

**RESOLUCIÓN DE 51 PROBLEMAS DE REAPASO DE 4º DE E.S.O. Y 1º DE BACHILLERATO PARA LA RUEBA DE SELECTIVIDAD.**



**NOTA DEL PROFESOR:**

Posiblemente sea la primera vez que os encontráis con una colección de problemas que a su vez están resueltos. Quiero daros unas pautas a seguir, consejos, indicaciones para que podáis trabajar con éxito:

- Debéis tener estudiado el tema en cuestión.
- Leer el problema y no VAYÁIS NUNCA A VER LA RESOLUCIÓN DEL PROFESOR. Meteros dentro del ejercicio, hacer vuestros planteamientos teóricos, aplicar las Matemáticas y obtener el resultado. Entonces podéis coincidir o no con la resolución del profesor. Si coincidimos FABULOSO, si no coincidimos, no desesperaros.
- Hacemos un nuevo planteamiento, eliminamos los errores del primero, nos encontramos con una nueva situación. Realizamos operaciones y obtenemos el resultado. Si volvemos a fallar.
- Nos vamos a la resolución del profesor, analizando lo que él ha hecho. El profesor se puede equivocar. Intentar entender el planteamiento del profesor y si estáis de acuerdo habréis resuelto el problema.

Vamos a repasar, mediante un ejemplo, el método operativo matemático llamado "FACTOR DE CONVERSIÓN"

**Ejemplo Resuelto N° 1**

Determinar el número de moles de ácido tetraoxosulfúrico (VI) (ac. Sulfúrico) existentes en 125 g de dicho ácido.

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; S = 32 u ; O = 16 u.

RESOLUCIÓN DE 51 EJERCICIOS DE 4º DE ESO Y 1º DE BACHILLERATO COMO REPASO PARA SELECTIVIDAD

NOTA: La fórmula del ácido sulfúrico es  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( podéis utilizar el método que queráis para obtenerla, pero obtenerla bien puesto que os puede quitar puntos en el baremo o incluso anular el ejercicio). En 2º de Bachillerato no se puede fallar en una fórmula.

**Resolución**

Para obtener el nº de moles que tenemos en la muestra, lo primero que tenemos que hacer es calcular la Mm el  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

$$\text{Mm H}_2\text{SO}_4 \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u.} \\ \text{S : } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u.} \\ \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u.} \\ \hline 98 \text{ u.} \end{array} \right.$$

Podemos establecer la proporción:

$$1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 / 98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \quad (1)$$

pero no porque el mol sea igual a la Mm expresada en gramos, si no porque en un mol hay  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  cuya masa es de 98 g.

Nuestra muestra es de 125 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

Ahora es cuando aplicamos el método del **FACTOR DE CONVERSIÓN**

$$125 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} = 1,27 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

De forma rápida :

$$125 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 / 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 = 1,27 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

El factor de conversión es una forma nueva de expresar una “regla de tres”. Si no entendéis este método operativo podéis utilizar la “regla de tres”.

**Ejercicio resuelto nº 2**

Se preparan 100 mL de una disolución de amoníaco diluyendo con agua 2 mL de amoníaco del 30,0% en peso y densidad 0,894 g/mL. Calcular la concentración molar de la disolución.

Datos: Masas atómicas: H = 1 ; N = 14.



**Resolución**

V = 100 mL. Mm NH<sub>3</sub> = 17 u.

En los 2 mL de NH<sub>3</sub> existe una masa de:

$$D = \frac{m}{V} ; m = d \cdot V = 0,894 \text{ g/mL} \cdot 2 \text{ mL} = 1,788 \text{ gr}$$

$$\text{De esta masa el 30\% es de NH}_3 \text{ puro: } \frac{30}{100} \cdot 1,788 = 0,536 \text{ gr}$$

$$\text{La concentración molar es: } M = \frac{m}{\text{Mm} \cdot V(\text{L})} = \frac{0,536}{17 \cdot 0,1} = 0,315 \text{ mol/L}$$

**Ejercicio resuelto nº 3**

Ordenar razonadamente, de mayor a menor número de átomos, las cantidades siguientes:

- a) 10 gramos de cloruro de plata.
- b) 3 · 10<sup>20</sup> moléculas de dióxido de azufre.
- c) 4 moles de monóxido de carbono.
- d) 20 litros de oxígeno en condiciones normales.

Datos: Masas atómicas: Cl = 35,5 ; Ag = 108.



**Resolución**

a) 10 g. de AgCl ; Mm AgCl = 143,5 u → 143,5 g/mol

$$1 \text{ mol AgCl} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \rightarrow 143,5 \text{ g AgCl} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$10 \text{ g. AgCl} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{143,5 \text{ g. AgCl}} = 0,42 \cdot 10^{23} \text{ moléculas AgCl}$$

1 molécula AgCl / 1 átomo de Ag ; 1 molécula AgCl / 1 átomo de Cl

$$0,42 \cdot 10^{23} \text{ moléculas AgCl} \cdot \frac{1 \text{ átomo Ag}}{1 \text{ molécula AgCl}} = 0,42 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ag}$$

$$0,42 \cdot 10^{23} \text{ moléculas AgCl} \cdot \frac{1 \text{ átomo de Cl}}{1 \text{ molécula AgCl}} = 0,42 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cl}$$

$$\text{Nº de átomos totales} = \text{nº átomos de Ag} + \text{nº átomos de Cl} =$$

$$= 0,42 \cdot 10^{23} + 0,42 \cdot 10^{23} = 0,84 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

b)  $3 \cdot 10^{20}$  moléculas de  $\text{SO}_2$ .

$$1 \text{ molécula SO}_2 / 1 \text{ átomo de S} ; 1 \text{ molécula SO}_2 / 2 \text{ átomos de O}$$

$$3 \cdot 10^{20} \text{ moléculas SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ átomo de S}}{1 \text{ molécula SO}_2} = 3 \cdot 10^{20} \text{ átomos de S}$$

$$3 \cdot 10^{20} \text{ moléculas SO}_2 \cdot \frac{2 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula SO}_2} = 6 \cdot 10^{20} \text{ átomos de O}$$

$$\text{Nº átomos totales} = \text{nº átomos de S} + \text{nº átomos de O} =$$

$$= 3 \cdot 10^{20} + 6 \cdot 10^{20} = 9 \cdot 10^{20} \text{ átomos}$$

c) 1 mol CO /  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de CO.

$$4 \text{ moles CO} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}}{1 \text{ mol CO}} = 24,1 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}$$

$$1 \text{ molécula CO} / 1 \text{ átomo de C} ; 1 \text{ molécula CO} / 1 \text{ átomo de O}$$

$$24,1 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO} \cdot \frac{1 \text{ átomo de C}}{1 \text{ molécula CO}} = 24,1 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C}$$

$$24,1 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO} \cdot \frac{1 \text{ átomo de O}}{1 \text{ molécula CO}} = 24,1 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

$$\text{Nº átomos totales} = \text{nº átomos de C} + \text{nº átomos de O} =$$

$$= 24,1 \cdot 10^{23} + 24,1 \cdot 10^{23} = 48,2 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

d) 20 L. De O<sub>2</sub> en condiciones normales.

$$1 \text{ mol O}_2 / 22,4 \text{ L} ; 1 \text{ mol O}_2 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_2 \rightarrow$$

$$\rightarrow 22,4 \text{ L. O}_2 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_2$$

$$20 \text{ L. O}_2 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_2}{22,4 \text{ L. O}_2} = 5,38 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2$$

1 molécula de O<sub>2</sub> / 2 átomos de O

$$5,38 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_2 \cdot \frac{2 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula O}_2} = 10,76 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

Luego el orden pedido es :  $c > d > a > b$

#### Ejercicio resuelto nº 4

En una disolución acuosa de hidróxido potásico, cuya densidad es 1,240 g/mL, la fracción molar de soluto es 0,1. Calcular:

a) Su molaridad y porcentaje en peso de soluto.

Datos: Masas atómicas: H = 1 ; O = 16 ; K = 39.



#### Resolución

X<sub>s</sub> = fracción molar del soluto ; X<sub>d</sub> = fracción molar del disolvente

$$\text{KOH} ; d = 1,240 \text{ g/mL} ; X_s = 0,1$$

$$X_s + X_d = 1 \rightarrow X_d = 1 - 0,1 = 0,9$$

$$X_s = \frac{\text{moles soluto}}{\text{moles totales}} ; X_d = \frac{\text{moles disolvente}}{\text{moles totales}}$$

$$\text{moles totales} = \frac{\text{moles de soluto}}{X_s} ; \text{moles totales} = \frac{\text{moles de disolvente}}{X_d}$$

$$\frac{\text{Moles soluto}}{X_s} = \frac{\text{Moles de disolvente}}{X_d}$$

RESOLUCIÓN DE 51 EJERCICIOS DE 4º DE ESO Y 1º DE BACHILLERATO COMO REPASO PARA SELECTIVIDAD

$$\frac{M_s/M_m}{X_s} = \frac{M_d/M_m}{X_d} \quad (1)$$

Si suponemos un volumen de disolución de 1 L, la masa de disolución será:

$$D = \frac{m}{V} ; \quad m = d \cdot V = 1,240 \text{ g/L} \cdot 1000 \text{ mL} = \mathbf{1240 \text{ g}}$$

$$M_s + M_d = 1240 ; \quad M_d = 1240 - M_s \quad (2)$$

$$M_m \text{ KOH} = 56 \text{ u} ; \quad M_m \text{ H}_2\text{O} = 18 \text{ u.}$$

Llevamos la ecuación (2) a (1) :

$$\frac{M_s/56}{0,1} = \frac{1240-M_s/18}{0,9} \rightarrow \mathbf{M_s = 318,53 \text{ g de KOH}}$$

$$M = \frac{M_s}{M_m \cdot V(L)} = \frac{318,53}{56 \cdot 1} = \mathbf{5,69 \text{ mol/L}}$$

$$\% = \frac{M_s}{M_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{318,53}{1240} \cdot 100 = \mathbf{25,68 \% \text{ en KOH}}$$

### Ejercicio resuelto nº 5

Se hacen reaccionar 250 mL de una disolución 0,5 M de hidróxido sódico con 50 mL de una disolución 1,5 M de ácido sulfúrico.

- ¿ Existe algún reactivo en exceso?. En caso afirmativo indíquelo y determine la cantidad del mismo que no ha reaccionado.
  - ¿ Cuántos gramos de sulfato sódico se originan en esta reacción?.
- Datos: Masas atómicas: Na = 23 ; O = 16 ; H = 1 ; S = 32.



### Resolución

250 mL NaOH 0,5 M.

50 mL H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 1,5 M.

Nº de moles de NaOH puestos en juego:

$$\text{Nº moles} = M \cdot V(L) = 0,5 \cdot 0,250 = \mathbf{0,125 \text{ moles de NaOH}}$$

Nº moles de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> puestos en juego:

$$\text{Nº moles} = M \cdot V(L) = 1,5 \cdot 0,050 = 0,075 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

a) Reacción química:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$

**1 mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> / 2 moles NaOH**

Supongo que reacciona todo el H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:

$$0,075 \text{ moles H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ moles NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0,150 \text{ moles NaOH}$$

que no los tenemos

**luego el reactivo limitante es el NaOH:**

$$0,125 \text{ moles NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ moles NaOH}} = 0,0625 \text{ moles H}_2\text{SO}_4$$

reaccionan 0,0625 moles de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> y sobran = 0,075 – 0,0625 = 0,0125 moles.

b) **2 moles NaOH / 1 mol Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**

$$0,125 \text{ moles NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{2 \text{ moles NaOH}} = 0,0625 \text{ moles Na}_2\text{SO}_4$$

Mm Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = 142 u → 142 g/mol

$$0,0625 \text{ moles Na}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{142 \text{ g Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} = 8,875 \text{ g Na}_2\text{SO}_4$$

### Ejercicio resuelto nº 6

El primer paso en la preparación del ácido nítrico es la preparación del óxido nítrico a partir de amoníaco y oxígeno:



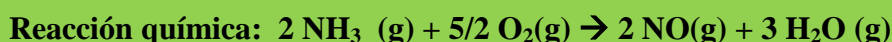
Supuesto que 3,00 litros de NH<sub>3</sub> a 802°C y 1,30 atm reaccionan completamente con oxígeno:

- ¿ Cuántos litros de vapor de agua medidos a 125°C y 1,00 atm se forman?.
- ¿ Cuántos moles de oxígeno serán necesarios para que la reacción sea total?.

Datos : Masas atómicas: N = 14 ; H = 1 ; O = 16.



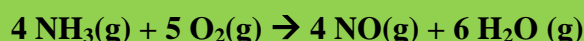
**Resolución**



Moles de NH<sub>3</sub> puestos en juego:  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$1,30 \cdot 3,00 = n \cdot 0,082 (273 + 802) \rightarrow n = 0,044 \text{ moles de NH}_3$$

a) Reacción química sin coeficientes fraccionarios:



4 moles NH<sub>3</sub> / 6 moles de H<sub>2</sub>O

$$0,044 \text{ moles NH}_3 \cdot \frac{6 \text{ moles H}_2\text{O}}{4 \text{ moles NH}_3} = 0,066 \text{ moles H}_2\text{O}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow 1,00 \cdot V = 0,066 \cdot 0,082 (273 + 125) ; V = 2,15 \text{ L. de H}_2\text{O}$$

b) 4 moles de NH<sub>3</sub> / 5 moles de O<sub>2</sub>

$$0,044 \text{ moles NH}_3 \cdot \frac{5 \text{ moles de O}_2}{4 \text{ moles de NH}_3} = 0,055 \text{ moles O}_2$$

**Ejercicio resuelto nº 7**

De manera aproximada se puede considerar que la gasolina es una mezcla equimolecular de octano y nonano.

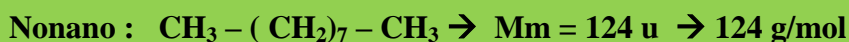
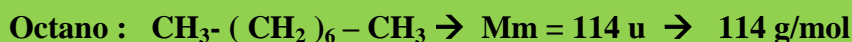
a) Escribe las reacciones de combustión de los hidrocarburos mencionados.

b) Calcula el volumen de aire, en condiciones normales, que se necesita para quemar 484 gramos de gasolina.

