

ESTEQUIOMETRIA

1. Un hidrocarburo gaseoso cuya densidad en condiciones estándar es de $2'21 \left(\frac{\text{g}}{\text{L}}\right)$, produce por combustión de 4'32 g., la misma cantidad de agua y 14'08 g. de dióxido de carbono. Calcular su formula molecular. Datos: C = 12, H = 1.

Solución.

El problema se puede hacer por leyes ponderales, calculando previamente la formula empírica y luego la molecular o se puede hacer por estequiometria, en este caso tema se resuelve por el segundo método.

El primer paso será calcular el número de moles que intervienen, de cada componente, en la reacción, para lo que se necesita la masa molecular de hidrocarburo gaseoso que se obtiene de la densidad mediante la ecuación de gases ideales.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \xrightarrow{n = \frac{m}{M}} P \cdot V = \frac{m}{M} R \cdot T \rightarrow P \cdot M = \frac{m}{V} R \cdot T \xrightarrow{d = \frac{m}{V}} P \cdot M = d \cdot R \cdot T$$

En condiciones estándar (T = 298 K, P = 1 atm):

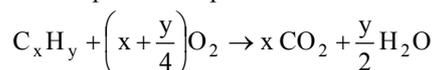
$$M = \frac{d \cdot R \cdot T}{P} = \frac{2'21 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 54 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n(\text{C}_x\text{H}_y) = \frac{m(\text{C}_x\text{H}_y)}{M(\text{C}_x\text{H}_y)} = \frac{4'32 \text{ g}}{54 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0'08 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{4'32 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0'24 \text{ mol}$$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)} = \frac{14'08 \text{ g}}{44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0'32 \text{ mol}$$

Conocidos los moles de cada componente se plantea la ecuación de combustión y se ajusta.



La relación estequiométrica o factor de conversión entre el hidrocarburo y el dióxido de carbono permite calcular x.

$$\frac{\text{CO}_2}{\text{C}_x\text{H}_y} = \frac{x}{1} = \frac{0'32}{0'08} \Rightarrow x = 4$$

Repitiendo el calculo entre el hidrocarburo y el agua, se calcula y

$$\frac{\text{H}_2\text{O}}{\text{C}_x\text{H}_y} = \frac{\frac{y}{2}}{1} = \frac{y}{2} = \frac{0'24}{0'08} \Rightarrow y = 6$$

El hidrocarburo es el C₄H₆, que entre las posibles formas isómeras podría corresponder a butano, butadieno, etc.

2. Supóngase que 0,26 moles de átomos de hierro reaccionan con 0,40 moles de átomos de oxígeno para formar el producto óxido de hierro (III), Fe_2O_3 . ¿Qué elemento queda en exceso, y en qué cantidad?

Solución.

La estequiometría del óxido es de 2 átomos de Fe por cada tres átomos de O. Para saber cual de los dos elementos está en exceso se divide los átomos de cada elemento por su coeficiente estequiométrico, el mayor cociente corresponderá al elemento que se encuentra en exceso.

$$\text{Fe: } \frac{0'26}{2} = 0'13$$

$$\text{O: } \frac{0'40}{3} = 0'1\bar{3}$$

El oxígeno se encuentra en exceso, por lo tanto los cálculos se harán a partir del Fe puesto que es el reactivo limitante.

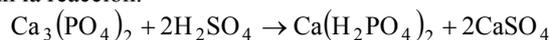
Teniendo en cuenta el factor de conversión de hierro a oxígeno, se calcula el número de moles átomos de oxígeno que reaccionan con 0'26 moles de átomos de hierro.

$$\frac{\text{O}}{\text{Fe}} = \frac{3}{2} \rightarrow n(\text{O})_{\text{R}} = \frac{3}{2} n(\text{Fe})_{\text{R}} = \frac{3}{2} \cdot 0'26 = 0'39 \text{ moles de átomos}$$

El exceso de oxígeno se obtiene restando al inicial el que reacciona.

$$n(\text{O})_{\text{Exc}} = n(\text{O})_{\text{o}} - n(\text{O})_{\text{R}} = 0'40 - 0'39 = 0'01 \text{ mol}$$

3. El superfosfato de cal es la mezcla de los productos que se obtienen por tratamiento de fosfato de calcio y ácido sulfúrico según la reacción:

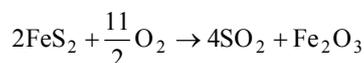


Suponiendo que el ácido sulfúrico se obtiene a partir de la pirita del 60% de riqueza, y que el rendimiento global es del 80%. Calcular la cantidad de mineral pirita necesario para obtener 500 Tm. de superfosfato de calcio. (Pirita: FeS_2). Datos: S = 32, Fe = 56, Ca = 40, P = 31, H = 1, O = 16

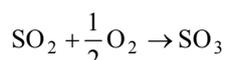
Solución.

Hay que establecer el factor de conversión de fosfato diácido de calcio (superfosfato) a ácido sulfúrico, para lo cual es necesario formular y ajustar todas las reacciones que intervienen en el proceso.

1. Tostación de la pirita.



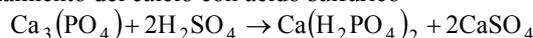
2. Oxidación del dióxido de azufre a trióxido de azufre.



3. Hidratación del SO_3 .



4. Reacción de desplazamiento del calcio con ácido sulfúrico



Factores de conversión:

$$\frac{\text{H}_2\text{SO}_4}{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2} = \frac{2}{1} \quad \frac{\text{SO}_3}{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{1}{1} \quad \frac{\text{SO}_2}{\text{SO}_3} = \frac{1}{1} \quad \frac{\text{FeS}_2}{\text{SO}_2} = \frac{2}{4}$$

Multiplicando todos se obtiene el factor de conversión necesario.

$$\frac{\text{FeS}_2}{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2} = 2 \cdot 1 \cdot 1 \cdot \frac{1}{2} = 1 \rightarrow n(\text{FeS}_2) = n(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2)$$

Para calcular el número de moles de superfosfato se debe tener en cuenta que el rendimiento no es del 100%, y por tanto conocida la masa que se desea obtener (masa real), se debe calcular la teórica mediante la definición de rendimiento.

$$R\% = \frac{\text{Producto real}}{\text{Producto teórico}} \cdot 100 \rightarrow m_{\text{T}} = \frac{m_{\text{R}}}{R} \cdot 100 = \frac{500 \text{ Tm}}{80} \cdot 100 = 625 \text{ Tm}$$

Conocida la masa de superfosfato, se calculan los moles.

$$n(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2) = \frac{m(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2)}{M(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2)} = \frac{625 \times 10^6 \text{ g}}{234 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2'67 \times 10^6 \text{ mol}$$

Por estequiometria:

$$n(\text{FeS}_2) = n(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2) = 2'67 \times 10^6$$

Conocidos los moles de piritita, se calcula su masa.

$$n(\text{S}_2\text{Fe}) = \frac{m(\text{FeS}_2)}{M(\text{FeS}_2)} \rightarrow m(\text{FeS}_2) = n(\text{FeS}_2) \cdot M(\text{FeS}_2) = 2'67 \times 10^6 \text{ mol} \cdot 120 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 320'5 \times 10^6 \text{ g}$$

Teniendo en cuenta que el mineral lleva impurezas, se rectifica la masa con el valor de la riqueza

$$R\% = \frac{\text{Masa pura}}{\text{Masa total}} \cdot 100 \rightarrow m_T = \frac{m_P}{R} \cdot 100 = \frac{320'5 \text{ Tm}}{60} \cdot 100 = 534'2 \text{ Tm}$$

4. El cobre reacciona con el ácido sulfúrico para dar sulfato de cobre (II), dióxido de azufre y agua. Calcular las cantidades de cobre y ácido sulfúrico cc. del 97% que se necesita para obtener 150 gr., de sulfato de cobre (II), sabiendo que la reacción tiene un rendimiento del 70%. Datos: Cu =63'5, S =32, O =16, H =1.

Solución.

Lo primero es formular y ajustar la reacción de oxidación reducción.



Las cantidades de Cu y H₂SO₄ necesarias para obtener una determinada cantidad de sal de cobre se obtienen mediante los factores de conversión de sulfato de cobre a cobre y a ácido sulfúrico, para ello hace falta conocer la cantidad teórica de sulfato de cobre si el rendimiento de la reacción es del 70%, que se calcula mediante la definición de rendimiento.

$$\text{Rend \%} = \frac{\text{Producto real}}{\text{Producto teórico}} \cdot 100 \rightarrow m_T = \frac{m_R}{R} \cdot 100 = \frac{150 \text{ g}}{70} \cdot 100 = 214'3 \text{ g}$$

Para obtener 150 gramos de sal de cobre, con un rendimiento del 70%, teóricamente se deberían obtener 214'3 g.

$$n(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4)} = 1'34 \text{ mol}$$

Masa de cobre:

$$\frac{\text{Cu}}{\text{CuSO}_4} = \frac{1}{1} \rightarrow n(\text{Cu}) = n(\text{CuSO}_4) = 1'34$$

$$m(\text{Cu}) = n(\text{Cu}) \cdot M(\text{Cu}) = 1'34 \text{ mol} \cdot 63'5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 85'3 \text{ g}$$

Masa de ácido sulfúrico al 97% de riqueza.

$$\frac{\text{H}_2\text{SO}_4}{\text{CuSO}_4} = \frac{2}{1} \rightarrow n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot n(\text{CuSO}_4) = 2 \cdot 1'34 = 2'68 \text{ mol}$$

$$\frac{\text{H}_2\text{SO}_4}{\text{CuSO}_4} = \frac{2}{1} \rightarrow m(\text{H}_2\text{SO}_4) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2'68 \text{ mol} \cdot 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 263'3 \text{ g}$$

La masa de ácido sulfúrico se obtiene teniendo en cuenta la riqueza.

$$R\% = \frac{\text{Masa pura}}{\text{Masa total}} \cdot 100 \rightarrow m_T = \frac{m_P}{R} \cdot 100 = \frac{263'3 \text{ g}}{97} \cdot 100 = 271'5 \text{ g}$$

5. Se queman 12 g de carbono en un recipiente que contiene 80 g de oxígeno. Si la composición centesimal del óxido de carbono es del 27% de C y del 73% de oxígeno. ¿Cuántos gramos de este se formarán? ¿Que cantidad de oxígeno quedara sin reaccionar?

Solución.

El problema se puede hacer mediante la relación ponderal entre el oxígeno y el carbono en el óxido y la ley de la conservación de la masa (Lavoisier)

“La masa total de las sustancias que intervienen en una transformación química permanece constante y, por tanto, la suma de las masas de los reactivos ha de ser igual a la suma de las masas de los productos de la reacción.”

Si además se tiene en cuenta que en el enunciado del problema se informa que el oxígeno es el reactivo que está en exceso, el reactivo limitante es el carbono, y por tanto reacciona hasta desaparecer. Conocida la masa de carbono que ha reaccionado (12 gr.), se calcula la masa de oxígeno que ha consumido hasta alcanzar la relación ponderal del óxido.

$$\frac{O}{C} = \frac{73}{27} \rightarrow m(O) = \frac{73}{27} \cdot m(C) = \frac{73}{27} \cdot 12 \text{ gr} = 32'4 \text{ g}$$

Según el principio de conservación de la masa:

$$m(C_x O_y) = m(C) + m(O) = 12 + 32'4 = 44'4 \text{ g}$$

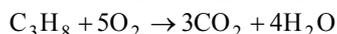
La masa de oxígeno que no ha reaccionado será la inicial menos la que ha reaccionado.

$$m(O)_{\text{Exc}} = m(O)_o - m(O)_R = 80 - 32'4 = 47'6 \text{ g}$$

6. Tenemos 2 g de propano y los hacemos reaccionar con 10 g. de oxígeno suponiendo que se forman CO₂ y agua. Calcular los gramos de dióxido de carbono que se formarán. ¿Que reactivo está en exceso y cuanto sobra? Datos: C=12, O=16, H=1.

Solución.

Lo primero es formular y ajustar la reacción de combustión.



Una vez ajustada la reacción y conocidas las masas iniciales de los reactivos, se calcula cual es el reactivo limitante. El reactivo limitante es el que tiene menor cociente entre el número de moles iniciales y su coeficiente estequiométrico.

$$n_o(C_3H_8) = \frac{m(C_3H_8)}{M(C_3H_8)} = \frac{2 \text{ g}}{44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0'045 \text{ mol} \quad n_o(O_2) = \frac{m(O_2)}{M(O_2)} = \frac{10 \text{ g}}{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0'3125 \text{ mol}$$

$$\frac{n_o(C_3H_8)}{1} = \frac{0'045}{1} = 0'045 < \frac{n(O_2)}{5} = \frac{0'3125}{5} = 0'0625$$

El reactivo limitante es el propano, y por tanto los cálculos estequiométricos se harán a partir de él.

