

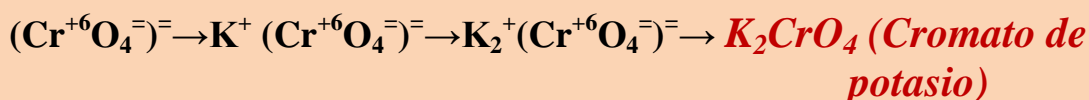
TEMA Nº 19. EJERCICIOS SOBRE COMPOSICIÓN CENTESIMAL. FÓRMULAS EMPÍRICAS Y MOLECULARES

1.- Hallar la composición centesimal del tetraoxocromato (VI) de potasio.

DATOS: MaCr = 52 u ; MaO = 16 u ; MaK = 39,1 u

Resolución:

Formularemos el compuesto químico:



Para conocer la **composición centesimal** debemos determinar la **Masa Molecular** del Cromato de potasio:

$$\begin{array}{l} \text{Mm K}_2\text{CrO}_4 \left\{ \begin{array}{l} \text{K: } 2 \cdot 39,1 \text{ u} = 78,2 \text{ u} \dots\dots\dots 78,2 \text{ g} \\ \text{Cr: } 1 \cdot 52 \text{ u} = 52 \text{ u} \dots\dots\dots 52 \text{ g} \\ \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \dots\dots\dots 64 \text{ g} \\ \hline \mathbf{Mm = 194,2 \text{ u}} \qquad \mathbf{1 \text{ mol} = 194,2 \text{ g}} \end{array} \right. \end{array}$$

Para obtener la composición centesimal podemos utilizar dos métodos:

1.- Tomar como base de cálculo la **Mm** que viene expresada en **unidades de masa atómica** (u).

Según la Mm podemos establecer las siguientes proporciones:

$$194,2 \text{ u de Cromato potásico} / 78,2 \text{ u de K}$$

$$194,2 \text{ u de Cromato Potásico} / 52 \text{ u de Cr}$$

$$194,2 \text{ u de Cromato Potásico} / 64 \text{ u de O}$$

Supongamos una muestra de **100 u** de Cromato de Potasio. En estos 100 u nos encontraremos con:

$$100 \text{ u } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4} \cdot \frac{78,2 \text{ u de K}}{194,2 \text{ u } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4}} = 40,27 \% \text{ en Potasio}$$

$$100 \text{ u } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4} \cdot \frac{52 \text{ u de Cr}}{194,2 \text{ u } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4}} = 26,8 \% \text{ en Cromo}$$

$$100 \text{ u } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4} \cdot \frac{64 \text{ u de O}}{194,2 \text{ u } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4}} = 32,95 \% \text{ en Oxígeno}$$

Para comprobar que hemos trabajado bien sumaremos los tres % y el resultado debe dar 100 o próximo a 100%:

$$40,27 \% + 26,8 \% + 32,95 \% = 100,02 \% \approx 100 \%$$

2.- Podemos utilizar como fuente de datos el **mol** del K_2CrO_4 . Podemos establecer las siguientes proporciones:

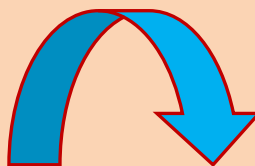
$$194,2 \text{ g } \text{K}_2\text{CrO}_4 / 78,2 \text{ g K}$$

$$194,2 \text{ g } \text{K}_2\text{CrO}_4 / 52 \text{ g Cr}$$

$$194,2 \text{ g } \text{K}_2\text{CrO}_4 / 64 \text{ g O}$$

Supongamos una muestra de **100 g** de K_2CrO_4 .

$$100 \text{ g } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4} \cdot \frac{78,2 \text{ g K}}{194,2 \text{ g } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4}} = 40,27 \% \text{ en Potasio}$$



$$\begin{array}{l}
 100 \text{ g } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4} \cdot \frac{52 \text{ g Cr}}{194,2 \text{ g } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4}} = 26,8 \% \text{ en Cromo} \\
 100 \text{ g } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4} \cdot \frac{64 \text{ g O}}{194,2 \text{ g } \cancel{\text{K}_2\text{CrO}_4}} = 32,95 \% \text{ en Oxígeno} \\
 40,27 \% + 26,8 \% + 32,95 \% = 100,02 \% \approx 100 \%
 \end{array}$$

En este trabajo las composiciones centesimales serán obtenidas en base al **Mol** de compuesto químico.

2.- Calcula la composición centesimal del sulfato de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

DATOS: MaN = 14 u ; MaH = 1 u ; MaS = 32 u ; MaO = 16 u

Resolución:

Cálculo de la Mm del Sulfato de amonio:

Mm $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	{	N: 2 . 14 u = 28 u 28 g
		H: 8 . 1 u = 8 u 8 g
		S: 1 . 32 u = 32 u 32 g
		O: 4 . 16 u = 64 u 64 g
		Mm = 132 u 1 mol = 132 g

Podemos establecer las siguientes proporciones:

$$132 \text{ g de } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 / 28 \text{ g de N}$$

$$132 \text{ g de } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 / 8 \text{ g de H}$$

$$132 \text{ g de } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 / 32 \text{ g S}$$

$$132 \text{ g de } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 / 64 \text{ g de O}$$

Supongamos una muestra de **100 g** de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$:

$$100 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \frac{28 \text{ g N}}{132 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 21,21 \% \text{ en Nitrógeno}$$

$$100 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \frac{8 \text{ g H}}{132 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 6,06 \% \text{ en Hidrógeno}$$

$$100 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \frac{32 \text{ g de S}}{132 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 24,24 \% \text{ en Azufre}$$

$$100 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \frac{64 \text{ g de O}}{132 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 48,48 \% \text{ en Oxígeno}$$

99,99 %

3.- Calcular la composición centesimal del H y O en el agua si en 45 gramos de agua hay 5 de H y 40 de O:

Resolución:

Según el enunciado podemos establecer las siguientes proporciones:

$$\begin{aligned} &45 \text{ g H}_2\text{O} / 5 \text{ g de H} \\ &45 \text{ g H}_2\text{O} / 40 \text{ g de O} \end{aligned}$$

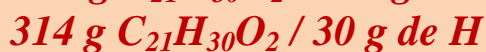
Supongamos 100 g de H_2O :

$$100 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{5 \text{ g H}}{45 \text{ g H}_2\text{O}} = 11,11 \% \text{ en Hidrógeno}$$

$$100 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{40 \text{ g O}}{45 \text{ g H}_2\text{O}} = 88,88 \% \text{ en Oxígeno}$$

99,99 %

Podemos establecer las siguientes proporciones:



Para obtener los % supongamos **100 g** de $C_{21}H_{30}O_2$:

$$100 \text{ g } C_{21}H_{30}O_2 \cdot \frac{252 \text{ g C}}{314 \text{ g } C_{21}H_{30}O_2} = 80,25 \% \text{ en Carbono}$$

$$100 \text{ g } C_{21}H_{30}O_2 \cdot \frac{30 \text{ g H}}{314 \text{ g } C_{21}H_{30}O_2} = 9,55 \% \text{ en Hidrógeno}$$

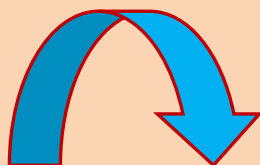
$$100 \text{ g } C_{21}H_{30}O_2 \cdot \frac{32 \text{ g O}}{314 \text{ g } C_{21}H_{30}O_2} = 10,19 \% \text{ en Oxígeno}$$

La suma de los % debe ser igual a 100: **99,99 %**

6.- Una muestra de compuesto de 36 gramos contiene unas cantidades de Potasio, Nitrógeno y Oxígeno de 13,92 g, 4,99 g y 17,09 g. respectivamente. Calcular sus composiciones centesimales.

