|  |
| --- |
| Concepto de Mol |

La palabra "mol" se deriva de la palabra latina "moles" que significa "una masa". "Molécula" es el diminutivo de dicha palabra y significa "una masa pequeña".

Estamos acostumbrados a utilizar la notación científica cuando operamos con números muy grandes. De esta manera, por ejemplo, utilizamos 10 6 en vez de 1.000.000, y manejamos siempre potencias de diez.

El número de partículas que existen en un **mol (llamado número de Avogadro** , como ahora sabemos) de cualquier sustancia, también lo expresamos lógicamente en notación científica como: 6,023 x 10 23

Sin embargo, esta manera de expresarlo, aún siendo correcta desde el punto de vista matemático, nos impide muchas veces darnos cuenta de la inmensidad de las cantidades que manejamos y su significado; a título de ejemplo, veamos algunas casos:

El número de Avogadro es tan enorme que si echáramos un vaso de agua en cualquier parte de un océano y supusiésemos que al cabo de unos años el agua de todos ellos se ha removido suficientemente, en cualquier sitio del mundo que tomásemos otro vaso de agua éste contendría 1.000 partículas del agua original.

Las cataratas del Niágara vierten algo más de 6.500 m 3 de agua por segundo. No obstante, en una gota de agua hay más moléculas que gotas de agua caen en 400 años en las cataratas del Niágara.

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.

|  |
| --- |
| mol002 |
| **Los átomos no se pueden contar, pero igual podemos saber cuántos hay.**  |

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** (del latín moles que significa montón).

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

Haciendo un pequeño símil no puede ser igual la masa de 100 "tornillos" que la masa de 100 "destornilladores", aunque en ambos casos haya el mismo número de unidades.

**¿Qué es el mol?**

**Un mol es la cantidad de materia que contiene 6,02 x 10 23 partículas elementales (ya sea átomos, moléculas, iones, partículas subatómicas, etcétera). Por eso, cuando un químico utiliza el término mol , debe dejar en claro si es:**

|  |
| --- |
| **1 mol de átomos**  |
| **1 mol de moléculas**  |
| **1 mol de iones**  |
| **1 mol de cualquier partícula elemental.**  |

Un número con nombre propio

|  |
| --- |
| **Este número tan impresionante:**  |
| **602.000. 000.000. 000.000. 000.000**  |
| **o sea: 602.000 trillones = 6,02 x 10 23**  |
| **tiene nombre propio, se llama Número de Avogadro .**  |

|  |
| --- |
|  |
| **Moles de algunos elementos.**  |

Medir la masa de las sustancias

El problema para medir moles reside en su propio concepto: no se puede tomar un mol de una sustancia sobre la base de contar sus partículas (ya sean átomos, moléculas o iones) debido a lo grande que es el Número de Avogadro y al hecho de que es imposible tomar una de estas unidades. Por eso, en el laboratorio, para realizar cálculos se necesita encontrar una **relación entre el mol y otra magnitud más fácil de medir: la masa .**

De acuerdo con el **Sistema Internacional de Medidas** , el mol se define como la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades (átomos, moléculas, iones) como el número de átomos existentes en 0,012 kg de carbono-12 puro.

|  |
| --- |
| **La cantidad de átomos que hay en 1 mol es tan grande que puede medirse su masa en una balanza.**  |

**Mol de átomos**

No podemos medir la masa de cada átomo individualmente, pero si podemos medir la masa de un grupo representativo de átomos y compararla con una masa de otro número igual de un átomo distinto.

**Ejemplo:**

**6,02 x 10 23 átomos = 1 mol de átomos**

**Entonces:**

**6,02 x 10 23 átomos de Cu = 1 mol de átomos de Cu**

**6,02 x 10 23 átomos de H = 1 mol de átomos de H**

**6,02 x 10 23 átomos de Fe = 1 mol de átomos de Fe**

|  |
| --- |
|  |

Sabemos que la masa atómica del Cu = 63,54, lo cual significa que la masa del átomo de Cu es 63,54 veces mayor que la **Unidad de masa atómica (uma)** ,

1 mol de átomos de Cu = 63,54 g significa que la masa de 1 mol de átomos de Cu es 63,54 gramos.

Respecto al Fe, sabemos que la masa atómica del Fe = 55,847, esto significa que la masa del átomo de Fe es 55,847 veces mayor que la uma,

1 mol de átomos de Fe = 55,847 g significa que la masa de 1 mol de átomos de Fe es 55,847 gramos.

