

Cuestiones resueltas de «La materia y las reacciones químicas»

1) Si tenemos 18 g de H₂O determine: a) el número de moles de agua; b) el número de moléculas de agua; c) el número de átomos de oxígeno y de hidrógeno. Datos: Pa(H) = 1; Pa(O) = 16. [a) 1 molde H₂O; b) 6,022 · 10²³ moléculas de H₂O; c) 6,022 · 10²³ átomos de O; d) 1,2044 · 10²⁴ átomos de H]

Respuesta:

$$n_{H_2O} = \frac{m}{Pm} = \frac{18 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1 \text{ mol } H_2O$$

$$N_{H_2O} = n_{H_2O} \times N_A = 1 \text{ mol} \times 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2O \quad \begin{cases} N_H = 2 \times N_{H_2O} \\ N_O = 1 \times N_{H_2O} \end{cases}$$

2) Tenemos 27 g de H₂O. Calcule: a) la cantidad de sustancia en moles de agua; b) el número de moléculas de agua; c) el número de átomos de oxígeno y de hidrógeno. [a) 1,5 molde H₂O; b) 9,033 · 10²³ moléculas de H₂O; c) 9,033 · 10²³ átomos de O; 1,8066 · 10²⁴ átomos de H]

Respuesta:

$$n = \frac{m}{Pm} = \frac{27 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{27}{18} \text{ mol } H_2O = 1,5 \text{ mol } H_2O$$

$$N_{H_2O} = n \times N_A = \frac{27}{18} \text{ mol} \times 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 9,033 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2O$$

$$N_H = 2 \times N_{H_2O} = 1,8066 \cdot 10^{24} \text{ átomos } H$$

$$N_O = N_{H_2O}$$

3) Sabiendo que la masa molecular del hidrógeno es 2 y la del oxígeno 32, conteste razonadamente: a) ¿qué ocupará más volumen, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno en las mismas condiciones de presión y temperatura?; b) ¿qué tendrá más masa, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno?; c) ¿dónde habrá más moléculas, en un mol de hidrógeno o en un mol de oxígeno?. [a) Igual volumen; b) m_O > m_H; c) igual]

Respuesta:

$$pV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{p} \quad \left\{ \begin{array}{l} V_{H_2} = \frac{1 \text{ mol} \times R \times T}{p} \\ V_{O_2} = \frac{1 \text{ mol} \times R \times T}{p} \end{array} \right\} \quad V_{H_2} = V_{O_2}$$

$$m = n \times Pm \quad \left\{ \begin{array}{l} m_{H_2} = n \times Pm = 1 \text{ mol} \times 2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2 \text{ g} \\ m_{O_2} = n \times Pm = 1 \text{ mol} \times 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 32 \text{ g} \end{array} \right\} \quad m_{O_2} > m_{H_2}$$

$$N = n \times N_A \quad \left\{ \begin{array}{l} N_{H_2} = N_{O_2} \end{array} \right.$$

4) Se tienen tres recipientes que contienen 3,011 · 10²³ moléculas de C₄H₁₀, el primero, 6,130 · 10²³ moléculas de CO, el segundo y 1 mol de N₂, el tercero. Ordénelos en orden creciente de su masa. [m(C₄H₁₀) > m(CO) > m(N₂)]

Respuesta:

$$m = n \times Pm = \frac{N}{N_A} \times Pm$$

$$m_{C_4H_{10}} = \frac{N}{N_A} \times Pm = \frac{3,01 \times 10^{23}}{6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}} \times 58 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = \frac{3,01 \times 10^{23}}{6,022 \cdot 10^{23}} \times 58 \text{ g} = 29 \text{ g}$$

$$m_{CO} = \frac{N}{N_A} \times Pm = \frac{6,130 \times 10^{23}}{6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}} \times 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 28,5 \text{ g}$$

$$m_{N_2} = n \times Pm = 1 \text{ mol} \times 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 28 \text{ g}$$

5) Se dispone de tres recipientes que contienen 1 L de metano gas, 2 litros de nitrógeno gas y 1,5 L de ozono gas, en las mismas condiciones de presión y temperatura. Indique razonadamente: a) ¿cuál contiene mayor número de moléculas?; b) ¿cuál contiene mayor número de átomos?; c) ¿cuál tiene mayor densidad?. [a) nitrógeno > ozono > metano; b) metano > ozono > nitrógeno; c) ozono > nitrógeno > metano]

Respuesta:

$$pV = nRT \left\{ \begin{array}{l} n = \frac{p}{RT} V \\ N = n \times N_A \\ N = \frac{p}{RT} V \times N_A = \left(\frac{pN_A}{RT} \right) V \end{array} \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} N_{CH_4} = \left(\frac{pN_A}{RT} \right) \times 1 \text{ L} = \frac{pN_A}{RT} \\ N_{N_2} = \left(\frac{pN_A}{RT} \right) \times 2 \text{ L} = 2 \times \frac{pN_A}{RT} \\ N_{O_3} = \left(\frac{pN_A}{RT} \right) \times 1,5 \text{ L} = 1,5 \times \frac{pN_A}{RT} \end{array} \right. \quad N_{N_2} > N_{O_3} > N_{CH_4}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} N_{\text{átomos}(CH_4)} = N_{CH_4} \times 5_{\text{átomos}} = \frac{pN_A}{RT} \times 1 \text{ L} \times 5 = 5 \times \frac{pN_A}{RT} \\ N_{\text{átomos}(N_2)} = N_{N_2} \times 2_{\text{átomos}} = \frac{pN_A}{RT} \times 2 \text{ L} \times 2 = 4 \times \frac{pN_A}{RT} \\ N_{\text{átomos}(O_3)} = N_{O_3} \times 3_{\text{átomos}} = \frac{pN_A}{RT} \times 1,5 \text{ L} \times 3 = 4,5 \times \frac{pN_A}{RT} \end{array} \right.$$

$$N_{\text{átomos}(CH_4)} > N_{\text{átomos}(O_3)} > N_{\text{átomos}(N_2)}$$

$$d = \frac{m}{V} = \frac{n \times Pm}{V} = \frac{\frac{p}{RT} V \times Pm}{V} = \frac{p}{RT} \times Pm$$

$$\left\{ \begin{array}{l} d_{CH_4} = \frac{p}{RT} \times Pm = \frac{p}{RT} \times 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \\ d_{N_2} = \frac{p}{RT} \times Pm = \frac{p}{RT} \times 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \\ d_{O_3} = \frac{p}{RT} \times Pm = \frac{p}{RT} \times 48 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \end{array} \right. \quad d_{O_3} > d_{N_2} > d_{CH_4}$$

6) a) Conceptos de mol, peso atómico, isótopo y volumen molar. b) Ley de las proporciones múltiples, ley de los volúmenes de combinación y el principio de Avogadro.

7) a) Enuncia la ley de los volúmenes de combinación y el Principio de Avogadro. b) Define los conceptos: mol, masa atómica molar y fracción molar.

8) Analiza la discordancia entre la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación y la teoría atómica de Dalton, así como la solución a dicha discordancia.

9) Una bombona de butano (C_4H_{10}) contiene 12 kg de este gas. Para esta cantidad calcule: a) el número de moles de butano; b) el número de átomos de carbono y de hidrógeno. Datos: (C) = 12; (H) = 1. [a) 206,9 mol C_4H_{10} ; b) $4,984 \cdot 10^{26}$ átomos de C; $1,246 \cdot 10^{27}$ átomos de H]

Respuesta:

$$Pm(C_4H_{10}) = 4 \times 12 + 10 \times 1 = 58$$

$$n_{(C_4H_{10})} = \frac{m}{Pm} = \frac{12.000 \text{ g}}{58 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 206,9 \text{ mol } C_4H_{10}$$

$$\begin{cases} N_C = 4 \times n_{(C_4H_{10})} \times N_A = 4 \times 206,9 \text{ mol} \times 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 5 \cdot 10^{26} \\ N_H = 10 \times n_{(C_4H_{10})} \times N_A = 10 \times 206,9 \text{ mol} \times 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 1,25 \cdot 10^{27} \end{cases}$$

10) Un recipiente cerrado contiene oxígeno, después de vaciarlo lo llenamos con amoníaco a la misma presión y temperatura. Razone cada una de las siguientes afirmaciones: a) el recipiente contenía el mismo número de moléculas de oxígeno que de amoníaco; b) la masa del recipiente lleno es la misma en ambos casos; c) en ambos casos el recipiente contiene el mismo número de átomos. [a) Cierto: $n(O_2) = n(NH_3)$; b) falso: $m(NH_3) < m(O_2)$; c) falso: $N_O = \frac{1}{2} \cdot N_{N+H}$]

Respuesta:

Principio de Avogadro:

$$\frac{n_{O_2}}{n_{NH_3}} = \frac{\frac{pV_{O_2}}{RT}}{\frac{pV_{NH_3}}{RT}} = 1 \Rightarrow n_{O_2} = n_{NH_3} \Rightarrow n_{O_2} = \frac{N_{O_2}}{N_A} = \frac{N_{NH_3}}{N_A} = n_{NH_3} \Rightarrow N_{O_2} = N_{NH_3}$$

$$n_{O_2} = n_{NH_3} \Rightarrow \frac{m_{O_2}}{Pm(O_2)} = \frac{m_{NH_3}}{Pm(NH_3)} \Rightarrow \frac{m_{O_2}}{m_{NH_3}} = \frac{Pm(O_2)}{Pm(NH_3)} = \frac{32}{17} \Rightarrow m_{O_2} = \frac{32}{17} m_{NH_3}$$

$$N = n \cdot N_A \left\{ \begin{array}{l} N_O = 2 \cdot n_{O_2} \cdot N_A \\ N_{N+H} = 4 \cdot n_{NH_3} \cdot N_A \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} \frac{N_O}{N_{N+H}} = \frac{2 \cdot n_{O_2} \cdot N_A}{4 \cdot n_{NH_3} \cdot N_A} = \frac{2}{4} \\ N_{N+H} = 2 \cdot N_O \end{array} \right.$$

11) Tenemos un disolución de H_2SO_4 en agua, la densidad es de 1,84 g/mL y del 96% de porcentaje en peso. Calcule: a) la concentración en mol/L; b) la fracción molar del H_2SO_4 ; c) la molalidad. Dato: $Pm(H_2SO_4) = 98$. [a) 18,0 mol/L; b) 0,82; c) 245 mol/kg]

Respuesta:

$$96\% \text{ en peso} = \frac{m_{H_2SO_4}(g)}{m_{disolución}(g)} \times 100 \quad \left\{ \begin{array}{l} m_{H_2SO_4} = m_{disolución} \times 0,96 \end{array} \right.$$

$$c \left(\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right) = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{disolución}}(\text{L})} = \frac{\frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{Pm_{\text{H}_2\text{SO}_4}}}{V_{\text{disolución}}(\text{L})} = \frac{\frac{m_{\text{disolución}} \times 0,96}{Pm_{\text{H}_2\text{SO}_4}}}{V_{\text{disolución}}(\text{L})} = \frac{d \left(\frac{\text{g}}{\text{L}} \right) \times V_{\text{disolución}}(\text{L}) \times 0,96}{Pm_{\text{H}_2\text{SO}_4} \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) V_{\text{disolución}}(\text{L})}$$

$$c \left(\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right) = \frac{\frac{d \left(\frac{\text{g}}{\text{L}} \right) \times V_{\text{disolución}}(\text{L}) \times 0,96}{Pm_{\text{soluta}} \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)}}{V_{\text{disolución}}(\text{L})} = \frac{d \left(\frac{\text{g}}{\text{L}} \right) \times 0,96}{Pm_{\text{soluta}}} = \frac{1,840 \frac{\text{g}}{\text{L}} \times 0,96}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 18,0 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\left\{ \chi_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{n_{\text{H}_2\text{SO}_4} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{\frac{96 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g mol}^{-1}}}{\frac{96 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g mol}^{-1}} + \frac{4 \text{ g H}_2\text{O}}{18 \text{ g mol}^{-1}}} = 0,82 \right\}$$

$$\left\{ m \left(\frac{\text{mol}}{\text{kg}} \right) = \frac{n_{\text{soluta}}}{m_{\text{disolvente}}} = \frac{\frac{m_{\text{soluta}}}{Pm_{\text{soluta}}}}{m_{\text{disolvente}}} = \frac{\frac{96 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g mol}^{-1}}}{4 \times 10^{-3} \text{ kg}} = 245 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \right\}$$

12) Determine la masa de alcohol etílico que se ingiere al beber un vaso de 250 mL de una bebida alcohólica de concentración 4°. Datos: $d_{\text{etanol}} = 0,80 \text{ g/mL}$; 1° alcohólico equivale a 1 mL de etanol por cada 100 mL de la bebida; $Pm(\text{etanol}) = 46$. [8 g]

Respuesta:

$$1^\circ = 1\% \text{ volumen} = \frac{1 \text{ mL (etanol)}}{100 \text{ mL (disolución)}} \times 100 \quad \left\{ V_{\text{etanol}}(\text{mL}) = \frac{1^\circ}{100} \times V_{\text{disolución}}(\text{mL}) \right.$$

$$V_{\text{etanol}}(\text{mL}) = \frac{4^\circ}{100} \times 250 \text{ mL} = 10 \text{ mL} \quad \left\{ m_{\text{etanol}} = d \cdot V_{\text{etanol}} = 0,80 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \times 10 \text{ mL} = 8,0 \text{ g} \right.$$

13) Determine la masa de ácido acético que hay en 500 mL de una botella de vinagre de concentración 3°. Datos: $d_{\text{ac. acético}} = 1,04 \text{ g/mL}$; 3° equivalen a 3 mL de ácido acético por cada 100 mL de vinagre; $Pm(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60$. [15,6 g]

Respuesta:

$$3^\circ = 3\% \text{ volumen} = \frac{3 \text{ mL (CH}_3\text{COOH)}}{100 \text{ mL (vinagre)}} \times 100 \quad \left\{ V_{\text{CH}_3\text{COOH}}(\text{mL}) = \frac{3^\circ}{100} \times V_{\text{vinagre}}(\text{mL}) \right.$$

$$V_{\text{CH}_3\text{COOH}}(\text{mL}) = \frac{3^\circ}{100} \times 500 \text{ mL} = 15 \text{ mL} \quad \left\{ m_{\text{CH}_3\text{COOH}} = d \cdot V_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,04 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \times 15 \text{ mL} = 15,6 \text{ g} \right.$$

14) En tres recipientes de 15 litros de capacidad se introducen, en condiciones normales de presión y temperatura, hidrógeno en el primero, cloro en el segundo y metano en el tercero. Para el contenido de cada recipiente, calcule: a) el número de moléculas; b) el número de átomos. Dato: R.

Problemas resueltos de «La materia y las reacciones químicas»

Datos para resolver los Problemas: Los Pesos atómicos hay que consultarlos en la Tabla Periódica.

$$p (1 \text{ atm}) = p (760 \text{ mm Hg}) = \frac{F}{S} = \frac{mg}{S} = \frac{\rho Vg}{S} = \rho gh$$

$$1 \text{ atm} = 13,590 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \times 9,81 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} \times 0,76 \text{ m} = 101,325 \text{ Pa} = 1,013,25 \text{ hPa} = 1,01325 \text{ bar} = 1,013,25 \text{ mbar}$$

$$\text{Energía: } 1 \text{ J} = 1 \text{ N} \cdot \text{m} = 1 \text{ Pa} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{m} = 1 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 = 10^{-5} \text{ bar} \times 10^3 \text{ L} = 10^{-2} \text{ bar L}$$

$$\text{Constante de los gases: } R = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} = 8,314 \frac{\text{Pa m}^3}{\text{mol K}} = 0,08314 \frac{\text{bar L}}{\text{mol K}} = 0,0820 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}}$$

1) Un compuesto químico tiene la siguiente composición centesimal: 40,2% de K; 26,9% de Cr y 32,9% de O. ¿Cuál es la fórmula empírica?. Pa(Cr) = 52; Pa(K) = 39; Pa(O) = 16. [Cromato de potasio]

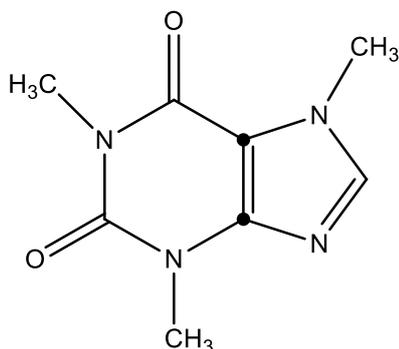
Respuesta:

$$\left\{ \begin{array}{l} n_K = 40,2 \text{ g K} \times \frac{1 \text{ mol K}}{39 \text{ g K}} = 1,03 \text{ mol K} \\ n_{Cr} = 26,9 \text{ g Cr} \times \frac{1 \text{ mol Cr}}{52 \text{ g Cr}} = 0,52 \text{ mol Cr} \\ n_O = 32,9 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 2,06 \text{ mol O} \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} K_{1,03} Cr_{0,52} O_{2,06} \\ K_{\frac{1,03}{0,52}} Cr_{\frac{0,52}{0,52}} O_{\frac{2,06}{0,52}} \\ K_{1,98} Cr_1 O_{3,96} \\ K_2 Cr O_4 \end{array} \right.$$

2) La cafeína, un estimulante que se encuentra en café y té, tiene de peso molecular 194 y su composición es: 49,48% de C; 5,19% de H; 28,85% de N y 16,48% de O. Determina la fórmula empírica y la fórmula molecular de la cafeína. Pa(C) = 12; Pa(H) = 1; Pa(N) = 14; Pa(O) = 16. [C₄H₅N₂O; C₈H₁₀N₄O₂]

Respuesta:

$$\left\{ \begin{array}{l} n_C = \frac{49,48 \text{ g C}}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 4,12 \text{ mol C} \\ n_H = 5,19 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 5,19 \text{ mol H} \\ n_N = 28,85 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14 \text{ g N}} = 2,06 \text{ mol N} \\ n_O = 16,48 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 1,03 \text{ mol O} \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} C_{\frac{4,12}{1,03}} H_{\frac{5,19}{1,03}} N_{\frac{2,06}{1,03}} O_{\frac{1,03}{1,03}} \\ C_4 H_5 N_2 O_1 \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} P_m = 194 = (C_4 H_5 N_2 O_1)_n = 194 = n \cdot (12 \times 4 + 1 \times 5 + 14 \times 2 + 16 \times 1) \\ 194 = n \cdot 97 \Rightarrow n = \frac{194}{97} = 2 \\ (C_4 H_5 N_2 O_1)_2 = C_8 H_{10} N_4 O_2 \end{array} \right.$$



1-3-7-Trimetilxantina



3) Al reaccionar 10,83 g de Hg y 13,71 g de I, resulta un compuesto puro. ¿Cuál es la fórmula empírica?. Pa(Hg) = 200,59; Pa (I) = 126,9. [diyoduro de mercurio]

Respuesta:

$$\left\{ \begin{array}{l} n_{Hg} = 10,83 \text{ g Hg} \times \frac{1 \text{ mol Hg}}{200,59 \text{ g Hg}} = 0,05399 \text{ mol Hg} \\ n_I = 13,71 \text{ g I} \times \frac{1 \text{ mol I}}{126,9 \text{ g I}} = 0,108 \text{ mol I} \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} Hg_{0,054} I_{0,108} \\ Hg_{\frac{0,054}{0,054}} I_{\frac{0,108}{0,054}} \\ HgI_2 \end{array} \right.$$