Resolución:

Según el enunciado se pueden establecer las siguientes proporciones:



Seguiremos los siguientes pasos para resolver el ejercicio:

1.- Suponiendo *100 gramos de masa del compuesto químico en cuestión*, en función de la composición centesimal, en el compuesto tendremos las siguientes cantidades en gramos de cada elemento químico:

K: 26,57 g

Cr: 35,36 g

O: 38,07 g

2.- Obtengamos los *átomo-gramo* de cada elemento químico:

Ma K = 39,1 u *1 átomo-gramo de K / 39,1 g de K*

Ma Cr = 52,00 u *1 átomo-gramo de Cr / 52,00 g de Cr*

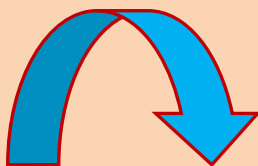
Ma = 16,00 u *1 átomo-gramo de O / implica 16 g de O*

Luego:

$$\frac{26,57 \text{ g de K}}{39,1 \text{ g de K}} \cdot 1 \text{ átomo-gramo de K} = 0,679 \text{ átomos-gramo de K}$$

$$\frac{35,36 \text{ g Cr}}{52,00 \text{ g de Cr}} \cdot 1 \text{ átomo-gramo de Cr} = 0,68 \text{ átomos-gramo de Cr}$$

$$\frac{38,07 \text{ g O}}{16,00 \text{ g de O}} \cdot 1 \text{ átomo-gramo de O} = 2,379 \text{ átomos-gramo de O}$$



3.- Obtengamos el número de átomos de cada elemento:

$$\begin{aligned} &K: 1 \text{ átomo-gramo } K / 39,1 \text{ g de } K \\ &1 \text{ átomo-gramo de } K / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de } K \\ &39,1 \text{ g de } K / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de } K \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} &0,679 \text{ átomos-gramo de } K \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de } K / 1 \text{ átomo-gramo} = \\ &= 4,089 \cdot 10^{23} \text{ átomos de } K \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} &Cr: 1 \text{ átomo-gramo de } Cr / 52,00 \text{ g de } Cr \\ &1 \text{ átomo-gramo de } Cr / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de } Cr \\ &52,00 \text{ g de } Cr / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de } Cr \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} &0,680 \text{ átomos-gramo de } Cr \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de } Cr / 1 \text{ átomo-gramo de } Cr = \\ &= 4,093 \cdot 10^{23} \text{ átomos de } Cr \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} &O: 1 \text{ átomo-gramo } O / 16,00 \text{ g de } O \\ &1 \text{ átomo-gramo de } O / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de } O \\ &16 \text{ átomos-gramo de } O / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de } O \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} &2,379 \text{ átomos-gramo de } O \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de } O / 1 \text{ átomo-gramo de } O = \\ &= 14,328 \cdot 10^{23} \text{ átomos de } O \end{aligned}$$

Observar cómo se han obtenido *tres cifras decimales* en los cálculos matemáticos.

4.- Ya conocemos el número de átomos de cada elemento químico existentes en el compuesto. Ahora pondremos el número de átomos de los elementos químicos en función de **UN** átomo del elemento químico que *presenta menor número de átomos* y entonces sabremos que *por cada átomo de un elemento* hay ¿? del resto de elementos. Para ello dividiremos el número de átomos de cada elemento entre el número más pequeño de átomos pertenecientes a un elemento químico y obtendremos una *sola cifra decimal*. El elemento químico que se encuentra en menor cantidad es el **K**:

$$\text{Átomos de K: } 4,089 \cdot 10^{23} / 4,089 \cdot 10^{23} = 1 \text{ átomos K}$$

$$\text{Átomos de Cr: } 4,095 \cdot 10^{23} / 4,089 \cdot 10^{23} = 1,0 \text{ átomos Cr}$$

$$\text{Átomos de O: } 14,328 \cdot 10^{23} / 4,089 \cdot 10^{23} = 3,5 \text{ átomos O}$$

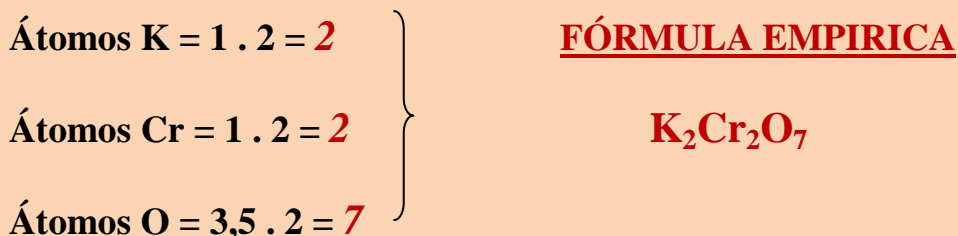
El número de átomos en la molécula de un compuesto químico siempre es un **número entero**. Si las divisiones nos proporcionan **números decimales** deberemos ajustar por exceso o por defecto para que se cumpla esta condición. Ejemplo:

$$1,6 \approx 2 ; 1,7 \approx 2 ; 1,8 \approx 2$$

$$1,4 \approx 1 ; 1,3 \approx 1 ; 1,2 \approx 1$$

3,5 ?

Cuando obtenemos una cifra decimal y es 5 (1,5) el problema lo arreglamos **multiplicando** el número de todos los átomos por “2” por lo que 3,5 desaparece pues al multiplicarlo por 2 se convierte en 7:



Los problemas de composición centesimal para obtener una fórmula química se deben realizar de esta forma, por cierto muy larga. Pero demuestra que el alumno tiene **muy claros los conceptos químicos fundamentales** (átomo-gramo, N^a Avogadro).

Se **utiliza un método mucho más corto**, pero pensando en **SELECTIVIDAD**, o en cualquier tipo de prueba para poder **acceder** a la Universidad, no sabemos si el **profesor corrector** lo aceptará o no.

Este método consiste en dos divisiones y un ajuste por exceso o defecto para que el número de átomos salga entero, si aparece el ,5 procedemos como la forma anterior:

$$\text{K: } 26,57 / 39,1 = 0,679 : 0,679 = 1 \text{ átomo K} \cdot 2 = 2 \text{ átomos K}$$

$$\text{Cr: } 35,36 / 52 = 0,68 : 0,679 = 1 \text{ átomo Cr} \cdot 2 = 2 \text{ átomos Cr}$$

$$\text{O: } 38,07 / 16 = 2,379 : 0,679 = 3,5 \text{ átomos O} \cdot 2 = 7 \text{ átomos O}$$

El multiplicar por 2 los tres resultados tiene como fin eliminar la cifra decimal del átomo de Oxígeno: $3,5 \cdot 2 = 7$

La Fórmula Empírica será: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Resulta mucho más corto ¿NO?. Pero tenemos el inconveniente del *profesor corrector*. Yo en concreto creo que el método más adecuado es el *primero*.

En esta colección de ejercicios resueltos se utilizará el método corto, precisamente para hacer el ejercicio más corto. Pero tenéis que conocer perfectamente el primer método. El segundo no es Química, son Matemáticas.

