

Química — Andalucía 2006 ordinaria

Indicaciones de resolución

Se resuelven las dos opciones completas. Se escriben las leyes y ecuaciones antes de sustituir datos, se justifican los signos y se termina cada apartado con una conclusión.

Opción A

Cuestión 1. Formulación y nomenclatura

a) Nitrato de hierro(II)



b) Sulfuro de hidrógeno



c) 1,3-butenol

Interpretando la nomenclatura del enunciado como but-3-en-1-ol:



d) As_2O_3

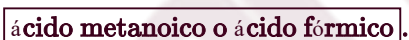
El oxígeno aporta -6 , de modo que los dos arsénicos suman $+6$:



e) $\text{Cr}(\text{OH})_3$



f) HCOOH



Cuestión 2. Geometría y polaridad

a) Geometría de BCl_3 y H_2O

En BCl_3 , el boro central tiene tres pares enlazantes y ningún par libre. La RPECV los separa 120° , por lo que la molécula es trigonal plana y el boro presenta hibridación aproximada sp^2 :



En H_2O , el oxígeno central tiene dos pares enlazantes y dos pares libres. La distribución de pares es tetraédrica, pero la geometría molecular es angular; el ángulo es aproximadamente $104,5^\circ$:



b) Polaridad

Los enlaces B-Cl y O-H son polares porque existe diferencia de electronegatividad. En BCl_3 , los tres dipolos iguales se compensan por la simetría trigonal plana. En H_2O , la forma angular impide la compensación:



Cuestión 3. Estados de oxidación

Se analiza cada átomo que cambia su número de oxidación en



a) El oxígeno pasa de -2 a 0

En el nitrato, en el dióxido de carbono y en el agua el oxígeno forma parte de compuestos y mantiene el número de oxidación -2 :



b) El carbono se oxida a CO_2

El carbono elemental tiene número de oxidación 0 . En CO_2 , como cada oxígeno vale -2 , el carbono vale $+4$. Aumenta su número de oxidación y, por tanto, se oxida:



c) El HNO_3 se reduce a NO

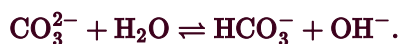
El nitrógeno del ácido nítrico está en $+5$, mientras que en NO está en $+2$. Disminuye su número de oxidación y se reduce:

Verdadera.

Cuestión 4. Carácter ácido-base según Brønsted-Lowry

a) CO_3^{2-}

El carbonato acepta un protón del agua:



Al formarse OH^- , la disolución es básica:

CO_3^{2-} : básico.

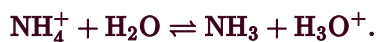
b) Cl^-

El cloruro es la base conjugada de un ácido fuerte, HCl , y apenas se hidroliza:

Cl^- : neutro.

c) NH_4^+

El ion amonio cede un protón al agua:



La formación de H_3O^+ hace que la disolución sea ácida:

NH_4^+ : ácido.

Problema 1. Reacción entre ácido sulfúrico y cloruro de bario



La ecuación muestra una relación molar **1 : 1** entre BaCl_2 , H_2SO_4 y BaSO_4 .

a) Volumen de ácido sulfúrico comercial

La masa molar del cloruro de bario es

$$M(\text{BaCl}_2) = 137,4 + 2(35,5) = 208,4 \text{ g mol}^{-1}.$$

Los moles de BaCl_2 son

$$n(\text{BaCl}_2) = \frac{21,6}{208,4} = 0,10365 \text{ mol}.$$

Se necesita la misma cantidad de H_2SO_4 . Su masa pura es

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = (0,10365)(98) = 10,16 \text{ g}.$$

Como la riqueza es del **96%**:

$$m_{\text{disolución}} = \frac{10,16}{0,96} = 10,58 \text{ g}.$$

Con $\rho = 1,84 \text{ g mL}^{-1}$:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{10,58}{1,84} = \boxed{5,75 \text{ mL}}.$$

b) Masa de sulfato de bario

La masa molar del precipitado es

$$M(\text{BaSO}_4) = 137,4 + 32 + 4(16) = 233,4 \text{ g mol}^{-1}.$$

Por la relación molar **1 : 1**:

$$m(\text{BaSO}_4) = (0,10365)(233,4) = \boxed{24,19 \text{ g}}.$$

Problema 2. Equilibrio $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$

En **1,00 L**, las concentraciones de equilibrio coinciden numéricamente con los moles:

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 0,003 \text{ M}, [\text{HI}] = 0,024 \text{ M}.$$

a) Constantes K_c y K_p

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{(0,024)^2}{(0,003)(0,003)} = \boxed{64}.$$

La variación de moles gaseosos es

$$\Delta n = 2 - (1 + 1) = 0.$$

Por tanto:

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = K_c(RT)^0 = \boxed{64}.$$

b) Presiones total y parciales

Los moles totales son

$$n_{\text{tot}} = 0,003 + 0,003 + 0,024 = 0,030 \text{ mol.}$$

Con $T = 670 \text{ K}$:

$$P_{\text{tot}} = \frac{nRT}{V} = \frac{(0,030)(0,082)(670)}{1,00} = \boxed{1,65 \text{ atm}}.$$

