

Indicaciones de resolución

Se resuelven todos los apartados del modelo para que la solución sirva como material de estudio. En los ejercicios numéricos se muestran las reacciones, las expresiones de las constantes, las unidades y la sustitución de los datos.

A1. Formulación y nomenclatura

a) Óxido de manganeso (VII)

El manganeso presenta estado de oxidación (+7) y el oxígeno (-2). Para neutralizar las cargas se necesitan dos átomos de Mn y siete de O:



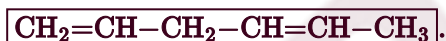
b) Dicromato de potasio

El anión dicromato es $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ y el catión potasio es K^+ . Por tanto,



c) Hexa-1,4-dieno

La cadena de seis carbonos tiene dobles enlaces entre los carbonos 1-2 y 4-5:



d) $\text{Cd}(\text{OH})_2$

Cada ion hidróxido aporta carga (-1), así que el cadmio presenta estado de oxidación (+2). El compuesto se llama

hidróxido de cadmio.

e) H_3AsO_4

El arsénico tiene estado de oxidación (+5). El compuesto se nombra

ácido arsénico (V), o ácido ortoarsénico.

f) $\text{CH}_2\text{OHCHOHCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$

La cadena principal tiene cuatro carbonos y grupos hidroxilo en las posiciones 1, 2 y 4:

butano-1,2,4-triol.

A2. Formulación y nomenclatura

a) Seleniuro de plata

La plata forma habitualmente el catión Ag^+ y el seleniuro es Se^{2-} . La fórmula es



b) Ácido clórico

El anión clorato es ClO_3^- , por lo que el ácido correspondiente es



c) 1,3,5-trimetilbenceno

El anillo bencénico lleva grupos metilo en las posiciones 1, 3 y 5:



También se conoce como mesitileno.

d) Li_2O_2

El anión O_2^{2-} es el peróxido. Por tanto,

peróxido de litio.

e) NaHSO_3

El anión HSO_3^- es el hidrogenosulfito. El nombre es

hidrogenosulfito de sodio, o bisulfito de sodio.

f) $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

Es un éter con un grupo metoxi unido a una cadena de propano:

1-metoxipropano.

B1. Estructura electrónica

a) Grupo de los elementos que pierden un electrón

Los elementos cuyo ion más estable se forma al perder un electrón tienen configuración externa $n s^1$. Al perder ese electrón alcanzan la configuración estable del gas noble anterior. Corresponden al

grupo 1, los metales alcalinos.

b) Números cuánticos para un electrón 5d

Para un orbital 5d,

$$n = 5, \ell = 2, m_\ell \in \{-2, -1, 0, 1, 2\}, m_s = \pm \frac{1}{2}.$$

Un conjunto posible es

$$(n, \ell, m_\ell, m_s) = \left(5, 2, 0, +\frac{1}{2}\right).$$

c) Orden creciente de energía

Los cuatro conjuntos corresponden a

$$(4, 0, 0, \frac{1}{2}) \rightarrow 4s, (3, 2, 1, -\frac{1}{2}) \rightarrow 3d, (2, 1, 0, \frac{1}{2}) \rightarrow 2p, (4, 1, 0, \frac{1}{2}) \rightarrow 4p.$$

Aplicamos la regla de $n + \ell$. Si dos orbitales tienen el mismo valor, es menos energético el de menor (n):

$$2p : n + \ell = 3, 4s : n + \ell = 4, 3d, 4p : n + \ell = 5.$$

Entre 3d y 4p, tiene menor energía 3d porque $n = 3$ es menor que $n = 4$. Por tanto,

$$2p < 4s < 3d < 4p.$$

B2. Verdadero o falso

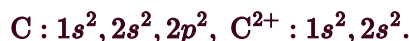
a) Los halógenos ganan dos o más electrones

Falsa. Los halógenos tienen siete electrones de valencia y tienden a ganar un solo electrón para completar el octeto:



b) C^{2+} tiene configuración de gas noble

Falsa. El carbono tiene $Z = 6$, de modo que el ion C^{2+} tiene cuatro electrones:



No coincide con la configuración de un gas noble. El carbono tendría que ganar cuatro electrones para alcanzar la configuración del neón, o perder cuatro para quedar con la del helio, procesos que no corresponden al ion C^{2+} indicado.

c) Radio de Br^- frente a Br

Verdadera. El ion bromuro tiene un electrón más que el átomo neutro. Aumenta la repulsión electrónica y disminuye la atracción nuclear efectiva por electrón, por lo que la nube electrónica se expande:

$$r(\text{Br}^-) > r(\text{Br}).$$

B3. Geometría de OF₂ y BF₃

OF₂

El oxígeno central aporta seis electrones de valencia. Forma dos enlaces O-F y conserva dos pares libres. Hay cuatro regiones electrónicas alrededor del oxígeno; según la TRPECV, la disposición electrónica es tetraédrica y la geometría molecular es angular:

geometría angular, con hibridación sp^3 .

El ángulo F-O-F es menor que el tetraédrico ideal porque los pares libres repelen más intensamente que los pares enlazantes. La molécula es polar: los enlaces O-F son polares y, al ser angular la molécula, sus dipolos no se compensan.

