

## **TEMA N° 10. MOL. NÚMERO DE AVOGADRO**

**NOTA:** Para acceder a los videos y páginas Webs mantener **PULSADO CONTROL** y **PINCHAR** el video o página Web seleccionada.

**Video:** Inicio del Universo. Teoría del Big - Bang

<http://www.youtube.com/watch?v=3Tu-F4UzIfc&feature=related>

**Video:** Origen de la Materia

<http://www.youtube.com/watch?v=dHsoWiKf2wU>

En los dos videos anteriores se ha puesto de manifiesto que nuestro Universo se ha constituido mediante una serie de pasos que podríamos resumir:

- a) Creación de unas entidades llamadas **ÁTOMOS**.
- b) Los Átomos se unen entre sí para formar estructuras más complejas llamadas **MOLÉCULAS**.
- c) Las Moléculas van a formar los **COMPUESTOS QUÍMICOS**.
- d) Los Compuestos Químicos constituyen la **MATERIA**.

Nuestro tema de trabajo es la **CUANTIFICACIÓN** de la **MATERIA** y para ello los pasos anteriores deberemos recorrerlos en sentido contrario hasta llegar a la estructura más pequeña **EL ÁTOMO**.

Este el primer Tema de Química en donde nos encontramos con cuestiones y problemas en donde vamos a tener que aplicar el llamado Cálculo Químico. *Vamos a resolver problemas.*

Como en todas las asignaturas en donde se plantean situaciones o problemas a resolver deberemos seguir una serie de pasos:

- a) **Lectura del ejercicio** hasta llegar a entender que es lo que pide conocer dicho ejercicio.
- b) **Meterme en la situación** y realizar un planteamiento a seguir, siempre en base a un conjunto de conocimientos teóricos, sin los cuales sería imposible llegar a la solución.

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

- c) A la Química se le conocía como la ciencia de la “Regla de tres”. Nos hemos modernizado y hoy, para realizar nuestros cálculos, utilizamos el llamado “Factor de Conversión” que es una regla de tres enmascarada.

Abordaremos el Tema con los contenidos:

### ***1.- Masas atómicas y Moleculares.***

Masa Atómica

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

Masa Atómica

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

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. Para que os hagáis una idea de este valor lo pondré en número decimal:

**0,0000000000000000000000024 g**

Hoy día no existen balanzas que sean capaces de medir cantidades tan pequeñas de masa. Sin embargo, el conocimiento de la masa de los átomos y de las molécula, 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 con valores más significativos y manejables. Debido al establecimiento de **ESTA UNIDAD** es por lo que decimos que la masa de los átomos son **MASAS ATÓMICAS RELATIVAS** (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>

A lo largo de la historia de la Química el elemento patrón para determinar la masa de los átomos ha ido variando. En principio se utilizó el átomo de **Hidrógeno (H)**, más tarde el átomo de **Oxígeno** y hoy día se utiliza el átomo de **Carbono isótopo 12 ( <sup>12</sup>C )**. El concepto de **ISÓTOPO** lo veremos un poco más tarde.

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

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

La determinación de la Ma del <sup>12</sup>C se logra con la *espectrometría de masas atómico-molecular*.

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

También podemos expresar la masa de los átomos en gramos, mejor dicho, podemos conocer 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:

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

Es muy frecuente, y de esto tenemos la culpa los propios Profesores, no utilizar la unidad de Masa atómica. En exámenes de Selectividad

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

llegamos a encontrarnos que en los datos dados para la resolución de un ejercicio, las Ma vienen de la forma:

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

Estos datos no están bien expresados, a los alumnos hay que proporcionarles los datos correctos. Para el ejemplo anterior, los datos tendrían que darse de la forma:

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

### Problema resuelto:

Determinar la masa en gramos de:

- 2 átomos de Azufre
- 1 átomo de Aluminio
- 3 átomos de carbono

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

### Resolución:

$$\text{a) } 2 \text{ átomos S} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g S}}{1 \text{ átomo S}} = 3,32 \cdot 10^{-24} \text{ g S}$$

$$\text{b) } 1 \text{ átomo Al} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g Al}}{1 \text{ átomo Al}} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g Al}$$

$$\text{c) } 3 \text{ átomos de C} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g C}}{1 \text{ átomo de C}} = 4,98 \cdot 10^{-24} \text{ g C}$$

Un mismo elemento químico puede presentar *átomos diferentes*. A estos átomos se les conoce como **ISÓTOPOS**.

Isótopos

<http://pavala.mayo.uson.mx/QOnline/Isotopos.htm>

Isótopos

<http://quimica-explicada.blogspot.com/2010/08/los-isotopos.html>

Isótopos

<http://definicion.de/isotopo/>

Para el estudio de los Isótopos es muy importante la **Teoría Atómica de Dalton**

## Teoría atómica de Dalton.

Las **leyes ponderales** (relacionadas con los pesos de los compuestos químicos) de las combinaciones químicas encontraron una explicación satisfactoria en la **teoría atómica** formulada por **DALTON** en 1803 y publicada en 1808. Dalton reinterpreta las leyes ponderales basándose en el concepto de átomo. Establece los siguientes postulados o hipótesis, partiendo de la idea de que la materia es discontinua:

- *Los elementos químicos están constituidos por átomos consistentes en partículas materiales separadas e indestructibles;*
- *Los átomos de un mismo elemento químico son iguales en masa y en todas las demás cualidades.*
- *Los átomos de los distintos elementos químicos tienen diferentes masa y propiedades*
- *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 teoría atómica de Dalton constituyó tan sólo inicialmente una hipótesis de trabajo, muy fecunda en el desarrollo posterior de la Química, pues no fue hasta finales del siglo XIX en que fue universalmente aceptada **al conocerse pruebas físicas concluyentes de la existencia real de los átomos**. Pero fue entonces cuando se llegó a la conclusión de que los átomos eran entidades complejas formadas por partículas más sencillas y que los átomos **de un mismo elemento tenían en muchísimos casos masa distinta**. La teoría de Dalton falla en su segundo Postulado. Estas modificaciones sorprendentes de las ideas de **DALTON** acerca de la naturaleza de los átomos **no invalidan en el campo de la Química los resultados brillantes de la teoría atómica**.

Podemos definir **ISÓTOPO** como:

## Isótopos

*Los Isótopos son átomos de un mismo elemento químico que tienen igual número de protones y electrones (igual número atómico) pero diferente número de neutrones (difieren en su masa atómica).*

Por ejemplo el Hidrógeno tiene 3 isótopos : el **Protio** , el **Deuterio** y el **Tritio**.

