

## TEMA N° 11

# MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

### Contenido temático

- 1.- Masas Atómicas y Moleculares
- 2.- Estudio de los Isótopos
  - 2.1.- Aplicaciones de los Isótopos
- 3.- La Molécula
- 4.- Concepto de Mol. Número de Avogadro

Video: Origen de la Materia

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

En el video anterior 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**

MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

El objeto del tema 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**.

## 1.-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. 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 las **masa** 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

MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

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>

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 (O)** y hoy día se utiliza el **átomo de Carbono isótopo 12 (  $^{12}\text{C}$  )** [1].

[1] El concepto de **Isótopo** lo veremos más adelante.

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**.

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

**Nota informativa:** La determinación de la Ma del  $^{12}\text{C}$  se logra con la **espectrometría de masas atómico-molecular**.

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

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

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:

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

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:**  $C = 12 \text{ u}$  ;  $O = 16 \text{ u}$  ;  $H = 1 \text{ u}$

### Problema resuelto

Determinar la masa en gramos de:

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

DATOS: Masas atómicas:  $S = 32 \text{ u}$  ;  $Al = 27 \text{ u}$  ;  $C = 12 \text{ u}$

**Resolución**

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

a)

$$1 \text{ átomo de S} / 32 \text{ u}$$

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

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

b)

$$1 \text{ átomo de Al} / 27 \text{ u}$$

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

$$\begin{aligned}
 & \cancel{1 \text{ átomo Al}} \cdot \frac{27 \text{ u}}{\cancel{1 \text{ átomo Al}}} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{\cancel{1 \text{ u}}} = \\
 & = 44,82 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 4,48 \cdot 10^{-23} \text{ g}
 \end{aligned}$$

c)

$$1 \text{ átomo de C} / 12 \text{ u}$$

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

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

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

### 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.

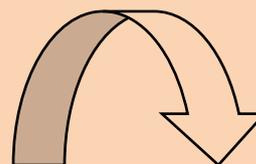
### Resolución

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

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

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

$$Ma_3 = 1,46 \cdot 10^{-22} \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ u.m.a}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}} = 87,95 \text{ u.m.a}$$



## 2.- Estudio de los Isótopos

Isótopos

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

Isótopos

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

Un mismo elemento químico puede presentar átomos diferentes. Al conjunto de átomos diferentes de un mismo elemento químico se les conoce como **Isótopos**.

### 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** postulada 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:

- a) Los elementos químicos están constituidos por átomos consistentes en partículas materiales separadas e indestructibles
- b) Los átomos de un mismo elemento químico son iguales en masa y en todas las demás cualidades.
- c) Los átomos de los distintos elementos químicos tienen diferentes masa y propiedades

MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

d) Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos en una relación numérica sencilla.

La teoría atómica de Dalton fue universalmente aceptada a finales del siglo XIX al conocerse pruebas físicas concluyentes de la existencia real de los átomos.

Junto a la existencia de los átomos en las postrimerías del siglo XIX también se concluyó que:

- a) Los átomos son entidades complejas formadas por partículas más sencillas
- b) Los átomos de un mismo elemento tenían en muchísimos casos masa distinta

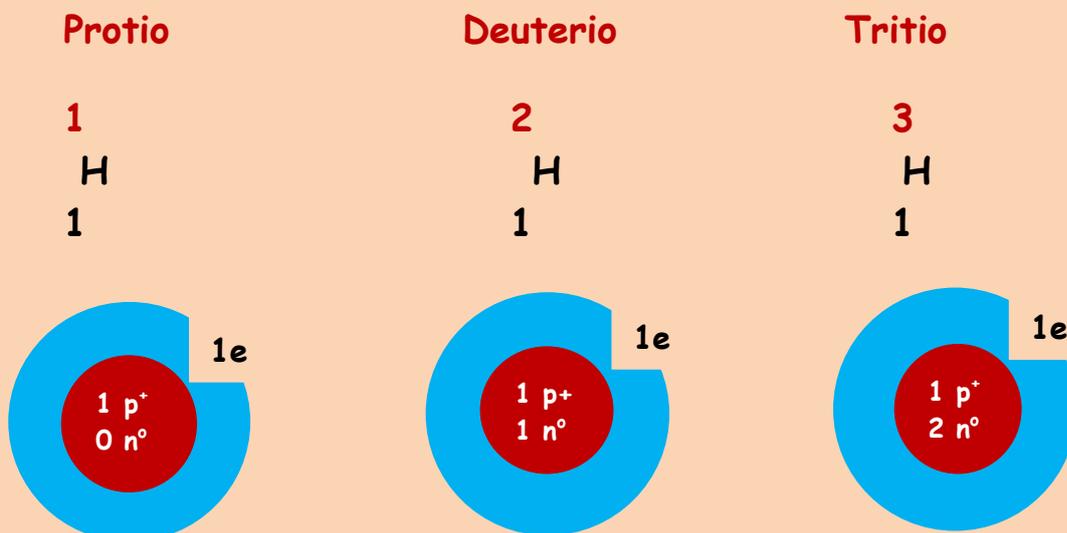
Según lo establecido la teoría de Dalton falla en su segundo Postulado pero no por ello resta importancia a la primera teoría atómica (Dalton).

Una definición de Isótopo puede ser:

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).

