

Tema N° 10

Fórmulas químicas. Composición Centesimal de un Compuesto químico

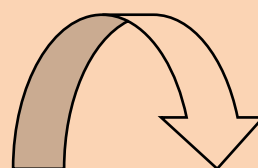
Contenido Temático

- 1.- Introducción
- 2.- Fórmula Empírica y Fórmula Molecular
- 3.- Masas atómicas y Moleculares
- 4.- Concepto de Mol. Número de Avogadro
- 5.- Composición Centesimal (Porcentual) de un Compuesto Químico

1.- Introducción

Hagamos una recapitulación de lo visto hasta el momento en el mundo 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 Químicos**.

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, profesor y alumnos** puedan seguir avanzando en el estudio de la **MATERIA**.

La **fórmula** la podemos definir como la **escritura química**. Está compuesta por **letras y números** como si se tratara de la **clave de acceso a nuestro ordenador**. Si la **clave es falsa** el ordenador **no arranca**. Si la **fórmula no es la correcta** las conclusiones a las que podemos llegar **son falsas**.

2.- Fórmula Empírica y Fórmula Molecular

Fórmulas Empíricas y Moleculares

<https://www.tplaboratorioquimico.com/quimica-general/compuestos-quimicos/formulas-empiricas-y-formulas-moleculares.html>

Fórmulas Empíricas y moleculares

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

Video: Fórmulas Empíricas y Moleculares

https://www.youtube.com/watch?v=WbSreSK5_dY

Video: Fórmulas Empíricas y Moleculares

<https://www.youtube.com/watch?v=zopPOaWVef4>

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 los átomos que forman el compuesto químico. Nos determina la relación numérica entre dichos átomos siendo esta relación siempre un número entero.

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).**

Las **fórmulas moleculares** proporcionan más información acerca de las **moléculas** que las **fórmulas empíricas**. Siempre que conozcamos la fórmula molecular de un compuesto podremos **determinar su fórmula empírica**. En cambio, lo opuesto no se cumple.

3.-Masas Atómicas y Moleculares

Animación. Masa Atómica

<http://herramientas.educa.madrid.org/tabla/properiodicas/masatomica.html>

Masa Atómica

<http://definicion.de/masa-atmica/>

Masa atómica

<http://www.100ciaquimica.net/temas/tema2/punto6.htm>

Los **átomos** de los elementos químicos tienen una **masa sumamente pequeña**, del orden de 10^{-24} g.

Hoy día no existen balanzas que sean capaces de medir cantidades tan pequeñas de masa. Sin embargo, el **conocimiento** de las **masas** de los **átomos** y de las **moléculas**, es esencial para poder realizar los **cálculos** que requiere la **Química**.

Obviamente resulta más cómodo **establecer una unidad** que nos permita expresar la masa de los elementos químicos con valores **más significativos** y **maneables**. Debido al establecimiento de esta **unidad** es por lo que decimos que la masa de los átomos son **Masas Atómicas Relativas**, es decir, dadas en **función de la masa de un átomo** que se toma como **patrón**.

Unidad de Masa Atómica (Ma)

<http://quimica.laguia2000.com/conceptos-basicos/unidad-de-masa-atmica>

Unidad de Masa Atómica (Ma)

<http://es.scribd.com/doc/56044/MASA-ATOMICA>

Unidad de Masa Atómica (Ma)

<http://www.monografias.com/trabajos15/definiciones-fisica/definiciones-fisica.shtml>

Hoy día se utiliza como átomo patrón el **átomo de Carbono isótopo 12 (^{12}C)**

La unidad establecida se llama **Unidad de Masa Atómica (u)** o (**u.m.a**), cuyo valor **es igual a la 1/12 parte de la masa del isótopo 12 del átomo de C.**

$$1 \text{ u} = 1/12 \cdot m_{12\text{C}} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Cuando nos proporcionan como dato $M_{\text{Na}} = 23 \text{ u}$, nos quieren decir que el átomo de sodio tiene una masa **veintitrés veces mayor** que la **doceava parte del átomo de Carbono isótopo 12 (^{12}C)**.

También podemos expresar la masa de los átomos en gramos. Tomemos como ejemplo el **átomo de Sodio**. Por una simple operación podemos llegar a este cálculo. Esta simple operación se llama **Factor de Conversión** y consiste en:

$$M_{\text{Na}} = 23 \cancel{\text{u}} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \cancel{\text{u}}} = 38,18 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Al redactar un ejercicio nos encontramos con el mal uso de los datos de las Masas atómicas. Por ejemplo:

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

Estos datos no están bien expresados, a los alumnos hay que proporcionarles los datos correctos. La **Masa Atómica tiene unidad**, los datos tendrían que darse con la unidad correspondiente:

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

Ejercicio resuelto

Determinar la masa en gramos de:

- a) 2 átomos de Azufre
- b) 1 átomo de Aluminio
- c) 3 átomos de carbono

DATOS: Masas atómicas: S = 32 u ; Al = 27 u ; C = 12 u

Resolución

$$1 \text{ u} = 1/12 \cdot m_{12\text{C}} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

a)

1 átomo de S / 32 u

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$\begin{aligned}
 & 2 \text{ átomos S} \cdot \frac{32 \text{ u}}{1 \text{ átomo S}} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} = \\
 & = 106,24 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,06 \cdot 10^{-22} \text{ g}
 \end{aligned}$$

b)

1 átomo de Al / 27 u

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$27 \text{ u} \quad 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

FÓRMULAS QUÍMICAS Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

www.quimiziencia.es

$$\begin{aligned} 1 \text{ átomo Al} & \cdot \frac{\text{-----}}{1 \text{ átomo Al}} \cdot \frac{\text{-----}}{1 \text{ u}} = \\ & = 44,82 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 4,48 \cdot 10^{-23} \text{ g} \end{aligned}$$

c)

$$\begin{aligned} 1 \text{ átomo de C} & / 12 \text{ u} \\ 1 \text{ u} & / 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 3 \text{ átomos C} & \cdot \frac{12 \text{ u}}{1 \text{ átomo C}} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} = \\ & = 59,76 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 5,97 \cdot 10^{-23} \text{ g} \end{aligned}$$

Ejercicio resuelto

Tres átomos presentan una masa por átomo de: $34,86 \cdot 10^{-24} \text{ g}$, $6,38 \cdot 10^{-23} \text{ g}$ y $1,46 \cdot 10^{-22} \text{ g}$. Determinar en u (u.m.a) las masas atómicas de estos átomos.

Resolución

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$Ma_1 = 34,86 \cdot 10^{-24} \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ u.m.a}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}} = 21 \text{ u.m.a}$$

$$Ma_2 = 6,38 \cdot 10^{-23} \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ u.m.a}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}} = 38,43 \text{ u.m.a}$$

$$M_{a_3} = 1,46 \cdot 10^{-22} \cancel{\text{g}} \cdot \frac{1 \text{ u.m.a}}{1,66 \cdot 10^{-24} \cancel{\text{g}}} = 87,95 \text{ u.m.a}$$

El 4º Postulado de la Teoría Atómica de Dalton dice:

Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos en una relación numérica sencilla. Los «átomos» de un determinado compuesto son a su vez idénticos en masa y en todas sus otras propiedades.

La entidad química más pequeña, formada por la unión de átomos iguales o diferentes, con las propiedades características del compuesto químico que forman, se llama Molécula.

Ejemplos de moléculas:

Ácido sulfúrico → H_2SO_4 (2 átomos de H + 1 átomo de S +
+4 átomos O)

Dióxido de carbono → CO_2 (1 átomo de C + 2 átomos de O)

Agua → H_2O (2 átomos de H + 1 átomo de O)

Masa Molecular

Hemos cuantificado el átomo, ahora deberemos cuantificar (masa) las Moléculas. La determinación de la Masa Molecular (Mm) la obtendremos sumando las Masas Atómicas (Ma) de los átomos que forman dicha Molécula.