CO₂ que se forma.

$$\frac{CO_2}{C_3H_8} = \frac{3}{1} \rightarrow n(CO_2) = 3 \cdot n(C_3H_8) = 3 \cdot 0'045 = 0'135 \text{ mol}$$

$$m(CO_2) = n(CO_2) \cdot M(CO_2) = 0'135 \text{ mol} \cdot 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 5'94 \text{ g}$$

O₂ en exceso.

$$m(O_2)_{\text{Exc}} = m(O_2)_o - m(O_2)_R$$

El número de moles de oxígeno que han reaccionado se obtiene mediante el factor de conversión de propano a oxígeno.

$$\frac{O_2}{C_3H_8} = \frac{5}{1} \rightarrow n(O_2)_R = 5 \cdot n(C_3H_8) = 5 \cdot 0'045 = 0'225 \text{ mol}$$

Conocidos los moles se calcula la masa de oxígeno que ha reaccionado.

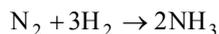
$$m(\text{O}_2)_R = n(\text{O}_2)_R \cdot M(\text{O}_2) = 0'225 \text{ mol} \cdot 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 7'2 \text{ g}$$

$$m(\text{O}_2)_{\text{Exc}} = m(\text{O}_2)_o - m(\text{O}_2)_R = 10 - 7'2 = 2'8 \text{ g}$$

7. Calcular la cantidad de amoniaco que puedo obtener cuando reaccionan 50 g. de hidrogeno con 50 g. de nitrógeno. Datos: N =14, H =1.

Solución.

Lo primero es formular y ajustar la reacción de síntesis del NH_3 .



Reactivo limitante:

$$n_o(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{50 \text{ g}}{2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 25 \text{ mol} \quad n_o(\text{N}_2) = \frac{m(\text{N}_2)}{M(\text{N}_2)} = \frac{50 \text{ g}}{28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1'79 \text{ mol}$$

$$\frac{n_o(\text{H}_2)}{3} = \frac{25}{3} = 8'3 > \frac{n_o(\text{N}_2)}{1} = \frac{1'79}{1} = 1'79$$

El reactivo limitante es el nitrógeno.

La cantidad de amoniaco se obtiene a partir del nitrógeno empleado en la reacción, mediante el factor de conversión de nitrógeno en amoniaco.

$$\frac{\text{NH}_3}{\text{N}_2} = \frac{2}{1} \rightarrow n(\text{NH}_3) = 2 \cdot n(\text{N}_2) = 2 \cdot 1'79 = 3'58 \text{ mol}$$

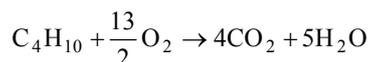
$$m(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) \cdot M(\text{NH}_3) = 3'58 \text{ mol} \cdot 17 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 60'86 \text{ g}$$

8. Para el butano, Calcular:

- Volumen de dióxido de carbono en c.n. obtenido al quemar 80g de butano.
 - ¿Volumen de butano en c.n. se han quemado?
 - ¿Que volumen de butano a 25 °C y 680 mm Hg. se necesitaran para obtener 100 ml de agua?
- Datos: C =12, O =16, H =1. $d(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ gr/ml}$.

Solución.

a. Lo primero es formular y ajustar la reacción de combustión.



El dióxido de carbono que se forma se obtiene a partir del butano consumido.

$$\frac{\text{CO}_2}{\text{C}_4\text{H}_{10}} = \frac{4}{1} \rightarrow n(\text{CO}_2) = 4 \cdot n(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \cdot \frac{m(\text{C}_4\text{H}_{10})}{M((\text{C}_4\text{H}_{10}))} = 4 \cdot \frac{80 \text{ g}}{58 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 5'52 \text{ moles CO}_2$$

El volumen en condiciones normales se obtiene por:

$$V_{\text{C.N.}} = 22'4 \frac{\text{L}}{\text{mol}} \cdot n \Rightarrow V_{\text{C.N.}}(\text{CO}_2) = 22'4 \frac{\text{L}}{\text{mol}} \cdot 5'52 \text{ mol} = 123'65 \text{ L}$$

b. $V_{\text{C.N.}}(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 22'4 \frac{\text{L}}{\text{mol}} \cdot n(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 22'4 \frac{\text{L}}{\text{mol}} \cdot \frac{80 \text{ g}}{58 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 30'9 \text{ L}$

c. 100 mL de agua, equivalen a 100 gramos ($d = 1 \text{ g/mL}$), que a su vez equivalen a

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{100 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 5'56 \text{ mol}$$

Conocidos los moles de agua se calculan los moles de butano mediante al factor de conversión de agua en butano.

$$\frac{\text{C}_4\text{H}_8}{\text{H}_2\text{O}} = \frac{1}{4} \rightarrow n(\text{C}_4\text{H}_8) = \frac{1}{4} n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1}{4} \cdot 5'56 = 1'39 \text{ moles C}_4\text{H}_8$$

Conocidos los moles, el volumen se calcula mediante la ecuación de gases ideales.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V(\text{C}_4\text{H}_{10}) = \frac{n(\text{C}_4\text{H}_{10}) \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1'39 \text{ mol} \cdot 0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{\frac{680 \text{ mm Hg}}{760 \frac{\text{mm Hg}}{\text{atm}}}} = 37'96 \text{ L}$$

9. Una fábrica de cemento produce 400 Tm. diarias. El producto contiene aproximadamente un 60% en peso de óxido de calcio que resulta de la descomposición de la piedra caliza (carbonato de calcio) según la reacción $\text{CO}_3\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$. Calcular el volumen de dióxido de carbono en c.n. que se lanza diariamente a la atmósfera. Datos: Ca =40, O =16

Solución.

La estequiometría de la reacción informa que el número de moles de CO_2 y CaO producidos son iguales.

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{CaO}) = \frac{m(\text{CaO})}{M(\text{CaO})}$$

La masa de CaO producida es el 60% en peso del cemento producido, por lo tanto:

$$m(\text{CaO}) = \frac{60}{100} m(\text{Cemento}) = \frac{60}{100} \cdot 400 \times 10^6 = 240 \times 10^6 \rightarrow n(\text{CaO}) = \frac{240 \times 10^6 \text{ g}}{56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 4'29 \times 10^6 \text{ mol}$$

$$V_{\text{C.N.}}(\text{CO}_2) = 22'4 \frac{\text{L}}{\text{mol}} \cdot n(\text{CO}_2) = 22'4 \frac{\text{L}}{\text{mol}} \cdot 4'29 \times 10^6 \text{ mol} = 96 \times 10^6 \text{ L} = 96000 \text{ m}^3$$

10. El nitrato de calcio se obtiene por reacción del carbonato de calcio con ácido nítrico. En la reacción se obtiene también CO_2 y H_2O . Calcular:

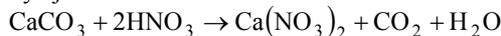
a. Los g de nitrato obtenidos a partir de 250 g de carbonato

b. El volumen de CO_2 obtenido a 200°C y 2 atm. El rendimiento general es del 93%.

N =14; O =16; Ca = 40; C = 12

Solución.

Lo primero es formular y ajustar la reacción.



a. Los moles de nitrato se calculan a partir de los moles de carbonato.

$$\frac{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2}{\text{CaCO}_3} = \frac{1}{1} \rightarrow n(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = n(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} = \frac{250 \text{ g}}{100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2'5 \text{ mol}$$

$$m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = n(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) \cdot M(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 2'5 \text{ gr} \cdot 102 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 410 \text{ g}$$

Que sería la masa teórica. Aplicando el rendimiento de la reacción, se obtiene la masa real.

$$\text{Rend \%} = \frac{\text{Masa real}}{\text{Masa teórica}} \cdot 100 \rightarrow m_{\text{R}}(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = m_{\text{T}} \cdot \frac{\text{R}}{100} = 410 \text{ g} \cdot \frac{93}{100} = 381'3 \text{ g}$$

b. Los moles de CO_2 , se obtienen a partir de los de carbonato

$$\frac{\text{CO}_2}{\text{CaCO}_3} = \frac{1}{1} \rightarrow n(\text{CO}_2) = n(\text{CaCO}_3) = 2'5 \text{ mol}$$

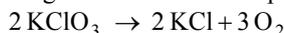
Los 2'5 moles de CO_2 representar los moles teóricos, los reales se calculan teniendo en cuenta el rendimiento de la reacción.

$$\text{Rend \%} = \frac{\text{Moles real}}{\text{Moles teóricos}} \cdot 100 \rightarrow n_R(\text{CO}_2) = n_T \cdot \frac{R}{100} = 2'5 \cdot \frac{93}{100} = 2'325 \text{ mol}$$

Con el número de moles reales y las variables del sistema (T, P) se calcula el volumen con la ecuación de gases ideales

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V(\text{CO}_2) = \frac{n(\text{CO}_2) \cdot R \cdot T}{P} = \frac{2'325 \text{ mol} \cdot 0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 473 \text{ K}}{2 \text{ atm}} = 45 \text{ L}$$

11. Se descomponen por el calor 13 gramos de clorato de potasio, según el proceso:



Calcular la masa y el volumen de oxígeno, medido a 27 °C y 1 atmósfera, que se produce.

Datos: K 39'1, Cl = 35'5, O = 16.

Solución.

Conocida la masa de clorato potásico (KClO_3) que se descompone (13 gr.), se calculan los moles.

$$n(\text{KClO}_3) = \frac{m(\text{KClO}_3)}{M(\text{KClO}_3)} = \frac{13 \text{ g}}{122'6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0'106 \text{ mol}$$

La estequiometría de la reacción permite establecer el factor de conversión de clorato potásico a oxígeno.

$$\frac{\text{O}_2}{\text{KClO}_3} = \frac{3}{2} \rightarrow n(\text{O}_2) = \frac{3}{2} \cdot n(\text{KClO}_3) = \frac{3}{2} \cdot 0'106 = 0'159 \text{ mol}$$

Conocidos los moles de oxígeno producido se calcula su masa y su volumen

Masa.

$$m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = 0'159 \text{ mol} \cdot 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 5'09 \text{ g}$$

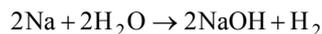
Volumen.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V(\text{O}_2) = \frac{n(\text{O}_2) \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'159 \text{ mol} \cdot 0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 300 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 3'9 \text{ L}$$

12. Se echa un trozo de sodio de 0,92 gramos sobre exceso de agua, obteniéndose una disolución de hidróxido de sodio. Calcular el volumen de hidrógeno desprendido, medido a 1 atmósfera y a 27 °C, así como la masa de agua descompuesta por el metal. Datos: Na = 23, O = 16, H = 1.

Solución.

Lo primero es formular y ajustar la reacción de oxidación reducción.



Conocida la masa de sodio que reacciona, se calculan los moles.

$$n(\text{Na}) = \frac{m(\text{Na})}{M(\text{Na})} = \frac{0'92 \text{ gr}}{23 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}} = 0'04 \text{ mol}$$

La estequiometría de la reacción permite establecer los factores de conversión necesarios para calcular el número de moles de hidrógeno producido y el número e moles de agua descompuesta.

- H₂

$$\frac{H_2}{Na} = \frac{1}{2} \rightarrow n(H_2) = \frac{1}{2} \cdot n(Na) = \frac{1}{2} \cdot 0'04 = 0'02 \text{ mol}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V(H_2) = \frac{n(H_2) \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'02 \text{ mol} \cdot 0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 300 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 0'49 \text{ L}$$

- H₂O

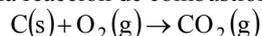
$$\frac{H_2O}{Na} = \frac{1}{1} \rightarrow n(H_2O) = n(Na) = 0'04 \text{ mol}$$

$$m(H_2O) = n(H_2O) \cdot M(H_2O) = 0'04 \text{ mol} \cdot 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0'72 \text{ g}$$

13. ¿Qué cantidad de carbono puro habrá que quemar para producir 2000 litros de dióxido de carbono medidos a 325 °C y 1 atmósfera de presión? Datos: C = 12, O = 16.

Solución.

Lo primero es formular y ajustar la reacción de combustión.



