Química — Andalucía — extraordinaria de junio de 2021 — modelo V1

Indicaciones de resolución

Se contestan todas las cuestiones y problemas con las leyes, reacciones, unidades y conclusiones necesarias.

Cuestión 1 · Formulación y nomenclatura

- a) Tricloruro de cromo: $\boxed{CrCl_3}$. - b) Carbonato de bario: $\boxed{BaCO_3}$. - c) Óxido de vanadio(V): $\boxed{V_2O_5}$. - d) PbH_4: $\boxed{\text{hidruro de plomo(IV)}}$.
- e) $Fe_3(PO_4)_2$: $\boxed{\text{fosfato de hierro(II)}}$. - f) HNO_3: $\boxed{\text{ácido nítrico}}$.

Cuestión 2 · Formulación y nomenclatura

- a) Bromato de potasio: $\boxed{KBrO_3}$. - b) Hidróxido de aluminio: $\boxed{Al(OH)_3}$. - c) 4-metilfenol: $\boxed{CH_3C_6H_4OH}$, con los grupos en posiciones 1,4.
- d) H_2SO_3: $\boxed{\text{ácido sulfuroso}}$. - e) TiO_2: $\boxed{\text{óxido de titanio(IV)}}$. - f) $CH_3CH(CH_3)CH_2CHO$: $\boxed{\text{3-metilbutanal}}$.

Cuestión 3 · Átomo $^{14}_{7}N$

a) Partículas subatómicas

El número atómico da los protones y, al ser un átomo neutro, también los electrones. El número másico es la suma de protones y neutrones:

$$\boxed{p = 7,\ e = 7,\ n = 14 - 7 = 7}.$$

b) Configuración y electrones desapareados

$$N: 1s^2\,2s^2\,2p^3.$$

Los tres electrones $2p$ ocupan orbitales distintos antes de aparearse, según la regla de Hund:

$$\boxed{\text{hay 3 electrones desapareados en el estado fundamental.}}$$

c) Números cuánticos dados

$n = 2$, $l = 0$ identifica el subnivel $2s$, que solo tiene $m_l = 0$. En un mismo orbital caben como máximo dos electrones con espines opuestos:

$$\boxed{\text{2 electrones, } m_s = +\tfrac{1}{2} \text{ y } m_s = -\tfrac{1}{2}.}$$

Cuestión 4 · Equilibrio del NO

$$N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g),\ \Delta H = +180{,}2\ \text{kJ}.$$

a) Efecto de duplicar la presión

Hay dos moles gaseosos a cada lado, por lo que $\Delta n_g = 0$. La presión puede cambiar las presiones parciales, pero no cambia el valor de K_p, que depende únicamente de la temperatura:

$$\boxed{\text{Falsa: } K_p \text{ no se duplica al duplicar la presión.}}$$

b) Efecto de aumentar la temperatura

La reacción directa es endotérmica. Al calentar, el equilibrio se desplaza hacia el sentido que consume calor, es decir, hacia la derecha:

$$\boxed{\text{Falsa: se favorece la formación de NO, no el sentido izquierdo.}}$$

c) Efecto del catalizador

Un catalizador reduce la energía de activación de los dos sentidos y acelera la llegada al equilibrio, pero no modifica K_p ni la composición de equilibrio:

$$\boxed{\text{Falsa: el valor de la constante no depende del catalizador.}}$$

Cuestión 5 · Pares libres, geometría e hibridación

a) Par no compartido

En BF_3, el boro forma tres enlaces y no tiene par libre central. En PH_3, el fósforo aporta cinco electrones: forma tres enlaces P—H y conserva un par libre. En CH_4, el carbono emplea sus cuatro electrones en cuatro enlaces:

$$\boxed{\text{solo el átomo central de } PH_3 \text{ presenta un par libre.}}$$

b) Geometría de BF_3 y PH_3

BF_3 tiene tres dominios enlazantes y ningún par libre: es trigonal plana, con ángulos de aproximadamente $120°$. En PH_3 hay tres enlaces y un par libre: la geometría electrónica es tetraédrica y la molecular trigonal piramidal.