4) Se sabe que un óxido tiene de fórmula M₂O₅. En su forma pura, este compuesto contiene un 75,27% de M en peso. Calcule el peso atómico de M e indique el elemento químico. Pa(O) = 16. [Pa(Sb) = 121,75]

Respuesta:

$$n_M = \frac{m_M}{Pa(M)} = \frac{75,27 \text{ g M}}{Pa(M)} \Rightarrow n_O = \frac{m_O}{Pa(O)} = \frac{(100 - 75,27) \text{ g O}}{16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,5456 \text{ mol O}$$

$$M_2O_5 = \frac{n_M}{n_O} = \frac{2}{5} = \frac{\frac{75,27 \text{ g M}}{Pa(M)}}{1,5456 \text{ mol O}} \Rightarrow Pa(M) = \frac{5}{2} \times \frac{75,27 \text{ g M}}{1,5456 \text{ mol O}} = 121,75 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

5) Determina la fórmula molecular de una sustancia cuyo peso molecular es 72 y que responde a la fórmula empírica de alcano. $[C_5H_{12}]$

Respuesta:

La Fórmula empírica de los alcanos es C_nH_{2n+2}

$$Pm(C_nH_{2n+2}) = 72 = n \times Pa(C) + (2n+2) \times Pa(H) = 12n + 2n + 2 = 14n + 2$$

$$n = (72-2)/14 = 5$$

6) Un compuesto tiene la siguiente composición: 58,8% de C; 9,8% de H y 31,4% de O. Sabiendo que su peso molecular está comprendido entre 180 y 220, determina su fórmula empírica y su fórmula molecular. $Pa(C) = 12$; $Pa(H) = 1$; $Pa(O) = 16$. $[C_5H_{10}O_2$ y $C_{10}H_{20}O_4]$

Respuesta:

$$\left\{ \begin{array}{l} n_C = 58,8 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 4,9 \text{ mol C} \\ n_H = 9,8 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 9,8 \text{ mol H} \\ n_O = 31,4 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 1,9625 \text{ mol O} \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} C_{4,9} H_{9,8} O_{1,9625} \\ C_{\frac{4,9}{1,9625}} H_{\frac{9,8}{1,9625}} O_{\frac{1,9625}{1,9625}} \\ C_{2,5} H_5 O_1 \\ C_5 H_{10} O_2 \end{array} \right\}$$

Fórmula empírica $C_5H_{10}O_2$

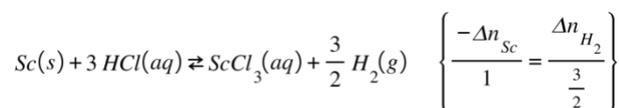
Fórmula molecular: $(C_5H_{10}O_2)_n \Rightarrow 180 < Pm < 220$

$$(5 \cdot 12 + 10 \cdot 1 + 2 \cdot 16) \cdot n = 102 \cdot n$$

$$\left\{ \begin{array}{l} n=1 \Rightarrow Pm=102 \\ n=2 \Rightarrow Pm=204 \\ n=3 \Rightarrow Pm=306 \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} 180 < (Pm=204) < 220 \\ (C_5H_{10}O_2)_2 = C_{10}H_{20}O_4 \end{array} \right.$$

7) Sea la reacción química siguiente: $Sc(s) + 3 HCl(aq) \rightleftharpoons ScCl_3(aq) + 3 \cdot \frac{1}{2} H_2(g)$. Calcula cuántos gramos de Sc reaccionarán con HCl, si se desprenden 2,41 L de hidrógeno gas medidos a 373 K y 96,26 kPa. $Pa(Sc) = 44,956$. $[2,25 \text{ g}]$

Respuesta:



$$2,41 \text{ L de } H_2 \Rightarrow n_{H_2} \Rightarrow n_{Sc} \Rightarrow m_{Sc}$$

$$n_{H_2} = \frac{pV}{RT} = \frac{96,26 \cdot 10^3 \text{ Pa} \times 2,41 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3}{8,314 \frac{\text{Pa m}^3}{\text{mol K}} \times 373 \text{ K}} = 0,0748 \text{ mol } H_2$$

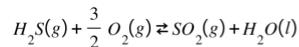
$$-\Delta n_{Sc} = \frac{\Delta n_{H_2}}{\frac{3}{2}} = \frac{0,0748 \text{ mol}}{\frac{3}{2}} = 0,0499 \text{ mol } Sc$$

$$m_{Sc} = n_{Sc} \times Pa = 0,0499 \text{ mol} \times 44,956 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2,24 \text{ g } Sc$$

8) Sea la reacción: $H_2S(g) + O_2(g) \rightleftharpoons SO_2(g) + H_2O(l)$. Escribe reacción ajustada y la ecuación de la estequiometría que relaciona los reactantes y los productos de la reacción. Si reaccionan 200 L de H_2S ,

bajo unas determinadas condiciones de presión y temperatura, determina: a) el volumen de O_2 que reaccionará bajo las mismas condiciones de presión y temperatura; b) el volumen SO_2 que se obtendrá en las mismas condiciones de presión y temperatura. [a) 300 L; b) 200 L]

Respuesta:



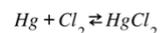
$$\frac{-\Delta n_{H_2S}}{1} = \frac{-\Delta n_{O_2}}{\frac{3}{2}} = \frac{\Delta n_{SO_2}}{1} = \frac{\Delta n_{H_2O}}{1}$$

$$-\Delta n_{O_2} = \frac{3}{2}(-\Delta n_{H_2S}) \Rightarrow \frac{pV_{O_2}}{RT} = \frac{3}{2} \frac{pV_{H_2S}}{RT} \Rightarrow V_{O_2} = \frac{3}{2} \cdot V_{H_2S} = \frac{3}{2} \times 200 L = 300 L O_2$$

$$\Delta n_{SO_2} = -\Delta n_{H_2S} \Rightarrow \frac{pV_{SO_2}}{RT} = \frac{pV_{H_2S}}{RT} \Rightarrow V_{SO_2} = V_{H_2S} = 200 L SO_2$$

9) El dicloruro de mercurio se forma por la reacción siguiente: $Hg(l) + Cl_2(g) \rightleftharpoons HgCl_2(l)$. Si en un recipiente se introducen 100 g de Hg y 100 g de Cl_2 , a) ¿cuántos gramos de $HgCl_2(s)$ se formarán y qué masa de sustancia quedará sin reaccionar?. [135,5 g de $HgCl_2$ y 64,57 g de Cl_2]

Respuesta:



$$-\Delta n_{Hg} = -\Delta n_{Cl_2} = \Delta n_{HgCl_2}$$

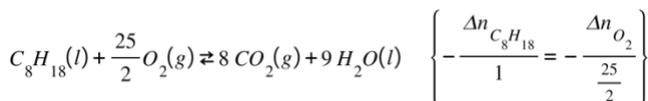
$$\left\{ \begin{array}{l} n_{Hg} = \frac{m_{Hg}}{Pa(Hg)} = \frac{100 \text{ g Hg}}{200,59 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,499 \text{ mol Hg} \\ n_{Cl_2} = \frac{m_{Cl_2}}{Pm(Cl_2)} = \frac{100 \text{ g } Cl_2}{71 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,408 \text{ mol } Cl_2 \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} n_{Hg} < n_{Cl_2} \\ \text{Reacciona todo el Hg} \end{array} \right.$$

$$n_{Hg} \Rightarrow n_{HgCl_2} \Rightarrow m_{HgCl_2}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} n_{Hg} = 0,499 \text{ mol Hg} \times \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{1 \text{ mol Hg}} \times \frac{1 \text{ mol } HgCl_2}{1 \text{ mol } Cl_2} \times \frac{271,59 \text{ g } HgCl_2}{1 \text{ mol } HgCl_2} = 135,5 \text{ g } HgCl_2 \\ 0,499 \text{ mol } Cl_2 \times \frac{71 \text{ g } Cl_2}{1 \text{ mol } Cl_2} = 35,43 \text{ g } Cl_2 \text{ reaccionan} \\ 100 \text{ g } Cl_2 - 35,43 \text{ g } Cl_2 \text{ reaccionan} = 64,57 \text{ g } Cl_2 \text{ no reaccionan} \end{array} \right.$$

10) Al quemar gasolina (2,2,4-trimetilpentano), a temperatura y presión ambiental, se produce dióxido de carbono gas y agua líquida. Si quemamos 7 L de gasolina, de densidad 0,704 g/mL, ¿qué volumen de aire, en condiciones normales (0°C y 1 atm), se necesita para su combustión?. Dato: el aire tiene un 21% en volumen de oxígeno. Pa(C) = 12; Pa(H) = 1. [57.638 L de aire]

Respuesta:



$$7 L C_8H_{18} \Rightarrow m_{C_8H_{18}} \Rightarrow n_{C_8H_{18}} \Rightarrow n_{O_2} \Rightarrow V_{O_2} \Rightarrow V_{aire}$$

$$m_{C_8H_{18}} = d_{C_8H_{18}} \times V = \frac{0,704 \text{ g}}{\text{mL}} \times 7.000 \text{ mL} = 4.928 \text{ g } C_8H_{18}$$

$$n_{C_8H_{18}} = \frac{m_{C_8H_{18}}}{Pm} = \frac{4.928 \text{ g}}{114 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 43,23 \text{ mol } C_8H_{18}$$

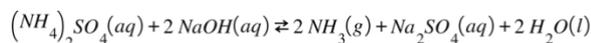
$$-\Delta n_{O_2} = \frac{25}{2} \times (-\Delta n_{C_8H_{18}}) = \frac{25}{2} \times 43,23 \text{ mol} = 540,4 \text{ mol}$$

$$V_{O_2} = \frac{n_{O_2} RT}{p} = \frac{540,4 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 12.104 \text{ L}$$

$$V_{aire} = V_{O_2} \times \frac{100 \text{ L aire}}{21 \text{ L } O_2} = 12.104 \text{ L } O_2 \times \frac{100 \text{ L aire}}{21 \text{ L } O_2} = 57.638 \text{ L aire}$$

11) Una muestra de 5,13 g de sulfato de amonio impuro se hacen reaccionar con un exceso de hidróxido de sodio y se obtienen amoníaco, sulfato de sodio y agua. Si se obtienen 1,80 decímetros cúbicos de amoníaco gas, medidos a 293 K y 100 kPa, calcula el porcentaje de sulfato de amonio en la muestra analizada. Pa(S) = 32; Pa(N) = 14; Pa(O) = 16; Pa(H) = 1. [95,1%]

Respuesta:



$$\left\{ -\Delta n_{(NH_4)_2SO_4} = \frac{\Delta n_{NH_3}}{2} \right\} V_{NH_3} \Rightarrow n_{NH_3} \Rightarrow n_{(NH_4)_2SO_4} \Rightarrow m_{(NH_4)_2SO_4} \Rightarrow \% \text{riqueza}$$

$$n_{NH_3} = \frac{pV}{RT} = \frac{100.000 \text{ Pa} \times 1,80 \times 10^{-3} \text{ m}^3}{8,314 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 293 \text{ K}} = 0,07389 \text{ mol } NH_3$$

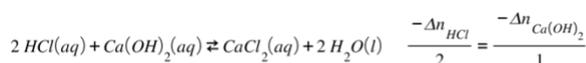
$$-\Delta n_{(NH_4)_2SO_4} = \frac{0,07389 \text{ mol}}{2} = 0,03695 \text{ mol}$$

$$m_{(NH_4)_2SO_4} = n_{(NH_4)_2SO_4} \times Pm = 0,03695 \text{ mol} \times 132 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 4,877 \text{ g } (NH_4)_2SO_4$$

$$\% \text{ riqueza muestra} = \frac{4,877 \text{ g } (NH_4)_2SO_4}{5,13 \text{ g muestra}} \times 100 = 95\%$$

12) Calcula los gramos de una disolución de ácido clorhídrico concentrado, de 36,2% en peso de HCl, que son necesarios para neutralizar: a) 1,25 g de hidróxido de calcio, siendo la reacción química que tiene lugar: $2 HCl(aq) + Ca(OH)_2(aq) \rightleftharpoons CaCl_2(aq) + 2 H_2O(l)$; b) 1,30 g de hidróxido de potasio, siendo la reacción química que tiene lugar: $HCl(aq) + KOH(aq) \rightleftharpoons KCl(aq) + H_2O(l)$. Datos: (K) = 39; (Cl) = 35,5; (Ca) = 40; (H) = 1. [a) 34,28 g HCl(aq); b) 2,34 g HCl(aq)]

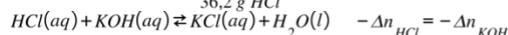
Respuesta:



$$n_{Ca(OH)_2} = \frac{m}{Pm} = \frac{1,25 \text{ g}}{74 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,17 \text{ mol } Ca(OH)_2 \Rightarrow -\Delta n_{HCl} = 2 \times (-\Delta n_{Ca(OH)_2}) = 0,34 \text{ mol } HCl$$

$$m_{HCl} = n \cdot Pm = 0,34 \text{ mol} \times 36,5 \frac{\text{g } HCl}{\text{mol}} = 12,41 \text{ g } HCl$$

$$\% \Rightarrow 12,41 \text{ g } HCl \times \frac{100 \text{ g } HCl(aq)}{36,2 \text{ g } HCl} = 34,28 \text{ g } HCl(aq)$$



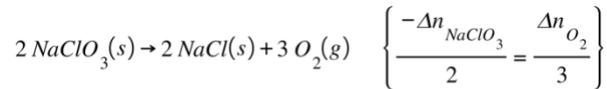
$$n_{KOH} = \frac{m}{Pm} = \frac{1,30 \text{ g}}{56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0232 \text{ mol } KOH \Rightarrow -\Delta n_{HCl} = -\Delta n_{KOH} = 0,0232 \text{ mol } HCl$$

$$m_{HCl} = n \cdot Pm = 0,0232 \text{ mol} \times 36,5 \frac{\text{g } HCl}{\text{mol}} = 0,8468 \text{ g } HCl$$

$$\% \Rightarrow 0,8468 \text{ g } HCl \times \frac{100 \text{ g } HCl(aq)}{36,2 \text{ g } HCl} = 2,34 \text{ g } HCl(aq)$$

13) Evaporamos hasta sequedad 300 cm³ de una disolución acuosa de la sal clorato de sodio (NaClO₃). Si se continúa calentando, la sal seca se descompone químicamente en la sal cloruro de sodio (NaCl) y dióxígeno gas (O₂), obteniéndose 2,24 dm³ de oxígeno medido a 300 K y 1 bar. Calcular cuál era la concentración de la disolución de partida. [0,2 mol/L]

Respuesta:



$$V_{\text{O}_2} \Rightarrow n_{\text{O}_2} \Rightarrow n_{\text{NaClO}_3} \Rightarrow c_{\text{NaClO}_3}$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{pV}{RT} = \frac{1 \text{ bar} \times 2,24 \text{ L}}{0,08314 \frac{\text{bar L}}{\text{mol K}} \times 300 \text{ K}} = 0,0898 \text{ mol}$$

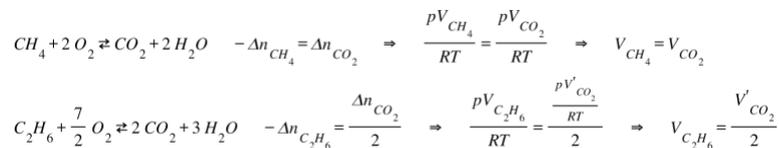
$$-\Delta n_{\text{NaClO}_3} = \frac{2}{3} \Delta n_{\text{O}_2} = \frac{2}{3} \times 0,0898 \text{ mol} = 0,0599 \text{ mol NaClO}_3$$

$$c_{\text{NaClO}_3} = \frac{0,0599 \text{ mol NaClO}_3}{0,3 \text{ L}} = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

14) Una mezcla de gases metano y etano (CH₄ y C₂H₆) ocupa un volumen de 20 cm³, a una determinada P y T. Se hace estallar la mezcla de gases con O₂ y se obtienen 25 cm³ de CO₂ medidos en las mismas condiciones de P y T. Calcula la composición volumétrica de la mezcla. [75% de CH₄]

Respuesta:

Los volúmenes están medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura



$$20 \text{ cm}^3 = V_{\text{CH}_4} + V_{\text{C}_2\text{H}_6}$$

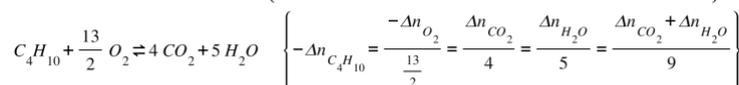
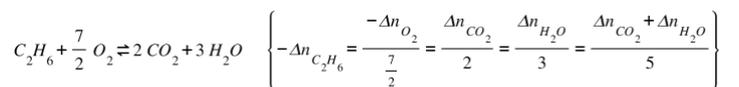
$$25 \text{ cm}^3 = V_{\text{CO}_2} + V'_{\text{CO}_2} = V_{\text{CH}_4} + 2 \cdot V_{\text{C}_2\text{H}_6} = V_{\text{CH}_4} + 2 \cdot (20 - V_{\text{CH}_4}) = V_{\text{CH}_4} + 40 - 2 \cdot V_{\text{CH}_4} = 40 - V_{\text{CH}_4}$$

$$V_{\text{CH}_4} = 40 - 25 = 15 \text{ cm}^3 \text{ CH}_4 \Rightarrow \% \text{CH}_4 = \frac{15 \text{ cm}^3 \text{ CH}_4}{20 \text{ cm}^3 \text{ CH}_4 + \text{C}_2\text{H}_6} \times 100 = 75\%$$

15) Una mezcla de gases constituida por 0,30 g de etano (C₂H₆) y 2,9 g de butano (C₄H₁₀) y 16,0 g de dióxígeno (O₂), se halla en un recipiente cerrado de 2 dm³ de volumen a la temperatura de 300 K. Calcula: a) la presión inicial de la mezcla y la presión parcial del oxígeno; b) la presión final de la mezcla después de la reacción a la temperatura de 500 K y la presión parcial del oxígeno que queda. [a) 6,98 bar; 6,24 bar; b) 13,3 bar; 2,9 bar]