Conocido el volumen de CO₂ a una T y P determinada, se calcula el número de moles.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n(CO_2) = \frac{P \cdot V(CO_2)}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 2000 \text{ L}}{0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 598 \text{ K}} = 40'8 \text{ mol}$$

La estequiometría de la reacción establece que el número de moles de CO₂ producidos es igual al número de moles de C que han reaccionado

$$n(C) = n(CO_2) = 40'8$$

$$m(C) = n(C) \cdot M(C) = 40'8 \text{ mol} \cdot 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 489'4 \text{ g}$$

14. En la reacción del carbonato de calcio con el ácido clorhídrico se han desprendido 5,6 litros de CO₂ medidos a 27 °C y 740 mm de Hg de presión. ¿Qué peso de carbonato de calcio reaccionó?

Datos: C = 12, Ca = 40, Cl = 35'5, O = 16, H = 1.

Solución.

Lo primero es formular y ajustar la reacción de neutralización.



Conocido el volumen de CO₂ a una T y P determinada, se calcula el número de moles.

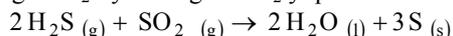
$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n(CO_2) = \frac{P \cdot V(CO_2)}{R \cdot T} = \frac{\frac{740 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg/atm}} \cdot 5'6 \text{ L}}{0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 300 \text{ K}} = 0'222 \text{ mol}$$

La estequiometría de la reacción establece que el número de moles de CO₂ producidos es igual al número de moles de CaCO₃ que han reaccionado

$$n(CaCO_3) = n(CO_2) = 0'222$$

$$m(CaCO_3) = n(CaCO_3) \cdot M(CaCO_3) = 0'222 \text{ mol} \cdot 100 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 22'2 \text{ g}$$

15. Disponemos de 500 kg de H₂S y 500 kg de SO₂ y queremos obtener azufre según la reacción:



Suponiendo que el rendimiento de la reacción sea total y que no haya pérdida de ningún tipo, calcular:

- La masa de reactivo que quedará en exceso.
- Su volumen, medido a 20 °C y 740 mm de Hg.
- La cantidad de azufre obtenida.

Datos. S = 32, O = 16, H = 1.

Solución.

a. Con la reacción ajustada y conocidas las masas iniciales de los reactivos, se calcula cual es el reactivo limitante. El reactivo limitante es el que tiene menor cociente entre el número de moles iniciales y su coeficiente estequiométrico.

$$n_o(\text{H}_2\text{S}) = \frac{m(\text{H}_2\text{S})}{M(\text{H}_2\text{S})} = \frac{500 \times 10^6 \text{ g}}{34 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 14'7 \times 10^6 \text{ mol} \quad n_o(\text{SO}_2) = \frac{m(\text{SO}_2)}{M(\text{SO}_2)} = \frac{500 \times 10^6 \text{ g}}{64 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 7'81 \times 10^6 \text{ mol}$$

$$\frac{n_o(\text{H}_2\text{S})}{2} = \frac{14'7 \times 10^6}{2} = 7'35 \times 10^6 < \frac{n_o(\text{SO}_2)}{1} = \frac{7'81 \times 10^6}{1} = 7'81 \times 10^6$$

El reactivo limitante es el H₂S, y por tanto los cálculos estequiométricos se hacen a partir de él.

La masa de SO₂ en exceso se calcula como diferencia entre la masa inicial y la masa que reacciona, y está, se calcula conocidos los moles de SO₂ que han reaccionado. Los moles de SO₂ que reaccionan se calculan a partir de los de H₂S mediante la estequiometría de la reacción.

$$\frac{\text{SO}_2}{\text{H}_2\text{S}} = \frac{1}{2} \rightarrow n(\text{SO}_2) = \frac{1}{2} \cdot n(\text{H}_2\text{S}) = \frac{1}{2} \cdot 14'7 \times 10^6 = 7'35 \times 10^6 \text{ moles de SO}_2 \text{ que reaccionan}$$

$$m_R(\text{SO}_2) = n_R(\text{SO}_2) \cdot M(\text{SO}_2) = 7'35 \times 10^6 \text{ mol} \cdot 64 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 470'4 \times 10^6 \text{ g} = 470'4 \text{ kg}$$

$$m_{\text{Exc}}(\text{SO}_2) = m_o(\text{SO}_2) - m_R(\text{SO}_2) = 500 - 470'4 = 29'6 \text{ kg}$$

$$b. \quad P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V(\text{SO}_2) = \frac{n(\text{SO}_2) \cdot R \cdot T}{P} = \frac{29'6 \times 10^6}{64} \frac{\text{mol} \cdot 0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 293 \text{ K}}{\frac{740 \text{ mm Hg}}{760 \frac{\text{mm Hg}}{\text{atm}}}} = 11'4 \times 10^6 \text{ L}$$

$$V(\text{SO}_2) = 11'4 \text{ m}^3$$

c. Para calcular el azufre obtenido en la reacción se recurre al factor de conversión de H₂S a S.

$$\frac{\text{S}}{\text{H}_2\text{S}} = \frac{3}{2} \rightarrow n(\text{S}) = \frac{3}{2} \cdot n(\text{H}_2\text{S}) = \frac{3}{2} \cdot 14'7 \times 10^6 = 22'05 \times 10^6 \text{ moles de S}$$

$$m(\text{S}) = n(\text{S}) \cdot M(\text{S}) = 22'05 \times 10^6 \text{ mol} \cdot 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 705'6 \times 10^6 \text{ g} = 705'6 \text{ kg}$$

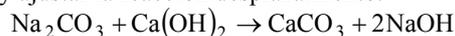
16. Por reacción entre el carbonato de sodio y el hidróxido de calcio se obtiene hidróxido de sodio y carbonato de calcio. Calcular:

- a) La cantidad de carbonato de sodio necesario para obtener 25 kg de hidróxido de sodio.
- b) La cantidad de carbonato de calcio formado por la reacción.

Supóngase que el rendimiento de la reacción es total. Datos. Ca = 40, Na = 23, C = 12 O = 16, H = 1

Solución.

Lo primero es formular y ajustar la reacción desplazamiento.



$$\text{a. } \frac{\text{Na}_2\text{CO}_3}{\text{NaOH}} = \frac{1}{2} \rightarrow n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{2} \cdot n(\text{NaOH}) = \frac{1}{2} \cdot \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{1}{2} \cdot \frac{25 \cdot 10^6 \text{ g}}{40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0'3125 \cdot 10^6 \text{ mol}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0'3125 \cdot 10^6 \text{ mol} \cdot 106 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 33'125 \cdot 10^6 \text{ g} = 33'125 \text{ kg}$$

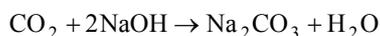
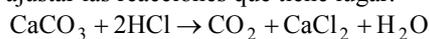
$$\text{b. } \frac{\text{CaCO}_3}{\text{NaOH}} = \frac{1}{2} \rightarrow n(\text{CaCO}_3) = \frac{1}{2} \cdot n(\text{NaOH}) = 0'3125 \cdot 10^6 \text{ mol}$$

$$m(\text{CaCO}_3) = n(\text{CaCO}_3) \cdot M(\text{CaCO}_3) = 0'3125 \cdot 10^6 \text{ mol} \cdot 100 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 31'25 \cdot 10^6 \text{ g} = 31'25 \text{ kg}$$

17. Se hacen reaccionar 200 gramos de carbonato de calcio con ácido clorhídrico suficiente para su reacción total. El dióxido de carbono formado se lleva a un vaso que contiene una disolución de NaOH donde se supone reacciona por completo para dar carbonato de sodio. ¿Qué cantidad de hidróxido de sodio se necesita? Datos. Ca = 40, Cl = 35'5, Na = 23, C = 12 O = 16, H = 1

Solución.

Lo primero es formular y ajustar las reacciones que tiene lugar.



Factores de conversión:

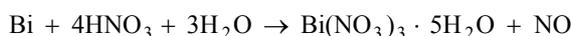
$$\left. \begin{array}{l} \frac{\text{CO}_2}{\text{CaCO}_3} = \frac{1}{1} \\ \frac{\text{NaOH}}{\text{CO}_2} = \frac{2}{1} \end{array} \right\} \cdot \frac{\text{CO}_2}{\text{CaCO}_3} \cdot \frac{\text{NaOH}}{\text{CO}_2} = \frac{\text{NaOH}}{\text{CaCO}_3} = 1 \cdot 2 = 2$$

$$n(\text{NaOH}) = 2 \cdot n(\text{CaCO}_3) = 2 \cdot \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} = 2 \cdot \frac{200 \text{ g}}{100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 4 \text{ mol}$$

Conocidos los moles de hidróxido sódico, se calcula su masa.

$$m(\text{NaOH}) = n(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) = 4 \text{ mol} \cdot 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 160 \text{ g}$$

18. El nitrato de bismuto pentahidratado puede obtenerse disolviendo bismuto en ácido nítrico, de acuerdo con la ecuación:



Calcular:

- La cantidad de nitrato de bismuto pentahidratado que se obtendrá a partir de 20,8 g de bismuto.
- El peso de ácido nítrico del 30 % de riqueza que se necesitará para reaccionar con la citada cantidad de bismuto.

Datos. Bi = 208'98, N = 14, O = 16, H = 1.

Solución.

- Formulada y ajustada la reacción, se busca el factor de conversión de bismuto a nitrato de bismuto hidratado.

$$\frac{\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{\text{Bi}} = \frac{1}{1} \rightarrow n(\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = n(\text{Bi}) = \frac{m(\text{Bi})}{M(\text{Bi})} = \frac{20'8 \text{ g}}{208'98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0'099 \text{ mol}$$

Conocidos los moles de sal hidratada, se calcula su masa en gramos.

$$m(\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = n(\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 0'099 \text{ mol} \cdot 484'98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 48'27 \text{ g}$$

- Factor de conversión de bismuto a ácido nítrico.

$$\frac{\text{HNO}_3}{\text{Bi}} = \frac{4}{1} \rightarrow n(\text{HNO}_3) = 4 \cdot n(\text{Bi}) = 4 \cdot 0'099 = 0'398 \text{ mol}$$

Conocidos los moles de ácido, se calcula la masa de ácido puro.

$$m(\text{HNO}_3) = n(\text{HNO}_3) \cdot M(\text{HNO}_3) = 0'398 \text{ mol} \cdot 63 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 25'08 \text{ g}$$

Con la masa de ácido puro y la riqueza, se calcula la masa de ácido al 30%.

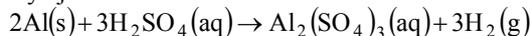
$$R\% = \frac{\text{Masa pura}}{\text{Masa total}} \cdot 100 \rightarrow m_T = \frac{m_P}{R} \cdot 100 = \frac{25'08 \text{ g}}{97} \cdot 100 = 86'60 \text{ g}$$

19. Se tratan 6 gramos de aluminio en polvo con 50 ml de disolución acuosa 0,3 N de ácido sulfúrico. Determinar:

- El volumen de hidrógeno que se obtendrá en la reacción, recogido en una cuba hidroneumática a 20 °C y 745 mm de mercurio de presión. (La P de vapor de agua a 20 °C es 17,5 mm de Hg).
- La cantidad de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ que se obtendrán por evaporación de la disolución resultante de la reacción.
- El reactivo que se halla en exceso y su cantidad expresada en gramos.

Solución.

- Lo primero es formula y ajustar la reacción de oxidación reducción.



A continuación se calcula el número de moles iniciales de cada reactivo.