Ejercicio resuelto

Determinar la Masa Molecular del ácido Sulfúrico, H_2SO_4 .

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

Resolución

Hay varias formas de determinar la Masa Molecular.

Una de ellas sería:

$$Mm_{H_2SO_4} = 2 \cdot 1 \text{ u} + 1 \cdot 32 \text{ u} + 4 \cdot 16 \text{ u} = 98 \text{ u}$$

La que siempre utilizo es:

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

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

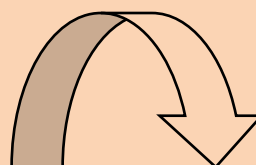
Este cálculo nos permite establecer la proporción:

$$1 \text{ molécula } H_2SO_4 / 98 \text{ u}$$

Cuando en la molécula de un compuesto químico existe algún elemento químico que no lleva subíndice suponemos la existencia de la **unidad**. Me explico, en la molécula de H_2SO_4 , observar que el átomo de Azufre (S) no lleva subíndice pero nos indica que lleva 1 átomo de Azufre. Dicho de otra forma para que lo entendáis mejor, en la molécula del Ac. Sulfúrico por **cada átomo de S** existen **2 átomos de H** y **cuatro de O**.

Importante:

1 molécula de CO_2 / 44 u



Ejemplo resuelto

Determinar la Masa Molecular del Tetraoxosulfato (VI) de Aluminio, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

DATOS: Masas atómicas: Al = 27 u ; S = 32 u ; O = 16 u.

Resolución

Observar que en la fórmula del compuesto existe un paréntesis y un subíndice exterior (3), este subíndice multiplica a todos los subíndices que estén dentro del paréntesis.

$$\begin{array}{l} \text{Mm } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Al: } 2 \cdot 27 \text{ u} = 54 \text{ u} \\ \text{S: } 3 \cdot 32 \text{ u} = 96 \text{ u} \\ \text{O: } 12 \cdot 16 = 192 \text{ u} \\ \hline 342 \text{ u} \end{array} \right. \rightarrow \text{Mm } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342 \text{ u} \end{array}$$

Importante:

1 molécula $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ / 342 u

Ejercicio resuelto

Determinar la masa en gramos de UNA molécula de:

a) Ac. Sulfúrico, H_2SO_4 .

b) De Dióxido de Carbono, CO_2 .

c) De tetraoxosulfato (VI) de Aluminio, $Al_2(SO_4)_3$.

Datos Masas Atómicas: H = 1 u, S = 32 u, O = 16 u,

C = 12 u, Al = 27 u

Resolución

a)

Calculemos la Mm del ácido Sulfúrico:

$$\text{Mm } H_2SO_4 \left\{ \begin{array}{l} H : 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ S : 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ O : 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \end{array} \right.$$

 $98 \text{ u} \rightarrow \text{Mm } H_2SO_4 = 98 \text{ u}$

1 molécula de H_2SO_4 / 98 u

Recordemos: $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

Tenemos dos datos:

1 molécula de H_2SO_4 / 98 u

1 u / $1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

Pasaremos los 98 u a gramos mediante el Factor de Conversión:

$$1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$1 \text{ Molécula } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 98 u} \cdot \frac{\text{-----}}{1 \text{ u}} =$$

$$= 1,62 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

b)

Calculo de la Mm del CO_2

$$\text{Mm } \text{CO}_2 \begin{cases} \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \end{cases}$$

$$\text{-----}$$

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

1 molécula de CO_2 / 44 u

Recordemos: $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

$$1 \text{ molécula } \text{CO}_2 \text{ 44 u} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{\text{-----}} = 73,04 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$\text{-----}$$

c)

Cálculo de la Mm del $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

$$\text{Mm } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \begin{cases} \text{Al: } 2 \cdot 27 \text{ u} = 54 \text{ u} \\ \text{S: } 3 \cdot 32 \text{ u} = 96 \text{ u} \\ \text{O: } 12 \cdot 16 = 192 \text{ u} \end{cases}$$

$$\text{-----}$$

$$342 \text{ u} \rightarrow \text{Mm Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342 \text{ u}$$

1 molécula $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ / 342 u

$$342 \cancel{\text{ u}} \text{ de Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \cancel{\text{ u}}} =$$

$$= 5,67 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

Ejercicio resuelto

En el problema anterior hemos determinado la masa de una molécula de H_2SO_4 , de CO_2 y de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ siendo los resultados respectivamente: $1,62 \cdot 10^{-22} \text{ g}$, $7,3 \cdot 10^{-23} \text{ g}$ y $5,67 \cdot 10^{-22} \text{ g}$. Determinar: a) Moléculas de H_2SO_4 existentes en 98 g de dicho compuesto. b) En 44 g de CO_2 y c) en 342 g de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Resolución

a)

$$98 \cancel{\text{ g}} \text{ H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ molécula H}_2\text{SO}_4}{1,62 \cdot 10^{-22} \cancel{\text{ g}}} = 6,049 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$\approx 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{SO}_4$$

b)

$$44 \cancel{\text{ g}} \text{ de CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ molécula}}{7,3 \cdot 10^{-23} \text{ g}} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$7,3 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

c)

$$342 \text{ g de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \frac{1 \text{ molécula}}{5,67 \cdot 10^{-22} \text{ g}} = 6,03 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

No ha sido un error que obtengamos para los tres compuestos químicos prácticamente el mismo resultado. Se ha planteado el ejercicio para obtener una constante que se conoce como **Número de Avogadro** cuyo valor es de $6,023 \cdot 10^{23}$.

Ejercicio resuelto

Determinar la masa de las siguientes muestras:

a) $8,5 \cdot 10^{24}$ moléculas de NH_3

b) $2,8 \cdot 10^{20}$ moléculas de SO_3

c) 250000 moléculas de CH_4

Datos Masas Atómicas: N = 14 u, H = 1 u, S = 32 u

O = 16 u. C = 12 u

Resolución

a)

Tenemos que encontrar la relación entre el **número de moléculas** y la **masa de 1 molécula**. Para ello vamos a calcular la Mm del NH_3 :

$$\text{Mm } \text{NH}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{N: } 1 \cdot 14 \text{ u} = 14 \text{ u} \\ \text{H: } 3 \cdot 1 \text{ u} = 3 \text{ u} \end{array} \right.$$

$$17 \text{ u} \rightarrow \text{Mm} = 17 \text{ u}$$

Recordemos:

1 molécula NH_3 / 17 u

1 u = $1,66 \cdot 10^{-24}$ g

Podemos conocer la masa de 1 molécula:

$$17 \text{ u de } \text{NH}_3 \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} = 28,22 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Por lo tanto:

1 molécula NH_3 / $28,22 \cdot 10^{-24}$ g

Nuestra muestra:

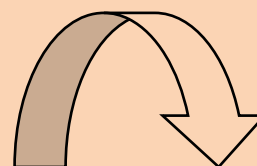
$$8,5 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } \text{NH}_3 \cdot \frac{28,22 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ molécula } \text{NH}_3} =$$

$$= 239,87 \text{ g}$$

b)

$2,8 \cdot 10^{20}$ moléculas de SO_3

Calculamos la Mm del Trióxido de Azufre, SO_3 :



$$\text{Mm SO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \end{array} \right.$$

$$80 \text{ u} \rightarrow \text{Mm} = 80 \text{ u}$$

1 molécula SO_3 / 80 u

1 u / $1,66 \cdot 10^{-24}$ g

El factor de conversión puede realizar operaciones sucesivas:

$$2,8 \cdot 10^{20} \text{ moléculas de SO}_3 \cdot \frac{80 \text{ u}}{1 \text{ molécula}} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} =$$

$$= 371,84 \cdot 10^{20} \cdot 10^{-24} \text{ g} = 371,84 \cdot 10^{-4} \text{ g} = 0,0372 \text{ g}$$

c)