BF₃

El boro central forma tres enlaces B-F y no tiene pares libres. Hay tres regiones electrónicas, que se disponen en un plano formando **120°**:

geometría trigonal plana, con hibridación sp^2 .

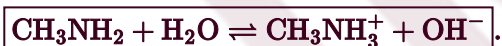
Cada enlace B-F es polar, pero la simetría trigonal plana hace que la suma vectorial de los tres dipolos sea cero. Por tanto,

BF₃ es apolar.

B4. Metilamina

La metilamina actúa como base de Brønsted-Lowry porque acepta un protón del agua.

a) Equilibrio de disociación básica



b) Constante de basicidad

El agua líquida no aparece en la expresión de equilibrio:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}.$$

c) Posibilidad de pH igual a 5

No. La reacción de la metilamina produce iones hidróxido, por lo que una disolución de la base en agua debe ser básica. A **25 °C**, si el pH fuera 5,

$$\text{pOH} = 14 - 5 = 9, [\text{OH}^-] = 10^{-9} \text{ M},$$

que es menor que la concentración de **OH⁻** del agua neutra, **10⁻⁷ M**. Esto corresponde a una disolución ácida, no a una disolución de metilamina.

Una disolución acuosa de metilamina no puede tener pH 5.

B5. Pilas y potenciales de reducción

a) Metales que desprenden hidrógeno con un ácido

Un metal desplaza al hidrógeno de un ácido en condiciones estándar si su potencial estándar de reducción es menor que el de **H⁺/H₂**, que vale **0 V**. Por tanto, reaccionan el plomo y el cinc:



El cobre no desprende hidrógeno con un ácido no oxidante porque

$$E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V} > 0.$$

b) Reacciones de la pila Zn/Pb

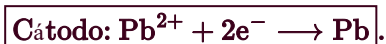
El potencial estándar del cinc es

$$E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$$

Como este valor es menor que el potencial del hidrógeno, el cinc se oxida en el ánodo:



El plomo(II) se reduce en el cátodo:



c) Notación y potencial de la pila

La notación se escribe colocando a la izquierda el ánodo y a la derecha el cátodo:



El potencial estándar de la pila es

$$E_{\text{pila}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ} = (-0,13) - (-0,76) = 0,63 \text{ V.}$$

$$\boxed{E_{\text{pila}}^{\circ} = 0,63 \text{ V.}}$$

B6. Isomería

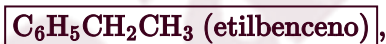
a) Hidrocarburo cíclico isómero de but-2-eno

El but-2-eno tiene fórmula molecular C_4H_8 . Un hidrocarburo cíclico con la misma fórmula es el ciclobutano:



b) Dos hidrocarburos aromáticos isómeros de C_8H_{10}

Dos posibilidades son etilbenceno y 1,2-dimetilbenceno:



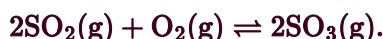
Ambos tienen ocho carbonos y diez hidrógenos, pero distinta conectividad.

c) Alcohol isómero de propan-2-ol

Un alcohol con la misma fórmula molecular $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$, pero con el grupo hidroxilo en el extremo, es



C1. Equilibrio de formación de trióxido de azufre



a) Composición y constante K_c

Las cantidades iniciales son

$$n_0(\text{SO}_2) = \frac{128}{32 + 2 \cdot 16} = 2,0 \text{ mol},$$

$$n_0(\text{O}_2) = \frac{64}{2 \cdot 16} = 2,0 \text{ mol}.$$

Ha reaccionado el 80 % del dióxido de azufre inicial:

$$n_{\text{reaccionado}}(\text{SO}_2) = 0,80 \cdot 2,0 = 1,6 \text{ mol}.$$

Si ξ es el avance de reacción, $2\xi = 1,6$, de modo que $\xi = 0,8 \text{ mol}$. La tabla de equilibrio es

	SO ₂	O ₂	SO ₃
Inicial	2,0	2,0	0
Variación	-1,6	-0,8	+1,6
Equilibrio	0,4	1,2	1,6

En un volumen de **2 L**, las concentraciones de equilibrio son

$$[\text{SO}_2] = 0,20 \text{ M}, [\text{O}_2] = 0,60 \text{ M}, [\text{SO}_3] = 0,80 \text{ M}.$$

La expresión de la constante es

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]} = \frac{(0,80)^2}{(0,20)^2(0,60)} = 26,67.$$

Conclusión:

$$n(\text{SO}_2) = 0,4 \text{ mol}, n(\text{O}_2) = 1,2 \text{ mol}, n(\text{SO}_3) = 1,6 \text{ mol}, K_c = 26,67.$$

b) Presión total y constante K_p

Los moles totales en el equilibrio son

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

La temperatura absoluta es

$$T = 830 + 273 = 1103 \text{ K}.$$

Aplicando la ecuación de los gases ideales,

$$P_{\text{total}} = \frac{nRT}{V} = \frac{3,2 \cdot 0,082 \cdot 1103}{2} = 144,7 \text{ atm}.$$