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



**Resolución**



nº moles octano = nº moles nonano



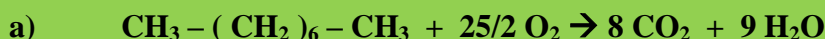
RESOLUCIÓN DE 51 EJERCICIOS DE 4º DE ESO Y 1º DE BACHILLERATO COMO REPASO PARA SELECTIVIDAD

$$\frac{m_{\text{octano}}}{Mm} = \frac{m_{\text{nonano}}}{Mm}$$

$$m_{\text{octano}} + m_{\text{nonano}} = 484 \rightarrow m_{\text{nonano}} = 484 - m_{\text{octano}}$$

$$\frac{m_{\text{octano}}}{114} = \frac{484 - m_{\text{octano}}}{128} \rightarrow m_{\text{octano}} = 228 \text{ g}$$

$$m_{\text{nonano}} = 484 - 228 = 256 \text{ g}$$



$$228 \text{ g octano} \cdot \frac{25/2 \cdot 22,4 \text{ L O}_2}{114 \text{ g octano}} = 560 \text{ L O}_2$$



$$256 \text{ g nonano} \cdot \frac{14 \cdot 22,4 \text{ L O}_2}{128 \text{ g nonano}} = 627,2 \text{ L O}_2$$

Litros de  $\text{O}_2$  necesarios para la combustión del octano y nonano:

$$\text{Nº litros} = 560 + 627,2 = 1187,2 \text{ L O}_2$$

El aire contiene un 20% en volumen de  $\text{O}_2$ , luego:

$$1187,2 \text{ L O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{20 \text{ L O}_2} = 5936 \text{ litros aire}$$

### Ejercicio resuelto nº 8

A  $100 \text{ cm}^3$  de una disolución de ácido nítrico de concentración 0,01 M se le añaden  $100 \text{ cm}^3$  de otra disolución de hidróxido de bario de concentración 0,01 M.

- Escribe la reacción que tiene lugar entre estos dos compuestos.
- Determina si la reacción será completa o, por el contrario, quedará algún reactivo en exceso.

Datos: Masas atómicas: N = 14 ; H = 1 ; O = 16 ; Ba = 137,34.



**Resolución**

100 mL HNO<sub>3</sub> 0,01 M.  
100 mL Ba(OH)<sub>2</sub> 0,01 M.

Nº de moles de HNO<sub>3</sub> puestos en juego: n° moles = M · V(L) = 0,01 · 0,1 = **0,001 moles**

Nº de moles de Ba(OH)<sub>2</sub> puestos en juego: n° moles = M · V(L) = 0,01 · 0,1 = **0,001 mol**



b) La relación estequiométrica entre el ácido nítrico y el hidróxido de bario es:



Supongo que reacciona todo el HNO<sub>3</sub>:

$$0,001 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Ba(OH)}_2}{2 \text{ moles HNO}_3} = \mathbf{0,0005 \text{ moles Ba(OH)}_2}$$

**la reacción no es completa. Reacciona todo el ácido nítrico y sobra hidróxido de bario:**

Hidróxido de bario en exceso = 0,001 – 0,0005 = **0,0005 moles**

**Ejercicio resuelto nº 9**

Un recipiente de 100 L contiene una mezcla de He y N<sub>2</sub>, cuya densidad es de 0,5 Kg · m<sup>-3</sup>. El recipiente se encuentra en condiciones normales de presión y temperatura.

- a) Determina el número de moles de cada gas en la mezcla.
- b) Calcula la presión parcial que ejerce en ella cada gas.

Datos : Masas atómicas: N = 14 ; He = 4.



**Resolución**

V = 100 L de mezcla (He + N<sub>2</sub>) de d= 0,5 Kg · m<sup>-3</sup> ; t°C = 0°C ; P = 1 Atm.

RESOLUCIÓN DE 51 EJERCICIOS DE 4º DE ESO Y 1º DE BACHILLERATO COMO REPASO PARA SELECTIVIDAD

$$a) \quad 0,5 \cdot \frac{\text{Kg}}{\text{m}^3} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ Kg}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ dm}^3} = 0,5 \text{ g/dm}^3 = 0,5 \text{ g/L}$$

La masa de la mezcla será:  $m = d \cdot V = 0,5 \text{ g/L} \cdot 100 \text{ L} = 50 \text{ g}$

$$P \cdot V = n_T \cdot R \cdot T ; \quad 1 \cdot 100 = \left( \frac{m_{\text{He}}}{M_{\text{m}}} + \frac{m_{\text{N}_2}}{M_{\text{m}}} \right) \cdot 0,082 \cdot (273 + 0)$$

$$m_{\text{He}} + m_{\text{N}_2} = 50 ; \quad m_{\text{He}} = 50 - m_{\text{N}_2}$$

$$1 \cdot 100 = \left( \frac{50 - m_{\text{N}_2}}{4} + \frac{m_{\text{N}_2}}{28} \right) \cdot 0,082 \cdot 273 \rightarrow m_{\text{N}_2} = 37,61 \text{ g}$$

$$m_{\text{He}} = 50 - 37,61 = 12,39 \text{ g}$$

$$\text{Moles de He} = \frac{m}{M_{\text{m}}} = \frac{12,39}{4} = 3,09$$

$$\text{Moles de N}_2 = \frac{m}{M_{\text{m}}} = \frac{37,61}{28} = 1,34$$

$$b) \quad P_{\text{He}} = P_T \cdot X_{\text{He}} = 1 \cdot \frac{3,09}{3,09 + 1,34} = 0,68 \text{ Atm}$$

$$P_{\text{N}_2} = P_T \cdot X_{\text{N}_2} = 1 \cdot \frac{1,34}{3,09 + 1,34} = 0,30 \text{ Atm.}$$

### Ejercicio resuelto nº 10

El ácido sulfúrico ( también llamado ácido tetraoxosulfúrico (VI) ) reacciona con el cloruro de sodio para dar sulfato de sodio ( también llamado tetraoxosulfato (VI) de sodio) y ácido clorhídrico. Se añaden 50 mL de ácido sulfúrico del 98 % en peso y densidad  $1,835 \text{ g/cm}^3$  sobre una muestra de 87 gramos de cloruro de sodio. Suponiendo que la reacción es completa:

a) ¿ Qué reactivo se encuentra en exceso, y cuántos moles del mismo quedan sin reaccionar?.

b) ¿ Qué masa de sulfato de sodio se obtiene en la reacción?.

Datos: Masas atómicas: H = 1 ; S = 32 ; O = 16 ; Cl = 35,5 ; Na = 23.



**Resolución**

a) Reacción química:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HCl}$

50 mL  $\text{H}_2\text{SO}_4$  al 98% y  $d = 1,835 \text{ g/cm}^3$

87 g de NaCl

Masa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  comercial puesta en juego:  $m = d \cdot V = 1,835 \text{ g/cm}^3 \cdot 50 \text{ cm}^3 = 91,75 \text{ g}$

Masa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  puro:  $m = 98 / 100 \cdot 91,75 = 89,91 \text{ g}$

Mm  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u} \rightarrow 98 \text{ g/mol}$

Moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  puestos en juego:  $n^\circ \text{ moles} = m / \text{Mm} = 89,91 / 98 = 0,917$

Relación estequiométrica: **1 mol  $\text{H}_2\text{SO}_4$  / 2 moles NaCl**

Mm NaCl = 58,5 u  $\rightarrow 58,5 \text{ g/mol}$ .

**98 g  $\text{H}_2\text{SO}_4$  / 2 . 58,5 g NaCl.**

Supongo que reacciona todo el  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

$$89,91 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \cdot 58,5 \text{ g NaCl}}{98 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4} = 107,34 \text{ g NaCl}$$

**no reacciona todo el ácido sulfúrico puesto que no tenemos 107,34 g de NaCl ( sólo tenemos 87 g). El reactivo limitante es el NaCl.**

$$87 \text{ g NaCl} \cdot \frac{98 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4}{2 \cdot 58,5 \text{ g NaCl}} = 72,87 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Masa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en exceso =  $89,91 - 72,87 = 17,04 \text{ g}$

Moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en exceso =  $17,04/98 = 0,17$

b) **mol  $\text{H}_2\text{SO}_4$  / 1 mol  $\text{Na}_2\text{SO}_4$**

Mm  $\text{Na}_2\text{SO}_4 = 142 \text{ u} \rightarrow 142 \text{ g/mol}$

**98 g  $\text{H}_2\text{SO}_4$  / 142 g  $\text{Na}_2\text{SO}_4$**

$$89,91\text{g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{142\text{ g Na}_2\text{SO}_4}{98\text{ g H}_2\text{SO}_4} = 130,27\text{ g Na}_2\text{SO}_4$$

### Ejercicio resuelto nº 11

El análisis de un compuesto orgánico proporcionó los siguientes resultados de composición centesimal: 54,5 % de carbono , 9,1 % de hidrógeno y 36,4 % de oxígeno. Se determinó también su masa molecular, 88 g/mol. Deduzca la fórmula molecular del compuesto y escriba una estructura desarrollada con su nombre.

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



### Resolución

C → 54,5 % ; H → 9,1 % ; O → 36,4 %

88 g / mol → Mm = 88 u.

C :  $54,5 / 12 = 4,541 : 2,275 = 1,99 = 2$

H :  $9,1 / 1 = 9,1 : 2,275 = 4$

O :  $36,4 / 16 = 2,275 : 2,275 = 1$

F. EMPÍRICA → C<sub>2</sub> H<sub>4</sub> O

F. MOLECULAR → (C<sub>2</sub> H<sub>4</sub> O)<sub>n</sub>

Calculo de n:  $2n \cdot C + 4n \cdot H + n \cdot O = Mm ; 2n \cdot 12 + 4n \cdot 1 + n \cdot 16 = Mm$

$24n + 4n + 16n = 88 ; 44n = 88 \rightarrow n = 2$

F. MOLECULAR → (C<sub>2</sub> H<sub>4</sub> O)<sub>2</sub> → C<sub>4</sub> H<sub>8</sub> O<sub>2</sub>

### Ejercicio resuelto nº 12

Se tiene un litro de una disolución de ácido sulfúrico ( tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno) del 98 % de riqueza y densidad de 1,84 g/cm<sup>3</sup>. Calcular: a) La molaridad. b) la molalidad. c) El volumen de esta disolución de ácido sulfúrico necesario para preparar 100 mL de otra disolución del 20 % y densidad 1,14 g/cm<sup>3</sup>.

Datos: Masas atómicas: H = 1 ; O = 16 ; S = 32.



### Resolución

Acido sulfúrico comercial : 98 % ; d = 1,84 g / cm<sup>3</sup>

a) Supongo  $V = 1 \text{ L}$  de Ac. sulfúrico comercial. La masa de este litro es :

$$M = d \cdot V = 1,84 \text{ g / cm}^3 \cdot 1000 \text{ cm}^3 = 1840 \text{ g}$$

$$\text{La masa de sulfúrico puro será: } 98 / 100 \cdot 1840 = 1803,2 \text{ g}$$

$$\text{Molaridad ( M )} = \frac{m}{M_m \cdot V \text{ (L)}} = \frac{1803,2}{98 \cdot 1} = 18,4 \text{ mol / L}$$

$$\text{b) Molalidad ( m )} = \frac{m}{M_m \cdot \text{Kg}(\text{disol.})}$$

$$\text{Masa de disolvente} = 1840 - 1803,2 = 36,8 \text{ g. de agua}$$

$$m = \frac{1803,2}{98 \cdot 0,0368} = 501 \text{ mol/ Kg}(\text{disolvente})$$

c) La masa de los 100 mL es:  $m = d \cdot V = 1,14 \text{ g / cm}^3 \cdot 100 \text{ cm}^3 = 114 \text{ g}$

$$\text{Al ser al 20\% , la masa de H}_2\text{SO}_4 \text{ puro necesaria será: } 20/100 \cdot 114 = 22,8 \text{ g}$$

El sulfúrico puro lo debe proporcionar el primer sulfúrico comercial:

$$22,8 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puro. } \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}} = 23,26 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}$$

$$\text{El volumen necesario será: } V = m / d = 23,2 / 1,84 = 12,6 \text{ cm}^3$$

### Ejercicio resuelto nº 13

¿Cuál es la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico del 26 % de riqueza y de densidad 1,19 g/mL?.

Datos: Masas atómicas: H = 1 ; O = 16 , S = 32 .



### Resolución

Supongamos  $V = 1 \text{ L}$  de ác. Sulfúrico comercial del 26 % y  $d = 1,198 \text{ g / mL}$ .

Este litro de disolución contiene una masa de :  $m = d \cdot V$

$$m = 1,19 \text{ g / mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1198 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}$$

$$\text{El ác. Sulfúrico puro será} = 26 / 100 \cdot 1190 = 309,4 \text{ g}$$

$$\text{Mm H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u} \rightarrow 98 \text{ g / mol.}$$

$$\text{Molaridad ( M )} = \frac{m}{\text{Mm} \cdot \text{V(L)}} = \frac{309,4}{98 \cdot 1} = 3,16 \text{ mol / L}$$

### Ejercicio resuelto nº 14

5,0 gramos de una mezcla de carbonato de calcio e hidrogenocarbonato de calcio se calientan fuertemente hasta la descomposición total de ambos compuestos, según las siguientes reacciones:



Se obtienen 0,44 gramos de agua, determina la composición en % de la mezcla.

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



### Resolución

$$m \text{ Ca(HCO}_3)_2 + m \text{ CaCO}_3 = 5 \text{ g.}$$



El agua proviene del hidrogenocarbonato de calcio:

$$1 \text{ mol Ca(HCO}_3)_2 / 1 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$\text{Mm Ca(HCO}_3)_2 = 162 \text{ u} \rightarrow 162 \text{ g / mol.}$$

$$\text{Mm H}_2\text{O} = 18 \text{ u} \rightarrow 18 \text{ g / mol.}$$

$$0,44 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{162 \text{ g Ca(HCO}_3)_2}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 3,96 \text{ g Ca(HCO}_3)_2$$

$$\text{La masa de carbonato de calcio será} = 5 - 3,96 = 1,04 \text{ g}$$

$$\begin{array}{l} 5\text{g mezcla} \text{ ----- } 3,96 \text{ g Ca(HCO}_3)_2 \\ 100 \text{ g mezcla} \text{ ----- } X \end{array} \quad X = 79,2 \% \text{ en Ca(HCO}_3)_2$$

$$\begin{array}{l} 5\text{g mezcla} \text{ ----- } 1,04 \text{ g CaCO}_3 \\ 100 \text{ g mezcla} \text{ ----- } Y \end{array} \quad Y = 20,8 \% \text{ en CaCO}_3$$

**Ejercicio resuelto nº 15**

El análisis de una piedra caliza refleja que está compuesta de un 94,52 % de  $\text{CaCO}_3$ , un 4,16 % de  $\text{MgCO}_3$  y 1,32 % de materiales no deseados (impurezas). La descomposición térmica de la piedra genera  $\text{CaO}$ ,  $\text{MgO}$  y  $\text{CO}_2$  con un rendimiento del 56 %.

