Química

PAU Andalucía, Ceuta, Melilla y Centros en Marruecos

Junio 2020 · 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) Bromuro de hidrógeno; **b)** Óxido de plomo(IV); **c)** Hidruro de bario; **d)** V_2O_5; **e)** $CaHPO_4$; **f)** H_2SO_3

Resolución

a) Bromuro de hidrógeno

✓ HBr

b) Óxido de plomo(IV)

El plomo presenta valencia +4.

✓ PbO_2

c) Hidruro de bario

✓ BaH_2

d) V_2O_5

El vanadio presenta valencia +5.

✓ **Óxido de vanadio(V)**

e) $CaHPO_4$

Sal ácida del ácido fosfórico (H_3PO_4) que conserva uno de sus hidrógenos.

✓ **Hidrogenofosfato de calcio**

f) H_2SO_3

Oxoácido del azufre con estado de oxidación +4.

✓ **Ácido sulfuroso**

⇒ **Error común:** Confundir hidrogenofosfato ($CaHPO_4$, conserva un H) con dihidrogenofosfato ($Ca(H_2PO_4)_2$, conserva dos H); confundir ácido sulfuroso con sulfúrico.

BLOQUE A · PREGUNTA A2 (1,5 puntos)

Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Permanganato de bario; **b)** Hidróxido de cesio; **c)** Pent-2-ino; **d)** Hg_2SO_4; **e)** $CoBr_2$; **f)** $CH_3CH_2CH_2OCH_3$

Resolución

a) Permanganato de bario

✓ $Ba(MnO_4)_2$

b) Hidróxido de cesio

✓ CsOH

c) Pent-2-ino

Cadena de 5 carbonos con triple enlace entre C2 y C3.

✓ $CH_3-C\equiv C-CH_2-CH_3$

d) Hg_2SO_4

Catión dimérico Hg_2^{2+} (mercurio(I)).

✓ **Sulfato de mercurio(I)**

e) $CoBr_2$

El cobalto presenta valencia +2.

✓ **Bromuro de cobalto(II)**

f) $CH_3CH_2CH_2OCH_3$

Éter asimétrico entre un grupo propilo y un grupo metilo.

✓ **Metil propil éter (1-metoxipropano)**

⇒ **Error común:** Confundir el catión Hg_2^{2+} (mercurio(I), dimérico) con Hg^{2+} simple al formular/nombrar sales de mercurio(I) como Hg_2SO_4.

BLOQUE B · CUESTIÓN B1 (1,5 puntos)

Dado un elemento de número atómico 20:

a) [0,5 puntos] Escriba los números cuánticos para los electrones de su capa de valencia.

b) [0,5 puntos] En base a los números cuánticos, explique cuántos orbitales hay en su subnivel $3p$ y cuántos electrones caben en él.

c) [0,5 puntos] Justifique cuál sería el ion más estable de este elemento.

Resolución

El elemento es el calcio (Ca), con configuración [Ar]$4s^2$.

a) Números cuánticos de la capa de valencia

La capa de valencia es $4s^2$: ambos electrones tienen $n = 4$, $l = 0$, $m = 0$, y difieren en el número cuántico de espín: $s = +\frac{1}{2}$ y $s = -\frac{1}{2}$.

✓ $(4, 0, 0, +\frac{1}{2})$ **y** $(4, 0, 0, -\frac{1}{2})$

b) Orbitales y electrones del subnivel $3p$

Para $l = 1$ (subnivel p), el número cuántico magnético toma los valores $m = -1, 0, +1$: **3 orbitales**. Cada orbital admite 2 electrones (espines opuestos), por lo que el subnivel $3p$ admite como máximo **6 electrones**.

✓ **3 orbitales; máximo 6 electrones**

c) Ion más estable

El Ca pierde sus 2 electrones de valencia ($4s^2$) para alcanzar la configuración electrónica estable del gas noble Ar.

✓ Ca^{2+}

⇒ **Error común:** Olvidar el número cuántico de espín al describir los electrones de la capa de valencia, o confundir el número de orbitales del subnivel p (3) con el número de electrones que admite (6).