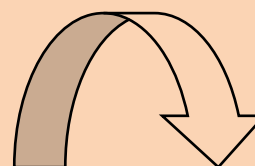
250000 moléculas de $\text{CH}_4 = 2,5 \cdot 10^5$ moléculas

$$\text{Mm CH}_4 \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{H: } 4 \cdot 1 \text{ u} = 4 \text{ u} \end{array} \right.$$

$$16 \text{ u} \rightarrow \text{Mm} = 16 \text{ u}$$

1 molécula CH_4 / 16 u

1 u / $1,66 \cdot 10^{-24}$ g



Nuestra muestra:

$$2,5 \cdot 10^5 \text{ moléculas} \cdot \frac{16 \text{ u}}{1 \text{ molécula}} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} =$$

$$= 66,4 \cdot 10^5 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 66,4 \cdot 10^{-19} \text{ g}$$

Ejercicio resuelto

Determinar el número de moléculas existentes en las siguientes muestras:

a) $2,5 \cdot 10^{28}$ gramos de HCl

b) $7 \cdot 10^{56}$ gramos de H₂O

Datos de Masas Atómicas: H = 1 u, Cl = 35,5 u, O = 16 u

Resolución

a)

Cálculo de la Mm del HCl

$$\begin{array}{l} \text{Mm HCl} \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 1 \cdot 1 \text{ u} = 1 \text{ u} \\ \text{Cl: } 1 \cdot 35,5 \text{ u} = 35,5 \text{ u} \end{array} \right. \\ \hline 36,5 \text{ u} \rightarrow \text{Mm} = 36,5 \text{ u} \end{array}$$

1 molécula HCl / 36,5 u

1 u / $1,66 \cdot 10^{-24}$ g

FÓRMULAS QUÍMICAS Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

www.quimiziencia.es

Nuestra muestra:

$$2,5 \cdot 10^{28} \text{ g de HCl} \cdot \frac{1 \text{ u}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ molécula}}{36,5 \text{ u}} =$$

$$= 0,0412 \cdot 10^{28} \cdot 10^{24} \text{ moléculas de HCl} = 0,0412 \cdot 1052 \text{ moléculas} =$$

$$= 4,12 \cdot 10^{50} \text{ moléculas HCl}$$

b)

$7 \cdot 10^{56}$ gramos de H_2O → moléculas

Calculemos los uma de la molécula de H_2O .

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

 $18 \text{ u} \rightarrow \text{Mm} = 18 \text{ u}$

1 molécula de H_2O / 18 u

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$7 \cdot 10^{56} \text{ g de H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ u}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ molécula}}{18 \text{ u}} =$$

$$= 0,2342 \cdot 10^{56} \cdot 10^{24} \text{ moléculas} = 0,2342 \cdot 10^{80} \text{ moléculas} =$$

$$= 2,34 \cdot 10^{79} \text{ moléculas}$$

4.- Concepto de Mol. Número de Avogadro

Como acabamos de ver la masa de los átomos es muy pequeña y por lo tanto la masa de las moléculas también es muy pequeña. No existen balanzas capaces de determinar masas tan pequeñas.

La pregunta es esta ¿Qué hacen los químicos a la hora de determinar la masa de un compuesto químico que se ha obtenido en una reacción química?. Me explico, queremos obtener en el laboratorio 100 g de sulfato de sodio, Na_2SO_4 . El químico sabe que este producto se puede obtener mediante la reacción química:



En la reacción química, los reactivos (compuestos químicos de la izquierda de la reacción) pueden llevar unos coeficientes numéricos. Los productos de reacción (compuestos químicos de la derecha de la reacción química) también pueden llevar coeficientes numéricos. Si existe algún reactivo o producto de reacción que no llevan coeficientes numéricos supondremos que llevan la **unidad**. Todo lo dicho pertenece a una parte de la Química llamada **ESTEQUIOMETRÍA** que estudia los cálculos de las reacciones químicas y que veremos más adelante. Aclarado lo de los coeficientes numéricos vamos a leer la reacción química:

1 molécula de H_2SO_4 reacciona con 2 moléculas de NaOH y obtenemos 1 molécula de Na_2SO_4 y 2 moléculas de H_2O

No podemos manejar cantidades tan sumamente pequeñas (moléculas), no hay balanzas. Recordar que queríamos obtener 100 g de Na_2SO_4 que es una cantidad con la que ya podemos

trabajar. El problema queda resuelto al crear **LA UNIDAD DE MASA QUÍMICA**. Esta unidad recibe el nombre de **Mol**, o **molécula - gramo** (del latín moles que significa montón).

¿Qué es el mol?

Un mol es la **cantidad de materia** que contiene **$6,023 \times 10^{23}$** **partículas elementales** (ya sea átomos, moléculas, iones, partículas subatómicas, etcétera).

También: **Un número con nombre propio**

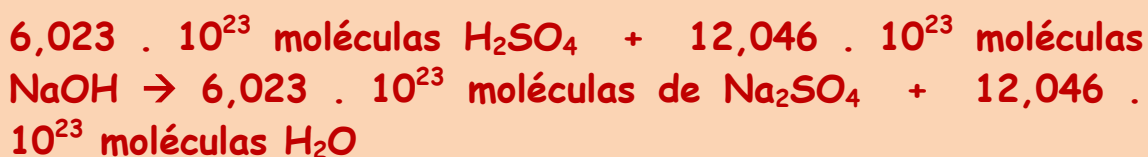
Este número tan impresionante:
602.000. 000.000. 000.000. 000.000
o sea: 602.000 trillones = $6,02 \times 10^{23}$
tiene nombre propio, se llama Número de Avogadro (N) .

Al introducir el **mol** la lectura de nuestra reacción ya la podemos realizar de la siguiente forma:

1 mol de H_2SO_4 reacciona con **2 moles** de NaOH para obtener **1 mol** de Na_2SO_4 y **2 moles** de H_2O

La nueva lectura en **número de moléculas** queda de la forma:

$6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2SO_4 + $2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas $\text{NaOH} \rightarrow 6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas Na_2SO_4 + $2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2O



Con estas **cantidades de moléculas** ya se puede trabajar en el laboratorio. Las masas puestas en juego, de los reactivos, y las masas que se obtienen de los reactivos ya son medibles en balanzas.

Recordemos la definición de Mol: Es la cantidad de materia que contiene $6,023 \times 10^{23}$ partículas elementales

Cuando en una reacción química interviene algún metal, por ejemplo:



Leemos la reacción:

4 moles de Ác. Sulfúrico + 5 moles de Cu

No es correcto decir 5 moles de Cu puesto que los metales no constituyen moléculas.

Para las moléculas utilizamos **mol** o **molécula-gramo**

1 mol = 1 molécula-gramo \rightarrow Coincide con la Mm en gramos

Para los metales utilizamos el **átomo - gramo**. El valor del **átomo - gramo** coincide con el valor de la masa atómica del metal expresada en **gramos**. También se cumple:

1 átomo - gramo Metal / $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos del metal

¿ Podemos calcular la masa de un mol?. Sí. Con este cálculo observaremos que: El número de Avogadro ($6,023 \cdot 10^{23}$) es constante para todos los compuestos químicos pero la masa de esa cantidad de partículas (átomos) no es la misma para moléculas de diferentes compuestos químicos.