Respuesta:

$$\left\{ \begin{array}{l} n_{C_2H_6} = \frac{m_{C_2H_6}}{Pm(C_2H_6)} = \frac{0,30 \text{ g}}{30 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,01 \text{ mol} \\ n_{C_4H_{10}} = \frac{m_{C_4H_{10}}}{Pm(C_4H_{10})} = \frac{2,9 \text{ g}}{58 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,05 \text{ mol} \\ n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{Pm(O_2)} = \frac{16,0 \text{ g}}{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,5 \text{ mol} \end{array} \right. \left\{ \begin{array}{l} P_{i(\text{mezcla})} = \frac{n_i RT}{V} \\ P_{i(\text{mezcla})} = \frac{0,56 \text{ mol} \times 0,08314 \frac{\text{bar} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 300 \text{ K}}{2 \text{ L}} = 6,98 \text{ bar} \\ P_{O_2} = \frac{n_{O_2} RT}{V} \\ P_{O_2} = \frac{0,5 \text{ mol} \times 0,08314 \frac{\text{bar} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 300 \text{ K}}{2 \text{ L}} = 6,24 \text{ bar} \end{array} \right.$$



$$\Delta n_{CO_2} + \Delta n_{H_2O} = 5 \cdot (-\Delta n_{C_2H_6}) = 5 \times 0,01 \text{ mol} = 0,05 \text{ mol} (CO_2 + H_2O)$$

$$\Delta n_{CO_2} + \Delta n_{H_2O} = 9 \cdot (-\Delta n_{C_4H_{10}}) = 9 \times 0,05 \text{ mol} = 0,45 \text{ mol} (CO_2 + H_2O)$$

$$(\Delta n_{CO_2} + \Delta n_{H_2O})_{\text{total}} = 0,50 \text{ mol} (CO_2 + H_2O)$$

$$-\Delta n_{O_2} = \frac{7}{2} \cdot (-\Delta n_{C_2H_6}) + \frac{13}{2} \cdot (-\Delta n_{C_4H_{10}}) = \frac{7}{2} \times 0,01 \text{ mol} + \frac{13}{2} \times 0,05 \text{ mol} = 0,36 \text{ mol } O_2$$

$$n_{f(O_2)} = 0,5 \text{ mol } O_2 - 0,36 \text{ mol } O_2 = 0,14 \text{ mol } O_2$$

$$P_{f(\text{mezcla})} = \frac{n_i RT}{V} = \frac{0,64 \text{ mol} \times 0,08314 \frac{\text{bar} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 500 \text{ K}}{2 \text{ L}} = 13,3 \text{ bar}$$

$$P_{O_2} = \frac{n_{O_2} RT}{V} = \frac{0,14 \text{ mol} \times 0,08314 \frac{\text{bar} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 500 \text{ K}}{2 \text{ L}} = 2,91 \text{ bar}$$

16) La combustión de 2,9 g de cierto hidrocarburo gaseoso (C_xH_y) produjo 8,8 g de dióxido de carbono. La densidad de dicho hidrocarburo, en condiciones normales, vale 2,59 g/L. Determine la fórmula molecular y escriba las fórmulas estructurales de todos los posibles isómeros. [Butano y metilpropano]

Respuesta:

$$m_{CO_2} \Rightarrow m_C \Rightarrow m_H \quad \left\{ \begin{array}{l} m_C \Rightarrow n_C \\ m_H \Rightarrow n_H \end{array} \right\} \quad \text{fórmula empírica}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} m_C = 8,8 \text{ g } CO_2 \times \frac{12 \text{ g } C}{44 \text{ g } CO_2} = 2,4 \text{ g } C \\ m_H = 2,9 \text{ g } C_xH_y - 2,4 \text{ g } C = 0,5 \text{ g } H \end{array} \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} n_C = \frac{m_C}{Pa} = \frac{2,4 \text{ g } C}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,2 \text{ mol } C \\ n_H = \frac{m_H}{Pa} = \frac{0,5 \text{ g } H}{1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,5 \text{ mol } H \end{array} \right\} \Rightarrow \text{fórmula empírica} \Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} C_{0,2}H_{0,5} \\ C_2H_5 \end{array} \right.$$

$$\text{fórmula empírica} \Rightarrow \{C_2H_5\}$$

$$\text{fórmula molecular} \Rightarrow \{(C_2H_5)_n\}$$

$$i Pm? = n \times C_2H_5 = n \times \left(2 \times 12 \frac{g}{mol} + 5 \times 1 \frac{g}{mol} \right) = n \times 29 \frac{g}{mol}$$

$$d_{(CN)} = 2,59 \frac{g}{L}$$

$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{m_{C_xH_y}}{Pm_{(C_xH_y)}} \frac{RT}{V} = \frac{d_{C_xH_y} RT}{Pm_{(C_xH_y)}}$$

$$Pm_{(C_xH_y)} = \frac{d_{C_xH_y} RT}{p} = \frac{2,59 \frac{g}{L} \times 0,082 \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K} \times 273,15 K}{1 atm} = 58 \frac{g}{mol}$$

$$\text{fórmula molecular: } 58 \frac{g}{mol} = n \times 29 \frac{g}{mol} \Rightarrow n = 2 \Rightarrow (C_2H_5)_2 = C_4H_{10}$$

17) Tenemos 1,00 g de un compuesto que contiene C, H y O, comprobamos que ocupa un volumen de 1,00 L a 473 K y 44,4 kPa. Por combustión de 10,0 g de mismo compuesto se obtienen 0,455 mol de dióxido de carbono y 0,455 mol de agua. Calcula la fórmula molecular y nombra los isómeros. [C₄H₈O₂; isómeros (ácidos, ésteres y cetonas con hidróxido)]

Respuesta:

Para determinar la fórmula empírica

$$10 \text{ g } C_x H_y O_z \left\{ \begin{array}{l} \left\{ \begin{array}{l} n_C = 0,455 \text{ mol } CO_2 \times \frac{1 \text{ mol } C}{1 \text{ mol } CO_2} = 0,455 \text{ mol } C \\ m_C = n_C \times Pa = 0,455 \text{ mol } C \times 12 \frac{g}{mol} = 5,46 \text{ g } C \end{array} \right. \\ \left\{ \begin{array}{l} n_H = 0,455 \text{ mol } H_2O \times \frac{2 \text{ mol } H}{1 \text{ mol } H_2O} = 0,91 \text{ mol } H \\ m_H = n_H \times Pa = 0,91 \text{ mol } H \times 1 \frac{g}{mol} = 0,91 \text{ g } H \end{array} \right. \\ \left\{ \begin{array}{l} m_O = 10 \text{ g } C_x H_y O_z - (5,46 \text{ g } C + 0,91 \text{ g } H) = 3,63 \text{ g } O \\ n_O = \frac{m_O}{Pa} = \frac{3,63 \text{ g } O}{16 \frac{g}{mol}} = 0,227 \text{ mol } O \end{array} \right. \end{array} \right.$$

$$\text{Fórmula empírica} \left\{ \begin{array}{l} C_{0,455} H_{0,91} O_{0,227} \\ C_2 H_4 O_1 \end{array} \right.$$

$$\text{fórmula empírica} \Rightarrow \{C_2H_4O_1\}$$

$$\text{fórmula molecular} \Rightarrow \{(C_2H_4O_1)_n\}$$

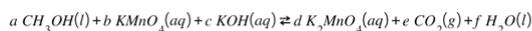
$$i Pm?(C_2H_4O_1)_n = n \times \left(2 \times 12 \frac{g}{mol} + 4 \times 1 \frac{g}{mol} + 1 \times 16 \frac{g}{mol} \right) = n \times 44 \frac{g}{mol}$$

$$pV = nRT = \frac{m_{C_xH_yO_z} RT}{Pm_{(C_xH_yO_z)}}$$

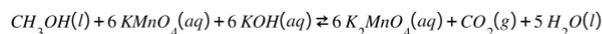
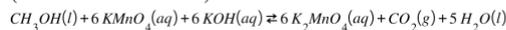
$$Pm_{(C_xH_yO_z)} = \frac{m_{C_xH_yO_z} RT}{pV} = \frac{1 \text{ g} \times 8,314 \frac{Pa \cdot m^3}{mol \cdot K} \times 473 K}{44,4 \cdot 10^3 Pa \times 10^{-3} m^3} = 88,57 \frac{g}{mol}$$

$$88,57 \frac{g}{mol} = n \times 44 \frac{g}{mol} \Rightarrow n = 2 \Rightarrow (C_2H_4O_1)_2 = C_4H_8O_2$$

18) Sea: $CH_3OH(l) + KMnO_4(aq) + KOH(aq) \rightleftharpoons K_2MnO_4(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$. Escribe la reacción ajustada. Calcule el volumen de CO_2 que se obtendrá, a 300 K y a 1,013 bar, si reaccionan 2 g de CH_3OH con 10 g de $KMnO_4$. Datos: $R = 0,08314 \text{ bar} \cdot L / (\text{mol} \cdot K)$; $Pa(K) = 39$; $(Mn) = 55$; $(O) = 16$; $(H) = 1$; $(C) = 12$. [0,260 dm³].

Respuesta:

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{C: } a = e \\ \text{H: } 4a + c = 2f \\ \text{O: } a + 4b + c = 4d + 2e + f \\ \text{K: } b + c = 2d \\ \text{Mn: } b = d \end{array} \right\} \Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} a = 1 \\ 4 + c = 2f \\ 1 + 4b + c = 4d + 2 + f \end{array} \right\} \Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} 4 + c = 2f \\ c = 1 + f \end{array} \right\} \Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} 2f - 4 = 1 + f \\ f = 5 \end{array} \right\} \Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} c = 6 \\ b = c = 6 \end{array} \right.$$



$$\left\{ \begin{array}{l} \frac{-\Delta n_{\text{CH}_3\text{OH}}}{1} = \frac{-\Delta n_{\text{KMnO}_4}}{6} = \frac{\Delta n_{\text{CO}_2}}{1} \end{array} \right\} \Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} n_{\text{CH}_3\text{OH}} = \frac{m_{\text{CH}_3\text{OH}}}{Pm} = \frac{2 \text{ g}}{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0625 \text{ mol CH}_3\text{OH} \\ n_{\text{KMnO}_4} = \frac{m_{\text{KMnO}_4}}{Pm} = \frac{10 \text{ g}}{158 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0633 \text{ mol KMnO}_4 \end{array} \right.$$

$$-\Delta n_{\text{KMnO}_4} = 0,0633 \text{ mol} \Rightarrow -\Delta n_{\text{CH}_3\text{OH}} = \frac{-\Delta n_{\text{KMnO}_4}}{6} = \frac{0,0633 \text{ mol}}{6} = 0,01055 \text{ mol}$$

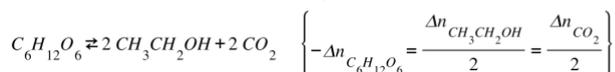
$$\Delta n_{\text{CO}_2} = -\Delta n_{\text{CH}_3\text{OH}} = \frac{-\Delta n_{\text{KMnO}_4}}{6} = \frac{0,0633 \text{ mol}}{6} = 0,01055 \text{ mol CO}_2$$

$$V_{\text{CO}_2} = \frac{nRT}{p} = \frac{0,01055 \text{ mol} \times 0,08314 \frac{\text{bar L}}{\text{mol K}} \times 300 \text{ K}}{1,013 \text{ bar}} = 0,260 \text{ L}$$

19) En la fermentación de la glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l}) + 2 \text{CO}_2(\text{g})$, se produce etanol y dióxido de carbono. Se parte de 2.700 g de glucosa y el rendimiento de la reacción es del 30%. Determine: a) el volumen del gas CO_2 que se obtendrá a 1,5 atm y a 300 K; b) la masa del líquido y el volumen de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ que se obtendrá. Datos: $d(\text{etanol}) = 0,78 \text{ g/mL}$; $\text{Pa}(\text{C}) = 12$; $\text{Pa}(\text{H}) = 1$; $\text{Pa}(\text{O}) = 16$. [a] 147,7 L CO_2 ; b) 414 g de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ y 0,531 L]

Respuesta:

$$m_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \Rightarrow n_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \xrightarrow{30\%} \left\{ \begin{array}{l} n_{\text{CO}_2} \Rightarrow V_{\text{CO}_2} \\ n_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} \Rightarrow m_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} \Rightarrow V_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} \end{array} \right.$$



$$n_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = \frac{m_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}}{Pm} = \frac{2700 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 15 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$\text{Reaccionan el 30\%: } -\Delta n_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = n'_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 15 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \times \frac{30}{100} = 4,5 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \Delta n_{\text{CO}_2} = 2 \times (-\Delta n_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}) = 2 \times n'_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 9 \text{ mol CO}_2 \\ V_{\text{CO}_2} = \frac{nRT}{p} = \frac{9 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 300 \text{ K}}{1,5 \text{ atm}} = 147,6 \text{ L} \end{array} \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \Delta n_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} = 2 \times (-\Delta n_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}) = 2 \times n'_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 9 \text{ mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \\ m_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} = n_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} \times Pm = 9 \text{ mol} \times 46 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 414 \text{ g} \\ V_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} = \frac{m_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}}{d} = \frac{414 \text{ g}}{0,78 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 530,8 \text{ mL} \end{array} \right.$$

20) En una bombona de acero, de volumen fijo, se mezclan un hidrocarburo gaseoso con la cantidad exacta de oxígeno gas para que al quemarse el hidrocarburo se transforme completamente en dióxido de carbono y agua. Las presiones antes y después de la combustión son iguales, medidas a la misma

temperatura. La presión parcial del dióxido de carbono es la misma que la del vapor de agua. Con estos datos determina el peso molecular del hidrocarburo. [28]

Respuesta:

$$1 C_x H_y + \left(\frac{2x + \frac{1}{2}y}{2} \right) O_2 \rightleftharpoons x CO_2 + \frac{1}{2}y H_2O$$

$$\left\{ \begin{array}{l} p_i = \frac{n_i RT}{V} = \frac{(n_{C_x H_y} + n_{O_2}) RT}{V} \\ p_f = \frac{n_f RT}{V} = \frac{(n_{CO_2} + n_{H_2O}) RT}{V} \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} p_i = p_f \\ n_{C_x H_y} + n_{O_2} = n_{CO_2} + n_{H_2O} \\ 1 + \frac{2x + \frac{1}{2}y}{2} = x + \frac{1}{2}y \end{array} \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} p_{CO_2} = p_{H_2O} \\ n_{CO_2} = n_{H_2O} \end{array} \right\} \left\{ x = \frac{1}{2}y \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 + \frac{2x + \frac{1}{2}y}{2} = x + \frac{1}{2}y \\ x = \frac{1}{2}y \end{array} \right\} = \left\{ 1 + \frac{2x + x}{2} = x + x \right\} = \left\{ 1 + \frac{3}{2}x = 2x \right\} = \left\{ \begin{array}{l} x = 2 \\ y = 4 \end{array} \right\} = C_2H_4$$

21) Al quemar 75 L de acetileno en unas determinadas condiciones de presión y temperatura calcula: a) el volumen de oxígeno que se consumirá; b) el volumen de todos los productos gaseosos de la reacción. Suponemos que el volumen de los productos los medimos en las mismas condiciones de P y T iniciales. [187,5 L oxígeno; 225 L de productos]

Respuesta:

$$C_2H_2 + \frac{5}{2} O_2 \rightleftharpoons 2 CO_2 + H_2O \quad \left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{C_2H_2} = \frac{-\Delta n_{O_2}}{5} = \frac{\Delta n_{CO_2}}{2} = \Delta n_{H_2O} \end{array} \right.$$

$$\frac{-\Delta n_{C_2H_2}}{-\Delta n_{O_2}} = \frac{\frac{pV_{C_2H_2}}{RT}}{\frac{pV_{O_2}}{RT}} = \frac{V_{C_2H_2}}{V_{O_2}} = \frac{1}{5} \quad \left\{ V_{O_2} = \frac{5}{2} \times V_{C_2H_2} = 187,5 L O_2 \right.$$

$$\frac{-\Delta n_{C_2H_2}}{-\Delta n_{(CO_2+H_2O)}} = \frac{\frac{pV_{C_2H_2}}{RT}}{\frac{pV_{(CO_2+H_2O)}}{RT}} = \frac{V_{C_2H_2}}{V_{(CO_2+H_2O)}} = \frac{1}{3} \quad \left\{ V_{(CO_2+H_2O)} = 3 \times V_{C_2H_2} = 225 L (CO_2 + H_2O) \right.$$

22) Al hacer saltar una chispa eléctrica en el seno de una masa de O₂ puro que ocupa un volumen de 1.000 cm³, a unas determinadas condiciones de P y T, el volumen de la mezcla se reduce a 976 cm³, manteniendo las mismas condiciones de P y T. Calcula el porcentaje de oxígeno gas que se ha transformado en ozono. Dato: 3 O₂(g) ⇌ 2 O₃(g). [7,2%]

Respuesta:

$$3 O_2 \rightleftharpoons 2 O_3$$

$$\frac{-\Delta n_{O_2}}{3} = \frac{\Delta n_{O_3}}{2} \xrightarrow{P,T} \frac{V_{O_2(reaccion)} - 3}{3} = \frac{V_{O_3(obtenido)} - 2}{2} \Rightarrow \boxed{V_{O_3(obtenido)} = \frac{2}{3} V_{O_2(reaccion)}}$$

Al reaccionar el O₂ y transformarse en O₃, manteniendo P y T, disminuye el volumen total desde 1.000 cm³ hasta 976 cm³, en 24 cm³:

$$V_{O_2(\text{reacciona})} - V_{O_3(\text{obtenido})} = 24 \text{ cm}^3$$

$$V_{O_2(\text{reacciona})} - \frac{2}{3}V_{O_2(\text{reacciona})} = \frac{1}{3}V_{O_2(\text{reacciona})} = 24 \text{ cm}^3$$

$$V_{O_2(\text{reacciona})} = 3 \times 24 \text{ cm}^3 = 72 \text{ cm}^3$$

$$V_{O_3(\text{obtenido})} = \frac{2}{3}V_{O_2(\text{reacciona})} = \frac{2}{3} \times 72 \text{ cm}^3 = 48 \text{ cm}^3$$

$$\%V_{O_2(\text{reacciona})} = \frac{V_{O_2(\text{reacciona})}}{V_{O_2(\text{total})}} \times 100 = \frac{72 \text{ cm}^3}{1.000 \text{ cm}^3} \times 100 = 7,2\%$$

23) Explotan 100 cm³ de una mezcla de gases, de H₂ y O₂, a la temperatura de 298 K y presión de 1 bar. Se comprueba que queda un residuo gaseoso, de 7 cm³ de O₂, medidos a la misma T y P. ¿Qué porcentaje de O₂ había en la mezcla?. [38%]

Respuesta:

$$2H_2(g) + O_2(g) \xrightarrow{298 \text{ K}, 1 \text{ bar}} 2H_2O(l) \quad \left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{H_2} = -2 \\ -\Delta n_{O_2} = -1 \end{array} \right\} \quad \frac{V_{H_2}}{2} = \frac{V_{O_2}}{1}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} x \text{ cm}^3 H_{2(\text{reacciona-todo})} \\ (100-x) \text{ cm}^3 O_2 = \frac{x}{2} \text{ cm}^3 O_{2(\text{reacciona})} + 7 \text{ cm}^3 O_{2(\text{sobra})} \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} 100-x = \frac{x}{2} + 7 \\ 100-7 = 1,5 \cdot x \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{100-7}{1,5} = 62$$

$$x = 62 \text{ cm}^3 H_2$$

$$(100-x) \text{ cm}^3 O_2 = 38 \text{ cm}^3 \text{ de } O_2$$

24) Hallar el porcentaje en volumen de vapor de gasolina y aire para que la combustión de la gasolina sea completa. Suponer que el aire tiene un 21% en volumen de oxígeno y que la gasolina está constituida por el compuesto 2,2,4-trimetilpentano. [1,65%]