8.- Una sustancia gaseosa contiene 48,7% de carbono, 8,1% de hidrógeno y el resto de oxígeno. Si su densidad, medida en condiciones normales, es de 3,3 g/l ¿Cuáles serán sus fórmulas empírica y molecular?

DATOS: Masas atómicas: C = 12 ; H = 1 ; O = 16

Resolución:

$$\% C + \% H + \% O = 100$$

$$\% O = 100 - 48,7 - 8,1 = 43,2 \% O$$

Al suponer **100 g** de compuesto, tenemos:

C: 48,7 g

H: 8,1 g

O = 43,2 g

Vamos a conocer la **Fórmula Empírica**:

Dividimos las cantidades de cada elemento por la Masa Atómica de este. Realizaremos una segunda división por la cantidad más pequeña nacida de la primera división y obtendremos el número de átomos de cada elemento químico:

C: $48,7 / 12 = 4,058 : 2,7 = 1,5$ átomos C

H: $8,1 / 1 = 8,1 : 2,7 = 3$ átomos H

O = $43,2 / 16 = 2,7 : 2,7 = 1$ átomo O

Multiplicaremos todos los resultados por 2 para eliminar el 1,5 del Carbono:

C: $48,7 / 12 = 4,058 : 2,7 = 1,5$ átomos C . 2 = **3 átomos C**

H: $8,1 / 1 = 8,1 : 2,7 = 3$ átomos H . 2 = **6 átomos H**

O = $43,2 / 16 = 2,7 : 2,7 = 1$ átomo O . 2 = **2 átomos O**

Fórmula empírica: $C_3H_6O_2$

La **Fórmula Molecular** tendrá la expresión: **$(C_3H_6O_2)_n$ (2)**

Quitando paréntesis en la última fórmula

$$3 n C + 6 n H + 2 n O = Mm$$

Sustituimos por las **Ma**:

$$3 n . 12 + 6 n . 1 + 2 n 16 = Mm$$

$$36 n + 6 n + 32 n = Mm \quad (1)$$

Para conocer “*n*” debemos calcular la *Mm* del compuesto. Estamos con un compuesto gaseoso y por lo tanto cumple:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

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

$$P = \frac{m \cdot R \cdot T}{V \cdot Mm} = \frac{d \cdot R \cdot T}{Mm}$$

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

$$Mm = d \cdot R \cdot T / P = 3,3 \cdot 0,082 \cdot (273 + 0^\circ\text{C}) / 1$$

$$Mm = 73,87 / 1 = 73,87 u$$

Nos vamos a la ecuación (1):

$$36 n + 6 n + 32 n = 73$$

$$74 n = 73,87 ; n = 73,87 / 74 = 0,99$$

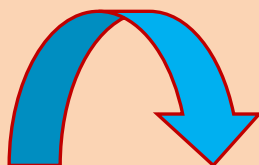
“*n*” debe ser un número entero y por lo tanto si el resultado no sale así deberemos ajustar. En este caso:

$$n = 0,99 \approx 1$$

Yéndonos a la expresión (2):



Fórmula Molecular: $C_3H_6O_2$



9.- Determinar la composición centesimal del dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$).

DATOS: Masas atómicas: K = 39,1 ; Cr = 52 ; O = 16

Resolución:

Calculemos la **Mm** del $K_2Cr_2O_7$:

$$\begin{array}{r} \text{Mm } K_2Cr_2O_7 \left\{ \begin{array}{l} K: 2 \cdot 39,1 \text{ u} = 78,2 \text{ u} \\ Cr: 2 \cdot 52 \text{ u} = 104 \text{ u} \\ O = 7 \cdot 16 \text{ u} = 112 \text{ u} \end{array} \right. \\ \hline 294,2 \text{ u} \end{array}$$

Según el cálculo de **Mm** se pueden establecer las siguientes proporciones:

$$\begin{array}{l} 294,2 \text{ u } K_2Cr_2O_7 / 78,2 \text{ u } K \\ 294,2 \text{ u } K_2Cr_2O_7 / 104 \text{ u } Cr \\ 294,2 \text{ u } K_2Cr_2O_7 / 112 \text{ u } O \end{array}$$

Supongamos **100 u** de $K_2Cr_2O_7$:

$$100 \text{ u } K_2Cr_2O_7 \cdot (78,2 \text{ u } K / 294,2 \text{ u } K_2Cr_2O_7) = 26,58 \% \text{ en } K$$

$$100 \text{ u } K_2Cr_2O_7 \cdot (104 \text{ u } Cr / 294,2 \text{ u } K_2Cr_2O_7) = 35,35 \% \text{ en } Cr$$

$$100 \text{ u } K_2Cr_2O_7 \cdot (112 \text{ u } O / 294,2 \text{ u } K_2Cr_2O_7) = 38,06 \% \text{ en } O$$

10.- Una sustancia presenta una composición de 40% de carbono, 6,7% de hidrógeno y 53,3% de oxígeno. Sabiendo que en 24 mg de sustancia hay aproximadamente $2,4 \cdot 10^{20}$ moléculas, deduce la fórmula molecular del compuesto.

Resolución:

C: 40%

H: 6,7%

O: 53,3 %

$$m_{\text{compuesto}} = 24 \text{ mg} = 0,024 \text{ g}$$

$$N^{\circ} \text{ moléculas} = 2,4 \cdot 10^{20}$$

Con una regla de tres se entenderá mejor la determinación de la ***Mm*** del compuesto:

En 0,024 g compuesto ----- Existen $2,4 \cdot 10^{20}$ moléculas

Mm ----- $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas

$$6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot 0,024 \text{ g} = 2,4 \cdot 10^{20} \text{ moléculas} \cdot \mathbf{Mm}$$

$$\mathbf{Mm} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot 0,024 \text{ g} / 2,4 \cdot 10^{20} \text{ moléculas} =$$

$$= 0,06 \cdot 10^3 \text{ g} = \mathbf{60 \text{ g}} \text{ (1 mol del compuesto)}$$

Si observáis lo que he hecho veréis que he obtenido la ***Mm*** en gramos y eso es precisamente el ***MOL***. Acordaros: *el mol coincide (que no es igual) con la masa molecular expresada en gramos*. De esta definición puedo establecer que ***Mm = 60 u*** que utilizaré para poder obtener la Fórmula Molecular.

Determinación de la Fórmula Empírica:

Suponiendo 100 g de compuesto:

$$\mathbf{C: 40 \text{ g}}$$

$$\mathbf{H = 6,7 \text{ g}}$$

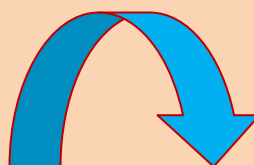
$$\mathbf{O = 53,3 \text{ g}}$$

$$\mathbf{C: 40 / 12 = 3,33 : 3,33 = 1 \text{ átomo de C}}$$

$$\mathbf{H = 6,7 / 1 = 6,7 : 3,33 = 2,01 \approx 2 \text{ átomos de H}}$$

$$\mathbf{O = 53,3 / 16 = 3,33 : 3,33 = 1 \text{ átomo de O}}$$

Fórmula empírica \rightarrow ***CH₂O***



Fórmula Molecular: $(CH_2O)_n$

$$n C + 2 n H + n O = Mm$$

Sustituímos los átomos por sus *Ma*:

$$12 n + 2 n + 16 n = 60 ; 30 n = 60 ; n = 2$$

Fórmula Molecular $\rightarrow (CH_2O)_2 \rightarrow C_2H_4O_2$

11.- Al llevar a cabo la combustión de 2 g de vitamina C se obtuvieron 3 g de CO_2 y 0,816 g de H_2O . Halla la fórmula empírica de la vitamina C sabiendo que contiene C, H y O.