Supongamos 1 mol de ácido sulfúrico, H_2SO_4

Masas Atómicas: H = 1 u, S = 32 u, O = 16 u

Determinar la masa del mol de ácido

Por teoría sabemos que 1 mol de ácido implicada $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas:

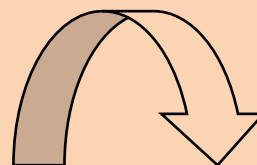
$$1 \text{ mol } H_2SO_4 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2SO_4$$

Mediante el cálculo de la Mm conoceremos las unidades de masa atómica (uma) de 1 molécula:

$$\begin{array}{l}
 \text{Mm } H_2SO_4 \left\{ \begin{array}{l}
 \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\
 \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\
 \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \\
 \hline
 98 \text{ u} \rightarrow \text{Mm} = 98 \text{ u}
 \end{array} \right.
 \end{array}$$

$$1 \text{ molécula } H_2SO_4 / 98 \text{ u (1)}$$

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$



Nuestro punto de partida es de 1 mol de ácido.
Transformamos el mol en moléculas:

$$1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol}} =$$

$$= 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de ácido}$$

Mediante la proporción (1) pasamos las moléculas a u.m.a:

$$6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de ácido} \cdot \frac{98 \text{ u}}{1 \text{ molécula}} =$$

$$= 590,254 \cdot 10^{23} \text{ u}$$

Mediante la proporción (2) pasaremos las unidades de masa atómica a gramos:

$$590,254 \cdot 10^{23} \text{ u} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} =$$

$$= 979,82 \cdot 10^{23} \cdot 10^{-24} \text{ g} = 97,98 \text{ g} \approx 98 \text{ g}$$

El factor de conversión nos permite realizar todos los cambios de unidades en un solo paso:

$$1 \text{ mol} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{98 \text{ u}}{1 \text{ molécula}} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} =$$

$$= 97,98 \text{ g} \approx 98 \text{ g}$$

Además de poner de manifiesto las virtudes del factor de conversión también podemos observar algo sumamente importante:

Recordemos que: **Mm del $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u}$**

El **Valor del mol** coincide en **número** con el **valor de la masa Molecular** pero expresada en **gramos**. Es decir, la **Mm** y el **Mol** coinciden en número pero **NO en unidades**.

Si entendéis lo que voy a escribir a continuación significa que **HABÉIS COMPRENDIDO EL CONCEPTO DE MOL**:

En 98 u de H_2SO_4 / 1 MOLÉCULA de H_2SO_4

En 98 g de H_2SO_4 / $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2SO_4

Al trabajar en **estado gaseoso** determinamos lo que se conoce como **Volumen Molar Normal**: Un **mol** de cualquier gas, medido en **Condiciones Normales** (temperatura = 0°C y presión = 1 atm.) ocupa siempre un **volumen de 22,4 litros**:

1 mol de cualquier gas / 22,4 L

Esta afirmación no es algo que alguien se inventará, se puede demostrar:

Supongamos:

a) 1 mol de O_2 a $0^\circ C$ y 1 atm de presión

b) 1 mol de N_2 a $0^\circ c$ y 1 atm de presión

1 mol de O_2 a $0^\circ C$ y 1 atm de presión

Datos: densidad del gas oxígeno en estas condiciones =

$$= 0,001429 \text{ g/cm}^3$$

Masa Atómica O = 16 u

Mm O_2 = 2 . 16 u = 32 u

1 mol O_2 = 32 g

Recordemos otra magnitud muy importante en Química, la

Densidad. Matemáticamente:

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{Volumen}}$$

Sustituimos datos:

$$0,001429 \text{ g/cm}^3 = \frac{32 \text{ g}}{V}$$

$$0,0014 \text{ g/cm}^3 \cdot V = 32 \text{ g}$$

$$V = \frac{32 \text{ g}}{0,001429 \text{ g/cm}^3} = 22393,28 \text{ cm}^3$$

$$V = 22393,28 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3} = 22,39 \text{ L} \approx 22,4 \text{ L}$$

1 mol de N_2 a 0° y 1 atm de presión

$$D_{\text{N}_2} = 1,25 \text{ g/L}$$

$$M_a \text{ N} = 14 \text{ u}$$

$$M_m \text{ N}_2 = 2 \cdot 14 \text{ u} = 28 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol} = 28 \text{ g}$$

$$D = m / V$$

$$V = m / D = \frac{28 \text{ g}}{1,25 \text{ g/L}} = 22,4 \text{ L}$$

Demostrado el $V = 22,4 \text{ L}$ podemos retomar la afirmación:

1 mol de cualquier gas / 22,4 L

Como sabemos que:

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

Podemos concluir que:

$6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de cualquier gas (C.N) / 22,4 L

Ejercicio resuelto

Determinar el volumen que ocupan, en C.N, 2,5 moles de CO_2 .

Resolución

$$2,5 \text{ moles de } \text{CO}_2 \text{ (C.N.)} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 56 \text{ L } \text{CO}_2$$

Ejercicio resuelto

Determinar el volumen que ocupan 50 g de CO_2 , en Condiciones Normales.

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

Resolución

Calculemos primero la Mm del CO_2 :

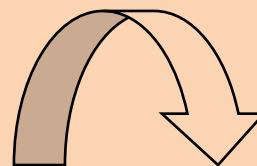
$$\begin{array}{l} \text{Mm } \text{CO}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \hline 44 \text{ u} \end{array} \right. \rightarrow \text{Mm } \text{CO}_2 = 44 \text{ u} \end{array}$$

Recordemos que el valor del **MOL** coincide en número con la **Mm expresado en gramos**:

$$1 \text{ mol } \text{CO}_2 / 44 \text{ g de } \text{CO}_2$$

Calculemos los moles puestos en juego:

$$50 \text{ g } \text{CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{44 \text{ g}} = 1,13 \text{ moles de } \text{CO}_2$$



Cálculo del volumen:

$$1,13 \text{ moles } \cancel{\text{CO}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \cancel{\text{ mol CO}_2} \text{ (C.N)}} = 25,31 \text{ L de CO}_2 \text{ (C.N)}$$

Ejercicio resuelto

¿Cuál es la masa de 10,0 L de CO₂ en condiciones normales de presión y temperatura (C.N.)?

Datos: Ma C = 12 u, Ma O = 16 u

Resolución

Todos sabemos que:

1 mol de CO₂ (C.N) / 22,4 L

Conozcamos el valor del mol del CO₂:

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

Podemos deducir:

1 mol CO₂ / 44 g CO₂

Por lo que:

44 g CO₂ / 22,4 L de CO₂

En nuestra muestra:

$$10,0 \cancel{\text{ L CO}_2} \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{22,4 \cancel{\text{ L CO}_2}} = 19,64 \text{ g CO}_2$$

Ejercicio resuelto

Calcula la masa de una molécula de agua.

Datos Masas Atómicas: H = 1 u, O = 16 u

Resolución

Molécula de Agua: H_2O

Nos basamos en:

1 mol H_2O / $6,023 \cdot 10^{23}$ Moléculas

Mm H_2O g / $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas

Cálculo Mm H_2O :

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

$$18 \text{ u} \rightarrow \text{Mm} = 18 \text{ u}$$

1 mol H_2O / 18 g

18 g H_2O / $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2O

Nuestra molécula inicial:

$$1 \text{ molécula H}_2\text{O} \cdot \frac{18 \text{ g}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} =$$

$$= 2,98 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Ejercicio resuelto

Determinar el volumen que ocupan, en C.N, $5,62 \cdot 10^{26}$ moléculas de CO_2 .

Ejercicio Resuelto

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.