- a) ¿ Cuántas toneladas de  $\text{CaO}$  podrán obtenerse con 4 toneladas de piedra caliza?.
- b) ¿ Qué volumen de  $\text{CO}_2$  se recoge sobre agua por cada 100 gramos de piedra caliza medidos a 760 mm de Hg y  $20^\circ\text{C}$ ?.

Datos : Masas atómicas: Ca = 40 ; C = 12 ; O = 16 ; Mg = 24,3.



**Resolución**

94,5 % en  $\text{CaCO}_3$  ; 4,16 % en  $\text{MgCO}_3$  y 1,32 % en impurezas.



- a) En las 4 toneladas de piedra caliza hay:  $94,52/100 \cdot 4 \cdot 10^6 = 3,78 \cdot 10^6$  g de  $\text{CaCO}_3$

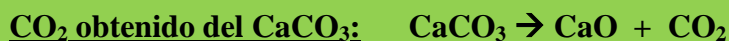


Mm  $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ u} \rightarrow 100 \text{ g / mol}$  ; Mm  $\text{CaO} = 56 \text{ u} \rightarrow 56 \text{ g / mol}$ .

$$\begin{aligned}3,78 \cdot 10^6 \text{ g } \text{CaCO}_3 \cdot \frac{56 \text{ g } \text{CaO}}{100 \text{ g } \text{CaCO}_3} &= 2,11 \cdot 10^6 \text{ g } \text{CaO} = \\ &= 2,11 \text{ Tm de } \text{CaO}\end{aligned}$$

Como el rendimiento es del 56 % :  $56 / 100 \cdot 2,11 = 1,18 \text{ Tm de } \text{CaO}$

- b) Ponemos en juego 94,52 g de  $\text{CaCO}_3$  y 4,16 g de  $\text{MgCO}_3$ .



Mm  $\text{CO}_2 = 44 \text{ u} \rightarrow 44 \text{ g / mol}$





$$94,52 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{100 \text{ g CaCO}_3} = 41,58 \text{ g CO}_2$$

al ser el rendimiento del 56% :  $m_{\text{CO}_2} = 56 / 100 \cdot 41,58 = 23,28 \text{ g CO}_2$

CO<sub>2</sub> obtenido del MgCO<sub>3</sub>:  $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} + \text{CO}_2$

Mm MgCO<sub>3</sub> = 84,3 u → 84,3 g / mol.

**1 mol MgCO<sub>3</sub> / 1 mol CO<sub>2</sub>**

$$4,16 \text{ g MgCO}_3 \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{84,3 \text{ g MgCO}_3} = 2,17 \text{ g CO}_2$$

al ser el rendimiento del 56 %:  $m_{\text{CO}_2} = 56 / 100 \cdot 2,17 = 1,21 \text{ g CO}_2$

Masa total de CO<sub>2</sub> = 23,28 + 1,21 = 24,49 g CO<sub>2</sub>

El volumen de CO<sub>2</sub> será:  $P \cdot V = m / \text{Mm} \cdot R \cdot T$

$$760 / 760 \cdot V = 24,49 / 44 \cdot 0,082 (273+20)$$

$$V = 13,37 \text{ L}$$

### Ejercicio resuelto nº 16

a) Se mezclan 100 mL de HCl 0,2 M, 400 mL de HCl 0,1 M y 250 mL de agua destilada. Calcule la molaridad de la disolución resultante. ( Suponer que los volúmenes son aditivos).

b)¿ Cuántos gramos de hidróxido de cinc serán necesarios para neutralizar la disolución anterior?.

Datos: Masas atómicas:

H = 1 ; Cl = 35,5 ; Zn = 65,4.



### Resolución

- a) 100 mL HCl 0,2 M.  
400 mL HCl 0,1 M.  
250 mL H<sub>2</sub>O

$$\text{Volumen de disolución} = 100 + 400 + 250 = 750 \text{ mL} = 0,750 \text{ L}$$

Moles de HCl procedentes de la disolución 0,2 M:

$$\text{N}^\circ \text{ moles} = M \cdot V(L) = 0,2 \cdot 0,1 = 0,02$$

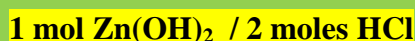
Moles de HCl procedentes de la disolución 0,1 M:

$$\text{N}^\circ \text{ moles} = M \cdot V(L) = 0,1 \cdot 0,4 = 0,04$$

$$\text{Moles totales de HCl} = 0,02 + 0,04 = 0,06$$

$$\text{Molaridad ( M )} = \frac{\text{N}^\circ \text{ moles}}{V ( L )} = \frac{0,06}{0,750} = 0,08 \text{ mol / L}$$

b) Reacción química:  $\text{Zn(OH)}_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$



$$\text{Mm Zn(OH)}_2 = 99,4 \text{ u} \rightarrow 99,4 \text{ g / mol}$$

$$\text{Mm HCl} = 36,5 \text{ u} \rightarrow 36,5 \text{ g / mol}$$

$$99,4 \text{ g Zn(OH)}_2 / 2 \cdot 36,5 \text{ g HCl} \quad (1)$$



$$0,08 \text{ moles HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 2,92 \text{ g HCl}$$

Volvemos a ( 1 ) :

$$2,92 \text{ g HCl} \cdot \frac{99,4 \text{ g Zn(OH)}_2}{2 \cdot 36,5 \text{ g HCl}} = 3,97 \text{ g Zn(OH)}_2$$

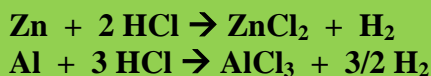
### Ejercicio resuelto nº 17

Una aleación 57,0 gramos de cinc y aluminio se trata con ácido clorhídrico obteniéndose 2 moles de hidrógeno. Calcule la composición de la aleación.

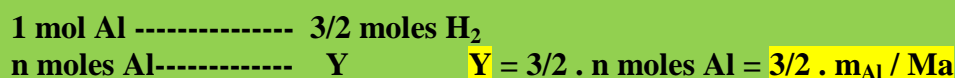
Datos: Masas atómicas: Al = 27,0 ; Zn = 65,4.



**Resolución**



RESOLUCIÓN DE 51 EJERCICIOS DE 4º DE ESO Y 1º DE BACHILLERATO COMO REPASO PARA SELECTIVIDAD



$$X + Y = 2$$

$$1 \cdot m_{\text{Zn}} / M_{\text{a}} + 3/2 \cdot m_{\text{Al}} / M_{\text{a}} = 2 \quad (1)$$

$$m_{\text{Zn}} + m_{\text{Al}} = 57 \quad ; \quad m_{\text{Al}} = 57 - m_{\text{Zn}}$$

Volvemos a (1):

$$1 \cdot m_{\text{Zn}} / 65,4 + 3/2 \cdot (57 - m_{\text{Zn}} / 27) = 2 \quad ; \quad m_{\text{Zn}} = 28,97 \text{ g}$$

$$m_{\text{Al}} = 57 - 28,97 = 28,03 \text{ g}$$

$$57 \text{ g aleación} / 28,97 \text{ g Zn} \quad ; \quad 57 \text{ g aleación} / 28,03 \text{ g Al}$$

$$100 \text{ g aleación} \cdot \frac{28,97 \text{ g Zn}}{57 \text{ g aleación}} = 50,82 \% \text{ en Zn}$$

$$100 \text{ g aleación} \cdot \frac{28,03 \text{ g Al}}{57 \text{ g aleación}} = 49,17 \% \text{ en Al}$$

### Ejercicio resuelto nº 18

Dada la siguiente reacción química:



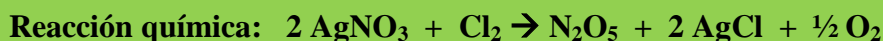
Calcule:

- Los moles de  $\text{N}_2\text{O}_5$  que se obtienen a partir de 20 gramos de  $\text{AgNO}_3$ .
- El volumen de oxígeno obtenido, medido a  $20^\circ\text{C}$  y 620 mm Hg.

Datos: Masas atómicas: N = 14 ; O = 16 ; Ag = 108.



### Resolución



a)  $2 \text{ moles AgNO}_3 / 1 \text{ mol N}_2\text{O}_5$

$$M_{\text{m}} \text{AgNO}_3 = 170 \text{ u} \rightarrow 170 \text{ g/mol.}$$

$$2 \cdot 170 \text{ g AgNO}_3 / 1 \text{ mol N}_2\text{O}_5$$

$$20 \text{ g AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}_5}{2 \cdot 170 \text{ g AgNO}_3} = 0,058 \text{ moles N}_2\text{O}_5$$

b)  $2 \text{ moles AgNO}_3 / \frac{1}{2} \text{ mol O}_2$  ;  $2 \cdot 170 \text{ g AgNO}_3 / \frac{1}{2} \text{ mol O}_2$

$$20 \text{ g AgNO}_3 \cdot \frac{\frac{1}{2} \text{ mol O}_2}{2 \cdot 170 \text{ g AgNO}_3} = 0,029 \text{ moles de O}_2$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T ; 620 / 760 \cdot V = 0,029 \cdot 0,082 (273 + 20) ; V = 0,85 \text{ L de O}_2$$

### Ejercicio resuelto nº 19

En 0,5 moles de CO<sub>2</sub>, calcule:

- El número de moléculas de CO<sub>2</sub>.
- La masa de CO<sub>2</sub>.
- El número total de átomos.

Datos: Masas atómicas: C = 12 ; O = 16.



### Resolución

a)  $1 \text{ mol CO}_2 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$

$$0,5 \text{ moles CO}_2 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol CO}_2} = 3 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2$$

a)  $M_m \text{ CO}_2 = 44 \text{ u} \rightarrow 44 \text{ g / mol.}$

$$0,5 \text{ moles CO}_2 \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 22 \text{ g CO}_2$$

c)  $1 \text{ molécula CO}_2 / 1 \text{ átomo de C}$  ;  $1 \text{ molécula CO}_2 / 2 \text{ átomos O}$

$$3 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{1 \text{ átomo C}}{1 \text{ molécula CO}_2} = 3 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C}$$

$$3 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{2 \text{ átomos O}}{1 \text{ molécula CO}_2} = 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

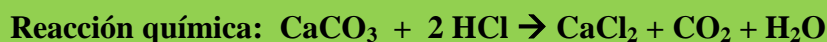
$$\begin{aligned}n^{\circ} \text{ total de átomos} &= \text{átomos de C} + \text{átomos de O} = 3 \cdot 10^{23} + 6 \cdot 10^{23} = \\ &= 9 \cdot 10^{23} \text{ átomos}\end{aligned}$$

### Ejercicio resuelto nº 20

El carbonato de calcio sólido reacciona con una disolución de ácido clorhídrico para dar agua, cloruro de calcio y dióxido de carbono gas. Si se añaden 120 mL de la disolución de ácido clorhídrico, que es del 26,2 % en masa y tiene una densidad de 1,13 g/mL, a una muestra de 40,0 gramos de carbonato de calcio sólido, ¿ cuál será la molaridad del ácido clorhídrico en la disolución cuando se haya completado la reacción?. (Suponga que el volumen de la disolución permanece constante). Datos: Masas atómicas: C = 12 ; O = 16 ; Ca = 40 ; Cl = 35,5 , H = 1.



### Resolución



Ac. clorhídrico comercial: 120 mL ; 26,2 % ; d= 1,13 g/mL.

40 gramos de  $\text{CaCO}_3$ .

Mm  $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ u} \rightarrow 100 \text{ g / mol}$  ; Mm  $\text{HCl} = 36,5 \text{ u} \rightarrow 36,5 \text{ g / mol}$ .

1 mol  $\text{CaCO}_3$  / 2 moles  $\text{HCl}$  ; 100 g  $\text{CaCO}_3$  / 2 moles  $\text{HCl}$

Moles de  $\text{HCl}$  puestos en juego:

Masa  $\text{HCl}$  comercial = d . V = 1,13 g/mL . 120 mL = 135,6 g  $\text{HCl}$  comercial

Masa de  $\text{HCl}$  puro = 26,2 / 100 . 135,6 = 35,53 g  $\text{HCl}$  puro

$$35,53 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 0,97 \text{ moles}$$

Los moles de  $\text{HCl}$  consumidos en la reacción son:

$$40,0 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{2 \text{ moles HCl}}{100 \text{ g CaCO}_3} = 0,8 \text{ moles HCl}$$

Los moles de HCl no reaccionantes son:  $0,97 - 0,8 = 0,17$

La nueva concentración de HCl es :

$$\text{Molaridad ( M )} = \frac{\text{n moles HCl}}{\text{V (L)}} = \frac{0,17}{0,120} = 1,42 \text{ mol / L}$$

### Ejercicio resuelto nº 21

Una bombona de gas contiene 27,5 % de propano y 72,5 % de butano en masa. Calcule los litros de dióxido de carbono, medidos a 25°C y 1,2 atm, que se obtendrán cuando se quemen completamente 4,0 gramos de gas de la bombona anterior.

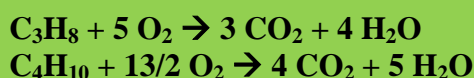
Datos: Masas atómicas: C = 12 ; H = 1.