Para la reacción,

$$\Delta n = 2 - (2 + 1) = -1, K_p = K_c(RT)^{\Delta n}.$$

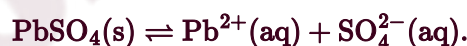
Por tanto,

$$K_p = 26,67(0,082 \cdot 1103)^{-1} = 0,29 \text{ atm}.$$

$$P_{\text{total}} = 144,7 \text{ atm}, K_p = 0,29 \text{ atm}.$$

C2. Producto de solubilidad del sulfato de plomo

La disolución del sólido es



a) Solubilidad en agua

Si la solubilidad molar es (s), en agua pura

$$[\text{Pb}^{2+}] = s, [\text{SO}_4^{2-}] = s.$$

La expresión del producto de solubilidad es

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = s^2.$$

Así,

$$s = \sqrt{1,6 \cdot 10^{-8}} = 1,265 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}.$$

La masa molar del sulfato de plomo es

$$M(\text{PbSO}_4) = 207,2 + 32 + 4 \cdot 16 = 303,2 \text{ g mol}^{-1}.$$

Por tanto,

$$S = 1,265 \cdot 10^{-4} \cdot 303,2 = 3,835 \cdot 10^{-2} \text{ g L}^{-1} = 38,35 \text{ mg L}^{-1}.$$

$$S \approx 38,4 \text{ mg L}^{-1}$$

b) Masa máxima en 2 L de Na_2SO_4 0,01 M

El sulfato de sodio aporta inicialmente aproximadamente

$$[\text{SO}_4^{2-}]_0 = 0,01 \text{ M.}$$

Si se disuelven (s') moles por litro de sulfato de plomo,

$$K_{ps} = s'(0,01 + s').$$

Como (s') es muy pequeño frente a 0,01,

$$s' \approx \frac{1,6 \cdot 10^{-8}}{0,01} = 1,6 \cdot 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}.$$

En 2 L,

$$n(\text{PbSO}_4) = 2 \cdot 1,6 \cdot 10^{-6} = 3,2 \cdot 10^{-6} \text{ mol.}$$

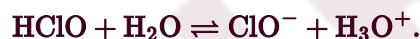
La masa máxima que puede disolverse es

$$m = 3,2 \cdot 10^{-6} \cdot 303,2 = 9,70 \cdot 10^{-4} \text{ g.}$$

$$m \approx 9,70 \cdot 10^{-4} \text{ g.}$$

C3. Ácido hipocloroso

El equilibrio ácido-base es



a) Concentración inicial

Del pH se obtiene la concentración de oxonio:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5,5} = 3,162 \cdot 10^{-6} \text{ M.}$$

Si (x) es esta concentración, en el equilibrio

$$[\text{ClO}^-] = x, [\text{HClO}] = C_0 - x.$$

La expresión de la constante es

$$K_a = \frac{x^2}{C_0 - x}.$$

Despejamos la concentración inicial:

$$C_0 = x + \frac{x^2}{K_a} = 3,162 \cdot 10^{-6} + \frac{(3,162 \cdot 10^{-6})^2}{3,2 \cdot 10^{-8}} = 3,15 \cdot 10^{-4} \text{ M.}$$

$$C_0 = 3,15 \cdot 10^{-4} \text{ M.}$$

b) pH al diluir a la mitad

Para un ácido débil, despreciando la pequeña variación de $C_0 - x$,

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \approx \sqrt{K_a C_0}.$$

Al reducir la concentración a la mitad,

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_2 \approx \sqrt{K_a \frac{C_0}{2}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_1}{\sqrt{2}}.$$

El pH aumenta en $\frac{1}{2} \log 2$:

$$\text{pH}_2 = 5,5 + \frac{1}{2} \log 102 = 5,65.$$

$$\boxed{\text{pH} \approx 5,65}.$$

C4. Electrólisis de cloruro de cobre(II) fundido

Al estar fundido, el compuesto contiene iones Cu^{2+} y Cl^- . Las semirreacciones son



a) Intensidad necesaria

La masa molar del cloro molecular es

$$M(\text{Cl}_2) = 2 \cdot 35,5 = 71,0 \text{ g mol}^{-1}.$$

Los moles de cloro obtenidos son

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{15,9}{71,0} = 0,224 \text{ mol}.$$

La formación de un mol de Cl_2 requiere dos moles de electrones:

$$n(\text{e}^-) = 2 \cdot 0,224 = 0,448 \text{ mol}.$$

La carga transferida es

$$Q = n(\text{e}^-)F = 0,448 \cdot 96500 = 4,32 \cdot 10^4 \text{ C}.$$

Como la corriente circula durante $2 \text{ h} = 7200 \text{ s}$,

$$I = \frac{Q}{t} = \frac{4,32 \cdot 10^4}{7200} = 6,00 \text{ A}.$$

$$\boxed{I \approx 6,00 \text{ A}}.$$

b) Volumen de cloro

Aplicamos la ecuación de los gases ideales a $25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,224 \cdot 0,082 \cdot 298}{1} = 5,47 \text{ L}.$$

$$\boxed{V(\text{Cl}_2) \approx 5,47 \text{ L}}.$$