Química

PAU Andalucía, Ceuta, Melilla y Centros en Marruecos

Junio 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 manganeso(VII); **b)** Dicromato de potasio; **c)** Hexa-1,4-dieno; **d)** $Cd(OH)_2$; **e)** H_3AsO_4; **f)** $CH_2OH-CHOH-CH_2-CH_2OH$

Resolución

a) Óxido de manganeso(VII)

El manganeso presenta valencia +7 frente al oxígeno (−2).

✓ Mn_2O_7

b) Dicromato de potasio

K^+ con el anión dicromato $Cr_2O_7^{2-}$.

✓ $K_2Cr_2O_7$

c) Hexa-1,4-dieno

Cadena de 6 carbonos con dobles enlaces entre C1–C2 y C4–C5.

✓ $CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH{=}CH{-}CH_3$

d) $Cd(OH)_2$

El cadmio presenta siempre valencia +2, por lo que no se indica número romano.

✓ **Hidróxido de cadmio**

e) H_3AsO_4

Oxoácido del arsénico con estado de oxidación +5, análogo al ácido fosfórico.

✓ **Ácido arsénico**

f) $CH_2OH-CHOH-CH_2-CH_2OH$

Cadena de 4 carbonos con grupos −OH en las posiciones 1, 2 y 4.

✓ **Butano-1,2,4-triol**

⇒ **Error común:** Añadir un número romano al hidróxido de cadmio, cuando el Cd solo presenta una valencia habitual (+2) y por tanto no se indica.

BLOQUE A · PREGUNTA A2 (1,5 puntos)

Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Selenuro de plata; **b)** Ácido clórico; **c)** 1,3,5-Trimetilbenceno; **d)** Li_2O_2; **e)** $NaHSO_3$; **f)** $CH_3-O-CH_2-CH_2-CH_3$

Resolución

a) Selenuro de plata

Ag^+ con Se^{2-}: se necesitan 2 Ag por cada Se.

✓ Ag_2Se

b) Ácido clórico

Oxoácido del cloro con estado de oxidación +5.

✓ $HClO_3$

c) 1,3,5-Trimetilbenceno

Anillo bencénico con tres metilos en posiciones alternas (mesitileno).

✓ $C_6H_3(CH_3)_3$

d) Li_2O_2

Li^+ con el anión peróxido O_2^{2-} completo (no un óxido simple).

✓ **Peróxido de litio**

e) $NaHSO_3$

Sal ácida del ácido sulfuroso.

✓ **Hidrogenosulfito de sodio (bisulfito de sodio)**

f) $CH_3-O-CH_2-CH_2-CH_3$

Éter entre un grupo metilo y un grupo propilo.

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

⇒ **Error común:** Confundir Li_2O_2 (peróxido, con el grupo O_2^{2-}) con Li_2O (óxido simple de litio).

BLOQUE B · CUESTIÓN B1 (1,5 puntos)

a) [0,5 puntos] Razone a qué grupo del Sistema Periódico pertenecen los elementos cuyo ion más estable es aquel que resulta de la pérdida de un electrón.

b) [0,5 puntos] Indique un conjunto de números cuánticos para un electrón que se encuentra en un orbital 5d.

c) [0,5 puntos] Ordene en orden creciente de energía los orbitales para los siguientes grupos de números cuánticos: $(4, 0, 0, +\frac{1}{2})$; $(3, 2, 1, -\frac{1}{2})$; $(2, 1, 0, +\frac{1}{2})$; $(4, 1, 0, +\frac{1}{2})$.

Resolución

a) Grupo de los elementos que pierden 1 electrón

Los elementos cuyo ion más estable resulta de perder un único electrón son los que tienen un solo electrón de valencia (ns^1), alcanzando así la configuración del gas noble anterior.

✓ **Grupo 1 (metales alcalinos)**

b) Números cuánticos de un electrón 5d

Un orbital $5d$ tiene $n = 5$, $l = 2$; m_l puede valer $-2, -1, 0, 1, 2$; $m_s = \pm\frac{1}{2}$.

✓ **Ejemplo válido:** $(5, 2, 0, +\frac{1}{2})$

c) Orden creciente de energía

Aplicando la regla de Madelung ($n+l$, y a igual $n+l$ gana el menor n): $(4, 0, 0, +\frac{1}{2}) \rightarrow 4s$ $(n + l = 4)$; $(3, 2, 1, -\frac{1}{2}) \rightarrow 3d$ $(n + l = 5)$; $(2, 1, 0, +\frac{1}{2}) \rightarrow 2p$ $(n + l = 3)$; $(4, 1, 0, +\frac{1}{2}) \rightarrow 4p$ $(n + l = 5,\ n = 4)$.