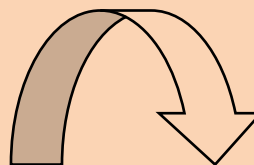
Resolución

Compuesto químico $\left\{ \begin{array}{l} 85,63\% \text{ C} \\ 14,37\% \text{ H} \end{array} \right.$

Vamos a transformar los % en masas en gramos:

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

85,63 gramos C + 14,37 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), en gramos, del elemento:

$Ma\ C = 12\ u \rightarrow 1\ at - g\ de\ Carbono = 12\ gramos\ de\ carbono$

$Ma\ Al = 27\ u \rightarrow 1\ At - g\ de\ Aluminio = 27\ gramos\ de\ aluminio$

$Ma\ H = 1\ u \rightarrow 1\ At - g\ de\ Hidrógeno = 1\ gramo\ de\ Hidrógeno$

Calculo de los **at - g** de C y H:

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

$$14,37\cancel{g\ H} \cdot \frac{1\ at - g\ H}{1\cancel{g\ H}} = 14,37\ at - g\ de\ H$$

Queremos ahora conocer el número de átomos de los elementos existentes en sus **at - g**. Para ello aplicaremos **Avogadro**:

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:

$$C: 85,63/12 = 7,135$$

$$H: 14,37/1 = 14,37$$

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

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

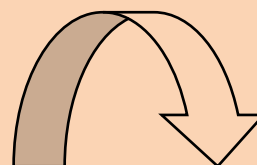
$$H: 14,37/1 = 14,37 : 7,135 = 2 \text{ átomos de H}$$

Proporción:

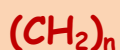
1 átomo de C / Se une a 2 átomos de H

Fórmula Empírica: CH_2

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. 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 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:

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

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

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):

$$12 n + 2 n = 28$$

$$14 n = 28$$

$$n = 2$$

La **Fórmula Molecular** será:



En el cálculo de la fórmula Empírica, y por los dos métodos debemos Ajustar (el número de átomos y de moléculas siempre es un número entero) 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 $\sqrt{5}$. 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

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

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

$$K: 26,57 \text{ g}$$

$$Cr: 35,36 \text{ g}$$

$$O: 38,07 \text{ g}$$

Calculemos la Fórmula Empírica:

En la segunda división obtendremos una sola cifra decimal.

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

$$Cr: 35,36 / 52 = 0,68 : 0,679 = 1,00 = 1 \text{ átomo Cr}$$

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

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

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

$$\text{Cr: } 35,36 / 52 = 0,68 : 0,679 = 1,00 = 1 \text{ átomo Cr} \cdot 2 = 2 \text{ átomos Cr}$$

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

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

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 u; H = 1 u ; O = 16 u

Resolución

Datos:

$$1 \text{ at - g C} = 12 \text{ g}$$

$$1 \text{ at - g de H} = 1 \text{ g}$$

$$1 \text{ at - g O} = 16 \text{ g}$$

$$\% \text{ C} + \% \text{ H} + \% \text{ O} = 100$$

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

Suponiendo 100 g de compuesto:

C: 48,7 g

H: 8,1 g

O = 43,2 g

Vamos a conocer la F.E.:

$$\begin{aligned} \text{C: } 48,7 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ at} - \text{g}}{12 \text{ g}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ at} - \text{g}} &= \\ &= 24,44 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{H: } 8,1 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ at} - \text{g}}{1 \text{ g}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ at} - \text{g}} &= \\ &= 48,7 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{O} = 43,2 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ at} - \text{g}}{16 \text{ g}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ at} - \text{g}} &= \\ &= 16,26 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \end{aligned}$$

Tomaremos como elemento patrón aquel que se encuentra en menor cantidad. Dividiremos todas las cantidades por la correspondiente al elemento patrón:

$$\text{C: } 24,44 \cdot 10^{23} \text{ átomos} / 16,26 \cdot 10^{23} \text{ átomos} = 1,5$$

$$\text{H: } 48,7 \cdot 10^{23} \text{ átomos} / 16,26 \cdot 10^{23} \text{ átomos} = 2,9 \approx 3$$

$$\text{O: } 16,26 \cdot 10^{23} \text{ átomos} / 16,26 \cdot 10^{23} \text{ átomos} = 1$$

Para eliminar el 1,5 multiplicaremos todos los resultados por 2:

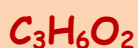
C: 3

H: 6

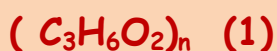
O: 2

La relación entre átomos queda de la forma:

Por cada 2 átomos de Oxígeno tenemos 3 átomos de Carbono y 6 átomos de Hidrógeno. La fórmula empírica queda de la forma:



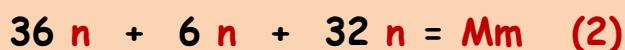
La Fórmula Molecular tendrá la expresión:



Quitando paréntesis en la última fórmula:



Sustituimos por las Ma (Masas atómicas):



El problema nos decía:

Densidad medida en condiciones normales es de 3,3 g/l

Estamos con un compuesto gaseoso y por lo tanto cumple:

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

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

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

Como:

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

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

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

$$Mm = 73,87 / 1 = 73,87 \text{ u}$$

Nos vamos a la ecuación (2):

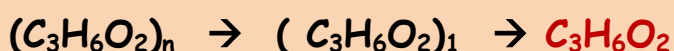
$$36 n + 6 n + 32 n = Mm$$

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

$$74 n = 73,87$$

$$n = 73,87 / 74 = 0,99 \approx 1 \text{ ("n" es un número entero)}$$

Nos vamos a la ecuación (1) y obtenemos la fórmula Molecular:



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

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

$$\begin{aligned} \mathbf{Mm} &= 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc.} \cdot 0,024 \text{ g} / 2,4 \cdot 10^{20} \text{ moléc.} = \\ &= 0,06 \cdot 10^3 \text{ g} = \mathbf{60 \text{ g}} \end{aligned}$$

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 molecular expresada en gramos**. De esta

definición puedo establecer que $M_m = 60 \text{ u}$ 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: $(\text{CH}_2\text{O})_n$

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

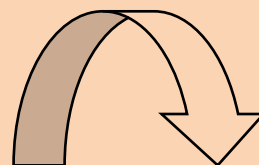
Sustituimos las M_a :

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

$$30 n = 60$$

$$n = 2$$

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 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

Reacción de Combustión:



2 gramos vitamina C = 3 g CO_2 + 0,816 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:

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

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:

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

Se cumple por tanto:

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

En la cantidad de agua obtenida:

$$0,816 \text{ g H}_2\text{O} \cdot (2 \text{ g H} / 18 \text{ g H}_2\text{O}) = 0,09 \text{ g H}$$

Determinación de la cantidad de Oxígeno:

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

$$m_C + m_H + m_O = 2$$

$$0,81 + 0,09 + m_O = 2$$

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

$$\text{C: } 0,81 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ at} - \text{g}}{12 \text{ g}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ at} - \text{g}} =$$

$$= 0,406 \cdot 10^{23} \text{ átomos de carbono}$$

$$\text{H: } 0,09 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ at} - \text{g}}{1 \text{ g}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ at} - \text{g}} =$$

$$= 0,542 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Hidrógeno}$$

$$\text{O: } 1,1 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ at} - \text{g}}{16 \text{ g}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ at} - \text{g}} =$$

$$= 0,414 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Oxígeno}$$

Cálculo de la Fórmula Empírica

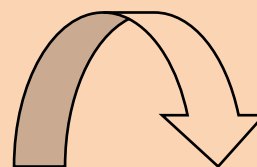
Dividimos las tres cantidades de átomos por la más pequeña:

$$\text{C: } 0,406 \cdot 10^{23} / 0,406 \cdot 10^{23} = 1 \text{ átomo de Carbono}$$

$$\text{O: } 0,542 \cdot 10^{23} / 0,406 \cdot 10^{23} = 1,3 \approx 1 \text{ átomo de Oxígeno}$$

$$0,414 \cdot 10^{23} / 0,406 \cdot 10^{23} = 1,02 \approx 1 \text{ átomos de Oxígeno}$$

Fórmula Empírica: **CHO**

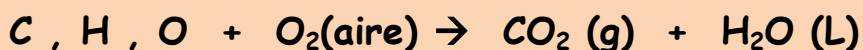


Ejercicio Resuelto

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 cm³. 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 **CO₂**

