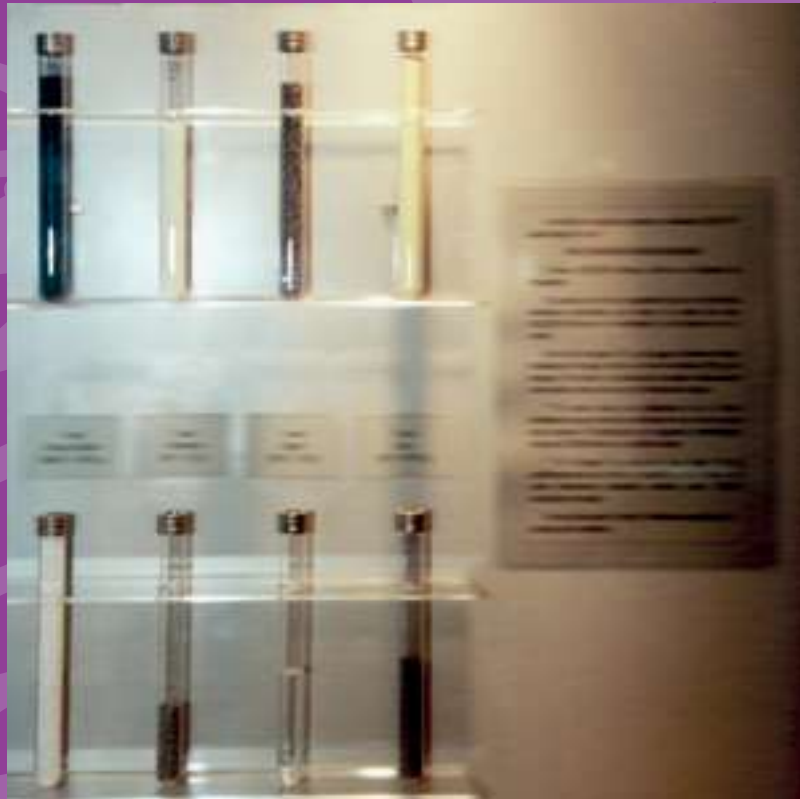
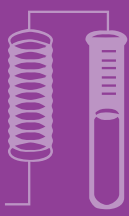


Q U Í M I C A

E l M o l



centro de ciencia
Príncipe
M Á L A G A



Hay muchas formas distintas de medir la cantidad de materia.

Tradicionalmente se utiliza una unidad de masa, el kilogramo, y en función del número de veces que una porción de materia contiene al kilogramo así expresamos su cantidad de materia.

Sin embargo, las sustancias son muy distintas unas de otras. Las aparentemente grandes no tienen que ser necesariamente más masivas que las más pequeñas. Depende lógicamente de la densidad de estos cuerpos.

Hoy en día sabemos que cualquier sustancia está formada por sucesivas unidades de otras partículas más pequeñas que son sus unidades constituyentes, por tanto sería lógico medir la cantidad de materia por el número de individualidades que la formen; por ejemplo podríamos ir al mercado y pedir 2 kilogramos de peras (pedimos la masa de peras que queremos), o bien pedimos una docena de peras, en ambos casos nuestra petición es coherente, (en este último caso hemos pedido las peras que queremos como una cantidad de elementos constituyentes).

Basándonos en esta última forma de medir la materia, en Química, se utiliza una unidad a la que se le llama mol.

Un mol es la cantidad de materia que contiene el Número de Avogadro de partículas constituyentes. Este número es $6,023 \times 10^{23}$. Si ese tipo de materia es un elemento químico, las partículas serán átomos; en caso de que se trate de un compuesto, las partículas serán moléculas.

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 como el anterior -no puede ser igual la masa de 100 "tuercas" que la masa de 100 "destornilladores"-, aunque en ambos casos haya el mismo número de unidades.

El problema para medir moles reside en su propio concepto: no se puede tomar un mol de una sustancia a base de contar partículas (ya sean átomos, moléculas o iones) debido a lo grande que es el Número de Avogadro y al hecho de que es imposible "coger" 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. Para ayudarte a averiguar esa relación debes realizar todas las actividades que se te proponen en este cuadernillo sobre el módulo del MOL.

ANTES DE LA VISITA

- ¿Por qué no se suele expresar la masa de los átomos y de las moléculas en gramos o Kg.? _____

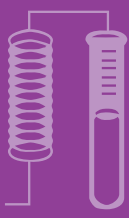
- ¿Sabes cuál es la unidad más utilizada para medir la masa de los átomos? Busca información y defínela.

- ¿Qué significa esta igualdad: $1/12$ masa del átomo de $C^{12} = 1$ u.m.a.? _____

- Se dice que el mol es una unidad de masa variable y de cantidad fija. En la vida cotidiana ¿conoces alguna unidad de medida que tenga características parecidas?

- ¿Qué ventajas supone medir la cantidad de materia de esta forma? _____
- Escribe sin utilizar la notación científica el número de Avogadro. Intenta leerlo. _____
- Describe cómo podrías contar rápidamente el número de canicas que hay en un saco utilizando una balanza.

- ¿Cómo se pueden medir los moles en laboratorio? _____
- ¿Cómo se miden los moles en las sustancias gaseosas? _____
- ¿Qué diferencia hay entre átomo-gramo y molécula-gramo? ¿Contienen el mismo número de partículas?



