

## *Fórmulas químicas y Composición Centesimal de un Compuesto químico. 1º bachillerato*

Hagamos una recapitulación de lo visto hasta el momento dentro de la Química:

- a) Conocemos las partículas y subpartículas elementales que forman el átomo.*
- b) Sabemos distribuir dichas partículas y subpartículas dentro del átomo.*
- c) Conocemos la distribución de los elementos químicos en el conocido Sistema Periódico lo que nos permite conocer muchas propiedades de los elementos químicos.*
- d) Sabemos cómo se unen los átomos para formar los compuestos químicos*

Tenemos unos interrogantes que necesitamos resolver para poder seguir avanzando en el estudio de la *Química* y en definitiva en el conocimiento de la **MATERIA**.

Dalton en su *Modelo Atómico*, en unas de sus conclusiones, *proponía que cada elemento químico estaba compuesto por átomos iguales y exclusivos* ( No totalmente cierto, pero él lo desconocía) *y aunque eran indivisibles e indestructibles, se podían asociar para formar estructuras más complejas, los llamados COMPUESTOS QUIMICOS.*

Estas asociaciones de elementos químicos o Compuestos químicos tienen una composición (elementos químicos integrantes) que constituye la **FÓRMULA** del compuesto químico

Debemos conocer la Fórmula de los compuestos químicos para que el investigador y el profesor puedan seguir avanzando en el estudio de la **MATERIA**.

### *Contenido del tema*

*1.- Fórmula Empírica y Fórmula Molecular (pág. N° 1)*

*2.- Composición Centesimal de un Compuesto Químico (pág. N° 26)*

## 1.- Fórmula Empírica y Fórmula Molecular

Video: Fórmulas empíricas y Moleculares

<http://www.youtube.com/watch?v=ToeVKPWeDT8>

Formulas Empíricas y Moleculares

<http://tplaboratorioquimico.blogspot.com.es/2010/03/formulas-empiricas-y-formulas.html>

Fórmulas Empíricas y moleculares

<http://quimicalibre.com/formulas-moleculares-y-empiricas/>

Con lo *visto en el video y estudiado en las páginas Webs* podemos llegar a la conclusión de que existen dos tipos de formulas:

.- La **Fórmula Empírica** de un compuesto químico indica *cuáles elementos químicos están presentes en dicho compuesto químico y la relación mínima*, en número entero, entre sus átomos.

.- La **Fórmula Molecular** indica el *número exacto de átomos de cada elemento químico que están presentes en la unidad más pequeña de una sustancia* (molécula).

**Ejercicio Resuelto** ( Fuente Enunciado: Educamix. Resolución: A. Zaragoza)

El análisis de cierto compuesto revela que su composición porcentual en masa es 85,63% de C, 14,37% de H. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto? Si la masa molecular es de 28 u, ¿cuál es la fórmula molecular?

DATOS: Masas atómicas: C = 12 u ; H = 1 u.

**Resolución**

Compuesto químico { 85,63% C  
14,37% H



Vamos a transformar los % en masas en gramos:

Suponiendo 100 gramos de compuesto químico, según la composición centesimal tendremos:

$$85,63 \text{ gramos C} + 14,37 \text{ gramos H}$$

Siempre calcularemos primero la Fórmula Empírica y para ello necesitamos conocer los átomos de C e H existentes en el compuesto. Debemos obtener el número de *átomos-gramo* (at – g) de C e H.

*Átomo-gramo (at – g) de un elemento químico coincide con la masa atómica (Ma) del elemento:*

Ma C = 12 u → *1 at – g de Carbono = 12 gramos de carbono*

Ma Al = 27 u → *1 At – g de Aluminio = 27 gramos de aluminio*

Ma H = 1 u → *1 At – g de Hidrógeno = 1 gramo de Hidrógeno*

Calculo de los at – g de C y H:

$$85,63 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ at – g C}}{12 \text{ g C}} = 7,136 \text{ at – g de C}$$

$$14,37 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ at – g H}}{1 \text{ g H}} = 14,37 \text{ at – g de H}$$

Queremos ahora conocer el número de átomos de los elementos existentes en sus *at – g*. Para ello seguiremos a *Avogadro*, que nos dice:

*En 1 at-g de un elemento químico existen  $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos de dicho elemento*

$$7,136 \text{ at – g de C} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}}{1 \text{ at – g C}} = 42,98 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}$$

$$14,37 \text{ at – g H} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H}}{1 \text{ at – H}} = 86,55 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}$$

Elegiremos un elemento químico como referencia para obtener la proporción en la cual se unen para formar el compuesto. El elemento es el que se encuentra en menor cantidad y la relación vendrá dada por cada átomo de ese elemento ( 1 átomo). Para que aparezca la unidad es necesario que divídalos todas las cantidades por la cantidad elegida como patrón, la más pequeña:

$$42,98 \cdot 10^{23} \text{ átomos C} / 42,98 \cdot 10^{23} = 1 \text{ átomo de C}$$

$$86,55 \cdot 10^{23} \text{ átomos H} / 42,98 \cdot 10^{23} = 2 \text{ átomos de H}$$

Los átomos se unen en la proporción:

*Por cada átomo de C / 2 átomos de H*

Lo que nos proporcionaría una fórmula empírica:



El ejercicio se ha realizado como se debe realizar, es decir, diciéndole al profesor que tengo base química. Pero hay un camino mucho más corto, consiste en hacer dos divisiones, y que puede ser que sea aceptado. Yo particularmente no lo acepto a pesar de que lo veo muy práctico. Este método consiste en:

$$\text{C: } 85,63/12 = 7,135$$

$$\text{H: } 14,37/1 = 14,37$$

En esta primera división apreciamos hasta tres decimales. Ahora dividimos las dos cantidades por la más pequeña:

$$\text{C: } 85,63/12 = 7,135 : 7,135 = 1 \text{ átomo de C}$$

$$\text{H: } 14,37/1 = 14,37 : 7,135 = 2 \text{ átomos de H}$$

Proporción: *1 átomo de C / Se une a 2 átomos de H*

Fórmula Empírica:  $\text{CH}_2$

## FÓRMULAS QUÍMICAS Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

El resultado es el mismo pero deberéis hacerlo como os diga vuestro profesor. Yo siempre utilizo el primer método que pienso que es el debéis utilizar en Selectividad. Pero por razones de número de problemas utilizaremos en este trabajo el método corto. A mis alumnos SIEMPRE les exigí el método largo puesto que implica conceptos químicos. El segundo método es matemático y el profesor no sabe si el alumno entiende el por qué de las divisiones que se han realizado.

La *Fórmula Empírica* nos proporciona la *mínima cantidad*, en número de átomos, *que se unen para formar el compuesto*.

La *Fórmula Molecular*, como dice su nombre, nos determina el *número exacto en el cual se deben unir los elementos químicos para formar la molécula*. La expresión de la *Fórmula Molecular* para el ejercicio que acabamos de realizar es:



Según esta expresión la Mm del compuesto será:

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

Debemos conocer “*n*” para poder obtener la *Fórmula Molecular*. Sustituiremos en la ecuación anterior las *Ma* de los elementos químicos:

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

Si conocemos la *Mm* podemos conocer “*n*” y problema resuelto.

Para conocer “*n*” el problema, en su redacción, nos dirá el paso a seguir:

**Si la masa molecular (Mm) es de 28 u**

Luego en la ecuación (1):

$$12 n + 2 n = 28 \quad ; \quad 14 n = 28 \quad ; \quad n = 2$$

La *Fórmula Molecular* será:



## FÓRMULAS QUÍMICAS Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

En el cálculo de la fórmula Empírica, y por los dos métodos debemos Ajustar para determinar el número de átomos de cada elemento. Supongamos que un compuesto químico presenta:

$$C = 1,7$$

$$H = 2$$

$$N = 2,3$$

Los átomos son entidades enteras y no podemos poner números decimales como subíndices en la fórmulas. Entonces es cuando procede el ajuste por exceso o por defecto, es decir:

$$C = 1,7 \approx 2 \text{ (exceso)}$$

$$H = 2$$

$$N = 2,3 \approx 2 \text{ (defecto)}$$

El problema puede surgir cuando los resultados implica un '5. Me explico:

$$C = 1,7 \approx 2$$

$$H = 2,5$$

$$N = 2,3 \approx 2$$

*¿Qué hacemos con el H?* Muy sencillo multiplicamos todos los resultados por **DOS** y desaparece la coma de H:

$$C = 1,7 \approx 2 \cdot 2 = 4$$

$$H = 2,5 \cdot 2 = 5$$

$$N = 2,3 \approx 2 \cdot 2 = 4$$

**SIEMPRE** haremos los ajustes en la **SEGUNDA DIVISIÓN**.

**Ejercicio Resuelto** ( Fuente Enunciado: Educamix. Resolución: A. Zaragoza)

Un compuesto dio la siguiente composición porcentual en masa: 26,57% de K, 35,36% de Cr y 38,07% de O. Determinar la fórmula empírica del compuesto.

DATOS: Masas atómicas: K = 39,1 ; Cr = 52,00 ; O = 16,00

**Resolución**

## FÓRMULAS QUÍMICAS Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

Suponiendo 100 gramos de producto, en función de la composición centesimal:

En el compuesto tendremos, en gramos:

K: 26,57 g  
Cr: 35,36 g  
O: 38,07 g

Calculemos la Fórmula Empírica:

K:  $26,57 / 39,1 = 0,679 : 0,679 = 1 \text{ átomo K}$   
Cr:  $35,36 / 52 = 0,68 : 0,679 = 1,00 = 1 \text{ átomo Cr}$   
O:  $38,07 / 16 = 2,379 : 0,679 = 3,5 \text{ átomos O}$

Este 3,5 nos obliga a multiplicar por 2 todos los resultados:

K:  $26,57 / 39,1 = 0,679 : 0,679 = 1 \text{ átomo K} \cdot 2 = 2 \text{ átomos K}$   
Cr:  $35,36 / 52 = 0,68 : 0,679 = 1,00 = 1 \text{ átomo Cr} \cdot 2 = 2 \text{ átomos Cr}$   
O:  $38,07 / 16 = 2,379 : 0,679 = 3,5 \text{ átomos O} \cdot 2 = 7 \text{ átomos O}$

La Fórmula Empírica será:  $K_2Cr_2O_7$

### Ejercicio Resuelto

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

$\% C + \% H + \% O = 100 ; \% O = 100 - 48,7 - 8,1 = 43,2 \% O$

Suponiendo 100 g de compuesto:

C: 48,7 g  
H: 8,1 g  
O = 43,2 g



## FÓRMULAS QUÍMICAS Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

Vamos a conocer la F.E.:

$$C: 48,7 / 12 = 4,058 : 2,7 = 1,5 \text{ átomos } C$$

$$H: 8,1 / 1 = 8,1 : 2,7 = 3 \text{ átomos } H$$

$$O = 43,2 / 16 = 2,7 : 2,7 = 1 \text{ átomo } O$$

Multiplicaremos todos los resultados por 2:

$$C: 48,7 / 12 = 4,058 : 2,7 = 1,5 \text{ átomos } C \cdot 2 = 3 \text{ átomos } C$$

$$H: 8,1 / 1 = 8,1 : 2,7 = 3 \text{ átomos } H \cdot 2 = 6 \text{ átomos } H$$

$$O = 43,2 / 16 = 2,7 : 2,7 = 1 \text{ átomo } O \cdot 2 = 2 \text{ átomos } O$$

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 (Masas atómicas):

$$3 n \cdot 12 + 6 n \cdot 1 + 2 n \cdot 16 = Mm$$

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

El problema nos decía:

**Si su densidad, medida en condiciones normales, es de 3,3 g/l**

Estamos con un compuesto gaseoso y por lo tanto cumple:

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



$$m / V = \text{densidad}$$

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

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



## FÓRMULAS QUÍMICAS Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

Nos vamos a la ecuación (1):

$$36n + 6n + 32n = Mm : 36n + 6n + 32n = 73,87$$

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

“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):



### Ejercicio Resuelto

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

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

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

$$= 0,06 \cdot 10^3 \text{ g} = 60 \text{ g}$$

Si observáis lo que he hecho veréis que he obtenido la Mm en gramos y eso es precisamente el **MOL**. Acordaros: *el mol equivale a la masa moléculas expresada en gramos*. De esta definición puedo establecer que  $Mm = 60 \text{ u}$  que utilizaré para poder obtener la Fórmula Molecular.

Determinación de la Fórmula Empírica:

Suponiendo 100 g de compuesto:

C: 40 g

H = 6,7 g

O = 53,3 g

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

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

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

Fórmula empírica  $\rightarrow \text{CH}_2\text{O}$

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

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

Sustituimos las Ma:

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

Fórmula Molecular  $\rightarrow (\text{CH}_2\text{O})_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$

### Ejercicio Resuelto

Al llevar a cabo la combustión de 2 g de vitamina C se obtuvieron 3 g de  $\text{CO}_2$  y 0,816 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . Halla la fórmula empírica de la vitamina C sabiendo que contiene C, H y O.

### Resolución

$$2 \text{ gramos vitamina C} = 3 \text{ g CO}_2 + 0,816 \text{ g H}_2\text{O}$$

## FÓRMULAS QUÍMICAS Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

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:

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

Puedo establecer la siguiente proporción:

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

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

Determinación de la cantidad de Hidrógeno:

$$\begin{array}{r} \text{Mm } H_2O \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \text{ ----- } 2 \text{ g} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \text{ ----- } 16 \text{ g} \\ \hline 18 \text{ u} \qquad \qquad \qquad 18 \text{ g } H_2O \end{array} \right. \end{array}$$

$$18 \text{ g } H_2O / 2 \text{ g } H$$

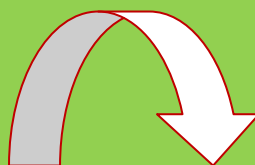
$$0,816 \text{ g } H_2O \cdot 2 \text{ g } H / 18 \text{ g } H_2O = 0,09 \text{ g } H$$

Determinación de la cantidad de Oxígeno:

Se pusieron en juego 2 gramos de vitamina C, se debe cumplir:

$$m_C + m_H + m_O = 2$$

$$0,81 + 0,09 + m_O = 2 \ ; \ m_O = 2 - 0,81 - 0,09 = 1,1 \text{ g } O$$



**Determinación de la Fórmula Empírica:**

C:  $0,81 / 12 = 0,067 : 0,067 = 1 \text{ átomo de C}$

H:  $0,09 / 1 = 0,09 : 0,067 = 1,3 \approx 1 \text{ átomo de H}$

O:  $1,1 / 16 = 0,068 : 0,067 = 1,01 \approx 1 \text{ átomos de O}$

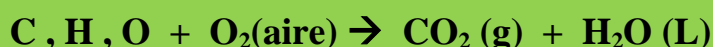
Fórmula Empírica: **CHO**

**Ejercicio Resuelto**

Un compuesto orgánico está constituido por carbono, hidrógeno y oxígeno. Cuando se produce la combustión de 1,570 g del mismo se obtienen 3 g de dióxido de carbono y 1,842 g de agua. Una muestra gaseosa de 0,412 g de esta sustancia ocupa, a 14 °C y 0,977 atm, un volumen de 216 cm<sup>3</sup>. Calcula su fórmula empírica y su fórmula molecular.

**Resolución**

Reacción de combustión:



Según la reacción química:

Todo el C del compuesto estará en forma de **CO<sub>2</sub>**.

Todo el H del compuesto estará en forma de **H<sub>2</sub>O**.