Molécula	Dominios centrales	Geometría molecular
BF_3	3 enlazantes	trigonal plana
PH_3	3 enlazantes + 1 libre	trigonal piramidal

c) Hibridación en CH_4

Cuatro enlaces equivalentes alrededor del carbono requieren cuatro orbitales híbridos dirigidos hacia los vértices de un tetraedro:

$$\boxed{\text{el carbono de } CH_4 \text{ presenta hibridación } sp^3.}$$

Cuestión 6 · Propiedades periódicas

a) Energía de ionización de Mg y Na

Ambos están en el periodo 3. El magnesio tiene mayor carga nuclear efectiva y su electrón externo está en $3s$, igual que en Na pero más atraído. Por tanto, $I_1(\mathrm{Mg}) > I_1(\mathrm{Na})$:

$$\boxed{\text{Falsa.}}$$

b) Radio iónico de los elementos del grupo 2

Los iones habituales del grupo 2 son $\mathrm{M^{2+}}$. Al perder dos electrones disminuye el apantallamiento y aumenta la atracción sobre los restantes; el catión es menor que el átomo:

$$\boxed{\text{Falsa: el radio iónico de } \mathrm{M^{2+}} \text{ es menor que el atómico.}}$$

c) Electronegatividad del grupo 1

Los metales alcalinos tienen un único electrón externo, gran radio y baja tendencia a atraer electrones compartidos:

$$\boxed{\text{Verdadera: en general presentan electronegatividad baja.}}$$

Cuestión 7 · pH de disoluciones de igual concentración

- $\mathrm{NH_3}$ es una base débil y produce algo de $\mathrm{OH^-}$. - NaCl procede de ácido fuerte y base fuerte, por lo que es aproximadamente neutro. - NaOH es una base fuerte y produce la mayor concentración de $\mathrm{OH^-}$. - $\mathrm{NH_4Cl}$ contiene $\mathrm{NH_4^+}$, ácido conjugado de la base débil $\mathrm{NH_3}$, y acidifica el agua.

$$\boxed{\begin{array}{ll} \text{a) pH más alto:} & \mathrm{NaOH.} \\ \text{b) } [\mathrm{OH^-}] < 10^{-7}\ \mathrm{M}: & \mathrm{NH_4Cl.} \\ \text{c) } [\mathrm{OH^-}] = [\mathrm{H_3O^+}]: & \mathrm{NaCl.} \end{array}}$$

Cuestión 8 · Isomería del compuesto $\mathrm{CH_2{=}CHCH_2CH_2OH}$

La fórmula molecular es $\mathrm{C_4H_8O}$.

a) Isómero con grupo carbonilo

El butanal conserva la fórmula molecular y contiene el grupo aldehído:

$$\boxed{\mathrm{CH_3CH_2CH_2CHO}}.$$

b) Isómero con isomería óptica

El butan-2-ol tiene un carbono unido a cuatro grupos diferentes:

$$\boxed{\mathrm{CH_3CH(OH)CH_2CH_3}}.$$

c) Isómero con isomería geométrica

El but-2-en-1-ol tiene dos sustituyentes diferentes en cada carbono del doble enlace:

$$\boxed{\mathrm{HOCH_2CH{=}CHCH_3}}.$$

Problema 1 · Disociación del tetróxido de dinitrógeno

$$\mathrm{N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)},\ K_p = 2{,}49,\ T = 60 + 273 = 333\ \mathrm{K}.$$

Sea α el grado de disociación de una cantidad inicial n_0 de $\mathrm{N_2O_4}$. En el equilibrio hay $n_0(1-\alpha)$ de $\mathrm{N_2O_4}$, $2\alpha n_0$ de $\mathrm{NO_2}$ y $n_0(1+\alpha)$ moles totales. Como $P_t = 1\ \mathrm{atm}$:

$$p_{\mathrm{N_2O_4}} = \frac{1-\alpha}{1+\alpha}P_t,\ p_{\mathrm{NO_2}} = \frac{2\alpha}{1+\alpha}P_t.$$

Por tanto:

$$K_p = \frac{p_{\mathrm{NO_2}}^2}{p_{\mathrm{N_2O_4}}} = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2}P_t.$$

Con $P_t = 1$:

$$2{,}49 = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2},\ \alpha = \sqrt{\frac{2{,}49}{6{,}49}} = \boxed{0{,}619\ (61{,}9\ \%)}.$$

Las presiones parciales son

$$p_{\mathrm{N_2O_4}} = \frac{1-0{,}619}{1+0{,}619} = \boxed{0{,}235\ \mathrm{atm}},$$

$$p_{\mathrm{NO_2}} = \frac{2(0{,}619)}{1+0{,}619} = \boxed{0{,}765\ \mathrm{atm}}.$$

Como $\Delta n_g = 1$,

$$K_p = K_c(RT),\ K_c = \frac{2{,}49}{(0{,}082)(333)} = \boxed{9{,}12\times10^{-2}\ \mathrm{mol\,L^{-1}}}.$$

Problema 2 · Solubilidad del yoduro de plomo(II)

$$\mathrm{PbI_2(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + 2I^-(aq)}.$$

a) Producto de solubilidad

$$M(\mathrm{PbI_2}) = 207 + 2(127) = 461\ \mathrm{g\,mol^{-1}},\ s = \frac{0{,}56}{461} = 1{,}215 \times 10^{-3}\ \mathrm{M}.$$