✓ **Orden creciente: 2p < 4s < 3d < 4p**

⇒ **Error común:** Ordenar los orbitales solo por el número cuántico principal n, lo que llevaría a colocar el 3d antes que el 4s. Con la regla de Madelung $(n + l)$, el 4s $(n + l = 4)$ tiene menor energía que el 3d $(n + l = 5)$.

BLOQUE B · CUESTIÓN B2 (1,5 puntos)

Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) [0,5 puntos] Los elementos del grupo 17 (halógenos) tienen tendencia a ganar dos o más electrones.

b) [0,5 puntos] El ion Ca^{2+} tiene la configuración electrónica de un gas noble.

c) [0,5 puntos] El radio del ion Br^- es mayor que el del átomo de Br.

Resolución

a) ¿Ganan dos o más electrones los halógenos?

Los halógenos necesitan ganar solo **1** electrón para completar su octeto y alcanzar la configuración del gas noble siguiente.

✓ **Falso.**

b) ¿Configuración de gas noble en Ca^{2+}?

Ca ($Z = 20$): $[Ar]4s^2$. Al perder sus 2 electrones de valencia, Ca^{2+} queda con la configuración [Ar], idéntica a la del argón (gas noble).

✓ **Verdadero.**

c) ¿Radio de Br^- mayor que el del átomo?

Al ganar un electrón, aumenta la repulsión electrónica y disminuye la carga nuclear efectiva por electrón, expandiendo la nube electrónica.

✓ **Verdadero.**

⇒ **Error común:** Pensar que los halógenos, por ser muy reactivos, ganan varios electrones; en realidad solo necesitan 1 para completar el octeto.

BLOQUE B · CUESTIÓN B3 (1,5 puntos)

Para las moléculas OF_2 y BF_3:

a) [0,5 puntos] Justifique la geometría molecular que presentan según la TRPECV.
b) [0,5 puntos] Indique la hibridación del átomo central de cada molécula.
c) [0,5 puntos] Razone si son polares o apolares.

Resolución

El O de OF_2 tiene 2 enlaces y 2 pares solitarios (4 dominios de electrones). El B de BF_3 tiene 3 enlaces y ningún par solitario (3 dominios).

a) Geometría molecular

✓ **OF_2: geometría angular (como el agua, por los 2 pares solitarios). BF_3: geometría plana trigonal.**

b) Hibridación del átomo central

✓ **O en OF_2: sp^3. B en BF_3: sp^2.**

c) Polaridad

OF_2 (angular, asimétrica) tiene momento dipolar neto → **polar**. BF_3 (plana trigonal, simétrica) tiene los momentos dipolares cancelados → **apolar**.

✓ **OF_2: polar. BF_3: apolar.**

⇒ **Error común:** Olvidar contar los pares solitarios del átomo central al aplicar la TRPECV, confundiendo la geometría de los dominios electrónicos con la geometría molecular real.

BLOQUE B · CUESTIÓN B4 (1,5 puntos)

La metilamina, CH_3NH_2, es una base débil de acuerdo con la teoría de Brönsted-Lowry.

a) [0,5 puntos] Escriba su equilibrio de disociación acuosa.

b) [0,5 puntos] Escriba la expresión de su constante de basicidad K_b.

c) [0,5 puntos] ¿Podría una disolución acuosa de metilamina tener un valor de pH= 5? Razone la respuesta.

Resolución

a) Equilibrio de disociación

$$CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$$

✓ $CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$

b) Expresión de K_b

$$K_b = \frac{[CH_3NH_3^+][OH^-]}{[CH_3NH_2]}$$

✓ $K_b = \dfrac{[CH_3NH_3^+][OH^-]}{[CH_3NH_2]}$

c) ¿Es posible pH= 5?

Al ser una base, la metilamina genera iones OH^- en disolución acuosa, dando siempre un medio **básico** (pH> 7), sea cual sea su concentración.

✓ **No, no es posible: un pH=5 (ácido) es incompatible con una disolución de una base.**

⇒ **Error común:** No caer en que una disolución acuosa de una base nunca puede tener pH< 7, independientemente de lo débil que sea o de su concentración.

