

① Los gases se almacenan frecuentemente en «botellas» de acero que soportan elevadas presiones. Una botella de acero de 32 litros contiene oxígeno a una presión de $12 \cdot 10^6$ Pa (1 atm = $1,013 \cdot 10^5$ Pa) a 20°C .

- Determinar la masa de oxígeno contenida en la botella.
- Calcular el volumen del gas en condiciones normales de presión y temperatura.



$V = 32$ l, $P = 12 \cdot 10^6$, $t = 20^\circ\text{C}$.

a)

Pasamos las magnitudes al S.I. de unidades :

$$P = 12 \cdot 10^6 \text{ Pa} \frac{1 \text{ atm}}{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 118,46 \text{ atm}$$

$$T = t + 273 = 20 + 273 = 293 \text{ K}$$

Aplicamos ahora la ecuación de los gases perfectos para hallar la masa :

$$PV = nRT \Leftrightarrow PV = \frac{m}{M}RT \Rightarrow m = \frac{PVM}{RT} = \frac{118,46 \cdot 32 \cdot 32}{0,082 \cdot 293} = 5049 \text{ g} \approx 5,010^3 \text{ g}$$

b) Como 1 mol de cualquier gas en c.n. ocupa 22,4 l:

$$5049 \text{ g} \frac{1 \text{ mol}}{32 \text{ g}} \frac{22,4 \text{ l}}{1 \text{ mol}} = 3534 \text{ l} \approx 3,5 \cdot 10^3 \text{ l}$$



② Un cilindro de 20 litros contiene CH_4 (g) en unas determinadas condiciones de presión y temperatura. Otro cilindro de 40 litros contiene 5,4 moles de CO_2 (g) en las mismas condiciones. Calcular la cantidad de CH_4 (g) en el primer recipiente y su masa expresada en gramos.



Volumen de metano = $V_1 = 20$ l.

Volumen de anhídrido carbónico = $V_2 = 40$ l.

Moles de anhídrido carbónico = $n_2 = 5,4$ moles.

Como las condiciones de presión y temperatura se mantiene constantes, el volumen es proporcional al número de moles :

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \Leftrightarrow n_1 = \frac{V_1}{V_2} \cdot n_2 = \frac{20}{40} \cdot 5,4 = 2,7 \text{ moles de metano}$$

Y ahora pasamos los moles a gramos :

$$n = \frac{m}{M} \Leftrightarrow m = n \cdot M = 2,7 \text{ moles} \cdot \frac{16 \text{ g}}{\text{mol}} = 43,2 \text{ g}$$



③ En la respiración normal una persona realiza unas 18 inspiraciones por minuto. Si en cada una de ellas se inspira aproximadamente un volumen de 0,5 litros a 745 mm Hg y 37 °C, ¿cuántas moléculas de oxígeno se aspiran por minuto? (Composición del aire en volumen: 21% O₂, 78% N₂.)



Número de inspiraciones/ min = $i = 18$ inspiraciones.

Volumen de aire inspirado = $V = 0,5$ l.

Presión del aire = $P = 745 \text{ mm Hg} = 745 \text{ mm Hg} / 760 \text{ mm Hg} / \text{atm} = 0,98 \text{ atm}$.

Temperatura del aire = $t = 37 \text{ °C}$, $T = 37 + 273 = 310 \text{ K}$.

Como en igualdad de condiciones el número de moles es proporcional al volumen, la fracción molar del oxígeno es igual a la fracción en volumen del oxígeno en el aire $x_1 = 0,21$, y por tanto su presión parcial en la mezcla será :

$$p_1 = n_1 \cdot P = 0,21 \cdot 0,98 \text{ atm} = 0,21 \text{ atm}.$$

Como en un minuto se producen 18 inspiraciones y en cada inspiración se introduce en los pulmones un volumen de aire de 0,5 l, el volumen de aire (V_a) introducido por minuto será :

$$V_a = i \cdot V = 18 \cdot 0,5 = 9 \text{ l}.$$

Hallamos ahora los moles de oxígeno inspirados por minuto aplicando la ley de los gases perfectos :

$$p_1 V_a = n_1 RT \Leftrightarrow n_1 = \frac{p_1 V_a}{RT} = \frac{0,21 \cdot 9}{0,082 \cdot 310} = 0,074 \text{ moles de O}_2$$

(hemos usado el volumen total de mezcla y no el de oxígeno según la ley de Dalton).

Por último calculamos las moléculas que contienen esos moles de O₂ a través del número de Avogadro :

$$0,074 \text{ moles de oxígeno} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 4,48 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de O}_2$$



④ En un matraz de 12 litros a 27 °C, en el que se ha realizado el vacío, se introducen 2,4 g de H₂ (g), 67,2 g de N₂ (g) y 19,2 g de CH₄ (g). Calcular:

a) La presión parcial de cada gas en la mezcla.

b) La presión total de la mezcla si la temperatura se eleva a 97 °C.



Volumen del recipiente y de la mezcla de gases = $V = 4\text{ l}$.
Temperatura de la mezcla = $t = 27\text{ }^\circ\text{C}$, $T = 27 + 273 = 300\text{ K}$.
Masa de H_2 introducido = $m_1 = 2,4\text{ g}$.
Masa de N_2 introducido = $m_2 = 67,2\text{ g}$.
Masa de metano introducido = $m_3 = 19,2\text{ g}$.
Masa molecular del $\text{H}_2 = M_1 = 2\text{ g/mol}$.
Masa molecular del $\text{N}_2 = M_2 = 28\text{ g/mol}$.
Masa molecular del $\text{CH}_4 = 16\text{ g/mol}$.

a) Hallmos el número de moles de cada gas presente en la mezcla :

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{2,4\text{ g}}{2\text{ g/mol}} = 1,2\text{ moles de H}_2$$

$$n_2 = \frac{m_2}{M_2} = \frac{67,2\text{ g}}{28\text{ g/mol}} = 2,4\text{ moles de N}_2$$

$$n_3 = \frac{m_3}{M_3} = \frac{19,2\text{ g}}{16\text{ g/mol}} = 1,2\text{ moles de CH}_4$$

Ahora podemos calcular las presiones parciales de cada componente aplicando la ley de los gases perfectos :

$$p_1V = n_1RT \Leftrightarrow p_1 = \frac{n_1RT}{V} = \frac{1,2 \cdot 0,082 \cdot 300}{12} = 2,46\text{ atm}$$

$$p_2V = n_2RT \Leftrightarrow p_2 = \frac{n_2RT}{V} = \frac{2,4 \cdot 0,082 \cdot 300}{12} = 4,92\text{ atm}$$

b)

Para el cálculo de la presión total a ($97 + 273 = 370\text{ K}$) necesitamos el número total de moles de la mezcla de gases :

$$n = n_1 + n_2 + n_3 = 1,2 + 2,4 + 1,2 = 4,8\text{ moles de mezcla}$$

aplicando ahora la ley de los gases perfectos podemos hallar la presión total :

$$PV = nRT \Leftrightarrow P = \frac{nRT}{V} = \frac{4,8 \cdot 0,082 \cdot 370}{12} = 12,136 \approx 12,1\text{ atm}$$



5 Un matraz de 0,30 litros que contiene helio a 450 mm Hg está unido mediante una válvula a otro matraz de 0,5 litros lleno de hidrógeno a 800 mm Hg. Se abre la válvula y se produce la difusión completa, manteniendo la temperatura constante. Calcular la presión parcial de cada gas y la presión total en la mezcla.