### Resolución

27,5 % en propano ( C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> ) ; 72,5 % en butano ( C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> )

#### Reacciones químicas:



Masa de propano en la muestra:  $27,5 / 100 \cdot 4,0 = 1,1 \text{ g propano}$

Masa de butano en la muestra:  $72,5 / 100 \cdot 4,0 = 2,9 \text{ g butano}$

Moles de CO<sub>2</sub> procedentes del propano:

**1 mol propano / 3 moles CO<sub>2</sub>**

Mm C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> = 44 u → 44 g / mol

**44 g propano / 3 moles CO<sub>2</sub>**

$$1,1 \text{ g propano} \cdot \frac{3 \text{ moles CO}_2}{44 \text{ g propano}} = 0,075 \text{ moles CO}_2$$

Moles de CO<sub>2</sub> procedentes del butano:

**1 mol butano / 4 moles CO<sub>2</sub>**

$$Mm \text{ C}_4\text{H}_{10} = 58 \text{ u} \rightarrow 58 \text{ g / mol.}$$

58g butano / 4 moles CO<sub>2</sub>

$$2,9 \text{ g butano} \cdot \frac{4 \text{ moles CO}_2}{57 \text{ g butano}} = 0,2 \text{ moles CO}_2$$

$$\text{N}^\circ \text{ de moles totales de CO}_2 \text{ obtenidos} = 0,075 + 0,2 = 0,275$$

$$\text{Volumen de CO}_2 \text{ obtenido: } P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1,2 \cdot V = 0,275 \cdot 0,082 (273 + 25) ; V = 5,6 \text{ L}$$

### Ejercicio resuelto nº 22

a) Calcular cuánto pesan 10 L de gas monóxido de carbono en condiciones normales.

b) Calcular cuántos átomos hay en esa cantidad de monóxido de carbono.

Datos: Masas atómicas: C = 12 ; O = 16.



### Resolución

$$\text{a) } Mm \text{ CO} = 28 \text{ u} \rightarrow 28 \text{ g / mol}$$

$$P \cdot V = m / Mm \cdot R \cdot T ; 1 \cdot 10 = m / 28 \cdot 0,082 \cdot (273 + 0) ; m = 12,5 \text{ g CO}$$

$$\text{b) } n^\circ \text{ moles CO} = m / Mm = 12,5 / 28 = 0,45$$

$$\text{n}^\circ \text{ de moléculas de CO: } 1 \text{ mol CO} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$0,45 \text{ moles CO} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol CO}} = 2,71 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$1 \text{ molécula CO} / 1 \text{ átomo C} ; 1 \text{ molécula CO} / 1 \text{ átomo O}$$

$$2,71 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{1 \text{ átomo C}}{1 \text{ molécula CO}} = 2,71 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}$$

$$2,71 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO} \cdot \frac{1 \text{ átomo O}}{1 \text{ molécula CO}} = 2,71 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

$$n^{\circ} \text{ total de átomos} = 2,71 \cdot 10^{23} + 2,71 \cdot 10^{23} = 5,42 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

### Ejercicio resuelto nº 23

La tostación del mineral de blenda (sulfuro de cinc) se produce según la reacción:



Calcular:

- Los litros de aire a 200°C y 3 atm necesarios para tostar 1 Kg de blenda, con un 85 % de sulfuro de cinc. Se admite que el aire contiene un 20 % de oxígeno en volumen.
- Los gramos de óxido de cinc obtenidos en el apartado a).
- La presión ejercida por el dióxido de azufre gas, obtenido en el apartado a), en un depósito de 250 litros a 80°C.

Datos: Masas atómicas: O = 16 ; S = 32 ; Zn = 65,4.



### Resolución



a) Masa de sulfuro de cinc (blenda) puesta en juego:  $85 / 100 \cdot 1000 = 850 \text{ g}$



Mm ZnS = 97,4 u  $\rightarrow$  97,4 g / mol



$$850 \text{ g ZnS} \cdot \frac{3 \text{ moles O}_2}{2 \cdot 97,4 \text{ g ZnS}} = 13,1 \text{ moles O}_2$$

Volumen de O<sub>2</sub> obtenido:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T ; \quad 3 \cdot V = 13,1 \cdot 0,082 \cdot (273 + 200) ; \quad V = 169,4 \text{ L de O}_2$$



$$169,4 \text{ L O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{20 \text{ L O}_2} = 847 \text{ L aire}$$

b) 2 moles ZnS / 2 moles ZnO ; Mm ZnO = 81,4 u  $\rightarrow$  81,4 g / mol





$$850 \text{ g ZnS} \cdot \frac{1}{2 \cdot 97,4 \text{ g ZnS}} = 710,36 \text{ g ZnO}$$

c) 2 moles ZnS / 2 moles SO<sub>2</sub> ;  $2 \cdot 97,4 \text{ g ZnS} / 2 \text{ moles SO}_2$

$$850 \text{ g ZnS} \cdot \frac{2 \text{ moles SO}_2}{2 \cdot 97,4 \text{ g ZnS}} = 8,73 \text{ moles SO}_2$$

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$  ;  $P \cdot 250 = 8,73 \cdot 0,082 (273 + 80)$  ;  $P = 1,01 \text{ Atm}$

### Ejercicio resuelto nº 24

Se dispone de una disolución acuosa concentrada de ácido clorhídrico de 1,16 g/mL de densidad y 32,14 % en peso. Calcular la molaridad de la disolución acuosa obtenida diluyendo 12,2 mL de la disolución concentrada a 500 mL.

Datos : Masas atómicas: H = 1 ; Cl = 35,5.



### Resolución

Ac. Clorhídrico comercial : 32,14 % ; d = 1,16 g / mL.

En 12,2 mL del HCl comercial existen:  $m = d \cdot V = 1,16 \text{ g/mL} \cdot 12,2 \text{ mL} =$

$$= 14,15 \text{ g HCl comercial}$$

Masa de HCl puro =  $32,14 / 100 \cdot 14,15 = 4,55 \text{ g}$

Moles de HCl =  $m / M_m = 4,55 / 36,5 = 0,125$

$$\text{Molaridad ( M )} = \frac{\text{N}^\circ \text{ moles}}{\text{V (L)}} = 0,25 \text{ mol / L}$$

### Ejercicio resuelto nº 25

Un compuesto orgánico contiene carbono, hidrógeno y oxígeno. Cuando se queman 15 gramos de compuesto se obtienen 22 gramos de dióxido de carbono y 9 gramos de agua. La densidad del compuesto en estado gaseoso, a 150°C y 780 mm Hg, es 1,775 g/L . Calcular la fórmula molecular del compuesto orgánico.

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



### Resolución



$$\text{Mm CO}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{C : } 1 \cdot 12 = 12 \text{ u } \dots\dots\dots 12 \text{ g} \\ \text{O : } 2 \cdot 16 = 32 \text{ u } \dots\dots\dots 32 \text{ g} \\ \hline \qquad \qquad \qquad 44 \text{ u} \qquad \qquad \qquad 44 \text{ g} \end{array} \right. \quad \mathbf{44 \text{ g CO}_2 / 12 \text{ g C}}$$

$$\text{Mm H}_2\text{O} \left\{ \begin{array}{l} \text{H : } 2 \cdot 1 = 2 \text{ u } \dots\dots\dots 2 \text{ g} \\ \text{O : } 1 \cdot 16 = 16 \text{ u } \dots\dots\dots 16 \text{ g} \\ \hline \qquad \qquad \qquad 18 \text{ u} \qquad \qquad \qquad 18 \text{ g} \end{array} \right. \quad \mathbf{18 \text{ g H}_2\text{O} / 2 \text{ g H}}$$

Todo el C del compuesto químico está en forma de CO<sub>2</sub> obtenido en la reacción:

$$22 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} = \mathbf{6 \text{ g C}}$$

Todo el hidrógeno del compuesto químico está en forma de H<sub>2</sub>O obtenida en la reacción química:

$$9 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = \mathbf{1 \text{ g H}}$$

La masa de O será = 15 - (6+1) = **8 g**

Obtención de la fórmula empírica:

$$\begin{array}{l} \text{C : } 6/12 = 0,5 : 0,5 = \mathbf{1} \\ \text{H : } 1/1 = 1 : 0,5 = \mathbf{2} \\ \text{O : } 8/16 = 0,5 : 0,5 = \mathbf{1} \end{array} \quad \mathbf{F. EMPÍRICA \rightarrow C H_2 O}$$

Fórmula molecular: **(C H<sub>2</sub> O)<sub>n</sub>**

Calculo de n : n · C + 2n · H + n · O = Mm ; 12n + 2n + 16n = Mm ; 30 n = Mm ( 1 )

Calculo de Mm : **P · V = m / Mm · R · T ; P = m · R · T / V · Mm**

$$\mathbf{P = d \cdot R \cdot T / Mm}$$

$$\text{Mm} = 1,775 \cdot 0,082 (273 + 150) / (780/760) = \mathbf{60u.}$$

Volvemos a ( 1 ): 30 n = 60 ; **n = 2**

Fórmula Molecular **→ (C H<sub>2</sub> O)<sub>2</sub> → C<sub>2</sub> H<sub>4</sub> O<sub>2</sub>**

### Ejercicio resuelto nº 26

Un hidrocarburo saturado gaseoso está formado por el 80 % de carbono. ¿Cuál es su fórmula molecular si en condiciones normales su densidad es 1,34 g/L.

Datos: Masas atómicas: C = 12 ; O = 16.



#### Resolución

80 % en C ; 20 % en H

$$C : 80/12 = 6,666 : 6,666 = 1$$

$$H : 20/ 1 = 20 : 6,666 = 3$$

$$\text{Fórmula Empírica} \rightarrow \text{C H}_3$$

$$\text{Fórmula Molecular} \rightarrow (\text{C H}_3)_n$$

$$\text{Calculo de n : } n \cdot C + 3n \cdot H = Mm ; 12n + 3n = Mm ; 15n = Mm ( 1 )$$

$$\text{Calculo de Mm: } P \cdot V = m / Mm \cdot R \cdot T ; P = m \cdot R \cdot T / V \cdot Mm$$

$$P = d \cdot R \cdot T / Mm ; Mm = d \cdot R \cdot T / P$$

$$Mm = 1,34 \cdot 0,082 \cdot (273 + 0) / 1 = 30 \text{ u}$$

$$\text{Volvemos a ( 1 ) : } 15n = 30 ; n = 2$$

$$\text{Fórmula Molecular} \rightarrow (\text{C H}_3)_2 \rightarrow \text{C}_2 \text{H}_6$$

### Ejercicio resuelto nº 27

Si se parte de un ácido nítrico del 68 % en peso y densidad 1,52 g/mL:

- ¿ Qué volumen debe utilizarse para obtener 100 mL de ácido nítrico del 55 % en peso y densidad 1,43 g/mL?.
- ¿ Cómo lo prepararía en el laboratorio?.

Datos Masas atómicas: N = 14 ; O = 16 ; H = 1.



#### Resolución

Acido nítrico comercial : 68 % y d = 1,52 g / mL.

- El volumen de 100 mL implica una masa de disolución de:

$$M = d \cdot V = 1,43 \text{ g / mL} \cdot 100 \text{ mL} = 143 \text{ g disolución}$$

La masa de ac. nítrico puro necesario será:  $55 / 100 \cdot 143 = 78,65 \text{ g}$

Esta masa de ac. nítrico puro la debemos obtener del ac. nítrico comercial:

$$78,65 \text{ g HNO}_3 \text{ puro} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{68 \text{ g HNO}_3 \text{ puro}} = 115,66 \text{ g de disolución}$$

Esta masa de disolución estará en un volumen:

$$V = m / d = 115,66 / 1,52 = 76,1 \text{ mL}$$

- b) Con una probeta sacamos del primer ácido nítrico los 76,1 mL. Estos los llevamos a un matraz aforado de 100 mL y completamos con agua destilada hasta el enrase del matraz aforado.

### Ejercicio resuelto nº 28

El cloro se obtiene en el laboratorio por oxidación del ácido clorhídrico con  $\text{MnO}_2$ , proceso del cual también se obtiene cloruro de manganeso (II) y agua.

- a) Escriba la reacción ajustada que tiene lugar.  
b) Calcule el volumen de disolución de ácido clorhídrico de densidad  $1,15 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$  y 30 % en masa que se necesita para obtener 10 L de gas cloro, medidos a  $30^\circ\text{C}$  y  $1,02 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ .

Datos: Masas atómicas:  $\text{H} = 1$  ;  $\text{Cl} = 35,5$ .



### Resolución

a) Reacción química:  $4 \text{ HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$

b) Los moles de  $\text{Cl}_2$  obtenidos son :

$$1 \text{ atm} = 101.300 \text{ N/m}^2 (\text{ Pa} ) ; 1,02 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{101.300 \text{ Pa}} = 1,007 \text{ atm}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T ; 1,007 \cdot 10 = n \cdot 8,314 \cdot (273+30) ; n = 0,40$$

La estequiometría de l reacción nos dice: 4 moles HCl / 1 mol  $\text{Cl}_2$

$M_m \text{ HCl} = 36,5 \text{ u} \rightarrow 36,5 \text{ g / mol}$ .

$$4 \cdot 36,5 \text{ g HCl / 1 mol Cl}_2$$

$$0,40 \text{ moles Cl}_2 \cdot \frac{4 \cdot 36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 58,4 \text{ g de HCl puro}$$

Este HCl puro debe ser obtenido del HCl comercial ( 30 % y  $d = 1,15 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$  ).

$$58,4 \text{ g HCl puro} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{30 \text{ g HCl puro}} = 194,7 \text{ g disolución}$$

que estan en un volumen:  $V = m / d = 194,7 / 1,15 = 169,3 \text{ cm}^3$

### Ejercicio resuelto nº 29

Un ácido orgánico está formado por carbono, hidrógeno y oxígeno. De la combustión de 10 gramos del compuesto se obtienen 0,455 moles de agua y 0,455 moles de  $\text{CO}_2$ .

Sabemos también que, en estado gaseoso, 1 gramo del compuesto ocupa  $1 \text{ dm}^3$  a  $4,44 \cdot 10^4 \text{ Pa}$  y  $473 \text{ K}$ .

- Halle la masa molecular del compuesto.
- Determine la fórmula molecular del compuesto.

Datos: Masas atómicas:  $\text{C} = 12$  ;  $\text{H} = 1$  ;  $\text{O} = 16$ .