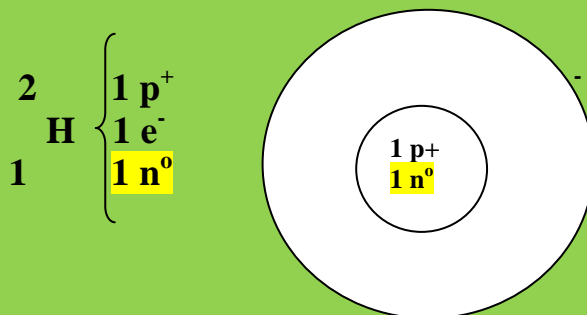
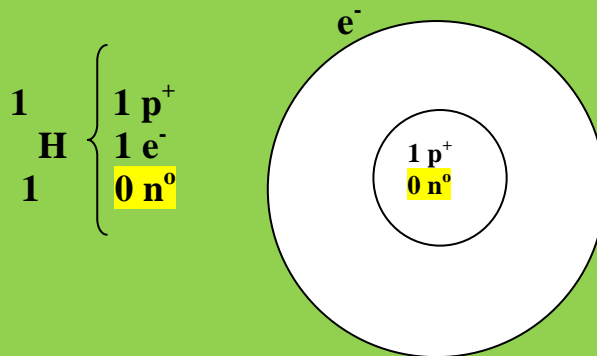
**Protio**

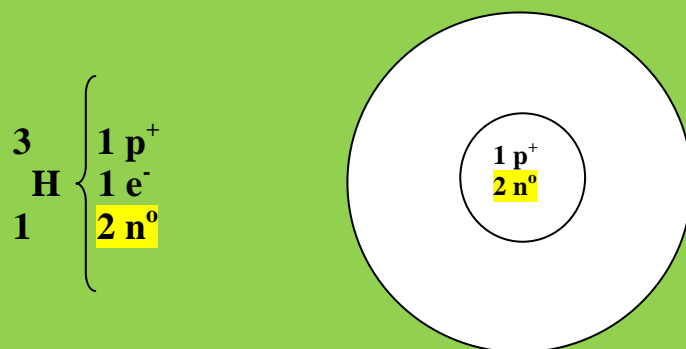


**Deuterio**



**Tritio**





Los 3 isótopos tienen un protón y un electrón, pero el protio no posee neutrones, el deuterio tiene 1 neutrón y el tritio tiene 2 neutrones. Obviamente el átomo más pesado es el tritio (masa=3 uma), pero también es el más inestable y por tanto el menos abundante.

El isótopo más abundante es el protio (99.97 % de abundancia), eso se confirma al observar la masa atómica del Hidrógeno en la tabla periódica y comprobar que la masa es 1.00797, es decir al promediar la masa atómica de los isótopos con respecto al % de abundancia, el que la masa sea próxima a 1 significa que el isótopo más abundante es el protio.

El carbono tiene 3 isótopos diferentes, el  $^{12}\text{C}_6$ , el  $^{13}\text{C}_6$  y el  $^{14}\text{C}_6$ , de los cuales el  $^{14}\text{C}_6$  sólo se encuentra en trazas.

En la tabla periódica se tiene en la casilla del carbono, un átomo con  $Z = 6$  y  $M = 12,01115$ , como se observa a continuación.

12,01115

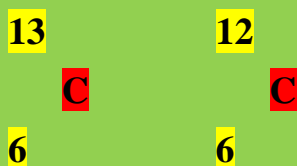
${}_6\text{C}$

Carbono

Los isótopos más abundantes del Carbono tienen ambos 6 protones y 6 electrones, pero diferente número de neutrones, 7 y 6 respectivamente:



## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO



La masa atómica representada en la tabla periódica se calcula promediando los isótopos y considerando el porcentaje de abundancia en la naturaleza. El cálculo se realiza de la siguiente forma:

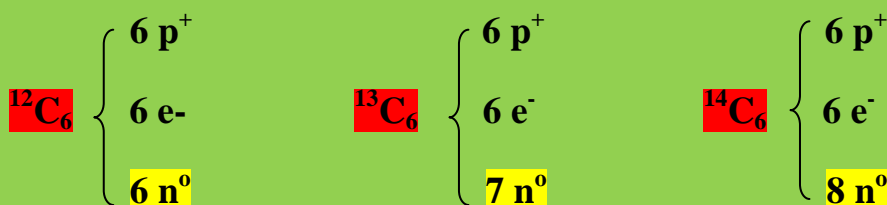
El Carbono  $^{12}\text{C}$  existe en un 98.89 % y el Carbono  $^{13}\text{C}$  en 1.11 %.

$$12 \times 0,9889 = 11,8668$$

$$13 \times 0,0111 = \underline{0,1443}$$

$$- \qquad \qquad \qquad \underline{12,0111}$$

La masa atómica (Ma) calculada es muy parecida o igual a la masa atómica representada en la tabla periódica. En este cálculo no se ha tenido en cuenta el átomo  $^{14}\text{C}_6$  puesto que su abundancia es muy pequeña.



No todos los elementos de la tabla periódica tienen isótopos (existen alrededor de 20 elementos que no tienen isótopos, estos son: Be, F, Na, Al, P, Sc, Mn, As, Y, Nb, Rh, I, Cs, Pr, Tb, Ho, Tm, Au y Bi).

El número de isótopos de los átomos es variable, pueden ser 2, 3, 4, 5 y a veces hasta más.

Existen Isótopos muy importantes porque su utilización es fundamental. En el caso del isótopo del carbono  $^{14}\text{C}_6$ , es utilizado para la determinación de la edad de los fósiles.

Determinación de la edad de los fósiles por la prueba del  $^{14}\text{C}$

<http://antesdelfin.com/carbon.htm>



Video: Prueba del  $^{14}\text{C}$

<http://www.youtube.com/watch?v=dumlw3m8KM8>

Los isótopos también son utilizados en el mundo de la Medicina. Una de las primeras aplicaciones de la **radioterapia** fue en el campo de la **dermatología**, para destruir cánceres de crecimiento anormal de células de la piel.

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**.

Se ha definido molécula *como la parte más pequeña de una sustancia que conserva sus propiedades químicas.*

Ejemplos de moléculas:

Ácido sulfúrico  $\rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$  (2 átomos de H + 1 átomo de S + 4 átomos O)

Dióxido de carbono  $\rightarrow \text{CO}_2$  ( 1 átomo de C + 2 átomos de O )

Agua  $\rightarrow \text{H}_2\text{O}$  ( 2 átomos de H + 1 átomo de O )

Como veréis estamos complicando el mundo de la Química. Hemos pasado del estudio de un átomo a establecer la **MOLÉCULA**.

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**.

**Ejemplo Resuelto:**

Determinar la Masa Molecular del ácido Sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( cuando nos piden determinar la Masa Molecular, es la correspondiente a UNA molécula).

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:  $Mm = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 2 + 32 + 64 = 98$

Esta forma **no me gusta**, es pura Matemática y no me dice nada de Química.

La que a mí me gusta y **LA QUE SIEMPRE UTILIZO** es:

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

**IMPORTANTE:** Cuando en la molécula de un compuesto químico existe algún elemento químico que no lleva subíndice es porque **LLEVA 1**. Me explico, en la molécula de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , observar que el átomo de azufre (S) no lleva subíndice pero nos indica que lleva **LA UNIDAD**. 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**.

**Ejemplo resuelto**

Determinar la Masa Molecular del Dióxido de Carbono,  $\text{CO}_2$ .