- Al: $n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{6 \text{ gr}}{27 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}} = 0'222 \text{ mol}$
- H_2SO_4 : $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{L}) = \frac{N \cdot V}{v} = \frac{N(\text{H}_2\text{SO}_4)}{v} \cdot V(\text{L}) = \frac{0'3}{2} \cdot 50 \times 10^{-3} = 7'5 \times 10^{-3} \text{ mol}$

Conocidos los moles de cada reactivo, se calcula el reactivo limitante. El reactivo limitante es el que tiene menor cociente entre el número de moles iniciales y su coeficiente estequiométrico.

$$\frac{n(\text{Al})}{2} = \frac{0'222}{2} = 0'111 > \frac{n(\text{H}_2\text{SO}_4)}{3} = \frac{0'0075}{3} = 0'0025$$

El reactivo limitante es el ácido sulfúrico, siendo el aluminio el reactivo en exceso
Para calcular el hidrógeno que se produce, se busca el factor de conversión de ácido sulfúrico a hidrógeno.

$$\frac{\text{H}_2}{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{3}{3} \rightarrow n(\text{H}_2) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0'0075$$

El volumen de hidrógeno se calcula mediante la ecuación de gases ideales aplicada al componente hidrógeno (los datos del enunciado advierten que el hidrógeno se recoge en una mezcla gaseosa formada por hidrógeno y vapor de agua).

$$P_{\text{H}_2} \cdot V = n(\text{H}_2) \cdot R \cdot T : \left\{ \begin{array}{l} P_{\text{H}_2} = P_T - P_{\text{H}_2\text{O}} \\ P_{\text{H}_2} = 745 - 17'5 = 727'5 \text{ mm Hg} \end{array} \right\} : V(\text{H}_2) = \frac{n(\text{H}_2) \cdot R \cdot T}{P_{\text{H}_2}}$$

$$V(\text{H}_2) = \frac{n(\text{H}_2) \cdot R \cdot T}{P_{\text{H}_2}}$$

$$V(\text{H}_2) = \frac{n(\text{H}_2) \cdot R \cdot T}{P_{\text{H}_2}} = \frac{0'0075 \text{ mol} \cdot 0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 293 \text{ K}}{\frac{727'5 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg/atm}}} = 0'1882 \text{ L} = 188'2 \text{ mL}$$

b. El número de moles de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ que se recogen por evaporación de la disolución es igual número de moles de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ que se forman en la reacción. Para calcular los moles de sal anhidra, se recurre al factor de conversión de ácido a sal.

$$\frac{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{1}{3} \rightarrow n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{1}{3} \cdot n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{3} \cdot 0'0075 = 0'0025 \text{ mol}$$

teniendo en cuenta

$$n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 0'0025 \text{ mol}$$

se calcula la masa de sal hidratada

$$m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 0'0025 \text{ mol} \cdot 360 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0'9 \text{ g}$$

c. El aluminio en exceso se calcula como diferencia entre el aluminio inicial y el que ha reaccionado. El aluminio que ha reaccionado se calcula mediante el factor de conversión de ácido sulfúrico a aluminio.

$$\frac{\text{Al}}{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{2}{3} \rightarrow n(\text{Al}) = \frac{2}{3} \cdot n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{2}{3} \cdot 0'0075 = 0'005 \text{ mol}$$

Conocidos los moles se calcula la masa de aluminio que ha reaccionado

$$m(\text{Al})_R = n(\text{Al}) \cdot M(\text{Al}) = 0'005 \text{ mol} \cdot 27 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0'135 \text{ g}$$

El aluminio en exceso será

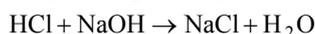
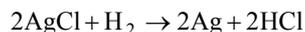
$$m(\text{Al})_{\text{Exc}} = m(\text{Al})_0 - m(\text{Al})_R = 6 - 0'135 = 5'865 \text{ g}$$

20. A través de una muestra de cloruro de plata contenida en un tubo calentado al rojo se hace pasar una corriente de hidrógeno hasta reacción total. Los gases desprendidos se recogen en agua, obteniéndose una disolución que consume 30 cm³ de NaOH 0,5 M para conseguir su neutralización. Calcular:

- a) El volumen de hidrógeno que ha reaccionado, expresado en condiciones normales.
b) El peso de la muestra inicial de cloruro de plata.

Solución.

a. Lo primero es formula y ajustar la reacción de oxidación reducción y la de neutralización.



Para calcular el número de moles de hidrógeno (volumen de H₂) a partir de del hidróxido sódico empleado en la neutralización de del ácido clorhídrico formado en la misma reacción, se busca el factor de conversión de NaOH en HCl, y el de HCl en H₂.

$$\left. \begin{array}{l} \frac{\text{HCl}}{\text{NaOH}} = \frac{1}{1} \\ \frac{\text{H}_2}{\text{HCl}} = \frac{1}{2} \end{array} \right\} \cdot \frac{\text{HCl}}{\text{NaOH}} \cdot \frac{\text{H}_2}{\text{HCl}} = \frac{\text{H}_2}{\text{NaOH}} = 1 \cdot \frac{1}{2} = \frac{1}{2} \rightarrow n(\text{H}_2) = \frac{1}{2} n(\text{NaOH})$$

Teniendo en cuenta el estado de agregación del NaOH (d+s) y los datos de los que se dispone:

$$n(\text{H}_2) = \frac{1}{2} n(\text{NaOH}) = \frac{1}{2} \cdot M(\text{NaOH}) \cdot V(L) = \frac{1}{2} \cdot 0'5 \text{ mol/L} \cdot 30 \times 10^{-3} \text{ L} = 7'5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Conocido el número de moles de H₂, se calcula el volumen en condiciones normales.

$$V_{\text{C.N.}} = 22'4 \cdot n = 22'4 \frac{\text{L}}{\text{mol}} \cdot 7'5 \times 10^{-3} \text{ mol} = 0'168 \text{ L} = 168 \text{ mL}$$

b. Conocidos los moles de hidrógeno consumido en la reacción, se calculan los moles de cloruro de plata mediante el factor de conversión de hidrógeno en cloruro de plata.

$$\frac{\text{AgCl}}{\text{H}_2} = \frac{2}{1} \rightarrow n(\text{AgCl}) = 2 \cdot n(\text{H}_2) = 2 \cdot 7'5 \times 10^{-3} = 0'015 \text{ mol}$$

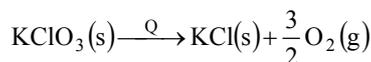
Conocidos los moles de cloruro de plata se calcula su masa.

$$m(\text{AgCl}) = n(\text{AgCl}) \cdot M(\text{AgCl}) = 0'015 \text{ mol} \cdot 143'4 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2'15 \text{ g}$$

21. Se desea obtener 5 litros de oxígeno, medidos a 15 °C y 725 mm de Hg, por descomposición del clorato de potasio en oxígeno y cloruro de potasio. ¿Qué peso de un clorato de potasio comercial que contiene 96,5 % de KClO₃ es preciso utilizar? Datos. K = 39'1, Cl = 35'5, O = 16.

Solución.

Lo primero es formula y ajustar la reacción



Con el volumen de oxígeno y las variables del sistema (T, P), se calcula el número de oxígeno que se desea obtener.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad n(\text{O}_2) = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{725 \text{ mm Hg} \cdot 5 \text{ L}}{0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol K}} \cdot 288 \text{ K}} = 0'2 \text{ mol}$$

Conocidos los moles de oxígeno se calculan los moles de clorato potásico con el factor de conversión.

$$\frac{\text{KClO}_3}{\text{O}_2} = \frac{1}{3/2} = \frac{2}{3} \rightarrow n(\text{KClO}_3) = \frac{2}{3} n(\text{O}_2) = \frac{2}{3} \cdot 0'2 = 0'13 \text{ mol}$$

$$m(\text{KClO}_3) = n(\text{KClO}_3) \cdot M(\text{KClO}_3) = 0,13 \text{ mol} \cdot 122,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 16,5 \text{ g}$$

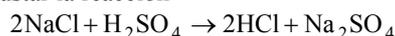
Teniendo en cuenta que el clorato potásico no es puro, se calcula la masa real a partir de la riqueza y la masa de sustancia pura

$$R\% = \frac{\text{Masa pura}}{\text{Masa total}} \cdot 100 \rightarrow m_T = \frac{m_P}{R} \cdot 100 = \frac{16,5 \text{ g}}{96,5} \cdot 100 = 17,1 \text{ g}$$

22. Calcular cuánto ácido sulfúrico del 90 % de concentración en peso es necesario utilizar para obtener 146 g de cloruro de hidrógeno, por reacción con sal común. Datos: S = 32, O = 16, Cl = 35,5, H = 1

Solución.

Lo primero es formula y ajustar la reacción



Los moles de ácido sulfúrico necesarios, se calculan a partir de los moles de cloruro de hidrógeno que se desean obtener mediante el factor de conversión.

$$\frac{\text{H}_2\text{SO}_4}{\text{HCl}} = \frac{1}{2} \rightarrow n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \cdot n(\text{HCl}) = \frac{1}{2} \cdot \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{1}{2} \cdot \frac{146}{36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2 \text{ mol}$$

Conocidos los moles de ácido sulfúrico, se calcula su masa.

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \text{ mol} \cdot 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 196 \text{ g}$$

Conocida la masa de ácido sulfúrico, se calcula la masa de la disolución conocida su riqueza en peso.

$$R\% = \frac{\text{Masa pura}}{\text{Masa total}} \cdot 100 \rightarrow m_T = \frac{m_P}{R} \cdot 100 = \frac{196 \text{ g}}{90} \cdot 100 = 217,8 \text{ g}$$

23. Calcular el volumen de cloro a 20 °C y 754 mm de Hg que puede obtenerse por acción de un exceso de ácido clorhídrico concentrado sobre 45 gramos de pirolusita de un 83 % de riqueza en MnO₂. La ecuación química correspondiente al proceso es:



Datos: Mn = 55, O = 16.

Solución.

Formulada y ajustada la reacción de oxidación reducción, se busca el factor de conversión de dióxido de manganeso en cloro molecular.

$$\frac{\text{Cl}_2}{\text{MnO}_2} = \frac{1}{1} \rightarrow n(\text{Cl}_2) = n(\text{MnO}_2) = \frac{m(\text{MnO}_2)}{M(\text{MnO}_2)}$$

La masa de dióxido de manganeso, se obtiene a partir de la masa de mineral teniendo en cuenta la riqueza ó pura del mismo.

$$m(\text{MnO}_2) = m(\text{Pirolusita}) \cdot \frac{R}{100} = 45 \text{ g} \cdot \frac{83}{100} = 37,35 \text{ g}$$

Conocida la masa de dióxido de manganeso que reacciona, se calculan los moles de cloro que se obtienen.

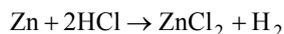
$$n(\text{Cl}_2) = n(\text{MnO}_2) = \frac{m(\text{MnO}_2)}{M(\text{MnO}_2)} = \frac{37,35 \text{ g}}{87 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,43 \text{ mol}$$

Conocidos los moles, la temperatura y la presión, se calcula el volumen.

24. Para determinar la riqueza de una muestra de cinc se toman 50 gramos de la misma y se trata con HCl_{aq} del 35 % en peso y densidad 1,18 g/ml, consumiéndose 129 ml. Calcular el porcentaje de cinc en la muestra y la molaridad de la disolución. Datos: Zn = 65,4, Cl = 35,5, H = 1.

Solución.

Se formula y ajusta la reacción de oxidación reducción.



El factor de conversión de clorhídrico a Zn es:

$$\frac{\text{Zn}}{\text{HCl}} = \frac{1}{2} \rightarrow n(\text{Zn}) = \frac{1}{2} n(\text{HCl})$$

El número de moles de HCl que han reaccionado se obtienen de los datos de la disolución.

$$m(d+s) = V_{d+s} \cdot d_{d+s} = 129\text{mL} \cdot 1'18 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 152'2 \text{ g}$$

$$m(s) = m_{d+s} \cdot \frac{R}{100} = 152'2 \text{ g} \cdot \frac{35}{100} = 53'3 \text{ g}$$

$$n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{53'3 \text{ g}}{36'5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1'46 \text{ mol}$$

Sustituyendo en la ecuación de conversión

$$n(\text{Zn}) = \frac{1}{2} n(\text{HCl}) = \frac{1}{2} \cdot 1'46 = 0'73 \text{ mol}$$

$$m(\text{Zn}) = n(\text{Zn}) \cdot M(\text{Zn}) = 0'73 \text{ mol} \cdot 65'4 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 47'7 \text{ g}$$

Conocida la masa de Zn, se calcula la riqueza de la muestra

$$R = \frac{m(\text{Zn})}{m_T} \cdot 100 = \frac{47'4}{50} \cdot 100 = 95'5\%$$

Conocidos el número de moles de HCl que hay en los 129 mL, se calcula la molaridad de la disolución.

$$M = \frac{n(s)}{V_{d+s}(\text{L})} = \frac{1'46 \text{ mol}}{129 \times 10^{-3} \text{ L}} = 11'3 \text{ M}$$

25. Una muestra de aleación de cinc y aluminio pesa 0,156 gramos. Se trata con ácido sulfúrico y se producen 114 ml de hidrógeno, medidos a 27 °C y 725 mm Hg. Calcular su composición y el peso de ácido sulfúrico necesario para reaccionar con el aluminio contenido en ella. Datos. Al =27, Zn =65'4, S =32, O =1.

Solución.

El cinc y el aluminio reaccionan con el ácido sulfúrico desprendiendo hidrógeno molecular y formando sus respectivas sales, según las siguientes reacciones.



Supóngase que inicialmente se parte de x moles de cinc e y moles de aluminio. La suma de las masas de ambos componentes debe ser igual a la masa de la muestra.

$$\begin{aligned} m(\text{Zn}) + m(\text{Al}) &= m(\text{Muestra}) \\ n(\text{Zn}) \cdot M(\text{Zn}) + n(\text{Al}) \cdot M(\text{Al}) &= m(\text{Muestra}) \\ 65'4x + 27y &= 0'156 \end{aligned}$$

Por otro lado, el volumen de hidrógeno obtenido en ambas reacciones, se puede expresar en función del número de moles de cinc y aluminio que han reaccionado (x, y), de tal forma que se obtiene un sistema que permite calcular los moles de cada metal en la muestra.