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

Determinación masa de Carbono:

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

**44 g CO<sub>2</sub> / 12 g C**

**3 g CO<sub>2</sub> · 12 g C / 44 g CO<sub>2</sub> = 0,81 g C**

Determinación masa de Hidrógeno:

$$\text{Mm H}_2\text{O} \begin{cases} \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \dots\dots\dots 2 \text{ g} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \dots\dots\dots 16 \text{ g} \end{cases}$$


---


$$\begin{array}{r} 18 \text{ u} \qquad \qquad \qquad 18 \text{ g} \end{array}$$

$$8 \text{ g H}_2\text{O} / 2 \text{ g H}$$

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

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 F.E.:

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

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

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

Fórmula empírica:  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

Fórmula Molecular:  $(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})_n$

$$2 n \text{ C} + 6 n \text{ H} + n \text{ O} = \text{Mm}$$

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

Necesitamos conocer el valor de Mm para obtener “n” y de esta forma conocer la Formula 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 cm<sup>3</sup>.

## FÓRMULAS QUÍMICAS Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

Al estar trabajando con un gas se cumple:

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

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

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

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:



### Ejercicio Resuelto

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 CO<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O. Sabiendo que el CO<sub>2</sub> obtenido genera una presión de 2449 mm de Hg en un recipiente de 10 L a 120°C de temperatura:

- Determina la fórmula empírica del compuesto.
- Escribe la fórmula molecular y nombre del compuesto.

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

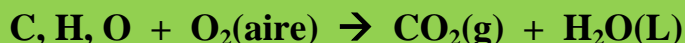
### Resolución

El dato Mm = 60 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<sub>2</sub>.
- .- Todo el H del compuesto se encuentra en forma de H<sub>2</sub>O.

## FÓRMULAS QUÍMICAS Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

Los moles de CO<sub>2</sub> obtenidos son igual al número de moles de H<sub>2</sub>O obtenidos:

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

Si conocemos el número de moles de CO<sub>2</sub> podremos conocer los moles de H<sub>2</sub>O y por lo tanto determinar la Masa de Carbono y la masa de Hidrógeno en el compuesto.

Dice el problema:

**Sabiendo que el CO<sub>2</sub> obtenido genera una presión de 2449 mm de Hg en un recipiente de 10 L a 120°C de temperatura:**

El CO<sub>2</sub> es compuesto gaseoso y por tanto cumple la ecuación:

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

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

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

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

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

$$\text{Mm } CO_2 = 44 \text{ u} ; 1 \text{ mol } CO_2 / 44 \text{ g } CO_2$$

$$\text{Mm } H_2O = 18 \text{ u} ; 1 \text{ mol } H_2O / 18 \text{ g } H_2O$$

$$0,999 \text{ moles } CO_2 \cdot 44 \text{ g } CO_2 / 1 \text{ mol } CO_2 = 43,95 \text{ g } CO_2$$

$$0,999 \text{ moles } H_2O \cdot 18 \text{ g } H_2O / 1 \text{ mol } H_2O = 17,98 \text{ g } H_2O$$

Conocidas las masas de CO<sub>2</sub> y de H<sub>2</sub>O podemos conocer las masas de C y de H del compuesto. Para ello calcularemos las Mm:

Masa de Carbono en el compuesto:

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

**En 44 g CO<sub>2</sub> / 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:

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

*En 18 g H<sub>2</sub>O / 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<sub>2</sub>O**

b) Fórmula Molecular: **(CH<sub>2</sub>O)<sub>n</sub>** (1)

Quitamos paréntesis:

$$n \text{ C} + 2 n \text{ H} + n \text{ O} = \text{Mm} ; 12 n + 2 n + 16 n = 60$$

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

Nos vamos a la expresión (1):





Está fórmula molecular corresponde al compuesto:



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

### Ejercicio Resuelto

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:

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

$$Mm = d \cdot R \cdot T / P ; Mm = 1,16 \cdot 0,082 \cdot (273 + 0^\circ\text{C}) / 1$$

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

c) *ETINO*

### Ejercicio Resuelto

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:  $\text{CH}_3$

b) Fórmula Molecular:  $(\text{CH}_3)_n$  (1)

$n \cdot C + 3 n H = Mm$  ;  $12 n + 3 n = Mm$  (2)

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:

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

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

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

Nos vamos a ecuación (2):

$12 n + 3 n = Mm$  ;  $15 n = 43,98$  ;  $n = 2,9$

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

$n = 2,9 \approx 3$

Nos vamos a la expresión (1):

$(\text{CH}_3)_3 \rightarrow \text{C}_3\text{H}_9 \rightarrow \text{Fórmula Molecular}$

### Ejercicio Resuelto

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 %

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

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 →  $C_2 H_4 O$

F. MOLECULAR →  $(C_2 H_4 O)_n$

Calculo de “n”:

$2n.C + 4n.H + n . O = Mm ; 2n.12 + 4n.1 + n.16 = Mm$

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

F. MOLECULAR →  $(C_2 H_4 O)_2 \rightarrow C_4 H_8 O_2$

### Ejercicio Resuelto

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

Reacción química:  $C,H,O + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

## FÓRMULAS QUÍMICAS Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

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

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

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

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

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

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

La masa de O será = 15 – (6+1) = 8 g

Obtención de la fórmula empírica:

$$\begin{array}{l} \text{C : } 6 / 12 = 0,5 : 0,5 = 1 \\ \text{H : } 1 / 1 = 1 : 0,5 = 2 \\ \text{O : } 8 / 16 = 0,5 : 0,5 = 1 \end{array} \quad \text{F. EMPÍRICA} \rightarrow \text{C H}_2\text{O}$$

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 ;

$$30 n = \text{Mm} \quad (1)$$

## FÓRMULAS QUÍMICAS Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

Calculo de Mm :

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

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

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

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

Fórmula Molecular  $\rightarrow (C H_2 O)_2 \rightarrow C_2 H_4 O_2$

### Ejercicio Resuelto

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

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

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

Fórmula Empírica  $\rightarrow C H_3$

Fórmula Molecular  $\rightarrow (C H_3)_n$

$$\text{Calculo de "n"} : n \cdot C + 3n \cdot H = Mm ; 12n + 3n = Mm ;$$

$$15n = Mm ( 1 )$$

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

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

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

Volvemos a ( 1 ) :  $15n = 30$  ;  $n = 2$



**Ejercicio Resuelto**

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 CO<sub>2</sub>.

Sabemos también que, en estado gaseoso, 1 gramo del compuesto ocupa 1 dm<sup>3</sup> a  $4,44 \cdot 10^4$  Pa y 473 K.

a) Halle la masa molecular del compuesto.

b) Determine la fórmula molecular del compuesto.

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

**Resolución**



Masa de CO<sub>2</sub> obtenida: Mm CO<sub>2</sub> = 44 u  $\rightarrow$  44 g / mol

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

Masa de agua obtenida: Mm H<sub>2</sub>O = 18 u  $\rightarrow$  18 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 CO<sub>2</sub>:

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

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

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

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

## FÓRMULAS QUÍMICAS Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

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

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

$$24n + 4n + 16n = Mm ; 44n = Mm (1)$$

Calculo de Mm :

$$\frac{1 \text{ Atm} / 101.300 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} \\ 4,44 \cdot 10^4 \text{ Pa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{101.300 \text{ Pa}} = 0,44 \text{ Atm}$$

$$P \cdot V = m / Mm \cdot R \cdot T ; 0,44 \cdot 1 = 1 / Mm \cdot 0,082 \cdot 273 ; Mm = 88,16 \text{ u}$$

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

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

### Ejercicio Propuesto

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.

## FÓRMULAS QUÍMICAS Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

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

**SOL:** F. EMPÍRICA →  $CO_2$

F. MOLECULAR →  $CO_2$

### Ejercicio Resuelto

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.

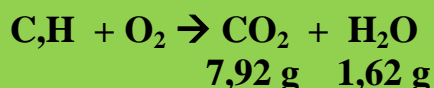
b) Determina su fórmula molecular.

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

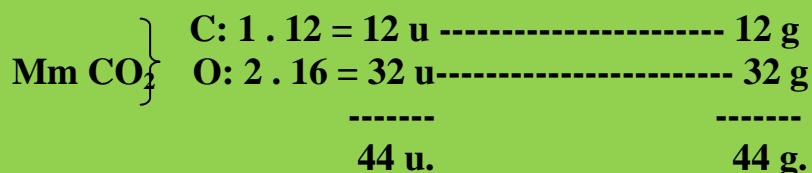
R = 0,082 atm . L . K<sup>-1</sup> . mol<sup>-1</sup>.

### Resolución

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



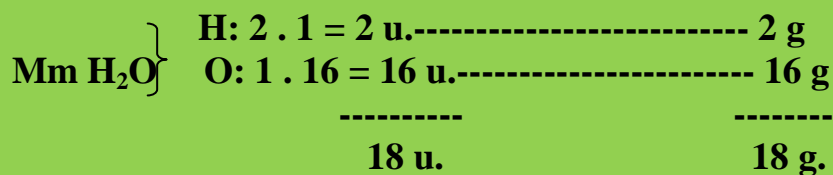
Todo el C del hidrocarburo se encuentra en el CO<sub>2</sub>:



*44 g de CO<sub>2</sub> / 12 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:



*18 g H<sub>2</sub>O / 2 g H*



## FÓRMULAS QUÍMICAS Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

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

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

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

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

Fórmula empírica: **CH**

Calculo de la fórmula molecular:

$$(\text{CH})_n \rightarrow n\text{C} + n\text{H} = Mm \quad (1)$$

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):

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

Fórmula molecular:

$$(\text{CH})_n \rightarrow (\text{CH})_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2$$

### 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?.

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.

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

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

## 2.- Composición Centesimal de un Compuesto Químico

Video: Composición porcentual de un compuesto químico

[http://www.youtube.com/watch?v=T\\_pBwxIRJoY](http://www.youtube.com/watch?v=T_pBwxIRJoY)

Video: Composición Centesimal de un compuesto químico

[http://www.youtube.com/watch?v=shblWlhC\\_Y8](http://www.youtube.com/watch?v=shblWlhC_Y8)

Composición centesimal

<http://www.xuletas.es/ficha/asdrr/>

La **composición centesimal** nos determina la **masa en gramos** de cada elemento químico **existente en 100 gramos del compuesto**. Se determina a partir de la **fórmula molecular** conocida, la cual se habría determinado mediante métodos químicos adecuados.