BLOQUE B · CUESTIÓN B2 (1,5 puntos)

Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) [0,5 puntos] Para un equilibrio, K_P nunca puede ser más pequeña que K_C.

b) [0,5 puntos] Para aumentar la concentración de NO_2 en el equilibrio: $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2(g)$, $\Delta H = +58{,}2$ kJ/mol, tendremos que calentar el sistema.

c) [0,5 puntos] Un incremento de presión en el siguiente equilibrio: $2\,C(s) + 2\,H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + CH_4(g)$ aumenta la producción de metano gaseoso.

Resolución

a) ¿K_P nunca es menor que K_C?

$K_P = K_C(RT)^{\Delta n}$. Si $\Delta n < 0$ (disminuye el número de moles gaseosos), $(RT)^{\Delta n} < 1$ y por tanto $K_P < K_C$. La afirmación no es válida en general.

✓ **FALSO**

b) ¿Calentar aumenta $[NO_2]$?

La reacción es endotérmica ($\Delta H > 0$). Al aumentar la temperatura, el equilibrio se desplaza hacia el sentido que absorbe calor (hacia la derecha), aumentando la formación de NO_2.

✓ **VERDADERO**

c) ¿Aumenta la presión la producción de CH_4?

Moles de gas: reactivos $2\,H_2O$ (2 mol gas); productos $CO_2 + CH_4$ (2 mol gas). $\Delta n_{gas} = 2 - 2 = 0$: un cambio de presión **no desplaza** este equilibrio.

✓ **FALSO**

⇒ **Error común:** Aplicar la relación $K_P = K_C(RT)^{\Delta n}$ asumiendo siempre $\Delta n > 0$, sin comprobar el signo real de Δn en cada reacción concreta.

BLOQUE B · CUESTIÓN B3 (1,5 puntos)

Para las moléculas NH_3 y $BeCl_2$:

a) [0,5 puntos] Determine razonadamente su geometría molecular mediante TRPEV.
b) [0,5 puntos] Indique la hibridación que presenta el átomo central.
c) [0,5 puntos] Razone si esas moléculas son polares.

Resolución

a) Geometría molecular

NH_3: el N tiene 3 pares enlazantes y 1 par libre ⇒ geometría **piramidal trigonal**. $BeCl_2$: el Be (con octeto incompleto, solo 2 electrones de valencia) forma 2 enlaces sin pares libres ⇒ geometría **lineal**.

✓ **NH_3: piramidal trigonal. $BeCl_2$: lineal.**

b) Hibridación del átomo central

NH_3: 4 pares de electrones alrededor del N (3 enlazantes + 1 libre) ⇒ sp^3. $BeCl_2$: 2 pares de electrones alrededor del Be ⇒ sp.

✓ **NH_3: sp^3. $BeCl_2$: sp.**

c) Polaridad

NH_3: la geometría piramidal (asimétrica, con el par libre) hace que los momentos dipolares de los enlaces N–H no se cancelen ⇒ molécula **polar**. $BeCl_2$: al ser lineal y simétrica, los dos dipolos Be–Cl (de igual módulo y dirección opuesta) se cancelan ⇒ molécula **apolar**.

✓ **NH_3: polar. $BeCl_2$: apolar.**

⇒ **Error común:** Olvidar que el Be en $BeCl_2$ no sigue la regla del octeto (solo 4 electrones de valencia alrededor de él), por lo que no tiene pares libres y su geometría es lineal, no angular.

BLOQUE B · CUESTIÓN B4 (1,5 puntos)

Los números atómicos de varios elementos son $Z(A) = 9$; $Z(B) = 17$; $Z(C) = 19$; $Z(D) = 20$. Justifique en base a su configuración electrónica:

a) [0,5 puntos] Cuál de ellos es un metal alcalino.
b) [0,5 puntos] Cuál es más electronegativo.
c) [0,5 puntos] Cuál es el de menor energía de ionización.

Resolución

Configuraciones: A (F, $Z = 9$): [He]$2s^2 2p^5$. B (Cl, $Z = 17$): [Ne]$3s^2 3p^5$. C (K, $Z = 19$): [Ar]$4s^1$. D (Ca, $Z = 20$): [Ar]$4s^2$.

a) Metal alcalino

Solo C (K) tiene configuración ns^1, característica del grupo 1 (metales alcalinos).

✓ C **(potasio)**

b) Más electronegativo

A (F) es el elemento más electronegativo de toda la tabla periódica.