Respuesta:

$$C_8H_{18} + \frac{25}{2}O_2 \rightleftharpoons 8CO_2 + 9H_2O \quad \left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{C_8H_{18}} = -1 \\ -\Delta n_{O_2} = -\frac{25}{2} \end{array} \right\} \quad \frac{-\Delta n_{C_8H_{18}}}{-\Delta n_{O_2}} = \frac{1}{12,5} = \frac{\frac{pV_{C_8H_{18}}}{RT}}{\frac{pV_{O_2}}{RT}} = \frac{V_{C_8H_{18}}}{0,21V_{\text{aire}}}$$

$$\frac{V_{\text{aire}}}{V_{C_8H_{18}}} = \frac{12,5}{0,21} = 59,5 \quad \left\{ \begin{array}{l} V_{C_8H_{18}} + V_{\text{aire}} = 100 \\ V_{C_8H_{18}} + 59,5V_{C_8H_{18}} = 100 \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} V_{C_8H_{18}}(1+59,5) = 100 \\ V_{C_8H_{18}} = \frac{100}{60,5} = 1,65 \end{array} \right.$$

25) Una mezcla de 2,05 g de SnO y SnO₂ se calienta y se hace reaccionar con H₂ obteniéndose estaño puro y agua. El estaño obtenido tiene una masa de 1,75 g. Calcula la composición de la mezcla original. Pa(Sn) = 118,71; Pa(O) = 16. [71,7% de SnO]

Respuesta:

$$\left\{ \begin{array}{l} SnO + H_2 \rightleftharpoons Sn + H_2O \\ SnO_2 + 2H_2 \rightleftharpoons Sn + 2H_2O \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{SnO} = \Delta n_{Sn} \\ \frac{m_{SnO}}{Pm(SnO)} = \frac{m_{Sn}}{Pa(Sn)} \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{SnO_2} = \Delta n_{Sn} \\ \frac{m_{SnO_2}}{Pm(SnO_2)} = \frac{m'_{Sn}}{Pa(Sn)} \end{array} \right.$$

$$2,05 \text{ g} = m_{\text{SnO}} + m_{\text{SnO}_2}$$

$$1,75 \text{ g Sn} = m_{\text{Sn}} + m'_{\text{Sn}} = \frac{m_{\text{SnO}} \cdot Pa(\text{Sn})}{Pm(\text{SnO})} + \frac{m_{\text{SnO}_2} \cdot Pa(\text{Sn})}{Pm(\text{SnO}_2)} = \frac{m_{\text{SnO}} \cdot Pa(\text{Sn})}{Pm(\text{SnO})} + \frac{(2,05 - m_{\text{SnO}}) \cdot Pa(\text{Sn})}{Pm(\text{SnO}_2)}$$

$$1,75 = \frac{m_{\text{SnO}} \cdot Pa(\text{Sn})}{Pm(\text{SnO})} + \frac{2,05 \cdot Pa(\text{Sn})}{Pm(\text{SnO}_2)} - \frac{m_{\text{SnO}} \cdot Pa(\text{Sn})}{Pm(\text{SnO}_2)} = m_{\text{SnO}} \left(\frac{Pa(\text{Sn})}{Pm(\text{SnO})} - \frac{Pa(\text{Sn})}{Pm(\text{SnO}_2)} \right) + \frac{2,05 \cdot Pa(\text{Sn})}{Pm(\text{SnO}_2)}$$

$$m_{\text{SnO}} = \frac{1,75 - \frac{2,05 \cdot Pa(\text{Sn})}{Pm(\text{SnO}_2)}}{\frac{Pa(\text{Sn})}{Pm(\text{SnO})} - \frac{Pa(\text{Sn})}{Pm(\text{SnO}_2)}} = \frac{1,75 - \frac{2,05 \times 118,71}{150,71}}{\left(\frac{118,71}{134,71} - \frac{118,71}{150,71} \right)} = 1,47 \text{ g SnO}$$

$$\frac{1,47 \text{ g Sn}}{2,05 \text{ g (SnO + SnO}_2)} \times 100 = 71,7\% \text{ SnO}$$

26) Cuando reacciona una disolución acuosa de ácido nítrico, HNO_3 , con el cobre sólido, Cu , se obtiene nitrato de cobre(II), el gas monóxido de nitrógeno y agua. Si reaccionan 28,0 g de una disolución de ácido nítrico, al 30% en peso, determina: a) la masa de cobre que reaccionará; b) la masa de NO que se obtendrá. $Pa(\text{Cu}) = 63,5$; $Pa(\text{N}) = 14$; $Pa(\text{O}) = 16$; $Pa(\text{H}) = 1$. [a] 3,175 g Cu; b) 1,0 g de NO]

Respuesta:

$$8 \text{HNO}_3(\text{aq}) + 3 \text{Cu}(\text{s}) \rightleftharpoons 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO}(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \frac{-\Delta n_{\text{HNO}_3}}{8} = \frac{-\Delta n_{\text{Cu}}}{3} = \frac{\Delta n_{\text{NO}}}{2} \end{array} \right\}$$

$$-\Delta n_{\text{HNO}_3} = \frac{m_{\text{HNO}_3}}{Pm} = \frac{28 \text{ disol} \times \frac{30 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ disol}}}{63 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{28 \times 0,3}{63} \text{ mol HNO}_3$$

$$\left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{\text{Cu}} = \frac{3}{8} (-\Delta n_{\text{HNO}_3}) = \frac{3}{8} \times \frac{28 \times 0,3}{63} \text{ mol Cu} = 0,05 \text{ mol Cu} \\ m_{\text{Cu}} = n_{\text{Cu}} \times Pa = 0,05 \text{ mol} \times 63,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 3,175 \text{ g Cu} \end{array} \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \Delta n_{\text{NO}} = \frac{2}{8} (-\Delta n_{\text{HNO}_3}) = \frac{2}{8} \times \frac{28 \times 0,3}{63} \text{ mol NO} \\ m_{\text{NO}} = n_{\text{NO}} \times Pm = \frac{2}{8} \times \frac{28 \times 0,3}{63} \text{ mol} \times 30 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1,0 \text{ g NO} \end{array} \right.$$

27) Cuando reacciona el permanganato de potasio, KMnO_4 , con una disolución acuosa de ácido clorhídrico, HCl , se obtiene gas dicloro, Cl_2 , dicloruro de manganeso, MnCl_2 , cloruro de potasio, KCl , y agua, H_2O . Si reaccionan 165 mL de una disolución acuosa de ácido clorhídrico del 36% en peso y densidad 1,18 g/mL, con suficiente cantidad de KMnO_4 , calcula el volumen de Cl_2 que se obtendrá, a la presión de 750 mmHg y a la temperatura de 301K. $Pa(\text{Cl}) = 35,5$; $Pa(\text{H}) = 1$. [15 L]

Respuesta:

$$\text{KMnO}_4(\text{s}) + 8 \text{HCl}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{MnCl}_2(\text{aq}) + \frac{5}{2} \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{KCl}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

$$\text{KMnO}_4(\text{s}) + 8 \text{HCl}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{MnCl}_2(\text{aq}) + \frac{5}{2} \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{KCl}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

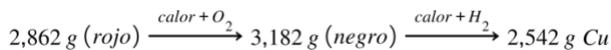
$$m_{\text{HCl}} = m_{\text{HCl}(\text{aq})} \times 0,36 = d \times V_{\text{HCl}(\text{aq})} \times 0,36 = 1,18 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \times 165 \text{ mL} \times 0,36 = 70,10 \text{ g} \quad \left\{ -\Delta n_{\text{HCl}} = 1,92 \text{ mol} \right.$$

$$\Delta n_{\text{Cl}_2} = \frac{\frac{5}{2} (-\Delta n_{\text{HCl}})}{8} = 0,600 \text{ mol Cl}_2 \quad \left\{ V_{\text{Cl}_2} = \frac{nRT}{p} = 15 \text{ L} \right.$$

28) Al calentar al aire una muestra de 2,862 g de un óxido de cobre de color rojo reaccionó dando 3,182 g de un óxido de cobre de color negro. Al calentar éste último óxido en presencia de hidrógeno

reaccionó dejando un residuo de 2,542 g de cobre puro. a) ¿qué ley de combinación se puede deducir a partir de los datos anteriores?. Enúnciala. ¿Establece las fórmulas empíricas de los dos óxidos?. Pa(Cu) = 63,5; Pa(O) = 16. [Óxido de cobre(I) y óxido de cobre(II)].

Respuesta:



$$\left. \begin{array}{l} 3,182 \text{ g (negro)} \left\{ \begin{array}{l} 2,542 \text{ g Cu} \\ 0,640 \text{ g O} \end{array} \right\} \\ 2,862 \text{ g (rojo)} \left\{ \begin{array}{l} 2,542 \text{ g Cu} \\ 0,320 \text{ g O} \end{array} \right\} \end{array} \right\} \left(\frac{\text{negro}}{\text{rojo}} = \frac{\frac{0,640 \text{ g O}}{2,542 \text{ g Cu}}}{\frac{0,320 \text{ g O}}{2,542 \text{ g Cu}}} = 2 \text{ (ley de las proporciones múltiples)} \right)$$

$$3,182 \text{ g (negro)} \left\{ \begin{array}{l} 2,542 \text{ g Cu} \times \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g Cu}} = 0,04 \text{ mol Cu} \\ 0,640 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 0,04 \text{ mol O} \end{array} \right\} \text{CuO}$$

$$2,862 \text{ g (rojo)} \left\{ \begin{array}{l} 2,542 \text{ g Cu} \times \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g Cu}} = 0,04 \text{ mol Cu} \\ 0,320 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 0,02 \text{ mol O} \end{array} \right\} \text{Cu}_2\text{O}$$

29) Para obtener bromobenceno se hace reaccionar 85,5 mL de benceno líquido, de densidad 0,88 g/mL, con un exceso de dibromo, obteniéndose además HBr. Si en la práctica se obtuvieron 50,0 g de bromobenceno determina el rendimiento de la reacción. Pa(Br) = 80; Pa(C) = 12; Pa(H) = 1. [33%]

Respuesta:



$$m_{C_6H_5Br} \Rightarrow n_{C_6H_5Br} \Rightarrow n_{C_6H_6} \Rightarrow m_{C_6H_6} \Rightarrow V_{C_6H_{6(l)}} \Rightarrow \frac{V_{C_6H_{6(l)}}}{85,5 \text{ mL}} \times 100$$

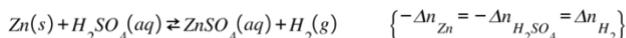
$$\Delta n_{C_6H_5Br} = n_{C_6H_5Br} = \frac{m_{C_6H_5Br}}{Pm} = \frac{50 \text{ g}}{157 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{50}{157} \text{ mol } C_6H_5Br$$

$$-\Delta n_{C_6H_6} = n_{C_6H_5Br} = \frac{50}{157} \text{ mol } C_6H_6 \left\{ \begin{array}{l} m_{C_6H_6} = n_{C_6H_6} \times Pm \\ m_{C_6H_6} = \frac{50}{157} \text{ mol} \times 78 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 24,84 \text{ g } C_6H_6 \end{array} \right.$$

$$V_{C_6H_{6(l)}} = \frac{m_{C_6H_6}}{d} = \frac{24,84 \text{ g}}{0,88 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 28,23 \text{ mL} \left\{ \begin{array}{l} \text{Rendimiento:} \\ \frac{V_{C_6H_6}}{85,5 \text{ mL}} \times 100 = \frac{28,23 \text{ mL}}{85,5 \text{ mL}} \times 100 = 33\% \end{array} \right.$$

30) Una pieza de cinc, de masa 1,96 g, reacciona con 25 mL de una disolución acuosa de ácido sulfúrico, H₂SO₄, de concentración 0,275 mol/L. ¿Qué volumen de dihidrógeno, H₂, medido a 298 K y 745 mm de Hg, se obtendrá?. Pa(Zn) = 65,39. [171 mL]

Respuesta:

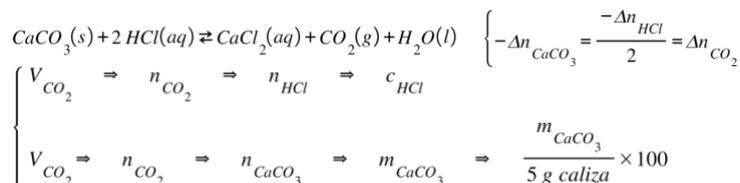


$$\left\{ \begin{array}{l} n_{Zn} = \frac{m_{Zn}}{Pa(Zn)} = \frac{1,96 \text{ g Zn}}{65,39 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,03 \text{ mol Zn} \\ n_{H_2SO_4} = C \times V = 0,275 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0,025 \text{ L} = 0,006875 \text{ mol } H_2SO_4 \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} n_{H_2SO_4} < n_{Zn} \\ -\Delta n_{H_2SO_4} = \Delta n_{H_2} \\ \Delta n_{H_2} = 0,006875 \text{ mol} \end{array} \right.$$

$$V_{H_2(g)} = \frac{n_{H_2} RT}{p} = \frac{0,006875 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 298 \text{ K}}{\frac{745}{760} \text{ atm}} = 0,171 \text{ L } H_2$$

31) Una muestra de caliza de 5 g se hizo reaccionar con una disolución acuosa de ácido clorhídrico hasta que dejó de desprenderse gas. Se necesitaron 35 mL de la disolución de HCl, y el gas obtenido ocupó un volumen de 784 mL medidos en C.N. (1 atm y 0°C). Escribe la reacción química del proceso, calcula la concentración de la disolución de HCl y la riqueza en carbonato de calcio de la caliza. Pa(Ca) = 40; Pa(C) = 12; Pa(O) = 16. [2 mol/L (2 M); 70%]

Respuesta:



$$n_{CO_2} = \frac{pV_{CO_2}}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \times 0,784 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 273,15 \text{ K}} = 0,035 \text{ mol } CO_2$$

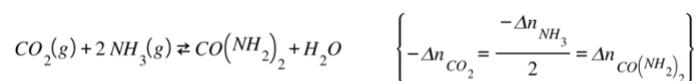
$$\left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{HCl} = 2 \times \Delta n_{CO_2} = 2 \times 0,035 \text{ mol} = 0,070 \text{ mol } HCl \\ c_{HCl} = \frac{n_{HCl}}{V(L)} = \frac{0,070 \text{ mol } HCl}{0,035 \text{ L}} = 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \end{array} \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{CaCO_3} = \Delta n_{CO_2} = 0,035 \text{ mol } CaCO_3 \\ m_{CaCO_3} = n_{CaCO_3} \times Pm = 0,035 \text{ mol} \times 100 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 3,5 \text{ g } CaCO_3 \end{array} \right.$$

$$\text{Riqueza: } \frac{m_{CaCO_3}}{5 \text{ g caliza}} \times 100 = \frac{3,5 \text{ g } CaCO_3}{5 \text{ g caliza}} \times 100 = 70\%$$

32) La urea, CO(NH₂)₂, se usa como fertilizante y se hace por la reacción del dióxido de carbono con el amoníaco, produciéndose además agua. Si queremos producir 2,50 kg de urea calcula qué volumen de CO₂ y NH₃, a 200 atm y 450°C, es necesario. Pa(C) = 12; Pa(O) = 16; Pa(N) = 14; Pa(H) = 1. [37 L]

Respuesta:



$$m_{CO(NH_2)_2} \Rightarrow n_{CO(NH_2)_2} \Rightarrow n_{(CO_2+NH_3)} \Rightarrow V_{(CO_2+NH_3)}$$

$$n_{CO(NH_2)_2} = \frac{m_{CO(NH_2)_2}}{Pm} = \frac{2500 \text{ g } CO(NH_2)_2}{60 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{2500}{60} \text{ mol } CO(NH_2)_2$$

$$\left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{CO_2} = \Delta n_{CO(NH_2)_2} = \frac{2500}{60} \text{ mol } CO_2 \\ -\Delta n_{NH_3} = 2 \times \Delta n_{CO(NH_2)_2} = 2 \times \frac{2500}{60} \text{ mol } NH_3 \end{array} \right.$$

$$n_{CO_2} + n_{NH_3} = \frac{2500}{60} \text{ mol } CO_2 + 2 \times \frac{2500}{60} \text{ mol } NH_3 = 3 \times \frac{2500}{60} \text{ mol}$$

$$V_{CO_2+NH_3} = \frac{(n_{CO_2} + n_{NH_3})RT}{p} = \frac{3 \times \frac{2500}{60} \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times (273 + 450) \text{ K}}{200 \text{ atm}} = 37 \text{ L}$$

33) Las reacciones que se producen en el "airbag" de un automóvil se inician por un impulso eléctrico en una mezcla formada de tres sustancias (NaN_3 , KNO_3 , SiO_2), que libera un volumen de nitrógeno gas que llena el globo de poliamida. Calcula los gramos de azida de sodio que hay que colocar para que se liberen 70 L de nitrógeno, a 300°C y 1 atm. $\text{Pa}(\text{Na}) = 23$; $\text{Pa}(\text{N}) = 14$. [60,5 g]. A 573K las tres reacciones: a) $10 \text{NaN}_3 \rightleftharpoons 10 \text{Na} + 15 \text{N}_2$; b) $10 \text{Na} + 2 \text{KNO}_3 \rightleftharpoons 5 \text{Na}_2\text{O} + \text{K}_2\text{O} + \text{N}_2$; c) $5 \text{Na}_2\text{O} + \text{K}_2\text{O} + 6 \text{SiO}_2 \rightleftharpoons 5 \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{K}_2\text{SiO}_3$.