Resolución:

$$2 \text{ gramos vitamina C} = 3 \text{ g } CO_2 + 0,816 \text{ g } H_2O$$

Todo el **Carbono** de la vitamina C se encuentra en forma de CO_2 .
Todo el **Hidrógeno** de la vitamina C se encuentra en forma de H_2O .
El Oxígeno lo conoceremos una vez conocidas las cantidades de **C** e **H** y se las restaremos a los **2 g de vitamina C** que se pusieron en juego.

Determinación de la cantidad de Carbono:

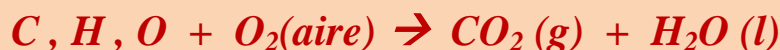
$$\begin{array}{l} Mm \text{ CO}_2 \left\{ \begin{array}{l} C: 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \text{ ----- } 12 \text{ g} \\ O: 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \text{ ----- } 32 \text{ g} \\ \hline \end{array} \right. \\ \\ Mm = 44 \text{ u } CO_2 \qquad \qquad 1 \text{ mol} = 44 \text{ g } CO_2 \end{array}$$

Puedo establecer la siguiente proporción:

$$44 \text{ g } CO_2 / 12 \text{ g } C$$

$$3 \text{ g } \cancel{CO_2} \cdot (12 \text{ g } C / 44 \text{ g } \cancel{CO_2}) = 0,81 \text{ g } C$$

Reacción de combustión:



Según la reacción química:

Todo el **C** del compuesto estará en forma de **CO₂**.

Todo el **H** del compuesto estará en forma de **H₂O**.

El **Oxígeno** lo obtendremos restando a 1,570 g de compuesto los gramos de C e H existentes.

Determinación masa de Carbono:

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

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

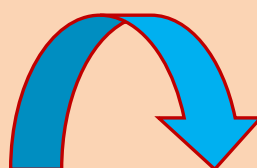
$$3 \text{ g CO}_2 \cdot (12 \text{ g C} / 44 \text{ g CO}_2) = 0,81 \text{ g C}$$

Determinación masa de Hidrógeno:

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

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

$$1,842 \text{ g H}_2\text{O} \cdot (2 \text{ g H} / 18 \text{ g H}_2\text{O}) = 0,20 \text{ g H}$$



Se cumple que:

$$m_C + m_H + m_O = 1,570$$

$$0,81 + 0,20 + m_O = 1,570 ; m_O = 1,570 - 0,81 - 0,20 = 0,56 \text{ g O}$$

Determinación Fórmula Empírica:

$$C: 0,81 / 12 = 0,067 : 0,035 = 1,91 \approx 2 \text{ átomos de C}$$

$$H = 0,20 / 1 = 0,20 : 0,035 = 5,71 \approx 6 \text{ átomos de H}$$

$$O: 0,56 / 16 = 0,035 : 0,035 = 1 \text{ átomo de O}$$

Fórmula empírica: C_2H_6O

Fórmula Molecular: $(C_2H_6O)_n$

$$2 n C + 6 n H + n O = Mm$$

Incorporamos las Ma:

$$2 n \cdot 12 + 6 n \cdot 1 + n \cdot 16 = Mm$$

$$24 n + 6 n + 16 n = Mm ; 46 n = Mm \quad (2)$$

Necesitamos conocer el valor de Mm para obtener “n” y de esta forma conocer la Fórmula Molecular.

El problema decía:

Una muestra gaseosa de 0,412 g de esta sustancia ocupa, a 14 °C y 0,977 atm, un volumen de 216 cm³.

Al estar trabajando con un gas se cumple la *Ecuación General de los Gases Perfectos*:

$$P \cdot V = m/Mm \cdot R \cdot T$$

$$0,977 \cdot 0,216 = 0,412/Mm \cdot 0,082 \cdot (273 + 14)$$

$$0,21 = 9,69 / Mm ; Mm = 9,69 / 0,21 = 46,14 u$$

Nos vamos a la ecuación (2)

$$46 n = Mm ; 46 n = 46,14 ; n = 1$$

Nos vamos a la expresión (1) y la Fórmula Molecular es:



13.- Considerando que el SO₃ es gaseoso en condiciones normales de presión y temperatura:

- ¿Qué volumen, en condiciones normales de presión y temperatura, ocuparán 160 g de SO₃?
- ¿Cuántas moléculas de SO₃ contiene dicho volumen?, y ¿cuántos átomos de oxígeno?

Resolución:

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

En condiciones normales los gases cumplen la condición:

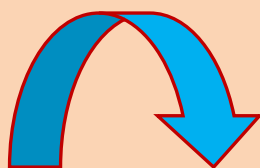
$$1 \text{ mol de cualquier gas}/22,4 \text{ L.} \quad (1)$$

$$Mm \text{ SO}_3 = 80 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol SO}_3 = 80 \text{ g.}$$

La proporción (1) pasa a ser:

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

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



b) En los gases podemos establecer que:

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

14.- 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.
- DATOS: $\text{MaC} = 12 \text{ u}$; $\text{MaCl} = 35,5 \text{ u}$; $\text{MaO} = 16 \text{ u}$

Resolución:

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

$$P \cdot V = m_{\text{CCl}_4} / M_m \cdot R \cdot T \quad ; \quad M_m \text{ CCl}_4 = 154 \text{ u (Calcularlo)}$$

$$P \cdot V = m_{\text{O}_2} / M_m \cdot R \cdot T \quad ; \quad M_m \text{ O}_2 = 32 \text{ u (Calcularlo)}$$

Estamos en las mismas condiciones de presión, temperatura y volumen.

Si dividimos las dos ecuaciones anteriores, miembro a miembro:

$$\begin{aligned} & \frac{P \cdot V}{P \cdot V} = \frac{(m_{\text{CCl}_4} / M_m \cdot R \cdot T)}{(m_{\text{O}_2} / M_m \cdot R \cdot T)} \\ & 1 = (m_{\text{CCl}_4} \cdot M_m \text{ O}_2) / (m_{\text{O}_2} \cdot M_m \text{ CCl}_4) \quad ; \end{aligned}$$

$$1 = m_{\text{CCl}_4} \cdot 32 / m_{\text{O}_2} \cdot 154$$

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

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:

$$\frac{\cancel{P} \cdot \cancel{V} \quad n^\circ \text{ moles CCl}_4 \cdot \cancel{R} \cdot \cancel{T}}{\cancel{P} \cdot \cancel{V} \quad n^\circ \text{ moles O}_2 \cdot \cancel{R} \cdot \cancel{T}} = 1$$

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

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

Segunda proposición **FALSA**.

c) Se cumple que el n° moles es el mismo pero como cada molécula tiene distinta composición (CCl₄ y O₂) el n° de átomos en los dos recipientes nunca pueden ser iguales. Tercera proposición **FALSA**.

15.- Un compuesto está formado por C, H, O y su masa molecular es 60 g/mol. Cuando se queman 30 g del compuesto en presencia de un exceso de oxígeno, se obtiene un número igual de moles de CO₂ y H₂O. Sabiendo que el CO₂ obtenido genera una presión de 2449 mm de Hg en un recipiente de 10 L a 120°C de temperatura:

a) Determina la fórmula empírica del compuesto.

b) Escribe la fórmula molecular y nombre del compuesto.