Los átomos que son isótopos entre sí tienen idéntica cantidad de protones en el núcleo y electrones en la Corteza Electrónica se encuentran en el mismo lugar dentro de la tabla periódica.

El Hidrógeno presenta 3 isótopos : **Protio** , **Deuterio** y **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**.

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).

No todos los elementos de la tabla periódica tienen isótopos existen alrededor de **20 elementos que no tienen isótopos**.

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

Cuando un elemento químico presenta varios isótopos su **masa atómica** dependerá de los **Números Másicos** y del tanto por  **ciento en abundancia** de cada uno de los Isótopos. Esta es la razón de la posibilidad de isótopos con **Números Másicos** enteros mientras que la **Masa Atómica** del elemento en cuestión se un número decimal.

Supongamos el caso del elemento químico **Magnesio**. Presenta tres isótopos de masa atómica  $^{23}\text{Mg}$ ,  $^{25}\text{Mg}$  y  $^{26}\text{Mg}$  u.m.a en cambio la **Masa Atómica del Magnesio es 24,33 uma**. Si queremos determinar la Masa atómica del Magnesio, en principio, se obtendría mediante la media de las masas atómicas de cada uno de los isótopos:

$$\text{Ma Mg} = \frac{23 + 25 + 26}{3} = 25 \text{ u}$$

Pero los isótopos no se encuentran en la misma cantidad o abundancia dada en %. En el caso del **Magnesio** las abundancias de sus isótopos son: Isótopo 24 abundancia 77,4%, Isótopo 25 abundancia 11,5 % e Isótopo 26 abundancia 11,1 %. La masa atómica del Magnesio debe contemplar estas abundancias y para ello no se utiliza la **Media Aritmética** si no la **Media Ponderal**:

$$\text{Ma Mg} = \frac{24 \cdot 77,4 \% + 25 \cdot 11,5 \% + 26 \cdot 11,1 \%}{100} = 24,33 \text{ u.m.a}$$

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

Determinamos de esta forma la ecuación que nos permite determinar la **Masa Atómica** de un elemento químico que presenta varios Isótopos:

$$Ma(u) = \frac{\text{Isótopo} \cdot \text{abundancia (\%)} + \text{Isótopo} \cdot \text{abundancia (\%)} + \dots}{100}$$

### Ejercicio resuelto

Determinar la Masa atómica del carbono sabiendo que presenta dos isótopos: el  $^{12}\text{C}$  con una abundancia del 98,89 % y el isótopo  $^{13}\text{C}$  con una abundancia del 1,11 %

$$Ma C = \frac{12 \cdot 98,89 + 13 \cdot 1,11}{100} = 12,01 \text{ u}$$

Los valores obtenidos pueden no coincidir con los presentados en la Tabla Periódica, todo es problema de los ajustes efectuados durante las operaciones.

### Ejercicio resuelto

Del Europio se conocen dos isótopos de masas atómicas 151 y 153 u.m.a y sus abundancias respectivas son 50,6 % y 49,4 %. Calcula la Masa Atómica Media del Europio.

### Resolución

Ejercicio de aplicación de fórmula directa:

$$Ma Eu = \frac{\text{Isótopo} \cdot \text{Abundancia} + \text{Isótopo} \cdot \text{Abundancia}}{100}$$

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

$$\begin{aligned} & 151 \text{ uma} \cdot 50,6 \% + 153 \text{ uma} \cdot 49,4\% \\ = & \frac{\text{-----}}{100} = 151,98 \text{ uma} \end{aligned}$$

### Ejercicio resuelto

Calcula la masa atómica del Plomo si de él se conocen cuatro isótopos de masas atómicas 204, 206, 207 y 208 u.m.a y sus porcentajes en abundancia son, respectivamente, 1,5, 28,3, 20,1 y 50,1.

### Resolución

Aplicando la ecuación:

$$\begin{aligned} & I_1 \cdot \% + I_2 \cdot \% + I_3 \cdot \% + I^4 \cdot m\% \\ \text{Ma Pb} = & \frac{\text{-----}}{100} \\ & 204 \cdot 1,5 \% + 206 \cdot 28,3 \% + 207 \cdot 20,1 \% + 208 \cdot 50,1 \% \\ = & \frac{\text{-----}}{100} \\ & = 207,17 \text{ u.m.a} \end{aligned}$$

### Ejercicio resuelto

Calcula la masa atómica del litio sabiendo que está formado por una mezcla de  ${}^6_3\text{Li}$  y  ${}^7_3\text{Li}$ . La abundancia del segundo de ellos es 92,40 %.

### Resolución

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

Datos:

Isótopo  ${}_3\text{Li}^6$

Abundancia = ¿?

