

Indicaciones de resolución

Se resuelven las dos opciones completas, justificando la ley, el signo, las unidades y la conclusión de cada apartado.

Opción A

Cuestión 1. Formulación y nomenclatura

a) Hidróxido de platino (IV)

El catión es Pt^{4+} y el anión es OH^- :



b) Dióxido de azufre



c) Propeno



d) KMnO_4

El compuesto se nombra **permanganato de potasio**.

e) CsHSO_3

El compuesto se nombra **hidrogenosulfito de cesio** o **bisulfito de cesio**.

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

El compuesto se nombra **etanol**.

Cuestión 2. Polaridad y solubilidad

a) Solubilidad de H_2 , I_2 y HI

Las moléculas H_2 e I_2 son homonucleares: sus átomos tienen la misma electronegatividad y no aparece un dipolo permanente. El agua es polar, por lo que no solubiliza bien esas sustancias apolares.

En HI , el enlace $\text{H}-\text{I}$ está polarizado por la diferencia de electronegatividad. Además, en agua el HI se ioniza prácticamente por completo:



La hidratación de los iones y las interacciones ion-dipolo favorecen su disolución.

H_2 e I_2 son poco solubles; HI sí se disuelve.

b) Por qué BF_3 es apolar

El boro forma tres enlaces $\text{B}-\text{F}$ y no tiene pares libres sobre el átomo central. Según RPECV, la molécula es trigonal plana, con ángulos de 120° . Cada enlace $\text{B}-\text{F}$ está polarizado hacia el flúor, pero los tres dipolos tienen igual módulo y están separados simétricamente:

$$\vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 + \vec{\mu}_3 = \vec{0}.$$

BF_3 es apolar porque se cancelan sus tres momentos dipolares.

Cuestión 3. Procesos de oxidación-reducción

a) Identificación de las reacciones redox

1. $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$: no es redox. Los números de oxidación no cambian; es una neutralización ácido-base.

2. $\text{Cu} + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{CuCl}_2$: sí es redox. El cobre pasa de 0 a +2, y el cloro de 0 a -1.

3. $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$: sí es redox. El carbono pasa de -4 a +4, mientras que el oxígeno pasa de 0 a -2.

b) Agentes oxidante y reductor

En la reacción del cobre:



El cobre pierde electrones y es el **agente reductor**. El cloro gana electrones y es el **agente oxidante**.

En la combustión, el carbono del metano se oxida, de modo que **CH₄** es el **reductor**. El oxígeno se reduce, por lo que **O₂** es el **oxidante**.

Cuestión 4. Ácido fuerte y sal ácida

a) Naturaleza del ácido HA

La concentración inicial es $C = 5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ y

$$\text{pH} = 2,3 \implies [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,3} = 5,01 \cdot 10^{-3} \text{ M}.$$

Esta concentración coincide, dentro del redondeo, con la concentración inicial del ácido. Por tanto, prácticamente cada molécula de HA ha cedido su protón:



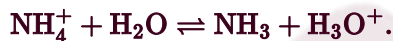
HA es un ácido fuerte, porque está prácticamente totalmente disociado.

b) pH de una disolución de NH₄Cl

La sal se disocia:



El cloruro procede del ácido fuerte HCl y no se hidroliza apreciablemente. El ion amonio es el ácido conjugado de la base débil **NH₃** y sí reacciona con el agua:



La formación de **H₃O⁺** hace que

$$\text{pH} < 7.$$

Problema 1. Reacción del níquel con ácido sulfúrico



La estequiometría es 1:1 entre **Ni**, **H₂SO₄** y **H₂**.

a) Porcentaje de níquel en la muestra

Los moles de ácido disponibles son

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = MV = (18 \text{ mol L}^{-1})(0,002 \text{ L}) = 0,036 \text{ mol}.$$

Como la reacción es 1:1,

$$n(\text{Ni}) = 0,036 \text{ mol}.$$

La masa de níquel puro contenida en la muestra es

$$m(\text{Ni}) = nM = (0,036)(58,7) = 2,113 \text{ g}.$$

Por tanto, la riqueza en níquel es

$$\% \text{ Ni} = \frac{2,113}{3,00} (100) = \boxed{70,44 \%}.$$

b) Volumen de hidrógeno

Para 20 g de níquel puro:

$$n(\text{Ni}) = \frac{20}{58,7} = 0,3407 \text{ mol}.$$

La relación 1:1 produce **0,3407 mol** de **H₂**. Con $T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$ y $P = 1 \text{ atm}$:

$$PV = nRT \implies V = \frac{nRT}{P} = \frac{(0,3407)(0,082)(298)}{1} = \boxed{8,32 \text{ L de H}_2}.$$