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

**Resolución:**

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

**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.

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

**Problema resuelto**

Determinar la masa en gramos de UNA molécula de:

- Ac. Sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
- De Dióxido de Carbono,  $\text{CO}_2$ .
- De tetraoxosulfato (VI) de Aluminio,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

**Resolución:**

- Hemos calculado anteriormente que la Mm de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  era 98 u. Recordemos que  $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$ . Tenemos pues dos datos:

$$1 \text{ molécula de } \text{H}_2\text{SO}_4 / 98 \text{ u} \quad ; \quad 1 \text{ u} / 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Pasaremos los 98 u a gramos mediante el **FACTOR DE CONVERSIÓN**:

$$1 \text{ Molécula } \text{H}_2\text{SO}_4 \quad 98 \text{ u} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} = 1,62 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

- Ya se calculó la Mm del  $\text{CO}_2$ .

$$\text{Mm } \text{CO}_2 = 44 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ molécula } \text{CO}_2 = 44 \text{ u}$$

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

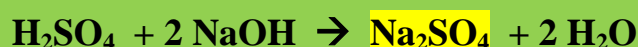
$$1 \text{ molécula } \text{CO}_2 \quad 44 \text{ u} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} = 73,04 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$c) \text{ Mm Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ molécula Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342 \text{ u}$$

$$1 \text{ molécula Al}_2(\text{SO}_4)_3 \quad 342 \text{ u} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} = 567,72 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Si os vais a los ejercicios de la masa de los átomos observaréis que la masa de estos es **muy pequeña**. No existen balanzas capaces de determinar masas tan pequeñas. Acabamos de realizar un ejercicio para la determinación de la masa de una molécula y también observamos que son valores **sumamente pequeños**.

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<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**. 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 un **1**. 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<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> reacciona con **2 moléculas** de NaOH y obtenemos **1 molécula** de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> y **2 moléculas** de H<sub>2</sub>O

La masa atómica representada en la tabla periódica se calcula promediando los isótopos y considerando el porcentaje de abundancia en la naturaleza. El cálculo se realiza de la siguiente forma:

El Carbono <sup>12</sup>C existe en un **98.89 %** y el Carbono <sup>13</sup>C en **1.11 %**.

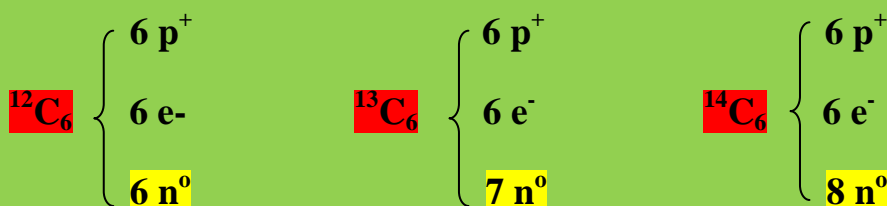
## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

$$12 \times 0,9889 = 11,8668$$

$$13 \times 0,0111 = \underline{0,1443}$$

$$- \quad \quad \quad \underline{12,0111}$$

La masa atómica (**Ma**) calculada es muy parecida o igual a la masa atómica representada en la tabla periódica. En este cálculo no se ha tenido en cuenta el átomo  $^{14}\text{C}_6$  puesto que su abundancia es muy pequeña.



No todos los elementos de la tabla periódica tienen isótopos (existen alrededor de **20 elementos que no tienen isótopos**, estos son: Be, F, Na, Al, P, Sc, Mn, As, Y, Nb, Rh, I, Cs, Pr, Tb, Ho, Tm, Au y Bi).

El número de isótopos de los átomos es variable, pueden ser 2, 3, 4, 5 y a veces hasta más.

Existen Isótopos muy importantes porque su utilización es fundamental. En el caso del isótopo del carbono  $^{14}\text{C}_6$ , es utilizado para la determinación de la edad de los fósiles.

Determinación de la edad de los fósiles por la prueba del  $^{14}\text{C}$   
<http://antesdelfin.com/carbon.htm>

Video: Prueba del  $^{14}\text{C}$   
<http://www.youtube.com/watch?v=dumlw3m8KM8>

Los isótopos también son utilizados en el mundo de la Medicina. Una de las primeras aplicaciones de la **radioterapia** fue en el campo de la **dermatología**, para destruir cánceres de crecimiento anormal de células de la piel.

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**.

Se ha definido molécula *como la parte más pequeña de una sustancia que conserva sus propiedades químicas.*

Ejemplos de moléculas:

Ácido sulfúrico →  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (2 átomos de H + 1 átomo de S + 4 átomos O)

Dióxido de carbono →  $\text{CO}_2$  ( 1 átomo de C + 2 átomos de O )

Agua →  $\text{H}_2\text{O}$  ( 2 átomos de H + 1 átomo de O )

Como veréis estamos complicando el mundo de la Química. Hemos pasado del estudio de un átomo a establecer la **MOLÉCULA**.

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**.

**Ejemplo Resuelto:**

Determinar la Masa Molecular del ácido Sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( cuando nos piden determinar la Masa Molecular, es la correspondiente a UNA molécula).

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:  $Mm = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 2 + 32 + 64 = 98$

Esta forma **no me gusta**, es pura Matemática y no me dice nada de Química.



## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

La que a mí me gusta y **LA QUE SIEMPRE UTILIZO** es:

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

**IMPORTANTE:** Cuando en la molécula de un compuesto químico existe algún elemento químico que no lleva subíndice es porque **LLEVA 1**. Me explico, en la molécula de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , observar que el átomo de azufre (S) no lleva subíndice pero nos indica que lleva **LA UNIDAD**. 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**.

### Ejemplo resuelto

Determinar la Masa Molecular del Dióxido de Carbono,  $\text{CO}_2$ .

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

### Resolución:

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

### 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.

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

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

### Problema resuelto

Determinar la masa en gramos de UNA molécula de:

- d) Ac. Sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
- e) De Dióxido de Carbono,  $\text{CO}_2$ .
- f) De tetraoxosulfato (VI) de Aluminio,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

### Resolución:

- d) Hemos calculado anteriormente que la Mm de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  era 98 u.  
Recordemos que  $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$ .  
Tenemos pues dos datos:

$$1 \text{ molécula de } \text{H}_2\text{SO}_4 / 98 \text{ u} ; 1 \text{ u} / 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Pasaremos los 98 u a gramos mediante el **FACTOR DE CONVERSIÓN**:

$$1 \text{ Molécula } \text{H}_2\text{SO}_4 \cancel{98 \text{ u}} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{\cancel{1 \text{ u}}} = 1,62 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

- e) Ya se calculó la Mm del  $\text{CO}_2$ .

$$\text{Mm } \text{CO}_2 = 44 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ molécula } \text{CO}_2 = 44 \text{ u}$$

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

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

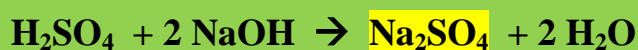
- f)  $\text{Mm Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ molécula Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342 \text{ u}$

$$1 \text{ molécula Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cancel{342 \text{ u}} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{\cancel{1 \text{ u}}} = 567,72 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$



Si os vais a los ejercicios de la masa de los átomos observaréis que la masa de estos es **muy pequeña**. No existen balanzas capaces de determinar masas tan pequeñas. Acabamos de realizar un ejercicio para la determinación de la masa de una molécula y también observamos que son valores **sumamente pequeños**.

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<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**. 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 un **1**. 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<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> reacciona con **2 moléculas** de NaOH y obtenemos **1 molécula** de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> y **2 moléculas** de H<sub>2</sub>O

## **2.- Concepto de Mol. Número de Avogadro.**

Estamos trabajando a nivel **MOLECULAR** y hemos visto que la masa de las moléculas son muy pequeñas, no podemos manejar cantidades tan sumamente pequeñas, no hay balanzas. Recordar que queríamos obtener 100 g de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 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**.

Mol. Número de Avogadro

[http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/Mol\\_Avogadro.html](http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/Mol_Avogadro.html)

Mol. Numero de Avogadro

<http://www.hiru.com/quimica/concepto-de-mol-numero-de-avogadro>

## Concepto de Mol

En el laboratorio o en la industria no se trabaja con símbolos o números, se trabaja con sustancias concretas, que se palpan. Para facilitar las tareas de investigación sobre algún elemento químico los científicos utilizan siempre **gran cantidad de átomos** para que sean medibles las masas.