Volumen del recipiente que contiene el helio = $V_1 = 0,3$ l.

Volumen del recipiente que contiene el hidrógeno = $V_2 = 0,5$ l.

Presión inicial del Helio = $P_{\text{He}} = 450$ mm Hg.

Presión inicial del Hidrógeno = $P_{\text{H}} = 800$ mm Hg.



Hallamos primero, en función de la temperatura T , los moles de cada sustancia aplicando la ley de los gases perfectos :

$$P_{\text{He}} V_1 = n_{\text{He}} RT \Rightarrow n_{\text{He}} = \frac{P_{\text{He}} V_1}{RT} = \frac{450 \cdot 0,3}{RT} = \frac{135}{RT}$$

$$P_{\text{H}} V_2 = n_{\text{H}} RT \Rightarrow n_{\text{H}} = \frac{P_{\text{H}} V_2}{RT} = \frac{800 \cdot 0,5}{RT} = \frac{400}{RT}$$

Al abrir la válvula es como si hubiera un único recipiente de volumen $V = 0,8$ l en donde se reparten los moles de mezcla, las presiones parciales las calculamos de nuevo mediante la ley de los gases perfectos aplicada a cada componente como si ocupara el volumen total :

$$p_1 V = n_{\text{He}} RT \Rightarrow p_1 = \frac{n_{\text{He}} RT}{V} = \frac{\frac{135}{RT} RT}{V} = \frac{135}{V} = \frac{135}{0,8} = 168,75 \text{ mm Hg}$$

$$p_2 V = n_{\text{H}} RT \Rightarrow p_2 = \frac{n_{\text{H}} RT}{V} = \frac{\frac{400}{RT} RT}{V} = \frac{400}{V} = \frac{400}{0,8} = 500 \text{ mm Hg}$$

La presión total de la mezcla será la suma de la presiones parciales de cada gas :

$$P = p_1 + p_2 = 168,75 + 500 = 668,75 \text{ mm Hg.}$$



6 Una probeta de 150 ml está llena de O_2 (g) saturado de vapor de agua a 23°C . Calcular la masa de oxígeno si la presión total es 752 mm Hg y la presión de vapor del agua a esa temperatura es 21,0 mm Hg.



$$V = 150 \text{ ml} = 0,15 \text{ l.}$$

$$T = 23 + 273 = 296 \text{ K.}$$

$$P = 752 \text{ mm Hg} = 752 / 760 = 0,99 \text{ atm.}$$

$$P_v = 21,0 \text{ mm Hg} = 21,0/760 = 0,03 \text{ atm}$$

La presión parcial del oxígeno será la diferencia entre la presión total y la presión parcial del vapor de agua :

$$P_0 = P - P_v = 752 - 21 = 731 \text{ mm Hg} = 731/760 = 0,96 \text{ atm.}$$

Aplicando la ley de los gases perfectos podemos calcular la masa del oxígeno :

$$P_0 \cdot V = \frac{m}{M} RT \Leftrightarrow m = \frac{P_0 \cdot V \cdot M}{RT} = \frac{0,96 \cdot 0,15 \cdot 32}{0,082 \cdot 296} = 0,19 \text{ g de O}_2$$



7 Una mezcla gaseosa está compuesta por masas idénticas de helio y de monóxido de carbono. Calcular la presión parcial del monóxido de carbono en la mezcla si la presión parcial del helio es de 42 mm Hg.



Sea:

m = masas del helio y el CO.

M_{He} = masa atómica del helio = 4 g / mol.

M_{CO} = masa molecular del CO = 28 g/ mol.

P = presión total de la mezcla.

Las fracciones molares de ambas sustancias serán :

$$x_{\text{He}} = \frac{n_{\text{He}}}{n_{\text{He}} + n_{\text{CO}}} = \frac{\frac{m_{\text{He}}}{M_{\text{He}}}}{\frac{m_{\text{He}}}{M_{\text{He}}} + \frac{m_{\text{CO}}}{M_{\text{CO}}}} = \frac{\frac{m}{4}}{\frac{m}{4} + \frac{m}{28}} = \frac{\frac{m}{4}}{\frac{8m}{28}} = \frac{28}{32} = \frac{7}{8} \Rightarrow x_{\text{CO}} = 1 - x_{\text{He}} = 1 - \frac{7}{8} = \frac{1}{8}$$

Las presiones parciales de cada componente en la mezcla son :

$$p_{\text{He}} = x_{\text{He}} \cdot P \text{ y } p_{\text{CO}} = x_{\text{CO}} \cdot P$$

Dividiendo la segunda entre la primera, tenemos :

$$\frac{p_{\text{CO}}}{p_{\text{He}}} = \frac{x_{\text{CO}} \cdot P}{x_{\text{He}} \cdot P} = \frac{x_{\text{CO}}}{x_{\text{He}}} = \frac{1/8}{7/8} = \frac{1}{7} \Leftrightarrow p_{\text{CO}} = \frac{1}{7} p_{\text{He}} = \frac{42}{7} = 6 \text{ mm Hg.}$$



① Un volumen de 40,0 ml de hidrógeno seco medido a 22 °C y 760 mm Hg ocupa un volumen de 52,6 ml cuando se recoge sobre agua a 60 °C y 800 mm Hg. ¿Cuál es la presión de vapor del agua a 60 °C?



Volumen del hidrógeno seco = $V_H = 40,0$ ml.
 Temperatura inicial = $T_H = 22^\circ\text{C} + 273 = 295$ °K.
 Presión del hidrógeno seco = $P_H = 760/760 = 1$ atm.
 Volumen de la mezcla de hidrógeno y vapor de agua = $V = 52,6$ ml.
 Temperatura de la mezcla = $T = 60 + 273 = 333$ °K.
 Presión de la mezcla = $P = 800/760 = 1,05$ atm.
 Presión parcial del hidrógeno en la mezcla = p_1 .
 Presión parcial del vapor de agua en la mezcla = p_v .

la presión total de la mezcla será la suma de las presiones parciales de los dos componentes :

$$P = p_1 + p_v \text{ luego } p_v = P - p_1$$

para conocer la presión parcial del vapor de agua hemos de conocer la presión parcial del hidrógeno en la mezcla y para ello tenemos que hallar los moles de hidrógeno que hay en la mezcla que serán (según el principio de conservación de la masa) los mismos que halla en la mezcla :

$$P_H V_H = nRT_H \Leftrightarrow n = \frac{P_H V_H}{RT_H} = \frac{1,40,0 \cdot 10^{-3}}{0,082 \cdot 295} = 1,65 \cdot 10^{-3} \text{ moles de H}_2$$

Ahora hallamos la presión parcial que ejercen esos moles en la mezcla aplicando de nuevo la ecuación de los gases perfectos:

$$p_1 V = nRT \Leftrightarrow p_1 = \frac{nRT}{V} = \frac{1,65 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot 333}{52,6 \cdot 10^{-3}} = 0,86 \text{ atm}$$

Luego la presión parcial del vapor de agua en la mezcla será :

$$p_v = P - p_1 = 1,05 - 0,86 = 0,19 \text{ atm} = 0,19 \cdot 760 = \mathbf{144,4 \text{ mm de Hg}}$$



FÓRMULAS EMPÍRICAS Y MOLECULARES.