Problema 2. Equilibrio $\text{CO}_2 + \text{C} \rightleftharpoons 2\text{CO}$

El carbono sólido no aparece en la expresión de equilibrio porque es un sólido puro:

$$K_p = \frac{P_{\text{CO}}^2}{P_{\text{CO}_2}} = 10.$$

a) Presiones parciales

Sea $P_{\text{CO}} = p$. Como $P_t = 2 \text{ atm}$:

$$P_{\text{CO}_2} = 2 - p.$$

Sustituyendo en K_p :

$$\frac{p^2}{2 - p} = 10 \implies p^2 + 10p - 20 = 0.$$

La raíz físicamente válida es

$$p = \frac{-10 + \sqrt{10^2 + 80}}{2} = 1,708 \text{ atm}.$$

Así,

$$P_{\text{CO}} = 1,71 \text{ atm}, \quad P_{\text{CO}_2} = 2 - 1,708 = 0,292 \text{ atm}.$$

b) Moles en un reactor de 3 L

La temperatura absoluta correspondiente a 815°C es

$$T = 815 + 273 = 1088 \text{ K}.$$

Aplicando $n = PV/(RT)$:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{(0,292)(3)}{(0,082)(1088)} = 9,80 \cdot 10^{-3} \text{ mol},$$

$$n(\text{CO}) = \frac{(1,708)(3)}{(0,082)(1088)} = 5,74 \cdot 10^{-2} \text{ mol}.$$

Opción B

Cuestión 1. Formulación y nomenclatura

a) Hidrógenocarbonato de sodio



b) Sulfuro de plomo (II)



c) Benceno



d) Al_2O_3

El compuesto se nombra **óxido de aluminio** o **trióxido de dialuminio**.

e) H_2CrO_4

El compuesto se nombra **ácido crómico**.

f) $\text{CH}\equiv\text{CCH}_3$

El compuesto se nombra **prop-1-ino** o **propino**.

Cuestión 2. Configuraciones electrónicas

a) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$

La configuración contiene 11 electrones. No es la configuración fundamental del sodio, que sería $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Puede obtenerse promoviendo un electrón de **2p** a **3s**, por lo que es posible como estado excitado:

posible en un estado excitado, no fundamental.

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

Esta es la configuración fundamental del aluminio, con $Z = 13$:

posible en el estado fundamental.



Para $n = 2$, el número cuántico azimutal sólo puede ser $\ell = 0$ o $\ell = 1$. No existe un subnivel $2d$, pues d requiere $\ell = 2$:

imposible, incluso como estado excitado.

Cuestión 3. Proceso exotérmico

a) Entalpías de reactivos y productos

En un proceso exotérmico se cumple

$$\Delta H = H_{\text{productos}} - H_{\text{reactivos}} < 0.$$

Por tanto, los reactivos tienen mayor entalpía que los productos. La afirmación propuesta es:

Falsa.

b) Espontaneidad

La espontaneidad se decide mediante

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

Aunque $\Delta H < 0$, el valor de ΔG también depende de ΔS y de la temperatura. Por ejemplo, si $\Delta S < 0$, el término $-T\Delta S$ es positivo y puede dominar a temperaturas suficientemente altas:

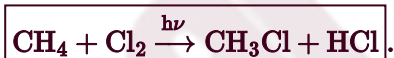
Falsa: ser exotérmico no garantiza ser espontáneo a toda temperatura.

Cuestión 4. Ejemplos de reacciones orgánicas

a) Adición a un alqueno



b) Sustitución de un alcano



c) Eliminación de HCl

Usando 2-cloropropano y KOH alcohólico con calor:



Problema 1. Disolución de ácido nítrico

a) Molaridad

Tomamos 1,00 L de disolución. Su masa es

$$m_{\text{disolución}} = (1,22 \text{ g mL}^{-1})(1000 \text{ mL}) = 1220 \text{ g}.$$

La masa de ácido nítrico es

$$m(\text{HNO}_3) = 0,36(1220) = 439,2 \text{ g}.$$

Con $M(\text{HNO}_3) = 14 + 1 + 3(16) = 63 \text{ g mol}^{-1}$:

$$n(\text{HNO}_3) = \frac{439,2}{63} = 6,971 \text{ mol}.$$

Como ese número de moles está contenido en 1 L:

$$M = 6,97 \text{ mol L}^{-1}.$$

b) Volumen para preparar 0,5 L a 0,25 M

Los moles necesarios son

$$n = MV = (0,25)(0,5) = 0,125 \text{ mol}.$$

El volumen de disolución concentrada que contiene esos moles es

$$V = \frac{n}{M} = \frac{0,125}{6,97} = 0,0179 \text{ L} = \boxed{17,9 \text{ mL} \simeq 18 \text{ mL}}.$$

Problema 2. Electrólisis de NiCl_2

En el cátodo se reduce el níquel:



En el ánodo se oxidan los cloruros:



La carga que circula es

$$Q = It = (0,1 \text{ A})(20 \cdot 3600 \text{ s}) = 7200 \text{ C}.$$

Los moles de electrones son

$$n(\text{e}^-) = \frac{Q}{F} = \frac{7200}{96500} = 0,07461 \text{ mol}.$$

a) Masa de níquel depositada

Se necesitan dos electrones por mol de níquel:

$$n(\text{Ni}) = \frac{0,07461}{2} = 0,03731 \text{ mol}.$$

Por tanto,

$$m(\text{Ni}) = (0,03731)(58,7) = \boxed{2,19 \text{ g}}.$$

b) Volumen de cloro en condiciones normales

La formación de un mol de Cl_2 consume dos electrones:

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{0,07461}{2} = 0,03731 \text{ mol}.$$

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

$$V(\text{Cl}_2) = (0,03731)(22,4) = \boxed{0,836 \text{ L}}.$$