

Indicaciones de resolución

Se resuelven las dos opciones completas, justificando las leyes, los signos, las unidades y la conclusión de cada apartado.

Opción A

Cuestión 1. Formulación y nomenclatura

a) Cromato de estaño (IV)

El catión es Sn^{4+} y el anión cromato CrO_4^{2-} :



b) Fluoruro de vanadio (III)



c) p-Nitrofenol



d) NaH_2PO_4

El compuesto se nombra **dihidrogenofosfato de sodio**.

e) Tl_2O_3

El compuesto se nombra **óxido de talio (III)**.

f) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}_3$

La cadena de cinco carbonos contiene un doble enlace en el carbono 2:



Cuestión 2. Definiciones

a) Energía de ionización

Es la energía mínima necesaria para arrancar el electrón más externo de un átomo aislado en estado gaseoso:



b) Afinidad electrónica

Es la variación de energía asociada a la captura de un electrón por un átomo gaseoso:



Cuando el proceso libera energía, se habla de afinidad electrónica positiva en el sentido de energía liberada.

c) Electronegatividad

Es la tendencia relativa de un átomo unido mediante un enlace covalente a atraer hacia sí el par de electrones compartido. No es una energía absoluta de un átomo aislado, sino una propiedad comparativa en una molécula.

Cuestión 3. Equilibrio de formación de nitrógeno y oxígeno



a) Adición de NO

La constante de equilibrio sólo depende de la temperatura. Añadir NO modifica las concentraciones y desplaza el equilibrio hacia la derecha, pero no modifica K mientras la temperatura permanezca constante:

Falsa: el equilibrio se desplaza, pero la constante no aumenta.

b) Disminución de temperatura

La reacción directa es exotérmica porque $\Delta H < 0$. Al retirar calor disminuyendo la temperatura, el sistema favorece el sentido que produce calor, es decir, el sentido directo:

Verdadera: aumenta la obtención de N_2 y O_2 .

Cuestión 4. Propiedades físicas y estructura

a) Punto de ebullición del butano y del 1-butanol

El butano es apolar y sólo presenta fuerzas de dispersión. El 1-butanol contiene un grupo $-\text{OH}$, capaz de formar enlaces de hidrógeno entre moléculas:

Verdadera: el butano hierve a menor temperatura que el 1-butanol.

b) Geometría del cloroformo

El carbono central de CHCl_3 forma cuatro enlaces sencillos y no tiene pares libres. Según RPECV, los cuatro pares enlazantes se orientan tetraédricamente:

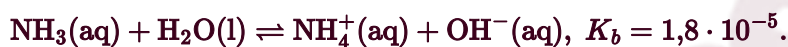
Verdadera: la geometría alrededor del carbono es tetraédrica.

c) Solubilidad del etano y del etanol

El etano es apolar y apenas interacciona con el agua. El etanol posee un grupo hidroxilo polar que forma enlaces de hidrógeno con el agua:

Falsa: el etanol es más soluble que el etano.

Problema 1. Disolución de amoníaco



Para $C = 0,2 \text{ M}$, sea x la concentración de NH_3 que reacciona:

Especie	Inicial	Variación	Equilibrio
NH_3	0,2	$-x$	$0,2 - x$
NH_4^+	0	$+x$	x
OH^-	0	$+x$	x

a) Concentraciones de las especies

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{0,2 - x}.$$

Como $x \ll 0,2$, $0,2 - x \simeq 0,2$:

$$x = \sqrt{K_b C} = \sqrt{(1,8 \cdot 10^{-5})(0,2)} = 1,90 \cdot 10^{-3} \text{ M}.$$

Por tanto,

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 1,90 \cdot 10^{-3} \text{ M},$$

$$[\text{NH}_3] = 0,2 - 0,00190 = 0,198 \text{ M}.$$

b) pH y grado de disociación

$$\text{pOH} = -\log(1,90 \cdot 10^{-3}) = 2,721,$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 11,279.$$

El grado de disociación es

$$\alpha = \frac{x}{C}(100) = \frac{1,90 \cdot 10^{-3}}{0,2}(100) = \boxed{0,95 \%}.$$

Problema 2. Electrólisis de una disolución del metal

En el cátodo se reduce el ion metálico:



La carga transferida es $Q = 3215 \text{ C}$, por lo que los moles de electrones son

$$n(\text{e}^-) = \frac{Q}{F} = \frac{3215}{96500} = 0,03332 \text{ mol}.$$

La relación entre la masa depositada, la masa molar y la carga del ion es

$$m = \frac{MQ}{zF}.$$

Despejando z :

$$z = \frac{MQ}{mF} = \frac{(157,2)(3215)}{(1,74)(96500)} = \boxed{3}.$$

El ion metálico es, por tanto, M^{3+} .

En el ánodo:



Cada mol de Cl_2 corresponde a dos moles de electrones:

$$n(Cl_2) = \frac{0,03332}{2} = 0,01666 \text{ mol.}$$

En condiciones normales, $V_m = 22,4 \text{ L mol}^{-1}$:

$$V = (0,01666)(22,4) = \boxed{0,373 \text{ L} \simeq 0,374 \text{ L}}.$$

Opción B

Cuestión 1. Formulación y nomenclatura

a) Nitrato de cobre (II)



b) Hidróxido de cesio



c) Ácido benzoico



d) Bi_2O_3

El compuesto se nombra **óxido de bismuto (III)**.

e) $(NH_4)_2S$

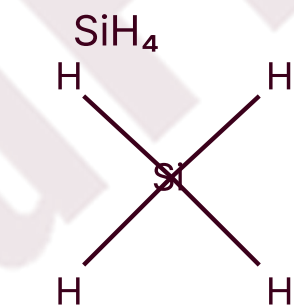
El compuesto se nombra **sulfuro de amonio**.

f) CH_3NH_2

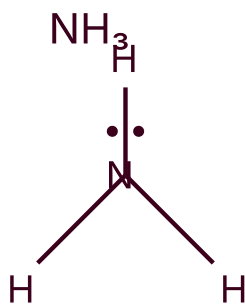
El compuesto se nombra **metilamina** o **metanamina**.