Respuesta:

$$\left\{ \begin{array}{l} 10 \text{NaN}_3 \rightarrow 10 \text{Na} + 15 \text{N}_2 \\ 10 \text{Na} + 2 \text{KNO}_3 \rightarrow 5 \text{Na}_2\text{O} + \text{K}_2\text{O} + \text{N}_2 \\ 5 \text{Na}_2\text{O} + \text{K}_2\text{O} + 6 \text{SiO}_2 \rightarrow 5 \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{K}_2\text{SiO}_3 \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{-\Delta n_{\text{NaN}_3}}{10} = \frac{\Delta n_{\text{N}_2}}{16}$$

$$n_{\text{N}_2} = \frac{pV}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \times 70 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \times (300+273) \text{ K}} = \frac{70}{0,082 \times 573} \text{ mol N}_2$$

$$-\Delta n_{\text{NaN}_3} = \frac{10}{16} \Delta n_{\text{N}_2} = \frac{10}{16} \times \frac{70}{0,082 \times 573} \text{ mol} = \frac{10 \times 70}{16 \times 0,082 \times 573} \text{ mol NaN}_3 = 0,93 \text{ mol NaN}_3$$

$$m_{\text{NaN}_3} = n_{\text{NaN}_3} \times Pm = 0,93 \text{ mol} \times 65 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 60,5 \text{ g NaN}_3$$

34) El mejor método para preparar oxígeno puro es mediante la descomposición del permanganato de potasio sólido, en vacío y a 215°C , del que se obtiene oxígeno gas, dióxido de manganeso sólido y manganato de potasio sólido. a) Escribe y ajusta la reacción. b) Calcula la presión del oxígeno gas si reaccionan 1,58 g de permanganato de potasio y se realiza en un recipiente cerrado de 1 L de volumen. Datos: $\text{Pa}(\text{K})=39$; $\text{Pa}(\text{Mn})=55$; $\text{Pa}(\text{O})=16$. [0,20 bar]

Respuesta:

$$2 \text{KMnO}_4(\text{s}) \xrightarrow{215^\circ\text{C}} \text{O}_2(\text{g}) + \text{MnO}_2(\text{s}) + \text{K}_2\text{MnO}_4(\text{s}) \quad \left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{\text{KMnO}_4} \\ 2 = \Delta n_{\text{O}_2} \end{array} \right\}$$

$$m_{\text{KMnO}_4} \Rightarrow n_{\text{KMnO}_4} \Rightarrow n_{\text{O}_2} \Rightarrow p_{\text{O}_2}$$

$$n_{\text{KMnO}_4} = \frac{m_{\text{KMnO}_4}}{Pm} = \frac{1,58 \text{ g KMnO}_4}{158 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,01 \text{ mol KMnO}_4$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{KMnO}_4}}{2} = 0,005 \text{ mol O}_2$$

$$p = \frac{n_{\text{O}_2} RT}{V} = \frac{0,005 \text{ mol} \times 0,08314 \frac{\text{bar}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \times (273+215) \text{ K}}{1 \text{ L}} = 0,20 \text{ bar}$$

35) En la Naturaleza existen dos isótopos del boro el ^{10}B y el ^{11}B . El boro-10 tiene una masa atómica relativa de 10,013 y una abundancia del 19,61%. Si el elemento químico Boro tiene un peso atómico de 10,811 determina la masa atómica relativa del isótopo boro-11. [11,01]

Respuesta:

$$Ma(\text{B}) = Ma(^{10}\text{B}) \times \frac{19,61}{100} + Ma(^{11}\text{B}) \times \frac{(100-19,61)}{100}$$

$$Pa(\text{B}) = \frac{Ma(\text{B})}{1u} = 10,811 = 10,013 \times \frac{19,61}{100} + A_r(^{11}\text{B}) \times \frac{(100-19,61)}{100}$$

$$A_r(^{11}\text{B}) = \frac{10,811 - (10,013 \times 0,1961)}{0,8039} = 11,005$$

36) El oxígeno O_2 se obtiene por calentamiento del sal clorato de potasio comercial, siendo la reacción: $2 \text{KClO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{KCl}(\text{s}) + 3 \text{O}_2(\text{g})$. Calcule: a) la masa de KCl que se obtendrá a partir de 3

g de $KClO_3$ del 90% de riqueza; b) el volumen de oxígeno medido a 700 mm de Hg de presión y $25^\circ C$. Datos: (O) = 16; (Cl) = 35,5; (K) = 39. [a] 1,64 g; b) 0,876 L]

Respuesta:

$$2 KClO_3 \rightleftharpoons 2 KCl + 3 O_2 \quad \left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{KClO_3} = \frac{\Delta n_{KCl}}{2} = \frac{\Delta n_{O_2}}{3} \end{array} \right.$$

$$m_{KClO_3(90\%)} \Rightarrow m_{KClO_3} \Rightarrow n_{KClO_3} \Rightarrow n_{KCl} \Rightarrow m_{KCl}$$

$$-\Delta n_{KClO_3} = n_{KClO_3} = \frac{m_{KClO_3}}{Pm} = \frac{m_{KClO_3(90\%)} \times 0,90}{Pm} = \frac{3 \text{ g } KClO_3(90\%) \times 0,90}{122,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,022 \text{ mol } KClO_3$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \Delta n_{KCl} = -\Delta n_{KClO_3} = 0,022 \text{ mol } KCl \\ m_{KCl} = n_{KCl} \times Pm = 0,022 \text{ mol} \times 74,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1,64 \text{ g } KCl \end{array} \right.$$

$$m_{KClO_3(90\%)} \Rightarrow m_{KClO_3} \Rightarrow n_{KClO_3} \Rightarrow n_{O_2} \Rightarrow V_{O_2}$$

$$\Delta n_{O_2} = \frac{3}{2} \times (-\Delta n_{KClO_3}) = \frac{3}{2} \times 0,022 \text{ mol } O_2 = 0,033 \text{ mol } O_2$$

$$V = \frac{n_{O_2} RT}{p} = \frac{0,033 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 298 \text{ K}}{\frac{700}{760} \text{ atm}} = 0,876 \text{ L}$$

37) Cuando se queman 0,436 g de un compuesto que contiene C, H y O se obtiene 0,958 g de CO_2 y 0,522 g de H_2O . Calcule la fórmula empírica del compuesto. Calcule la fórmula molecular sabiendo que su densidad, medida en condiciones normales, es de 2,679 g/L. $P_a(C) = 12$; $P_a(H) = 1$; $P_a(O) = 16$. [C_3H_8O]

Respuesta:

0,436 g $C_xH_yO_z$

$$\left\{ \begin{array}{l} m_C = 0,958 \text{ g } CO_2 \times \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g } CO_2} = 0,26 \text{ g C} \Rightarrow n_C = 0,022 \text{ mol C} \\ m_H = 0,522 \text{ g } H_2O \times \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g } H_2O} = 0,058 \text{ g H} \Rightarrow n_H = 0,058 \text{ mol H} \\ m_O = 0,436 \text{ g } C_xH_yO_z - (0,26 \text{ g C} + 0,058 \text{ g H}) = 0,118 \text{ g O} \Rightarrow n_O = 0,0074 \text{ mol O} \end{array} \right.$$

$$\text{Fórmula empírica} \quad \left\{ \begin{array}{l} C_{0,022} H_{0,058} O_{0,0074} \\ C_3 H_8 O_1 \end{array} \right.$$

$$\text{Peso Molecular: } Pm = \frac{mRT}{pV} = \frac{dRT}{p} = \frac{2,679 \frac{\text{g}}{\text{L}} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 59,97 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

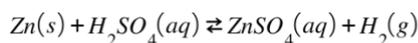
Fórmula molecular:

$$(C_3H_8O_1)_n \Rightarrow (3 \cdot 12 + 8 \cdot 1 + 1 \cdot 16) \cdot n = 60 \cdot n$$

$$\left\{ \begin{array}{l} n = 1 \Rightarrow Pm = 60 \\ n = 2 \Rightarrow Pm = 120 \end{array} \right\} \quad (C_3H_8O_1)_1 = C_3H_8O$$

38) Se hacen reaccionar 10 g de cinc metálico con una disolución acuosa de ácido sulfúrico en exceso. Si el rendimiento de la reacción es del 80% calcule: a) el volumen de hidrógeno que se obtiene, medido a $27^\circ C$ y 740 mm de Hg de presión; b) la masa de sulfato de cinc formado. Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L}/(\text{mol} \cdot \text{K})$; (O) = 16; (S) = 32; (Zn) = 65,39. [a] 3,1 L; b) 19,7 g]

Respuesta:



$$m_{\text{Zn}} \Rightarrow n_{\text{Zn}} \xrightarrow{80\%} n_{\text{H}_2} \Rightarrow V_{\text{H}_2(g)} = \frac{nRT}{p}$$

$$n_{\text{Zn}} = \frac{m_{\text{Zn}}}{P_a} = \frac{10 \text{ g Zn}}{65,39 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{10}{65,39} \text{ mol Zn} \left\{ -\Delta n_{\text{Zn}} = 0,80 \times n_{\text{Zn}} = 0,80 \times \frac{10}{65,39} \text{ mol Zn} \right.$$

$$\Delta n_{\text{H}_2} = -\Delta n_{\text{Zn}} = 0,80 \times \frac{10}{65,39} \text{ mol H}_2$$

$$\left\{ V_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2} RT}{p} = \frac{0,80 \times \frac{10}{65,39} \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 300 \text{ K}}{\frac{740}{760} \text{ atm}} = 3,1 \text{ L H}_2 \right.$$

$$m_{\text{Zn}} \Rightarrow n_{\text{Zn}} \xrightarrow{80\%} n_{\text{ZnSO}_4} \Rightarrow m_{\text{ZnSO}_4}$$

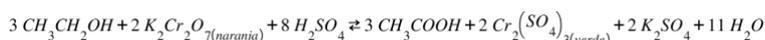
$$\left\{ \begin{array}{l} \Delta n_{\text{ZnSO}_4} = -\Delta n_{\text{Zn}} = 0,80 \times \frac{10}{65,39} \text{ mol ZnSO}_4 \\ m_{\text{ZnSO}_4} = n_{\text{ZnSO}_4} \times P_m = 0,80 \times \frac{10}{65,39} \text{ mol} \times 161,39 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 19,7 \text{ g ZnSO}_4 \end{array} \right.$$

39) Para calcular la cantidad de alcohol en la sangre, un método sencillo consiste en determinar el alcohol etílico o etanol en el aliento. El alcohol de la sangre se difunde a través de los pulmones y llega al aliento, siendo la proporción, aproximada, en 1 mL de sangre hay la misma cantidad de etanol que en 2.100 mL de aliento. Luego determinando el etanol en el aliento se determina el de la sangre, la reacción química que se utiliza es la oxidación del alcohol etílico a ácido acético con dicromato de potasio que se reduce a sulfato de cromo(III):



Si la cantidad máxima que se puede expulsar de los pulmones es de 4.600 mL y la concentración máxima permitida de alcohol en sangre es del 0,08%, determina los gramos de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ que reaccionarán. [7,47 mg]

Respuesta:

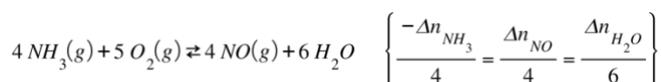


$$V_{\text{aliento}} \Rightarrow V_{\text{sangre (con C}_2\text{H}_6\text{O)}} \Rightarrow m_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O (permitida en sangre)}} \Rightarrow n_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O (sangre)}} \Rightarrow n_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \Rightarrow m_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}$$

$$4600 \text{ mL}_{(\text{aliento})} \times \frac{1 \text{ mL}_{(\text{sangre})}}{2100 \text{ mL}_{(\text{aliento})}} \times \frac{0,08 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{O}}{100 \text{ mL}_{(\text{sangre})}} \times \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}}{46 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{3 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}} \times \frac{294 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 7,47 \text{ mg}$$

40) La primera etapa en la producción de ácido nítrico por el proceso de Ostwald es la oxidación del amoníaco, y se produce monóxido de nitrógeno y agua. Escribe y ajusta la reacción. Calcula: a) la masa de óxido nítrico que se puede producir si reaccionan 150 L de amoníaco a 15,0 atm y 200°C con un exceso de oxígeno; b) el volumen que ocupará el agua producida si se condensa, a estado líquido, que tiene una densidad de 1 g/mL. [a) 1,74 kg; b) 1,566 L]

Respuesta:



$$V_{\text{NH}_3} \Rightarrow n_{\text{NH}_3} \Rightarrow n_{\text{NO}} \Rightarrow m_{\text{NO}}$$

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{pV}{RT} = \frac{15,0 \text{ atm} \times 150 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 473 \text{ K}} = 58,0 \text{ mol NH}_3$$

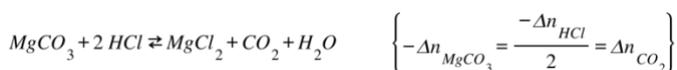
$$\left\{ \begin{array}{l} \Delta n_{NO} = -\Delta n_{NH_3} = 58,0 \text{ mol } NO \\ m_{NO} = n_{NO} \times Pm = 58,0 \text{ mol} \times 30 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1.740 \text{ g } NO \end{array} \right.$$

$$V_{NH_3} \Rightarrow n_{NH_3} \Rightarrow n_{H_2O} \Rightarrow m_{H_2O} \Rightarrow V_{H_2O}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \Delta n_{H_2O} = \frac{6}{4}(-\Delta n_{NH_3}) = \frac{6}{4} \times 58,0 \text{ mol} = 87 \text{ mol } H_2O \\ m_{H_2O} = n_{H_2O} \times Pm = 87 \text{ mol} \times 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1.566 \text{ g } H_2O \\ V_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{d} = \frac{1.566 \text{ g}}{1 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 1.566 \text{ mL} \end{array} \right.$$

41) El carbonato de magnesio reacciona con el ácido clorhídrico y se obtiene cloruro de magnesio, dióxido de carbono y agua. Determine: a) la cantidad de carbonato de magnesio que se necesita para obtener 5 L de CO_2 a $12^\circ C$ y 743 mmHg; b) el volumen de ácido clorhídrico del 36% de riqueza y densidad 1,17 g/mL que se necesita para que reaccione todo el carbonato de magnesio calculado en el apartado anterior. Pa(Mg) = 24,3; Pa(C) = 12; Pa(O) = 16; Pa(Cl) = 35,45; Pa(H) = 1. [a) 17,6 g; b) 36 mL]

Respuesta:



$$V_{CO_2} \Rightarrow n_{CO_2} \Rightarrow n_{MgCO_3} \Rightarrow m_{MgCO_3}$$

$$n_{CO_2} = \frac{pV_{CO_2}}{RT} = \frac{\frac{743}{760} \text{ atm} \times 5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 285 \text{ K}} = 0,209 \text{ mol } CO_2$$

$$\left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{MgCO_3} = \Delta n_{CO_2} = 0,209 \text{ mol } MgCO_3 \\ m_{MgCO_3} = n_{MgCO_3} \times Pm = 0,209 \text{ mol} \times 84,31 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 17,6 \text{ g } MgCO_3 \end{array} \right.$$

$$V_{CO_2} \Rightarrow n_{CO_2} \Rightarrow n_{HCl} \Rightarrow m_{HCl} \Rightarrow m_{HCl(36\%)} \Rightarrow V_{HCl(36\%)}$$

$$-\Delta n_{HCl} = 2 \times \Delta n_{CO_2} = 2 \times 0,209 \text{ mol} = 0,418 \text{ mol } HCl$$

$$\left\{ \begin{array}{l} m_{HCl} = n_{HCl} \times Pm = 0,418 \text{ mol} \times 36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 15,26 \text{ g } HCl \\ V_{HCl(36\%)} = \frac{m_{HCl(36\%)}}{d} = \frac{m_{HCl} \times \frac{100 \text{ g } HCl(36\%)}{36 \text{ g } HCl}}{d} = \frac{15,26 \text{ g } HCl \times \frac{100 \text{ g } HCl(36\%)}{36 \text{ g } HCl}}{1,17 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 36 \text{ mL} \end{array} \right.$$

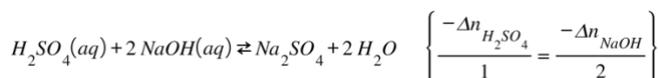
42) En la etiqueta de un frasco con ácido sulfúrico H_2SO_4 figuran los siguientes datos: $d = 1,84 \text{ g/mL}$ y 96% de porcentaje en peso. Calcule: a) La concentración de la disolución en mol/L; b) el volumen en mL de una disolución de hidróxido de sodio NaOH, de concentración 2 M, necesarios para reaccionar con 10 mL del ácido sulfúrico del frasco. Datos: Pa(S) = 32; Pa(O) = 16; Pa(H) = 1 [a) 18 M; b) 180 mL]

Respuesta:

$$\left\{ 96\% \text{ en peso} = \frac{96 \text{ g } H_2SO_4}{100 \text{ g disolución}} \right\}$$

$$C \left(\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right) = \frac{n_{\text{solutos}}}{V_{\text{disolución}} (L)} = \frac{\frac{m_{\text{solutos}}}{Pm_{\text{solutos}}}}{V_{\text{disolución}} (L)} = \frac{\frac{m_{\text{disolución}} \times 0,96}{Pm_{\text{solutos}}}}{V_{\text{disolución}} (L)} = \frac{d \left(\frac{\text{g}}{\text{L}} \right) \times V_{\text{disolución}} (L) \times 0,96}{Pm_{\text{solutos}} \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)}$$

$$C \left(\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right) = \frac{\frac{d \left(\frac{\text{g}}{\text{L}} \right) \times V_{\text{disolución}} (L) \times 0,96}{Pm_{\text{solutos}} \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)}}{V_{\text{disolución}} (L)} = \frac{d \left(\frac{\text{g}}{\text{L}} \right) \times 0,96}{Pm_{\text{solutos}}} = \frac{1,840 \frac{\text{g}}{\text{L}} \times 0,96}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 18,0 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$



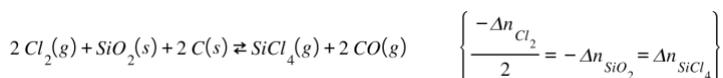
$$V_{H_2SO_4(aq)} \Rightarrow n_{H_2SO_4} \Rightarrow n_{NaOH} \Rightarrow V_{NaOH(2M)}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} n_{H_2SO_4} = C_{H_2SO_4} \times V = 18 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0,010 \text{ L} = 0,18 \text{ mol } H_2SO_4 \\ -\Delta n_{NaOH} = 2 \times (-\Delta n_{H_2SO_4}) = 2 \times 0,18 \text{ mol} = 0,36 \text{ mol } NaOH \end{array} \right\}$$

$$V_{NaOH(aq)} = \frac{n_{NaOH}}{C} = \frac{0,36 \text{ mol}}{2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 0,18 \text{ L}$$

43) Escribir la ecuación ajustada correspondiente a la reacción del cloro con el dióxido de silicio y carbono para dar tetracloruro de silicio y monóxido de carbono. ¿Qué cantidad de tetracloruro de silicio se obtiene a partir de 150 g de dióxido de silicio?. Para esta cantidad, ¿qué volumen de cloro, medido a 27°C y 2 atm, se necesita. Datos: Pa (Si) = 28; Pa (O) = 16; R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹. [425 g; 61,5 L]

Respuesta:



$$n_{SiO_2} = \frac{m_{SiO_2}}{Pm} = \frac{150 \text{ g}}{60 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{150}{60} \text{ mol } SiO_2 = 2,5 \text{ mol } SiO_2$$

$$n_{SiO_2} \Rightarrow n_{SiCl_4} \Rightarrow m_{SiCl_4} \quad \left\{ \begin{array}{l} \Delta n_{SiCl_4} = -\Delta n_{SiO_2} = 2,5 \text{ mol } SiCl_4 \\ m_{SiCl_4} = n_{SiCl_4} \times Pm = 2,5 \text{ mol} \times 170 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 425 \text{ g } SiCl_4 \end{array} \right.$$

$$n_{SiO_2} \Rightarrow n_{Cl_2} \Rightarrow V_{Cl_2} \quad \left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{Cl_2} = 2 \times 2,5 \text{ mol } Cl_2 = 5 \text{ mol } Cl_2 \\ V_{Cl_2} = \frac{nRT}{p} = \frac{5 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 300 \text{ K}}{2 \text{ atm}} = 61,5 \text{ L} \end{array} \right.$$

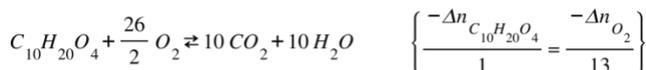
44) Un compuesto orgánico de peso molecular 204 contiene un 58,8% de C, un 9,8% de H y un 31,4% de O. Determina: a) la fórmula molecular del compuesto; b) el volumen de oxígeno, medido a 25°C y 1 bar, que será necesario para la combustión completa de 102 g del compuesto. Datos: R = 0,083 bar L mol⁻¹ K⁻¹; Pa (C) = 12; Pa (H) = 1; Pa (O) = 16. [a) C₁₀H₂₀O₄; b) 160,8 L]