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

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

Determinación masa de Carbono:

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

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

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

Determinación masa de Hidrógeno:

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

18 g H₂O / 2 g H

~~1,842 g H₂O~~ · (~~2 g H / 18 g H₂O~~) = **0,20 g H**

Se cumple que:

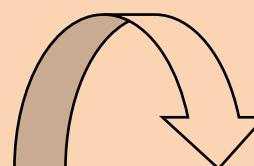
m_C + m_H + m_O = 1,570

0,81 + 0,20 + m_O = 1,570

m_O = 1,570 - 0,81 - 0,20 = 0,56 g O

Determinación F.E.:

$$\begin{array}{r}
 \text{C: } \cancel{0,81 \text{ g C}} \cdot \frac{1 \text{ at} - \text{g C}}{12 \text{ g C}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}}{1 \text{ at} - \text{g C}} = \\
 = \mathbf{0,40 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}}
 \end{array}$$



$$\begin{aligned}
 \text{H} = 0,20 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ at} - \text{g H}}{1 \text{ g H}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ at} - \text{g H}} &= \\
 &= 1,2 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \text{O: } 0,56 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ at} - \text{g O}}{16 \text{ g O}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ at} - \text{O}} &= \\
 &= 0,210 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}
 \end{aligned}$$

Para conocer la relación estequiométrica mínima entre los átomos dividimos las tres cantidades por la más pequeña:

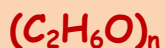
$$\text{C: } 0,40 \cdot 10^{23} \text{ átomos C} / 0,210 \cdot 10^{23} = 1,9 \approx 2$$

$$\text{H: } 1,2 \cdot 10^{23} \text{ átomos H} / 0,210 \cdot 10^{23} = 5,71 \approx 6$$

$$\text{O: } 0,210 \cdot 10^{23} \text{ átomos O} / 0,210 \cdot 10^{23} = 1$$

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

Fórmula Molecular:



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

$$24 n + 6 n + 16 n = \text{Mm}$$

$$46 n = \text{Mm} \quad (2)$$

Necesitamos conocer el valor de Mm para obtener "n" y de esta forma conocer la 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:

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

$$216 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3} = 0,216 \text{ L}$$

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

$$0,21 = 9,69 / Mm$$

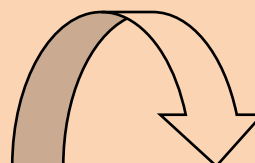
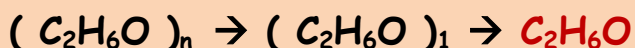
$$Mm = 9,69 / 0,21 = 46,14 \text{ u}$$

Nos vamos a la ecuación (2)

$$46 n = 46,14$$

$$n = 1,00$$

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 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:

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

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

Resolución

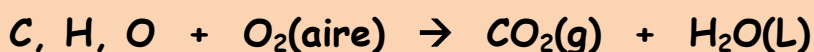
El dato $M_m = 60 \text{ g/mol}$ nos indica:

1 mol Compuesto / 60 g de compuesto

Lo que nos lleva a la conclusión de que:

$M_m = 60 \text{ u}$

Reacción química:



Las conclusiones de esta reacción:

- Todo el C del compuesto se encuentra en forma de **CO₂**.
- Todo el H del compuesto se encuentra en forma de **H₂O**.

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

$$N^\circ \text{ moles } \text{CO}_2 = N^\circ \text{ moles } \text{H}_2\text{O}$$

Cálculo del n° de moles de CO_2 :

El CO_2 es un gas y por tanto cumple la ecuación:

$$P \cdot V = n_{\text{CO}_2} \cdot R \cdot T \quad (1)$$

Cambio de unidades:

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

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

Nos vamos a (1):

$$3,22 \cdot 10 = n_{\text{CO}_2} \cdot 0,082 (273 + 120)$$

$$32,2 = 32,226 n_{\text{CO}_2}$$

$$n_{\text{CO}_2} = 32,2 / 32,226 = 0,999 = n_{\text{H}_2\text{O}}$$

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

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

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

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

Conocidas las masas de CO_2 y de H_2O podemos conocer las masas de C y de H del compuesto. Para ello calcularemos las Mm:

Masa de Carbono en el compuesto:

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

En 44 g CO_2 / Hay 12 g C

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

Masa de Hidrógeno en el compuesto:

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

En 18 g H_2O / Hay 2 g H

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

Se cumple que:

$$m_C + m_H + m_O = 30$$

$$11,98 + 1,99 + m_O = 30$$

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

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: **CH₂O**

Fórmula Molecular:



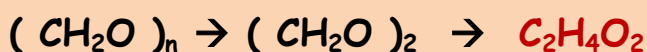
Quitamos paréntesis:

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

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

$$30 n = 60 \quad ; \quad n = 2$$

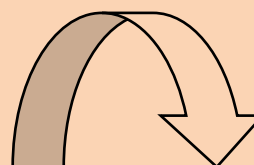
Nos vamos a la ecuación (1):



Está fórmula molecular corresponde al compuesto:



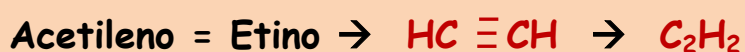
Que se conoce como **Ác. Etanoico** o **Ác. Acético**.



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



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:

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

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

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

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

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

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

c) **ETINO**

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.

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

Resolución

$$C \rightarrow 54,5 \%$$

$$H \rightarrow 9,1 \%$$

$$O \rightarrow 36,4 \%$$

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

Suponemos una masa de compuesto de 100 g. Esto implica que las masas respectivas de los elementos químicos son:

$$m_C = 54,5 \text{ g}$$

$$m_H = 9,1 \text{ g}$$

$$m_O = 36,4 \text{ g}$$

Los átomos existentes de estos elementos son:

$$C : 54,5 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ at } \cancel{\text{g C}}}{12 \text{ g} \cancel{\text{C}}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}}{1 \text{ at } \cancel{\text{g C}}} =$$

$$= 27,35 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C}$$

$$\text{H} : 9,1 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ at - g H}}{1 \text{ g/H}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ at - g H}} =$$

$$= 54,80 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}$$

$$\text{O} : 36,4 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ at - g O}}{16 \text{ g/O}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}}{1 \text{ at - g O}} =$$

$$= 13,7 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

Para obtener la fórmula Empírica dividimos las tres catiades de átomos por la más pequeña:

$$\text{C} : 27,35 \cdot 10^{23} \text{ átomos C} / 13,7 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O} = 1,99$$

átomo de C \approx 2 átomos de C

$$\text{H} : 54,80 \cdot 10^{23} \text{ átomos H} / 13,7 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O} = 4$$

átomos de H

$$\text{O} : 13,7 \cdot 10^{23} \text{ átomos O} / 13,7 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O} = 1$$

átomo O

F. EMPÍRICA \rightarrow $\text{C}_2 \text{H}_4 \text{O}$

F. MOLECULAR \rightarrow $(\text{C}_2 \text{H}_4 \text{O})_n$

Calculo de "n":

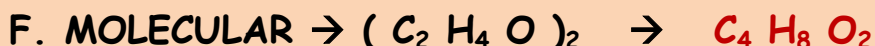
$$2n \cdot \text{C} + 4n \cdot \text{H} + n \cdot \text{O} = \text{Mm} ;$$

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

$$24n + 4n + 16n = 88$$

$$44 n = 88$$

$$n = 88/44 = 2$$



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 u ; O = 16 u

Resolución

Un hidrocarburo saturado es un compuesto orgánico constituido únicamente por átomos de Carbono e Hidrógeno. Luego se debe cumplir que:

$$\% \text{C} + \% \text{H} = 100$$

$$\% \text{H} = 100 - 80 = 20 \%$$

La composición del hidrocarburo es:

80 % de C

20 % de H

Suponiendo una muestra de 100 g de hidrocarburo en dicha muestra tendremos 80 g de C y 20 g de H.