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

Resolución:

El dato $Mm = 60 \text{ g/mol}$ nos indica que 1 mol de compuesto vale:

$$1 \text{ mol Compuesto} / 60 \text{ g de compuesto}$$

Lo que nos lleva a la conclusión de que: $Mm = 60 u$.

Reacción química:



Las conclusiones de esta reacción:

- .- Todo el **C** del compuesto se encuentra en forma de CO_2 .
- .- Todo el **H** del compuesto se encuentra en forma de H_2O .

Los moles de CO_2 obtenidos son igual al número de moles de H_2O obtenidos:

$$N^{\circ} \text{ moles } CO_2 = N^{\circ} \text{ moles } H_2O$$

Si conocemos el número de moles de CO_2 podremos conocer los moles de H_2O y por lo tanto determinar la Masa de Carbono y la masa de Hidrógeno en el compuesto.

Dice el problema:

Sabiendo que el CO_2 obtenido genera una presión de 2449 mm de Hg en un recipiente de 10 L a $120^{\circ}C$ de temperatura:

El CO_2 es compuesto gaseoso y por tanto cumple la ecuación:

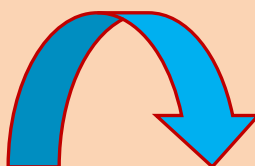
$$P \cdot V = n_{CO_2} \cdot R \cdot T$$

$$2449 \text{ mm Hg} \cdot 1 \text{ atm} / 760 \text{ mm Hg} = 3,22 \text{ atm}$$

$$V = 10 \text{ L.}$$

$$3,22 \cdot 10 = n_{CO_2} \cdot 0,082 (273 + 120)$$

$$32,2 = 32,226 n_{CO_2} ; n_{CO_2} = 32,2 / 32,226 = 0,999 = n_{H_2O}$$



$$\text{Mm CO}_2 = 44 \text{ u (Calcularlo)} ; 1 \text{ mol CO}_2 / 44 \text{ g CO}_2$$

$$\text{Mm H}_2\text{O} = 18 \text{ u (Calcularlo)} ; 1 \text{ mol H}_2\text{O} / 18 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$0,999 \text{ moles CO}_2 \cdot (44 \text{ g CO}_2 / 1 \text{ mol CO}_2) = 43,95 \text{ g CO}_2$$

$$0,999 \text{ moles H}_2\text{O} \cdot (18 \text{ g H}_2\text{O} / 1 \text{ mol H}_2\text{O}) = 17,98 \text{ g H}_2\text{O}$$

Conocidas las masas de CO₂ y de H₂O podemos conocer las masas de **C** y de **H** del compuesto. Para ello calcularemos las Mm:

Masa de Carbono en el compuesto:

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

En 44 g CO₂ / Hay 12 g C

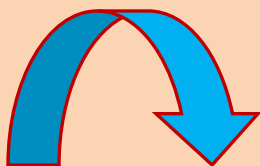
$$43,95 \text{ g CO}_2 \cdot (12 \text{ g C} / 44 \text{ g CO}_2) = 11,98 \text{ g C}$$

Masa de Hidrógeno en el compuesto:

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

En 18 g H₂O / Hay 2 g H

$$17,98 \text{ g H}_2\text{O} \cdot (2 \text{ g H} / 18 \text{ g H}_2\text{O}) = 1,99 \text{ g H}$$



Se cumple que:

$$m_C + m_H + m_O = 30$$

$$11,98 + 1,99 + m_O = 30 ; m_O = 30 - 11,98 - 1,99 = 16,03 \text{ g O}$$

a) Determinación Fórmula Empírica:

$$\text{C: } 11,98 / 12 = 0,998 : 0,998 = 1 \text{ átomo C}$$

$$\text{H: } 1,99 / 1 = 1,99 : 0,998 = 1,99 \approx 2 \text{ átomos H}$$

$$\text{O: } 16,03 / 16 = 1,00 : 0,998 \approx 1 \text{ átomo O}$$

Fórmula Empírica: CH_2O

b) Fórmula Molecular: $(\text{CH}_2\text{O})_n$ (1)

Quitamos parentesis:

$$n \text{ C} + 2 n \text{ H} + n \text{ O} = Mm$$

$$n \cdot 12 + 2 n \cdot 1 + n \cdot 16 = Mm$$

$$12 n + 2 n + 16 n = 60$$

$$30 n = 60 ; n = 2$$

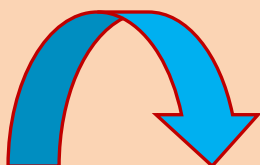
Nos vamos a la expresión (1):



Está fórmula molecular corresponde al compuesto:



Que se conoce como *Ác. Etanoico* o *Ác. Acético*.



16.- Disponemos de una masa de 3,49 g de acetileno que, en condiciones normales, ocupan un volumen de 3 L. Determina: a) La densidad del acetileno en las condiciones dadas. b) La masa molecular del acetileno. c) Sabiendo que el acetileno es un hidrocarburo, ¿cuál puede ser su fórmula molecular y cuál será su nomenclatura IUPAC?

Resolución:

Acetileno = Etino $\rightarrow HC\equiv CH \rightarrow C_2H_2$

a) **Densidad**

$$d = m/V ; d = 3,49 \text{ g} / 3 \text{ L} = 1,16 \text{ g/L}$$

b) El acetileno es un gas y por tanto cumple (E.G.G.P):

$$P.V = m/Mm . R . T$$

$$P = m . R . T / V . Mm ; P = d . R . T / Mm$$

$$Mm = d . R . T / P$$

$$Mm = 1,16 . 0,082 . (273 + 0^\circ\text{C}) / 1$$

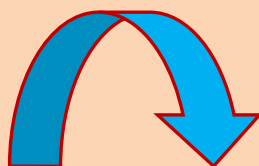
$$Mm = 25,96 \text{ u}$$

c) **ETINO**

17.- Un compuesto orgánico A contiene el 81,81 % de C y el 18,19 % de H. Cuando se introducen 6,58 gramos de dicho compuesto en un recipiente de 10 litros de volumen a 327 °C se alcanza una presión de 560 mm Hg. Calcula:

- La fórmula empírica del compuesto A.
- La fórmula molecular del mismo compuesto.

Resolución:



a) Suponiendo 100 g de compuesto tendremos:

C: 81,81 g

H: 18,19 g

Fórmula Empírica:

C: $81,81 / 12 = 6,81 : 6,81 = 1 \text{ átomo de C}$

H: $18,19 / 1 = 18,19 : 6,81 = 2,67 \approx 3 \text{ átomos de H}$

Fórmula empírica: CH_3

b) **Fórmula Molecular: $(CH_3)_n$ (1)**

$$n \cdot C + 3 n H = Mm$$

$$n \cdot 12 + 3 n \cdot 1 = Mm \quad (2)$$

$$12 n + 3n = Mm$$

Debemos conocer “n”:

se introducen 6,58 gramos de dicho compuesto en un recipiente de 10 litros de volumen a 327 °C se alcanza una presión de 560 mm Hg.