### Resolución

Reacción química:  $\text{C}, \text{H}, \text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Masa de  $\text{CO}_2$  obtenida:  $M_m \text{ CO}_2 = 44 \text{ u} \rightarrow 44 \text{ g} / \text{mol}$

$$m = n^\circ \text{ moles} \cdot M_m = 0,455 \cdot 44 = 20,02 \text{ g CO}_2$$

Masa de agua obtenida:  $M_m \text{ H}_2\text{O} = 18 \text{ u} \rightarrow 18 \text{ g} / \text{mol}$ .

$$m = n^\circ \text{ moles} \cdot M_m = 0,455 \cdot 18 = 8,19 \text{ g de H}_2\text{O}$$

Todo el C del ác. Orgánico está en forma de  $\text{CO}_2$ :

$$44 \text{ g CO}_2 / 12 \text{ g C}$$

$$20,02 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} = 5,46 \text{ g C}$$

Todo el hidrógeno del ác. Orgánico está en forma de agua:  $18 \text{ g H}_2\text{O} / 2 \text{ g H}$

$$8,19 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,91 \text{ g H}$$

La masa de O del ác. Orgánico la obtendremos de la forma:  $m = 10 - (5,46+0,91)$   
 $= 3,63 \text{ g O}$

La fórmula empírica la obtendremos:

$$\text{C} : 5,46 / 12 = 0,451 : 0,226 = 1,99 = 2$$

$$\text{H} : 0,91 / 1 = 0,91 : 0,226 = 4,02 = 4$$

$$\text{O} : 3,63 / 16 = 0,226 : 0,226 = 1$$

Fórmula empírica  $\rightarrow \text{C}_2 \text{H}_4 \text{O}$

Fórmula molecular  $\rightarrow (\text{C}_2 \text{H}_4 \text{O})_n$

$$\text{Calculo de } n : 2n \cdot \text{C} + 4n \cdot \text{H} + n \cdot \text{O} = \text{Mm} ; 2n \cdot 12 + 4n \cdot 1 + 16n = \text{Mm}$$

$$24n + 4n + 16n = \text{Mm} ; 44n = \text{Mm} \quad (1)$$

$$\text{Calculo de Mm} : 1 \text{ Atm} / 101.300 \text{ Pa} ; 4,44 \cdot 10^4 \text{ Pa} \cdot \frac{1 \text{ Atm}}{101.300 \text{ Pa}} = 0,44 \text{ Atm}$$

$$P \cdot V = m / \text{Mm} \cdot R \cdot T ; 0,44 \cdot 1 = 1 / \text{Mm} \cdot 0,082 \cdot 473 ; \text{Mm} = 88,16 \text{ u}$$

$$\text{Volvemos a (1)} : 44n = 88,16 ; n = 2$$

Fórmula molecular  $\rightarrow (\text{C}_2 \text{H}_4 \text{O})_2 \rightarrow \text{C}_4 \text{H}_8 \text{O}_2$

### Ejercicio resuelto nº 30

En la combustión de 2,37 g de carbono se forman 8,69 g de un óxido gaseoso de este elemento. Un litro de este óxido, medido a 1 atm de presión y a 0°C, pesa 1,98 g. Obtenga la fórmula empírica del óxido gaseoso formado. ¿Coincide con la fórmula molecular?. Razone la respuesta.

Datos: Masas atómicas: C = 12 ; O = 16.



### Resolución

Reacción química:  $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{óxido gaseoso}$

El óxido gaseoso contiene 2,37 g de C.

$$\text{La masa de oxígeno es} = 8,69 - 2,37 = 6,32 \text{ g}$$

Calculo de la fórmula empírica :

$$C : 2,37 / 12 = 0,197 : 0,197 = 1$$

$$O : 6,32 / 16 = 0,395 : 0,197 = 2$$

Fórmula empírica  $\rightarrow$   $C O_2$

Fórmula molecular  $\rightarrow$   $(C O_2)_n$

$$\text{Calculo de } n : n \cdot C + 2n \cdot O = Mm ; n \cdot 12 + 2n \cdot 16 = Mm$$

$$12n + 32n = Mm \quad (1)$$

$$\text{Calculo de } Mm : P \cdot V = m/Mm \cdot R \cdot T ; 1 \cdot 1 = 1,98 / Mm \cdot 0,082 (273+0)$$

$$Mm = 44,32 \text{ u}$$

$$\text{Volvemos a } (1) : 44n = 44,32 ; n = 1$$

Fórmula molecular  $\rightarrow$   $(C O_2)_1 \rightarrow C O_2$

Se comprueba que coinciden la fórmula empírica con la molecular.

### Ejercicio resuelto nº 31

a) El clorato de potasio se descompone por el calor en cloruro de potasio y oxígeno molecular. ¿ Qué volumen de oxígeno, a 125°C y 1 atm, puede obtenerse por descomposición de 148 g de una muestra que contiene el 87 % en peso de clorato de potasio?.

b)¿ Cuántas moléculas de oxígeno se formarán?.

Datos: Masas atómicas: Cl = 35,5 ; O = 16 ; K = 39,1.



### Resolución

a) Reacción química:  $2 KClO_3 \rightarrow 2 KCl + 3 O_2$

$$\text{Masa de } KClO_3 \text{ puesta en juego: } 87 / 100 \cdot 148 = 128,76 \text{ g de } KClO_3$$

$$\text{Relación estequiométrica: } 2 \text{ moles de } KClO_3 / 3 \text{ moles de } O_2$$

$$Mm KClO_3 = 122,6 \text{ u} \rightarrow 122,6 \text{ g/mol}$$

$$2 \cdot 122,6 \text{ g } KClO_3 / 3 \text{ moles } O_2$$

$$128,76 \text{ g } KClO_3 \cdot \frac{3 \text{ moles de } O_2}{2 \cdot 122,6 \text{ g } KClO_3} = 1,57 \text{ moles } O_2$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T ; 1 \cdot V = 1,57 \cdot 0,082 (273+125) ; V = 51,24 \text{ L}$$

b)  $1 \text{ mol de O}_2 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$

$$1,57 \text{ moles O}_2 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 9,46 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2$$

### Ejercicio resuelto nº 32

Se mezclan 100 mL de una disolución 0,1 M de HCl con 150 mL de otra disolución 0,2 M del mismo ácido. Calcular la concentración molar de la disolución resultante.

Datos: Masas atómicas: H = 1 ; Cl = 35,5.



### Resolución

100 mL HCl 0,1 M → Disolución A

150 mL HCl 0,2 M → Disolución B

Volumen total = 100 + 150 = 250 mL = 0,250 L.

Moles de HCl procedentes de la disolución A:

$$n^\circ \text{ moles} = M \cdot V (\text{L}) = 0,1 \cdot 0,1 = 0,01$$

Moles de HCl procedentes de la disolución B :

$$n^\circ \text{ moles} = M \cdot V(\text{L}) = 0,2 \cdot 0,150 = 0,03$$

$$\text{Moles de HCl totales} = 0,01 + 0,03 = 0,04$$

La nueva concentración será:

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{N^\circ \text{ moles}}{V(\text{L})} = \frac{0,04}{0,250} = 0,16 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$





**Ejercicio resuelto nº 33**

Una disolución contiene 147 gramos de tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno (ácido sulfúrico) en 1500 mL de disolución. La densidad de la disolución es 1,05 g/mL. Calcule la molaridad, la molalidad, las fracciones molares del soluto y del disolvente, y la concentración centesimal en peso de la disolución.

Datos: Masas atómicas: H = 1 ; S = 32 ; O =16.



**Resolución**

147 g H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; V disolución = 1500 mL = 1,5 L ; d = 1,05 g/mL; Mm H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>=98 u

$$M = \frac{m}{Mm \cdot V(L)} = \frac{147}{98 \cdot 1,5} = 1 \text{ mol / L}$$

La masa de los 1500 mL de disolución es :

$$m = d \cdot V = 1,05 \text{ g/mL} \cdot 1500 \text{ mL} = 1575 \text{ g}$$

De estos 1575 g , 147 pertenecen al soluto (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>), luego la masa de disolvente:

$$M = 1575 - 147 = 1428 \text{ g H}_2\text{O}$$

La molalidad ( m ) es :

$$m = \frac{m}{Mm \cdot \text{Kg}(\text{disolvente})} = \frac{147}{98 \cdot 1,428} = 1,05 \text{ mol / Kg}(\text{disolvente})$$

La fracción molar del soluto es:

$$X_s = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Moles totales}} = \frac{ms/Mm}{ms/Mm + md/Mm} = \frac{147/98}{147/98 + 1428/18} = 0,018$$

$$\text{Cómo } X_s + X_D = 1 \rightarrow X_D = 1 - X_s = 0,982$$

Concentración centesimal: 1575 g disolución / 147 g H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

$$100 \text{ g disolución} \cdot \frac{147 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1575 \text{ g disolución}} = 9,33 \% \text{ en H}_2\text{SO}_4$$

### Ejercicio resuelto nº 34

En el laboratorio se puede obtener dióxido de carbono haciendo reaccionar carbonato de calcio con ácido clorhídrico; en la reacción se produce también cloruro de calcio y agua. Se quiere obtener 5 litros de dióxido de carbono, medidos a 25°C y 745 mm Hg. Suponiendo que haya suficiente carbonato de calcio, calcular el volumen mínimo de ácido clorhídrico del 32 % en peso y densidad 1,16 g/mL que será necesario utilizar.

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



### Resolución

Reacción química:  $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Los moles de  $\text{CO}_2$  obtenidos son :  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$745 / 760 \cdot 5 = n \cdot 0,082 (273+25) ; \quad n = 0,2$$

La masa de ácido clorhídrico necesaria es:  $2 \text{ moles HCl} / 1 \text{ mol CO}_2$

Mm HCl = 36,5 u  $\rightarrow$  36,5 g / mol.

$$2 \cdot 36,5 \text{ g HCl} / 1 \text{ mol CO}_2$$

$$0,2 \text{ moles CO}_2 \cdot \frac{2 \cdot 36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol CO}_2} = 14,6 \text{ g HCl puro}$$

Esta masa de HCl puro procede de un volumen de HCl comercial que es :

$$14,6 \text{ g HCl puro} \cdot \frac{100 \text{ g HCl comercial}}{32 \text{ g HCl puro}} = 45,62 \text{ g HCl comercial}$$

$$d = m/V ; \quad V = m / d = 45,62 / 1,16 = 39,33 \text{ cm}^3$$

### Ejercicio resuelto nº 35

En un recipiente de hierro de 5 L se intruce aire ( cuyo porcentaje en volumen es 21 % de oxígeno y 79 % de nitrógeno) hasta conseguir una presión interior de 0,1 atm a la temperatura de 239°C. Si se considera que todo el oxígeno reacciona y que la única reacción posible es la oxidación del hierro a óxido de hierro (II), calcule:

- Los gramos de óxido de hierro (II) que se formarán.
- La presión final en el recipiente.
- La temperatura a la que hay que calentar el recipiente para que se alcance una presión final de 0,1 atm.

Nota: Considere que el volumen del recipiente se mantiene constante y que el volumen ocupado por los compuestos formados es despreciable.

Datos: Masas atómicas: O = 16 ; Fe = 55,8.



**Resolución**

Composición del aire : 21 % en volumen de O<sub>2</sub> y 79 % en volumen de N<sub>2</sub>.

Volumen de aire = 5 L.

a) Suponiendo que el aire se comporta como un gas ideal :  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$0,1 \cdot 5 = n \cdot 0,082 (273 + 239) ; n = 0,012 \text{ moles de aire}$$

Como el porcentaje en moles y en volumen coincide, de O<sub>2</sub> tendremos:

$$(21 / 100) \cdot 0,012 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles de O}_2$$

La reacción entre el O<sub>2</sub> y el hierro es :  $O_2 + 2 Fe \rightarrow 2 FeO$

**1 mol O<sub>2</sub> / 2 moles FeO**

$$2,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles O}_2 \cdot \frac{2 \text{ moles FeO}}{1 \text{ mol O}_2} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ moles FeO}$$

1 mol FeO / 71,8 g.

$$5 \cdot 10^{-3} \text{ moles FeO} \cdot \frac{71,8 \text{ g FeO}}{1 \text{ mol FeO}} = 0,36 \text{ g FeO}$$

b) La presión en el recipiente la ejerce únicamente el N<sub>2</sub>. El número de moles de

N<sub>2</sub> será:

$$(79 / 100) \cdot 0,012 = 9,48 \cdot 10^{-3} \text{ moles de N}_2$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T ; P \cdot 5 = 9,48 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 (273+239) ; P = 0,079 \text{ Atm}$$

$$c) P \cdot V = n \cdot R \cdot T ; 0,1 \cdot 5 = 9,48 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot T ; T = 649,5 \text{ K}$$

**Ejercicio resuelto nº 36**

Un recipiente de 1 litro de capacidad se encuentra lleno de gas amoníaco a 27°C y 0,1 atmósferas.

Calcula:

- La masa de amoníaco presente.
- El número de moléculas de amoníaco en el recipiente.
- El número de átomos de hidrógeno y nitrógeno que contiene.

RESOLUCIÓN DE 51 EJERCICIOS DE 4º DE ESO Y 1º DE BACHILLERATO COMO REPASO PARA SELECTIVIDAD

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas:  $N = 14$ ;  $H = 1$ .



**Resolución**

a)  $M_m \text{ NH}_3 = 17 \text{ u}$ .

$$P \cdot V = m_{\text{NH}_3} / M_m \cdot R \cdot T ; 0,1 \cdot 1 = m_{\text{NH}_3} / 17 \cdot 0,082 (273+27) ; 0,1 = m_{\text{NH}_3} \cdot 1,44$$

$$m_{\text{NH}_3} = 0,069 \text{ g}$$

b) 1 mol  $\text{NH}_3$  /  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{NH}_3$

1 mol  $\text{NH}_3$  / 17 g.

$$0,069 \text{ g NH}_3 \cdot 1 \text{ mol NH}_3 / 17 \text{ g NH}_3 = 0,004 \text{ moles de NH}_3$$

$$0,004 \text{ moles NH}_3 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de NH}_3 / 1 \text{ mol NH}_3 = 2,4 \cdot 10^{21} \text{ moléculas NH}_3$$

c) 1 molécula de  $\text{NH}_3$  / 1 átomo de N.

1 molécula de  $\text{NH}_3$  / 3 átomos de H.

$$2,4 \cdot 10^{21} \text{ moléculas NH}_3 \cdot 1 \text{ átomo de N} / 1 \text{ molécula} = 2,4 \cdot 10^{21} \text{ átomos de N}$$

$$2,4 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de NH}_3 \cdot 3 \text{ átomos de H} / 1 \text{ molécula de NH}_3 =$$

$$= 7,2 \cdot 10^{21} \text{ átomos de H}$$

**Ejercicio resuelto nº 37**

Una disolución acuosa de alcohol etílico ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) tiene una riqueza del 95 % y una densidad de 0,90 g/mL.

Calcula:

a) La molaridad de la disolución.

b) Las fracciones molares de cada componente.