El número de moles de H₂ se calcula mediante la ecuación de gases ideales.

$$n(\text{H}_2) = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{725 \text{ mm Hg}}{760 \frac{\text{mm Hg}}{\text{atm}}} \cdot 114 \cdot 10^{-3} \text{ L}}{0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol K}} \cdot 300 \text{ K}} = 4'42 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Por otro lado, el número de moles de hidrógeno se puede descomponer en dos sumandos, los que provienen de la reacción I y los que provienen de la reacción II.

$$n_T = n_I + n_{II}$$

El número de moles de hidrógeno que se obtienen en la reacción I se puede relacionar con los moles de Zn, mediante el factor de conversión.

$$\frac{\text{H}_2}{\text{Zn}} = \frac{1}{1} \rightarrow n(\text{H}_2) = n(\text{Zn}) = x$$

El número de moles de hidrógeno que se obtienen en la reacción II se puede relacionar con los moles de Al, mediante el factor de conversión.

$$\frac{\text{H}_2}{\text{Al}} = \frac{3}{2} \rightarrow n(\text{H}_2) = \frac{3}{2} n(\text{Al}) = \frac{3}{2} y$$

Sustituyendo en la ecuación del número de moles totales:

$$x + \frac{3}{2} y = 4'42 \cdot 10^{-3}$$

Ecuación que junto a la de la masa de la muestra, permite plantear un sistema.

$$\left. \begin{array}{l} 65'4x + 27y = 0'156 \\ x + \frac{3}{2}y = 4'42 \cdot 10^{-3} \end{array} \right\} \begin{array}{l} x = 1'61 \cdot 10^{-3} \text{ mol(Zn)} \\ y = 1'87 \cdot 10^{-3} \text{ mol(Al)} \end{array}$$

Conocidos los moles de cada uno, se calcula la masa de cada metal.

$$m(\text{Zn}) = n(\text{Zn}) \cdot M(\text{Zn}) = 1'61 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 65'4 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0'105 \text{ g}$$

$$m(\text{Al}) = n(\text{Al}) \cdot M(\text{Al}) = 1'87 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 27 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0'051 \text{ g}$$

Conocida la masa de cada metal, se calcula la composición de la aleación.

$$\% \text{Zn} = \frac{m(\text{Zn})}{m_t} \cdot 100 = \frac{0'105}{0'156} \cdot 100 = 67'3 \quad \% \text{Al} = \frac{m(\text{Al})}{m_t} \cdot 100 = \frac{0'051}{0'156} \cdot 100 = 32'7$$

Conocidos los moles de aluminio que han reaccionado, se calculan los moles de sulfúrico que ha consumido en la reacción, mediante el factor de conversión.

$$\frac{\text{H}_2\text{SO}_4}{\text{Al}} = \frac{3}{2} \rightarrow n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{3}{2} n(\text{Al}) = \frac{3}{2} \cdot 1'87 \cdot 10^{-3} = 2'805 \cdot 10^{-3}$$

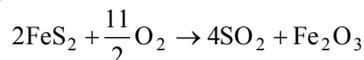
$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2'805 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0'275 \text{ g}$$

26. A partir de 9350 kg de piritita, FeS_2 , se obtienen $9,071 \text{ m}^3$ de H_2SO_4 del 90 % y densidad $1814,4 \text{ kg/m}^3$. ¿Cuánto oxígeno se necesita para tostar la piritita? ¿Cuál es el rendimiento de la operación?

Datos: Fe = 55'8, S = 32, O = 16, H = 1.

Solución.

Reacción de tostación de la piritita.



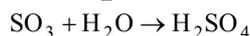
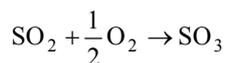
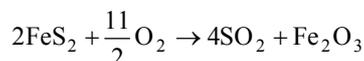
La relación estequiométrica entre el oxígeno y la piritita (factor de conversión) permite calcular el número de kilomoles de oxígeno consumidos a partir del número de kilomoles de piritita utilizados.

$$\frac{\text{O}_2}{\text{FeS}_2} = \frac{11/2}{2} \rightarrow n(\text{O}_2) = \frac{11}{4} \cdot n(\text{FeS}_2) = \frac{11}{4} \cdot \frac{m(\text{FeS}_2)}{M(\text{FeS}_2)} = \frac{11}{4} \cdot \frac{9350 \text{ Kg}}{1198 \frac{\text{Kg}}{\text{Kmol}}} = 214'63 \text{ Kmol}$$

Conocidos los kilomoles de oxígeno se calcula su masa.

$$m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = 214'63 \cdot 10^3 \text{ Kmol} \cdot 32 \frac{\text{Kg}}{\text{Kmol}} = 6868 \text{ Kg}$$

La obtención de ácido sulfúrico se completa con la oxidación del dióxido de azufre y la posterior hidratación del trióxido de azufre obtenido.



El rendimiento de la operación es:

$$R(\%) = \frac{m_{\text{Real}}(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m_{\text{Teórica}}(\text{H}_2\text{SO}_4)} \cdot 100$$

La masa teórica se obtiene a partir de la masa de piritita empleada y los factores de conversión:

$$\frac{\text{H}_2\text{SO}_4}{\text{SO}_3} = \frac{1}{1} \quad \frac{\text{SO}_3}{\text{SO}_2} = \frac{1}{1} \quad \frac{\text{SO}_2}{\text{FeS}_2} = \frac{4}{2}$$

Multiplicando los factores se obtiene el de conversión de piritita a ácido sulfúrico

$$\frac{\text{H}_2\text{SO}_4}{\text{FeS}_2} = 2 \rightarrow n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot n(\text{FeS}_2) = 2 \cdot \frac{m(\text{FeS}_2)}{M(\text{FeS}_2)} = 2 \cdot \frac{9350 \text{ Kg}}{119'8 \frac{\text{Kg}}{\text{Kmol}}} = 156'1 \text{ Kmol}$$

Conocidos los kilomoles teóricos de ácido sulfúrica se calcula la masa teórica.

$$m_{\text{T}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 156'1 \text{ Kmol} \cdot 98 \frac{\text{Kg}}{\text{Kmol}} = 15297'2 \text{ Kmol}$$

La masa real de ácido sulfúrico se obtiene de los datos de la disolución (Volumen, densidad y Riqueza).

$$m_{\text{R}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = V \cdot d \cdot \frac{R}{100} = 9'071 \text{ m}^3 \cdot 1814'4 \frac{\text{Kg}}{\text{m}^3} \cdot \frac{90}{100} = 14812'6 \text{ Kg}$$

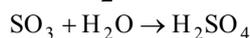
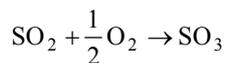
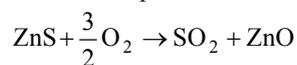
Conocidas las masas real y teórica, se calcula el rendimiento.

$$R = \frac{m_{\text{Real}}(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m_{\text{Teórica}}(\text{H}_2\text{SO}_4)} \cdot 100 = \frac{14812'6}{15297'2} \cdot 100 = 96'8\%$$

27. Calcular la cantidad de blenda con 67,2 % de ZnS que hace falta para obtener 1 tonelada de ácido sulfúrico del 89,6 %, sabiendo que la pérdida de SO₂ en la tostación es del 60 %. Datos: Zn = 65'4, S = 32, O = 16, H = 1.

Solución.

El proceso de obtención de ácido sulfúrico a partir de sulfuro de cinc es:



En el enunciado se informa que en la tostación de la pirita a una pérdida de SO₂ del 60%, lo cual equivale a un rendimiento para la operación del 40%.

La masa real de ácido que se desea obtener es:

$$m_R(\text{H}_2\text{SO}_4) = m_{\text{Total}} \cdot \frac{\text{Riqueza}}{100} = 1000\text{Kg} \cdot \frac{89'6}{100} = 896\text{Kg}$$

Como el rendimiento del proceso no es del 100%, habrá que calcular cual es la masa teórica que corresponde a una masa real de 896 Kg con un rendimiento de 40%.

$$R = \frac{m_{\text{Real}}(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m_{\text{Teórica}}(\text{H}_2\text{SO}_4)} \cdot 100 \Rightarrow m_{\text{Teórica}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m_{\text{Real}}(\text{H}_2\text{SO}_4)}{R} \cdot 100 = \frac{896\text{Kg}}{40} \cdot 100 = 2240\text{Kg}$$

Conocida la masa teórica necesaria y el factor de conversión de ácido sulfúrico a sulfuro de cinc, se calculan los moles de este último.

$$\frac{\text{ZnS}}{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{1}{1} \rightarrow n(\text{ZnS}) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{2240\text{Kg}}{98 \text{ Kg/Kmol}} = 22'86\text{Kmol}$$

Conocidos los kilomoles de sulfuro de cinc, se calcula su masa.

$$m(\text{ZnS}) = n(\text{ZnS}) \cdot M(\text{ZnS}) = 22'86\text{Kmol} \cdot 97'4 \text{ Kg/Kmol} = 2226'3\text{Kg}$$

Conocida la masa de sulfuro de cinc y la riqueza de la blenda, se calcula la masa de mineral.

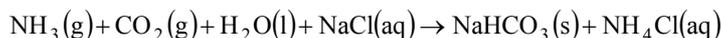
$$R = \frac{m(\text{ZnS})}{m(\text{Blenda})} \cdot 100 \rightarrow m(\text{Blenda}) = \frac{m(\text{ZnS})}{R} \cdot 100 = \frac{2226'3}{67'2} \cdot 100 = 3312'9 \text{ Kg} \approx 3'3 \text{ Tm}$$

28. junio 1996 El hidrogeno carbonato (bicarbonato) de sodio se obtiene mediante la reacción:
 Amoníaco (g) + dióxido de carbono (g) + agua (l) + cloruro sódico (acuoso) → hidrogeno carbonato sódico (sólido) + cloruro amónico (acuoso).

Calcule cuántos litros de amoníaco, medidos a 5°C y 2 atm, se necesitan para preparar 1 Kg de hidrogeno carbonato sódico, suponiendo un rendimiento del 50%.

Datos: Masas atómicas: Na = 23; C = 12; O = 16; N = 14; H = 1. R = 0'082 atm·l/K·mol

Solución.



La masa real de bicarbonato sódico es de 1000 g, teniendo en cuenta el rendimiento de la operación, se calcula la masa teórica.

$$R = \frac{m_{\text{Real}}(\text{NaHCO}_3)}{m_{\text{Teórica}}(\text{NaHCO}_3)} \cdot 100 \Rightarrow m_{\text{Teórica}}(\text{NaHCO}_3) = \frac{m_{\text{Real}}(\text{NaHCO}_3)}{R} \cdot 100 = \frac{1000 \text{ g}}{50} \cdot 100 = 2000 \text{ g}$$

La masa teórica y la estequiometria de la reacción permiten calcular los moles de amoníaco necesarios para obtener la masa de bicarbonato pedida.

$$\frac{\text{NH}_3}{\text{NaHCO}_3} = \frac{1}{1} \rightarrow n(\text{NH}_3) = n(\text{NaHCO}_3) = \frac{m(\text{NaHCO}_3)}{M(\text{NaHCO}_3)} = \frac{2000 \text{ g}}{84 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 23'8 \text{ mol}$$

Conocidos los moles de amoníaco y, la temperatura y presión a la que se recoge, se calcula el volumen.

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{23'8 \text{ mol} \cdot 0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 278 \text{ K}}{2 \text{ atm}} = 271'38 \text{ L}$$

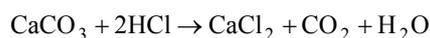
29. junio 1995 La reacción de solubilización del carbonato cálcico mediante el ácido clorhídrico es la siguiente: Carbonato cálcico + ácido clorhídrico → cloruro cálcico + dióxido de carbono + agua.

Calcule:

- ¿Cuántos mililitros de ácido clorhídrico 0'1M son necesarios para disolver 10 mg de carbonato cálcico?
- ¿Qué volumen de dióxido de carbono medido a 20°C y 700 mm de Hg de presión se desprenderá en la reacción?