Como estamos en un estado gas:

$$P \cdot V = m/Mm \cdot R \cdot T$$

$$560/760 \cdot 10 = 6,58/Mm \cdot 0,082 \cdot (273+327)$$

$$7,36 = 323,73 / Mm \quad ; \quad Mm = 323,73 / 7,36 = 43,98 u$$

Nos vamos a ecuación (2):

$$12 n + 3 n = Mm$$

$$15 n = 43,98 \quad ; \quad n = 2,9$$

El valor de “*n*” debe ser un número entero, ajustamos:

$$n = 2,9 \approx 3$$

Nos vamos a la expresión (1):



18.- 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.

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

Resolución:

$$\text{C} \rightarrow 54,5 \% ; \text{H} \rightarrow 9,1 \% ; \text{O} \rightarrow 36,4 \%$$

$$88 \text{ g / mol} \rightarrow M_m = 88 \text{ u.}$$

$$\text{C} : 54,5 / 12 = 4,541 : 2,275 = 1,99 = 2$$

$$\text{H} : 9,1 / 1 = 9,1 : 2,275 = 4$$

$$\text{O} : 36,4 / 16 = 2,275 : 2,275 = 1$$

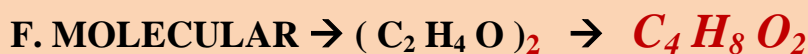


Calculo de “*n*”:

$$2 \cdot n \cdot \text{C} + 4 \cdot n \cdot \text{H} + n \cdot \text{O} = M_m$$

$$2n \cdot 12 + 4n \cdot 1 + n \cdot 16 = M_m$$

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



Todo el *hidrógeno* del compuesto químico está en forma de H_2O obtenida en la reacción química:

$$9 \text{ g } H_2O \cdot \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g } H_2O} = 1 \text{ g H}$$

La masa de O será = $15 - (6+1) = 8 \text{ g}$

Obtención de la fórmula empírica:

$$C: 6/12 = 0,5 : 0,5 = 1$$

$$H: 1/1 = 1 : 0,5 = 2 \quad \text{F. EMPÍRICA} \rightarrow CH_2O$$

$$O: 8/16 = 0,5 : 0,5 = 1$$

Fórmula molecular: $(CH_2O)_n$

Cálculo de "n":

$$n \cdot C + 2n \cdot H + n \cdot O = Mm$$

$$n \cdot 12 + 2n \cdot 1 + n \cdot 16 = Mm$$

$$12n + 2n + 16n = Mm$$

$$30n = Mm \quad (1)$$

Cálculo de Mm:

$$P \cdot V = m / Mm \cdot R \cdot T$$

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

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

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

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

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

Fórmula Molecular $\rightarrow (CH_2O)_2 \rightarrow C_2H_4O_2$

20.- 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 u; O = 16 u

Resolución:

80 % en C ; 20 % en H

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

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

Fórmula Empírica $\rightarrow CH_3$

Fórmula Molecular $\rightarrow (CH_3)_n$

Calculo de "n":

$$n \cdot C + 3n \cdot H = Mm$$

$$n \cdot 12 + 3n \cdot 1 = Mm$$

$$12n + 3n = Mm$$

$$15n = Mm \quad (1)$$

Calculo de Mm:

$$P \cdot V = m / Mm \cdot R \cdot T$$

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

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

$$Mm = (d.R.T) / P$$

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

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



21.- 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 CO₂.

Sabemos también que, en estado gaseoso, 1 gramo del compuesto ocupa 1 dm³ a 4,44 · 10⁴ Pa y 473 K.

a) Halle la masa molecular del compuesto.

b) Determine la fórmula molecular del compuesto.

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

Resolución:



Masa de CO₂ obtenida:

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

$$N^\circ \text{ moles} = m / Mm$$

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

Masa de agua obtenida:

$$Mm \text{ H}_2\text{O} = 18 \text{ u (Calcularla y comprobar)} \rightarrow 18 \text{ g / mol}$$

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

Todo el C del ác. Orgánico está en forma de CO₂:

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

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

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:

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

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

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

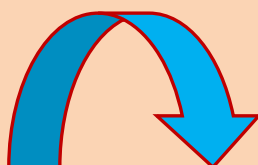
Fórmula empírica $\rightarrow \text{C}_2 \text{H}_4 \text{O}$

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

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

$$2n \cdot 12 + 4n \cdot 1 + 16n = \text{Mm}$$

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



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

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

Todo el **H** del hidrocarburo está contenido en el **H₂O**:

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

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

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

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

$$\text{C: } 2,16/12 = 0,18 : 0,18 = 1$$

$$\text{H: } 0,18/1 = 0,18 : 0,18 = 1$$

Fórmula empírica: **CH**

Calculo de la Fórmula Molecular: **(CH)_n**

$$nC + nH = Mm$$

$$n \cdot 12 + n \cdot 1 = Mm$$

$$13 n = Mm \quad (1)$$

Para conocer la Mm:

$$P \cdot V = m/Mm \cdot R \cdot T$$

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

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

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

Volviendo a (1):

$$13n = 26,1 ; n = 2,00$$

Fórmula molecular:



Ejercicio Propuesto

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 g/mol?.

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 u ; O = 16 u ; H = 1 u

SOL: F. MOLECULAR $\rightarrow \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$

F. Desarrollada $\rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH} \rightarrow$ Ác. Butanoico

23.- Una molécula de dióxido de azufre, SO_2 , contiene un átomo de azufre y dos de oxígeno. Calcular la composición en tanto por ciento de dicha molécula.

DATOS: Masas atómicas: S = 32 ; O = 16.

Resolución:

Calculemos la **Mm** del SO_2 :

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

$$\text{Mm} = 64 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol} = 64 \text{ g}$$

Podemos establecer las siguientes proporciones:

$$64 \text{ u } SO_2 / 32 \text{ u } S$$
$$64 \text{ u } SO_2 / 32 \text{ u } O$$

Supongamos **100 u** de SO_2 :

$$100 \text{ u } SO_2 \cdot 32 \text{ u } S / 64 \text{ u } SO_2 = 50 \% \text{ en } S$$

$$100 \text{ u } SO_2 \cdot 32 \text{ u } O / 64 \text{ u } SO_2 = 50 \% \text{ en } O$$

24.- Determina en donde existe mayor cantidad, en gramos, de hierro:

- a) En el sulfato de hierro (II), $FeSO_4$.
- b) En el sulfato de hierro (III), $Fe_2(SO_4)_3$.

DATOS: Masas atómicas: Fe = 56 u ; S = 32 u ; O = 16 u

Resolución:

- a) En **$FeSO_4$** :

Determinemos la **Mm** del $FeSO_4$:

$$\text{Mm } FeSO_4 \begin{cases} Fe: 1 \cdot 56 \text{ u} = 56 \text{ u} \dots\dots\dots 56 \text{ g} \\ S: 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \dots\dots\dots 32 \text{ g} \\ O: 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \dots\dots\dots 64 \text{ g} \end{cases}$$

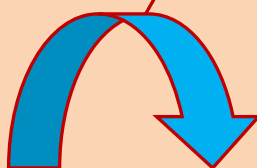
$$\text{-----}$$
$$Mm = 152 \text{ u} \qquad 1 \text{ mol} = 152 \text{ g}$$