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



**Resolución**

a) Disolución de alcohol etílico ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) del 95 % y  $d = 0,90 \text{ g/mL}$ .

Supongamos un volumen de un litro de disolución.

Este litro de disolución tiene una masa que vale:

$$d = m/V ; m_{\text{disolución}} = d \cdot V = 0,90 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 900 \text{ g ( de disolución)}$$

El 95 % de esta masa pertenece a alcohol etílico puro y son:

RESOLUCIÓN DE 51 EJERCICIOS DE 4º DE ESO Y 1º DE BACHILLERATO COMO REPASO PARA SELECTIVIDAD

900 g disolución . 95 g C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH/ 100 g disolución = 855 g de C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH puro

$$M = m / Mm \cdot V(L) \quad (1)$$

$$Mm \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH} = 46 \text{ u.}$$

Volvemos a ( 1 ):

$$M = 855/(46 \cdot 1) = 18,58 \text{ mol/L}$$

b)Fracción molar = moles del componente/ moles totales.

$$\text{masa de C}_2\text{H}_5\text{OH} = 855 \text{ g.}$$

$$\text{masa de agua} = 900 - 855 = 45 \text{ g.}$$

$$Mm \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH} = 46 \text{ u.}$$

$$Mm \text{ H}_2\text{O} = 18 \text{ u.}$$

$$855 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot 1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}/46 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} = 18,58 \text{ moles C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

$$45 \text{ g H}_2\text{O} \cdot 1 \text{ mol H}_2\text{O}/18 \text{ g H}_2\text{O} = 2,5 \text{ moles H}_2\text{O}$$

$$X_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 18,58/(18,58+2,5) = 0,88 \text{ ( sin unidades).} \quad X = \text{Fracción molar.}$$

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = 2,5/(18,58+2,5) = 0,11 \text{ (sin unidades).}$$

Podemos comprobar si hemos trabajado bien recordando que  $X_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} + X_{\text{H}_2\text{O}} = 1$

$$0,88 + 0,11 = 0,99 \approx 1$$

### Ejercicio resuelto nº 38

Un compuesto de fórmula AB<sub>3</sub> contiene un 40 % en peso de A. Determina la relación entre los pesos atómicos de A y B.



#### Resolución

Supongamos, según los datos, que tenemos 40 g de A y 60 g de B.

$$1 \text{ molécula AB}_3/ 1 \text{ átomo de A} \quad ; \quad 1 \text{ molécula de AB}_3/3 \text{ átomos de B}$$

$$100 \text{ g AB}_3/40 \text{ g A} = Mm \text{ AB}_3/1 M_a \text{ A}$$

$$\text{despejando } Mm \text{ AB}_3: \quad Mm \text{ AB}_3 = 100 \text{ g AB}_3 \cdot 1 M_a \text{ A}/40 \text{ g A} \quad (1)$$

$$100 \text{ g AB}_3/60 \text{ g B} = Mm \text{ AB}_3/ 3 M_a \text{ B}$$

$$\text{Despejando } Mm \text{ de AB}_3: \quad Mm \text{ AB}_3 = 100 \text{ g AB}_3 \cdot 3 M_a \text{ B}/60 \text{ g B} \quad (2)$$

Igualando los dos primeros términos de ( 1 ) y ( 2 ):

$$100 \text{ g AB}_3 \cdot 1 \text{ Ma A}/40 \text{ g A} = 100 \text{ g AB}_3 \cdot 3 \text{ Ma B}/60 \text{ g B}$$

$$1 \text{ Ma A}/40 \text{ g A} = 3 \text{ Ma B}/60 \text{ g B} ; 1 \text{ Ma A} / 3 \cdot \text{Ma B} = 40 \text{ g A}/60 \text{ g B} ;$$

$$\text{Ma A}/ \text{Ma B} = 3 \cdot 40/60 = 2 ; \text{Ma A} = 2 \text{ Ma B}$$

### Ejercicio resuelto nº 39

Al quemar una muestra de hidrocarburo, se forman 7,92 g de dióxido de carbono y 1,62 g de vapor de agua. La densidad de este hidrocarburo gaseoso es 0,82 g . dm<sup>-3</sup> a 85°C y 700 mmHg.

a) Determina la fórmula empírica del hidrocarburo.

b) Detremina su fórmula molecular.

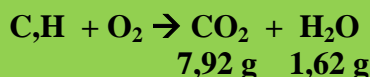
Datos: Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}.$$



### Resolución

a) Un hidrocarburo es un compuesto orgánico constituido por C e H.



Todo el C del hidrocarburo se encuentra en el CO<sub>2</sub>:

$$\begin{array}{r} \text{Mm CO}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \cdot 12 = 12 \text{ u} \text{-----} 12 \text{ g} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 = 32 \text{ u} \text{-----} 32 \text{ g} \\ \hline 44 \text{ u.} \qquad \qquad \qquad 44 \text{ g.} \end{array} \right. \end{array}$$

$$44 \text{ g de CO}_2 / 12 \text{ g C}$$

$$7,92 \text{ g CO}_2 \cdot (12 \text{ g C}/44 \text{ g C}) = 2,16 \text{ g C}$$

Todo el H del hidrocarburo está contenido en el agua:

$$\begin{array}{r} \text{Mm H}_2\text{O} \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 2 \cdot 1 = 2 \text{ u.} \text{-----} 2 \text{ g} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 = 16 \text{ u.} \text{-----} 16 \text{ g} \\ \hline 18 \text{ u.} \qquad \qquad \qquad 18 \text{ g.} \end{array} \right. \end{array}$$

$$18 \text{ g H}_2\text{O} / 2 \text{ g H}$$

$$1,62 \text{ g H}_2\text{O} \cdot (2 \text{ g H}/18 \text{ g H}_2\text{O}) = 0,18 \text{ g H}$$

Determinación de la “fórmula empírica” por el camino corto:

$$C: 2,16/12 = 0,18 : 0,18 = 1$$

$$H: 0,18/1 = 0,18 : 0,18 = 1$$

Fórmula empírica: **CH**

Calculo de la fórmula molecular:

$$(CH)_n \rightarrow nC + nH = Mm \quad (1)$$

Para conocer la Mm:

$$P \cdot V = m/Mm \cdot R \cdot T ; P = m/(V \cdot Mm) \cdot R \cdot T ; P = d/Mm \cdot R \cdot T$$

$$Mm = d \cdot R \cdot T / P = 0,82 \cdot 0,082 \cdot (273+28) / (700/760) = 20,23/0,92 = 26,1 \text{ u}$$

Volviéndo a (1):

$$12n + n = 26,1 ; 13n = 26,1 ; n = 2$$

Fórmula molecular:



### Ejercicio resuelto nº 40

Se tienen dos recipientes de idéntico volumen; uno contiene  $CCl_4$  (g), y el otro  $O_2$  (g) ambos a la misma presión y temperatura. Explica razonadamente si son ciertas o falsas las siguientes proposiciones:

- El peso del vapor de  $CCl_4$  es igual al peso de  $O_2$ .
- El número de moléculas de  $CCl_4$  es 2,5 veces mayor que el número de moléculas de  $O_2$ .
- El número total de átomos es el mismo en cada recipiente.



### Resolución

a) Los dos componentes están en estado gaseoso, por tanto:

$$P \cdot V = m_{CCl_4}/Mm \cdot R \cdot T ; Mm CCl_4 = 154 \text{ u.}$$

$$P \cdot V = m_{O_2}/Mm \cdot R \cdot T ; Mm O_2 = 32 \text{ u.}$$

Estamos en las mismas condiciones de presión, temperatura y volumen. Si dividimos las dos ecuaciones anteriores, miembro a miembro:

$$1 = m_{CCl_4} \cdot Mm O_2 / m_{O_2} \cdot Mm CCl_4 ; 1 = m_{CCl_4} \cdot 32 / m_{O_2} \cdot 154$$

RESOLUCIÓN DE 51 EJERCICIOS DE 4º DE ESO Y 1º DE BACHILLERATO COMO REPASO PARA SELECTIVIDAD

$$m_{\text{CCl}_4}/m_{\text{O}_2} = 154/32 = 4,8 ; m_{\text{CCl}_4} = 4,8 m_{\text{O}_2}$$

La primera proposición es **FALSA**.

$$b) P \cdot V = n^\circ \text{ moles CCl}_4 \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot V = n^\circ \text{ moles O}_2 \cdot R \cdot T$$

Dividiendo, miembro a miembro, las dos ecuaciones anteriores teniendo presentes las condiciones de P,T y V:

$$1 = n^\circ \text{ moles CCl}_4/n^\circ \text{ moles O}_2 ; n^\circ \text{ moles O}_2 = n^\circ \text{ moles CCl}_4$$

Segunda proposición **FALSA**.

c) Se cumple que el n° moles es el mismo pero como cada molécula tiene distinta composición (CCl<sub>4</sub> y O<sub>2</sub>) el n° de átomos en los dos recipientes nunca pueden ser iguales.

Tercera proposición **FALSA**.

### Ejercicio resuelto n° 41

Se hacen reaccionar 300 mL de una disolución acuosa de ácido sulfúrico, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, de densidad 1,2 g/mL y del 95 % de riqueza (% en masa) con 98, g de Zn. Se forma sulfato de cinc e hidrógeno.

Calcula:

- Volumen de hidrógeno producido a 700 mmHg y 27°C.
- No interesa como ejercicio de repaso.



### Resolución

Reacción química:



Vamos a determinar el reactivo limitante. Según la reacción química:

$$1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 / 1 \text{ at-g de Zn} \quad (1)$$

$$M_m \text{ H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas})/98 \text{ g.}$$

$$M_a \text{ Zn} = 65,4 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ at-g Zn} (6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos})/65,4 \text{ g.}$$

$$\text{La proporción (1) la podemos poner: } 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4/65,4 \text{ g Zn} \quad (2)$$

Determinación de la masa de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> puesta en juego:

$$d = m_{\text{disolución}}/V ; m_{\text{disolución}} = d \cdot V = 1,2 \text{ g/mL} \cdot 300 \text{ mL} = 360 \text{ g (disol.)}$$



De estos gramos de disolución el 95 % pertenecen a  $\text{H}_2\text{SO}_4$  puro:

360 g disolución . (95 g  $\text{H}_2\text{SO}_4$  puro/100 g disolución) = 342 g  $\text{H}_2\text{SO}_4$  puro, que son los que realmente intervienen en la reacción.

Supongamos que reacciona todo el ácido sulfúrico. Esta cantidad, 342 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , necesitará una cantidad determinada de Zn.

Utilizaremos la proporción ( 2 ):

342 g  $\text{H}_2\text{SO}_4$  . (65,4 g Zn/98 g  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) = 228,23 g Zn

Solo tenemos 98,1 g de Zn por lo que no puede reaccionar todo el  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

El  $\text{H}_2\text{SO}_4$  no es el “reactivo limitante”.

Supongamos que reacciona todo el Zn:

98,1 g Zn . (98 g  $\text{H}_2\text{SO}_4$ /65,4 g Zn) = 147 g  $\text{H}_2\text{SO}_4$

Esta cantidad de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  sí la tenemos, e incluso hay un exceso de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  que

queda sin reaccionar:  $\text{m}_{\text{exceso}} \text{H}_2\text{SO}_4 = 342 - 147 = 195 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4$

El Zn es el “reactivo limitante” y la cantidad del mismo será la que utilizaremos para los cálculos que nos piden las cuestiones.

a) Para conocer el volumen de hidrógeno, la reacción química nos dice:

1 at-g Zn / 1 mol  $\text{H}_2$  ( 3 )

$\text{Mm } \text{H}_2 = 2 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol } \text{H}_2 (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}) / 2 \text{ g.}$

1 at-g Zn = 65,4 g.

La proporción ( 3 ) la podemos poner:

65,4 g Zn/ 2 g  $\text{H}_2$

98,1 g Zn . ( 2 g  $\text{H}_2$ /65,4 g Zn) = 3 g  $\text{H}_2$

Cómo el  $\text{H}_2$  es un gas y nos piden su volumen:

$P \cdot V = m/\text{Mm} \cdot R \cdot T$  ;  $700/760 \cdot V = 3/2 \cdot 0,082 \cdot (273+27)$  ;  $0,92 V = 36,9$

$V = 40,1 \text{ L de } \text{H}_2$

**Ejercicio resuelto nº 42**

Veinte gramos de un compuesto orgánico, formado por C, H y O, se queman en exceso de oxígeno y se producen 40,0 gramos de dióxido de carbono y 16,364 g de vapor de agua.

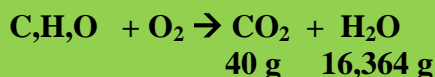
- a) ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto si la masa molecular es 88?  
b) Considerando que dicha fórmula molecular corresponde a un ácido monoprótico ( o monocarboxílico), escribe una posible fórmula de ese compuesto y el nombre.

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



**Resolución**

Reacción de combustión:



Todo el carbono del compuesto orgánico se transformó en dióxido de carbono y por lo tanto podremos conocer el contenido de C en el compuesto orgánico:

$$\begin{array}{r} \text{Mm CO}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \cdot 12 = 12 \text{ u} \text{ ----- } 12 \text{ g.} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 = 32 \text{ u} \text{ ----- } 32 \text{ g.} \\ \text{-----} \\ 44 \text{ u.} \end{array} \right. \quad \begin{array}{l} \text{-----} \\ 44 \text{ g.} \end{array} \end{array}$$

Según este cálculo podemos establecer que:

$$44 \text{ g CO}_2 / 12 \text{ g C}$$

Luego el contenido de C será:

$$40,0 \text{ g CO}_2 \cdot (12 \text{ g C} / 44 \text{ g CO}_2) = 10,9 \text{ g de C}$$

Todo el H del compuesto orgánico se transformó en agua. La determinación de la masa de H será:

$$\begin{array}{r} \text{Mm H}_2\text{O} \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 2 \cdot 1 = 2 \text{ u} \text{ ----- } 2 \text{ g.} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 = 16 \text{ u} \text{ ----- } 16 \text{ g.} \\ \text{-----} \\ 18 \text{ u.} \end{array} \right. \quad \begin{array}{l} \text{-----} \\ 18 \text{ g.} \end{array} \end{array}$$

Podemos decir que:  $18 \text{ g H}_2\text{O} / 2 \text{ g H}$

La cantidad de H en el compuesto orgánico es:

$$16,364 \text{ g H}_2\text{O} \cdot (2 \text{ g H} / 18 \text{ g H}_2\text{O}) = 1,82 \text{ g H}$$

En lo referente a la masa de oxígeno sabemos que:

$$m_{\text{muestra}} = m_{\text{C}} + m_{\text{H}} + m_{\text{O}} ; m_{\text{O}} = 20 - 10,9 - 1,82 = 7,28 \text{ g O}$$

Con estos datos podemos conocer la fórmula empírica del compuesto:

$$\text{C: } 10,9/12 = 0,908 : 0,455 = 1,99 \approx 2 \text{ átomos de C}$$

$$\text{H: } 1,82/1 = 1,82 : 0,455 = 4 \text{ átomos de H}$$

$$\text{O: } 7,28/16 = 0,455 : 0,455 = 1 \text{ átomo de O}$$

La fórmula empírica es:  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$

La fórmula molecular toma la forma:  $(\text{C}_2\text{H}_4\text{O})_n$

$$\text{Se cumple que: } 2n \text{ C} + 4n \text{ H} + n \text{ O} = \text{Mm} ; 2n \cdot 12 + 4n \cdot 1 + n \cdot 16 = 88$$

$$24n + 4n + 16n = 88 ; 44n = 88 ; n = 2$$

La fórmula empírica será:  $(\text{C}_2\text{H}_4\text{O})_2 \rightarrow \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$

### Ejercicio resuelto nº 43

La combustión completa de etanol genera dióxido de carbono y agua.