Como la cantidad de átomos que necesitan es realmente impresionante, para simplificar sus cálculos los químicos utilizan **una unidad de cantidad de materia llamada mol o molécula - gramo** (del latín moles que significa montón).

Esta nueva unidad que estamos definiendo hace que para las diferentes sustancias un mol de una de ellas no tenga la misma masa en gramos o kilogramos que para otra sustancia.

## ¿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).

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 <i>Número de Avogadro (N)</i> .

Avogadro no se inventó este número, se trata de un dato experimental que se puede calcular:

- Por métodos radiactivos.
- Por electrólisis.

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

Determinación experimental del número de Avogadro por procedimientos radiactivos

<http://negrovendidoiv.blogspot.com.es/2010/08/determinacion-del-numero-de-avogadro.html>

Determinación experimental del número de Avogadro por electrólisis

<http://www.buenastareas.com/ensayos/Electrolisis-y-Numero-De-Avogadro/928331.html>

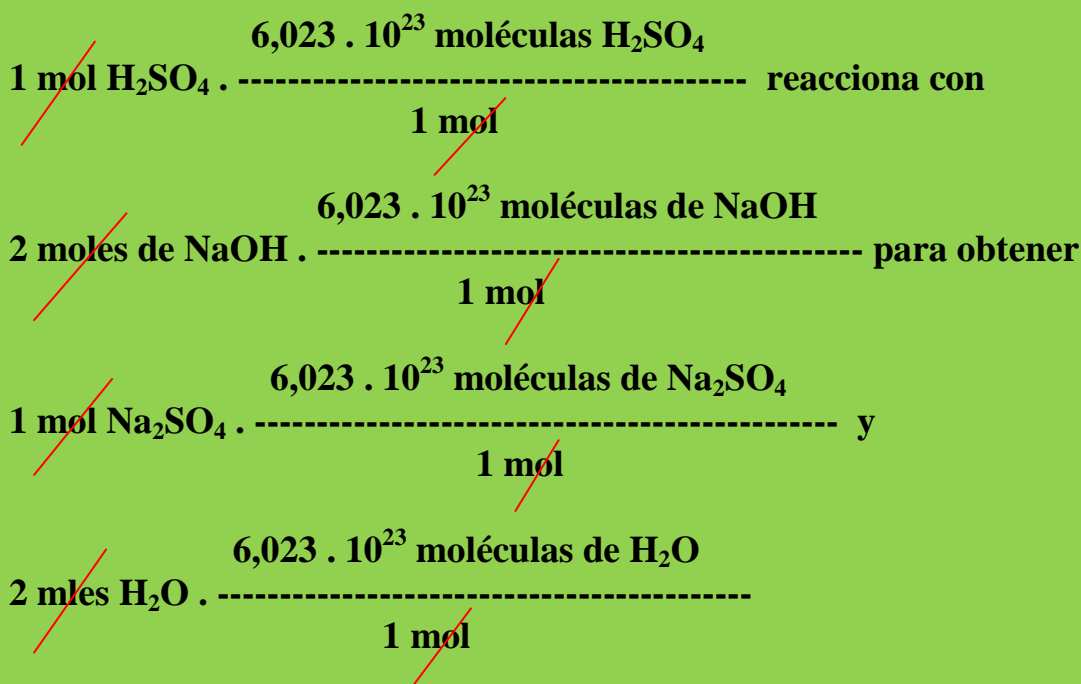
Laboratorio virtual: Número de Avogadro

<http://perso.wanadoo.es/cpalacio/LeyAvogadro2.htm>

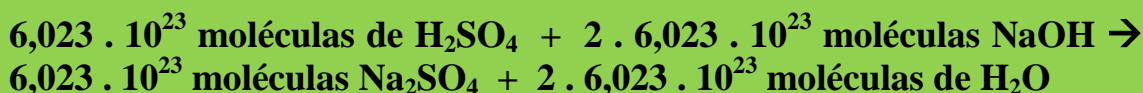
Al introducir el **MOL** la lectura de nuestra reacción ya la podemos realizar de la siguiente forma:

1 mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  reaccionan con 2 moles de  $\text{NaOH}$  para obtener 1 mol de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  y 2 moles de  $\text{H}_2\text{O}$

Veamos en **MOLÉCULAS** la nueva lectura:



Después de simplificar nos queda:



## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

→  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  +  $12,046 \cdot 10^{23}$  moléculas  $\text{H}_2\text{O}$

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 productos de reacción, **YA SE PUEDEN MEDIR.**

Os pongo la primera lectura de la reacción para que comparéis el número de moléculas puestas en juego, antes y después de introducir el concepto de **MOL**:



¿ Podemos calcular la masa de un **MOL**?. Sí. Pero antes hagamos la siguiente observación: **EN NÚMERO DE AVOGADRO ( $6,023 \cdot 10^{23}$ ) ES CONSTANTE PARA TODOS LOS COMPUESTOS QUÍMICOS, PERO LA MASA DE ESE NÚMERO DE MOLÉCULAS NO ES LA MISMA PARA DIFERENTES MOLÉCULAS DE COMPUESTOS QUÍMICOS.**

### Ejemplo resuelto:

Determinar la masa de un mol de ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

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

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

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

### Resolución:

Determinemos primero la Mm del  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

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

Lo que acabamos de calcular implica:

En **98 u de  $\text{H}_2\text{SO}_4$**  / **1 MOLÉCULA de  $\text{H}_2\text{SO}_4$**  (**MUY IMPORTANTE**)

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

Vamos al cálculo de la masa de un MOL de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:

$$\begin{aligned} & \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{98 \text{ u}}{1 \text{ molécula H}_2\text{SO}_4} \\ & \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} = 979,82 \cdot 10^{-1} \text{ g} = 97,98 \text{ g} \approx 98 \text{ g} \end{aligned}$$

Comparar ahora la Mm del H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = 98 u  
con el valor de 1 mol de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = 98 g

Es decir, la Mm y el MOL coinciden en valor pero NO en unidades.

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

En 98 u de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> / 1 MOLÉCULA de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

En 98 g de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> / 6,023 · 10<sup>23</sup> moléculas de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

Cuando realizamos ejercicios hacemos:

$$\text{Mm H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ MOL H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g}$$

La flecha ( → ) significa **IMPLICA**. No es cierto que la Mm nos determine el valor del MOL, como acabamos de demostrar.

Cuando trabajamos con gases, en el laboratorio, es más sencillo trabajar con volúmenes que determinar la masa de un gas. Se establece entonces lo que se llama **VOLUMEN MOLAR** que nos dice:

Un mol de cualquier gas, medido en **CONDICIONES NORMALES (C. N)** ( temperatura = 0°C y presión = 1 atm. ) **OCUPA SIEMPRE UN VOLUMEN DE 22,4 L (Volumen Molar)**.

1 mol de cualquier gas / 22,4 L

Como sabemos que: 1 mol / 6,023 · 10<sup>23</sup> moléculas

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

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

### Ejercicio resuelto

Determinar el volumen que ocupan, en C.N, 2,5 moles de CO<sub>2</sub>.

### Resolución:

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

### Ejercicio resuelto

Determinar el volumen que ocupan 50 g de CO<sub>2</sub>, en Condiciones Normales.