Datos: Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ca = 40; Cl = 35'5; H = 1. R = 0'082 atm·l/K·mol

Solución.



a. Con el factor de conversión de carbonato de calcio a ácido clorhídrico, se calcula el número de moles de este último conocida la masa de carbonato que se desea solubilizar.

$$\frac{\text{HCl}}{\text{CaCO}_3} = \frac{2}{1} \rightarrow n(\text{HCl}) = 2 \cdot n(\text{CaCO}_3) = 2 \cdot \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} = 2 \cdot \frac{10 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Conocidos los moles y la concentración de la disolución se calcula el volumen necesario.

$$V = \frac{n}{M} = \frac{2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{0'1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 2 \text{ mL}$$

b. Con la estequiometría de la reacción, conocidos los moles de carbonato que se han solubilizado, se calculan los moles de CO₂ que se han formado.

$$\frac{\text{CO}_2}{\text{CaCO}_3} = \frac{1}{1} \rightarrow n(\text{CO}_2) = n(\text{CaCO}_3) = \frac{10 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 10^{-4} \text{ mol}$$

Conocidos los moles de CO₂, la temperatura y la presión, se calcula el volumen con la ecuación de gases ideales

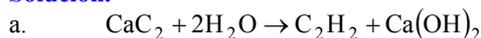
$$V(\text{CO}_2) = \frac{n(\text{CO}_2) \cdot R \cdot T}{P} = \frac{10^{-4} \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 293 \text{ K}}{\frac{700 \text{ mm Hg}}{760 \frac{\text{mm Hg}}{\text{atm}}}} = 2,6 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 2,6 \text{ mL}$$

30. junio 1994 Al añadir agua al carburo cálcico, CaC₂, se produce hidróxido cálcico y acetileno (etino).

- Ajuste la reacción química que tiene lugar.
- Calcule cuantos gramos de agua son necesarios para obtener dos litros de acetileno, a 27 °C y 760 mm de Hg.

Datos: Masas atómicas: Ca = 40; H = 1; O = 16; C = 12.

Solución.



b. Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$\frac{\text{H}_2\text{O}}{\text{C}_2\text{H}_2} = \frac{2}{1} \rightarrow n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot n(\text{C}_2\text{H}_2) = 2 \cdot \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = 2 \cdot \frac{\frac{760 \text{ mm Hg}}{760 \frac{\text{mm Hg}}{\text{atm}}} \cdot 2 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 300 \text{ K}} = 0,16 \text{ mol}$$

Conocidos los moles de agua se calcula su masa.

$$m(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 0,16 \text{ mol} \cdot 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2,9 \text{ g}$$

31. septiembre 1995

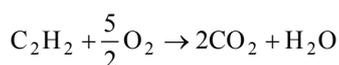
Se dispone de 10'4 litros de acetileno (etino), medidos en condiciones normales. Si se realiza su combustión completa, calcule:

- Qué volumen de oxígeno será necesario, medido en condiciones normales.
- Qué volumen de aire (cuya posición es 80% de nitrógeno y 20% de oxígeno, en volumen) se necesitará, medido a 17°C y 700 mm de Hg.

Datos: Masas atómicas: C = 12; H = 1. R = 0'082 atm·l/K·mol

Solución.

a. Reacción de combustión.



Teniendo en cuenta que la reacción transcurre en fase gaseosa y que el etino y el oxígeno se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura, las relaciones molares coinciden con las volumétricas y por tanto, la estequiometría de la reacción se puede describir en moles o en volúmenes.

Mediante la relación estequiométrica se obtiene el factor de conversión de etino a oxígeno

$$\frac{\text{O}_2}{\text{C}_2\text{H}_2} = \frac{5/2}{1} \rightarrow V(\text{O}_2) = \frac{5}{2} V(\text{C}_2\text{H}_2) = \frac{5}{2} \cdot 10,4 \text{ L} = 26 \text{ L}$$

b. Conocido el volumen de oxígeno se calcula el volumen de aire en condiciones normales mediante la relación volumétrica del oxígeno en el aire.

$$\frac{\text{Aire}}{\text{O}_2} = \frac{100}{20} \rightarrow V(\text{Aire}) = 5 \cdot V(\text{O}_2) = 5 \cdot 26 \text{ L} = 130 \text{ L}$$

Conocido el volumen de aire en condiciones normales, se calcula el volumen en las condiciones pedidas ($T = 300 \text{ K}$, $P = 700 \text{ mm Hg}$).

Para sistemas cerrado (no intercambian materia), el número de moles permanece constante, pudiendo en estos caso expresar la ecuación de gases ideales de la siguiente forma;

$$\frac{P \cdot V}{T} = \text{cte}$$

Aplicando esta expresión a una transformación en dicho sistema.

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

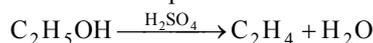
Expresión que permite calcular el volumen de aire en las condiciones de problema.

$$V_2 = V_1 \frac{P_1 \cdot T_2}{P_2 \cdot T_1} = 130 \text{ L} \cdot \frac{760 \text{ mm Hg} \cdot 290 \text{ K}}{700 \text{ mm Hg} \cdot 273 \text{ K}} = 149,9 \text{ L}$$

32. Calcular la cantidad de etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, que se necesita para obtener, por deshidratación, 50 litros de etano, C_2H_4 , medidos a 25°C y 710 mm de Hg , supuesto que el rendimiento de la reacción sea del 70%. Datos: C = 12, O = 16, H = 1.

Solución.

Reacción de deshidratación de alcoholes en presencia de ácido sulfúrico.



Según la estequiometría de la reacción, el número de moles de etanol que reaccionan es igual al número de moles de eteno que se forman.

El número de moles de eteno que se obtienen se calcula mediante la ecuación de estado de gases ideales.

$$n(\text{C}_2\text{H}_4) = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{710 \text{ mm Hg} \cdot 50 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol K}} \cdot 298 \text{ K}} = 1,9 \text{ mol}$$

Como el rendimiento del proceso no es del 100%, estos serán los moles reales que se deben obtener, aplicando el rendimiento de la reacción se calculan los moles teóricos que se deberían obtener.

$$R = \frac{n_{\text{Real}}(\text{C}_2\text{H}_4)}{n_{\text{Teórica}}(\text{C}_2\text{H}_4)} \cdot 100 \Rightarrow n_{\text{Teórica}}(\text{C}_2\text{H}_4) = \frac{n_{\text{Real}}(\text{C}_2\text{H}_4)}{R} \cdot 100 = \frac{1,9 \text{ mol}}{70} \cdot 100 = 2,7 \text{ mol}$$

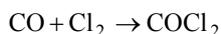
Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción.

$$n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = n_{\text{Teórica}}(\text{C}_2\text{H}_4) = 2,7 \text{ mol}$$

Conocidos los moles de etanol, se calcula su masa.

$$m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) \cdot M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 2,7 \text{ mol} \cdot 46 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 125,6 \text{ g}$$

33. 14 gramos de monóxido de carbono reaccionan con 35,5 gramos de cloro para dar 40g de COCl_2 , según el proceso:



Calcular el rendimiento de la reacción. Datos. C = 12, Cl = 35'5, O = 16. **Solución: Rendimiento = 80,8%**

Solución.

Formulada y ajustada la reacción, y conocidas las masas iniciales de los reactivos, se calcula cual es el reactivo limitante. El reactivo limitante es el que tiene menor cociente entre el número de moles iniciales y su coeficiente estequiométrico.

$$n(\text{CO}) = \frac{m(\text{CO})}{M(\text{CO})} = \frac{14\text{g}}{28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0'5\text{mol} \quad n(\text{Cl}_2) = \frac{m(\text{Cl}_2)}{M(\text{Cl}_2)} = \frac{35'5\text{g}}{71 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0'5\text{mol}$$

$$\frac{n(\text{CO})}{1} = \frac{n(\text{Cl}_2)}{1} = 0'5$$

Los reactivos se encuentran en proporción estequiométrica.

Conocidos los moles de reactivo y la estequiometría de la reacción, se calculan los moles teóricos de producto.

$$n(\text{COCl}_2) = n(\text{CO}) = 0'5\text{mol}$$

Conocidos los moles teóricos, se calcula la masa teórica.

$$m_{\text{Teórica}}(\text{COCl}_2) = n_{\text{Teórica}}(\text{COCl}_2) \cdot M(\text{COCl}_2) = 0'5\text{mol} \cdot 99 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 49'5\text{g}$$

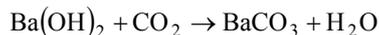
Conocida la masa teórica y la real, se calcula el rendimiento del proceso.

$$R = \frac{m_{\text{Real}}(\text{COCl}_2)}{m_{\text{Teórica}}(\text{COCl}_2)} \cdot 100 = \frac{40\text{g}}{49'5\text{g}} \cdot 100 = 80'8\%$$

34. Al pasar 100 litros de aire a 20°C y 740 mm de Hg a través de una disolución de hidróxido de bario se forman 0,296 gramos de carbonato de bario. Calcular el tanto por ciento en volumen de dióxido de carbono existente en el aire. Datos. Ba = 137'3, C = 12, O = 16, H = 1. **Solución: 0,037%**

Solución.

La reacción que tiene lugar es:



La estequiometría de la reacción informa que por cada mol de carbonato de bario formado se consume un mol de dióxido de carbono.

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{BaCO}_3) = \frac{m(\text{BaCO}_3)}{M(\text{BaCO}_3)} = \frac{0'296\text{g}}{197'3 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1'5 \cdot 10^{-3}\text{mol}$$

Conocidos los moles de CO_2 , la presión y la temperatura, se calcula el volumen.

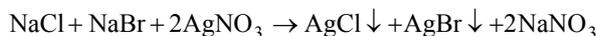
$$V(\text{CO}_2) = \frac{n(\text{CO}_2) \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1'5 \cdot 10^{-3}\text{mol} \cdot 0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 293\text{K}}{\frac{740\text{ mm Hg}}{760 \frac{\text{mm Hg}}{\text{atm}}}} = 0'037\text{L}$$

El porcentaje volumétrico de CO_2 se obtiene dividiendo el volumen de CO_2 entre el volumen de aire y multiplicando por 100.

$$\%(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V(\text{Aire})} \cdot 100 = \frac{0'037}{100} \cdot 100 = 0'037\%$$

35. Una mezcla de cloruro y bromuro de sodio pesa 0,756 gramos. Por precipitación con nitrato de plata se obtiene 1,617 gramos de una mezcla de cloruro y bromuro de plata. Determinar la composición de la mezcla inicial. Datos: Br = 79'9, Ag = 107'9, Cl = 35'5, Na = 23.

Solución.



La estequiometría de la reacción informa que por cada mol de cloruro de sodio se forma un mol de cloruro de plata y que por cada mol de bromuro de sodio se forma un mol de bromuro de plata.

Suponiendo que la mezcla inicial está formada por x moles de cloruro de sodio e y moles de bromuro de sodio, la suma de ambas masas será igual a la masa inicial de la mezcla.

$$m(\text{NaCl}) + m(\text{NaBr}) = m_o(\text{mezcla})$$

$$n(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl}) + n(\text{NaBr}) \cdot M(\text{NaBr}) = m_o(\text{mezcla})$$

$$55'8x + 102'9y = 0'756 \quad \text{-I-}$$

Por la estequiometría de la reacción, si se consumen x moles de NaCl e y moles de NaBr, se formarán x moles de AgCl e y moles de AgBr, por lo tanto la masa de producto será:

$$m(\text{AgCl}) + m(\text{AgBr}) = m_f(\text{mezcla})$$

$$n(\text{AgCl}) \cdot M(\text{AgCl}) + n(\text{AgBr}) \cdot M(\text{AgBr}) = m_f(\text{mezcla})$$

$$143'4x + 187'8y = 1'617 \quad \text{-II-}$$

Las ecuaciones I y II permiten calcular un sistema cuya solución son los moles iniciales de NaCl y NaBr.

$$\begin{cases} 55'8x + 102'9y = 0'756 \\ 143'4x + 187'8y = 1'617 \end{cases} \text{ : Resolviendo : } \begin{cases} x = 6'48 \cdot 10^{-3} \text{ moles de NaCl} \\ y = 3'67 \cdot 10^{-3} \text{ moles de NaBr} \end{cases}$$

Conocidos los moles se calculan las masas.

$$m(\text{NaCl}) = n(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl}) = 6'48 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 58'2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0'379 \text{ g}$$

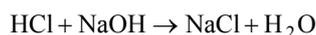
$$m(\text{NaBr}) = n(\text{NaBr}) \cdot M(\text{NaBr}) = 3'67 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 102'9 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0'379 \text{ g}$$

La mezcla es al 50% de NaCl y NaBr

36. Se desea conocer la pureza de una caliza mineral y para ello se disuelven 0,750 gramos de ella en 50 cm³ de HCl 0,15 M. El exceso de ácido añadido consume en su valoración 4,85 cm³ de NaOH 0,125 M. ¿Cuál es el porcentaje de carbonato de calcio que contiene la muestra?. Datos. Ca = 40, C = 12, O = 16.