- Calcula el número de moléculas de agua que se producirán si quemamos 1 Kg de dicho alcohol.
- ¿Cuántos moles de etanol reaccionarán con 1 m<sup>3</sup> de oxígeno (gas ideal), medido en condiciones normales?.



### Resolución

Reacción de combustión del etanol:



- Según la reacción anterior:

$$1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} / 3 \text{ mol H}_2\text{O} \quad (1)$$

$$\text{Mm C}_2\text{H}_5\text{OH} = 46 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}) / 46 \text{ g.}$$

$$\text{Mm H}_2\text{O} = 18 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol H}_2\text{O} (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}) / 18 \text{ g.}$$

La proporción (1) la podemos escribir de la forma:

$$46 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} / 3 \cdot 18 \text{ g H}_2\text{O}$$

Luego cuando se quema 1 Kg (1000 g) de etanol obtenemos:

$$1000 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot (3 \cdot 18 \text{ g H}_2\text{O} / 46 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 1173,91 \text{ g H}_2\text{O}$$

Sabemos que:  $18 \text{ g H}_2\text{O} / 6,0213 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$

$$1173,91 \text{ g H}_2\text{O} \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O} / 18 \text{ g H}_2\text{O}) = \\ = 3,92 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$$

b) Según la reacción:



En condiciones normales: 1 mol  $\text{O}_2 / 22,4 \text{ L}$ .

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ L de O}_2.$$

La proporción (2) la podemos poner de la forma:



Los moles de etanol obtenidos serán:

$$1000 \text{ L O}_2 \cdot (1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} / 3 \cdot 22,4 \text{ L O}_2) = 14,88 \text{ moles de C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

### Ejercicio resuelto nº 44

Se dispone de una botella de ácido sulfúrico cuya etiqueta aporta los siguientes datos: densidad 1,84 g/cc y riqueza en peso 96 %.

Calcula e indica cómo prepararías 100 mL de disolución 7 M de dicho ácido. ¿Hay que tomar alguna precaución especial?.



### Resolución

Etiqueta:  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ;  $d = 1,84 \text{ g/cc}$  ; 96% de riqueza.

Para calcular los 100 mL de disolución 7 M nos hará falta una masa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (puro):

$$M_m \text{ H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u.}$$

$$M = m_{\text{H}_2\text{SO}_4} / M_m \cdot V(\text{L}) \quad ; \quad m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = M \cdot M_m \cdot V(\text{L}) = 7 \cdot 98 \cdot 0,1 = 68,6 \text{ g (puro)}$$

Esta cantidad de sulfúrico puro debe salir del frasco etiquetado:

$$68,6 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puro} \cdot (100 \text{ g disolución H}_2\text{SO}_4 / 96 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}) = 71,45 \text{ g disolución}$$

Podemos entonces pesar en una balanza los 71,45 g de disolución y en un matraz aforado de 100 mL completar el volumen (100 mL) con agua destilada hasta el enrase.

Pero la disolución original es líquida y podemos obtener el volumen que tenemos que sacar de la botella y que contenga los 71,45 g de disolución, que a su vez contienen los 68,6 g de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> puro.

$d = m_{\text{disolución}}/V$  ;  $V = m_{\text{disolución}}/d = 71,45 \text{ g} / 1,84\text{g/mL} = 38,83 \text{ mL}$  del H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> de la botella

En un matraz aforado añadimos los mL de disolución de la botella y le añadiremos agua hasta completar los 100 mL exigidos.

La mezcla de los 38,83 ml de disolución de la botella con el agua destilada hasta el enrase, debemos hacerla muy despacio. La mezcla es un proceso muy exotérmico, el agua podría pasar al estado gas y desprender hacia el exterior el H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

En la mezcla del H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> con agua se dice que se añaden **él sobre ella**, por ello antes de echar el H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> al matraz aforado, se le añaden a este, por ejemplo 50 mL de agua destilada y por último enrasamos con agua destilada hasta completar los 100 mL exigidos.

### Ejercicio resuelto nº 45

Resuelve:

- ¿Qué volumen de hidrógeno (gas ideal), medido a 27°C y presión de 740 mmHg es posible obtener al añadir ácido clorhídrico en exceso sobre 75 g de cinc con un 7 % de impurezas inertes?.
- ¿Qué cantidad de cloruro de cinc se obtendrá?.



**Resolución**

La reacción química que tiene lugar es:



La reacción no está ajustada debemos proceder a ello, por el método de “los coeficientes indeterminados”. Si estuviéramos en Selectividad deberíamos hacerlo por el método de ion-electrón puesto que el tema de oxidación reducción ya esta explicado:



La masa de Zn puesta en juego es:

75 g muestra de Zn . (7 g de impurezas/100 g de muestra) = 5,25 g de impurezas

RESOLUCIÓN DE 51 EJERCICIOS DE 4º DE ESO Y 1º DE BACHILLERATO COMO REPASO PARA SELECTIVIDAD

La masa de Zn puesta en juego =  $75 - 5,25 = 69,75$  g de Zn puro (es el que reacciona, en la reacción química no intervienen las impurezas).

a)

Nº de át-g (moles) de Zn puestos en juego:

Ma Zn = 65,4 u  $\rightarrow$  1 at-g Zn ( $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos)/ 65,4 g.

$69,75$  g Zn  $\cdot$  (1 at-g Zn/65,4 g Zn) = 1,06 at-g de Zn

La reacción química nos dice:

1 at-g de Zn / 1 mol H<sub>2</sub>

1,06 at-g Zn  $\cdot$  (1 mol H<sub>2</sub>/ 1 at-g Zn) = 1,06 mol H<sub>2</sub>

Estos moles los pasaremos a volumen:

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$  ;  $740/760 \cdot V = 1,06 \cdot 0,082 \cdot (273+27)$  ;  $0,97 V = 26,07$

$V = 26,9$  L. H<sub>2</sub>

b)La reacción química establece que:

1 at-g de Zn / 1 mol ZnCl<sub>2</sub> ( 1 )

Mm ZnCl<sub>2</sub> = 136,4 u  $\rightarrow$  1 mol ZnCl<sub>2</sub> ( $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas)/136,4 g.

La proporción ( 1 ) también la podemos escribir de la forma:

65,4 g Zn/ 136,4 g ZnCl<sub>2</sub>

$69,75$  g Zn  $\cdot$  (136,4 g ZnCl<sub>2</sub>/65,4 g Zn) = 145,5 g ZnCl<sub>2</sub>

**Ejercicio resuelto nº 46**

Considerando que el SO<sub>3</sub> es gaseoso en condiciones normales de presión y temperatura:

a) ¿Qué volumen, en condiciones normales de presión y temperatura, ocuparán 160 g de SO<sub>3</sub>?

b) ¿Cuántas moléculas de SO<sub>3</sub> contiene dicho volumen?, y ¿cuántos átomos de oxígeno?

**Resolución**



RESOLUCIÓN DE 51 EJERCICIOS DE 4º DE ESO Y 1º DE BACHILLERATO COMO REPASO PARA SELECTIVIDAD

a) Trabajamos en condiciones normales ( 0°C y 1 atm ).

En condiciones normales los gases cumplen la condición:

$$1 \text{ mol de cualquier gas}/22,4 \text{ L. ( 1 )}$$

$$\text{Mm SO}_3 = 80 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol SO}_3 (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas})/80 \text{ g.}$$

La proporción ( 1 ) pasa a ser:

$$80 \text{ g SO}_3/22,4 \text{ L}$$

$$160 \text{ g SO}_3 \cdot (22,4 \text{ L SO}_3/80 \text{ g SO}_3) = 44,8 \text{ L SO}_3$$

b) En los gases podemos establecer que:

$$22,4 \text{ L del gas}/6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas del gas}$$

$$44,8 \text{ L SO}_3 \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas SO}_3/22,4 \text{ L SO}_3) = 1,2 \cdot 10^{24} \text{ moléculas SO}_3$$

### Ejercicio resuelto nº 47

Se toman 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico concentrado del 92% de riqueza en peso y de densidad 1,80 g/mL y se diluye con agua hasta 100 mL. Calcula:

- La molaridad de la disolución concentrada.
- La molaridad de la disolución diluida.



### Resolución

$$\text{a) } M = m/[(\text{Mm} \cdot V(\text{L}))] \quad ( 1 )$$

$$V = 0,002 \text{ L.}$$

$$\text{Mm H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u.}$$

La masa de ácido sulfúrico la calcularemos:

$$d = m_{\text{disolución}}/V \ ; \ m_{\text{disolución}} = d \cdot V = 1,80 \text{ g/mL} \cdot 2 \text{ mL} = 3,6 \text{ g de disolución}$$

De estos 3,6 g de disolución el 92% es de sulfúrico puro:

$$3,6 \text{ g disolución} \cdot (92 \text{ g H}_2\text{SO}_4/100 \text{ disolución}) = 3,312 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Volvemos a la ecuación ( 1 ):

$$M = 3,312 / (98 \cdot 0,002) = 16,89 \text{ mol/L}$$

b) La masa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  sigue siendo la misma pero ahora el volumen cambia a 100 mL de disolución, por tanto:

$$M = 3,312 / (98 \cdot 0,1) = 0,34 \text{ mol/L}$$

### Ejercicio resuelto nº48

Se tienen 0,156 g de una muestra de una aleación de cinc y aluminio. El tratamiento de la misma con ácido sulfúrico conduce a la formación de los correspondientes sulfatos metálicos e hidrógeno, obteniéndose 150 mL de hidrógeno gas a  $27^\circ\text{C}$  y 725 mm Hg.

a) Calcula la composición de la aleación de partida.

b) Calcula la masa de ácido sulfúrico necesaria para reaccionar con el aluminio contenido.

Datos: Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16; Zn = 65,4; Al = 27.

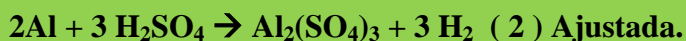
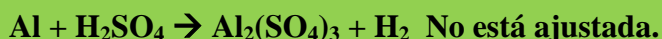
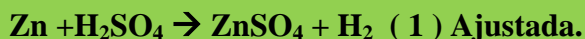
1 atm = 760 mm Hg.



### Resolución

a) masa de la muestra de la aleación = 0,156 g.

Reacciones que tienen lugar:



El volumen de  $\text{H}_2$  obtenido corresponde a las dos reacciones:

$M_m \text{H}_2 = 2 \text{ u.}$

$$P \cdot V = m / M_m \cdot R \cdot T ; 725 / 760 \cdot 0,150 = m / 2 \cdot 0,082 \cdot (273 + 27) ; 0,1425 = 12,3 m$$

$$m_{\text{H}_2} = 0,0011 \text{ g}$$

De la reacción ( 1 ):  $1 \text{ at-g Zn} / 1 \text{ mol H}_2$  ( 3 )

$M_a \text{ Zn} = 65,4 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ at-g Zn} (6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}) / 65,4 \text{ g.}$

$M_m \text{ H}_2 = 2 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol H}_2 (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}) / 2 \text{ g.}$



La proporción ( 3 ) la podemos escribir:  $65,4 \text{ g Zn} / 2 \text{ g H}_2$

lo que nos permite escribir la regla de tres:

$$\begin{array}{l} 65,4 \text{ g Zn} \text{ ----- } 2 \text{ g H}_2 \\ m_{\text{Zn}} \text{ ----- } x \end{array}$$

$$x = m_{\text{Zn}} \cdot 2 \text{ g H}_2 / 65,4 \text{ g Zn}$$

De la reacción ( 2 ):  $2 \text{ at-g Al} / 3 \text{ moles H}_2$  ( 4 )

Ma Al = 27 u  $\rightarrow$  1 at-g Al (  $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos ) / 27 g.

La proporción ( 4 ) pasa a ser:  $2 \cdot 27 \text{ g Al} / 3 \cdot 2 \text{ g H}_2$

lo que nos permite plantear la siguiente regla de tres:

$$\begin{array}{l} 2 \cdot 27 \text{ g Al} \text{ ----- } 3 \cdot 2 \text{ g H}_2 \\ m_{\text{Al}} \text{ ----- } y \end{array}$$

$$y = m_{\text{Al}} \cdot 3 \cdot 2 \text{ g H}_2 / 2 \cdot 27 \text{ g Al}$$

masa aleación =  $m_{\text{Zn}} + m_{\text{Al}}$  ;  $0,156 = m_{\text{Zn}} + m_{\text{Al}}$  ( 5 )

$x + y = 0,0011$  ;  $m_{\text{Zn}} \cdot (2 \text{ g H}_2 / 65,4 \text{ g Zn}) + m_{\text{Al}} \cdot (3 \cdot 2 \text{ g H}_2 / 2 \cdot 27) \text{ g Al} = 0,0011$

$m_{\text{Zn}} \cdot 2 / 65,4 + m_{\text{Al}} \cdot 6 / 54 = 0,0011$  ( 6 )

De la ecuación ( 5 ):  $m_{\text{Zn}} = 0,156 - m_{\text{Al}}$  ( 7 )

que llevado a ( 6 ):  $(0,156 - m_{\text{Al}}) \cdot 2 / 65,4 + m_{\text{Al}} \cdot 6 / 54 = 0,0011$

resolviendo la ecuación  $\rightarrow m_{\text{Al}} = 0,085 \text{ g}$

De la ecuación ( 7 ):  $m_{\text{Zn}} = 0,156 - 0,085 = 0,071 \text{ g}$

En cuanto a la composición de la aleación:

100 g aleación  $\cdot (0,085 \text{ g Al} / 0,156 \text{ g aleación}) = 54,5 \%$  en Al

100 g aleación  $\cdot (0,071 \text{ g Zn} / 0,156 \text{ g aleación}) = 45,5 \%$  en Zn

b) Según la reacción ( 2 ):  $2 \text{ at-g Al} / 3 \text{ moles H}_2\text{SO}_4$  ( 8 )

Mm  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$  (  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas ) / 98 g.