✓ A **(flúor)**

c) Menor energía de ionización

Los metales alcalinos tienen las menores energías de ionización de la tabla, al ceder fácilmente su único electrón de valencia.

✓ C **(potasio)**

⇒ **Error común:** Comparar electronegatividades sin situar primero cada elemento en la tabla periódica (grupo y periodo), lo que puede llevar a elegir un halógeno menos electronegativo (como el Cl) en lugar del F.

BLOQUE B · CUESTIÓN B5 (1,5 puntos)

De acuerdo con la teoría de Brönsted-Lowry, justificando con las reacciones correspondientes, indique cuáles de las siguientes especies: HSO_4^-, HNO_3, S^{2-}, NH_3, H_2O y H_3O^+

a) [0,5 puntos] Actúan solo como ácido.
b) [0,5 puntos] Actúan solo como base.
c) [0,5 puntos] Actúan como ácido y base.

Resolución

a) Solo ácido

$$HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_3^- \qquad H_3O^+ \longrightarrow H_2O + H^+$$

El HNO_3 (ácido fuerte) solo puede donar protones; el H_3O^+ solo puede donar su protón extra (convirtiéndose en H_2O).

✓ HNO_3 **y** H_3O^+

b) Solo base

$$S^{2-} + H_2O \longrightarrow HS^- + OH^- \qquad NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

En disolución acuosa estas especies solo captan protones; no ceden ninguno.

✓ S^{2-} **y** NH_3

c) Ácido y base (anfóteros)

$$HSO_4^- + H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + H_3O^+ \quad \text{(ácido)} \qquad HSO_4^- + H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + OH^- \quad \text{(base)}$$

$$H_2O + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + OH^- \quad \text{(autoionización: ácido y base a la vez)}$$

✓ HSO_4^- **y** H_2O

⇒ **Error común:** Clasificar el H_2O como «solo base» (por la idea de que siempre acepta protones para formar H_3O^+), olvidando que también puede donar un protón para dar OH^-, comportándose como anfótero.

BLOQUE B · CUESTIÓN B6 (1,5 puntos)

Dado el compuesto $CH_3CHOHCH_2CH_2CH_3$:

a) [0,5 puntos] Justifique si tiene un isómero de cadena.
b) [0,5 puntos] Escriba su reacción de deshidratación.
c) [0,5 puntos] Razone si presenta isomería óptica.

Resolución

El compuesto es el pentan-2-ol, $C_5H_{12}O$.

a) Isómero de cadena

Sí: se puede ramificar el esqueleto carbonado manteniendo la misma fórmula molecular y la misma función (alcohol).

✓ **3-metilbutan-2-ol:** $CH_3{-}CHOH{-}CH(CH_3){-}CH_3$

b) Reacción de deshidratación

Con H_2SO_4 en caliente, se elimina agua. Según la regla de Zaitsev, el producto mayoritario es el alqueno más sustituido:

$$CH_3{-}CHOH{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3 \xrightarrow[\Delta]{H_2SO_4} CH_3{-}CH{=}CH{-}CH_2{-}CH_3 + H_2O$$

✓ **Pent-2-eno (mayoritario)** + H_2O

c) Isomería óptica

El carbono 2 (el que soporta el $-OH$) está unido a 4 sustituyentes distintos: $-OH$, $-CH_3$, $-CH_2CH_2CH_3$ (propilo) y $-H$.

✓ **Sí, presenta isomería óptica (carbono quiral en C2)**

⇒ **Error común:** En la deshidratación, dar como único o principal producto el alqueno menos sustituido (pent-1-eno) en lugar de aplicar la regla de Zaitsev, que favorece el alqueno más sustituido (pent-2-eno).

BLOQUE C · PROBLEMA C1 (2 puntos)

En un recipiente cerrado y vacío de 5 L de capacidad, a 727 ºC, se introducen 1 mol de selenio y 1 mol de dihidrógeno, alcanzándose el equilibrio siguiente: $Se(g) + H_2(g) \rightleftharpoons H_2Se(g)$.

Cuando se alcanza el equilibrio se observa que la presión en el interior del recipiente es de 18,1 atm. Calcule:

a) [1 punto] Las concentraciones de cada una de las especies en el equilibrio.

b) [1 punto] El valor de K_P y de K_C.