Vamos a determinar el número de átomos existente en la muestra de Carbono e Hidrógeno:

$$\text{C: } 80 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ at} - \text{g C}}{12 \text{ g}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}}{1 \text{ at} - \text{g C}} =$$

$$= 40,15 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}$$

$$\text{H: } 20 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ at} - \text{g H}}{1 \text{ g}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ at} - \text{g H}} =$$

$$= 120,46 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}$$

Dividimos estas cantidades por la más pequeña:

$$\text{C: } 40,15 \cdot 10^{23} \text{ átomos C} / 40,15 \cdot 10^{23} \text{ átomos C} = 1 \text{ átomo Carbono}$$

$$\text{H: } 120,46 \cdot 10^{23} \text{ átomos H} / 40,15 \cdot 10^{23} \text{ átomos C} = 3 \text{ átomos H}$$

La proporción resultante es:

$$1 \text{ átomo C} / 3 \text{ átomos H}$$

Lo que nos permite establecer la Fórmula empírica del compuesto:



La fórmula Molecular tiene la composición:



Desarrollada:

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

$$12 n + 3n = Mm$$

$$15 n = M$$

Dependemos del valor de "n" y para ello y sabiendo que el compuesto es un gas:

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

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

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

$$P = m/V \cdot 1/Mm \cdot R \cdot T$$

Recordemos que la relación:

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

Por lo tanto:

$$P = d \cdot 1/Mm \cdot R \cdot T$$

Despejano Mm:

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

Sustituyendo valores:

$$M_m = [1,34 \cdot 0,082 \cdot (273 + 0)] / 1 = 29,99 \text{ u}$$

Nos vamos a la ecuación:

$$15 n = M_m$$

$$15 n = 29,99$$

$$n = 29,99/15 = 1,99 \approx 2 \text{ ("n" es un número entero)}$$

La fórmula Molecular:



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_2 .

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

a) Halle la masa molecular del compuesto.

b) Determine la fórmula molecular del compuesto.

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

Resolución

Reacción química:



Masa de CO_2 obtenida:

FÓRMULAS QUÍMICAS Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

www.quimiziencia.es

Mm CO_2 = 44 u (Calcular y comprobar \rightarrow 44 g / mol)

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

Masa de agua obtenida:

Mm H_2O = 18 u (Calcular y comprobar) \rightarrow 18 g / mol.

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

Todo el C del ác. Orgánico está en forma de CO_2 :

44 g CO_2 / 12 g C

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

Todo el hidrógeno del ác. Orgánico está en forma de agua:

18 g H_2O / 2 g H

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

La masa de Oxígeno del ác. Orgánico la obtendremos de la forma:

$$m_o = 10 - (5,46 + 0,91)$$

$$m_o = 3,63 \text{ g O}$$

La fórmula empírica la obtendremos:

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

$$H : \quad 0,91 / 1 = 0,91 : 0,226 = 4,02 = 4$$

$$O : \quad 3,63 / 16 = 0,226 : 0,226 = 1$$

Fórmula empírica $\rightarrow C_2 H_4 O$

Fórmula molecular $\rightarrow (C_2 H_4 O)_n$

Calculo de n :

$$2n \cdot C + 4n \cdot H + n \cdot O = Mm$$

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

$$24n + 4n + 16n = Mm$$

$$44n = Mm (1)$$

Calculo de Mm :

$$1 \text{ Atm} / 101.300 \text{ Pa}$$

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

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

$$0,44 \cdot 1 = 1 / M_m \cdot 0,082 \cdot 473$$

$$M_m = 88,16 \text{ u}$$

Volvemos a (1):

$$44 n = 88,16 \quad ; \quad n = 2$$



5.- Composición Centesimal de un Compuesto Químico

Video: Composición porcentual de un compuesto químico

http://www.youtube.com/watch?v=T_pBwxIRJoY

Video: Composición Centesimal de un compuesto químico

http://www.youtube.com/watch?v=shblWlhC_Y8

Composición centesimal

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

La **composición centesimal de un compuesto químico** nos determina la **masa en gramos** de cada elemento **existente en 100 gramos del compuesto**.

Composición centesimal y Fórmulas Químicas

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

Ejercicio resuelto

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:

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

Para conocer la composición porcentual podemos trabajar en las unidades de masa 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

Como se trata de conocer una composición centesimal siempre supondremos una cantidad de 100 "u" o "gramos" según convenga:

$$100 \text{ u Progect. } (252 \text{ u de C} / 314 \text{ u de progect}) = 80,25\% \text{ en C}$$

$$100 \text{ u Progect. } (30 \text{ u de H} / 314 \text{ u de Progect.}) = 9,55\% \text{ en H}$$

$$100 \text{ u Progect. } (32 \text{ u de O} / 314 \text{ u de Progect.}) = 10,19\% \text{ en O}$$

 $\approx 100\%$

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

Ejercicio Resuelto

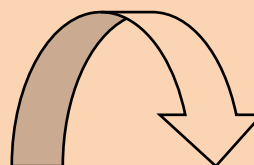
Una molécula de dióxido de azufre, SO_2 , contiene un átomo de azufre y dos de oxígeno. Calcular la composición en tanto por ciento de dicha molécula.

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

Resolución:

Calculemos la Mm del SO_2 :

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



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 :

$$100 \text{ u } \cancel{\text{SO}_2} \cdot (32 \text{ u S} / 64 \text{ u } \cancel{\text{SO}_2}) = 50 \% \text{ en S}$$

$$100 \text{ u } \cancel{\text{SO}_2} \cdot (32 \text{ u O} / 64 \text{ u } \cancel{\text{SO}_2}) = 50 \% \text{ en O}$$

Ejercicio Resuelto

Determinar la composición centesimal del dicromato de potasio, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

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

O = 16 u

Resolución

Calculemos la Mm del $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:

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

$$294,2 \text{ u}$$

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

$$294,2 \text{ u K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 / 78,2 \text{ u K}$$

$$294,2 \text{ u K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 / 104 \text{ u Cr}$$

$$294,2 \text{ u K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 / 112 \text{ u O}$$

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

$$100 \text{ u } K_2\cancel{Cr_2O_7} \cdot (78,2 \text{ u } K / 294,2 \text{ u } K_2\cancel{Cr_2O_7}) = \mathbf{26,58 \% \text{ en } K}$$

$$100 \text{ u } K_2\cancel{Cr_2O_7} \cdot (104 \text{ u } Cr / 294,2 \text{ u } K_2\cancel{Cr_2O_7}) = \mathbf{35,35 \% \text{ en } Cr}$$

$$100 \text{ u } K_2\cancel{Cr_2O_7} \cdot 112 \text{ u } O / 294,2 \text{ u } K_2\cancel{Cr_2O_7} = \mathbf{38,06 \% \text{ en } O}$$

Ejercicio Resuelto

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 ; S = 32 ; O = 16

Resolución

a) En $FeSO_4$:

Determinemos la Mm del $FeSO_4$:

$$\begin{array}{r}
 \text{Mm } FeSO_4 \left\{ \begin{array}{l}
 \text{Fe: } 1 \cdot 56 \text{ u} = 56 \text{ u} \dots\dots\dots 56 \text{ g} \\
 \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \dots\dots\dots 32 \text{ g} \\
 \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \dots\dots\dots 64 \text{ g} \\
 \hline
 \mathbf{152 \text{ u} \quad 152 \text{ g}}
 \end{array} \right.
 \end{array}$$

Podemos escribir que:

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

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

$$100 \text{ g } Fe\cancel{SO_4} \cdot (56 \text{ g } Fe / 152 \text{ g } Fe\cancel{SO_4}) = \mathbf{36,84 \text{ g de } Fe}$$

Mm $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	{	Ca: 1 . 40 u = 40 u	40 g
		N: 2 . 14 u = 28 u	28 g
		O: 6 . 16 u = 96 u	96 g
		164 u	164 g

Podemos establecer que:

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

Según los cálculos anteriores:

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

En nuestra muestra:

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

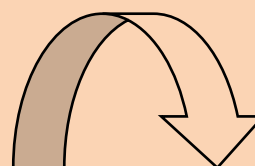
Ejercicio resuelto

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



En nuestros gramos de Na:

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

b) En 12,5 g de Na_2CO_3 .

