es el más pequeño.

✓ **LiF tiene la mayor energía reticular.**

⇒ **Error común:** Comparar puntos de ebullición solo por la masa molecular, sin tener en cuenta el tipo de enlace o fuerza intermolecular dominante en cada sustancia.

BLOQUE B · CUESTIÓN B4 (1,5 puntos)

Dados los elementos F, Cl y Al, indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) [0,5 puntos] El Cl es el elemento que tiene menor energía de ionización.
b) [0,5 puntos] El Al es el elemento que tiene mayor afinidad electrónica.
c) [0,5 puntos] El F es el que tiene menor radio atómico.

Resolución

a) ¿Cl tiene la menor energía de ionización?

La energía de ionización del Al (metal, grupo 13) es mucho menor que la del Cl (no metal, grupo 17, mismo periodo); el elemento de menor IE de los tres es el Al, no el Cl.

✓ **Falso: el de menor energía de ionización es el Al.**

b) ¿Al tiene la mayor afinidad electrónica?

La afinidad electrónica favorable es característica de no metales muy electronegativos como el Cl; el Al, al ser un metal, no tiene tendencia a ganar electrones.

✓ **Falso: el de mayor afinidad electrónica es el Cl.**

c) ¿F tiene el menor radio atómico?

El F es el elemento más a la derecha y arriba en la tabla periódica entre los tres, lo que le confiere el menor radio.

✓ **Verdadero.**

⇒ **Error común:** Suponer que, dentro de un mismo periodo, los no metales siempre tienen mayor energía de ionización que los metales sin comparar los valores reales: aquí ni el Cl ni el F tienen la menor IE, la tiene el Al.

BLOQUE B · CUESTIÓN B5 (1,5 puntos)

Justifique si el valor de pH aumenta o disminuye cuando:

a) [0,5 puntos] Se añade CH_3COONa a una disolución de CH_3COOH.

b) [0,5 puntos] Se añade HCl a una disolución de NaCl.

c) [0,5 puntos] Se añaden 10 mL de KOH 0,1 M a 20 mL de disolución 0,1 M de HNO_3.

Resolución

a) Añadir CH_3COONa a CH_3COOH

Aporta CH_3COO^- (ion común), desplazando el equilibrio de disociación del CH_3COOH hacia la izquierda y reduciendo $[H^+]$.

✓ **El pH aumenta.**

b) Añadir HCl a NaCl

El HCl (ácido fuerte) aporta H^+ adicional directamente.

✓ **El pH disminuye.**

c) Mezclar KOH y HNO_3

$n(\text{KOH}) = 0{,}010 \times 0{,}1 = 0{,}001$ mol; $n(HNO_3) = 0{,}020 \times 0{,}1 = 0{,}002$ mol. Queda un exceso de ácido: 0,001 mol en 30 mL, es decir $[H^+] \approx 0{,}0333$ M (menor que la concentración inicial, 0,1 M).

✓ **El pH aumenta: pasa de pH=1 (antes de añadir KOH) a pH≈ 1,48 (tras la neutralización parcial y la dilución), aunque la disolución sigue siendo ácida.**

⇒ **Error común:** En el apartado c), concluir que como el ácido sigue en exceso el pH no cambia: en realidad sí aumenta, porque parte del ácido se neutraliza y además la mezcla se diluye.

BLOQUE B · CUESTIÓN B6 (1,5 puntos)

Escriba y ajuste las siguientes reacciones e indique el tipo al que pertenecen:

a) [0,5 puntos] $CH_3CH_2CH_2CH_3 + Br_2$ (luz)
b) [0,5 puntos] $CH_3CH_2CH_2OH$ (H_2SO_4, Δ)
c) [0,5 puntos] $CH_3CH{=}CH_2 + HCl$

Resolución

a) Butano + Br_2 con luz

$$CH_3CH_2CH_2CH_3 + Br_2 \xrightarrow{\text{luz}} CH_3CH_2CHBrCH_3 + HBr$$

✓ **Reacción de sustitución (halogenación radicalaria).**

b) Propan-1-ol con H_2SO_4 en caliente

$$CH_3CH_2CH_2OH \xrightarrow{H_2SO_4,\ \Delta} CH_3{-}CH{=}CH_2 + H_2O$$

✓ **Reacción de eliminación (deshidratación intramolecular).**

c) Propeno + HCl

$$CH_3{-}CH{=}CH_2 + HCl \longrightarrow CH_3{-}CHCl{-}CH_3$$

✓ **Reacción de adición electrófila (regla de Markovnikov: el Cl se une al carbono más sustituido).**

⇒ **Error común:** En el apartado c), aplicar mal la regla de Markovnikov y situar el Cl en el carbono terminal (menos sustituido) en vez de en el carbono central.