Como vemos en los ejemplos anteriores, el cobre (Cu) y el fierro (Fe) a igual número de átomos (mol o número de Avogadro) tienen distinta masa.

**Mol de moléculas**

No podemos medir la masa de cada molécula individualmente, pero si podemos medir la masa de un grupo representativo de moléculas y compararla con una masa de otro número igual de una molécula distinta.

**Ejemplo:**

**6,02 x 10 23 moléculas = 1 mol de moléculas**

**Entonces:**

**6,02 x 10 23 moléculas de NH3= 1 mol de moléculas de NH 3**

**6,02 x 10 23 moléculas de H 2 O= 1 mol de moléculas de H 2 O**

**6,02 x 10 23 moléculas de Al 2 O 3 = 1 mol de moléculas de Al 2 O 3**

La masa molecular del H 2 O = 18 significa que la masa molecular relativa del H 2 O es 18 veces mayor que la uma,

1 mol de moléculas de H 2 O = 18 g significa que la masa de 1 mol de moléculas de H 2 O es 18 gramos

La masa molecular del Al 2 O 3 = 102 significa que la masa molecular relativa del Al 2 O 3 es 102 veces mayor que la uma,

1 mol de moléculas de Al 2 O 3 = 102 g significa que la masa de 1 mol de moléculas de Al 2 O 3 es 102 gramos.

Volumen atómico molar (Vam)

Se refiere al volumen ocupado por un mol de átomos. Dicho de otro modo, el volumen atómico molar corresponde a los centímetros cúbicos ocupados por un mol de átomos:

|  |
| --- |
| 1 mol de átomos en estado gaseoso ocupa un volumen (en condiciones normales) de 22,4 litros.  |

Las condiciones normales son presión a 1 atm (atmósfera) y temperatura a 0º C. Si estas condiciones cambian, el volumen cambiará.

**Ahora bien, para conocer cuántos moles hay de un átomo o molécula en una determinada cantidad de materia (masa, en gramos) es necesario saber cuántos gramos hay de dicha materia  y conocer su peso atómico o molecular.**

**Usando la siguiente igualdad:**

|  |  |
| --- | --- |
| mol =  | **Gramos del átomo o molécula**  |
| **Peso atómico o Peso Molecular**  |

que se lee mol es igual a gramos del átomo o molécula dividido por el peso atómico o peso molecular.

Ejemplo:

Tenemos 23 gr. de Na y el peso atómico del Na es 23 gr.

|  |  |
| --- | --- |
| mol =  | **23 Gramos del átomo o molécula Na**  |
| **23 Peso atómico o Peso Molecular Na**  |

Entonces, el volumen atómico se calcula dividiendo la masa atómica (expresada en gr/mol) de un elemento por su densidad (peso atómico). Por lo tanto, las unidades del volumen atómico son cc/mol (volumen/masa).

Otro ejemplo:

Tenemos 2,21 moles de una sustancia y sabemos que su peso molecular es 40 gr.

¿Cuántos grs. Tenemos de la sustancia?

**De la igualdad sabemos:**

|  |  |
| --- | --- |
| 2,21 moles =  | **X Gramos del átomo o molécula**  |
| **40 Peso atómico o Peso Molecular**  |

**Despejando X (los gramos) obtenemos 2,21 moles x 40 gr. = 88,4 gr.**

Otro ejemplo:

Tenemos 100 gr. de agua y sabemos que el peso molecular (PM) del agua es 18 gr. ¿Cuántos moles de agua tenemos?

|  |  |
| --- | --- |
| mol =  | **100 Gramos del átomo o molécula agua**  |
| **18 Peso atómico o Peso Molecular agua**  |

Despejamos la ecuación: 100/18 nos da 5,55 cc/mol (moles)

Otros ejemplos:

* Calcule el volumen atómico molar si la densidad es 0,36 gr/cc y la masa es 50,31 gr/mol.



* Determine el volumen atómico molar si la masa atómica es 7,26 gr/mol y la densidad es 10,3 gr/cc.



También se podría considerar, a modo de ejemplo de este enorme número, que el aire que estamos ahora mismo respirando contiene 12 moléculas de las que espiró Julio Cesar cuando, al morir, exclamó: "Bruto, tú también, hijo mío".

Toda la Tierra dividida en pequeñas bolas de unos 15 cm de diámetro daría el número de **Avogadro** .

Supongamos una lámpara eléctrica, de poco más de 200 cc, totalmente vacía y que tiene un orificio a través del cual penetran en ella 1 millón de moléculas de aire por segundo. Al cabo de unos 200 millones de años estaría a la presión atmosférica.