Dato: $R = 0{,}082$ atm·L·mol^{-1}·K^{-1}.

Resolución

$T = 727 + 273 = 1000$ K. Sea x los moles de H_2Se formados: $n(Se) = n(H_2) = 1 - x$; $n(H_2Se) = x$; $n_{total} = (1-x) + (1-x) + x = 2 - x$.

$$P_{total} = \frac{n_{total} RT}{V} \Rightarrow 18{,}1 = \frac{(2-x) \times 0{,}082 \times 1000}{5} \Rightarrow x \approx 0{,}896 \text{ mol}$$

a) Concentraciones en el equilibrio

$n(Se) = n(H_2) = 1 - 0{,}896 \approx 0{,}104$ mol; $n(H_2Se) \approx 0{,}896$ mol.

$$[Se] = [H_2] = \frac{0{,}104}{5} \approx 0{,}0207 \text{ M}, \qquad [H_2Se] = \frac{0{,}896}{5} \approx 0{,}1793 \text{ M}$$

✓ $[Se] = [H_2] \approx \mathbf{0{,}0207}$ **M;** $[H_2Se] \approx \mathbf{0{,}1793}$ **M**

b) Valores de K_C y K_P

$$K_C = \frac{[H_2Se]}{[Se][H_2]} = \frac{0{,}1793}{(0{,}0207)^2} \approx 417$$

Con $\Delta n = 1 - 2 = -1$:

$$K_P = K_C(RT)^{-1} = \frac{417}{0{,}082 \times 1000} \approx 5{,}09$$

(Comprobación con presiones parciales: $P(Se) = P(H_2) \approx 1{,}70$ atm, $P(H_2Se) \approx 14{,}70$ atm; suma $\approx 18{,}1$ atm ✓; $K_P = 14{,}70/1{,}70^2 \approx 5{,}09$ ✓)

✓ $K_C \approx$ **417;** $K_P \approx$ **5,09**

⇒ **Error común:** Olvidar que n_{total} en el equilibrio es $2 - x$ (y no simplemente 2 o 1), calculando mal la presión total y, por tanto, el valor de x.

BLOQUE C · PROBLEMA C2 (2 puntos)

a) [1 punto] Calcule la solubilidad del fluoruro de calcio, CaF_2, en agua pura.
b) [1 punto] Calcule la solubilidad del fluoruro de calcio, CaF_2, en una disolución de fluoruro de sodio, NaF, 0,2 M.
Dato: $K_S(CaF_2) = 3{,}5 \times 10^{-11}$

Resolución

a) Solubilidad en agua pura

Equilibrio: $CaF_2(s) \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2\,F^-$, con $[Ca^{2+}] = s$ y $[F^-] = 2s$:

$$K_S = s(2s)^2 = 4s^3 \;\Rightarrow\; s = \left(\frac{3{,}5 \times 10^{-11}}{4}\right)^{1/3} \approx 2{,}06 \times 10^{-4}\ \text{mol/L}$$

✓ $s \approx \mathbf{2{,}06 \times 10^{-4}\ mol/L}$

b) Solubilidad en NaF 0,2 M (efecto del ion común)

Con NaF 0,2 M, $[F^-] \approx 0{,}2$ M (la aportación del CaF_2 es despreciable):

$$K_S = s'(0{,}2)^2 \;\Rightarrow\; s' = \frac{3{,}5 \times 10^{-11}}{0{,}04} \approx 8{,}75 \times 10^{-10}\ \text{mol/L}$$

✓ $s' \approx \mathbf{8{,}75 \times 10^{-10}\ mol/L}$

⇒ **Error común:** Usar $K_S = 4s'^3$ (fórmula sin ion común) en lugar de $K_S = s'(0{,}2)^2$, olvidando que la $[F^-]$ ahora viene fijada por el NaF y no depende de s'.

BLOQUE C · PROBLEMA C3 (2 puntos)

Se quiere preparar 500 mL de disolución acuosa de amoniaco (NH_3) 0,1 M a partir de amoniaco comercial de 25 % de riqueza y una densidad de 0,9 g/mL.

a) [1 punto] Determine el volumen de amoniaco comercial necesario para preparar dicha disolución.

b) [1 punto] Calcule el pH de la disolución de 500 mL de amoniaco 0,1 M y el grado de disociación.