BLOQUE B · CUESTIÓN B5 (1,5 puntos)

Dados los siguientes potenciales de reducción: $E\check{r}(H^+/H_2) = 0$ V; $E\check{r}(Cu^{2+}/Cu) = 0{,}34$ V; $E\check{r}(Pb^{2+}/Pb) = -0{,}13$ V y $E\check{r}(Zn^{2+}/Zn) = -0{,}76$ V.

a) [0,5 puntos] Explique, escribiendo las reacciones correspondientes, qué metal o metales producen desprendimiento de hidrógeno al ser tratados con un ácido.

b) [0,5 puntos] Escriba las reacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo de la pila formada por los electrodos de Zn y Pb.

c) [0,5 puntos] Escriba la notación de la pila formada por los electrodos del apartado b) y calcule su potencial.

Resolución

a) ¿Qué metales desprenden H_2 con un ácido?

Un metal desprende H_2 con un ácido si su $E\check{r}$ es **menor** que 0 V (se oxida con mayor facilidad que el hidrógeno). Esto ocurre con Zn ($-0{,}76$ V) y Pb ($-0{,}13$ V); no con Cu ($+0{,}34$ V> 0).

$$Zn + 2\,H^+ \longrightarrow Zn^{2+} + H_2 \qquad Pb + 2\,H^+ \longrightarrow Pb^{2+} + H_2$$

✓ **Zn y Pb desprenden H_2; el Cu no reacciona.**

b) Reacciones de ánodo y cátodo (pila Zn-Pb)

El Zn, con potencial más negativo, se oxida (ánodo); el Pb se reduce (cátodo):

$$\text{Ánodo (oxidación):} \quad Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-$$

$$\text{Cátodo (reducción):} \quad Pb^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Pb$$

✓ **Ánodo:** $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-$ **Cátodo:** $Pb^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Pb$

c) Notación y potencial de la pila

$$Zn(s)|Zn^{2+}(aq)||Pb^{2+}(aq)|Pb(s)$$

$$E\check{r}_{pila} = E\check{r}_{cátodo} - E\check{r}_{ánodo} = -0{,}13 - (-0{,}76) = 0{,}63 \text{ V}$$

✓ $Zn(s)|Zn^{2+}(aq)||Pb^{2+}(aq)|Pb(s)$; $E\check{r}_{pila} \approx$ **0,63 V**

⇒ **Error común:** Invertir cátodo y ánodo: el electrodo con menor (más negativo) potencial de reducción es siempre el que se oxida (ánodo), nunca al revés.

BLOQUE B · CUESTIÓN B6 (1,5 puntos)

a) [0,5 puntos] Formule un hidrocarburo cíclico isómero de $CH_3CH{=}CHCH_3$.
b) [0,5 puntos] Escriba la estructura de dos hidrocarburos aromáticos isómeros de fórmula molecular C_8H_{10}.
c) [0,5 puntos] Escriba la fórmula de un alcohol isómero de $CH_3CH_2OCH_3$.

Resolución

a) Hidrocarburo cíclico isómero del 2-buteno

El 2-buteno ($CH_3CH{=}CHCH_3$) tiene fórmula C_4H_8. Un ciclano con la misma fórmula:

✓ **Ciclobutano** (C_4H_8)

b) Aromáticos isómeros de C_8H_{10}

✓ **Etilbenceno** ($C_6H_5{-}CH_2CH_3$) **y o-xileno / dimetilbenceno** ($C_6H_4(CH_3)_2$)

c) Alcohol isómero del éter metil etílico

$CH_3CH_2OCH_3$ tiene fórmula C_3H_8O. Un alcohol con la misma fórmula:

✓ **Propan-1-ol** ($CH_3CH_2CH_2OH$), C_3H_8O

⇒ **Error común:** Pensar que un éter y un alcohol isómeros deben tener estructuras parecidas; solo necesitan compartir la misma fórmula molecular (isomería de función).