Solución.

Las reacciones que se llevan a cabo en el proceso son:



Para calcular la pureza del mineral se necesita calcular la masa de carbonato que lleva el mineral, que es la que ha reaccionado. La cantidad de carbonato de calcio que ha reaccionado se obtiene del número de moles de HCl que han consumido mediante la estequiometría de la reacción.

$$\frac{\text{CaCO}_3}{\text{HCl}} = \frac{1}{2} \rightarrow n(\text{CaCO}_3) = \frac{1}{2} \cdot n(\text{HCl})$$

Los moles de HCl consumidos, se calculan como diferencia entre los iniciales y los de exceso.

$$n_o(\text{HCl}) = M(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = 0'15 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 50 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 7'5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

El exceso de HCl reacciona con el NaOH y por la estequiometría de la reacción de neutralización, el número de moles de HCl neutralizados es igual al número de moles de NaOH utilizados.

$$n_{\text{Exc}}(\text{HCl}) = n(\text{NaOH}) = M(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) = 0'125 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 4'85 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 6'06 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Conocidos los iniciales y los de exceso se calculan los moles de HCl que han reaccionado.

$$n_R(\text{HCl}) = n_o(\text{HCl}) - n_{\text{Exc}}(\text{HCl}) = 7'5 \cdot 10^{-3} - 6'06 \cdot 10^{-4} = 6'89 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Con el factor de conversión de HCl en CaCO_3 , se calculan los moles de este último que han reaccionado.

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{1}{2} \cdot n(\text{HCl}) = \frac{1}{2} \cdot 6'89 \cdot 10^{-3} = 3'45 \cdot 10^{-3}$$

Conocidos los moles se calcula la masa.

$$m(\text{CaCO}_3) = n(\text{CaCO}_3) \cdot M(\text{CaCO}_3) = 3'45 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 100 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0'345 \text{ g}$$

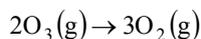
Conocida la masa de carbonato se calcula la riqueza del mineral.

$$\text{Riqueza} = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{m(\text{Mineral})} \cdot 100 = \frac{0'345}{0'750} \cdot 100 = 45'96\%$$

37. Al transformar en oxígeno el ozono de una muestra de aire ozonizado, la presión pasa de 750 mm a 780 mm de Hg, a volumen y temperatura constante. Hallar la proporción de ozono en aquella muestra de aire.

Solución.

Reacción de disociación del ozono.



El proceso transcurre a temperatura y volumen constante, por lo que la ecuación de gases ideales se puede transformar.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \xrightarrow{T \text{ y } V \text{ cte}} \frac{P}{n} = \frac{R \cdot T}{V} = \text{cte}$$

Aplicada esta relación al sistema antes y después de la ionización

$$\frac{P_1}{n_1} = \frac{P_2}{n_2} \quad \text{operando} \quad \frac{n_2}{n_1} = \frac{P_2}{P_1}$$

El número de moles iniciales de la mezcla es:

$$n_1 = n_o(\text{O}_2) + n_o(\text{O}_3)$$

Tras la ionización el número de moles es:

$$n_2 = n_o(\text{O}_2) + n_F(\text{O}_2)$$

Donde $n_F(\text{O}_2)$ son los moles de oxígeno formados en la reacción de disociación del ozono, los cuales se pueden relacionar por estequiometría con los moles iniciales de ozono.

$$n_F(\text{O}_2) = \frac{3}{2} n_o(\text{O}_3)$$

Sustituyendo en la expresión de n_2 .

$$n_2 = n_o(\text{O}_2) + \frac{3}{2} n_o(\text{O}_3)$$

Sustituyendo los moles y las presiones en la ecuación que las relaciona

$$\frac{n_o(O_2) + n_o(O_3)}{n_o(O_2) + \frac{3}{2}n_o(O_3)} = \frac{780/760}{750/760} = \frac{26}{25}$$

Dividiendo en el primer miembro numerador y denominador por el número de moles iniciales de oxígeno.

$$\frac{1 + \frac{n_o(O_3)}{n_o(O_2)}}{1 + \frac{3}{2} \frac{n_o(O_3)}{n_o(O_2)}} = \frac{26}{25}$$

Relación de la que ordenando se puede obtener la relación entre el número de moles iniciales de ozono y oxígeno.

$$\frac{n_o(O_3)}{n_o(O_2)} = \frac{2}{23}$$

Por cada 23 moles de oxígeno hay 2 moles de ozono en la mezcla ozonizada. Como todos los volúmenes se miden en las mismas condiciones de temperatura y presión, las proporciones volumétricas y molares coinciden.

$$\%(O_3) = \frac{n(O_3)}{n_T} \cdot 100 = \frac{n(O_3)}{n(O_2) + n(O_3)} \cdot 100 = \frac{2}{23 + 2} \cdot 100 = 8$$

38. Se pide una mezcla de butano, C_4H_{10} , y propano, C_3H_8 , cuya composición en peso es de 88 % de butano y 12 % de propano. ¿Cuál será la composición volumétrica de dicha mezcla en estado gaseoso? ¿Cuántos m^3 de vapor de agua, medidos a $200^\circ C$ de temperatura y 1 atmósfera de presión, se formarán en la combustión completa de 10 kg de dicha mezcla de hidrocarburo? Datos. C = 12, H = 1, R = 0'082

Solución.

En una muestra de 100 gramos de la mezcla habrá 88 gramos de butano y 12 gramos de propano. Por medirse los volúmenes de ambos componentes en las mismas condiciones de presión y temperatura, la relación volumétrica es igual que la molar.

$$100 \text{ gr mezcla : } \begin{cases} m(C_4H_{10}) = 88 \text{ g} & n(C_4H_{10}) = \frac{m(C_4H_{10})}{M(C_4H_{10})} = \frac{88 \text{ g}}{58 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1'517 \text{ mol} \\ m(C_3H_8) = 12 \text{ g} & n(C_3H_8) = \frac{m(C_3H_8)}{M(C_3H_8)} = \frac{12 \text{ g}}{44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0'273 \text{ mol} \end{cases}$$

Conocidos los moles de cada componente de la mezcla se calcula su proporción molar ó volumétrica.

$$\%(C_4H_{10}) = \frac{n(C_4H_{10})}{n_T} \cdot 100 = \frac{n(C_4H_{10})}{n(C_4H_{10}) + n(C_3H_8)} \cdot 100 = \frac{1'517}{1'517 + 0'273} \cdot 100 = 84'75$$

Por se una mezcla binaria

$$\%(C_3H_8) = 100 - \%(C_4H_{10}) = 100 - 84'75 = 15'25$$

El segundo apartado se puede hacer por moles o por volúmenes.

- **Por moles.**

$$\begin{aligned} C_4H_{10} + \frac{13}{2}O_2 &\rightarrow 4CO_2 + 5H_2O \\ C_3H_8 + 5O_2 &\rightarrow 3CO_2 + 4H_2O \end{aligned}$$

$$10000 \text{ gr mezcla : } \begin{cases} m(C_4H_{10}) = 8800 \text{ gr} & n(C_4H_{10}) = \frac{8800 \text{ g}}{58 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 151'7 \text{ mol} \\ m(C_3H_8) = 1200 \text{ gr} & n(C_3H_8) = \frac{1200 \text{ g}}{44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 27'3 \text{ mol} \end{cases}$$

Por las estequiometrias de la reacciones, el número de moles de agua que se forma en cada reacción es:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 5 \cdot n(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 5 \cdot 151'7 = 758'5 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 4 \cdot n(\text{C}_3\text{H}_8) = 5 \cdot 27'3 = 109'2 \text{ mol}$$

El número total de moles formados en la combustión completa de la mezcla será:

$$n_T(\text{H}_2\text{O}) = n_{\text{C}_4\text{H}_{10}}(\text{H}_2\text{O}) + n_{\text{C}_3\text{H}_8}(\text{H}_2\text{O}) = 758'5 + 109'2 = 867'7 \text{ mol}$$

Conocidos los moles de agua que se han formado, se calcula el volumen teniendo en cuenta las condiciones de presión y temperatura.

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{n(\text{H}_2\text{O}) \cdot R \cdot T}{P} = \frac{867'7 \text{ mol} \cdot 0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 473 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 33654 \text{ L} = 33'65 \text{ m}^3$$

- **Por volúmenes.** La masa molecular aparente de la mezcla es:

$$M(\text{mezcla}) = \frac{\%(\text{C}_4\text{H}_{10})}{100} \cdot M(\text{C}_4\text{H}_{10}) + \frac{\%(\text{C}_3\text{H}_8)}{100} \cdot M(\text{C}_3\text{H}_8) = \frac{84'75}{100} \cdot 58 + \frac{15'25}{100} \cdot 44 = 55'86 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Conocida la masa molecular aparente de la mezcla, se calculan los moles.

$$n(\text{mezcla}) = \frac{m(\text{mezcla})}{M_a(\text{mezcla})} = \frac{10000 \text{ g}}{55'86 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 179 \text{ mol}$$

Conocidos los moles de mezcla, se calcula el volumen en las condiciones del sistema.

$$V(\text{mezcla}) = \frac{n(\text{mezcla}) \cdot R \cdot T}{P} = \frac{179 \text{ mol} \cdot 0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 473 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 6943 \text{ L} = 6'94 \text{ m}^3$$

Con el volumen de la mezcla y la composición volumétrica de la mezcla, se calculan los volúmenes de butano y propano.

$$V(\text{mezcla}) = 6'94 \text{ m}^3 : \begin{cases} V(\text{C}_4\text{H}_{10}) = V(\text{mezcla}) \cdot \frac{\%(\text{C}_4\text{H}_{10})}{100} = 6'94 \cdot \frac{84'75}{100} = 5'88 \text{ m}^3 \\ V(\text{C}_3\text{H}_8) = V(\text{mezcla}) \cdot \frac{\%(\text{C}_3\text{H}_8)}{100} = 6'94 \cdot \frac{15'25}{100} = 1'06 \text{ m}^3 \end{cases}$$

Mediante las relaciones estequiométricas de las reacciones se calculan los volúmenes de agua que se forma en cada reacción

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 5 \cdot V(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 5 \cdot 5'88 = 29'41 \text{ m}^3$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 4 \cdot V(\text{C}_3\text{H}_8) = 4 \cdot 1'06 = 4'24 \text{ m}^3$$

Sumando se obtiene el volumen total de agua formada en la combustión completa de la mezcla.

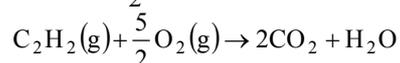
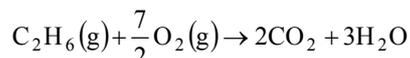
$$V(\text{H}_2\text{O}) = 29'4 + 4'2 = 33'65 \text{ m}^3$$

39. Para quemar completamente una mezcla equimolecular de etano, C_2H_6 , y acetileno, C_2H_2 , han sido necesarios 240 ml de oxígeno, medidos en condiciones normales. ¿Qué pesos de ambos gases existían en la mezcla primitiva? Datos. C = 12, H = 1, R = 0'082.

Solución.

Por ser una reacción homogénea en fase gaseosa y medirse todos los componentes en las mismas condiciones de presión y temperatura, las relaciones molares coinciden con las volumétricas

Reacciones de combustión de los hidrocarburos.



Por ser una mezcla equimolecular los moles de etano y acetileno iniciales son iguales y por tanto sus volúmenes también. Si se parte de un volumen V de cada uno de los reactivos (etano y acetileno), el volumen de oxígeno necesario para la completa combustión de los hidrocarburos se puede expresar en función de V mediante las relaciones estequiométricas de las dos reacciones.

$$V_T(O_2) = V_{C_2H_6}(O_2) + V_{C_2H_2}(O_2)$$

$$\frac{O_2}{C_2H_6} = \frac{7/2}{1} \rightarrow V_{C_2H_6}(O_2) = \frac{7}{2}V(C_2H_6)$$

$$\frac{O_2}{C_2H_2} = \frac{5/2}{1} \rightarrow V_{C_2H_2}(O_2) = \frac{5}{2}V(C_2H_2)$$

sustituyendo en la igualdad de los volúmenes

$$V_T(O_2) = \frac{7}{2}V(C_2H_6) + \frac{5}{2}V(C_2H_2) = \frac{7}{2}V + \frac{5}{2}V = 6V = 240 \text{ mL} \Rightarrow V = \frac{240}{6} = 40 \text{ mL}$$

Conocidos los volúmenes de cada componente de la mezcla (iguales) y las condiciones de sistema (Condiciones normales, P = 1 atm, T = 273 K), se calculan los moles.