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

Mm Na_2CO_3	{	Na: 2 · 23 u = 46 u	46 g
		C: 1 · 12 u = 12 u	12 g
		O: 3 · 16 u = 48 u	48 g
		106 u	106 g

En 106 g Na_2CO_3 / Hay 46 g Na

En nuestra muestra:

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

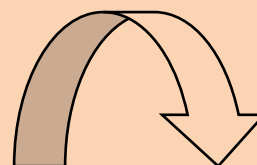
Recordar:

1 at-g Na / 23 g Na

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

Luego:

23 g Na / $6,023 \cdot 10^{23}$ 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
		40 u	40 g

En 40 g NaOH / 23 g Na

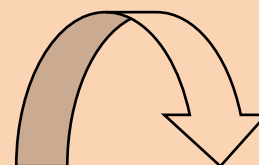
$$0,010 \text{ g NaOH} \cdot (23 \text{ g Na} / 40 \text{ g NaOH}) = 0,00575 \text{ g Na}$$

23 g Na / 6,023 · 10²³ 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 u ; S = 32 u ;
O = 16 u

Resolución

El sulfato de cobre hidratado tiene de fórmula:



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

Mm H_2O = 18 u (calcular y comprobar)

Mm del $CuSO_4 \cdot nH_2O$:

$$\begin{array}{r}
 \text{Mm } CuSO_4 \cdot n H_2O \left\{ \begin{array}{l}
 \text{Cu: } 1 \cdot 63,55 \text{ u} = 63,55 \text{ u} \dots\dots\dots 63,55 \text{ g} \\
 \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \dots\dots\dots 32 \text{ g} \\
 \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \dots\dots\dots 64 \text{ g} \\
 n H_2O: n \cdot 18 \text{ u} = 18 n \text{ u} \dots\dots\dots 18 n \text{ g}
 \end{array} \right. \\
 \hline
 \qquad \qquad \qquad (159 + 18 n) \text{ u} \qquad \qquad (159 + 18 n) \text{ g}
 \end{array}$$

Según el dato 36 % de agua de cristalización:

$$\begin{array}{r}
 100 \text{ g Sal hidratada} \text{ ----- } 36 \text{ g } H_2O \\
 (159 + 18n) \text{ g Sal hidratada} \text{ ----- } 18n \text{ g } H_2O
 \end{array}$$

$$100 \cdot 18 n = 36 (159 + 18n)$$

$$1800n = 5724 + 648n$$

$$1152 n = 5724$$

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

"n" es un número entero y por lo tanto tendremos que ajustar:

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

El sulfato de cobre (II) hidratado tiene de fórmula:



Ejercicio resuelto

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

- 10 gramos de cloruro de plata.
- $3 \cdot 10^{20}$ moléculas de dióxido de azufre.
- 4 moles de monóxido de carbono.
- 20 litros de oxígeno en condiciones normales.

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

Resolución

- 10 g. de AgCl
Mm AgCl = 143,5 u (Calcular y comprobar) →
→ 143,5 g/mol

1mol AgCl/6,023.10²³moléculas

143,5 g AgCl / 6,023 . 10²³ 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

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

$$= 0,42 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ag}$$

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

$$= 0,42 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cl}$$

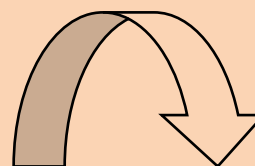
Nº de átomos totales = nº átomos de Ag + nº átomos de Cl

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

b) $3 \cdot 10^{20}$ moléculas de SO₂.

1 molécula SO₂ / 1 átomo de S

1 molécula SO₂ / 2 átomos de O



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

$$= 3 \cdot 10^{20} \text{ átomos de S}$$

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

$$= 6 \cdot 10^{20} \text{ átomos de O}$$

Nº átomos totales = nº átomos de S + nº átomos de O =

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

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

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

$$= 24,1 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}$$

1 molécula CO / 1 átomo de C

1 molécula CO / 1 átomo de O

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

$$= 24,1 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C}$$

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

$$= 24,1 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

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

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

d) 20 L. De O_2 en condiciones normales

$$1 \text{ mol } O_2 / 22,4 \text{ L}$$

$$1 \text{ mol } O_2 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2$$

$$22,4 \text{ L. } O_2 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2$$

$$20 \text{ L. } O_2 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2}{22,4 \text{ L. } O_2} =$$

$$= 5,38 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } O_2$$

$$1 \text{ molécula de } O_2 / 2 \text{ átomos de O}$$

$$5,38 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2 \cdot \frac{2 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula de } O_2} =$$

$$= 10,76 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

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

Ejercicio Resuelto

En 0,5 moles de CO_2 , calcule:

- El número de moléculas de CO_2 .
- La masa de CO_2 .
- El número total de átomos.

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

Resolución

a) 1 mol CO_2 / $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas

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

$$= 3 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CO}_2$$

b)

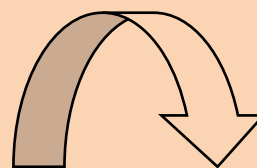
Mm CO_2 = 44 u (Calcular y comprobar) \rightarrow 44 g / mol

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

c)

1 molécula CO_2 / 1 átomo de C

1 molécula CO_2 / 2 átomos O



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

$$= 3 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C}$$

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

$$= 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

nº total de átomos = átomos de C + átomos de O =

$$= 3 \cdot 10^{23} + 6 \cdot 10^{23} = 9 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

Ejercicio Resuelto

a) Calcular la masa de 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 (Calcular y comprobar) → 28 g / mol

Como gas cumple:

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

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

Resolvemos la ecuación:

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

b)

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

n° de moléculas de CO:

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

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

$$= 2,71 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

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

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

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

$$= 2,71 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}$$

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

$$= 2,71 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

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

Ejercicio Resuelto

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

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

Resolución

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

$$P \cdot V = m_{\text{CCl}_4} / M_m \cdot R \cdot T \quad (1)$$

$$P \cdot V = m_{\text{O}_2} / M_m \cdot R \cdot T \quad (2)$$

$$M_m \text{ CCl}_4 = 154 \text{ u (Calcular y comprobar)}$$

$$M_m \text{ O}_2 = 32 \text{ u (Calcular y comprobar)}$$

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

Si dividimos las dos ecuaciones anteriores, (1) y (2) miembro a miembro:

$$1 = (m_{\text{CCl}_4} \cdot M_m \text{ O}_2) / (m_{\text{O}_2} \cdot M_m \text{ CCl}_4)$$

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

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

$$m_{\text{CCl}_4} = 4,8 m_{\text{O}_2}$$

La primera proposición es **FALSA**.

b)

$$P \cdot V = n^\circ \text{ moles} \cdot R \cdot T \quad (3)$$

$$P \cdot V = n^\circ \text{ moles O}_2 \cdot R \cdot T \quad (4)$$

Dividiendo, miembro a miembro, las dos ecuaciones anteriores (3) y (4), teniendo presentes las condiciones de P,T y V:

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

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

Segunda proposición **FALSA**.

c)

Se cumple que el n° moles es el mismo pero como cada molécula tiene distinta composición (CCl_4 y O_2) el n° de átomos en los dos recipientes nunca pueden ser iguales.

Tercera proposición **FALSA**.

----- O -----