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

### Resolución:

Calculemos primero la Mm del CO<sub>2</sub>:

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

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

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

Calculemos los moles puestos en juego:

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

Cálculo del volumen:

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

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

### Ejercicio resuelto

Determinar el volumen que ocupan, en C.N,  $5,62 \cdot 10^{26}$  moléculas de  $\text{CO}_2$ .

### Resolución:

Recordemos:  $1 \text{ mol de cualquier gas} / 22,4 \text{ L}$   
 $1 \text{ mol} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$

Luego:  $6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2 / 22,4 \text{ L}$

Nuestra muestra  $5,62 \cdot 10^{26}$  moléculas:

$$5,62 \cdot 10^{26} \text{ moléculas CO}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L de CO}_2}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2} = 20,9 \cdot 10^3 \text{ L}$$

### Ejercicio propuesto

Determinar la masa de un mol de Dióxido de Carbono,  $\text{CO}_2$ .

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

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

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

Si descendemos al mundo del **ATOMO**.

### Ejercicio resuelto:

Determinar la masa de un mol de Aluminio.

DATOS: Masa atómica Al = 27 u

$$N = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

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

### Resolución:

Ma Al = 27 u  $\rightarrow$  En 27 u de Al / 1 ÁTOMO de Al

Sin demostrarlo, 1 MOL Al = 27 g  $\rightarrow$  En 27 g de Al /  $6,023 \cdot 10^{23}$  ÁTOMOS de Al

En el mundo del átomo no se utiliza el término **MOL**, se utiliza el **ÁTOMO – GRAMO** ( at – g):

1 at-g de Al =  $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos de Al = 27 gramos de Al.

**Ejercicio resuelto:**

¿Cuántas moles (at-g) de hierro representan 25,0 g de hierro (Fe)?

DATOS: Masas atómicas: Fe = 55,85 u

**Resolución:**

Ma Fe = 55,85 u lo que nos indica que el at-g de Fe = 55,85 g

Nuestra muestra:

$$\begin{array}{r} 1 \text{ at-g Fe} \\ 25,0 \text{ g de Fe} \cdot \frac{\text{-----}}{55,85 \text{ g de Fe}} = 0,48 \text{ at-g (moles) de Fe} \end{array}$$

**Ejercicio resuelto:**

¿Cuántos átomos de magnesio están contenidos en 5,00 g de magnesio (Mg)?

DATOS: Masas atómicas: Mg = 24,31 u

**Resolución:**

Ma Mg = 24,31 u lo que nos INDICA que 1 at-g de Mg / 24,31 g

Recordemos que: 1 at-g (mol) /  $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos de Mg

Calculemos los at-g de nuestra muestra inicial:

$$\begin{array}{r} 1 \text{ at-g Mg} \\ 5,00 \text{ g Mg} \cdot \frac{\text{-----}}{24,31 \text{ g Mg}} = 0,20 \text{ at-g Mg} \end{array}$$

Calculamos el número de átomos en nuestra muestra inicial:

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



## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

### Ejercicio resuelto:

¿Cuál es la masa de  $3,01 \times 10^{23}$  átomos de sodio (Na)?

DATOS: Masas atómicas: Na = 23 u

### Resolución:

Ma Na = 23 u, lo que nos indica que 1 at-g Na / 23 g de Na

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

De donde podemos concluir que: 23 g Na /  $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos Na

Nuestras moléculas iniciales serán:

$$\begin{array}{r} 23 \text{ g Na} \\ 3,01 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na} \cdot \frac{\text{-----}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na}} = 11,5 \text{ g Na} \end{array}$$

### Ejercicio resuelto:

Calcule la masa molar (masa de un mol) de los siguientes compuestos:

KOH ;  $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$  ;  $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$  ;

DATOS: Masas atómicas: K = 39,10 u ; O = 16 u ; H = 1 u ; Cu = 63,54 u ; P = 31 u ; Al = 27 u ; S = 32 u.

### Resolución:

#### KOH:

$$\begin{array}{l} \text{Mm KOH} \left\{ \begin{array}{l} \text{K: } 1 \cdot 39,10 \text{ u} = 39,10 \text{ u} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \\ \text{H: } 1 \cdot 1 \text{ u} = 1 \text{ u} \\ \text{-----} \\ 56,1 \text{ u} \end{array} \right. \rightarrow \text{Mm KOH} = 56,1 \text{ u} \end{array}$$

1 molécula KOH / 56,1 u

Recordemos que: N =  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas

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

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

$$1 \text{ mol KOH} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas KOH}}{1 \text{ mol KOH}} \cdot \frac{56,1 \text{ u}}{1 \text{ molécula KOH}}$$

$$\frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} = 560,89 \cdot 10^{-1} \text{ g} = 56,089 \text{ g} \approx 56,1 \text{ g}$$

Observamos que **EL MOL ES NUMÉRICAMENTE IGUAL A LA Mm EXPRESADA EN GRAMOS:**

$$1 \text{ MOL KOH} / 56,1 \text{ g}$$

En los próximos ejercicios no demostraremos la igualdad numérica.

**Cu<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>:**

Calculemos su Mm:

$$\text{Mm Cu}_3(\text{PO}_4)_2 \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{Cu: } 3 \cdot 63,54 \text{ u} = 190,62 \text{ u} \\ \text{P: } 2 \cdot 31 \text{ u} = 62 \text{ u} \\ \text{O: } 8 \cdot 16 \text{ u} = 128 \text{ u} \\ \hline 380,62 \text{ u} \end{array} \right.$$

Mm Cu<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> = 380,62 u **LO QUE NOS INDICA QUE:**

$$1 \text{ MOL Cu}_3(\text{PO}_4)_2 / 380,62 \text{ g de Cu}_3(\text{PO}_4)_2$$

**Ejercicio resuelto**

¿Cuántas moles de NaOH (hidróxido de sodio) hay en 1,0 Kg de esta sustancia?

DATO: Masas atómicas: Na = 23 u ; O = 16 u ; H = 1 u

Resultado: 25 moles

**Resolución:**

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

Transformemos los Kg en gramos:

$$1,0 \text{ Kg} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ Kg}} = 1000 \text{ g de NaOH}$$

Calculemos la Mm del NaOH:

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

Mm NaOH = 40 u, **LO QUE NOS INDICA QUE:**

**1 MOL NaOH / 40 g NaOH**

Nuestra muestra inicial:

$$1000 \text{ g NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 25 \text{ moles NaOH}$$

**Ejercicio resuelto:**

¿Cuál es la masa de 5,00 moles de agua?

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

Resultado: 90.1 g H<sub>2</sub>O

**Resolución:**

Fórmula del agua: H<sub>2</sub>O

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

**Mm H<sub>2</sub>O = 18 u**, LO QUE NOS INDICA:

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

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

Nuestra muestra inicial:

$$5,00 \text{ moles H}_2\text{O} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 90 \text{ g H}_2\text{O}$$

### Ejercicio resuelto

¿Cuántas moléculas de HCl (cloruro de hidrógeno) hay en 25,0 g?

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; Cl = 35,5 u

### Resolución:

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

Mm HCl = 36,5 u ; 1 MOL HCl / 36,5 g HCl

Recordemos que : 1 MOL /  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas

Luego: 36,5 g HCl /  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas HCl

Nuestra muestra inicial:

$$25,0 \text{ g HCl} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 4,12 \text{ moléculas de HCl}$$

### Ejemplo resuelto

Calcule la composición porcentual  $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$  (carbonato de níquel III)

DATOS: Masas atómicas: Ni = 58,71 u ; C = 12 u ; O = 16 u

Resultado: Ni 39,47 % ; C 12,11 % ; O 48,42 %.