Respuesta:

$$100 \text{ g } C_x H_y O_z \left\{ \begin{array}{l} n_C = \frac{m_C}{Pa} = \frac{58,8 \text{ g } C}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 4,9 \text{ mol } C \\ n_H = \frac{m_H}{Pa} = \frac{9,8 \text{ g } H}{1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 9,8 \text{ mol } H \\ n_O = \frac{m_O}{Pa} = \frac{31,4 \text{ g } O}{16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,96 \text{ mol } O \end{array} \right. \left\{ \begin{array}{l} C_{4,9} H_{9,8} O_{1,96} \\ C_{2,5} H_5 O_1 \\ C_5 H_{10} O_2 \end{array} \right. \left\{ \begin{array}{l} \text{Fórmula empírica} \\ C_5 H_{10} O_2 \end{array} \right.$$

$$Pm = 204$$

$$\text{Fórmula molecular: } (C_5 H_{10} O_2)_n \left\{ \begin{array}{l} 204 = (5 \cdot 12 + 10 \cdot 1 + 2 \cdot 16) \cdot n = 102 \cdot n \\ n = 2 \end{array} \right. C_{10} H_{20} O_4$$

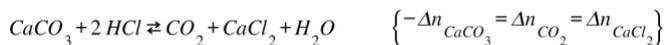


$$\left\{ \begin{array}{l} n_{C_{10} H_{20} O_4} = \frac{102 \text{ g}}{204 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,5 \text{ mol } C_{10} H_{20} O_4 \\ -\Delta n_{O_2} = 13 \times (-\Delta n_{C_{10} H_{20} O_4}) = 13 \times 0,5 \text{ mol} = 6,5 \text{ mol} \end{array} \right.$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{6,5 \text{ mol} \times 0,083 \frac{\text{bar L}}{\text{mol K}} \times 298 \text{ K}}{1 \text{ bar}} = 160,8 \text{ L}$$

45) En la reacción del carbonato de calcio con ácido clorhídrico se producen dióxido de carbono, cloruro de calcio y agua. Calcule: a) la cantidad de caliza, cuya riqueza en carbonato de calcio es del 92%, que se necesita para obtener 2,50 kg de cloruro de calcio; b) el volumen que ocupará el dióxido de carbono, medido a 25°C y 770 mm Hg. Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $Pa(\text{Cl}) = 35,5$; $Pa(\text{Ca}) = 40$; $Pa(\text{C}) = 12$; $Pa(\text{O}) = 16$. [a) 2.448,1 g; b) 543,2 L]

Respuesta:



$$n_{CaCl_2} = \frac{m_{CaCl_2}}{Pm} = \frac{2.500 \text{ g } CaCl_2}{111 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{2.500}{111} \text{ mol } CaCl_2$$



$$\left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{CaCO_3} = n_{CaCl_2} = \frac{2.500}{111} \text{ mol } CaCO_3 \\ m_{CaCO_3} = n_{CaCO_3} \times Pm = \frac{2.500}{111} \text{ mol} \times 100 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = \frac{2.500 \times 100}{111} \text{ g } CaCO_3 \end{array} \right.$$

$$m_{caliza} = \frac{m_{CaCO_3} \times 100}{92} = 2.448,1 \text{ g}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \Delta n_{CO_2} = n_{CaCl_2} = \frac{2.500}{111} \text{ mol } CO_2 \\ V_{CO_2} = \frac{nRT}{p} = \frac{\frac{2.500}{111} \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 298 \text{ K}}{\frac{770}{760} \text{ atm}} = 543,2 \text{ L} \end{array} \right.$$

46) Calcule: a) La masa de una molécula de agua. b) El número de átomos de hidrógeno que hay en 2 g de agua. c) El número de moléculas que hay en 11'2 L de H_2 en condiciones normales, siendo el volumen molar en dichas condiciones $22,4 \text{ L mol}^{-1}$. Datos: $Pa(\text{H}) = 1$; $Pa(\text{O}) = 16$. [a) $3,0 \cdot 10^{-23} \text{ g}$; b) $1,34 \cdot 10^{23}$ átomos H; c) $3,0 \cdot 10^{23}$ moléculas H_2]

Respuestas:

$$\left\{ \begin{array}{l} Pm(H_2O) = 18 \text{ u} \\ Pm(H_2O) = 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \end{array} \right\} m_{H_2O} = \frac{Pm}{N_A} = \frac{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 3,0 \times 10^{-23} \text{ g}$$

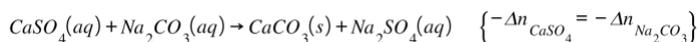
$$\left\{ 2 \text{ g } H_2O \right\} \left\{ n_{H_2O} = \frac{2 \text{ g } H_2O}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,11 \text{ mol } H_2O \right\}$$

$$N_H = 2 \times n_{H_2O} \times N_A = 2 \times \frac{1}{9} \text{ mol } H_2O \times 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 1,34 \times 10^{23} \text{ átomos } H$$

$$\left\{ 11,2 \text{ L } H_2 \right\} n_{H_2} = \frac{V}{V_m} = \frac{11,2 \text{ L}}{22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} = 0,5 \text{ mol } H_2$$

$$\left\{ N_{H_2} = n_{H_2} \times N_A = 0,5 \text{ mol } H_2 \times 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 3,0 \times 10^{23} \text{ moléculas } H_2 \right.$$

47) La dureza del agua se debe a que tiene disuelta gran cantidad de la sal CaSO_4 , y para que sea potable hay que quitarle el calcio mediante una reacción en la que el calcio precipita en fase sólida en forma de carbonato de calcio: $\text{CaSO}_4(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq})$. Si en la ciudad se consumen $6,8 \cdot 10^6 \text{ L}$ de agua del río, que tiene una concentración de $1,8 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$ en CaSO_4 , calcula la masa de Na_2CO_3 que se necesita para quitarle todo el CaSO_4 al agua. Datos: (Ca) = 40; (O) = 16; (S) = 32; (C) = 12; (Na) = 23. [9.540 g]

Respuesta:

$$\left\{ \begin{array}{l} V_{\text{agua(río)}} = 6,8 \times 10^6 \text{ L} \\ C_{\text{agua(río)}} = \frac{1,8 \times 10^{-3} \text{ g } \text{CaSO}_4}{\text{L}} \end{array} \right\}$$

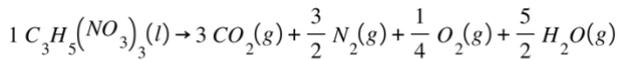
$$\left\{ \begin{array}{l} m_{\text{CaSO}_4} = C_{\text{agua(río)}} \times V = \frac{1,8 \times 10^{-3} \text{ g } \text{CaSO}_4}{\text{L}} \times 6,8 \times 10^6 \text{ L} = 12.240 \text{ g } \text{CaSO}_4 \\ n_{\text{CaSO}_4} = \frac{m_{\text{CaSO}_4}}{Pm} = \frac{12.240 \text{ g } \text{CaSO}_4}{136 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 90 \text{ mol } \text{CaSO}_4 \end{array} \right.$$

$$-\Delta n_{\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{aq})} = -\Delta n_{\text{CaSO}_4(\text{aq})} = 90 \text{ mol } \text{Na}_2\text{CO}_3$$

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \times Pm = 90 \text{ mol} \times 106 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 9.540 \text{ g } \text{Na}_2\text{CO}_3$$

48) La nitroglicerina es un éster trinitrato (trinitrato de 1,2,3-propanotriol) de fórmula molecular $\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9$, $\text{CH}_2\text{ONO}_2\text{--CHONO}_2\text{--CH}_2\text{ONO}_2$. Es un explosivo muy potente que reacciona produciendo muchos gases: $\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$. En un recipiente a volumen constante elevan la presión hasta 2.000 atm y la temperatura sube más de 3.000 °C. Determine: a) los coeficientes estequiométricos; b) el volumen total de los productos gaseosos, a la presión de 1 atm y a la temperatura de 100°C, si explotan 454 g de $\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3$ Datos: Pa (C) = 12; (H) = 1; (N) = 14; (O) = 16; R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹. [443,5 L]

Respuesta:



$$\left\{ \frac{-\Delta n_{\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3}}{1} = \frac{\Delta n_{\text{productos}(g)}}{\left(3 + \frac{3}{2} + \frac{1}{4} + \frac{5}{2}\right)} = \frac{\Delta n_{\text{productos}(g)}}{7,25} \right\}$$

$$\left\{ \begin{aligned} n_{\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3} &= \frac{m_{\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3}}{Pm} = \frac{454 \text{ g C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3}{227 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2 \text{ mol C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3 \\ \Delta n_{\text{productos}(g)} &= 7,25 \times (-\Delta n_{\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3}) = 14,5 \text{ mol productos}(g) \end{aligned} \right\}$$

$$\left\{ V_{\text{productos}(g)} = \frac{nRT}{p} = \frac{14,5 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 373 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 443,5 \text{ L} \right\}$$

49) Un hidrocarburo está compuesto de un 84,12% de C y un 15,88% de H. Sabemos que en 1 g del hidrocarburo hay $5,27 \cdot 10^{21}$ moléculas. Calcula la fórmula empírica y la fórmula molecular. Datos: Pa (C) = 12; (H) = 1. [C₄H₉; C₈H₁₈]

Respuesta:

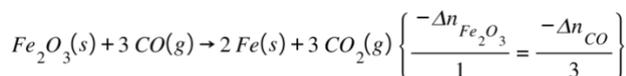
$$\text{Fórmula empírica} \left\{ \begin{aligned} n_C &= \frac{84,12 \text{ g C}}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 7,0 \text{ mol C} \\ n_H &= \frac{15,88 \text{ g H}}{1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 15,88 \text{ mol H} \end{aligned} \right\} \left\{ \begin{aligned} &C_{7,0}H_{15,88} \\ &C_1H_{2,26} \\ &C_4H_9 \end{aligned} \right\} C_4H_9$$

$$\text{Peso molecular} \left\{ \begin{aligned} n &= \frac{m}{Pm} \\ Pm &= \frac{m}{n} \end{aligned} \right\} \Rightarrow \left\{ \begin{aligned} n &= \frac{N}{N_A} = \frac{5,27 \times 10^{21} \text{ moléculas}}{6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 8,75 \times 10^{-3} \text{ mol} \\ Pm &= \frac{m}{n} = \frac{1 \text{ g}}{8,75 \times 10^{-3} \text{ mol}} = 114,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \end{aligned} \right\}$$

$$\text{Fórmula molecular: } (C_4H_9)_n \left\{ \begin{aligned} Pm &= 114,3 = n \times (4 \times 12 + 9 \times 1) = n \times 57 \\ n &= \frac{114,3}{57} = 2 \end{aligned} \right\} (C_4H_9)_2 = C_8H_{18}$$

50) El trióxido de dihierro, Fe₂O₃, reacciona con el monóxido de carbono, CO, para producir hierro mediante la reacción: Fe₂O₃(s) + CO(g) ⇌ Fe(s) + CO₂(g). Ajusta la reacción y calcula el volumen del gas CO, a 1 atm y 0°C, necesario para reaccionar con 31.940 g de Fe₂O₃. Datos: Pa (Fe) = 55,8; Pa (O) = 16; R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹. [13.440 L]

Respuesta:



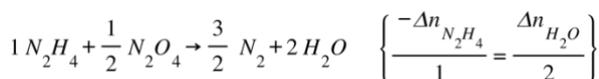
$$\left\{ \begin{aligned} n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} &= \frac{m_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{Pm} = \frac{31.940 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{159,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 200 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \\ -\Delta n_{\text{CO}} &= 3 \times (-\Delta n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}) = 600 \text{ mol CO} \end{aligned} \right\}$$

$$\left\{ V_{\text{CO}(g)} = \frac{nRT}{p} = \frac{600 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 13.440 \text{ L} \right\}$$

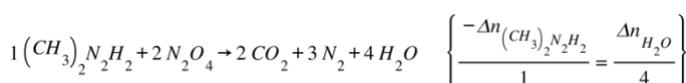
51) El combustible que utilizó el módulo lunar del Apolo XI para salir de la Luna fue una mezcla de los compuestos hidracina, N₂H₄, y dimetilhidrazina, (CH₃)₂N₂H₂, y el comburente el N₂O₄. Las reacciones: a) N₂H₄ + N₂O₄ ⇌ N₂ + H₂O; b) (CH₃)₂N₂H₂ + N₂O₄ ⇌ CO₂ + N₂ + H₂O. Ajustalas y

determina la masa de vapor de agua total que se produjo si reaccionaron 1.100 kg de N_2H_4 y 1.100 kg de $(CH_3)_2N_2H_2$. Datos: (N) = 14; (H) = 1; (C) = 12; (O) = 16. [2.557,5 kg]

Respuesta:



$$\left\{ \begin{array}{l} n_{N_2H_4} = \frac{m_{N_2H_4}}{Pm} = \frac{1,1 \times 10^6 \text{ g } N_2H_4}{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 34.375 \text{ mol } N_2H_4 \\ \Delta n_{H_2O} = 2 \times (-\Delta n_{N_2H_4}) = 68.750 \text{ mol } H_2O \\ m_{H_2O} = n_{H_2O} \times Pm = 1.237.500 \text{ g } H_2O \end{array} \right\}$$



$$\left\{ \begin{array}{l} n_{(CH_3)_2N_2H_2} = \frac{m}{Pm} = \frac{1,1 \times 10^6 \text{ g } (CH_3)_2N_2H_2}{60 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 18.333 \text{ mol } (CH_3)_2N_2H_2 \\ \Delta n_{H_2O} = 4 \times (-\Delta n_{(CH_3)_2N_2H_2}) = 73.333 \text{ mol } H_2O \\ m_{H_2O} = n_{H_2O} \times Pm = 1.320.000 \text{ g } H_2O \end{array} \right\}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} m_{H_2O(total)} = 1.237.500 \text{ g } H_2O + 1.320.000 \text{ g } H_2O \\ m_{H_2O(total)} = 2.557.500 \text{ g } H_2O = 2.557,5 \text{ kg } H_2O \end{array} \right\}$$

52) Tenemos 300 mL de una disolución acuosa de ácido nítrico, HNO_3 , de concentración 0,500 mol/L. Calcula: a) el número de moléculas de HNO_3 que contiene; b) el volumen de agua que hay que añadirle para que la concentración sea 0,300 mol/L. [a) $9,033 \cdot 10^{22}$ moléculas; b) 200 mL de agua]

Respuesta:

$$i N_{HNO_3} ? \quad \left\{ V_{(aq)} = 300 \text{ mL} \right\} \left\{ C = 0,50 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \frac{n}{V(L)} \right\}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} N = n \times N_A \\ n_{HNO_3} = C \times V_{(aq)} = 0,50 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0,300 \text{ L} = 0,15 \text{ mol } HNO_3 \\ N_{HNO_3} = n \times N_A = 0,15 \text{ mol } HNO_3 \times 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 9,033 \times 10^{22} \text{ moléculas } HNO_3 \end{array} \right\}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \Delta V = V'_{(aq)} - V_{(aq)} \\ n_{HNO_3} = C \times V_{(aq)} = C' \times V'_{(aq)} \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} V'_{(aq)} = \frac{n_{HNO_3}}{C'} = \frac{0,15 \text{ mol } HNO_3}{0,30 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 0,5 \text{ L} \\ \Delta V = V'_{(aq)} - V_{(aq)} = 0,5 \text{ L} - 0,3 \text{ L} = 0,2 \text{ L } H_2O \end{array} \right\}$$

53) Ajusta la reacción: $C_4H_{10}(g) + O_2(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2O(l)$. Si reaccionan 2 L de butano, a 1 atm y 298 K, calcula: a) el volumen de oxígeno que reaccionará en las mismas condiciones; b) el volumen del gas CO_2 obtenido, en las mismas condiciones; c) el número de moléculas de CO_2 obtenidas; d) la masa de agua obtenida. Datos: Pa (C) = 12; (O) = 16; R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹. [a) 13 L; b) 8 L; c) $1,97 \times 10^{23}$ moléculas; d) 7,37 g]

Respuesta:

$$1 \text{ C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + \frac{13}{2} \text{ O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 4 \text{ CO}_2(\text{g}) + 5 \text{ H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = -\Delta n_{\text{O}_2} = \frac{\Delta n_{\text{CO}_2}}{4} = \frac{\Delta n_{\text{H}_2\text{O}}}{5} \\ \frac{-\Delta n_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{1} = \frac{-\Delta n_{\text{O}_2}}{\frac{13}{2}} = \frac{\Delta n_{\text{CO}_2}}{4} = \frac{\Delta n_{\text{H}_2\text{O}}}{5} \end{array} \right.$$

$$i. V_{\text{O}_2} ? \left\{ \begin{array}{l} n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = \frac{pV_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{RT} \\ n_{\text{O}_2} = \frac{13}{2} \times \frac{pV_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{RT} \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} V_{\text{O}_2} = \frac{13}{2} \times V_{\text{C}_4\text{H}_{10}} \\ V_{\text{O}_2} = \frac{13}{2} \times 2 \text{ L} = 13 \text{ L O}_2 (1 \text{ atm}, 298 \text{ K}) \end{array} \right.$$

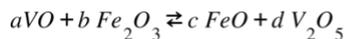
$$i. V_{\text{CO}_2} ? \left\{ \begin{array}{l} \Delta n_{\text{CO}_2} = 4 \times (-\Delta n_{\text{C}_4\text{H}_{10}}) \\ \frac{pV_{\text{CO}_2}}{RT} = 4 \times \frac{pV_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{RT} \end{array} \right\} \quad V_{\text{CO}_2} = 4 \times V_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 4 \times 2 \text{ L} = 8 \text{ L} (1 \text{ atm}, 298 \text{ K})$$

$$i. N_{\text{CO}_2} ? = n_{\text{CO}_2} \times N_A \left\{ \begin{array}{l} n_{\text{CO}_2} = \frac{pV_{\text{CO}_2}}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \times 8 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 298 \text{ K}} = 0,33 \text{ mol CO}_2 \\ N_{\text{CO}_2} = 0,33 \text{ mol CO}_2 \times 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 1,97 \times 10^{23} \text{ moléculas} \end{array} \right.$$

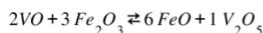
$$i. m_{\text{H}_2\text{O}} ? = n_{\text{H}_2\text{O}} \times Pm(\text{H}_2\text{O}) \left\{ \begin{array}{l} \Delta n_{\text{H}_2\text{O}} = 5 \times (-\Delta n_{\text{C}_4\text{H}_{10}}) \\ \Delta n_{\text{H}_2\text{O}} = 5 \times \frac{1 \text{ atm} \times 2 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 298 \text{ K}} = 0,41 \text{ mol H}_2\text{O} \\ m_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{H}_2\text{O}} \times Pm(\text{H}_2\text{O}) = 0,41 \text{ mol} \times 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 7,37 \text{ g H}_2\text{O} \end{array} \right.$$

54) Ajusta la reacción: $\text{VO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightleftharpoons \text{FeO} + \text{V}_2\text{O}_5$. Ponemos a reaccionar una mezcla compuesta de 2 g de VO y 5,75 g de Fe_2O_3 . Calcula: a) la masa que se obtendrá de V_2O_5 ; b) el número de átomos de Fe que habrán reaccionado; c) el número de átomos de V que habrán reaccionado. Datos: $P_a(\text{V}) = 51$; $(\text{Fe}) = 55,8$; $(\text{O}) = 16$. [a) 2,184 g; b) $4,33 \cdot 10^{22}$ átomos; c) $1,45 \cdot 10^{22}$ átomos].