Isótomo  ${}_3\text{Li}^7$

Abundancia = 92,40%

La abundancia total de los dos isótopos debe ser del 100 % por lo que podremos conocer la abundancia del isótopo  ${}_3\text{Li}^6$ .  
Para ello:

$$\text{Abundancia Isótopo } {}_3\text{Li}^6 = 100\% - 92,40\% = 7,6 \%$$

Aplicamos la ecuación anterior:

$$\begin{aligned} \text{Ma Li (uma)} &= \frac{6 \text{ uma} \cdot 7,6 \% + 7 \text{ uma} \cdot 92,40 \%}{100} = \\ &= 6,46 \text{ u.m.a} \end{aligned}$$

### Ejercicio resuelto

El cobre natural está formado por los isótopos Cu-63 y Cu-65. El más abundante es el primero, con una distribución isotópica de 64,4 %. Calcula la masa atómica aproximada del cobre. R: 63,7 u

### Resolución

$$\text{Ma} = \frac{M. \text{ Isotópica} \cdot \text{abundancia} + M. \text{ Isotópica} \cdot \text{abundancia}}{100}$$

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

Datos:

$^{63}\text{Cu}$  Abundancia = 64,4 %

$^{65}\text{Cu}$  Abundancia: ?

Abundancia  $^{65}\text{Cu}$  = 100 % - 64,4 = 35,6 %

$$63 \cdot 64,4 + 65 \cdot 35,6$$

$$\text{Ma Cu (u)} = \frac{\quad}{100} = 63,71 \text{ u}$$

### Ejercicio resuelto

El boro, de masa atómica 10,811 u, está formado por dos isótopos,  $^{10}\text{B}$  y  $^{11}\text{B}$ . Calcula la abundancia natural de estos isótopos.

### Resolución

Aplicamos la ecuación:

$$\text{Ma} = \frac{I_1 \cdot \% + I_2 \cdot \%}{100}$$

$$10,811 \text{ u} = \frac{10 \cdot \%_1 + 11 \cdot \%_2}{100}$$

Quitando denominadores:

$$1081,1 = 10 \%_1 + 11 \%_2$$

Despejamos %<sub>1</sub>:

$$\%_1 = (1081,1 - 11 \%_2)/10 \quad (1)$$

Tambien sabemos que:

$$\%_1 + \%_2 = 100$$

Despejamos %<sub>1</sub>:

$$\%_1 = 100 - \%_2 \quad (2)$$

Unimos las ecuaciones (1) y (2)

$$\%_1 = 1081,1 - 11 \%_2$$

$$\%_1 = (1081,1 - 11 \%_2)/10$$

Se cumple: Igualdad en los dos primeros medios implica igualdad en los dos segundos:

$$1081,1 - 11 \%_2 = (1081,1 - 11 \%_2)/10$$

Quitamos denominadores:

$$10811 - 110 \%_2 = 1081,1 - 11 \%_2$$

$$10811 - 1081,1 = 110 \%_2 - 11 \%_2$$

$$9729,9 = 99 \%_2$$

$$\%_2 = 9729,9/99 = 98,29$$

Si nos vamos a la ecuación (2):

$$\%_1 = 100 - 98,28 = 1,72$$

$$\%_1 = 100 - 98,11 = 1,89$$

## 2.1.- Aplicaciones de los Isótopos

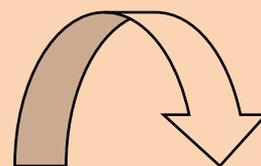
La existencia de los isótopos radiactivos es de gran importancia empírica, y ha dado lugar a que todo elemento químico pueda presentarse en dos versiones; una, la "estable", formada exclusivamente por isótopos estables (valga la redundancia), y otra, la de "radi elemento", en la que por lo menos uno de sus isótopos es radiactivo. Por supuesto, todo "radi elemento" es efímero y se transforma con el tiempo en su forma "estable", pero, mientras esto sucede, el "radi elemento" es, por identidad química, trazador del elemento "estable" correspondiente. Naturalmente, en aquellos casos de elementos que no tienen ningún isótopo estable, como el radio, uranio, torio, plutonio, etc., ellos mismos son permanentemente radi elementos, que trazan de forma espontánea sus caminos en la naturaleza.

El "trazado" de los elementos químicos, en conclusión, mediante sus respectivos "radi elementos" es un hecho de suma importancia, porque nos permite "visualizar" (con auxilio de un detector) los caminos que los elementos siguen en los sistemas físicos, químicos y biológicos en los que intervienen. El recurso a los isótopos radiactivos (desde hace varias

décadas) ha tenido, por lo tanto, carácter paradigmático para la investigación científica de la naturaleza, en la medida en que ha permitido esclarecer la mayor parte de los mecanismos evolutivos o de transformación de los sistemas materiales.

El uso del análisis de **isótopos estables** como herramienta para el estudio de dieta, movilidad, y otros procesos biológicos ha sido muy importante en arqueología en las últimas décadas, así como también en muchas otras áreas como la industria y las ciencias forenses. El estudio de los isótopos estables comenzó siendo una herramienta aplicada a la geología para, en pocos años, extenderse primero a la antropología y arqueología, y luego a ecología, ciencias de la atmósfera, ciencias forenses, microbiología, así como también a áreas aplicadas a la producción animal, vegetal y de alimentos. De esta manera, a través de una misma herramienta se están abordando problemas e hipótesis en diferentes áreas de las ciencias, pero los conceptos básicos teóricos y hasta prácticos son los mismos.

**Terapia de radiación** (también llamada **radioterapia**) es un tratamiento del cáncer que usa altas **dosis** de **radiación** para destruir **células cancerosas** y **reducir tumores**. En **dosis bajas**, la **radiación se usa en rayos-x** para ver el interior del cuerpo, como en radiografías de los dientes o de huesos fracturados.