BLOQUE C · PROBLEMA C1 (2 puntos)

Dado el siguiente equilibrio:

$$2\,SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,SO_3(g)$$

Se introducen 128 g de SO_2 y 64 g de O_2 en un recipiente cerrado de 2 L. Se calienta la mezcla y cuando se ha alcanzado el equilibrio, a 830 ºC, ha reaccionado el 80 % del SO_2 inicial. Calcule:

a) [1 punto] La composición en moles de la mezcla en el equilibrio y el valor de K_C.
b) [1 punto] La presión total de la mezcla en el equilibrio y el valor de K_P.
Datos: Masas atómicas relativas: S= 32; O= 16; $R = 0{,}082$ atm·L·mol^{-1}·K^{-1}

Resolución

$T = 830 + 273 = 1103$ K. $M(SO_2) = 64$ g/mol $\Rightarrow n_0 = 128/64 = 2$ mol. $M(O_2) = 32$ g/mol $\Rightarrow n_0 = 64/32 = 2$ mol.

SO_2 reaccionado: $0{,}80 \times 2 = 1{,}6$ mol. Por estequiometría (2:1:2): O_2 reaccionado= 0,8 mol; SO_3 formado= 1,6 mol.

a) Composición en el equilibrio y K_C

$$n(SO_2) = 2 - 1{,}6 = 0{,}4 \qquad n(O_2) = 2 - 0{,}8 = 1{,}2 \qquad n(SO_3) = 1{,}6 \text{ mol}$$

Concentraciones ($\div 2$ L): $[SO_2] = 0{,}2$; $[O_2] = 0{,}6$; $[SO_3] = 0{,}8$ M.

$$K_C = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]} = \frac{0{,}8^2}{0{,}2^2 \times 0{,}6} = \frac{0{,}64}{0{,}024} \approx 26{,}7$$

✓ $n(SO_2) = \mathbf{0{,}4}$; $n(O_2) = \mathbf{1{,}2}$; $n(SO_3) = \mathbf{1{,}6}$ **mol**; $K_C \approx \mathbf{26{,}7}$

b) Presión total y K_P

$$n_{total} = 0{,}4 + 1{,}2 + 1{,}6 = 3{,}2 \text{ mol}$$

$$P_{total} = \frac{n_{total} RT}{V} = \frac{3{,}2 \times 0{,}082 \times 1103}{2} \approx 144{,}7 \text{ atm}$$

$$K_P = K_C(RT)^{\Delta n} = 26{,}7 \times (90{,}446)^{-1} \approx 0{,}295 \qquad (\Delta n = 2 - 3 = -1)$$

✓ $P_{total} \approx \mathbf{144{,}7}$ **atm**; $K_P \approx \mathbf{0{,}295}$

⇒ **Error común:** Olvidar el signo negativo de Δn cuando el número de moles gaseosos disminuye en la reacción directa (aquí, de 3 mol de gas a 2 mol).

BLOQUE C · PROBLEMA C2 (2 puntos)

A 25 ºC, la constante del producto de solubilidad del $PbSO_4$ es $K_S = 1{,}6 \times 10^{-8}$. Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule:

a) [1 punto] La solubilidad del $PbSO_4$ en agua a 25 ºC, expresada en mg·L^{-1}.

b) [1 punto] La masa de $PbSO_4$ que se podrá disolver como máximo en 2 L de una disolución acuosa de Na_2SO_4 0,01 M a 25 ºC.

Datos: Masas atómicas relativas: Pb= 207,2; S= 32; O= 16

Resolución

Equilibrio: $PbSO_4(s) \rightleftharpoons Pb^{2+} + {SO_4}^{2-}$. $M(PbSO_4) = 207{,}2 + 32 + 64 = 303{,}2$ g/mol.

a) Solubilidad en agua

$s = [Pb^{2+}] = [{SO_4}^{2-}]$, por lo que $K_S = s^2$:

$$s = \sqrt{1{,}6 \times 10^{-8}} \approx 1{,}265 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$s\,(\text{mg/L}) = 1{,}265 \times 10^{-4} \times 303{,}2 \times 1000 \approx 38{,}4 \text{ mg/L}$$

✓ $s \approx \mathbf{38{,}4\ mg/L}$

b) Masa disuelta con ion común

Con Na_2SO_4 0,01 M, $[{SO_4}^{2-}] \approx 0{,}01$ M:

$$s' = \frac{K_S}{0{,}01} = \frac{1{,}6 \times 10^{-8}}{0{,}01} = 1{,}6 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$m = s' \times V \times M = 1{,}6 \times 10^{-6} \times 2 \times 303{,}2 \approx 9{,}70 \times 10^{-4} \text{ g}$$

✓ $m \approx \mathbf{9{,}70 \times 10^{-4}\ g\ (\approx 0{,}970\ mg)}$

⇒ **Error común:** Usar $K_S = 4s'^3$ (fórmula para un $M(OH)_2$) en lugar de $K_S = s'^2$ o $K_S = s' \times [{SO_4}^{2-}]$, que corresponde a la estequiometría 1:1 real del $PbSO_4$.