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} \xrightarrow{\text{c.N.}} n = \frac{V(L)}{22'4 \text{ L/mol}} = \frac{40 \cdot 10^{-3} \text{ L}}{22'4 \text{ L/mol}} = 1'79 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

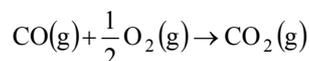
Los moles de cada componente y sus masa moleculares permiten calcular la masa de cada uno de ellos.

$$m(C_2H_6) = n(C_2H_6) \cdot M(C_2H_6) = 1'79 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot 30 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 53'57 \times 10^{-3} \text{ g} = 53'57 \text{ mg}$$

$$m(C_2H_2) = n(C_2H_2) \cdot M(C_2H_2) = 1'79 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot 26 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 46'43 \times 10^{-3} \text{ g} = 46'43 \text{ mg}$$

40. Una mezcla de monóxido de carbono y oxígeno ocupa un volumen de 200 cm³. Después de inflamada, el volumen de la mezcla resultante de dióxido de carbono y oxígeno es de 170 cm³. Calcular los volúmenes de monóxido de carbono y oxígeno que existían en la mezcla primitiva.

Solución.



Por ser una reacción homogénea en fase gaseosa y medirse todos los componentes en las mismas condiciones de presión y temperatura, las relaciones molares coinciden con las volumétricas

Sea V_i e V_f los volúmenes inicial y final.

$$V_i = V(CO) + V(O_2)$$

$$V_f = V(CO_2) + V(O_2)_{\text{Exc}}$$

Por estequiometría de la reacción, el volumen final de CO_2 es igual al volumen inicial de CO.

$$V(CO_2) = V(CO)$$

El volumen de oxígeno en exceso es la diferencial entre el volumen inicial y el volumen que ha reaccionado, siendo este último, por estequiometría, igual a la mitad del volumen de CO que ha reaccionado.

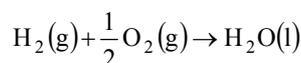
$$V(O_2)_{Exc} = V(O_2) - \frac{1}{2} V(CO)$$

Sustituyendo en las expresiones de los volúmenes inicial y final, se obtiene un sistema de dos ecuaciones con dos incógnitas que permiten calcular los volúmenes pedidos.

$$\begin{cases} V_i = V(CO) + V(O_2) \\ V_f = V(CO) + V(O_2) - \frac{1}{2} V(CO) \end{cases} \cdot \begin{cases} V(CO) + V(O_2) = 200 \\ \frac{1}{2} V(CO) + V(O_2) = 170 \end{cases} \cdot \begin{cases} V(CO) = 60 \text{ cm}^3 \\ V(O_2) = 140 \text{ cm}^3 \end{cases}$$

41. Se mezclan 25 cm³ de aire con 25 cm³ de hidrógeno. Después de la combustión el volumen de la mezcla de hidrógeno y nitrógeno resultante, medido en las mismas condiciones iniciales, es de 34,25 cm³. Calcular la composición volumétrica del aire.

Solución.



$$V(\text{Aire}) = V(N_2) + V(O_2) = 25 \text{ cm}^3$$

$$V(\text{Gas residual}) = V(N_2) + V(H_2)_{Exc} = 34,25 \text{ cm}^3$$

$$V(H_2)_{Exc} = V(H_2)_o - V(H_2)_R$$

Por estequiometría, se puede relacionar el volumen de hidrógeno que ha reaccionado con el con el de oxígeno consumido.

$$\frac{H_2}{O_2} = \frac{1}{\frac{1}{2}} \rightarrow V(H_2)_R = 2V(O_2) \quad V(H_2)_o = 25 \text{ cm}^3$$

Sustituyendo en la expresión del volumen de hidrógeno

$$V(H_2)_{Exc} = 25 - V(O_2)$$

Llevando esta expresión al volumen de gas residual, se puede plantear un sistema de ecuaciones.

$$\begin{cases} V(N_2) + V(O_2) = 25 \text{ cm}^3 \\ V(N_2) + 25 - 2V(O_2) = 34,25 \text{ cm}^3 \end{cases} \cdot \begin{cases} V(N_2) + V(O_2) = 25 \text{ cm}^3 \\ V(N_2) - 2V(O_2) = 9,25 \text{ cm}^3 \end{cases} \cdot \begin{cases} V(N_2) = 19,75 \text{ cm}^3 \\ V(O_2) = 5,25 \text{ cm}^3 \end{cases}$$

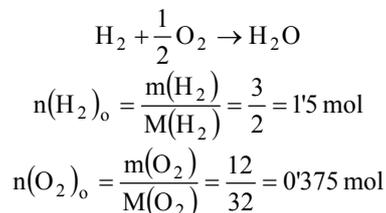
La composición volumétrica del aire es:

$$\%(N_2) = \frac{V(N_2)}{V(\text{Aire})} \cdot 100 = \frac{19,75}{25} \cdot 100 = 79$$

$$\%(O_2) = \frac{V(O_2)}{V(\text{Aire})} \cdot 100 = \frac{5,25}{25} \cdot 100 = 21$$

42. A presión normal y a 25°C se mezclan 3 gramos de hidrógeno y 12 gramos de oxígeno. ¿Qué volumen ocupará la mezcla? Se hace reaccionar, y la temperatura y la presión vuelven a ser las originales. ¿Cuál es el gas residual y que volumen ocupará? Datos. O = 16, H = 1, R = 0'082.

Solución.



El número total de moles es la suma de los dos.

$$n = n(\text{H}_2) + n(\text{O}_2) = 1'5 + 0'375 = 1'875$$

Con los moles y las condiciones de presión y temperatura se calcula el volumen de la mezcla.

$$V(\text{mezcla}) = \frac{n(\text{mezcla}) \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1'875 \text{ mol} \cdot 0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 45'82 \text{ L}$$

El reactivo en exceso es el que tienen mayor relación entre el número de moles iniciales y su coeficiente estequiométrico.

$$\frac{n(\text{H}_2)_o}{1} = 1'5 > \frac{n(\text{O}_2)_o}{\frac{1}{2}} = 0'750$$

El reactivo limitante es el hidrógeno.

$$n(\text{H}_2)_{\text{Exc}} = n(\text{H}_2)_o - n(\text{H}_2)_R$$

El número de moles de hidrógeno que han reaccionado se puede poner en función del número de moles de oxígeno que han reaccionado, mediante el factor de conversión de oxígeno en hidrógeno.

$$\frac{\text{H}_2}{\text{O}_2} = \frac{1}{\frac{1}{2}} \rightarrow n(\text{H}_2)_R = 2 \cdot n(\text{O}_2)_o$$

Sustituyendo

$$n(\text{H}_2)_{\text{Exc}} = n(\text{H}_2)_o - 2n(\text{O}_2)_o = 1'5 - 2 \cdot 0'375 = 0'750 \text{ mol}$$

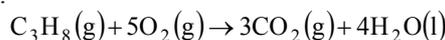
Conocidos los moles y las condiciones de presión y temperatura se calcula el volumen del gas residual.

$$V(\text{H}_2)_{\text{Exc}} = \frac{n(\text{H}_2)_{\text{Exc}} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'750 \text{ mol} \cdot 0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 18'33 \text{ L}$$

43. En un depósito de 50 litros que contiene aire en condiciones normales se introduce 0,5 gramos de propano (C_3H_8) y al hacer saltar la chispa se produce su combustión. Calcular el porcentaje en volumen de la mezcla gaseosa que queda en el depósito, una vez terminada la reacción. (La composición volumétrica del aire es 21% de O_2 y 79% de N_2). Datos; C = 12, H = 1, R = 0'082.

Solución.

Reacción de combustión.



Moles iniciales en la mezcla comburente

$$n(C_3H_8) = \frac{m(C_3H_8)}{M(C_3H_8)} = \frac{0'5 \text{ g}}{44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0'011 \text{ mol}$$

$$n(O_2) = \frac{P \cdot V(O_2)}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 0'21 \frac{L(O_2)}{L(\text{Aire})} \cdot 50 \text{ L(Aire)}}{0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}} = 0'469 \text{ mol}$$

$$n(N_2) = \frac{P \cdot V(N_2)}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 0'79 \frac{L(N_2)}{L(\text{Aire})} \cdot 50 \text{ L(Aire)}}{0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}} = 1'764 \text{ mol}$$

Suponiendo rendimiento total en la combustión, se calculan los moles de cada compuesto en la mezcla final teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción.

$$n(C_3H_8) \approx 0 \text{ mol}$$

$$n(O_2)_{\text{Exc}} = n(O_2)_o - n(O_2)_R = \frac{n(O_2)_R = 5 \cdot n(C_3H_8)}{n(O_2)_o} - 5 \cdot n(C_3H_8) = 0'469 - 5 \cdot 0'011 = 0'414 \text{ mol}$$

$$n(N_2) = 1'764 \text{ mol (Inerte)}$$

$$n(CO_2)_F = \frac{n(CO_2)_R = 3 \cdot n(C_3H_8)}{3 \cdot n(C_3H_8)} = 3 \cdot 0'011 = 0'033 \text{ mol}$$

Puesto que los volúmenes de todos los componentes gaseosos se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura, la relación volumétrica coincide con la relación molar.

$$n(g)_T = n(O_2) + n(N_2) + n(CO_2) = 0'414 + 1'764 + 0'033 = 2'211$$

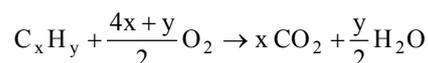
$$\%(O_2) = \frac{n(O_2)}{n(g)_T} \cdot 100 = \frac{0'414}{2'211} \cdot 100 = 18'7\%$$

$$\%(N_2) = \frac{n(N_2)}{n(g)_T} \cdot 100 = \frac{1'764}{2'211} \cdot 100 = 79'8\%$$

$$\%(CO_2) = \frac{n(CO_2)}{n(g)_T} \cdot 100 = \frac{0'033}{2'211} \cdot 100 = 1'5\%$$

44. Se hace estallar una mezcla gaseosa formada por 9 cm^3 de un hidrocarburo gaseoso desconocido y 41 cm^3 de oxígeno. El gas residual que queda, formado por CO_2 y O_2 , ocupa un volumen de 32 cm^3 , y al hacerlo pasar a través de una disolución de KOH para absorber el CO_2 el volumen se reduce a 14 cm^3 . Hallar la fórmula del hidrocarburo.

Solución.



Por ser el hidrocarburo, el oxígeno y el dióxido de carbono gases medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, las relaciones estequiométricas entre ellos son iguales en moles y en volúmenes.

El valor x se calcula mediante la relación estequiométrica entre el CO_2 y el C_xH_y .

$$\frac{\text{CO}_2}{\text{C}_x\text{H}_y} = \frac{x}{1} = \frac{V(\text{CO}_2)}{V(\text{C}_x\text{H}_y)}$$

El volumen de CO_2 es el volumen que ha sido absorbido por la disolución básica, el cual es la diferencia entre el volumen de los gases de la combustión (32 cm^3) y el volumen una vez atravesada la disolución (14 cm^3).

$$V(\text{CO}_2) = 32 - 14 = 18 \text{ cm}^3$$

Sustituyendo en la relación volumétrica

$$\frac{\text{CO}_2}{\text{C}_x\text{H}_y} = \frac{x}{1} = \frac{18}{9} \rightarrow x = 2$$

El valor y se calcula mediante la relación estequiométrica entre el O_2 y el C_xH_y . Sea $V(\text{O}_2)_R$ el volumen de oxígeno que reacciona

$$\frac{\text{O}_2}{\text{C}_x\text{H}_y} = \frac{4x+y}{4} = \frac{V(\text{O}_2)_R}{V(\text{C}_x\text{H}_y)}$$

$$\frac{V(\text{O}_2)_R}{V(\text{C}_x\text{H}_y)} = \frac{4x+y}{4}$$

El volumen de oxígeno que ha reaccionado es la diferencia entre el volumen inicial de oxígeno y el volumen en exceso de oxígeno. El volumen en exceso de oxígeno es el volumen que no ha sido absorbido por la disolución básica (14 cm^3).

$$V(\text{O}_2)_R = V(\text{O}_2)_o - V(\text{O}_2)_{\text{Exc}} = 41 - 14 = 27$$

Sustituyendo

$$\frac{V(\text{O}_2)_R}{V(\text{C}_x\text{H}_y)} = \frac{4x+y}{4} = \frac{27}{9} \quad : \quad y = 4$$

El hidrocarburo es el eteno C_2H_4 .