Video: Fórmulas Empíricas y Moleculares. Composición centesimal

<http://www.youtube.com/watch?v=hklSVGON248>

Composición centesimal de un compuesto químico. Fórmulas empíricas y moleculares

<http://www.alonsoformula.com/inorganica/composicion.htm>

Composición centesimal y Fórmulas Químicas

<http://alkimia-quimika.blogspot.com.es/2008/10/frmulas-moleculares-y-composicin.html>

**Ejercicio resuelto** ( Fuente Enunciado: Cajón de Ciencias. Resolución: A. Zaragoza)

La progesterona es un componente común de la píldora anticonceptiva. Si su fórmula empírica es  $C_{21}H_{30}O_2$ , ¿cuál es su composición porcentual?

**Resolución**

Calculemos la Mm de la progesterona:

## FÓRMULAS QUÍMICAS Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

$$\begin{array}{r} \text{Mm } C_{21}H_{30}O_2 \quad \left\{ \begin{array}{l} C: 21 \cdot 12 \text{ u} = 252 \text{ u} \\ H: 30 \cdot 1 \text{ u} = 30 \text{ u} \\ O: 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \end{array} \right. \\ \hline 314 \text{ u} \end{array}$$

Para conocer la composición porcentual podemos trabajar en las unidades que queramos. Como la Mm la hemos obtenido en “unidades de masa atómica”, seguiremos trabajando en “u”:

Del cálculo de Mm podemos establecer las siguientes relaciones:

*En 314 u de Progesterona / Hay 252 u de C*  
*En 314 u de “ / Hay 30 u de H*  
*En 314 u de “ / Hay 32 u de O*

Si suponemos 100 u de progesterona:

$$100 \text{ u Progesterona} \cdot 252 \text{ u de C} / 314 \text{ u de progesterona} = 80,25\% \text{ en C}$$

$$100 \text{ u Progesterona} \cdot 30 \text{ u de H} / 314 \text{ u de Progesterona} = 9,55\% \text{ en H}$$

$$100 \text{ u Progesterona} \cdot 32 \text{ u de O} / 314 \text{ u de Progesterona} = 10,19\% \text{ en O}$$

-----  
*≈ 100%*

Si queremos demostrar que hemos trabajado bien solo tenemos que sumar los % y comprobar que obtenemos el 100 %.

**Ejercicio Resuelto** ( Fuente Enunciado:Hiru.com. Resolución: A. Zaragoza)

Una molécula de dióxido de azufre, SO<sub>2</sub>, 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<sub>2</sub>:

## FÓRMULAS QUÍMICAS Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

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

Podemos establecer las siguientes proporciones:

$$\begin{array}{l} 64 \text{ u SO}_2 / 32 \text{ u S} \\ 64 \text{ u SO}_2 / 32 \text{ u O} \end{array}$$

Supongamos 100 u de SO<sub>2</sub>:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ u SO}_2 \cdot 32 \text{ u S} / 64 \text{ u SO}_2 = 50 \% \text{ en S} \\ 100 \text{ u SO}_2 \cdot 32 \text{ u O} / 64 \text{ u SO}_2 = 50 \% \text{ en O} \end{array}$$

### Ejercicio Resuelto

Determinar la composición centesimal del dicromato de potasio, K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>.

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

### Resolución

Calculemos la Mm del K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>:

$$\begin{array}{l} \text{Mm K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \left\{ \begin{array}{l} \text{K: } 2 \cdot 39,1 \text{ u} = 78,2 \text{ u} \\ \text{Cr: } 2 \cdot 52 \text{ u} = 104 \text{ u} \\ \text{O} = 7 \cdot 16 \text{ u} = 112 \text{ u} \\ \hline 294,2 \text{ u} \end{array} \right. \end{array}$$

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

$$\begin{array}{l} 294,2 \text{ u K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 / 78,2 \text{ u K} \\ 294,2 \text{ u K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 / 104 \text{ u Cr} \\ 294,2 \text{ u K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 / 112 \text{ u O} \end{array}$$

Supongamos 100 u de K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ u K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot 78,2 \text{ u K} / 294,2 \text{ u K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 26,58 \% \text{ en K} \\ 100 \text{ u K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot 104 \text{ u Cr} / 294,2 \text{ u K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 35,35 \% \text{ en Cr} \\ 100 \text{ u K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot 112 \text{ u O} / 294,2 \text{ u K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 38,06 \% \text{ en O} \end{array}$$

**Ejercicio Resuelto**

Determina en donde existe mayor cantidad, en gramos, de hierro:

- a) En el sulfato de hierro (II),  $\text{FeSO}_4$ .
- b) En el sulfato de hierro (III),  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ .

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

**Resolución**

- a) En  $\text{FeSO}_4$ :

Determinemos la Mm del  $\text{FeSO}_4$ :

$$\begin{array}{r}
 \text{Mm } \text{FeSO}_4 \left\{ \begin{array}{l}
 \text{Fe: } 1 \cdot 56 \text{ u} = 56 \text{ u} \dots\dots\dots 56 \text{ g} \\
 \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \dots\dots\dots 32 \text{ g} \\
 \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \dots\dots\dots 64 \text{ g}
 \end{array} \right. \\
 \hline
 \qquad \qquad \qquad 152 \text{ u} \qquad \qquad \qquad 152 \text{ g}
 \end{array}$$

Podemos escribir que:

$$152 \text{ g } \text{FeSO}_4 / 56 \text{ g } \text{Fe}$$

Supongamos 100 g de  $\text{FeSO}_4$ :

$$100 \text{ g } \text{FeSO}_4 \cdot 56 \text{ g } \text{Fe} / 152 \text{ g } \text{FeSO}_4 = 36,84 \text{ g de Fe}$$

- b) En  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ :

$$\begin{array}{r}
 \text{Mm } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \left\{ \begin{array}{l}
 \text{Fe: } 2 \cdot 56 \text{ u} = 112 \text{ u} \dots\dots\dots 112 \text{ g} \\
 \text{S: } 3 \cdot 32 \text{ u} = 96 \text{ u} \dots\dots\dots 96 \text{ g} \\
 \text{O: } 12 \cdot 16 \text{ u} = 192 \text{ u} \dots\dots\dots 192 \text{ g}
 \end{array} \right. \\
 \hline
 \qquad \qquad \qquad 392 \text{ u} \qquad \qquad \qquad 392 \text{ g}
 \end{array}$$

Podemos establecer que:

$$392 \text{ g } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 / 112 \text{ g } \text{Fe}$$

Suponiendo 100 g de  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ :

$$100 \text{ g } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 112 \text{ g } \text{Fe} / 392 \text{ g } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = 28,57 \text{ g Fe}$$

Conclusión: Existe mayor cantidad de Fe en el  $\text{FeSO}_4$ .

**Ejercicio Resuelto**

Determinar la masa de calcio existente en 25,42 g de nitrato cálcico,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ .

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

**Resolución**

Vamos a determinar la Mm del  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ :

$$\begin{array}{r} \text{Mm } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{Ca: } 1 \cdot 40 \text{ u} = 40 \text{ u} \dots\dots\dots 40 \text{ g} \\ \text{N: } 2 \cdot 14 \text{ u} = 28 \text{ u} \dots\dots\dots 28 \text{ g} \\ \text{O: } 6 \cdot 16 \text{ u} = 96 \text{ u} \dots\dots\dots 96 \text{ g} \end{array} \right. \\ \hline \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad 164 \text{ u} \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad 164 \text{ g} \end{array}$$

Podemos establecer que:

$$1 \text{ mol } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 / 164 \text{ g } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$$

Según los cálculos anteriores:

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

En nuestra muestra:

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

**Ejercicio Resuelto**

En donde existe mayor cantidad de átomos de sodio:

- a) En 0,5 moles de  $\text{NaNO}_3$ .
- b) En 12,5 g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .
- c) En 10 mg de  $\text{NaOH}$

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

**Resolución**



**a) En 0,5 moles de  $\text{NaNO}_3$ :**

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

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  $\text{NaNO}_3$ :

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

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

Debemos saber que:

$$1 \text{ at-g Na} / 23 \text{ g de Na}$$

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

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  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .**

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

## FÓRMULAS QUÍMICAS Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

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

*En 106 g Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> / Hay 46 g Na*

En muestra 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:

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

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.

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

$$\begin{array}{l} \text{Mm NaOH} \left\{ \begin{array}{l} \text{Na: } 1 \cdot 23 \text{ u} = 23 \text{ u} \dots\dots\dots 23 \text{ g} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \dots\dots\dots 16 \text{ g} \\ \text{H: } 1 \cdot 1 \text{ u} = 1 \text{ u} \dots\dots\dots 1 \text{ g} \end{array} \right. \\ \hline \qquad \qquad \qquad 40 \text{ u} \qquad \qquad \qquad 40 \text{ g} \end{array}$$

*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).

### Ejercicio Resuelto

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

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

### Resolución

El sulfato de cobre hidratado tiene de fórmula  $\text{CuSO}_4 \cdot n \text{H}_2\text{O}$ .

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

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

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

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:  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

**Ejercicio Resuelto**

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 ; Ag = 108.

**Resolución**

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

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

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

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

$$\begin{aligned} \text{N}^\circ \text{ de átomos totales} &= \text{n}^\circ \text{ átomos de Ag} + \text{n}^\circ \text{ átomos de Cl} = \\ &= 0,42 \cdot 10^{23} + 0,42 \cdot 10^{23} = 0,84 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \end{aligned}$$

b)  $3 \cdot 10^{20}$  moléculas de SO<sub>2</sub>.