① La aspirina y el paracetamol son dos de los analgésicos más populares. Determinar la fórmula molecular de cada uno a-partir de la siguiente información:

a) Un gramo de aspirina contiene 0,60 g de carbono, 0,044 g de hidrógeno y el resto oxígeno; la masa molecular de la aspirina es 180.

b) La composición centesimal del paracetamol es 63,57 % de carbono, 5,96 % de hidrógeno, 9,27 % de nitrógeno y 21,19 % de oxígeno y su masa molecular es 151.



a)

Masa de aspirina = $m = 1$ g.

Masa de carbono = $m_C = 0,60$ g.

Masa de hidrógeno = $m_H = 0,044$ g.

Masa de oxígeno = $m_O =$ el resto = $1 - 0,6 - 0,044 = 0,356$ g.

Masa molecular de la aspirina = $M = 180$ g/mol.

Masa atómica del carbono = $M_C = 12$

Masa atómica del hidrógeno = $M_H = 1$

Masa atómica del oxígeno = $M_O = 16$.

Hallamos la proporción de átomos de cada elemento :

$$n_C = \frac{m_C}{M_C} = \frac{0,60}{12} = 0,05; n_H = \frac{m_H}{M_H} = \frac{0,044}{1} = 0,044; n_O = \frac{m_O}{M_O} = \frac{0,356}{16} = 0,02225$$

Dividimos los tres entre el menor para hallar la proporción de los componentes en la fórmula empírica :

$$0,05 / 0,02225 = 2,24719$$

$$0,044 / 0,02225 = 1,9775281.$$

$$0,02225 / 0,02225 = 1$$

Buscamos los enteros más próximos multiplicando por 4 :

$$\text{Átomos de carbono} = 2,24719 \cdot 4 = 8,98876 \approx 9$$

$$\text{Átomos de hidrógeno} = 1,9775281 \cdot 4 = 7,91 \approx 8$$

$$\text{Átomos de Oxígeno} = 1 \cdot 4 = 4.$$

Luego la fórmula empírica es $C_9H_8O_4$, cuyo peso fórmula es :

$$9 \cdot 12 + 8 \cdot 1 + 4 \cdot 16 = 180 \text{ g / mol}$$

Luego también es esa su fórmula molecular.

b)

Porcentaje de carbono = $m_C = 63,57$ %.

Porcentaje de hidrógeno = $m_H = 5,96$ %.

Porcentaje de oxígeno = $m_O = 21,19$ %.

Porcentaje de nitrógeno = $m_N = 9,27$ %.

Masa molecular del paracetamol = $M = 151$ g/mol.

Masa atómica del carbono = $M_C = 12$.

Masa atómica del hidrógeno = $M_H = 1$.
 Masa atómica del oxígeno = $M_O = 16$.
 Masa atómica del nitrógeno = $M_N = 14$.

Hallamos la proporción de átomos de cada elemento :

$$n_C = \frac{m_C}{M_C} = \frac{63,57}{12} = 5,2975; n_H = \frac{m_H}{M_H} = \frac{5,96}{1} = 5,96; n_O = \frac{m_O}{M_O} = \frac{21,19}{16} = 1,324375; n_N = \frac{m_N}{M_N} = \frac{9,27}{14} = 0,662;$$

Dividimos los tres entre el menor para hallar la proporción de los componentes en la fórmula empírica :

$$5,2975 / 0,66214 = 8,00053$$

$$5,96 / 0,662 = 9,00107.$$

$$0,662/0,662 = 1.$$

$$1,324375/0,662 = 2,00013.$$

Buscamos los enteros más próximos y la fórmula empírica es $C_8H_9NO_2$, cuyo peso fórmula es :

$$8 \cdot 12 + 9 \cdot 1 + 1 \cdot 14 + 2 \cdot 16 = 151 \text{ g / mol}$$

Luego también es esa su fórmula molecular.



①① El carbonato de sodio se puede utilizar para controlar la dureza del agua; generalmente, se comercializa como una sal hidratada de fórmula $Na_2CO_3 \cdot x H_2O$. Una muestra de 3,837 g de la sal hidratada se calienta a $120^\circ C$ y se obtiene un residuo de 1,422 g de sal anhidra. Determinar la fórmula de la sal hidratada.



Masa de sal hidratada = $m_h = 3,837 \text{ g}$.

Masa de sal anhidra = $m_a = 1,422 \text{ g}$.

Peso molecular del $Na_2CO_3 = M_1 = 2 \cdot 23 + 12 + 3 \cdot 16 = 106 \text{ g/mol}$.

Peso molecular del $H_2O = M_2 = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$.

La cantidad de agua en la muestra es $m = m_h - m_a = 3,837 - 1,422 = 2,415 \text{ g}$.

Si establecemos una proporción entre las masas de la fórmula y las de la muestra :

$$\frac{m}{m_a} = \frac{xM_2}{M_1} \Leftrightarrow x = \frac{mM_1}{m_aM_2} = \frac{2,415 \cdot 106}{1,422 \cdot 18} = 10,00117 \approx 10 \text{ moléculas de agua}$$

La fórmula es pues $Na_2CO_3 \cdot 10 H_2O$.



①① Al calentar 1,423 g de cobre se forman 1,781 g de un óxido de cobre. Hallar la fórmula del óxido.



Masa de cobre = $m_{\text{Cu}} = 1,423 \text{ g}$.

Masa del óxido de cobre = $m = 1,781 \text{ g}$.

Masa de oxígeno = $m_{\text{O}} = m - m_{\text{Cu}} = 1,781 - 1,423 = 0,357 \text{ g}$.

Dividiendo por los peso atómicos tendremos cantidades proporcionales a los átomos :

$$\frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}} = \frac{1,781}{63,5} = 0,028; \quad \frac{m_{\text{O}}}{M_{\text{O}}} = \frac{0,357}{16} = 0,02231$$

Luego observamos que están en la misma proporción es decir el óxido de cobre es el óxido cúprico : CuO .