### Resolución:

La Composición porcentual de un compuesto químico nos determina el % de cada elemento que existe en la fórmula del compuesto.

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

Calculamos primero la Mm del  $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$ :

$$\text{Mm Ni}_2(\text{CO}_3)_3 \begin{cases} \text{Ni: } 2 \cdot 58,71 \text{ u} = 117,42 \text{ u} \\ \text{C: } 3 \cdot 12 \text{ u} = 36 \text{ u} \\ \text{O: } 9 \cdot 16 \text{ u} = 144 \text{ u} \end{cases}$$

**297,42 u** → **Mm  $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3 = 297,42 \text{ u}$**

Podemos establecer las siguientes proporciones:

**En 297,42 u de  $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$  / 117,42 u de Ni**

**En 297,42 u de  $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$  / 36 u de C**

**En 297,42 u de  $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$  / 144 u de O**

Como nos piden el % tomaremos como muestra **100 u** de  $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$ :

$$\text{Ni: } 100 \text{ u Ni}_2(\text{CO}_3)_3 \cdot \frac{117,42 \text{ u de Ni}}{297,42 \text{ u Ni}_2(\text{CO}_3)_3} = \text{39,48 \% en Ni}$$

$$\text{C: } 100 \text{ u Ni}_2(\text{CO}_3)_3 \cdot \frac{36 \text{ u C}}{297,42 \text{ u Ni}_2(\text{CO}_3)_3} = \text{12,10 \% en C}$$

$$\text{O: } 100 \text{ u Ni}_2(\text{CO}_3)_3 \cdot \frac{144 \text{ u O}}{297,42 \text{ u Ni}_2(\text{CO}_3)_3} = \text{48,41 \% en O}$$

Si queremos comprobar que el ejercicio está bien hecho podemos sumar los % y nos tiene que dar como resultado 100 %:

$$39,48 + 12,10 + 48,41 = 99,99 \approx \text{100 \%}$$

### 3.- Composición porcentual

Composición porcentual

<http://zona-quimica.blogspot.com.es/2010/06/composicion-porcentual-de-los.html>

### Composición porcentual

<http://cienciasenbachillerato.blogspot.com.es/2010/05/composicion-porcentual.html>

*La composición porcentual en masa se define como el porcentaje en masa de cada elemento presente en un compuesto.*

*Uno de los Problemas cotidianos con los Que se enfrentan los Químicos es Determinar la Clase y CANTIDAD de Elementos Químicos Que Forman Parte De Una Muestra analizada y en QUÉ CANTIDAD lo Hacen. Los Resultados del Análisis Químico sí reportan Como porcentajes de Cada Elemento Presente en la Muestra. In this SENTIDO SE llama Composición porcentual.*

### Ejercicio resuelto

Calcula la composición centesimal del nitrato de sodio,  $\text{NaNO}_3$ .  
DATOS: Masas atómicas: Na = 23 u ; N = 14 u ; O = 16 u

### Resolución

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

Podemos establecer las siguientes proporciones:

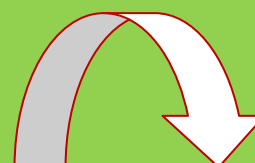
$$\begin{array}{l} 85 \text{ u NaNO}_3 / 23 \text{ u de Na} \\ 85 \text{ u NaNO}_3 / 14 \text{ u de N} \\ 85 \text{ u NaNO}_3 / 48 \text{ u O} \end{array}$$

Tomando como muestra *100 u de  $\text{NaNO}_3$* :

$$100 \text{ u NaNO}_3 \cdot 23 \text{ u Na} / 85 \text{ u NaNO}_3 = 27,05 \% \text{ en Na}$$

$$100 \text{ u NaNO}_3 \cdot 14 \text{ u N} / 85 \text{ u NaNO}_3 = 16,47 \% \text{ en N}$$

$$100 \text{ u NaNO}_3 \cdot 48 \text{ u O} / 85 \text{ u NaNO}_3 = 56,47 \% \text{ en O}$$



**Ejercicio resuelto**

Calcula la composición centesimal del butano,  $C_4H_{10}$

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

**Resolución**

$$\text{Mm } C_4H_{10} \left\{ \begin{array}{l} C: 4 \cdot 12 \text{ u} = 48 \text{ u} \\ H: 10 \cdot 1 \text{ u} = 10 \text{ u} \\ \hline 58 \text{ u} \end{array} \right.$$

Proporciones:

$$\begin{array}{l} 58 \text{ u } C_4H_{10} / 48 \text{ u } C \\ 58 \text{ u } C_4H_{10} / 10 \text{ u } H \end{array}$$

Tomando una muestra de **100 u de  $C_4H_{10}$** :

$$100 \text{ u } C_4H_{10} \cdot 48 \text{ u } C / 58 \text{ u } C_4H_{10} = 82,75 \% \text{ en } C$$

$$100 \text{ u } C_4H_{10} \cdot 10 \text{ u } H / 58 \text{ u } C_4H_{10} = 17,24 \% \text{ en } H$$

**Ejemplo resuelto**

Calcule la composición porcentual  $Ni_2(CO_3)_3$  (carbonato de níquel III)

DATOS: Masas atómicas: Ni = 58,71 u ; C = 12 u ; O = 16 u

Resultado: Ni 39,47 % ; C 12,11 % ; O 48,42 %.

**Resolución:**

La Composición porcentual de un compuesto químico nos determina el % de cada elemento que existe en la fórmula del compuesto.

Calculamos primero la Mm del  $Ni_2(CO_3)_3$ :

$$\text{Mm } Ni_2(CO_3)_3 \left\{ \begin{array}{l} Ni: 2 \cdot 58,71 \text{ u} = 117,42 \text{ u} \\ C: 3 \cdot 12 \text{ u} = 36 \text{ u} \\ O = 9 \cdot 16 \text{ u} = 144 \text{ u} \\ \hline 297,42 \text{ u} \end{array} \right. \rightarrow \text{Mm } Ni_2(CO_3)_3 = 297,42 \text{ u}$$

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

Podemos establecer las siguientes proporciones:

En 297,42 u de  $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$  / 117,42 u de Ni

En 297,42 u de  $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$  / 36 u de C

En 297,42 u de  $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$  / 144 u de O

Como nos piden el % tomaremos como muestra 100 u de  $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$ :

$$\text{Ni: } 100 \text{ u } \cancel{\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3} \cdot \frac{117,42 \text{ u de Ni}}{297,42 \text{ u } \cancel{\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3}} = 39,48 \% \text{ en Ni}$$

$$\text{C: } 100 \text{ u } \cancel{\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3} \cdot \frac{36 \text{ u C}}{297,42 \text{ u } \cancel{\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3}} = 12,10 \% \text{ en C}$$

$$\text{O: } 100 \text{ u } \cancel{\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3} \cdot \frac{144 \text{ u O}}{297,42 \text{ u } \cancel{\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3}} = 48,41 \% \text{ en O}$$

Si queremos comprobar que el ejercicio está bien hecho podemos sumar los % y nos tiene que dar como resultado 100 %:

$$39,48 + 12,10 + 48,41 = 99,99 \approx 100 \%$$

### Ejercicio resuelto

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

DATOS: Masas atómicas: N = 14 u ; H = 1 u ; S = 32 u ; O = 16 u

### Resolución

$$\text{Mm } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \left\{ \begin{array}{l} \text{N: } 2 \cdot 14 \text{ u} = 28 \text{ u} \\ \text{H: } 8 \cdot 1 \text{ u} = 8 \text{ u} \\ \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \\ \hline 132 \text{ u} \end{array} \right.$$

Proporciones:



## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

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

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

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

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

Para 100 u de  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ :

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

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

$$100 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 32 \text{ u S} / 132 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 24,24 \% \text{ en S}$$

$$100 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 64 \text{ u O} / 132 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 48,48 \% \text{ en O}$$

## 4.- Fórmula Empírica y Fórmula Molecular.

### Fórmula Empírica

En Química la fórmula empírica es una expresión que representa la proporción más simple en la que están presentes los átomos que forman un compuesto químico.