Respuesta:



$$\left\{ \begin{array}{l} \text{V:} \quad a = 2d \\ \text{O:} \quad a + 3b = c + 5d \\ \text{Fe:} \quad 2b = c \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} d = 1 \\ a = 2 \\ 2 + 3b = 2b + 5 \Rightarrow b = 3 \\ c = 6 \end{array} \right.$$



$$\left\{ \begin{array}{l} [n_{\text{VO}}]_i = \frac{2 \text{ g VO}}{67 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,030 \text{ mol VO} \\ [n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}]_i = \frac{5,75 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{159,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,036 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{\text{VO}} = -\Delta n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{\Delta n_{\text{FeO}}}{6} = \frac{\Delta n_{\text{V}_2\text{O}_5}}{1} \\ \frac{-\Delta n_{\text{VO}}}{2} = \frac{-\Delta n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{3} = \frac{\Delta n_{\text{FeO}}}{6} = \frac{\Delta n_{\text{V}_2\text{O}_5}}{1} \end{array} \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{Reactivo?} \\ \text{limitante?} \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{\text{VO}} = \frac{2}{3} \times (-\Delta n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}) \\ \frac{-\Delta n_{\text{VO}}}{2} = \frac{-\Delta n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{3} \\ -\Delta n_{\text{VO}} = \frac{2}{3} \times 0,036 \text{ mol} = 0,024 \text{ mol VO} \\ -\Delta n_{\text{VO}} < [n_{\text{VO}}]_i \end{array} \right.$$

$$\text{Reactivo limitante: el Fe}_2\text{O}_3 \left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 0,036 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \\ -\Delta n_{\text{VO}} = 0,024 \text{ mol VO} = (n_{\text{VO}})_f - (n_{\text{VO}})_i \end{array} \right.$$

$$(n_{\text{VO}})_f = (n_{\text{VO}})_i - \Delta n_{\text{VO}}$$

$$(n_{\text{VO}})_f = 0,030 \text{ mol} - 0,024 \text{ mol} = 0,006 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned}
 & \dot{m}_{V_2O_5} ? \left\{ \Delta n_{V_2O_5} = \frac{1}{3} \times (-\Delta n_{Fe_2O_3}) = 0,012 \text{ mol } V_2O_5 \right\} \\
 & \left\{ m_{V_2O_5} = n_{V_2O_5} \times Pm(V_2O_5) = 0,012 \text{ mol} \times 182 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2,184 \text{ g } V_2O_5 \right. \\
 & \dot{N}_{Fe} ? \left\{ n_{Fe_2O_3} = 0,036 \text{ mol } Fe_2O_3 \right\} \\
 & \left\{ n_{Fe} = 2 \times n_{Fe_2O_3} = 0,072 \text{ mol } Fe \right. \\
 & \left. N_{Fe} = n_{Fe} \times N_A = 0,072 \text{ mol } Fe \times 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 4,33 \times 10^{22} \text{ átomos } Fe \right. \\
 & \dot{N}_V ? \\
 & \left\{ n_V = n_{VO} = 0,024 \text{ mol } VO \right\} \\
 & \left\{ N_V = n_V \times N_A = 0,024 \text{ mol } V \times 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 1,45 \times 10^{22} \text{ átomos } V \right.
 \end{aligned}$$

55) Tenemos 500 mL de una disolución acuosa de H_2SO_4 de concentración $0,300 \text{ mol} \cdot L^{-1}$. Calcula: a) el número de átomos de S que contiene; b) el volumen de agua que hay que añadirle para que la concentración sea $0,010 \text{ mol } L^{-1}$. [a) $9,033 \cdot 10^{22}$ átomos; b) 14,5 L]

Respuesta:

$$\begin{aligned}
 \dot{N}_S ? & \left\{ \begin{array}{l} V_{(aq)} = 500 \text{ mL} \\ C = \frac{n}{V(L)} = 0,30 \frac{\text{mol } H_2SO_4}{L} \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} N_S = N_{H_2SO_4} \\ N_{H_2SO_4} = n_{H_2SO_4} \times N_A \end{array} \right\} \\
 & \left\{ \begin{array}{l} n_{H_2SO_4} = C \times V_{(aq)} \\ n_{H_2SO_4} = 0,30 \frac{\text{mol}}{L} \times 0,500 \text{ L} = 0,15 \text{ mol } H_2SO_4 \\ N_S = N_{H_2SO_4} = n_{H_2SO_4} \times N_A \\ N_S = 0,15 \text{ mol} \times 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 9,033 \cdot 10^{22} \text{ átomos } S \end{array} \right. \\
 & \left\{ \begin{array}{l} \Delta V = V'_{(aq)} - V_{(aq)} \\ n_{H_2SO_4} = C \times V_{(aq)} = C' \times V'_{(aq)} \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} V'_{(aq)} = \frac{n_{H_2SO_4}}{C'} = \frac{0,15 \text{ mol } H_2SO_4}{0,010 \frac{\text{mol}}{L}} = 15 \text{ L} \\ \Delta V = V'_{(aq)} - V_{(aq)} = 15 \text{ L} - 0,5 \text{ L} = 14,5 \text{ L } H_2O \end{array} \right.
 \end{aligned}$$

56) Ajusta la reacción siguiente: $Fe_2(SO_4)_3 + BaCl_2 \rightleftharpoons BaSO_4 + FeCl_3$. Ponemos a reaccionar una mezcla de 50 g de $Fe_2(SO_4)_3$ y 100 g de $BaCl_2$. Calcula: a) el número de átomos de Ba y de Fe que habrán reaccionado; b) la masa de $FeCl_3$ que se obtendrá. Datos: Pa (Fe) = 55,8; (S) = 32; Pa (O) = 16; (Ba) = 137,3; (Cl) = 35,5. [a) $2,26 \cdot 10^{23}$ átomos Ba y $1,5055 \cdot 10^{23}$ átomos Fe; b) $m(FeCl_3) = 40,58 \text{ g}$].

Respuesta:

$$\begin{aligned}
 1 \text{ Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{ BaCl}_2 & \rightleftharpoons 3 \text{ BaSO}_4 + 2 \text{ FeCl}_3 - \Delta n_{Fe_2(SO_4)_3} = \frac{-\Delta n_{BaCl_2}}{3} = \frac{-\Delta n_{BaSO_4}}{3} = \frac{-\Delta n_{FeCl_3}}{2} \\
 n_{Fe_2(SO_4)_3} & = \frac{m}{Pm} = \frac{50 \text{ g}}{399,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,125 \text{ mol } Fe_2(SO_4)_3 \\
 n_{BaCl_2} & = \frac{m}{Pm} = \frac{100 \text{ g}}{208,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,480 \text{ mol } BaCl_2
 \end{aligned}$$

$$\begin{cases} -\Delta n_{Fe_2(SO_4)_3(\text{reaccionado})} = 0,125 \text{ mol } Fe_2(SO_4)_3 \\ -\Delta n_{BaCl_2(\text{reaccionado})} = 3 \cdot \left(-\Delta n_{Fe_2(SO_4)_3}\right) = 3 \times 0,125 \text{ mol} = 0,375 \text{ mol } BaCl_2 \\ -\Delta n_{BaCl_2(\text{reaccionado})} = 0,375 \text{ mol } BaCl_2 < n_{BaCl_2(\text{inicial})} = 0,480 \text{ mol } BaCl_2 \end{cases}$$

$$\Delta n_{BaCl_2} = n_{BaCl_2(\text{final})} - n_{BaCl_2(\text{inicial})} = -0,375 \text{ mol } BaCl_2$$

$$n_{BaCl_2(\text{final})} = \Delta n_{BaCl_2} + n_{BaCl_2(\text{inicial})} = -0,375 \text{ mol} + 0,480 \text{ mol} = 0,105 \text{ mol } BaCl_2$$

$$\begin{cases} N_{Ba(\text{reaccionado})} = n_{Ba(\text{reaccionado})} \cdot N_A = n_{BaCl_2(\text{reaccionado})} \cdot N_A \\ N_{Ba(\text{reaccionado})} = 0,375 \text{ mol} \times 6,022 \times 10^{23} \frac{\text{átomos}}{\text{mol}} = 2,26 \cdot 10^{23} \text{ átomos } Ba \end{cases}$$

$$\begin{cases} N_{Fe(\text{reaccionado})} = n_{Fe(\text{reaccionado})} \cdot N_A = 2 \cdot n_{Fe_2(SO_4)_3(\text{reaccionado})} \cdot N_A \\ N_{Fe(\text{reaccionado})} = 2 \times 0,125 \text{ mol} \times 6,022 \times 10^{23} \frac{\text{átomos}}{\text{mol}} = 1,5055 \cdot 10^{23} \text{ átomos } Fe \end{cases}$$

$$\Delta n_{FeCl_3} = 2 \times \left(-\Delta n_{Fe_2(SO_4)_3}\right) = 0,250 \text{ mol } FeCl_3$$

$$m_{FeCl_3} = n_{FeCl_3} \times Pm(FeCl_3) = 0,250 \text{ mol} \times 162,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 40,58 \text{ g } FeCl_3$$

57) Sea la siguiente reacción: $KClO_3(s) \rightleftharpoons KCl(s) + O_2(g)$. Si calentamos una masa sólida de 4,90 g de $KClO_3$ se comprueba que la masa sólida resultante ha disminuido en 0,384 g. Calcula: a) el número de moléculas de O_2 que se han obtenido; b) la masa de $KClO_3$ que ha reaccionado; c) la presión que ejercerá el O_2 obtenido en un recipiente de volumen 0,5 L a la temperatura de 350°C. Datos: Pa (K) = 39; (Cl) = 35,5; (O) = 16; R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹. [a) 7,23·10²¹ moléculas; b) 0,98 g; c) 1,23 atm]

Respuesta:

$$KClO_3(s) \rightarrow KCl(s) + \frac{3}{2} O_2(g) \quad \left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{KClO_3} = \Delta n_{KCl} = \frac{\Delta n_{O_2}}{\frac{3}{2}} \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} 4,90 \text{ g } KClO_3 \\ 0,384 \text{ g } O_2 \end{array} \right\}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} n_{KClO_3} = \frac{4,90 \text{ g } KClO_3}{122,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,04 \text{ mol } KClO_3 \\ n_{O_2} = \frac{0,384 \text{ g } O_2}{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,012 \text{ mol } O_2 \end{array} \right\}$$

$i N_{O_2} ? \quad \{ N_{O_2} = n_{O_2} \times N_A = 0,012 \text{ mol } O_2 \times 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 7,23 \times 10^{21} \text{ moléculas } O_2$

$i m_{KClO_3} ? \quad \left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{KClO_3} = \frac{\Delta n_{O_2}}{\frac{3}{2}} = \frac{0,012 \text{ mol}}{\frac{3}{2}} = 0,008 \text{ mol } KClO_3 \\ m_{KClO_3} = n_{KClO_3} \times Pm(KClO_3) = 0,008 \text{ mol } KClO_3 \times 122,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,98 \text{ g } KClO_3 \end{array} \right.$

$i p_{O_2} ? \quad \left\{ p = \frac{nRT}{V} = \frac{0,012 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times (350 + 273) \text{ K}}{0,5 \text{ L}} = 1,23 \text{ atm} \right.$

58) El elemento químico galio está constituido por dos isótopos: $^{69}_{31}Ga$ y $^{71}_{31}Ga$. El primero tiene de masa atómica relativa 68,926 y el segundo 70,925. Sila abundancia del primero es del 60,108% y la del segundo del 39,892%, determina: a) el peso atómico del elemento químico galio; b) los átomos del isótopo $^{69}_{31}Ga$ que hay en 6,972 g de galio. [a) 69,723; b) 3,67·10²² átomos]

Respuesta:

$$\left\{ \begin{array}{l} Ma({}^{69}\text{Ga}) = 68,926 \\ Ma({}^{71}\text{Ga}) = 70,925 \end{array} \right\} Pa(\text{Ga}) = Ma({}^{69}\text{Ga}) \times \frac{60,108}{100} + Ma({}^{71}\text{Ga}) \times \frac{39,892}{100} = 69,723$$

$$6,972 \text{ g Ga} \times \frac{60,108 \text{ g } {}^{69}\text{Ga}}{100 \text{ g Ga}} = 4,191 \text{ g } {}^{69}\text{Ga}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} n = \frac{4,191 \text{ g } {}^{69}\text{Ga}}{68,926 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,061 \text{ mol } {}^{69}\text{Ga} \\ N = n \times N_A = 0,061 \text{ mol } {}^{69}\text{Ga} \times 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 3,67 \times 10^{22} \text{ átomos } {}^{69}\text{Ga} \end{array} \right.$$

59) Un hidrocarburo gas tiene una densidad de 1,25 g/L, a 0°C y 1 atm. La fórmula empírica es C_1H_2 . Determina su peso molecular y la fórmula molecular. Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; (C) = 12; (H) = 1. [28; C_2H_4]

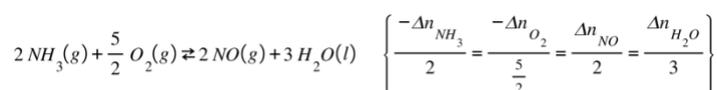
Respuesta:

$$d = 1,25 \frac{\text{g}}{\text{L}} \left\{ \begin{array}{l} pV = nRT = \frac{m}{Pm} RT \Rightarrow p = \frac{d}{Pm} RT \\ Pm = \frac{d \times R \times T}{p} = \frac{1,25 \frac{\text{g}}{\text{L}} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 27,98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \end{array} \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} (C_1H_2)_{n=1,2} \\ 27,98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = n \times \left(1 \times 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 2 \times 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) \\ n = \frac{27,98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{14 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2 \Rightarrow C_2H_4 \end{array} \right.$$

60) La combustión del amoníaco: $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Escribe la reacción ajustada y calcula: a) el volumen de O_2 que reaccionará con 500 L de NH_3 , bajo las mismas condiciones de presión y temperatura; b) el volumen de NO que se obtendrá, bajo las mismas condiciones de presión y temperatura. [a) 625 L; b) 500 L]

Respuesta:

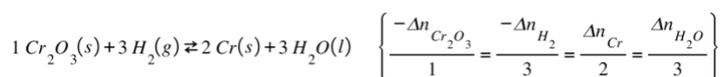


$$\frac{-\Delta n_{\text{NH}_3}}{-\Delta n_{\text{O}_2}} = \frac{2}{\frac{5}{2}} \left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{\text{NH}_3} = \frac{pV_{\text{NH}_3}}{RT} \\ -\Delta n_{\text{O}_2} = \frac{pV_{\text{O}_2}}{RT} \end{array} \right. \left\{ \begin{array}{l} \frac{-\Delta n_{\text{NH}_3}}{-\Delta n_{\text{O}_2}} = \frac{2}{\frac{5}{2}} = \frac{\frac{pV_{\text{NH}_3}}{RT}}{\frac{pV_{\text{O}_2}}{RT}} = \frac{V_{\text{NH}_3}}{V_{\text{O}_2}} \\ V_{\text{O}_2} = V_{\text{NH}_3} \times \frac{5}{4} = 500 \text{ L} \times \frac{5}{4} = 625 \text{ L} \end{array} \right.$$

$$\frac{-\Delta n_{\text{NH}_3}}{\Delta n_{\text{NO}}} = \frac{2}{2} \left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{\text{NH}_3} = \frac{pV_{\text{NH}_3}}{RT} \\ \Delta n_{\text{NO}} = \frac{pV_{\text{NO}}}{RT} \end{array} \right. \left\{ \begin{array}{l} \frac{-\Delta n_{\text{NH}_3}}{\Delta n_{\text{NO}}} = 1 = \frac{\frac{pV_{\text{NH}_3}}{RT}}{\frac{pV_{\text{NO}}}{RT}} = \frac{V_{\text{NH}_3}}{V_{\text{NO}}} \\ V_{\text{NO}} = V_{\text{NH}_3} = 500 \text{ L} \end{array} \right.$$

61) El Cr_2O_3 reacciona con el hidrógeno y se obtiene cromo: $\text{Cr}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Cr}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Ajusta la reacción y calcula: a) la masa de hidrógeno necesaria para reducir 7,6 g de Cr_2O_3 ; b) los átomos de hidrógeno necesarios para obtener 1 mol de Cr; c) la masa de Cr_2O_3 necesaria para obtener 500 g de Cr. Datos: Pa (Cr) = 52; (O) = 16; (H) = 1. [a) 0,30 g; b) $1,81 \cdot 10^{24}$; c) 730,8 g]

Respuesta:



$$-\Delta n_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = \frac{m}{Pm} = \frac{7,6 \text{ g}}{152 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,05 \text{ mol}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{\text{H}_2} = 3 \times (-\Delta n_{\text{Cr}_2\text{O}_3}) = 0,15 \text{ mol} \end{array} \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} m_{\text{H}_2} = n_{\text{H}_2} \times Pm = 0,15 \text{ mol} \times 2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,30 \text{ g} \end{array} \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{\text{H}_2} = \frac{3}{2} \times \Delta n_{\text{Cr}} = \frac{3}{2} \times 1 \text{ mol} = 1,5 \text{ mol H}_2 \end{array} \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} N_{\text{H}} = 2 \times (1,5 \text{ mol H}_2) \times 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 1,81 \times 10^{24} \text{ átomos} \end{array} \right.$$

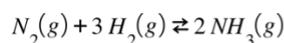
$$\Delta n_{\text{Cr}} = \frac{m}{Pa} = \frac{500 \text{ g}}{52 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 9,615 \text{ mol Cr}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = \frac{\Delta n_{\text{Cr}}}{2} = 4,808 \text{ mol Cr}_2\text{O}_3 \end{array} \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} m_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = n_{\text{Cr}_2\text{O}_3} \times Pm = 4,808 \text{ mol Cr}_2\text{O}_3 \times 152 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 730,8 \text{ g Cr}_2\text{O}_3 \end{array} \right.$$

62) Sea la reacción de la síntesis del amoníaco: $\text{N}_2(g) + 3 \text{ H}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{ NH}_3(g)$. Determine la masa de N_2 que es necesaria en para producir 5,0 mol de NH_3 . Si el N_2 se encuentra en un recipiente a 300 K y 250 kPa determina a qué volumen corresponde. Dato: $\text{Pa}(\text{N}) = 14$. [70 g N_2 ; 24,9 L]

Respuesta:



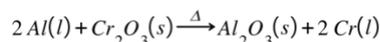
$$\left\{ \begin{array}{l} -\frac{\Delta n_{\text{N}_2}}{1} = -\frac{\Delta n_{\text{H}_2}}{3} = \frac{\Delta n_{\text{NH}_3}}{2} \end{array} \right\} \quad \Delta n_{\text{NH}_3} = 5,0 \text{ mol NH}_3$$

$$\left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{\text{N}_2} = \frac{\Delta n_{\text{NH}_3}}{2} = \frac{5,0 \text{ mol}}{2} = 2,5 \text{ mol} \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} m_{\text{N}_2} = n_{\text{N}_2} \times Mm = 2,5 \text{ mol} \times 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 70 \text{ g} \end{array} \right.$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{2,5 \text{ mol} \times 8,3 \frac{\text{Pa m}^3}{\text{mol K}} \times 300 \text{ K}}{250.000 \text{ Pa}} = 0,0249 \text{ m}^3 = 24,9 \text{ L}$$

63) Calcula la masa de aluminio que es necesaria para reaccionar completamente con 10,0 kg de trióxido de dicromo (Cr_2O_3) y producir cromo metálico y óxido de aluminio (Al_2O_3); siendo la reacción química: $2 \text{ Al}(l) + \text{Cr}_2\text{O}_3(s) \rightleftharpoons \text{Al}_2\text{O}_3(s) + 2 \text{ Cr}(l)$. Datos: $\text{Pa}(\text{Al}) = 27$; $\text{Pa}(\text{Cr}) = 52$; $\text{Pa}(\text{O}) = 16$. [3,5526 kg]

Respuesta:



$$\left\{ \begin{array}{l} -\frac{\Delta n_{\text{Al}}}{2} = -\frac{\Delta n_{\text{Cr}_2\text{O}_3}}{1} = \frac{\Delta n_{\text{Al}_2\text{O}_3}}{1} = \frac{\Delta n_{\text{Cr}}}{2} \end{array} \right\} \quad m_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = 10,0 \text{ kg Cr}_2\text{O}_3$$

$$\left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = \frac{m_{\text{Cr}_2\text{O}_3}}{Mm} = \frac{10.000 \text{ g}}{152 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{10.000}{152} \text{ mol Cr}_2\text{O}_3 \\ -\Delta n_{\text{Al}} = 2 \times (-\Delta n_{\text{Cr}_2\text{O}_3}) = 2 \times \frac{10.000}{152} \text{ mol} = \frac{20.000}{152} \text{ mol Al} \end{array} \right.$$

$$m_{\text{Al}} = n_{\text{Al}} \times Ma = \frac{20.000}{152} \text{ mol} \times 27 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 3.552,6 \text{ g}$$

64) Calcula la masa de dióxido de carbono que se produce al quemar 100 g de propano. La reacción de combustión del propano: $C_3H_8(g) + 5 O_2(g) \rightleftharpoons 3 CO_2(g) + 4 H_2O(g)$. Datos: Pa(C) = 12; Pa(O) = 16; Pa(H) = 1. [300 g]

Respuesta:

$$C_3H_8(g) + 5 O_2(g) \rightarrow 3 CO_2(g) + 4 H_2O(g)$$

$$\left\{ -\frac{\Delta n_{C_3H_8}}{1} = -\frac{\Delta n_{O_2}}{5} = \frac{\Delta n_{CO_2}}{3} = \frac{\Delta n_{H_2O}}{4} \right\} m_{C_3H_8} = 100 \text{ g}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{C_3H_8} = \frac{m_{C_3H_8}}{Mm} = \frac{100 \text{ g}}{44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{100}{44} \text{ mol } C_3H_8 \\ \Delta n_{CO_2} = 3 \times (-\Delta n_{C_3H_8}) = 3 \times \frac{100}{44} \text{ mol} = \frac{300}{44} \text{ mol } CO_2 \end{array} \right\}$$

$$\left\{ m_{CO_2} = n_{CO_2} \times Mm(CO_2) = \frac{300}{44} \text{ mol} \times 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 300 \text{ g} \right.$$

65) Cuando se añade H₂O en exceso sobre 100 g CaC₂ se producen 28,3 g de C₂H₂. Determine el rendimiento de la reacción: $CaC_2(s) + 2 H_2O(l) \rightleftharpoons Ca(OH)_2(s) + C_2H_2(g)$. Datos: Pa(C) = 12; Pa(H) = 1. [70%]

Respuesta:

$$CaC_2(s) + 2 H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(s) + C_2H_2(g)$$

$$\left\{ -\frac{\Delta n_{CaC_2}}{1} = -\frac{\Delta n_{H_2O}}{2} = \frac{\Delta n_{Ca(OH)_2}}{1} = \frac{\Delta n_{C_2H_2}}{1} \right\} m_{CaC_2} = 100 \text{ g}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{CaC_2} = \frac{-\Delta m_{CaC_2}}{Mm(CaC_2)} = \frac{100 \text{ g}}{64 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{100}{64} \text{ mol } CaC_2 \\ \Delta n_{C_2H_2} = -\Delta n_{CaC_2} = \frac{100}{64} \text{ mol } C_2H_2 \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} m_{C_2H_2} = n_{C_2H_2} \times Mm(C_2H_2) = \frac{100}{64} \text{ mol} \times 26 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \\ m_{C_2H_2} = 40,6 \text{ g } C_2H_2 \\ \text{Rendimiento: } \frac{28,3 \text{ g reales}}{40,6 \text{ g teóricos}} \times 100 = 70\% \end{array} \right.$$

66) Sea la reacción química: $2 Al(l) + Cr_2O_3(s) \rightleftharpoons Al_2O_3(s) + 2 Cr(l)$. Calcula la masa de Cr₂O₃ que no reacciona, de una muestra inicial de 10 kg, si reaccionan sólo 2,54 kg de Al. Datos: Pa(Cr) = 52; (O) = 16; (Al) 27. [2,85 kg]

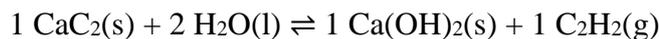
Respuesta:

$$2 Al(l) + Cr_2O_3(s) \xrightarrow{\Delta} Al_2O_3(s) + 2 Cr(l) \left\{ -\frac{\Delta n_{Al}}{2} = -\frac{\Delta n_{Cr_2O_3}}{1} = \frac{\Delta n_{Al_2O_3}}{1} = \frac{\Delta n_{Cr}}{2} \right\} m_{Al} = 2,54 \text{ kg}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{Al} = \frac{m_{Al}}{Ma(Al)} = \frac{2,540 \text{ g}}{27 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{2,540}{27} \text{ mol } Al \\ -\Delta n_{Cr_2O_3} = \frac{1}{2} \times (-\Delta n_{Al}) = \frac{1}{2} \times \frac{2,540}{27} \text{ mol } Cr_2O_3 \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} -\Delta m_{Cr_2O_3} = -\Delta n_{Cr_2O_3} \times Mm \\ -\Delta m_{Cr_2O_3} = \frac{2,540}{2 \times 27} \text{ mol} \times 152 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 7,149,6 \text{ g} \\ m_{Cr_2O_3} = 10,0 \text{ kg} - 7,1496 \text{ kg} = 2,85 \text{ kg} \end{array} \right.$$

67) Sea la reacción sin ajustar: $CaC_2(s) + H_2O(l) \rightleftharpoons Ca(OH)_2(s) + C_2H_2(g)$. Se ponen a reaccionar 100 g de H₂O con 100 g de CaC₂. Determina: a) el reactivo limitante; b) el número de átomos de H que reaccionarán; c) el volumen del gas C₂H₂ que se obtendrá a la presión de 1 bar a a la temperatura de 300 K. Datos: R = 0,08314 bar·L/(mol·K); Pa(Ca) = 40; Pa(C) = 12; Pa(O) = 16; Pa(H) = 1. [a) CaC₂; b) 3,76·10²⁴ átomos H; c) 38,91 L]

Respuesta:



$$\frac{-\Delta n_{\text{CaC}_2}}{1} = -\frac{\Delta n_{\text{H}_2\text{O}}}{2} = \frac{\Delta n_{\text{C}_2\text{H}_2}}{1} \left\{ \begin{array}{l} n_{\text{CaC}_2(\text{inicial})} = \frac{m_{\text{CaC}_2}}{Pm(\text{CaC}_2)} = \frac{100 \text{ g}}{64 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,56 \text{ mol CaC}_2 \\ n_{\text{H}_2\text{O}(\text{inicial})} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{Pm(\text{H}_2\text{O})} = \frac{100 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 5,56 \text{ mol H}_2\text{O} \end{array} \right.$$

En primer lugar hacemos la suposición de que reaccionan los 1,56 mol de CaC_2 , por lo que reaccionarán con 3,12 mol de H_2O , cantidad que es inferior a la cantidad de agua inicial, luego va a quedar agua sin reaccionar y el reactivo limitante es el CaC_2 .

$$-\Delta n_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \times (-\Delta n_{\text{CaC}_2}) = 2 \times 1,56 \text{ mol} = 3,12 \text{ mol H}_2\text{O} < 5,56 \text{ mol H}_2\text{O} \text{ presentes}$$

Por tanto, reaccionan los 1,56 mol de CaC_2 con 3,12 mol de H_2O y quedan sin reaccionar 2,44 mol de H_2O .

$$\Delta n_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{H}_2\text{O}(\text{f})} - n_{\text{H}_2\text{O}(\text{i})}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}(\text{f})} = \Delta n_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{H}_2\text{O}(\text{i})} = -3,12 \text{ mol H}_2\text{O} + 5,56 \text{ mol H}_2\text{O} = 2,44 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$N_{\text{H}} = 2 \cdot (-\Delta n_{\text{H}_2\text{O}}) \cdot N_{\text{A}} = 2 \times 3,12 \text{ mol} \times 6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{átomos}}{\text{mol}} = 3,76 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

$$\Delta n_{\text{C}_2\text{H}_2} = -\Delta n_{\text{CaC}_2} = 1,56 \text{ mol C}_2\text{H}_2$$

$$V_{\text{C}_2\text{H}_2} = \frac{n_{\text{C}_2\text{H}_2} RT}{p} = \frac{1,56 \text{ mol} \times 0,08314 \frac{\text{bar} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 300 \text{ K}}{1 \text{ bar}} = 38,91 \text{ L}$$

68) Identifica el reactivo limitante cuando 5,52 g de Na se mezclan con 5,10 g de Al_2O_3 y se produce la reacción: $6 \text{ Na}(\text{l}) + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{ Al}(\text{l}) + 3 \text{ Na}_2\text{O}(\text{s})$. Posteriormente determina la masa de Al que se produce y la masa que queda sin reaccionar del reactivo que está en exceso. Datos: $P_{\text{a}}(\text{Na}) = 23$; $(\text{Al}) = 27$; $(\text{O}) = 16$. [Na ; $m_{\text{Al}} = 2,16 \text{ g}$; $1,02 \text{ g Al}_2\text{O}_3$]

Respuesta:

$$6 \text{ Na}(\text{l}) + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) \rightarrow 2 \text{ Al}(\text{l}) + 3 \text{ Na}_2\text{O}(\text{s}) \quad \left\{ -\frac{\Delta n_{\text{Na}}}{6} = -\frac{\Delta n_{\text{Al}_2\text{O}_3}}{1} = \frac{\Delta n_{\text{Al}}}{2} = \frac{\Delta n_{\text{Na}_2\text{O}}}{3} \right\}$$

$$\left\{ n_{\text{Na}} = \frac{m_{\text{Na}}}{Mm(\text{Na})} = \frac{5,52 \text{ g}}{23 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,24 \text{ mol Na} \right\} \left\{ n_{\text{Al}_2\text{O}_3} = \frac{m_{\text{Al}_2\text{O}_3}}{Mm(\text{Al}_2\text{O}_3)} = \frac{5,10 \text{ g}}{102 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,05 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 \right\}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} -\Delta n_{\text{Na}} = 6 \times (-\Delta n_{\text{Al}_2\text{O}_3}) = 6 \times 0,05 \text{ mol} = 0,30 \text{ mol} > 0,24 \text{ mol Na presentes} \\ -\Delta n_{\text{Al}_2\text{O}_3} = \frac{1}{6} \times (-\Delta n_{\text{Na}}) = \frac{1}{6} \times 0,24 \text{ mol} = 0,04 \text{ mol} < 0,05 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 \text{ presentes} \end{array} \right.$$

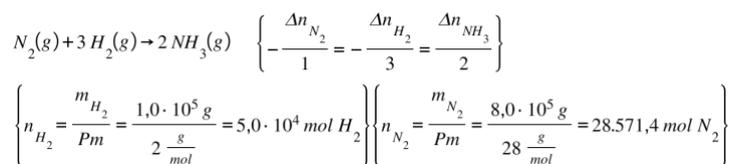
El reactivo limitante es el Na ya que puede reaccionar todo y queda sin reaccionar Al_2O_3 .

$$\left\{ \Delta n_{\text{Al}} = \frac{2}{6} \times (-\Delta n_{\text{Na}}) = \frac{2}{6} \times (0,24 \text{ mol}) = 0,08 \text{ mol Al} \right\} \left\{ m_{\text{Al}} = n_{\text{Al}} \times P_{\text{a}} = 0,08 \text{ mol} \times 27 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2,16 \text{ g Al} \right.$$

$$\left. \left\{ \Delta n_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 0,05 \text{ mol} - 0,04 \text{ mol} = 0,01 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 \right\} \left\{ m_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 0,01 \text{ mol} \times 102 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1,02 \text{ g Al}_2\text{O}_3 \right. \right.$$

69) Determina el reactivo limitante cuando 100 kg de hidrógeno reacciona con 800 kg de nitrógeno en la síntesis del amoníaco: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{ H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{ NH}_3(\text{g})$. Calcula: a) la masa de amoníaco que se obtiene; b) el volumen que ocupará a la presión de 200 kPa y 300 K. Datos: $P_{\text{a}}(\text{N}) = 14$; $(\text{H}) = 1$. [H_2 ; a) 566,66 kg; b) 415 m³]

Respuesta:



$$\left\{ -\Delta n_{N_2} = \frac{1}{3} \times (-\Delta n_{H_2}) = \frac{1}{3} \times 50.000 \text{ mol} = 16.666,6 \text{ mol } N_2 \text{ teóricos} < 28.571,4 \text{ mol } N_2 \text{ presentes} \right.$$

$$\left. -\Delta n_{H_2} = 3 \times (-\Delta n_{N_2}) = 3 \times 28.571,4 \text{ mol} = 85.714,2 \text{ mol } H_2 \text{ teóricos} > 50.000 \text{ mol } H_2 \text{ presentes} \right.$$

El reactivo limitante es el H_2 ya que puede reaccionar todo y queda sin reaccionar N_2 .

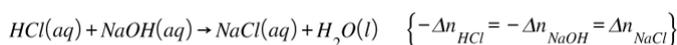
$$\left\{ \Delta n_{NH_3} = \frac{2}{3} \times (-\Delta n_{H_2}) = \frac{2}{3} \times 50.000 \text{ mol } NH_3 \right\}$$

$$\left\{ m_{NH_3} = n_{NH_3} \times Mm(NH_3) = \frac{2}{3} \times 50.000 \text{ mol} \times 17 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 566.666,67 \text{ g } NH_3 \right.$$

$$\left. V = \frac{nRT}{p} = \frac{\left(\frac{2}{3} \times 50.000 \text{ mol}\right) \times 8,3 \frac{\text{Pa m}^3}{\text{mol K}} \times 300 \text{ K}}{200.000 \text{ Pa}} = 415 \text{ m}^3 \right.$$

70) Calcula el volumen de una disolución acuosa de ácido clorhídrico $HCl(aq)$ de concentración 0,250 M, que reaccionará completamente a 25,0 mL de una disolución acuosa de $NaOH(aq)$ de concentración 0,100 M. La reacción química: $HCl(aq) + NaOH(aq) \rightleftharpoons NaCl(aq) + H_2O(l)$. [10 mL]

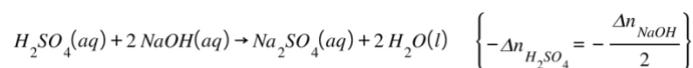
Respuesta:



$$\left\{ \begin{array}{l} C_{NaOH} = 0,100 \text{ M} \\ V_{NaOH} = 25,0 \text{ mL} \\ C_{HCl} = 0,250 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \end{array} \right\} \left\{ -\Delta n_{HCl} = -\Delta n_{NaOH} \right\} \left\{ \begin{array}{l} C_{HCl} \times V_{HCl} = C_{NaOH} \times V_{NaOH} \\ V_{HCl} = \frac{C_{NaOH} \times V_{NaOH}}{C_{HCl}} = \frac{0,100 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 25 \text{ mL}}{0,250 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 10 \text{ mL} \end{array} \right.$$

71) Calcula el volumen de una disolución acuosa de $NaOH(aq)$ de concentración 0,220 mol/L, que reaccionará completamente con 25,0 mL de una disolución acuosa de $H_2SO_4(aq)$ de concentración 0,720 mol/L. La reacción química es: $H_2SO_4(aq) + 2 NaOH(aq) \rightleftharpoons Na_2SO_4(aq) + 2 H_2O(l)$. [163,6 mL]

Respuesta:

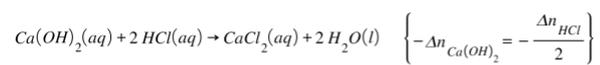


$$\left\{ \begin{array}{l} C_{H_2SO_4} = 0,720 \text{ M} \\ V_{H_2SO_4} = 25,0 \text{ mL} \\ C_{NaOH} = 0,220 \text{ M} \end{array} \right\} \left\{ -\Delta n_{NaOH} = 2 \times (-\Delta n_{H_2SO_4}) \right\}$$

$$C_{NaOH} \times V_{NaOH} = 2 \times C_{H_2SO_4} \times V_{H_2SO_4} \quad \left\{ \begin{array}{l} V_{NaOH} = \frac{2 \times C_{H_2SO_4} \times V_{H_2SO_4}}{C_{NaOH}} \\ V_{NaOH} = \frac{2 \times 0,720 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 25 \text{ mL}}{0,220 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 163,6 \text{ mL} \end{array} \right.$$

72) Una disolución de ácido clorhídrico acuoso contiene 0,72 g de cloruro de hidrógeno en 250 mL de la disolución acuosa. Esta disolución se hace reaccionar totalmente con 25,0 mL de otra disolución acuosa de hidróxido de calcio. Si de la disolución de ácido clorhídrico han reaccionado 15,1 mL calcula la concentración de la disolución de hidróxido de calcio. La reacción química es la siguiente: $Ca(OH)_2(aq) + 2 HCl(aq) \rightleftharpoons CaCl_2(aq) + 2 H_2O(l)$. [0,024 mol/L]

Respuesta:



$$n_{\text{HCl}} = \frac{m}{Pm} = \frac{0,72 \text{ g}}{36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,020 \text{ mol HCl} \quad \Rightarrow \quad C_{\text{HCl}(\text{aq})} = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{total}}} = \frac{0,020 \text{ mol}}{0,250 \text{ L}} = 0,080 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$C_{\text{Ca}(\text{OH})_2} \cdot V_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = \frac{C_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}}{2} \quad \Rightarrow \quad C_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = \frac{C_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}}{2 \cdot V_{\text{Ca}(\text{OH})_2}} = \frac{0,080 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 15,1 \text{ mL}}{2 \times 25,0 \text{ mL}} = 0,02416 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$