Algunos Isótopos y sus aplicaciones:

1) **Deuterio (Isotopo del H)**: utilizado como rastreador en el estudio de reacciones químicas

2) **Tritio (Isotopo del H)**: Componente principal de la bomba de hidrógeno

La Bomba-H es lo que llamamos una **bomba termonuclear**. La "H" del nombre alude al **hidrógeno**, gas utilizado para la misma. Básicamente esta bomba desencadena una reacción nuclear específica llamada "**fusión**". Cuando la bomba va a explotar, los **átomos de hidrógeno se fusionan** y así liberan una **enorme cantidad de energía**. El problema es que para desencadenar la fusión también se necesita una enorme cantidad de **energía en el arranque**. Es por eso que dentro de una **Bomba-H** contiene bomba atómica Bomb-A (Bomba atómica) que explota primero para poner en marcha la fusión.

3) **Carbono-13**: utilizado en el estudio de procesos metabólicos

4) **Carbono-14**: utilizado en el método de datación por radiocarbono, siendo la técnica mas fiable para conocer la edad de muestras orgánicas.

El **inestable y radioactivo carbono 14**, llamado **radiocarbono**, es un isótopo natural del carbono. Cuando un ser vivo muere, deja de interactuar con la biosfera, y el carbono 14 en él,

MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

permanece sin ser afectado por la biosfera, pero naturalmente decae.

El **decaimiento** (disminución) del **carbono 14** lleva miles de años, y es esta maravilla de la naturaleza la que conforma la base de la datación por radiocarbono y hace que este análisis sea una poderosa herramienta para revelar el pasado.

El proceso de **datación por radiocarbono** comienza con el análisis del **carbono 14 remanente en una muestra**. La **proporción de carbono 14** en la muestra examinada proporciona una **indicación del tiempo transcurrido desde la muerte de la fuente de la muestra**.

Carbono 14 y Arqueología

<https://www.youtube.com/watch?v=mxGQS32mWLc>

Aplicación del Carbono 14

<https://www.youtube.com/watch?v=3UalA776mqI>

Aplicación de Carbono 14

<https://www.youtube.com/watch?v=0HAVcHcfO84>

5) **Oro-198:**

Utilizado en el tratamiento del cáncer.

La aplicación de los **isótopos radiactivos** como aplicación médica ya se usa en imagen diagnóstica y en radioterapia, por ejemplo, en **mamografías**. La mayoría de las veces se inyectan en el cuerpo, se reparten en su interior y el médico se fija en la parte necesaria.

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

Un estudio publicado en la revista *Angewandte Chemie* demostró la capacidad de las **nanopartículas de oro** para generar **in situ** potentes fármacos anticancerígenos. El oro actuaría como un catalizador de las reacciones químicas de las medicinas usadas en la quimioterapia.

6) **Yodo-131**: utilizado en el tratamiento del hipertiroidismo

7) **Fosforo-30**: utilizado en el tratamiento de leucemia

8) **Zinc-67**: utilizado en la tecnología nuclear

9) **Renio-185**: utilizado en el tratamiento de patologías oncológicas

10) **Helio-4**: utilizado en la empresa automotriz

### 3.- La Molécula

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.

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

También se puede definir la **molécula**: como la parte más pequeña de una sustancia que conserva sus propiedades químicas.

Ejemplos de moléculas:

**Ácido sulfúrico**  $\rightarrow$   $H_2SO_4$  (2 átomos de H + 1 átomo de S +  
+4 átomos O)

**Dióxido de carbono**  $\rightarrow$   $CO_2$  (1 átomo de C + 2 átomos de O )

**Agua**  $\rightarrow$   $H_2O$  ( 2 átomos de H + 1 átomo de O )

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,  $H_2SO_4$ .

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:

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

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

La que siempre utilizo es:

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

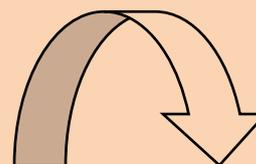
Este cálculo nos permite establecer la proporción:

$$1 \text{ molécula H}_2\text{SO}_4 / 98 \text{ u}$$

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  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , 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**.

Considero muy importante el saber interpretar los **98 u** de la molécula de **Ác. Sulfúrico**. Debemos saber que significa y que representa:

En 98 u de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  tenemos: **2 u** de Hidrógeno  
**32 u** de Azufre  
**64 u** de Oxígeno



## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

Que lo traduciremos de la forma:

98 u  $H_2SO_4$  / 2 u de Hidrógeno

98 u  $H_2SO_4$  / 32 u de Azufre

98 u  $H_2SO_4$  / 64 u de Oxígeno

También debemos saber que nos indica la fórmula  $H_2SO_4$  en lo referente a la **relación entre átomos** que forman la molécula:

2 u de H / 32 u de S

2 u de H / 64 u de O

32 u de S / 64 u de O

64 u O / 2 u de H

### Ejemplo resuelto

Determinar la Masa Molecular del Dióxido de Carbono,  $CO_2$ .