Podemos escribir que:

$$152 \text{ g } FeSO_4 / 56 \text{ g } Fe$$

Supongamos **100 g** de $FeSO_4$:

$$100 \text{ g } FeSO_4 \cdot 56 \text{ g } Fe / 152 \text{ g } FeSO_4 = 36,84 \% \text{ de } Fe$$



b) En $Fe_2(SO_4)_3$:

$$\begin{array}{l} \text{Mm } Fe_2(SO_4)_3 \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{Fe: } 2 \cdot 52 \text{ u} = 104 \text{ u} \dots\dots\dots 104 \text{ g} \\ \text{S: } 3 \cdot 32 \text{ u} = 96 \text{ u} \dots\dots\dots 96 \text{ g} \\ \text{O: } 12 \cdot 16 \text{ u} = 192 \text{ u} \dots\dots\dots 192 \text{ g} \end{array} \right. \\ \hline \text{Mm} = 392 \text{ u} \qquad 1 \text{ mol} = 392 \text{ g} \end{array}$$

Podemos establecer que:

$$392 \text{ g } Fe_2(SO_4)_3 / 104 \text{ g } Fe$$

Suponiendo **100 g** de $Fe_2(SO_4)_3$:

$$100 \text{ g } \cancel{Fe_2(SO_4)_3} \cdot 104 \text{ g } Fe / 392 \text{ g } \cancel{Fe_2(SO_4)_3} = 26,53 \% \text{ de } Fe$$

Conclusión: Existe **mayor cantidad de Fe en el $FeSO_4$** .

25.- Determinar la masa de calcio existente en 25,42 g de nitrato cálcico, $Ca(NO_3)_2$.

DATOS: Masas atómicas: Ca = 40 u ; N = 14 u ; O = 16 u

Resolución:

Determinamos la **Mm** del $Ca(NO_3)_2$:

$$\begin{array}{l} \text{Mm } Ca(NO_3)_2 \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{Ca: } 1 \cdot 40 \text{ u} = 40 \text{ u} \dots\dots\dots 40 \text{ g} \\ \text{N: } 2 \cdot 14 \text{ u} = 28 \text{ u} \dots\dots\dots 28 \text{ g} \\ \text{O: } 6 \cdot 16 \text{ u} = 96 \text{ u} \dots\dots\dots 96 \text{ g} \end{array} \right. \\ \hline \text{Mm} = 164 \text{ u} \qquad 1 \text{ mol} = 164 \text{ g} \end{array}$$

Podemos establecer que:

$$1 \text{ mol } Ca(NO_3)_2 / 164 \text{ g } Ca(NO_3)_2$$

Según los cálculos anteriores:

$$164 \text{ g Ca(NO}_3)_2 / 40 \text{ g Ca}$$

En nuestra muestra:

$$25,42 \text{ g Ca(NO}_3)_2 \cdot 40 \text{ g Ca} / 164 \text{ g Ca(NO}_3)_2 = 6,2 \text{ g Ca}$$

26.- En donde existe mayor cantidad de átomos de sodio:

a) En 0,5 moles de NaNO_3 .

b) En 12,5 g de Na_2CO_3 .

c) En 10 mg de NaOH

DATOS: Masas atómicas: Na = 23 u ; N = 14 u ; O = 16 u ; C = 12 u ;
H = 1 u

Resolución:

a) En 0,5 moles de NaNO_3 :

$$\begin{array}{l} \text{Mm del NaNO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Na: } 1 \cdot 23 \text{ u} = 23 \text{ u} \dots\dots\dots 23 \text{ g} \\ \text{N: } 1 \cdot 14 \text{ u} = 14 \text{ u} \dots\dots\dots 14 \text{ g} \\ \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \dots\dots\dots 48 \text{ g} \end{array} \right. \\ \hline \text{Mm} = 85 \text{ u} \qquad 1 \text{ mol} = 85 \text{ g} \end{array}$$

Podemos establecer:

$$1 \text{ mol NaNO}_3 / 85 \text{ g NaNO}_3$$

En nuestra muestra:

$$0,5 \text{ moles NaNO}_3 \cdot 85 \text{ g NaNO}_3 / 1 \text{ mol} = 42,5 \text{ g NaNO}_3$$

Según el desglose para el cálculo del mol de NaNO_3 :

$$85 \text{ g NaNO}_3 / 23 \text{ g Na}$$

$$42,5 \text{ g NaNO}_3 \cdot 23 \text{ g Na} / 85 \text{ g NaNO}_3 = 11,5 \text{ g Na}$$

Debemos saber que:

$$\begin{aligned} &1 \text{ at-g Na} / 23 \text{ g de Na} \\ &1 \text{ at-g Na} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Na} \end{aligned}$$

Luego:

$$23 \text{ g Na} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Na}$$

En nuestros gramos de Na:

$$11,5 \text{ g Na} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na} / 23 \text{ g Na} = 3 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na}$$

b) En 12,5 g de Na_2CO_3 .

Procederemos de la misma forma que en el apartado a).

$$\begin{array}{l} \text{Mm Na}_2\text{CO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Na: } 2 \cdot 23 \text{ u} = 46 \text{ u} \dots\dots\dots 46 \text{ g} \\ \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \dots\dots\dots 12 \text{ g} \\ \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \dots\dots\dots 48 \text{ g} \end{array} \right. \\ \hline \text{Mm} = 106 \text{ u} \qquad \qquad 1 \text{ mol} = 106 \text{ g} \end{array}$$

$$\text{En } 106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 / \text{ Hay } 46 \text{ g Na}$$

En nuestra muestra:

$$12,5 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot 46 \text{ g Na} / 106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 = 5,42 \text{ g Na}$$

Recordar:

$$\begin{aligned} &1 \text{ at-g Na} / 23 \text{ g Na} \\ &1 \text{ at-g Na} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na} \end{aligned}$$

Luego:

$$23 \text{ g Na} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na}$$

En la cantidad de sodio existente:

$$5,42 \text{ g Na} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na} / 23 \text{ g Na} = 1,42 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Na}$$

c) En 10 mg de NaOH.

$$10 \text{ mg} \cdot 1 \text{ g} / 1000 \text{ mg} = 0,010 \text{ g NaOH}$$

Mm NaOH	{	Na: 1 . 23 u = 23 u	23 g
		O: 1 . 16 u = 16 u	16 g
		H: 1 . 1 u = 1 u	1 g

<i>Mm = 40 u</i>			<i>1 mol = 40 g</i>

En 40 g NaOH / 23 g Na

$$0,010 \text{ g NaOH} \cdot 23 \text{ g Na} / 40 \text{ g NaOH} = 0,00575 \text{ g Na}$$

$$23 \text{ g Na} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Na}$$

$$0,00575 \text{ g Na} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na} / 23 \text{ g Na} =$$

$$= 0,0015 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Na} = 1,5 \cdot 10^{20} \text{ átomos Na}$$

Existe mayor número de átomos de Na en la muestra del apartado a).

27.- Calcular la fórmula del sulfato de cobre (II) que contiene un 36 % de agua de cristalización.

DATOS: Masas atómicas: Cu = 63,55 u ; S = 32 u ; O = 16 u

Resolución:

El sulfato de cobre hidratado tiene de fórmula $CuSO_4 \cdot n H_2O$.

Cuando conozcamos el valor de “n” podremos determinar la fórmula de la sal hidratada.