BLOQUE C · PROBLEMA C3 (2 puntos)

Una disolución acuosa de ácido hipocloroso (HClO) tiene un valor de pH= 5,5. Basándose en la reacción que tiene lugar, calcule:

a) [1 punto] La concentración inicial del ácido hipocloroso.
b) [1 punto] El pH de la disolución si se diluye a la mitad.

Dato: $K_a(\mathrm{HClO}) = 3{,}2 \times 10^{-8}$

Resolución

$[\mathrm{H^+}] = 10^{-5{,}5} \approx 3{,}162 \times 10^{-6}$ M.

a) Concentración inicial

$$K_a = \frac{[\mathrm{H^+}]^2}{c - [\mathrm{H^+}]} \Rightarrow c = \frac{[\mathrm{H^+}]^2}{K_a} + [\mathrm{H^+}] = \frac{(3{,}162 \times 10^{-6})^2}{3{,}2 \times 10^{-8}} + 3{,}162 \times 10^{-6} \approx 3{,}16 \times 10^{-4}\ \mathrm{M}$$

✓ $c \approx \mathbf{3{,}16 \times 10^{-4}\ M}$

b) pH tras diluir a la mitad

$c' = 1{,}58 \times 10^{-4}$ M.

$$[\mathrm{H^+}] \approx \sqrt{K_a \times c'} = \sqrt{3{,}2 \times 10^{-8} \times 1{,}58 \times 10^{-4}} \approx 2{,}25 \times 10^{-6}\ \mathrm{M}$$

$$\mathrm{pH} = -\log(2{,}25 \times 10^{-6}) \approx 5{,}65$$

✓ **pH≈ 5,65**

⇒ **Error común:** Calcular c despreciando $[\mathrm{H^+}]$ en el denominador ($K_a \approx [\mathrm{H^+}]^2/c$) sin comprobar si la aproximación es válida, lo que puede introducir un error apreciable cuando $[\mathrm{H^+}]$ no es del todo despreciable frente a c.

BLOQUE C · PROBLEMA C4 (2 puntos)

En una celda electrolítica que contiene $CuCl_2$ fundido se hace pasar una cierta cantidad de corriente durante 2 horas, observándose que se deposita cobre metálico y se desprende dicloro. Basándose en las semirreacciones correspondientes:

a) [1 punto] Determine la intensidad de corriente necesaria para depositar 15,9 g de Cu.

b) [1 punto] Calcule el volumen de Cl_2 obtenido a 25 °C y 1 atm.

Datos: Masa atómica relativa: Cu= 63,5; $F = 96500\ \text{C·mol}^{-1}$; $R = 0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1}$

Resolución

Semirreacciones: $Cu^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Cu$ (cátodo); $2\,Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2\,e^-$ (ánodo).

a) Intensidad de corriente

$$n(\text{Cu}) = \frac{15{,}9}{63{,}5} \approx 0{,}2504\ \text{mol} \Rightarrow n(e^-) = 2 \times 0{,}2504 = 0{,}5008\ \text{mol}$$

$$Q = n(e^-) \times F = 0{,}5008 \times 96500 \approx 48\,326\ \text{C}$$

$$I = \frac{Q}{t} = \frac{48\,326}{2 \times 3600} = \frac{48\,326}{7200} \approx 6{,}71\ \text{A}$$

✓ $I \approx \mathbf{6{,}71\ A}$

b) Volumen de Cl_2

Por cada 2 mol de e^- se produce 1 mol de Cl_2, igual que para el Cu:

$$n(\text{Cl}_2) = n(\text{Cu}) \approx 0{,}2504\ \text{mol}$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0{,}2504 \times 0{,}082 \times 298}{1} \approx 6{,}12\ \text{L}$$

✓ $V(Cl_2) \approx \mathbf{6{,}12\ L}$

⇒ **Error común:** Olvidar que tanto la reducción del Cu^{2+} como la oxidación del Cl^- requieren 2 electrones por cada mol de producto, por lo que $n(Cl_2) = n(Cu)$ en esta electrólisis.