①② Una muestra de 12,0 g de un hidrocarburo gaseoso ocupa 4,20 litros medidos a 1 atm de presión y 27 °C. Determinar la fórmula molecular sabiendo que contiene un 85,7 % de carbono.



Masa de la muestra de hidrocarburo = $m = 12,0 \text{ g}$.

Volumen que ocupa el hidrocarburo = $V = 4,20 \text{ l}$.

Presión = $P = 1 \text{ atm}$.

Temperatura = $T = 27 + 273 = 300 \text{ °K}$.

Porcentaje de carbono en el hidrocarburo = $p_{\text{C}} = 85,7 \%$.

Como la palabra indica los hidrocarburos están compuestos de carbono e hidrógeno, luego el porcentaje de hidrógeno en el hidrocarburo será la diferencia hasta 100 :

$$p_{\text{H}} = 100 - 85,7 = 14,3 \text{ \% de hidrógeno.}$$

Dividimos por los pesos atómicos para pasar a átomos :

$$\frac{p_{\text{C}}}{M_{\text{C}}} = \frac{85,7}{12} = 7,141\bar{6}, \quad \frac{p_{\text{H}}}{M_{\text{H}}} = \frac{14,3}{1} = 14,3$$

Si dividimos entre el menor nos da una relación 1 : 2, luego la fórmula empírica es $(\text{CH}_2)_n$

Para conocer la fórmula molecular hemos de saber su peso molecular (M), para lo que utilizamos la ecuación de los gases perfectos :

$$PV = \frac{m}{M}RT \Leftrightarrow M = \frac{mRT}{PV} = \frac{12,0 \cdot 0,082 \cdot 300}{1 \cdot 4,2} = 70,28 \text{ g/mol}$$

Como el peso fórmula de la empírica es $12 + 2 = 14 \text{ g}$, $n = 70,28/14 \approx 5$ y la fórmula molecular es $(\text{CH}_2)_5 = \text{C}_5\text{H}_{10}$ (un penteno o alguno de sus isómeros).



①③ La vitamina C es un compuesto que está formado únicamente por carbono, hidrógeno y oxígeno. La combustión de una muestra de 1,76 g de vitamina C da lugar a 2,64 g de dióxido de carbono y 0,720 g de agua. ¿Cuál es la fórmula empírica de la vitamina C?

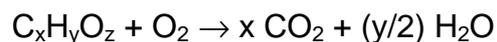


Masa de vitamina C = m = 1,76 g.

Masa de CO₂ = 2,64 g.

Masa de H₂O = 0,720 g.

La reacción de combustión de la vitamina produce CO₂ y H₂O



Los gramos de carbono de la aspirina serán los que haya en el CO₂ :

$$x = 2,64 \text{ g de CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{44 \text{ g de CO}_2} \cdot \frac{12 \text{ g de C}}{1 \text{ mol de CO}_2} = 0,72 \text{ g de C}$$

Los gramos de hidrógeno de la vitamina están en forma de agua después de la combustión :

$$y = 0,72 \text{ g de H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ g de H}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} = 0,08 \text{ g de H}$$

La cantidad de oxígeno presente en la vitamina será la diferencia hasta 1,76 g :

$$1,76 - 0,72 - 0,08 = 0,96 \text{ g de O.}$$

Luego :

Elemento	Átomos -gramo	Nº de átomos	Nº entero de átomos
C	0,72/12 = 0,06	0,06/0,06 = 1	1 · 3 = 3
H	0,08/1 = 0,08	0,08/0,06 = 1,333..	1,333 · 3 = 4
O	0,96/16 = 0,06	0,06/0,06 = 1	1 · 3 = 3

La fórmula empírica de la vitamina C es C₃H₄O₃.



①④ Cuando se queman 0,250 g de un cloroalcano se obtienen 0,341 g de dióxido de carbono y 0,174 g de agua. Calcular la fórmula molecular de este compuesto sabiendo que la densidad de su vapor es 2,2 veces la densidad del aire en las mismas condiciones. (Masa molecular media del aire, 28,9).



Los gramos de carbono del cloroalcano serán los que haya en el CO₂ :

$$0,341 \text{ g de CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{44 \text{ g de CO}_2} \cdot \frac{12 \text{ g de C}}{1 \text{ mol de CO}_2} = 0,093 \text{ g de C}$$

Los gramos de hidrógeno del cloroalcano están en forma de agua después de la combustión :

$$0,174 \text{ g de H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ g de H}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} = 0,0193 \text{ g de H}$$

La cantidad de cloro presente en el cloroalcano será la diferencia hasta 0,250 g :

$$0,250 - 0,093 - 0,01933.. = 0,137666... \text{ g de Cl.}$$

Luego :

Elemento	Átomos -gramo	Nº de átomos	Nº entero de átomos
C	$0,093/12 = 7,75 \cdot 10^{-3}$	$7,75 \cdot 10^{-3}/3,88 \cdot 10^{-3} = 2$	2
H	$0,01933.../1 = 0,0193$	$0,0193/3,88 \cdot 10^{-3} = 5$	5
Cl	$0,13766.../35,5 = 3,88 \cdot 10^{-3}$	$3,88 \cdot 10^{-3} / 3,88 \cdot 10^{-3} = 1$	1

La fórmula empírica del cicloalcano C₂H₅Cl.

$$\frac{\text{densidad del cicloalcano}}{\text{densidad del aire}} = 2,2 = \frac{M/V}{M_{\text{aire}}/V} = \frac{M}{M_{\text{aire}}} \Rightarrow M = 2,2M_{\text{aire}} = 2,2 \cdot 28,9 = 63,58 \text{ g/mol}$$

Como la masa molecular de la fórmula empírica es :

$$2 \cdot 12 + 1 \cdot 5 + 35,5 = 64,5$$

Esta es también su fórmula molecular : **C₂H₅Cl**



①⑤ Una botella de suero fisiológico contiene 9 g de cloruro de sodio disueltos en un litro de agua. Calcular la molalidad de la disolución y su concentración expresada en porcentaje en masa.



Masa del soluto = 9 g de NaCl

Volumen del disolvente = 1 l de H₂O.

Peso molecular del NaCl = 23 + 35,5 = 58,5 g/mol de NaCl.

Como la molalidad = moles de soluto/ kg de disolvente, necesitamos calcular los moles de NaCl y la masa de H₂O :

$$9 \text{ g de NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaCl}}{58,5 \text{ g de NaCl}} = 0,154 \text{ moles de NaCl}$$

$$1 \text{ l de H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ kg de H}_2\text{O}}{1 \text{ l de H}_2\text{O}} = 1 \text{ kg de H}_2\text{O}$$

$$\text{molalidad} = \frac{\text{moles de NaCl}}{\text{kg de H}_2\text{O}} = \frac{0,154 \text{ moles de NaCl}}{1 \text{ kg de H}_2\text{O}} = 0,154 \text{ m}$$



①⑥ ¿Qué masa de CuSO₄·5H₂O se debe disolver para preparar 2 litros de una disolución de concentración 0,40 mol/l?