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

### Resolución

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

Importante:

1 molécula de  $CO_2$  / 44 u

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

### 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.

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

Importante:

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

### Problema resuelto

Determinar la masa en gramos de UNA molécula de:

a) Ac. Sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

b) De Dióxido de Carbono,  $\text{CO}_2$ .

c) De tetraoxosulfato (VI) de Aluminio,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

Datos Masas Atómicas: H = 1 u, S = 32 u, O = 16 u, C = 12 u, Al = 27 u

### Resolución

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

a)

Calculemos la Mm del ácido Sulfúrico:

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

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

1 molécula de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  / 98 u

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

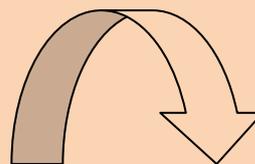
Tenemos dos datos:

1 molécula de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  / 98 u

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

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

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



b)

Calculo de la Mm del CO<sub>2</sub>

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

-----

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

1 molécula de CO<sub>2</sub> / 44 u

Recordemos: 1 u = 1,66 · 10<sup>-24</sup> g

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

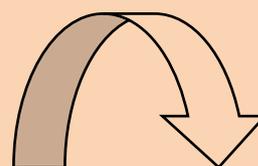
c)

Cálculo de la Mm del Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>

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

-----

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



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

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

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

### Ejercicio resuelto

En el problema anterior hemos determinado la masa de una molécula de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , de  $\text{CO}_2$  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  $\text{H}_2\text{SO}_4$  existentes en 98 g de dicho compuesto. b) En 44 g de  $\text{CO}_2$  y c) en 342 g de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

### Resolución

a)

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

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

b)

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

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

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  $\text{NH}_3$

b)  $2,8 \cdot 10^{20}$  moléculas de  $\text{SO}_3$

c) 250000 moléculas de  $\text{CH}_4$

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  $\text{NH}_3$ :

$$\begin{array}{l} \text{Mm } \text{NH}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{N: } 1 \cdot 14 \text{ u} = 14 \text{ u} \\ \text{H: } 3 \cdot 1 \text{ u} = 3 \text{ u} \end{array} \right. \\ \hline 17 \text{ u} \rightarrow \text{Mm} = 17 \text{ u} \end{array}$$

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

Recordemos:

1 molécula  $\text{NH}_3$  / 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:

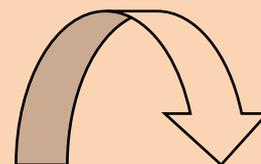
1 molécula  $\text{NH}_3$  /  $28,22 \cdot 10^{-24}$  g

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  $\text{SO}_3$



## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

Calculamos la Mm del Trióxido de Azufre,  $\text{SO}_3$ :

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

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

$1 \text{ molécula } \text{SO}_3 / 80 \text{ u}$

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

El factor de conversión puede realizar operaciones sucesivas:

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

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

c)

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

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

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

$1 \text{ molécula } \text{CH}_4 / 16 \text{ u}$

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

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

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 H<sub>2</sub>O

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

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

Nuestra muestra:

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

$$= 0,0412 \cdot 10^{28} \cdot 10^{24} \text{ moléculas de HCl} = 0,0412 \cdot 10^{52} \text{ moléculas} =$$

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

b)

$7 \cdot 10^{56}$  gramos de  $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$  moléculas

Calculemos los umas de la molécula de  $\text{H}_2\text{O}$ .

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

1 molécula de  $\text{H}_2\text{O} / 18 \text{ u}$

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

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

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

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

#### 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<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 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<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**

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

No podemos manejar cantidades tan sumamente pequeñas (moléculas), no hay balanzas. Recordar que queríamos obtener 100 g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  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).

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>

### ¿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)**.

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

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

a) Por métodos radiactivos

b) Por electrólisis

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

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

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

$6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  +  $2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$   
moléculas  $\text{NaOH} \rightarrow 6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  +  $2 \cdot$   
 $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$

$6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas  $\text{H}_2\text{SO}_4$  +  $12,046 \cdot 10^{23}$  moléculas  
 $\text{NaOH} \rightarrow 6,023 \cdot 10^{23}$  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 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

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

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 → **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:

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

¿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,  $\text{H}_2\text{SO}_4$

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

Determinar la masa del mol de ácido

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

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

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

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

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

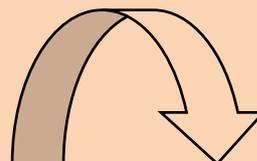
$$1 \text{ molécula H}_2\text{SO}_4 / 98 \text{ u (1)}$$

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

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

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

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



## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

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:

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

Recordemos que:  $Mm$  del  $H_2SO_4 = 98$  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 =  $0^\circ C$  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 =  
=  $0,001429$  g/cm<sup>3</sup>

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

Masa Atómica O = 16 u

Mm O<sub>2</sub> = 2 · 16 u = 32 u

**1 mol O<sub>2</sub> = 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<sub>2</sub> a 0°C y 1 atm de presión**

D<sub>N<sub>2</sub></sub> = 1,25 g/L

Ma N = 14 u

Mm N<sub>2</sub> = 2 · 14 u = 28 u → **1 mol = 28 g**

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

$$D = m / V$$

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

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  $\text{CO}_2$ .

### 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  $\text{CO}_2$ , en Condiciones Normales.

DATOS: Masas atómicas:  $C = 12 \text{ u}$  ;  $O = 16 \text{ u}$

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

### Resolución

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

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

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

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

Calculemos los moles puestos en juego:

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

Cálculo del volumen:

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

### Ejercicio resuelto

¿Cuál es la masa de 10,0 L de CO<sub>2</sub> en condiciones normales de presión y temperatura (C.N.)?