Las presiones parciales se calculan con $P_i = n_i RT/V$:

$$P_{\text{H}_2} = P_{\text{I}_2} = \frac{(0,003)(0,082)(670)}{1,00} = \boxed{0,165 \text{ atm}},$$

$$P_{\text{HI}} = \frac{(0,024)(0,082)(670)}{1,00} = \boxed{1,32 \text{ atm}}.$$

Opción B

Cuestión 1. Formulación y nomenclatura

a) Ácido nitroso



b) Yoduro de níquel(II)



c) 1,2-etanodiol



d) HMnO_4



e) ZrO_2



f) HOCH_2CHO



Cuestión 2. Configuraciones electrónicas

Se estudia cada configuración tal como aparece impresa:

$$\begin{array}{l|l} A & 1s^2 3s^1 \\ B & 1s^2 2s^2 \\ C & 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \\ D & 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^0 2p_z^0 \end{array}$$

a) Principio de exclusión de Pauli

El principio de Pauli permite como máximo dos electrones en un orbital, y deben tener espines opuestos. La configuración B contiene dos electrones en **2s**, no tres, por lo que es permitida; A, C y D tampoco contienen más de dos electrones en un orbital:

Con la configuración impresa, ninguna viola Pauli.

b) Principio de máxima multiplicidad de Hund

Los orbitales $2p_x$, $2p_y$ y $2p_z$ son degenerados. Si hay dos electrones, deben ocupar orbitales distintos antes de aparearse. En D se colocan ambos en $2p_x$ y se dejan vacíos $2p_y$ y $2p_z$:

D no cumple el principio de Hund.

c) Configuraciones permitidas con electrones desapareados

En A queda un electrón solo en $3s$. En C, la configuración $3p^5$ deja un electrón desapareado. Las configuraciones B y D tienen sus electrones apareados:

A y C.

Cuestión 3. Espontaneidad y entropía

La condición termodinámica de espontaneidad a temperatura y presión constantes es

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0.$$

a) Toda reacción exotérmica es espontánea

Una reacción exotérmica tiene $\Delta H < 0$, pero puede tener $\Delta S < 0$ y ser no espontánea a temperaturas suficientemente altas:

Falsa.

b) Toda reacción espontánea tiene $\Delta S > 0$

La espontaneidad exige $\Delta G < 0$, no necesariamente $\Delta S > 0$. Puede haber reacciones espontáneas con $\Delta S < 0$ si la contribución entálpica hace suficientemente negativa a ΔG :

Falsa.

c) Vaporización del agua

En el cambio



las moléculas pasan a un estado más desordenado y con mayor libertad de movimiento:

$\Delta S > 0$, afirmación verdadera.

Cuestión 4. Reacciones de un alqueno

Tomamos como alqueno de referencia el eteno, $\text{CH}_2=\text{CH}_2$.

a) Adición de HBr



b) Combustión ajustada



c) Obtención del alcano correspondiente

La hidrogenación del doble enlace produce etano:



Problema 1. Disoluciones de ácido acético

a) Molaridad de la disolución comercial

Tomamos 1,00 L de disolución. Su masa es

$$m_{\text{disolución}} = \rho V = (1,05 \text{ g mL}^{-1})(1000 \text{ mL}) = 1050 \text{ g}.$$

El ácido acético representa el 10%:

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,10(1050) = 105 \text{ g}.$$

Con $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 2(12) + 4(1) + 2(16) = 60 \text{ g mol}^{-1}$:

$$n = \frac{105}{60} = 1,75 \text{ mol}.$$

Al estar en un litro:

$$C = 1,75 \text{ mol L}^{-1}.$$

b) Dilución

La cantidad de soluto se conserva:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2.$$

Con $C_1 = 1,75 \text{ M}$, $V_1 = 25 \text{ mL}$ y $V_2 = 250 \text{ mL}$:

$$C_2 = \frac{(1,75)(25)}{250} = \boxed{0,175 \text{ mol L}^{-1}}.$$

Problema 2. Electrólisis de nitrato de plata

En el cátodo se reduce la plata:

**a) Intensidad de corriente**

Los moles de plata depositados son

$$n(\text{Ag}) = \frac{1,50}{108} = 1,389 \cdot 10^{-2} \text{ mol}.$$

Por la semirreacción, se necesita un mol de electrones por mol de plata. La carga que ha circulado es

$$Q = nF = (1,389 \cdot 10^{-2})(96500) = 1340 \text{ C}.$$

El tiempo es

$$t = 12(60) = 720 \text{ s}.$$

Por tanto:

$$I = \frac{Q}{t} = \frac{1340}{720} = \boxed{1,86 \text{ A}}.$$

b) Molaridad inicial de AgNO_3

La electrólisis completa indica que todo el Ag^+ inicial se ha depositado. Por tanto:

$$n(\text{AgNO}_3) = n(\text{Ag}) = 1,389 \cdot 10^{-2} \text{ mol}.$$

En $2,00 \text{ L}$:

$$C(\text{AgNO}_3) = \frac{1,389 \cdot 10^{-2}}{2,00} = \boxed{6,94 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}}.$$