Peso Molecular del CuSO₄·5H₂O = 63,5 + 32 + 4·16 + 5·18 = 249,5 gr/mol

$$0,40 \text{ mol/l} \cdot \frac{2 \text{ l}}{\text{disolución}} \cdot \frac{249,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 199,6 \text{ g de CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O/ disolución}$$



①⑦ La densidad de una disolución de ácido clorhídrico concentrado del 37 % en masa es 1,186 g/ml. ¿Que volumen de esta disolución se necesita para prepara 500 ml de una disolución de concentración 1,2 mol/l



$$500 \text{ ml de disolución} \cdot \frac{1 \text{ l}}{1000 \text{ ml}} \cdot \frac{1,2 \text{ moles HCl}}{1 \text{ l}} \cdot \frac{36,5 \text{ g de HCl}}{1 \text{ mol de HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{37 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ ml disolución}}{1,186 \text{ g disolución}} =$$

49,91 ml de disolución al 37% se necesita tomar y diluir con agua hasta tener 500 ml de siolución.



①⑧ Se dispone de 500 ml de una disolución de cloruro de sodio 0,250 M y se necesita incrementar la concentración de iones Cl^- a 0,4 mol/l. ¿Qué volumen de una disolución de cloruro de calcio 0,5 M es necesario añadir?



Volumen de la disolución diluida = $V_1 = 500 \text{ ml}$

Concentración de la disolución diluida = $c_1 = 0,250 \text{ M}$.

Concentración de la disolución concentrada = $c_2 = 0,5 \text{ M}$.

Concentración de la disolución a conseguir = $c = 0,4 \text{ M}$.

Volumen de la disolución concentrada a añadir = V

Como cada mol de cloruro cálcico produce 2 moles de Cl^- al disolverse en agua:



Para tener 0,4 mol/l de Cl^- habrá que disolver 0,2 mol/l de CaCl_2 . Veamos primero los moles que tenemos por litro:

Nº de moles iniciales de $\text{CaCl}_2 = V_1 \cdot c_1 = 0,5 \text{ l} \cdot 0,250 \text{ mol/l} = 0,125 \text{ moles}$, nos faltan $0,2 - 0,125 = 0,075 \text{ moles}$ que queremos añadir a partir de la concentrada, añadiendo un volumen V :

$$V = \frac{\text{moles}}{c_2} = \frac{0,075 \text{ moles}}{0,5 \text{ moles/l}} = 0,15 \text{ l} = 150 \text{ ml} \text{ y añadimos agua hasta tener el litro de disolución}$$



①⑨ Se mezclan 300 ml de una disolución de ácido nítrico 2 M con 200 ml de otra disolución del 25 % en masa del mismo ácido y 1,15 g/ml de densidad. Suponiendo que los volúmenes son aditivos, calcular la concentración de la disolución final expresada en mol/l.



Moles que proporciona la primera disolución:

$$M = \frac{n^\circ \text{ de moles}}{v(\text{l})} \Rightarrow n_1 = M_1 \cdot V_1 = 2 \frac{\text{moles}}{\text{l}} \cdot 0,3 \text{ l} = 0,6 \text{ moles de HNO}_3$$

Moles que aporta la segunda disolución:

$$n_2 = 0,2 \text{ l} \cdot \frac{1150 \text{ g de disolución}}{1 \text{ l de disolución}} \cdot \frac{25 \text{ g de HNO}_3}{100 \text{ g de disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol de HNO}_3}{63 \text{ g de HNO}_3} = 0,913 \text{ moles de HNO}_3$$

luego la concentración será:

$$c = \frac{\text{moles totales de HNO}_3}{V \text{ total (l)}} = \frac{n_1 + n_2}{V_1 + V_2} = \frac{0,6 + 0,913}{0,3 + 0,2} = \frac{1,513 \text{ moles}}{0,5 \text{ l}} = 3,03 \frac{\text{moles de HNO}_3}{\text{litro}}$$



②① Una disolución de ácido sulfúrico tiene una densidad de 1,60 g/ml y contiene el 69,1 % en masa de ácido puro.

- a) Expresar la concentración de esta disolución en g y mol/l.
 b) Calcular el volumen de disolución que se debe utilizar para preparar 750 ml de una disolución de ácido sulfúrico 0,520 M.



a) Partimos de 1 litro de disolución:

$$1 \text{ l de disolución} \frac{1600 \text{ gr de disolución}}{1 \text{ l de disolución}} \cdot \frac{69,1 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g de disolución}} = 1105,6 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

luego las concentraciones serán:

$$\begin{cases} \text{g/l} = \frac{1105,6 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ l disolución}} = 1105,6 \frac{\text{g}}{\text{l}} \\ \text{M} = \frac{\text{moles}}{\text{V(l)}} = \frac{1105,6/98}{1} = 11,28 \frac{\text{moles de H}_2\text{SO}_4}{\text{l de disolución}} \end{cases}$$

b) En la disolución que deseamos preparar hay:

$0,75 \text{ l} \cdot 0,520 \text{ moles/l} = 0,39 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$ que debemos obtener a partir de un volumen V de la disolución 11,28 M, luego:

$$V = \frac{0,39 \text{ moles}}{11,28 \text{ moles/l}} = 0,0346 \text{ l} = 34,6 \text{ ml}$$



②① El ácido nítrico concentrado contiene un 65,0 % en masa de ácido y su concentración es 14,0 mol/l. Determinar la densidad de una disolución de ácido nítrico concentrado.



Porcentaje en masa = p = 65,0 %.
 Concentración Molar = M = 14,0 mol/l.

En un volumen de 1 l de disolución hay 14,0 moles de HNO₃ que se corresponden con:

$$14 \text{ moles de HNO}_3 \frac{63 \text{ g de HNO}_3}{1 \text{ mol de HNO}_3} = 882 \text{ g de HNO}_3$$

Ahora mediante el porcentaje hallamos los gramos de disolución

$$882 \text{ g de HNO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{65,0 \text{ g de HNO}_3} = 1356,9 \text{ g de disolución}$$

la densidad de la disolución es pues: $\rho = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} = \frac{1356,9 \text{ g}}{1000 \text{ ml}} = 1,3569 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$



ESTEQUIOMETRIA DE LAS REACCIONES

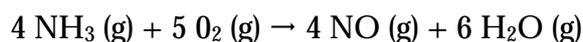
②② El agua oxigenada es una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno, H_2O_2 . La concentración del agua oxigenada se expresa por el número de litros de O_2 (g), medidos en condiciones normales, que se pueden obtener según la reacción:



Así, el agua oxigenada de «10 volúmenes» indica que por cada litro de la disolución se pueden obtener 10 l de O_2 (g) medidos en condiciones normales. Calcular la concentración en mol/l del peróxido de hidrógeno en agua oxigenada de «10 volúmenes».