*1 molécula SO<sub>2</sub> / 1 átomo de S ; 1 molécula SO<sub>2</sub> / 2 átomos de O*

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

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

$$\begin{aligned} \text{N}^\circ \text{ átomos totales} &= \text{n}^\circ \text{ átomos de S} + \text{n}^\circ \text{ átomos de O} = \\ &= 3 \cdot 10^{20} + 6 \cdot 10^{20} = 9 \cdot 10^{20} \text{ átomos} \end{aligned}$$

c) 1 mol CO / 6,023 · 10<sup>23</sup> 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 molécula CO / 1 átomo de C ; 1 molécula CO / 1 átomo de O*

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

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

$$\begin{aligned} \text{N}^\circ \text{ átomos totales} &= \text{n}^\circ \text{ átomos de C} + \text{n}^\circ \text{ átomos de O} = \\ &= 24,1 \cdot 10^{23} + 24,1 \cdot 10^{23} = 48,2 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \end{aligned}$$

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

*1 mol O<sub>2</sub> / 22,4 L ; 1 mol O<sub>2</sub> / 6,023 · 10<sup>23</sup> moléculas O<sub>2</sub> →*

*→ 22,4 L. O<sub>2</sub> / 6,023 · 10<sup>23</sup> moléculas O<sub>2</sub>*

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

*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

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

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

c) Mm CO<sub>2</sub> = 44 u → 44 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)  $1 \text{ molécula CO}_2 / 1 \text{ átomo de C}$  ;  $1 \text{ molécula CO}_2 / 2 \text{ átomos O}$

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

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

## FÓRMULAS QUÍMICAS Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

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

### Ejercicio Resuelto

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

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

$$P \cdot V = m/M_m \cdot R \cdot T ; 1 \cdot 10 = m/28 \cdot 0,082 \cdot (273 + 0)$$

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

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

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

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

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

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

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

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

**Ejercicio Resuelto**

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:  $N = 14$ ;  $H = 1$ .

**Resolución**

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

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

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

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

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

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

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

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

$$= 2,4 \cdot 10^{21} \text{ moléculas NH}_3$$

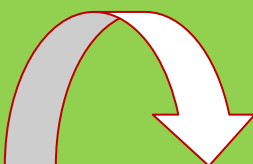
c) 1 molécula de  $\text{NH}_3$  / 1 átomo de N.

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**

Se tienen dos recipientes de idéntico volumen; uno contiene  $\text{CCl}_4$  (g), y el otro  $\text{O}_2$  (g) ambos a la misma presión y temperatura. Explica razonadamente si son ciertas o falsas las siguientes proposiciones:

- a) El peso del vapor de  $\text{CCl}_4$  es igual al peso de  $\text{O}_2$ .
- b) El número de moléculas de  $\text{CCl}_4$  es 2,5 veces mayor que el número de moléculas de  $\text{O}_2$ .
- c) El número total de átomos es el mismo en cada recipiente.

**Resolución**

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

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

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

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

Si dividimos las dos ecuaciones anteriores, miembro a miembro:

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

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

La primera proposición es **FALSA**.

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

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

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

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

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

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

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

En condiciones normales los gases cumplen la condición:

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

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

La proporción ( 1 ) pasa a ser:

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

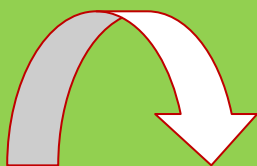
$$160 \text{ g SO}_3 \cdot (22,4 \text{ L SO}_3 / 80 \text{ g SO}_3) = 44,8 \text{ L SO}_3$$

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**

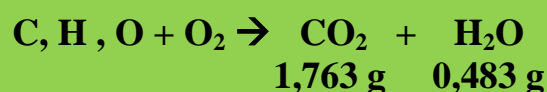
El ácido ascórbico contiene solo C, H y O. En la combustión de 1,176 g de dicho ácido se desprenden 1,763 g de CO<sub>2</sub> y 0,483 g de H<sub>2</sub>O. Calcula:

- 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:

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

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

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

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

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:

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

## FÓRMULAS QUÍMICAS Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

Podemos establecer las siguientes proporciones:

*1,176 g muestra/ 0,480 g C*

*1,176 g muestra/0,053 g H*

*1,176 g muestra/0,643 g O*

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

100 g muestra . (0,480 g C/1,176 g muestra) = *40,81 % en C*

100 g muestra . (0,053 g H/1,176 g muestra) = *4,5 % en H*

100 g muestra . (0,643 g O/1,176 g muestra) = *54,67 % en O*

b)Fórmula empírica:

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

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

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

Fórmula empírica: ***CHO***

### **Ejercicio Resuelto**

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 (  $C_{12}H_{22}O_{11}$ ), 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 ;  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ .

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

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

## FÓRMULAS QUÍMICAS Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

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

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

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

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

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

Sabemos que : 1 mol de N<sub>2</sub>/6,023 · 10<sup>23</sup> moléculas de N<sub>2</sub>.

$$0,5 \text{ mol N}_2 \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}/1 \text{ mol N}_2) = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de N}_2$$

*1 molécula de N<sub>2</sub>/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) 0,05 moles C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>.

$$1 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$$

$$0,05 \text{ moles C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}/1 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) =$$

$$= 3 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$$

*1 molécula C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>/ 12 átomos C*

*2 1 molécula C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>/22 átomos de H*

*3 molécula C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>/11 átomos O*

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

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

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

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

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

## FÓRMULAS QUÍMICAS Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

d) 2,6 mL de Br<sub>2</sub> ; d = 3119 Kg/m<sup>3</sup>.,

Vamos a calcular la masa de Br<sub>2</sub> 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 Br<sub>2</sub> = 159,8 u → 1 mol Br<sub>2</sub> (6,023 · 10<sup>23</sup> moléculas)/159,8 g Br<sub>2</sub>.

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<sub>2</sub> 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 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 < C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub> < Br<sub>2</sub> < N<sub>2</sub>

----- O -----

**Se terminó**

**Antonio Zaragoza López**