Cuestión 2. Lewis, geometría e hibridación

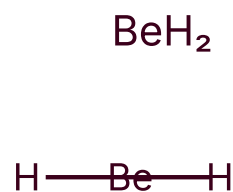
Las estructuras de Lewis y la geometría se resumen en el siguiente esquema propio:



tetraédrica, sp^3



piramidal, sp^3



lineal, sp

- SiH_4 : el silicio tiene cuatro pares enlazantes y ningún par libre. La geometría es tetraédrica y la hibridación es sp^3 . - NH_3 : el nitrógeno tiene tres pares enlazantes y un par libre. La distribución electrónica es tetraédrica, pero la geometría molecular es piramidal trigonal; la hibridación es sp^3 . - BeH_2 : el berilio tiene dos pares enlazantes y ningún par libre. La geometría es lineal y la hibridación es sp .

Cuestión 3. Potenciales estándar de reducción

Para una pila galvánica:

$$E_{\text{pila}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ},$$

usando potenciales de reducción.

a) Par Zn^{2+}/Zn

En la primera pila el cátodo es el electrodo estándar de hidrógeno, con $E^{\circ} = 0 \text{ V}$, y el zinc es el ánodo:

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

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

b) Par Cu^{2+}/Cu

En la segunda pila:

$$1,10 = E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - (-0,76).$$

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

Cuestión 4. Ácidos y bases conjugadas

a) Ácido débil y pH

A igual concentración, un ácido más débil se ioniza menos y produce menor $[\text{H}_3\text{O}^+]$. Como $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$, su pH es mayor:

Falsa.

b) Base conjugada de un ácido fuerte

Un ácido fuerte cede el protón con gran facilidad; su base conjugada tiene muy poca tendencia a recuperarlo:

Verdadera.

c) Diluciones de ácidos fuertes

La fortaleza y la concentración son conceptos distintos. Se puede tomar una pequeña cantidad de un ácido fuerte y añadir mucha agua:

Falsa: sí existen disoluciones diluidas de ácidos fuertes.

Problema 1. Combustión del sulfuro de cinc



a) Calor desprendido

La variación de entalpía para la reacción escrita es

$$\begin{aligned}\Delta H_r^{\circ} &= 2[\Delta H_f^{\circ}(\text{ZnO}) + \Delta H_f^{\circ}(\text{SO}_2)] - 2\Delta H_f^{\circ}(\text{ZnS}) \\ &= 2[(-349,3) + (-70,9)] - 2(-184,1) \\ &= -472,2 \text{ kJ}.\end{aligned}$$

La masa molar del ZnS es $65,4 + 32 = 97,4 \text{ g mol}^{-1}$:

$$n(\text{ZnS}) = \frac{17}{97,4} = 0,1745 \text{ mol}.$$

Como la reacción escrita consume 2 mol de ZnS por $-472,2 \text{ kJ}$:

$$Q = (0,1745) \frac{-472,2}{2} = -41,21 \text{ kJ}.$$

El signo negativo indica calor desprendido.

b) Volumen de SO_2

La proporción $\text{ZnS} : \text{SO}_2$ es 1:1, luego $n(\text{SO}_2) = 0,1745 \text{ mol}$. A 25°C y 1 atm :

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(0,1745)(0,082)(298)}{1} = 4,26 \text{ L}.$$

Problema 2. Equilibrio entre hidrógeno y dióxido de carbono



El recipiente tiene $V = 1 \text{ L}$, $T = 2000 \text{ K}$ y $P_t = 6 \text{ atm}$. Como $\Delta n = 0$, los moles totales no cambian:

$$n_t = \frac{PV}{RT} = \frac{(6)(1)}{(0,082)(2000)} = 0,036585 \text{ mol.}$$

Inicialmente $n_0(\text{CO}_2) = 0,0061 \text{ mol}$. Por tanto:

$$n_0(\text{H}_2) = n_t - 0,0061 = 0,030485 \text{ mol.}$$

Sea x la cantidad que reacciona:

Especie	Inicial	Variación	Equilibrio	Concentración
H_2	0,030485	$-x$	$0,030485 - x$	$0,030485 - x$
CO_2	0,0061	$-x$	$0,0061 - x$	$0,0061 - x$
H_2O	0	$+x$	x	x
CO	0	$+x$	x	x

La constante es

$$K_c = \frac{x^2}{(0,0061 - x)(0,030485 - x)} = 4,4.$$

La raíz físicamente válida es

$$x = 0,005791 \text{ mol.}$$

a) Moles iniciales de hidrógeno

$$n_0(\text{H}_2) = 0,0305 \text{ mol.}$$

b) Moles en el equilibrio

$$n_e(\text{H}_2) = 0,030485 - 0,005791 = 0,02469 \text{ mol,}$$

$$n_e(\text{CO}_2) = 0,0061 - 0,005791 = 3,09 \cdot 10^{-4} \text{ mol,}$$

$$n_e(\text{H}_2\text{O}) = n_e(\text{CO}) = 0,005791 \text{ mol.}$$