DURANTE LA VISITA

- Presta atención al panel y describe lo que ves. _____

- Compara las cantidades de sustancias que estás viendo y contesta a las siguientes preguntas:

- Es obvio que todas las cantidades que ves son diferentes pero a la vez todas son la unidad de cantidad de materia, ¿de qué unidad se trata?

- Aunque no puedes acceder a coger los tubos ¿crees que pesarían lo mismo?

- De las sustancias que se encuentran en el panel del módulo ¿cuáles corresponden a elementos y cuáles a compuestos químicos?

- ¿En qué estado de agregación se encuentran estas sustancias?

- ¿Cuántas moléculas o átomos hay en cada tubo?

DESPUÉS DE LA VISITA

- Con todo lo visto antes y durante la visita al módulo ¿podrías dar una definición de mol? _____

- Si la masa de un átomo de carbono es 12 u.m.a. ¿cuál será la masa de un átomo-gramo de carbono? _____
- ¿Podríamos asignar una masa fija a la unidad de cantidad de materia (mol)? ¿Por qué? _____

- ¿Tienen la misma masa una docena de huevos que una docena de canicas? _____
- ¿Por qué el volumen de un mol de gas es igual para todos los gases en las mismas condiciones de presión y temperatura?
En qué principio teórico se basa esta pregunta: _____
- Cuando el carbono reacciona con el oxígeno para dar dióxido de carbono (reacción que sucede en cualquier quema de sustancia orgánica), los químicos lo pueden decir de esta manera:
...el carbono se combina con oxígeno para formar dióxido de carbono según la ecuación: $C + O_2 \rightarrow CO_2$

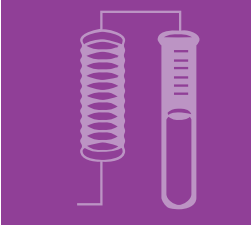
Contesta a las siguientes preguntas, si partimos de un mol de carbono:

- ¿cuántos moles de oxígeno se combinan? _____
- ¿existirá el mismo número de átomos de carbono que de oxígeno? _____
- ¿cuántos átomos de dióxido de carbono se obtendrán? _____
- ¿hay alguna pregunta mal formulada o que tú creas que se puede formular mejor?

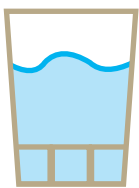
La reacción siguiente es la de obtención del agua a partir de sus elementos: $2H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$
Léela como lo haría un químico

- ¿Cuántos moles de hidrógeno se combinan con dos de oxígeno? _____
- ¿Será la misma relación de combinación entre moles que entre átomos? _____
- ¿Cuántos gramos de agua se obtendrán si partimos de 10 moles de hidrógeno y cantidad suficiente de oxígeno?

- Explica si es importante la última frase de la pregunta anterior. _____



- ¿Qué relación hay entre la molécula-gramo y el átomo-gramo? _____
- ¿Qué es el volumen molar de un gas? _____
- Imagina que tenemos las siguientes cantidades



1 mol de agua (H₂O)
18 g. de agua



1 mol de helio (He)
4 g. de helio

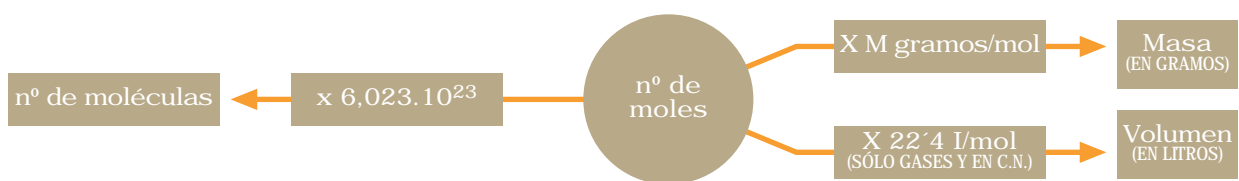


1 mol de hierro (Fe)
56 g. de hierro

¿Qué tienen en común y en qué se diferencian los tres casos anteriores?

- Masa _____
- N° de partículas _____
- Masa de cada partícula _____
- Volumen _____

- A partir de este cuadro de abajo, indica la expresión matemática que relaciona el número de moles con la masa de cualquier sustancia y con el volumen de un gas en condiciones normales.



Como ya hemos visto el número de Avogadro es enorme, así que vamos a imaginar que fuese un número más cómodo: 100 por ejemplo.

¿Cuántas lentejas habría si tenemos 1, 0,5 ó 2 moles? _____

Si cada lenteja tuviese una masa de 20 cg, ¿cuál sería la masa de 1, 0,5 y 2 moles?

En un montón hay una gran cantidad de lentejas, pero no conocemos su número, si con cuidado las pesamos y el resultado es 1,35 Kg.

¿Cuántas lentejas había en el montón? ¿cuántos moles hay? _____

Si quisiéramos apartar rápidamente 27,5 moles de lentejas, el proceso más rápido ¿cuál sería?

CURIOSIDADES



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 sabéis) de cualquier sustancia, también lo expresamos lógicamente en notación científica como: $6,023 \cdot 10^{23}$



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 curiosidades:

- 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 1000 partículas del agua original.
- Las cataratas del Niágara vierten algo más de 6500 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.
- 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, TU 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 por segundo. Al cabo de unos 200 millones de años estaría a la presión atmosférica.



Principia

Avda. DE LUIS BUÑUEL
29011 - MÁLAGA
Tl no/Fax: 952 07 04 81