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

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

### Resolución

Todos sabemos que:

1 mol de  $\text{CO}_2$  (C.N) / 22,4 L

Conozcamos el valor del mol del  $\text{CO}_2$ :

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

-----  
 $44 \text{ u} \rightarrow \text{Mm} = 44 \text{ u}$

Podemos deducir:

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

Por lo que:

44 g  $\text{CO}_2$  / 22,4 L de  $\text{CO}_2$

En nuestra muestra:

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

### 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  $H_2O$ :

$$\text{Mm } H_2O \left\{ \begin{array}{l} H: 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ O: 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \end{array} \right.$$

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

1 mol  $H_2O$  / 18 g

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

Nuestra molécula inicial:

$$1 \text{ molécula } H_2O \cdot \frac{18 \text{ g}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} =$$
$$= 2,98 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

### Ejercicio resuelto

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

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

### Resolución

Recordemos:

1 mol de cualquier gas / 22,4 L

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

Luego:

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

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

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

### 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

1 at-g de Fe = 55,85 g

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

Nuestra muestra:

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

### Ejercicio resuelto

¿Cuántos átomos hay en 98,5 g de calcio (Ca)?  
(MMCa = 40,1 g/mol).

### Resolución

Según el dato:

$$\text{MMCa} = 40,1 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ mol(átomo- gramo) Ca} / 40,1 \text{ g Ca}$$

Recordemos:

$$1 \text{ mol (átomo - gramo) Ca} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Ca}$$

Nuestra muestra:

$$\frac{98,5 \text{ g Ca}}{40,1 \text{ g Ca}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ át. Ca}}{1} = 14,72 \cdot 10^{23} \text{ átomos Ca}$$

### Ejercicio resuelto:

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

DATOS: Masas atómicas: Mg = 24,31 u

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

### Resolución

$$M_a \text{ Mg} = 24,31 \text{ u}$$

$$1 \text{ at-g de Mg} / 24,31 \text{ g}$$

Recordemos que:

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

Calculemos los at-g de nuestra muestra inicial:

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

Calculamos el número de átomos en nuestra muestra inicial:

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

### Ejercicio resuelto:

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

DATOS: Masas atómicas: Na = 23 u

### Resolución

$$M_a \text{ Na} = 23 \text{ u}$$

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

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

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:

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

### Ejercicio resuelto

Calcule el número de átomos de oxígeno (O) que hay en 2,33 moles de ácido benzoico ( $C_7H_6O_2$ ).

Dato  $M_a O = 16 \text{ u}$

### Resolución

Según fórmula de compuesto,  $C_7H_6O_2$ :

2 átomos de O / molécula  $C_7H_6O_2$

Determinemos las moléculas de ácido existente en 2,33 moles de dicho ácido:

Recordemos:

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

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

En nuestra muestra:

$$2,33 \text{ moles } \cancel{\text{ácido}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \cancel{\text{ mol}}} =$$

$$= 14,03 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de ácido benzoico}$$

Según la proporción:

2 átomos de O / molécula  $C_7H_6O_2$

$$14,03 \cdot 10^{23} \cancel{\text{ moléculas}} \cdot \frac{2 \text{ átomos de O}}{1 \cancel{\text{ molécula de } C_7H_6O_2}} =$$

$$= 28,06 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Oxígeno}$$

### Ejercicio resuelto

Calcule la masa molar (masa de un mol) del hidróxido de potasio, KOH.

DATOS: Masas atómicas: K = 39,10 u ; O = 16 u ;  
H = 1 u

Resolución:

KOH:

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

$$\text{-----}$$
$$56,1 \text{ u} \rightarrow \text{Mm KOH} = 56,1 \text{ u}$$

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

1 molécula KOH / 56,1 u

Recordemos que:

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

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

$$\begin{array}{c} \cancel{1} \text{ mol KOH} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas KOH}}{\cancel{1} \text{ mol KOH}} \cdot \frac{56,1 \text{ u}}{\cancel{1} \text{ moléc. KOH}} \\ \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{\cancel{1} \text{ u}} = 560,89 \cdot 10^{-1} \text{ g} = 56,089 \text{ g} \approx 56,1 \text{ g} \end{array}$$

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

1 MOL KOH / 56,1 g

### Ejercicio resuelto

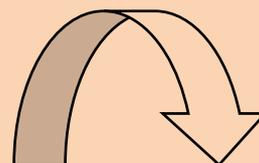
Determinar cuál es la masa de las siguientes mezclas:

a) 0,15 moles de Hg más 0,15 g de Hg más  $4,53 \cdot 10^{22}$  átomos de Hg.

b) 0,25 moles de O<sub>2</sub> más  $4,5 \cdot 10^{22}$  átomos de oxígeno.

Datos: Ma Hg = 200,59 u, Ma O = 16 u

### Resolución



## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

a)

0,15 moles de Hg más 0,15 g de Hg más  $4,53 \cdot 10^{22}$  átomos de Hg.