$$10 \text{ l de } \text{O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{O}_2}{22,4 \text{ litros}} \cdot \frac{2 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mol de } \text{O}_2} = 0,893 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}_2 \text{ por cada litro de disolución}$$

②③ Una reacción importante en la producción de ácido nítrico es la oxidación del amoníaco a monóxido de nitrógeno:



¿Cuántos litros de amoníaco (en condiciones normales) se necesitan para obtener 6,0 g de monóxido de nitrógeno si el rendimiento de la reacción es del 85 %?

$$6,0 \text{ g de NO} \cdot \frac{1 \text{ mol NO}}{30 \text{ g NO}} \cdot \frac{4 \text{ moles de NH}_3}{4 \text{ moles de NO}} \cdot \frac{22,4 \text{ litros}}{1 \text{ mol de NH}_3} \cdot \frac{100}{85} = 5,27 \text{ l de NH}_3$$

Usamos los factores de conversión:

②④ Un sobre de 3,00 g de un antiácido comercial contiene un 31,5 % de bicarbonato de sodio, NaHCO_3 . El NaHCO_3 neutraliza el ácido clorhídrico según:



a) ¿Qué volumen de ácido clorhídrico 0,1 M es posible neutralizar con un sobre de antiácido?

b) Calcular el volumen de CO_2 (g) que se produce a 37°C y una atmósfera de presión.

a) Lo resolvemos aplicando los factores de conversión:

$$3 \text{ g de antiácido} \cdot \frac{31,5 \text{ g de NaHCO}_3}{100 \text{ g de antiácido}} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaHCO}_3}{84 \text{ g de NaHCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol de NaHCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ litro de dis.}}{0,1 \text{ moles de HCl}} =$$

= 0,1125 l = 112,5 ml de disolución 0,1 M en HCl son necesarios.

b) Hallamos primero los moles de CO₂ producidos al neutralizar los 3 gr de antiácido del sobre: 3 g de antiácido $\cdot \frac{31,5 \text{ g de NaHCO}_3}{100 \text{ g de antiácido}} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaHCO}_3}{84 \text{ g de NaHCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol de NaHCO}_3} = 0,01125$ moles de CO₂.

Y ahora hallamos el volumen que ocupan esos moles de CO₂ producidos en esas condiciones de presión y temperatura aplicando la ley de los gases perfectos:

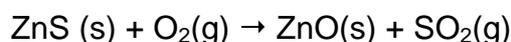
$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,01125 \cdot 0,082 \cdot (37 + 273)}{1} = 0,2859 \text{ l de CO}_2 \text{ se producen.}$$



25 El primer paso en la obtención de cinc a partir de su mena sulfurada, ZnS, es el calentamiento del mineral al aire para obtener ZnO (s) y SO₂ (g). ¿Cuántos kilogramos de mena del 70 % de riqueza en masa son necesarios para obtener 162 kg de óxido de cinc? ¿Qué volumen de gas contaminante, SO₂, se desprende medido a 20 °C y 750 mm de Hg?



✿ Escribimos y ajustamos la reacción que tiene lugar al quemar la mena:



Para obtener 162 kg de ZnO:

$$162 \text{ kg de ZnO} \cdot \frac{1000 \text{ g de ZnO}}{1 \text{ kg de ZnO}} \cdot \frac{1 \text{ mol de ZnO}}{81,38 \text{ g de ZnO}} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnS}}{1 \text{ mol ZnO}} \cdot \frac{97,38 \text{ g de ZnS}}{1 \text{ mol de ZnS}} \cdot \frac{100 \text{ g mena}}{70 \text{ g de ZnS}} = 2$$

76930 g de mena = 276,93 kg ≈ 277 kg de mena.

✿ Para hallar el volumen de SO₂ desprendido, calculamos primero los moles:

$$162 \text{ kg de ZnO} \cdot \frac{1000 \text{ g de ZnO}}{1 \text{ kg de ZnO}} \cdot \frac{1 \text{ mol de ZnO}}{81,38 \text{ g de ZnO}} \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{1 \text{ mol ZnO}} = 1990,66 \text{ moles de SO}_2$$

y, ahora hallamos qué volumen ocupan esos moles en las condiciones dadas, aplicando a ecuación de los gases perfectos:

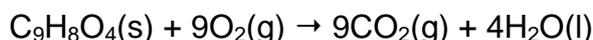
$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{1990,66 \cdot 0,082 \cdot (20 + 273)}{750 / 760} = 48465,3 \text{ l de SO}_2 \text{ se producen.}$$



26 Algunas formulaciones comerciales de aspirina contienen ácido acetilsalicílico, $C_9H_8O_4$, e hidróxido de magnesio (antiácido). La combustión de una tableta de 3,16 g produce 3,36 l de CO_2 (g) medidos en condiciones normales. Calcular el porcentaje en masa del ácido acetilsalicílico en la tableta de aspirina.



Si no tenemos en cuenta el antiácido, la reacción de combustión del ácido acetilsalicílico es:



Ahora partimos del volumen de CO_2 obtenido para hallar los gramos de ácido quemados:

$$3,36 \text{ l de } CO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } CO_2}{22,4 \text{ l de } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_9H_8O_4}{9 \text{ moles de } CO_2} \cdot \frac{180 \text{ g de } C_9H_8O_4}{1 \text{ mol de } C_9H_8O_4} = 3 \text{ g de } C_9H_8O_4.$$

$$\text{La riqueza en ácido será: } \% = \frac{\text{g de } C_9H_8O_4}{\text{peso tableta}} \times 100 = \frac{3}{3,16} \times 100 = 94,94 \%$$



27 ¿Qué masa de clorato de potasio, $KClO_3$, del 92% (en masa) se necesita para obtener 4,5 l de O_2 (g) recogidos sobre agua a $27^\circ C$ y 770 mm de Hg?



Presión de vapor del agua ($27^\circ C$): 26,7 mm Hg.



Como la presión de vapor de agua se suma a la externa habremos de sumarlas para saber a qué presión está sometido el gas:

$$P = P_E + p_v = 770 \text{ mm hg} + 26,7 \text{ mmHg} = 796,7 \text{ mm hg} = \frac{796,7}{760} = 1,0483 \text{ atm.}$$

Ahora mediante la ecuación de los gases perfectos hallamos los moles contenidos en 4,5 l de O_2 en esas condiciones:

$$PV = nRT \Leftrightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{1,0483 \cdot 4,5}{0,082 \cdot (27 + 273)} = 0,1918 \text{ moles de } O_2$$

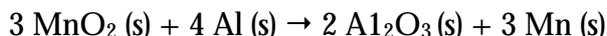
Y, por último, hallamos la masa de $KClO_3$ necesaria para obtener esos moles de O_2 :

$$0,1918 \text{ moles de } O_2 \cdot \frac{2 \text{ moles de } KClO_3}{3 \text{ moles de } O_2} \cdot \frac{112,5 \text{ g de } KClO_3}{1 \text{ mol de } KClO_3} \cdot \frac{100 \text{ de } KClO_3 \text{ impuro}}{92 \text{ g de } KClO_3 \text{ puro}} = 15,64 \text{ g de } KClO_3 \text{ impuro}$$

hemos de usar para obtener el oxígeno necesario.