Mm H₂O = 18 u (Calcularla y comprobar)

$$\begin{array}{l} \text{Mm CuSO}_4 \cdot n \text{ H}_2\text{O} \left\{ \begin{array}{l} \text{Cu: } 1 \cdot 63,55 \text{ u} = 63,55 \text{ u} \dots\dots\dots 63,55 \text{ g} \\ \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \dots\dots\dots 32 \text{ g} \\ \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \dots\dots\dots 64 \text{ g} \\ \text{n H}_2\text{O: } n \cdot 18 \text{ u} = 18 n \text{ u} \dots\dots\dots 18 n \text{ g} \end{array} \right. \\ \hline \text{Mm} = (159 + 18 n) \quad 1 \text{ mol} = (159+18n)\text{g} \end{array}$$

Según el dato **36 % de agua de cristalización:**

$$\begin{array}{l} 100 \text{ g Sal hidratada} \text{ ----- } 36 \text{ g H}_2\text{O} \\ (159 + 18n) \text{ g Sal hidratada} \text{ ----- } 18n \text{ g H}_2\text{O} \end{array}$$

$$100 \cdot 18 n = 36 (159 + 18n) ; 1800n = 5724 + 648n$$

$$1152 n = 5724 ; n = 5724/1152 = 4,96$$

“n” es un número entero luego tendremos que ajustar:

$$n = 4,96 \approx 5$$

El sulfato de cobre (II) hidratado tiene de fórmula: **CuSO₄ · 5H₂O**

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

- a) 10 gramos de cloruro de plata.
- b) $3 \cdot 10^{20}$ 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 u ; Ag = 108 u

Resolución:

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

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

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

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

1 molécula AgCl / 1 átomo de Ag

1 molécula AgCl / 1 átomo de Cl

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

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

Nº de átomos totales = nº átomos de Ag + 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 SO_2 .

1 molécula SO_2 / 1 átomo de S

1 molécula SO_2 / 2 átomos de O

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

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

$$N^{\circ} \text{ átomos totales} = n^{\circ} \text{ átomos de S} + n^{\circ} \text{ átomos de O} =$$

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

c) Sabemos que:

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

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

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

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

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

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

$$N^{\circ} \text{ átomos totales} = n^{\circ} \text{ átomos de C} + n^{\circ} \text{ átomos de O} =$$

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

d) 20 L. De O₂ en condiciones normales.

$$1 \text{ mol O}_2 / 22,4 \text{ L}$$

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

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

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

1 molécula de O₂ / 2 átomos de O

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

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

29.- En 0,5 moles de CO₂, calcule:

- El número de moléculas de CO₂.
- La masa de CO₂.
- El número total de átomos.

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

Resolución:

a) Recordemos que:

1 mol CO₂ / 6,023 · 10²³ moléculas

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

c) Mm CO₂ = 44 u (Calcularla y comprobar) → *44 g / mol.*

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

d) Podemos establecer las siguientes proporciones:

1 molécula CO₂ / 1 átomo de C
1 molécula CO₂ / 2 átomos O

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

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

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

30.- 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 u ; O = 16 u

Resolución:

a) Mm CO = 28 u (Calcularla) $\rightarrow 1 \text{ mol} = 28 \text{ g}$

El monóxido de carbono como gas cumple la ecuación:

$$P \cdot V = m/Mm \cdot R \cdot T$$

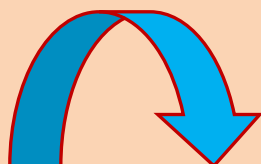
$$1 \cdot 10 = (m/28) \cdot 0,082 \cdot (273 + 0)$$

Despejando la “masa”:

$$m = 12,5 \text{ g CO}$$

b) Recordemos que:

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



Por otra parte sabemos que:

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

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

De la fórmula del monóxido de carbono (CO) deducimos:

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

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

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

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

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

31.- 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

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

Masas atómicas: N = 14 u ; H = 1 u

Resolución:

a) **Mm** NH₃ = 17 u (Calcularla y comprobar)

Entre gases sec cumple la ecuación:

$$P \cdot V = m_{\text{NH}_3} / Mm \cdot R \cdot T$$

$$0,1 \cdot 1 = m_{\text{NH}_3} / 17 \cdot 0,082 (273+27)$$

$$0,1 = m_{\text{NH}_3} \cdot 1,44$$

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

b) Recordemos:

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

$$1 \text{ mol NH}_3 = 17 \text{ g}$$

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

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

c) De la fórmula del amoníaco, NH₃:

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

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

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

$$2,4 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de NH}_3 \cdot (3 \text{ átomos de H} / 1 \text{ molécula de NH}_3) = \\ = 7,2 \cdot 10^{21} \text{ átomos de H}$$

32.- 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 CO₂ y 0,483 g de H₂O. Calcula:

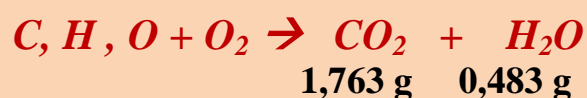
a) La composición centesimal del ácido ascórbico.

b) Su fórmula empírica.

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

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 **CO₂** obtenido, la **cantidad de C** en el CO₂ será:

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

Podemos decir que:

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

En nuestra muestra:

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

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

lo que nos permite decir:

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

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

La masa de oxígeno la conoceremos partiendo de:

$$m_{\text{muestra}} = m_{\text{C}} + m_{\text{H}} + m_{\text{O}}$$

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

Podemos establecer las siguientes proporciones:

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

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

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

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**

33.- 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 (C₁₂H₂₂O₁₁)
 - d) 2,6 mL de bromo (líquido, cuya densidad a 20°C es 3119 Kg/m³).
- Datos: R = 0,082 atm . L / mol . K ; N_A = 6,02 . 10²³.
Masas atómicas: Br = 79,9 u ; Fe = 55,85 u ; O = 16,0 u ;
N = 14,0 u ; C = 12,0 u ; H = 1,0 u

Resolución:

- a) 3,4 g Fe

$$\text{Ma Fe} = 56 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ at-g Fe} = 56 \text{ g}$$

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

- b) 8,8 L N₂ a 25°C y 1,4 atm.

$$\text{Mm N}_2 = 28 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol N}_2 = 28 \text{ g}$$

Trabajamos con un gas y por tanto:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1,4 \cdot 8,8 = n \cdot 0,082 \cdot (273+25) ; 12,32 = 24,43 n$$

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

Sabemos que : 1 mol de N₂/6,023 . 10²³ moléculas de N₂

$$0,5 \text{ mol N}_2 \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}/1 \text{ mol N}_2) =$$

$$= 3,01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de N}_2$$

1 molécula de N₂/2 átomos de N

$$3,01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot (2 \text{ átomos N} / 1 \text{ molécula N}_2) = \\ = 6,02 \cdot 10^{24} \text{ átomos de N}$$

c) Recordemos:

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

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

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

Se cumplen las siguientes proporciones:

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

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

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

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

$$N^\circ \text{ átomos totales} = 36 \cdot 10^{22} + 44 \cdot 10^{22} + 22 \cdot 10^{22} = 102 \cdot 10^{22} = \\ = 1,02 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

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 Br₂ = 159,8 u (Calcularla y comprobar) →

$$\rightarrow 1 \text{ mol Br}_2 = 159,8 \text{ g Br}_2$$

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 Br₂ 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 Br₂ / 2 átomos de Br***

El n° de ***átomos*** de Br será:

$$2,6 \cdot 10^{24} \text{ moléculas Br}_2 \cdot (2 \text{ átomos de Br} / 1 \text{ molécula de Br}_2) = \\ = 5,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos de Br.}$$

Con los datos obtenidos podemos establecer, en orden creciente del n° de átomos, la siguiente ordenación: ***Fe < C₁₂H₂₂O₁₁ < Br₂ < N₂***

----- O -----