Por pasos:

1° la masa de Hg en 0,15 moles (átomos - gramo) de Hg:

Ma Hg = 200,59 u  $\rightarrow$  átomo - gramo de Hg = mol de Hg =  
= 200,59 g

Recordemos:

1 mol o átomo gramo de Hg / 200,59 g Hg

En nuestra muestra:

$$0,15 \cancel{\text{ moles}} \text{ Hg} \cdot \frac{200,59 \text{ g Hg}}{1 \cancel{\text{ mol}}} = 30,08 \text{ g Hg}$$

2° 0,15 g de Hg

3°  $4,53 \cdot 10^{22}$  átomos de Hg

Recordemos:

1 átomo - gramos Hg /  $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos de Hg

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

$$M_a \text{ Hg} = 200,59 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ átomo- gramo} = 200,59 \text{ g Hg}$$

Por lo que:

$$200,59 \text{ g Hg} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Hg}$$

En nuestra muestra:

$$4,53 \cdot 10^{22} \text{ \cancel{át.} de Hg} \cdot \frac{200,59 \text{ g Hg}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ \cancel{átomos Hg}}} =$$
$$= 150,86 \cdot 10^{22} \cdot 10^{-23} \text{ g Hg} = 15,086 \text{ g Hg}$$

$$\text{Masa Total} = 30,08 \text{ g Hg} + 0,15 \text{ g de Hg} + 15,086 \text{ g Hg} =$$
$$= 45,316 \text{ g Hg}$$

b) 0,25 moles de  $\text{O}_2$  más  $4,5 \cdot 10^{22}$  átomos de oxígeno

$$M_m \text{ O}_2 = 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol O}_2 = 32 \text{ g}$$

Nuestra muestra:

0,25 moles de  $\text{O}_2$

$$0,25 \text{ moles O}_2 \cdot \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol}} = 8 \text{ g O}_2$$

$4,5 \cdot 10^{22}$  átomos de oxígeno

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

Nuestra muestra:

$4,5 \cdot 10^{22}$  át. de O pero debemos conocer las moléculas de  $O_2$  existentes en estos átomos:

**1 molécula  $O_2$  / 2 átomos de O**

Luego:

$$4,5 \cdot 10^{22} \text{ át. de O} \cdot \frac{1 \text{ molécula } O_2}{2 \text{ átomos de O}} =$$
$$= 2,25 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } O_2$$

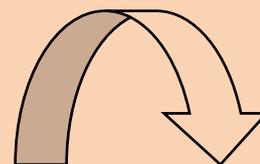
Recordemos que:

**32 g  $O_2$  /  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas  $O_2$**

Por lo que:

$$2,25 \cdot 10^{22} \text{ moléc. } O_2 \cdot \frac{32 \text{ g}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2} =$$
$$= 11,95 \cdot 10^{22} \cdot 10^{-23} \text{ g} = 1,195 \text{ g } O_2$$

**Masa Total = 8 g  $O_2$  + 1,195 g  $O_2$  = 9,195 g  $O_2$**



**Ejercicio resuelto**

¿Qué volumen ocupan 1 millón ( $1 \times 10^6$ ) de moléculas de gas Hidrógeno,  $H_2$ , en condiciones normales de presión y temperatura (C.N.)?

**Resolución**

Recordar:

$$22,4 \text{ L } H_2 \text{ (CN)} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } H_2$$

Nuestra muestra:

$$1 \cdot 10^6 \text{ moléc. de } H_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L } H_2}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc. } H_2} =$$
$$= 0,268 \cdot 10^{-17} \text{ L } H_2 = 2,68 \cdot 10^{-18} \text{ L } H_2$$

**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

**Resolución**

Transformemos los Kg en gramos:

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

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

Calculemos la Mm del NaOH:

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

$$\text{Mm NaOH} = 40 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ MOL NaOH} / 40 \text{ g NaOH}$$

Nuestra muestra inicial:

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

### 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

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

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

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

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

¿Qué volumen ocupan 5 g de etileno,  $\text{C}_2\text{H}_4$ , en condiciones normales de presión y temperatura (C.N.)?

Datos Masas atómicas: C = 12 u, H = 1 u

### Resolución

La resolución del ejercicio se basa en la proporción:

$$1 \text{ mol Gas (C.N.)} / 22,4 \text{ L}$$

Calculemos el Mol de Acetileno:

$$\begin{array}{l} \text{Mm C}_2\text{H}_4 \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 2 \cdot 12 \text{ u} = 24 \text{ u} \\ \text{H: } 4 \cdot 1 \text{ u} = 4 \text{ u} \end{array} \right. \\ \hline 28 \text{ u} \rightarrow \text{Mm} = 28 \text{ u} \end{array}$$

$$1 \text{ mol C}_2\text{H}_4 / 28 \text{ g}$$

Luego:

$$28 \text{ g C}_2\text{H}_4 / 22,4 \text{ L}$$

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

Nuestros 5 g iniciales se traducen en el volumen:

$$5 \cancel{\text{ g}} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{28 \cancel{\text{ g}}} = 4 \text{ L de } \text{C}_2\text{H}_4$$

### 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

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

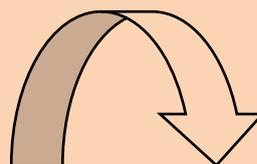
$$\text{Mm HCl} = 36,5 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ MOL HCl} / 36,5 \text{ g HCl}$$

Recordemos que :

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

Luego:

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



## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

Nuestra muestra inicial:

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

### Ejercicio resuelto

¿Cuál de las siguientes cantidades de materia contiene mayor número de moléculas?