En agua pura, $[\mathrm{Pb^{2+}}] = s$ y $[\mathrm{I^-}] = 2s$:

$$K_{ps} = s(2s)^2 = 4s^3 = \boxed{7{,}17 \times 10^{-9}}.$$

b) Disolución de KI 0,5 M

El ion común es $\mathrm{I^-}$. Si la nueva solubilidad es s':

$$K_{ps} = s'(0{,}5 + 2s')^2.$$

Como $s' \ll 0{,}5$,

$$s' \simeq \frac{7{,}17 \times 10^{-9}}{(0{,}5)^2} = \boxed{2{,}87 \times 10^{-8}\ \mathrm{M}}.$$

Problema 3 · Preparación y neutralización de HCl

a) Molaridad y pH

La masa de disolución comercial usada es

$$m_{\text{disolución}} = (2\ \mathrm{mL})(1{,}38\ \mathrm{g\,mL^{-1}}) = 2{,}76\ \mathrm{g}.$$

La masa de HCl puro es $0{,}33(2{,}76) = 0{,}9108\ \mathrm{g}$. Con $M(\mathrm{HCl}) = 1 + 35{,}5 = 36{,}5\ \mathrm{g\,mol^{-1}}$:

$$n(\mathrm{HCl}) = \frac{0{,}9108}{36{,}5} = 0{,}02495\ \mathrm{mol}.$$

En $250\ \mathrm{L}$:

$$C = \frac{0{,}02495}{250} = \boxed{9{,}98 \times 10^{-5}\ \mathrm{M}}.$$

Como el HCl es fuerte, $[\mathrm{H_3O^+}] = C$:

$$\boxed{pH = -\log(9{,}98 \times 10^{-5}) = 4{,}00}.$$

b) Volumen de $\mathrm{Ca(OH)_2}$

La neutralización es

$$2\mathrm{HCl} + \mathrm{Ca(OH)_2} \longrightarrow \mathrm{CaCl_2} + 2\mathrm{H_2O}.$$

En 100 mL de HCl hay

$$n(\mathrm{HCl}) = (9{,}98 \times 10^{-5})(0{,}100) = 9{,}98 \times 10^{-6}\ \mathrm{mol}.$$

Se necesitan la mitad de moles de $\mathrm{Ca(OH)_2}$:

$$n = 4{,}99 \times 10^{-6}\ \mathrm{mol},\ V = \frac{n}{C} = \frac{4{,}99 \times 10^{-6}}{0{,}02} = \boxed{2{,}50 \times 10^{-4}\ \mathrm{L} = 0{,}250\ \mathrm{mL}}.$$

Problema 4 · Valoración redox del nitrito

a) Ajuste iónico y molecular

Oxidación del nitrito:

$$\mathrm{NO_2^-} + \mathrm{H_2O} \longrightarrow \mathrm{NO_3^-} + 2\mathrm{H^+} + 2\mathrm{e^-}.$$

Reducción del permanganato:

$$\mathrm{MnO_4^-} + 8\mathrm{H^+} + 5\mathrm{e^-} \longrightarrow \mathrm{Mn^{2+}} + 4\mathrm{H_2O}.$$

Multiplicando por 5 y 2, respectivamente, y sumando:

$$\boxed{5\mathrm{NO_2^-} + 2\mathrm{MnO_4^-} + 6\mathrm{H^+} \longrightarrow 5\mathrm{NO_3^-} + 2\mathrm{Mn^{2+}} + 3\mathrm{H_2O}}.$$

La ecuación molecular correspondiente es

$$\boxed{5\mathrm{KNO_2} + 2\mathrm{KMnO_4} + 3\mathrm{H_2SO_4} \longrightarrow 5\mathrm{KNO_3} + \mathrm{K_2SO_4} + 2\mathrm{MnSO_4} + 3\mathrm{H_2O}}.$$

b) Riqueza de la muestra

$$n(\mathrm{KMnO_4}) = (0{,}050)(0{,}2) = 0{,}0100\ \mathrm{mol}.$$

La estequiometría requiere $5/2$ moles de $\mathrm{KNO_2}$ por cada mol de permanganato:

$$n(\mathrm{KNO_2}) = \frac{5}{2}(0{,}0100) = 0{,}0250\ \mathrm{mol}.$$

$$M(\mathrm{KNO_2}) = 39 + 14 + 2(16) = 85\ \mathrm{g\,mol^{-1}},\ m = 0{,}0250(85) = 2{,}125\ \mathrm{g}.$$

La riqueza de una muestra de 3,25 g es

$$\boxed{\%\,\mathrm{KNO_2} = \frac{2{,}125}{3{,}25}(100) = 65{,}4\%}.$$