

Indicaciones de resolución

Se resuelven las dos opciones completas. En cada apartado se identifica primero la cuestión que se pregunta, se escribe la ley o reacción correspondiente y después se sustituyen los datos con sus unidades.

Opción A

Cuestión 1. Formulación y nomenclatura

a) Hidróxido de hierro (III)

El catión es Fe^{3+} y cada hidróxido aporta OH^- . Por neutralidad:

$$3 + 3(-1) = 0$$



b) Dicromato de potasio

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



c) 1,2-diclorobenceno

El benceno es C_6H_6 . Al sustituir dos hidrógenos vecinos por cloro:



d) K_2O_2

El anión O_2^{2-} es el peróxido:



e) H_3AsO_4

Es el oxoácido del arsénico con cuatro oxígenos:



f) Compuesto orgánico

La cadena principal tiene tres carbonos y el grupo amino está en el carbono 2:



Cuestión 2. Geometría, enlace y hibridación

a) ¿Toda molécula AB_2 es lineal?

No. La fórmula indica que hay dos átomos terminales, pero no informa de los pares de electrones libres del átomo central **A**.

En CO_2 , el carbono central no tiene pares libres y posee dos regiones electrónicas de enlace:



La molécula es lineal. En cambio, en H_2O , el oxígeno central tiene dos pares enlazantes y dos pares libres. La repulsión de los pares libres comprime el ángulo y la molécula es angular:

Una molécula AB_2 puede ser lineal o angular; no tiene por qué ser siempre lineal.

b) Comparación de los puntos de fusión de CsI y CaO

Ambos son sólidos iónicos. La energía reticular aumenta, en general, cuando aumentan las cargas de los iones y cuando disminuyen sus radios.

En CsI las cargas son Cs^+ e I^- , mientras que en CaO son Ca^{2+} y O^{2-} . La atracción electrostática en CaO es mucho mayor:

$$|z_+z_-|_{\text{CsI}} = 1, |z_+z_-|_{\text{CaO}} = 4.$$

Por ello se necesita más energía para separar la red cristalina de CaO:

$$T_f(\text{CaO}) > T_f(\text{CsI}).$$

c) Hibridación del hidrógeno

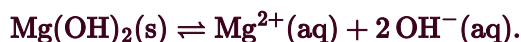
Tomada literalmente, la petición de un átomo de hidrógeno con hibridación sp^3 no puede cumplirse: el hidrógeno solo tiene el orbital atómico $1s$ ocupado y no dispone de orbitales p de la misma capa para formar cuatro orbitales híbridos.

No existe un átomo de H con hibridación sp^3 .

Si la intención era pedir una molécula con un átomo de carbono sp^3 , un ejemplo es el metano. En CH_4 , el carbono combina un orbital $2s$ y tres orbitales $2p$ para formar cuatro orbitales sp^3 , cada uno de los cuales forma un enlace σ con un orbital $1s$ de H.

Cuestión 3. Solubilidad del hidróxido de magnesio

El equilibrio de solubilidad es



a) Expresión de K_{ps} en función de la solubilidad

Si s es la solubilidad molar de $\text{Mg}(\text{OH})_2$, en el equilibrio:

$$[\text{Mg}^{2+}] = s, [\text{OH}^{-}] = 2s.$$

Por tanto:

$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^{-}]^2 = s(2s)^2 = 4s^3.$$

$$K_{ps} = 4s^3.$$

b) Efecto de añadir NaOH

El NaOH es una base fuerte y se disocia aportando OH^{-} . Al aumentar la concentración de un ion que aparece en el equilibrio, el producto iónico supera momentáneamente K_{ps} . El sistema se desplaza hacia la izquierda y precipita parte del sólido:

La adición de NaOH disminuye la solubilidad por efecto del ion común.

c) Efecto de disminuir el pH

Disminuir el pH implica aumentar H_3O^{+} . Este ion consume OH^{-} :



Al disminuir $[\text{OH}^{-}]$, el equilibrio se desplaza hacia la derecha para restablecer K_{ps} :

Una disminución del pH aumenta la solubilidad de $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Cuestión 4. Efecto de un catalizador

Un catalizador proporciona un mecanismo alternativo con menor energía de activación para la reacción directa y para la inversa. No cambia las energías de reactivos y productos ni, por tanto, la entalpía de reacción.

a) «La entalpía de la reacción disminuye»

La entalpía depende de los estados inicial y final, no del camino:

Falsa. La entalpía de reacción no cambia.

b) «La energía de activación no varía»

El catalizador disminuye la energía de activación del mecanismo catalizado:

Falsa. La energía de activación disminuye.

c) «La velocidad de reacción aumenta»

Al disminuir E_a , aumenta la constante cinética y se producen más choques eficaces por unidad de tiempo:

Verdadera. La velocidad aumenta.

Problema 1. Oxidación del bromuro por ácido nítrico

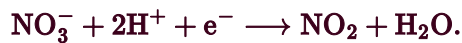
a) Ajuste por el método del ion-electrón

El bromuro se oxida a bromo y el nitrato se reduce a dióxido de nitrógeno.