Ma Al = 27 u  $\rightarrow$  1 at-g Al (  $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos ) / 27 g.

La proporción ( 8 ) pasa a ser:  $2 \cdot 27 \text{ g Al} / 3 \cdot 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4$ ; luego

$$0,085 \text{ g Al} \cdot (3 \cdot 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 / 2 \cdot 27 \text{ g Al}) = 0,462 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

### Ejercicio resuelto nº 49

Se dispone en el laboratorio de una disolución de ácido clorhídrico del 32 % de riqueza en peso y densidad 1,16 g/mL. Calcula:

- La molaridad de la disolución.
- El volumen de la disolución necesario para preparar 250 mL de disolución del 15 % de riqueza en peso y densidad 1,07 g/mL.



### Resolución

a) Materia prima: Disolución HCl del 32 % y  $d = 1,16 \text{ g/mL}$ .

$M = m / [M_m \cdot V(L)]$  ( 1 ); supondremos el volumen de 1 L de dicha disolución. Este volumen tendrá una masa:

$$d = m_{\text{disolución}} / V ; m_{\text{disolución}} = d \cdot V = 1,16 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1160 \text{ g disolución}$$

De esta masa de disolución el 32 % corresponde a HCl puro:

$$1160 \text{ g disolución} \cdot (32 \text{ g HCl puro} / 100 \text{ g disolución}) = 371,2 \text{ g HCl puro}$$

La masa de HCl la llevamos a la ecuación ( 1 ):

$$M_m \text{ HCl} = 36,6 \text{ u.}$$

$$M = 371,2 / (36,6 \cdot 1) = 10,17 \text{ mol/L}$$

b) Para preparar 250 mL de dicha disolución del 15 % de riqueza en peso y densidad 1,07 g/mL.

Estos 250 mL de disolución tendrán una masa de disolución:

$$d = m_{\text{disolución}} / V ; m_{\text{disolución}} = d \cdot V = 1,07 \text{ g/mL} \cdot 250 \text{ mL} = 267,5 \text{ g disolución}$$

De estos 267,5 g de disolución, el 15 % corresponde a HCl puro:

$$267,5 \text{ g disolución} \cdot (15 \text{ g HCl} / 100 \text{ g disolución}) = 40,125 \text{ g HCl}$$

Esta cantidad de HCl debe salir de un volumen de la disolución inicial:

$$M = m / M_m \cdot V(L) ; 10,17 = 40,125 / 36,6 \cdot V ; 10,17 \cdot 36,6 V = 40,125$$

$$371,2 V = 40,125 ; V = 0,1 \text{ L. (disolución inicial)} = 100 \text{ mL.}$$

**Ejercicio resuelto nº 50**

El ácido ascórbico contiene solo C, H y O. En la combustión de 1,176 g de dicho ácido se desprenden 1,763 g de CO<sub>2</sub> y 0,483 g de H<sub>2</sub>O. Calcula:

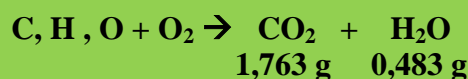
- a) La composición centesimal del ácido ascórbico.
- b) Su fórmula empírica.

Datos: Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1,0.



**Resolución**

- a) La reacción de combustión del ácido ascórbico es:



Masa de la muestra de dicho ácido 1,176 g.

Según la reacción química, todo el C del ácido pasa a formar parte del CO<sub>2</sub> obtenido, la cantidad de C en el CO<sub>2</sub> será:

$$\begin{array}{r} \text{Mm CO}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \cdot 12 = 12 \text{ u} \text{ ----- } 12 \text{ g} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 = 32 \text{ u} \text{ ----- } 32 \text{ g} \\ \hline \text{44 u.} \qquad \qquad \qquad \text{44 g.} \end{array} \right. \end{array}$$

Podemos decir que: **44 g CO<sub>2</sub>/12 g C**; lo que implica:

$$1,763 \text{ g CO}_2 \cdot (12 \text{ g C}/44 \text{ g CO}_2) = \mathbf{0,480 \text{ g C}}$$

$$\begin{array}{r} \text{Mm H}_2\text{O} \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 2 \cdot 1 = 2 \text{ u} \text{ ----- } 2 \text{ g.} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 = 16 \text{ u} \text{ ----- } 16 \text{ g.} \\ \hline \text{18 u.} \qquad \qquad \qquad \text{18 g.} \end{array} \right. \end{array}$$

lo que nos permite decir: **18 g H<sub>2</sub>O/2 g H**; luego la masa de hidrogeno será:

$$0,483 \text{ g H}_2\text{O} \cdot (2 \text{ g H}/18 \text{ g H}_2\text{O}) = \mathbf{0,053 \text{ g H}}$$

La masa de oxígeno la conoceremos partiendo de:

$$m_{\text{muestra}} = m_{\text{C}} + m_{\text{H}} + m_{\text{O}} ; 1,176 = 0,480 + 0,053 + m_{\text{O}} ; \mathbf{m_{\text{O}} = 0,643 \text{ g O}}$$

Podemos establecer las siguientes proporciones:

$$\mathbf{1,176 \text{ g muestra}/ 0,480 \text{ g C}}$$

$$\mathbf{1,176 \text{ g muestra}/0,053 \text{ g H}}$$

$$\mathbf{1,176 \text{ g muestra}/0,643 \text{ g O}}$$

RESOLUCIÓN DE 51 EJERCICIOS DE 4º DE ESO Y 1º DE BACHILLERATO COMO REPASO PARA SELECTIVIDAD

lo que nos permite establecer la composición centesimal del ácido ascórbico:

$$100 \text{ g muestra} \cdot (0,480 \text{ g C}/1,176 \text{ g muestra}) = 40,81 \% \text{ en C}$$

$$100 \text{ g muestra} \cdot (0,053 \text{ g H}/1,176 \text{ g muestra}) = 4,5 \% \text{ en H}$$

$$100 \text{ g muestra} \cdot (0,643 \text{ g O}/1,176 \text{ g muestra}) = 54,67 \% \text{ en O}$$

b) Fórmula empírica:

$$\text{C: } 0,480/12 = 0,04 : 0,04 = 1 \text{ átomo C}$$

$$\text{H: } 0,053/1 = 0,053 : 0,04 = 1,3 \approx 1 \text{ átomo H}$$

$$\text{O: } 0,643/16 = 0,04 : 0,04 = 1 \text{ átomo de O}$$

Fórmula empírica: **CHO**

**Ejercicio resuelto nº 51**

Ordena las siguientes cantidades de materia según el número de átomos que contengan:

a) 3,4 g de hierro, b) 8,8 L de nitrógeno medidos a 25°C y 1,4 atmósferas, c) 0,05 moles de sacarosa (C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>), d) 2,6 mL de bromo (líquido, cuya densidad a 20°C es 3119 Kg/m<sup>3</sup>).

Datos: R = 0,082 atm · L / mol · K ; N<sub>A</sub> = 6,02 · 10<sup>23</sup>.

Masas atómicas: bromo = 79,9; hierro = 55,85; oxígeno = 16,0; nitrógeno = 14,0; carbono = 12,0; hidrogeno = 1,0.



**Resolución**

a) 3,4 g Fe

$$\text{Ma Fe} = 56 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ at-g Fe } (6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos})/56 \text{ g}$$

$$3,4 \text{ g Fe} \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Fe}/56 \text{ g Fe}) = 3,6 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Fe}$$

b) 8,8 L N<sub>2</sub> a 25°C y 1,4 atm.

$$\text{Mm N}_2 = 28 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol N}_2 (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas})/28 \text{ g.}$$

$$\text{P} \cdot \text{V} = \text{n} \cdot \text{R} \cdot \text{T} ; 1,4 \cdot 8,8 = \text{n} \cdot 0,082 \cdot (273+25) ; 12,32 = 24,43 \text{ n}$$

$$\text{n} = 0,5 \text{ moles de N}_2$$

Sabemos que : 1 mol de  $N_2/6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $N_2$ .

$$0,5 \text{ mol } N_2 \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/1 mol } N_2) = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } N_2$$

1 molécula de  $N_2/2$  átomos de N

$$3,01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot (2 \text{ átomos N/1 molécula } N_2) = 6,02 \cdot 10^{24} \text{ átomos de N}$$

c)0,05 moles  $C_{12}H_{22}O_{11}$ .

$$1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } C_{12}H_{22}O_{11}$$

$$0,05 \text{ moles } C_{12}H_{22}O_{11} \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/1 mol } C_{12}H_{22}O_{11}) = 3 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$$

- 1 molécula  $C_{12}H_{22}O_{11}/12$  átomos C
- 2 1 molécula  $C_{12}H_{22}O_{11}/22$  átomos de H
- 3 molécula  $C_{12}H_{22}O_{11}/11$  átomos O

$$2 \cdot 10^{22} \text{ moléculas} \cdot (12 \text{ átomos/1 molécula}) = 36 \cdot 10^{22} \text{ átomos de C}$$

$$2 \cdot 10^{22} \text{ moléculas} \cdot (22 \text{ átomos H/ 1 molécula}) = 44 \cdot 10^{22} \text{ átomos de H}$$

$$2 \cdot 10^{22} \text{ moléculas} \cdot (11 \text{ átomos O/1 molécula}) = 22 \cdot 10^{22} \text{ átomos de O}$$

$$N^\circ \text{ átomos totales} = 36 \cdot 10^{22} + 44 \cdot 10^{22} + 22 \cdot 10^{22} = 102 \cdot 10^{22} =$$

$$= 1,02 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

d)2,6 mL de  $Br_2$  ;  $d = 3119 \text{ Kg/m}^3$ .

Vamos a calcular la masa de  $Br_2$  existentes en los 2,6 mL del mismo:

$$d = m/V ; m_{Br_2} = d \cdot V = 3119 \text{ Kg/m}^3 \cdot 2,6 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3 = 7,1 \cdot 10^{-3} \text{ Kg} = 7,1 \text{ g de } Br_2$$

$$Mm \text{ } Br_2 = 159,8 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol } Br_2 (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas})/159,8 \text{ g } Br_2.$$

El n° de moles de bromo son:

$$7,1 \text{ g } Br_2 \cdot (1 \text{ mol } Br_2/159,8 \text{ g } Br_2) = 0,044 \text{ moles } Br_2$$

El n° de moléculas de  $Br_2$  son:

$$0,044 \text{ moles } Br_2 \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } Br_2/1 \text{ mol } Br_2) = 2,6 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } Br_2.$$

Como: **1 molécula de Br<sub>2</sub>/ 2 átomos de Br**

El nº de átomos de Br será:

**2,6 · 10<sup>24</sup> moléculas Br<sub>2</sub> · (2 átomos de Br/1 molécula de Br<sub>2</sub>) = 5,2 · 10<sup>24</sup> átomos de Br.**

Con los datos obtenidos podemos establecer, en orden creciente del nº de átomos, la siguiente ordenación: **Fe < C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub> < Br<sub>2</sub> < N<sub>2</sub>**

### Ejercicio resuelto nº 52

a) Calcula la concentración molar de una disolución acuosa de cloruro de sodio cuyo contenido en sal es del 1 % en peso y tiene una densidad de 1005 Kg/m<sup>3</sup>.

b) Deduce, además la concentración molar de una disolución formada al mezclar 35 mL de la disolución anterior con 50 mL de otra disolución acuosa de cloruro de sodio 0,05 M. Supón que los volúmenes son aditivos.

Datos: Masas atómicas: cloro = 35,45; sodio = 23,0.



### Resolución

a) Disolución de NaCl al 1% y densidad 1005 Kg/m<sup>3</sup>.

Supongamos un volumen de disolución de 1 L:

1 L = 1 dm<sup>3</sup> = 0,001 m<sup>3</sup>.

Masa del litro de disolución:

$d = m/V$  ;  **$m_{\text{disolución}} = d \cdot V = 1005 \text{ Kg/m}^3 \cdot 0,001 \text{ m}^3 = 1,005 \text{ Kg} = 1005 \text{ g disolu.}$**

De estos gramos, el 1 % son de cloruro sódico:

1005 g disolución · (1 g NaCl/100 g disolución) = **10,05 g NaCl**

Mm NaCl = 58,5 u.

**$M = m/[Mm \cdot V(L)]$  ;  $M = 10,05 / (58,5 \cdot 1) = 0,171 \text{ mol/L}$**

b) En los 35 mL de la disolución anterior hay un nº de moles de NaCl:

**$M = n^\circ \text{ moles}/V(L)$  ;  $n^\circ \text{ moles} = M \cdot V(L) = 0,171 \cdot 0,035 = 0,006 \text{ moles NaCl}$**

En los 50 mL de disolución de NaCl 0,05 M, hay un nº de moles de NaCl:

RESOLUCIÓN DE 51 EJERCICIOS DE 4º DE ESO Y 1º DE BACHILLERATO COMO REPASO PARA SELECTIVIDAD

$$\text{N}^\circ \text{ moles} = M \cdot V(L) = 0,05 \cdot 0,050 = 0,0025 \text{ moles NaCl}$$

$$\text{N}^\circ \text{ moles de la mezcla} = 0,006 + 0,0025 = 0,0085 \text{ moles de NaCl}$$

$$V_{\text{Totalmezcla}} = 35 + 50 = 85 \text{ mL} = 0,085 \text{ L}$$

$$M = \text{n}^\circ \text{ moles}/V(L) ; M = 0,0085/0,085 = 0,1 \text{ mol/L}$$

----- O -----

**Antonio Zaragoza López**