### Fórmula molecular

La fórmula molecular, indica el tipo de átomos presentes en un compuesto molecular, y el número de átomos de cada clase.

### Ejercicio resuelto

El propileno es un hidrocarburo cuya masa molar es de 42,00 g y contiene 14,3% de H y 85,7% de C. ¿Cuál es su fórmula empírica? ¿Cuál es su fórmula molecular?

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

Resultado: Fórmula Empírica:  $\text{CH}_2$  ; Fórmula molecular:  $\text{C}_3\text{H}_6$

### Resolución:

14,3 % en H

85,7 % en C

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

Si suponemos una muestra de 100 g de propileno, podemos decir que:

Tenemos 14,3 g de H y 85,7 g de C.

Vamos a pasar los gramos a at-g:

Ma H = 1 u ; 1 at-g de H / 1 g de H

Ma C = 12 u ; 1 at.g de C / 12 g de C

Nuestras muestras iniciales:

$$14,3 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ at-g}}{1 \text{ g}} = 14,3 \text{ at-g de H}$$

$$85,7 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ at-g C}}{12 \text{ g C}} = 7,14 \text{ at-g de C}$$

Pasaremos los at-g a átomos. Recordar que:

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

$$\text{H: } 14,3 \text{ at-g H} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H}}{1 \text{ at-g de H}} = 86,13 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H}$$

$$\text{C: } 7,14 \text{ at-g de C} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}}{1 \text{ at-g C}} = 44,6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C}$$

Para obtener la formula empírica pondremos el número de átomos de cada elemento químico en función del que se encuentra en menor proporción. En nuestro caso el C:

$$\text{H: } 86,13 \cdot 10^{23} \text{ átomos H} / 44,6 \cdot 10^{23} \text{ átomos H} = 1,9 \approx 2 \text{ átomos H}$$

El número de átomos debe ser un número entero por lo que deberemos ajustar por exceso o por defecto.

$$\text{C: } 44,6 \cdot 10^{23} \text{ átomos C} / 44,6 \cdot 10^{23} \text{ átomos C} = 1 \text{ átomo de C}$$

La fórmula empírica será:  $\text{H}_2\text{C}$

Cuando determinamos el número de átomos, este debe ser un número entero, por lo que si aparece decimal debemos ajustar:

$$\text{H: } 1,99 \text{ átomos} \approx 2 \text{ átomos}$$

Puede ocurrir que el resultado decimal sea  $1,5$ , entonces **NO PODEMOS AJUSTAR** ni por exceso ni por defecto. Resolvemos el problema multiplicando por 2 los resultados del número de átomos. Suponer que en el ejercicio hubieran aparecido:

$$\begin{aligned} \text{H: } & 1,5 \text{ átomos} \\ \text{C: } & 1 \text{ átomo} \end{aligned}$$

Multiplicamos por 2 y nos queda:

$$\begin{aligned} \text{H: } & 1,5 \text{ átomos} \cdot 2 = 3 \text{ átomos} \\ \text{C: } & 1 \text{ átomo} \cdot 2 = 2 \text{ átomos} \end{aligned}$$

La fórmula empírica sería entonces:  $\text{H}_3\text{C}_2$

La **fórmula Empírica** se podía haber obtenido por un procedimiento mucho más corto:

$$\text{H: } 14,3 / 1 \text{ (Ma)} = 14,3 \quad : \quad 7,141 = 2 \text{ átomos de H}$$

$$\text{C: } 85,7 / 12 \text{ (Ma)} = 7,141 \quad : \quad 7,141 = 1 \text{ átomo de C}$$

Fórmula Empírica:  $\text{H}_2\text{C}$

Obtenemos las mismas conclusiones pero considero que este procedimiento tiene poco de químico. Son **pasos matemáticos** que no **SABEMOS LO QUE QUIEREN DECIR**. Particularmente prefiero el **PRIMER MÉTODO**.

La fórmula molecular tiene la expresión:  $(\text{H}_2\text{C})_n$

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

El enunciado nos dice que la **MASA MOLAR ( MOL) ES DE 42,00 g**,  
la **Ma = 42,00 u**.

La suma de los **“u”** proporcionados por el **H** y el **C** debe sumar **42,00 u**

De la fórmula molecular:



Si en esta última expresión sustituimos **H** y **C** por sus **Ma**:

$$2n \cdot 1 + n \cdot 12 = 42,00$$

$$2n + 12n = 42,00 ; 14n = 42 ; n = 42/14 = 3$$

**“n” debe ser un número entero**. Si apareciera decimal deberíamos ajustar.

Luego la fórmula molecular tendrá la forma:  $(\text{H}_2\text{C})_3 \rightarrow \text{H}_6\text{C}_3$

### Ejercicio resuelto

Un sulfuro de hierro contiene 2,233 g de Fe y 1,926 g de S. Si la masa molar (mol) del compuesto es 208 g, ¿cuál es la fórmula molecular del compuesto?

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

Resultado:  $\text{Fe}_2\text{S}_3$

### Resolución:

Según el enunciado: **2,233 g Fe / 1,926 g de S**

Esta proporción en gramos debemos pasarla a proporción en átomos, para ello recordemos:

Ma Fe = 56 u, NOS INDICA **1 at-g Fe / 56 g**

**1 at-g Fe / 6,023 · 10<sup>23</sup> átomos Fe**

Luego: **56 g Fe / 6,023 · 10<sup>23</sup> átomos Fe**

Ma S = 32 u, NOS INDICA **1 at-g S / 32 g S**

**1 at-g S / 6,023 · 10<sup>23</sup> átomos S**

Luego: **32 g S / 6,023 · 10<sup>23</sup> átomos S**

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

$$\text{Fe: } 2,233 \text{ g Fe} \cdot \frac{1 \text{ at-g Fe}}{56 \text{ g Fe}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Fe}}{1 \text{ at-g Fe}} =$$
$$= 0,24 \cdot 10^{23} \text{ átomos Fe} = 2,4 \cdot 10^{22} \text{ átomos Fe}$$

$$\text{S: } 1,926 \text{ g S} \cdot \frac{1 \text{ at-g S}}{32 \text{ g S}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos S}}{1 \text{ at-g S}} = 0,36 \cdot 10^{23} \text{ átomos S} =$$
$$= 3,6 \cdot 10^{22} \text{ átomos S}$$