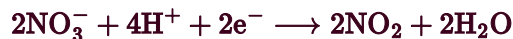
Oxidación:



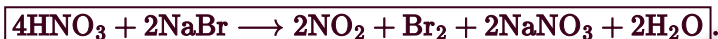
Reducción en medio ácido:



Multiplicamos la reducción por 2 y sumamos:



Al pasar a la ecuación molecular, los cuatro protones proceden de cuatro moléculas de ácido nítrico:



b) Volumen de ácido nítrico

La masa molar del bromuro de sodio es

$$M(\text{NaBr}) = 23 + 80 = 103 \text{ g mol}^{-1}.$$

Los moles de bromuro son

$$n(\text{NaBr}) = 100 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol}}{103 \text{ g}} \right) = 0,9709 \text{ mol}.$$

Según la ecuación ajustada, se necesitan dos moles de HNO_3 por cada mol de NaBr :

$$n(\text{HNO}_3) = 2(0,9709) = 1,9417 \text{ mol}.$$

La masa de HNO_3 puro es

$$m_{\text{puro}} = 1,9417 \text{ mol} \left(\frac{63 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \right) = 122,33 \text{ g}.$$

Como la riqueza es del 70 % en masa, la masa de disolución necesaria es

$$m_{\text{disolución}} = \frac{122,33}{0,70} = 174,76 \text{ g}.$$

Con $\rho = 1,39 \text{ g mL}^{-1}$:

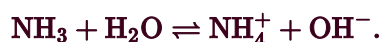
$$V = \frac{174,76 \text{ g}}{1,39 \text{ g mL}^{-1}} = 125,7 \text{ mL}.$$

$$\boxed{V(\text{HNO}_3) \approx 125,6\text{--}125,7 \text{ mL}.$$

Problema 2. Equilibrios ácido-base

a) Grado de disociación del amoníaco

El equilibrio básico es



Sea α el grado de disociación de una disolución inicial $C_0 = 0,1 \text{ M}$:

	NH_3	NH_4^+	OH^-
Inicial	C_0	0	0
Equilibrio	$C_0(1 - \alpha)$	$C_0\alpha$	$C_0\alpha$

La constante de basicidad es

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{C_0^2 \alpha^2}{C_0(1 - \alpha)}.$$

Como α es pequeño, $1 - \alpha \approx 1$:

$$1,8 \cdot 10^{-5} \approx 0,1\alpha^2, \alpha = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,1}} = 1,34 \cdot 10^{-2}.$$

$$\boxed{\alpha \approx 0,0134 = 1,34 \%}.$$

b) Concentración de Ba^{2+}

El hidróxido de bario es una base fuerte:



Con $pH = 10$:

$$pOH = 14 - pH = 4, [\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ M}.$$

La estequiometría indica que por cada mol de Ba^{2+} se forman dos moles de OH^- :

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{[\text{OH}^-]}{2} = \frac{10^{-4}}{2} = 5,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}.$$

$$\boxed{[\text{Ba}^{2+}] = 5,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}}.$$

Opción B

Cuestión 1. Formulación y nomenclatura

a) Óxido de manganeso (VII)

El manganeso está como Mn^{7+} y el oxígeno como O^{2-} . Igualando cargas:



b) Ácido clórico

El anión clorato es ClO_3^- :



c) Butan-2-amina

El grupo amino está unido al carbono 2 de una cadena de cuatro carbonos:



d) CaH_2

El hidrógeno actúa como hidruro:



e) NaHSO_4



f) HCHO



Problema 1. Muestra de dióxígeno

a) Masa de O_2

Usamos la ecuación de los gases ideales:

$$PV = nRT \implies n = \frac{PV}{RT}.$$

Con $P = 0,8 \text{ atm}$, $V = 0,825 \text{ L}$, $T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$ y $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$:

$$n(\text{O}_2) = \frac{(0,8)(0,825)}{(0,082)(300)} = 2,683 \cdot 10^{-2} \text{ mol}.$$

La masa molar del dióxígeno es

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ g mol}^{-1}.$$

$$m = nM = (2,683 \cdot 10^{-2})(32) = 0,8585 \text{ g}.$$

$$\boxed{m(\text{O}_2) \approx 0,859 \text{ g}}.$$

b) Volumen en condiciones normales

En condiciones normales se toma $T = 273 \text{ K}$ y $P = 1 \text{ atm}$, por lo que un mol ocupa aproximadamente $22,4 \text{ L}$:

$$V_{\text{CN}} = n(22,4 \text{ L mol}^{-1}) = (2,683 \cdot 10^{-2})(22,4) = 0,601 \text{ L}.$$

$$\boxed{V_{\text{CN}} \approx 0,60 \text{ L}}.$$

c) Número de átomos de oxígeno

Cada molécula de O_2 contiene dos átomos:

$$N_{\text{átomos}} = nN_{\text{A}} \left(\frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} \right) = (2,683 \cdot 10^{-2})(6,022 \cdot 10^{23})(2).$$

$$N_{\text{átomos}} \approx 3,23 \cdot 10^{22} \text{ átomos de O}.$$

Cuestión 3. Configuración electrónica y números cuánticos

a) Configuración del rubidio

El rubidio tiene $Z = 37$. Su configuración abreviada es



b) Electrón externo del cesio

El cesio tiene $Z = 55$:



El electrón externo está en un orbital **6s**, así que sus números cuánticos pueden ser

$$n = 6, l = 0, m_l = 0, m_s = +\frac{1}{2}.$$

$$\left(6, 0, 0, +\frac{1}{2}\right).$$

c) Electrones desapareados en Fe^{3+}

El hierro neutro es



Al formar Fe^{3+} se pierden primero los dos electrones **4s** y uno **3d**:



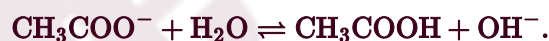
Los cinco orbitales **3d** se ocupan según la regla de Hund con un electrón en cada uno:

Fe^{3+} tiene 5 electrones desapareados.

Cuestión 4. Hidrólisis de sales

a) Acetato de sodio, CH_3COONa

El ion sodio procede de una base fuerte y no se hidroliza. El acetato es la base conjugada del ácido débil acético:



Se forman iones OH^- :

La disolución es básica.

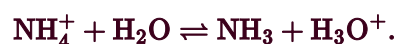
b) Nitrato de sodio, NaNO_3

El sodio procede de NaOH , base fuerte, y el nitrato de HNO_3 , ácido fuerte. No hay hidrólisis apreciable:

La disolución es aproximadamente neutra.

c) Cloruro de amonio, NH_4Cl

El ion cloruro, base conjugada de un ácido fuerte, no se hidroliza. El ion amonio es el ácido conjugado de la base débil NH_3 :



Se forman iones H_3O^+ :

La disolución es ácida.

Problema 2. Equilibrio heterogéneo del cloruro de yodo



Los sólidos puros no aparecen en la expresión de equilibrio. Como el recipiente estaba inicialmente vacío, el único gas en el equilibrio es Cl_2 :

$$K_p = \frac{P_{\text{Cl}_2}}{P^\circ}.$$

Tomando la presión estándar como unidad, $P_{\text{Cl}_2} = 0,24 \text{ atm}$.

a) Concentración de Cl_2

Aplicamos la ecuación de los gases ideales a $V = 2 \text{ L}$ y $T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$:

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{PV}{RT} = \frac{(0,24)(2)}{(0,082)(298)} = 1,963 \cdot 10^{-2} \text{ mol}.$$

$$[\text{Cl}_2] = \frac{n}{V} = \frac{1,963 \cdot 10^{-2}}{2} = 9,82 \cdot 10^{-3} \text{ M}.$$

$$\boxed{[\text{Cl}_2] \approx 9,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}}.$$

b) Masa de ICl restante

La estequiometría indica que por cada mol de Cl_2 formado se consumen dos moles de ICl :

$$n_{\text{consumido}}(\text{ICl}) = 2(1,963 \cdot 10^{-2}) = 3,926 \cdot 10^{-2} \text{ mol}.$$

$$n_{\text{eq}}(\text{ICl}) = 2 - 0,03926 = 1,9607 \text{ mol}.$$

La masa molar aproximada del cloruro de yodo es

$$M(\text{ICl}) \approx 127 + 35,5 = 162,5 \text{ g mol}^{-1}.$$

$$m = 1,9607(162,5) = 318,6 \text{ g}.$$

$$\boxed{m(\text{ICl}) \approx 318,6 \text{ g}}.$$

Problema 3. Entalpía de la fotosíntesis



a) Entalpía estándar de reacción

La ley de Hess se expresa como

$$\Delta H_r^\circ = \sum \nu_i \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_j \Delta H_f^\circ(\text{reactivos}).$$

Para los elementos en su estado estándar, $\Delta H_f^\circ(\text{O}_2 = 0)$:

$$\begin{aligned} \Delta H_r^\circ &= [-673,6 + 6(0)] \\ &\quad - [6(-393,5) + 6(-285,8)] \\ &= -673,6 - (-4075,8) \\ &= +3402,2 \text{ kJ mol}^{-1}. \end{aligned}$$

El signo positivo indica que la reacción absorbe energía:

$$\boxed{\Delta H_r^\circ = +3402,2 \text{ kJ mol}^{-1}, \text{ reacción endotérmica.}}$$

b) Energía asociada a formar 500 g de glucosa desde sus elementos

Aquí se utiliza la entalpía estándar de formación de la glucosa:



Los moles de glucosa son

$$n = \frac{500 \text{ g}}{180 \text{ g mol}^{-1}} = 2,7778 \text{ mol}.$$

Por tanto, la energía transferida al formar los 2,7778 moles es

$$Q = n\Delta H_f^\circ = (2,7778)(-673,6) = -1871,1 \text{ kJ}.$$

$$\boxed{\text{Se desprenden } 1871,1 \text{ kJ } (Q < 0).}$$