Datos: $K_b(NH_3) = 1{,}8 \times 10^{-5}$; Masas atómicas relativas: H= 1; N= 14.

Resolución

a) Volumen de amoniaco comercial

mol NH_3 necesarios= $0{,}1 \times 0{,}5 = 0{,}05$ mol. $M(NH_3) = 14 + 3 = 17$ g/mol:

$$m(NH_3)_{puro} = 0{,}05 \times 17 = 0{,}85 \text{ g} \Rightarrow m_{\text{disolución}} = \frac{0{,}85}{0{,}25} = 3{,}4 \text{ g}$$

$$V = \frac{3{,}4}{0{,}9} \approx 3{,}78 \text{ mL}$$

✓ $V \approx \mathbf{3{,}78\ mL}$

b) pH y grado de disociación

$$K_b = \frac{x^2}{0{,}1 - x} \approx \frac{x^2}{0{,}1} = 1{,}8 \times 10^{-5} \Rightarrow x = [OH^-] \approx 1{,}34 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log(1{,}34 \times 10^{-3}) \approx 2{,}87 \Rightarrow \text{pH} \approx 11{,}13$$

$$\alpha = \frac{x}{0{,}1} = \frac{1{,}34 \times 10^{-3}}{0{,}1} \approx 0{,}0134 \ (1{,}34\ \%)$$

✓ **pH≈ 11,13;** $\alpha \approx$ **1,34 %**

⇒ **Error común:** Olvidar diluir el amoniaco comercial correctamente (confundir riqueza en masa con molaridad directa), o usar la concentración del amoniaco comercial en lugar de la disolución final 0,1 M al calcular el pH.

BLOQUE C · PROBLEMA C4 (2 puntos)

El dicloro es un gas muy utilizado en la industria química, por ejemplo como blanqueador de papel o para fabricar productos de limpieza. Se puede obtener según la reacción:

$$MnO_2 + HCl \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$$

a) [1 punto] Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.
b) [1 punto] Calcule el volumen de una disolución de ácido clorhídrico 5 M y la masa de óxido de manganeso(IV) que se necesitan para obtener 42,6 g de dicloro gaseoso.

Datos: Masas atómicas relativas: O= 16; Cl= 35,5; Mn= 55.

Resolución

a) Ajuste ion-electrón

Semirreacciones:

$$\text{Reducción:}\quad MnO_2 + 4\,H^+ + 2\,e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 2\,H_2O \qquad (\text{Mn: } +4 \to +2)$$

$$\text{Oxidación:}\quad 2\,Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2\,e^- \qquad (\text{Cl: } -1 \to 0)$$

Ambas semirreacciones intercambian 2 electrones, se suman directamente:

$$MnO_2 + 4\,H^+ + 2\,Cl^- \longrightarrow Mn^{2+} + Cl_2 + 2\,H_2O$$

Ecuación molecular:

✓ $MnO_2 + 4\,HCl \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2\,H_2O$

b) Volumen de HCl y masa de MnO_2

$M(Cl_2) = 2(35{,}5) = 71$ g/mol $\Rightarrow$ $n(Cl_2) = 42{,}6/71 = 0{,}6$ mol. De la ecuación, $1\,MnO_2 : 4\,HCl : 1\,Cl_2$:

$$n(HCl) = 4 \times 0{,}6 = 2{,}4 \text{ mol} \;\Rightarrow\; V = \frac{2{,}4}{5} = 0{,}48 \text{ L} = 480 \text{ mL}$$

$$n(MnO_2) = 0{,}6 \text{ mol}; \qquad M(MnO_2) = 55 + 2(16) = 87 \text{ g/mol}$$

$$m(MnO_2) = 0{,}6 \times 87 = 52{,}2 \text{ g}$$

✓ $V(\text{HCl 5M}) = \mathbf{480\ mL}$; $m(MnO_2) = \mathbf{52{,}2\ g}$

⇒ **Error común:** Usar la relación $1\,MnO_2 : 2\,HCl$ (solo el HCl oxidado a Cl_2) en lugar de la relación completa $1\,MnO_2 : 4\,HCl$ de la ecuación molecular ajustada, que incluye también el HCl que aporta los iones H^+.