La proporción en átomos será:

$$2,4 \cdot 10^{22} \text{ átomos Fe} / 3,6 \cdot 10^{22} \text{ átomos S}$$

Esta proporción la traduciremos a 1 átomo del elemento que se encuentre en menor cantidad, en nuestro caso, el Fe. Dividiremos las dos cantidades por el número de átomos de Fe:

$$\text{Fe: } 2,4 \cdot 10^{22} \text{ átomos Fe} / 2,4 \cdot 10^{22} \text{ átomos Fe} = 1 \text{ átomo Fe}$$

$$\text{S: } 3,6 \cdot 10^{22} \text{ átomos S} / 2,4 \cdot 10^{22} \text{ átomos Fe} = 1,5 \text{ átomos S}$$

El 1,5 átomos de S lo debemos convertir en un número entero y para ello multiplicamos por 2 las dos cantidades de átomos, es decir:

$$1 \text{ átomo Fe} \cdot 2 = 2 \text{ átomos Fe}$$

$$1,5 \text{ átomos S} \cdot 2 = 3 \text{ átomos S}$$

La Fórmula Empírica será:  $\text{Fe}_2\text{S}_3$

Fórmula Molecular:  $(\text{Fe}_2\text{S}_3)_n$

La suma de los “u” proporcionados por los átomos (Fe y S) que forman el compuesto nos debe proporcionar la Mm del compuesto. Sabemos que:

$$\text{QUE: } 1 \text{ mol de compuesto} / 208 \text{ g, LO QUE NOS INDICA}$$
$$\text{Mm compuesto} = 208 \text{ u}$$

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

Se cumplirá:  $(\text{Fe}_2\text{S}_3)_n$

$$2n \text{ Fe} + 3n \text{ S} = \text{Mm} ; 2n \cdot 56 + 3n \cdot 32 = 208$$

$$112 n + 96 n = 208 ; 208 n = 208 ; n = 208/208 = 1$$

Luego la Fórmula Molecular será:  $(\text{Fe}_2\text{S}_3)_1 = \text{Fe}_2\text{S}_3$

En este caso la Fórmula Empírica coincide con la Fórmula Molecular

### Ejercicio propuesto

Calcula las moléculas de dióxido de carbono existentes en 1,5 moles de ese compuesto. Datos: Masas atómicas: C = 12 u ; O = 16 u

### Ejercicio resuelto

¿Cuántos moles de  $\text{N}_2$  hay en  $1,2 \cdot 10^{24}$  moléculas del mismo?. DATOS: Masas atómicas: N = 14 u

### Resolución:

Recordemos que.  $1 \text{ mol } \text{N}_2 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{N}_2$

Nuestra muestra inicial

$$\begin{array}{c} 1 \text{ mol } \text{N}_2 \\ 1,2 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } \text{N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{N}_2}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{N}_2} = 1,99 \cdot 10 = 19,9 \text{ moles } \text{N}_2 \end{array}$$

### Ejercicio propuesto

¿Cuántas moléculas de  $\text{O}_2$  hay en un mol de dicho gas? ¿Y cuántos átomos de oxígeno?.  $M_a = 16 \text{ u}$

DATOS: Masas atómicas: O = 16 u

### Ejercicio propuesto

Al analizar 7,235g de un compuesto se obtuvieron 0,148g de H, 2,362 de S y el resto de oxígeno. Calcula su fórmula empírica. Sol.: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

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

### 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.

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

### Resolución

C → 54,5 % ; H → 9,1 % ; O → 36,4 %

88 g / mol → Mm = 88 u.

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

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

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

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

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

Calculo de n:  $2n.C + 4n.H + n.O = Mm ;$

$$2n.12 + 4n.1 + n.16 = Mm$$

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

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

### Ejercicio resuelto

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.

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

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

### Resolución

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

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

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

Todo el C del compuesto químico está en forma de  $CO_2$  obtenido en la reacción:

$$22 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g } CO_2} = \mathbf{6 \text{ g C}}$$

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

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

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

Obtención de la fórmula empírica:

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

Fórmula molecular:  $\mathbf{(C H_2 O)_n}$



## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

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

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

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

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

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

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  $\rightarrow (C H_3)_n$

Calculo de n :  $n \cdot C + 3n \cdot H = Mm$  ;  $12n + 3n = Mm$  ;

$$15n = Mm ( 1 )$$

Calculo de Mm:  $P \cdot V = m / Mm \cdot R \cdot T$

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

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

$$P = d \cdot R.T / M_m ; \quad M_m = d.R.T / P$$

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

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



### Ejercicio resuelto

Un compuesto de fórmula  $AB_3$  contiene un 40 % en peso de A. Determina la relación entre los pesos atómicos de A y B.

### Resolución

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

$$1 \text{ molécula } AB_3 / 1 \text{ átomo de A} ; 1 \text{ molécula de } AB_3 / 3 \text{ átomos de B}$$

$$100 \text{ g } AB_3 / 40 \text{ g A} = M_m AB_3 / 1 M_a A$$

despejando  $M_m AB_3$ :  $M_m AB_3 = 100 \text{ g } AB_3 \cdot 1 M_a A / 40 \text{ g A} \quad (1)$

$$100 \text{ g } AB_3 / 60 \text{ g B} = M_m AB_3 / 3 M_a B$$

Despejando  $M_m$  de  $AB_3$ :  $M_m AB_3 = 100 \text{ g } AB_3 \cdot 3 M_a B / 60 \text{ g B} \quad (2)$

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

$$100 \text{ g } AB_3 \cdot 1 M_a A / 40 \text{ g A} = 100 \text{ g } AB_3 \cdot 3 M_a B / 60 \text{ g B}$$

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

$$M_a A / M_a B = 3 \cdot 40 / 60 = 2 ; M_a A = 2 M_a B$$

### Ejercicio Resuelto:

Calcula la fórmula empírica de un compuesto que tiene la composición centesimal siguiente: 38,71% Ca, 20% P y 41,29% O. Sol.:  $Ca_3(PO_4)_2$

DATOS: Masas atómicas: Ca = 40 u ; P = 31 u ; O = 16 u

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

### Resolución:

Supongamos 100 g del compuesto, esto implica:

38,71 g Ca ; 20 g P ; 41,29 g O

$$\text{Ca: } 38,71 \text{ g Ca} \cdot \frac{1 \text{ at-g Ca}}{40 \text{ g Ca}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Ca}}{1 \text{ at-g Ca}} = 5,8 \cdot 10^{23} \text{ at. Ca}$$

$$\text{P: } 20 \text{ g P} \cdot \frac{1 \text{ at-g P}}{31 \text{ g}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos P}}{1 \text{ at-g P}} = 3,9 \cdot 10^{23} \text{ átomos P}$$

$$\text{O: } 41,29 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ at-g O}}{16 \text{ g}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ at-g O}} = 15,54 \cdot 10^{23} \text{ át. O}$$

Para tomar como referencia para 1 átomo de un elemento, dividiremos las tres cantidades por la más pequeña:

$$\text{Ca: } 5,8 \cdot 10^{23} \text{ átomos Ca} / 3,9 \cdot 10^{23} \text{ átomos P} = 1,48 \approx 1,5 \cdot 2 = 3 \text{ át. Ca}$$

$$\text{P: } 3,9 \cdot 10^{23} \text{ átomos P} / 3,9 \cdot 10^{23} \text{ átomos P} = 1 \cdot 2 = 2 \text{ átomos P}$$

$$\text{O: } 15,54 \cdot 10^{23} \text{ átomos O} / 3,9 \cdot 10^{23} \text{ átomos P} = 3,98 \approx 4 \cdot 2 = 8 \text{ átomos O}$$

Fórmula empírica:  $\text{Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$



**Se terminó**

**Antonio Zaragoza López**