BLOQUE C · PROBLEMA C1 (2 puntos)

En un recipiente de 2 L se introducen 4,9 g de CuO y se calienta a 1025 ºC, alcanzándose el siguiente equilibrio:

$$4\,\mathrm{CuO\,(s)} \rightleftharpoons 2\,\mathrm{Cu_2O\,(s)} + \mathrm{O_2(g)}$$

Si la presión total en el equilibrio es de 0,5 atm, calcule:

a) [1 punto] Los moles de O_2 que se han formado y la masa de CuO que queda sin descomponer.

b) [1 punto] Las constantes K_P y K_C a esa temperatura.

Datos: $R = 0{,}082$ atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; Masas atómicas relativas: Cu= 63,5; O= 16

Resolución

$T = 1025{+}273 = 1298$ K. $M(\mathrm{CuO}) = 63{,}5{+}16 = 79{,}5$ g/mol $\Rightarrow n_0 = 4{,}9/79{,}5 \approx 0{,}0616$ mol.

a) Moles de O_2 y masa de CuO restante

Solo el O_2 es gaseoso, por lo que $P_{total} = P(\mathrm{O_2}) = 0{,}5$ atm:

$$n(\mathrm{O_2}) = \frac{PV}{RT} = \frac{0{,}5 \times 2}{0{,}082 \times 1298} = \frac{1}{106{,}44} \approx 0{,}00940 \text{ mol}$$

Por estequiometría, cada mol de O_2 consume 4 mol de CuO:

$$n(\mathrm{CuO})_{consumido} = 4 \times 0{,}00940 = 0{,}0376 \text{ mol}$$

$$n(\mathrm{CuO})_{restante} = 0{,}0616 - 0{,}0376 = 0{,}0240 \text{ mol} \;\Rightarrow\; m = 0{,}0240 \times 79{,}5 \approx 1{,}91 \text{ g}$$

✓ $n(\mathrm{O_2}) \approx \mathbf{9{,}40 \times 10^{-3}}$ **mol;** $m(\mathrm{CuO})_{restante} \approx \mathbf{1{,}91}$ **g**

b) K_P y K_C

Como CuO y Cu_2O son sólidos, no entran en la expresión de K:

$$K_P = P(\mathrm{O_2}) = \mathbf{0{,}5}$$

$$K_C = \frac{K_P}{RT} = \frac{0{,}5}{106{,}44} \approx 4{,}70 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \qquad (\Delta n = 1)$$

✓ $K_P = \mathbf{0{,}5}$; $K_C \approx \mathbf{4{,}70 \times 10^{-3}}$ **mol/L**

⇒ **Error común:** Incluir los sólidos (CuO, Cu_2O) en la expresión de K, cuando las fases sólidas puras no aparecen en el cociente de equilibrio.

BLOQUE C · PROBLEMA C2 (2 puntos)

Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule:

a) [1 punto] El producto de solubilidad del $CaCO_3$, sabiendo que 100 mL de disolución saturada en agua de dicha sal contienen $6{,}93 \times 10^{-6}$ mol de Ca^{2+}.

b) [1 punto] La masa que quedará en el fondo de un recipiente que contiene 250 mL de disolución acuosa saturada de Ag_2SO_4 al evaporar el agua de la disolución.

Datos: $K_S(Ag_2SO_4) = 7{,}7 \times 10^{-5}$; Masas atómicas relativas: Ag= 107,9; S= 32; O= 16

Resolución

a) Producto de solubilidad del $CaCO_3$

$CaCO_3(s) \rightleftharpoons Ca^{2+} + {CO_3}^{2-}$. $s = [Ca^{2+}] = \dfrac{6{,}93 \times 10^{-6}}{0{,}1} = 6{,}93 \times 10^{-5}$ M $= [{CO_3}^{2-}]$.

$$K_S = s^2 = (6{,}93 \times 10^{-5})^2 \approx 4{,}80 \times 10^{-9}$$

✓ $K_S \approx \mathbf{4{,}80 \times 10^{-9}}$

b) Masa de Ag_2SO_4 al evaporar

$Ag_2SO_4(s) \rightleftharpoons 2\,Ag^+ + {SO_4}^{2-}$. Con $[{SO_4}^{2-}] = s$ y $[Ag^+] = 2s$:

$$K_S = (2s)^2 \cdot s = 4s^3 = 7{,}7 \times 10^{-5} \;\Rightarrow\; s = \sqrt[3]{\frac{7{,}7 \times 10^{-5}}{4}} \approx 0{,}0268 \text{ mol/L}$$

$M(Ag_2SO_4) = 2(107{,}9) + 32 + 4(16) = 311{,}8$ g/mol:

$$n = 0{,}0268 \times 0{,}25 \approx 0{,}00670 \text{ mol} \;\Rightarrow\; m \approx 0{,}00670 \times 311{,}8 \approx 2{,}09 \text{ g}$$

✓ $m \approx \mathbf{2{,}09}$ **g**

⇒ **Error común:** Usar $K_S = s^2$ para el Ag_2SO_4 (como si fuera 1:1), olvidando que su estequiometría es 2:1 y por tanto $K_S = 4s^3$.