Masas atómicas: H = 1 u; O = 16 u; C = 12 u; Cl = 35,5 u

- a) 5,0 g de CO
- b) 5,0 g de CO<sub>2</sub>
- c) 5,0 g de H<sub>2</sub>O
- d) 5,0 g de O<sub>3</sub>
- e) 5,0 g de Cl<sub>2</sub>

### Resolución

Tenemos que relacionar masa con número de moléculas, es decir:

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

**Calcular** el mol de todos los compuestos químicos puestos en juego:

$$\text{Mm CO} = 28 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol CO} / 28 \text{ g} \rightarrow 28 \text{ g CO} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas Co}$$

$$\text{Mm CO}_2 = 44 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol CO}_2 / 44 \text{ g} \rightarrow 44 \text{ g CO}_2 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2$$

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

$$\text{Mm O}_3 = 48 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol O}_3 / 48 \text{ g} \rightarrow 48 \text{ g O}_3 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_3$$

$$\text{Mm Cl}_2 = 71 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol Cl}_2 / 71 \text{ g} \rightarrow 71 \text{ g Cl}_2 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas Cl}_2$$

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

$$5,0 \text{ g CO} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc. CO}}{28 \text{ g CO}} = 1,29 \cdot 10^{23} \text{ moléc. CO}$$

$$5,0 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc. CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} = 0,68 \cdot 10^{23} \text{ moléc. CO}_2$$

$$5,0 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc. H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 1,67 \cdot 10^{23} \text{ moléc. H}_2\text{O}$$

$$5,0 \text{ g O}_3 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc. O}_3}{48 \text{ g O}_3} = 0,62 \cdot 10^{23} \text{ moléc. O}_3$$

$$5,0 \text{ g Cl}_2 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc. Cl}_2}{71 \text{ g Cl}_2} = 0,42 \cdot 10^{23} \text{ moléc. Cl}_2$$

### Ejercicio resuelto

Para el furano  $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}$ . Determinar: a) Cuántos átomos de carbono (C) hay en una molécula de furano. b) Cuántos átomos hay en una molécula de furano. c) Cuántos átomos de carbono (C) hay en un mol de furano. d) Cuántos átomos hay en un mol de furano. (Respuesta: a) 4 átomos de C; b) 9 átomos; c)  $2,41 \cdot 10^{24}$  átomos de C; d)  $5,42 \cdot 10^{24}$  átomos).

### Resolución

Furano:  $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}$

## MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

a)

1 molécula de furano / 4 átomos de C

1 molécula de furano / 4 átomos de H

1 molécula de furano / 1 átomos de O

b)

Nº Átomos en la moléc. = 4 át. de C + 4 át. H + 1 át. O =  
= 9 átomos totales Masa Atómica C

c)  $C_4H_4O$

Conceptos básicos:

Masa Atómica C = 12 u → 1 átomo - gramo C = 12 g

Masa Atómica H = 1 u → 1 átomo - gramo H = 1 g

Masa Atómica O = 16 → 1 átomo - gramo O = 16 g

12 g C / 6,023 · 10<sup>23</sup> átomos C (1)

1 g H / 6,023 · 10<sup>23</sup> átomos H (2)

16 g O / 6,023 · 10<sup>23</sup> átomos O (3)

Del cálculo de la Mm del  $C_4H_4O$  podemos obtener nuevas proporciones:

Mm $C_4H_4O$	{	C: 4 · 12 u = 48 u .....	48 g
		H: 4 · 1 u = 4 u .....	4 g
		O: 1 · 16 u = 16 u .....	16 g

-----

68 u

68 g

Nuevas proporciones:

$$68 \text{ g } C_4H_4O / 48 \text{ g } C \quad (4)$$

$$68 \text{ g } C_4H_4O / 4 \text{ g } H \quad (5)$$

$$68 \text{ g } C_4H_4O / 16 \text{ g } H \quad (6)$$

c)

Con las proporciones (1) y (4):

$$12 \text{ g } C / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos } C$$

$$68 \text{ g } C_4H_4O / 48 \text{ g } C \quad (4)$$

$$48 \text{ g } C \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos } C}{12 \text{ g } C} = 24,09 \cdot 10^{23} \text{ átomos de } C$$

d)

Con las proporciones (2) y (5):

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

$$68 \text{ g } C_4H_4O / 4 \text{ g } H$$

$$4 \text{ g } H \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos } H}{1 \text{ g } H} = 24,09 \cdot 10^{23} \text{ átomos } H$$

MOL. NÚMERO DE AVOGADRO

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ [www.quimiziencia.es](http://www.quimiziencia.es)

Con las proporciones (3) y (6):

16 g O / 6,023 · 10<sup>23</sup> átomos O

68 g C<sub>4</sub>H<sub>4</sub>O / 16 g H

$$16 \text{ g O} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ át. de O}}{16 \text{ g O}} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}$$

En 1 mol de Furano existen:

$$\begin{aligned} \text{N}^\circ \text{ Átomos} &= 24,09 \cdot 10^{23} \text{ átomos C} + 24,09 \cdot 10^{23} \text{ átomos H} + \\ &+ 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos O} = 54,06 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \end{aligned}$$

----- O -----