②⑧ El manganeso se puede obtener industrialmente por reacción de dióxido de manganeso con aluminio a elevadas temperaturas:



Calcular la cantidad de manganeso que se puede obtener a partir de 500 kg de dióxido de manganeso y de 250 kg de aluminio.



⊛ Primero comprobamos cual es el reactivo limitante comparando los moles que tenemos de reactivos con los que según la estequiometría se necesitan:

$$500 \text{ kg de MnO}_2 \cdot \frac{1000 \text{ g de MnO}_2}{1 \text{ kg de MnO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de MnO}_2}{87 \text{ g de MnO}_2} = 5\,747,13 \text{ moles de MnO}_2$$

$$250 \text{ kg de Al} \cdot \frac{1000 \text{ g de Al}}{1 \text{ kg de Al}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{27 \text{ g de Al}} = 9\,259,26 \text{ moles de Al}$$

$\frac{9\,259,26 \text{ moles de Al}}{5\,747,13 \text{ moles de MnO}_2} = 1,61$ que es mayor que la relación estequiométrica de 4/3, luego hay exceso de Al y el reactivo limitante es el MnO_2 , partimos de él para hallar la masa de Mn obtenida:

$$5\,747,13 \text{ moles de MnO}_2 \cdot \frac{3 \text{ moles de Mn}}{3 \text{ moles de MnO}_2} \cdot \frac{55 \text{ g de Mn}}{1 \text{ mol de Mn}} = 316\,092,15 \text{ g de Mn} \approx 316,1 \text{ kg de Mn}$$

Mn se obtienen en la reacción.



CUESTIONES Y PROBLEMAS GENERALES

②⑨ El aluminio reacciona con ácido clorhídrico según la ecuación:



¿Qué volumen de hidrógeno se desprende, medido a 25 °C y 1 atm, al añadir 12,15 g de aluminio a 120 ml de ácido clorhídrico 5 M?



⊛ Hallamos el HCl contenido en la disolución 5 M en HCl:

$$\text{N}^\circ \text{ de moles de HCl} = V \cdot M = 0,120 \text{ l} \cdot 5 \text{ moles/l} = 0,6 \text{ moles de HCl.}$$

⊛ Hallamos los moles de Al :

$$\text{N}^\circ \text{ de moles de Al} = 12,15 \text{ g de Al} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{27 \text{ g de Al}} = 0,45 \text{ moles de Al}$$

⊛ El reactivo limitante es, claramente el HCl, ya que necesitarían $3 \cdot 0,45 = 1,35$ moles de HCl para consumir todo el Al y sólo tenemos 0,6 moles de HCl.

Identificado el reactivo limitante podemos hallar los moles de H_2 que se obtienen:

$$0,6 \text{ moles de HCl} \cdot \frac{\frac{3}{2} \text{ moles de H}_2}{3 \text{ moles de HCl}} = 0,3 \text{ moles de H}_2 \text{ que ocupan, en las condiciones dadas:}$$

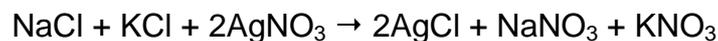
$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,3 \cdot 0,082 \cdot (25 + 273)}{1} = 7,33 \text{ litros}$$



Una muestra de 1,064 g formada por una mezcla de cloruro de sodio y cloruro de potasio se disuelve en agua y se hace reaccionar con nitrato de plata obteniéndose un precipitado de 2,295 g de cloruro de plata. Calcular el porcentaje en masa del cloruro de sodio en la muestra.



Escribimos y ajustamos la reacción de precipitación:



Hallamos la masa de NaCl que hay en la mezcla partiendo de la del precipitado:

$$2,295 \text{ g de AgCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de AgCl}}{143,37 \text{ g de AgCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaCl}}{2 \text{ moles de AgCl}} \cdot \frac{58,5 \text{ g de NaCl}}{1 \text{ mol de NaCl}} = 0,468 \text{ g de NaCl.}$$

Calculamos el porcentaje de NaCl en la mezcla:

$$\% \text{ de NaCl} = \frac{\text{Masa de NaCl}}{\text{Masa de mezcla}} \times 100 = \frac{0,468}{1,064} \times 100 = 44 \%$$



En un recipiente cerrado de 2,0 litros en el que se ha hecho el vacío se introducen 4,36 g de sulfato de magnesio hidratado, $MgSO_4 \cdot x H_2O$, y se calienta a $130^\circ C$. Si el vapor de agua ejerce una presión de 2,05 atm, ¿cuál es la fórmula del sulfato de magnesio hidratado?



Al calentar a $130^\circ C$ el agua de hidratación se vaporiza. Hallamos el peso de agua vaporizado:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{2,05 \text{ atm} \cdot 2,0 \text{ l}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 403} = 0,124 \text{ moles de H}_2\text{O, que son } m = 0,124 \text{ moles} \cdot 18 \text{ g/mol} = 2,233 \text{ g de agua.}$$

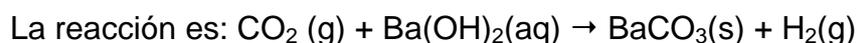
Ahora hallamos x :
$$\frac{4,36 \text{ g de MgSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}}{2,233 \text{ g de H}_2\text{O}} = \frac{(24,3 + 32 + 64 + 18x)\text{de MgSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}}{18x\text{g de H}_2\text{O}},$$

luego $78,48x = 268,63 + 40,194x$; $38,286x = 268,63$; $x = 268,63/38,286 = 7,02 \approx 7$.

Hay 7 moléculas de agua y la fórmula es $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$.



32 Cuando se borbotan 40 litros de aire, medidos en condiciones normales, a través de una disolución acuosa de hidróxido de bario, se forman 0,130 g de BaCO_3 (s). Calcular el porcentaje en volumen del dióxido de carbono en el aire.



Partimos del BaCO_3 formado:

$$0,130 \text{ g de BaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de BaCO}_3}{197,34 \text{ g de BaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de BaCO}_3} \cdot \frac{22,4 \text{ l de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} \cdot \frac{100}{40 \text{ l de aire}} = 0,03689 \%$$

de CO_2 hay en el aire.



33 ¿Qué masa de soluto se debe añadir a 240 ml de una disolución del 25 % en masa y densidad 1,24 g/ml para aumentar su concentración hasta el 40 %?