BLOQUE C · PROBLEMA C3 (2 puntos)

La etiqueta de una botella de HNO_3 indica que la densidad es 1,014 g·L^{-1} y la riqueza en masa es 2,42 %. Calcule:

a) [1 punto] La molaridad y el pH de la disolución de HNO_3.

b) [1 punto] El volumen de $Ba(OH)_2$ 0,1 M necesario para neutralizar 10 mL de ese ácido.

Datos: Masas atómicas relativas: N= 14; O= 16; H= 1

Resolución

$M(HNO_3) = 1 + 14 + 3(16) = 63$ g/mol.

Nota sobre el enunciado: la densidad aparece como 1,014 g·L^{-1}, pero es una errata: ningún líquido tiene una densidad mil veces menor que la del agua. El valor correcto es 1,014 g·mL^{-1}, que es el que usamos en los cálculos.

a) Molaridad y pH

En 1 L: masa total= $1{,}014 \times 1000 = 1014$ g; masa $HNO_3 = 0{,}0242 \times 1014 \approx 24{,}54$ g.

$$c = \frac{24{,}54/63}{1} \approx 0{,}390 \text{ mol/L}$$

Como HNO_3 es ácido fuerte, $[H^+] = 0{,}390$ M:

$$\text{pH} = -\log(0{,}390) \approx 0{,}41$$

✓ $c \approx$ **0,390 M; pH≈ 0,41**

b) Volumen de $Ba(OH)_2$

mol HNO_3 en 10 mL: $0{,}010 \times 0{,}390 \approx 3{,}90 \times 10^{-3}$ mol. Neutralización: $Ba(OH)_2 + 2\,HNO_3 \longrightarrow Ba(NO_3)_2 + 2\,H_2O$ (relación 1:2):

$$n(Ba(OH)_2) = \frac{3{,}90 \times 10^{-3}}{2} \approx 1{,}95 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$V = \frac{1{,}95 \times 10^{-3}}{0{,}1} \approx 0{,}0195 \text{ L} = 19{,}5 \text{ mL}$$

✓ $V \approx$ **19,5 mL**

⇒ **Error común:** Usar la densidad tal cual aparece en el enunciado (1,014 g·L^{-1}): se obtendría una concentración mil veces menor. Si un dato es físicamente imposible, conviene indicarlo en el examen y razonar con el valor lógico (1,014 g·mL^{-1}).

BLOQUE C · PROBLEMA C4 (2 puntos)

El carbono reacciona con ácido nítrico concentrado produciéndose dióxido de carbono, dióxido de nitrógeno y agua:

$$C + HNO_3 \longrightarrow CO_2 + NO_2 + H_2O$$

a) [1 punto] Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.
b) [1 punto] Calcule el volumen de CO_2, medido a 25 ºC y 1 atm de presión, que se desprenderá cuando reaccione 1 kg de un carbón mineral de riqueza en C del 60 % con exceso de HNO_3.

Datos: $R = 0{,}082$ atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; Masa atómica relativa: C= 12

Resolución

a) Ajuste ion-electrón

Semirreacciones:

$$\text{Oxidación:}\quad C + 2\,H_2O \longrightarrow CO_2 + 4\,H^+ + 4\,e^-$$

$$\text{Reducción } (\times 4):\quad 4\,NO_3^- + 8\,H^+ + 4\,e^- \longrightarrow 4\,NO_2 + 4\,H_2O$$

Sumando y simplificando H^+/H_2O:

$$C + 4\,NO_3^- + 4\,H^+ \longrightarrow CO_2 + 4\,NO_2 + 2\,H_2O$$

Ecuación molecular (el propio HNO_3 aporta H^+ y NO_3^-):

✓ $C + 4\,HNO_3 \longrightarrow CO_2 + 4\,NO_2 + 2\,H_2O$

b) Volumen de CO_2

$$m(C) = 1000 \times 0{,}60 = 600\ \text{g} \;\Rightarrow\; n(C) = \frac{600}{12} = 50\ \text{mol}$$

Por estequiometría 1:1, $n(CO_2) = 50$ mol:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{50 \times 0{,}082 \times 298}{1} \approx 1221{,}8\ \text{L}$$

✓ $V(CO_2) \approx \mathbf{1222\ L}$

⇒ **Error común:** Olvidar que el enunciado da la riqueza del carbón mineral (60 % de C), usando por error la masa total de 1 kg de mineral como si fuera carbono puro.