Hallamos que masa de disolución al 25 % son 240 ml:

$$\text{Masa de disolución} = m_d = V_d \cdot \rho = 240 \text{ ml} \cdot 1,24 \text{ g/ml} = 297,6 \text{ de disolución}$$

Ahora la masa de soluto (un 25 %): $m_s = 0,25 \cdot 297,6 = 74,4 \text{ g de soluto}$

Para que la concentración sea de un 40% debería añadirse x g de soluto:

$$0,4 = \frac{74,4 + x}{297,6 + x} \Leftrightarrow 119,04 + 0,4x = 74,4 + x \Leftrightarrow 0,6x = 44,64 \Leftrightarrow x = \frac{44,64}{0,6} = 74,4 \text{ g de soluto han}$$

de añadirse para que la concentración sea del 40%.



34 Una mezcla de 6,40 g de O_2 (g) y 0,60 g de H_2 (g) se hace reaccionar en una vasija de 10,0 l a 250 °C para formar agua. Calcular la presión parcial de cada gas y la presión total en el interior de la vasija después de la reacción suponiendo que esta reacción ha sido completa.



La reacción es $\frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{vap})$

Hallamos el número de moles de cada reactivo para ver cual está en exceso:

$$\text{N}^\circ \text{ de moles de O}_2 = 6,40 \text{ g de O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de O}_2}{32 \text{ g de O}_2} = 0,2 \text{ moles de O}_2.$$

$$\text{N}^\circ \text{ de moles de H}_2 = 0,60 \text{ g de H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ g de H}_2} = 0,3 \text{ moles de H}_2.$$

Como según la estequiometría de la reacción se necesitan el doble de moles de que de oxígeno, el reactivo limitante es el H₂ y habrá $0,2 - 0,15 = 0,05$ moles de O₂ en exceso.

Los moles de agua formados son 0,3 ya que la estequiometría entre el H₂ y el H₂O es 1:1, luego las presiones parciales de los gases al final de la reacción son:

$$p_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2} \cdot RT}{V} = \frac{0,05 \cdot 0,082 \cdot (250 + 273)}{10,0} = 0,214 \text{ atm ;}$$

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}} \cdot RT}{V} = \frac{0,3 \cdot 0,082 \cdot (250 + 273)}{10,0} = 1,2866 \text{ atm}$$

y la presión total, la suma de las parciales $p_t = 0,214 \text{ atm} + 1,287 \text{ atm} = 1,501 \text{ atm}$.



③⑤ Se quiere conocer la composición de una mezcla de cinc y aluminio. Para ello se trata una muestra de 0,994 g con un exceso de ácido sulfúrico y se obtienen 627,6 ml de H₂ (g) medidos a 25 °C y 740 mm Hg. Determinar la composición de la mezcla.



Vemos primero cuántos moles de H₂ se obtienen en esas condiciones de P t T:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{\frac{740}{760} \text{ atm} \cdot 0,6276 \text{ l}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{Kmol}} \cdot (25 + 273) \text{ K}} = 0,025 \text{ moles de H}_2$$

Ahora utilizamos la estequiometría para hallar la masa de Zn de partida:

$$0,025 \text{ moles de H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de Zn}}{4 \text{ moles de H}_2} \cdot \frac{65,38 \text{ g de Zn}}{1 \text{ mol de Zn}} = 0,408625 \text{ g de Zn}.$$

Como la muestra contiene 0,994 g, el porcentaje de Zn en ella será: $\frac{0,409 \text{ g de Zn}}{0,994 \text{ g totales}} \times 100$
= 41,14 % de Zn.



③⑥ Se desea administrar a un paciente una disolución acuosa que contenga 36 g de glucosa, $C_6H_{12}O_6$. ¿En qué cantidad de agua es necesario disolver el azúcar para que la concentración de la disolución resultante sea 0,5 molal?



molalidad = $\frac{n^\circ \text{ moles soluto}}{\text{kg de disolvente}} = \frac{36 \text{ g de glucosa}}{180 \text{ g/mol}} = 0,5 \Leftrightarrow \text{kg disolvente} = \frac{36}{180 \cdot 0,5} = 0,4 \text{ kg}$ de agua, es decir una masa de 400 g de agua hay que utilizar para disolver la glucosa. Como la densidad es 1 g/ml, el volumen de agua será de 400 ml.



③⑦ Uno de los principales contaminantes de la atmósfera es el monóxido de carbono procedente de la combustión incompleta de los carburantes. La combustión de octano, C_8H_{18} , uno de los componentes de la gasolina, en defecto de oxígeno se produce según la reacción:



¿Qué volumen de monóxido de carbono a 20 °C y 750 mm Hg de presión se obtiene en la combustión de medio litro de octano? (Densidad del octano: 0,8 g/ml.)



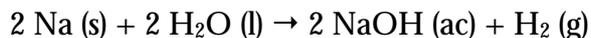
Hallamos los moles de CO obtenidos mediante la combustión de 0,5 l de octano:

0,5 l de Octano $\cdot \frac{1000 \text{ ml } 0,8 \text{ g de octano}}{1 \text{ l}} \cdot \frac{1 \text{ mol de octano}}{114 \text{ g de octano}} \cdot \frac{4 \text{ moles de CO}}{2 \text{ moles de octano}} = 7,018$ moles de CO se obtienen, que, en esas condiciones de P y T ocupan un volumen de:

$$v = \frac{nRT}{P} = \frac{7,018 \cdot 0,082 \cdot 293}{750 / 760} = 170,85 \text{ litros de CO se emiten a la atmósfera.}$$



③⑧ El sodio metálico reacciona con agua produciendo hidrógeno:



Calcular el volumen de hidrógeno que se recoge sobre agua, medido a 27 °C y 1 atm, cuando reaccionan 2,30 g de sodio. (La presión de vapor del agua en las condiciones del experimento es de 26,7 mm Hg.)



Hallamos los moles de hidrógeno formados a partir de los 2,30 g de sodio:

$$2,30 \text{ g de Na} \cdot \frac{1 \text{ mol de Na}}{23 \text{ g de Na}} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ moles de Na}} = 0,05 \text{ moles de H}_2$$

En las condiciones dadas, esos moles ocupan un volumen:

$$v = \frac{nRT}{P} = \frac{0,05 \cdot 0,082 \cdot 300}{\left(1 - \frac{26,7}{760}\right)} = 1,27 \text{ litros de H}_2 \text{ se recogen.}$$



③⑨ El alcohol que se vende en farmacias como desinfectante se denomina alcohol de 96° (96 % en volumen de etanol, C₂H₅OH). Si la densidad del etanol es 0,79 g/ml, ¿cuál es la concentración de etanol en el alcohol de 96 ° expresada en mol/l?



Partimos de volumen de 1 litro de alcohol de 96° y hallamos los moles que hay:

$$1 \text{ litro de alcohol } 96^\circ \cdot \frac{96 \text{ l de C}_2\text{H}_5\text{OH}}{100 \text{ l de alcohol}} \cdot \frac{790 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1 \text{ l de C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 16,49 \text{ moles de etanol, luego la concentración es de } 16,49 \text{ moles de etanol / litro de alcohol de } 96^\circ.$$

