

Un montón: un mol!!!

En el mundo de la Química no sólo interesa conocer la masa o el volumen de las sustancias sino también la cantidad de entidades o partículas (átomos, moléculas o iones) que participan en diferentes procesos. ¿Será posible establecer algún sistema de conteo?

Surge la necesidad de crear una magnitud para cuantificar la cantidad de entidades denominada **cantidad química** (o también llamada cantidad de sustancia), que se simboliza con la letra "n" y cuya unidad es el "mol", del latín "montón". La cantidad química es una de las magnitudes establecidas en el Sistema Internacional de Unidades, como también lo son la longitud, la masa, el volumen, la temperatura y el tiempo, entre otras.

Como las partículas son infinitamente pequeñas, es conveniente pensar en ellas en grupos, en montones, en lo que se denomina "un mol". Pero, **¿cómo se define el mol?** Un mol es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos de carbono hay presentes en 12 g de carbono-12. La expresión entidades elementales hace referencia a átomos, moléculas, iones u otras partículas con dimensiones microscópicas.

Como las entidades consideradas en química son inimaginablemente pequeñas, cabe esperar que en un mol haya muchas, pero muchísimas entidades... ¿pero cuántas? En un mol hay **$6,02 \times 10^{23}$** entidades, eso significa seiscientos dos mil trillones: 602.000.000.000.000.000.000.000.

Este **número de entidades** que se encuentra **en un mol** es la misma para cualquier sustancia, es decir, es un **valor constante**. Además, ese mismo número de entidades está contenido en una masa en gramos numéricamente igual a la masa atómica. Es decir, si bien cada mol contiene un mismo número de partículas, cada mol tiene una masa diferente si es que hablamos de sustancias diferentes: por ejemplo, en 16 g de oxígeno, que es su masa atómica hay $6,02 \times 10^{23}$ átomos de éste, es decir un mol de ellos. En un mol de agua (que tiene una masa de 18 g) hay $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de agua, de la misma manera que doce lápices no tienen la misma masa que doce sillas, a pesar de ser el mismo número de unidades (doce).

1 mol

$6,02 \times 10^{23}$ entidades

1 mol iones Na^+ contiene $6,02 \times 10^{23}$ iones de Na^+
 1 mol átomos de Au contiene $6,02 \times 10^{23}$ átomos de Au
 1 mol moléculas de CO_2 contiene $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de CO_2

A este número de partículas constante que hay en un mol de sustancia se le llama **Número de Avogadro**, en honor al químico y físico italiano Amadeus Avogadro (1776-1856).

¿Qué tan grande es este

Se necesitarían más de 100.000 años para que pasen $6,02 \times 10^{23}$ gotas de agua por las Cataratas del Iguazú!!!

Con $6,02 \times 10^{23}$ hojas de papel podrían fabricarse más de un millón de talonarios, cada uno de los cuales sería tan alto que llegaría desde la Tierra al Sol!!!

Una computadora ultra rápida (capaz de realizar 100 millones de cuentas por segundo) tardaría casi 200 millones de años para contar hasta $6,02 \times 10^{23}$!!!

Si repartiéramos $6,02 \times 10^{23}$ libros entre todos los uruguayos, cada uno de nosotros tendría 188.000.000.000.000.000 libros para leer!!!

¿Cuál es la masa de un mol?

La masa de un mol o **masa molar** de una sustancia es la suma de las masas atómicas relativas de cada elemento que la forma, multiplicada por la atomicidad de cada uno de ellos, expresada en gramos por mol.

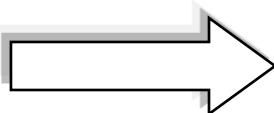
La masa molar se representa como \bar{M} y su unidad es g/mol. Por ejemplo, **¿cómo se calcula la masa molar del agua?**

$\bar{M}\text{H}_2\text{O}$ = masa del átomo de hidrógeno multiplicada por el número de átomos de éste + masa del átomo de oxígeno.

$$\bar{M}\text{H}_2\text{O} = (1,0 \times 2) + 16,0 = 18,0 \text{ g/mol}$$

La masa molar expresa entonces, la masa en gramos presente en un mol, por lo tanto para conocer la cantidad química presente en determinada masa, se debe realizar el siguiente cociente:

$$\text{Cantidad química (n)} = \frac{\text{masa (m)}}{\text{Masa molar (M)}}$$



$$n = \frac{m}{M}$$

Aplicando...

1) Calcular la masa molar de las siguientes sustancias:

- Dióxido de carbono
- Dioxígeno
- Etanol (C₂H₆O)
- Sacarosa (C₁₂H₂₂O₁₁)



2) Completar el siguiente cuadro:

| Número de entidades | Masa (g) | Cantidad química (mol) |
|--|--|-----------------------------------|
| 2,15 x 10 ²⁴ átomos de oro | | |
| | 150 g de ácido fosfórico (H ₃ PO ₄) | |
| | | 10 mol de cloruro de sodio (NaCl) |
| 6,02 x 10 ²³ moléculas de metano (CH ₄) | | |

3) Indicar cuáles de los siguientes enunciados son verdaderos y cuáles falsos. Justificar en cada caso.

- La cantidad química no es una magnitud porque no tiene unidades.
 - En un mol de agua líquida hay mayor cantidad de moléculas que en un mol de hidrógeno gaseoso.
 - La cantidad de partículas presentes en un mol puede variar según la sustancia.
 - La masa molar representa la masa de tantas entidades como las contenidas en el número de Avogadro.
 - La masa y el número de entidades de 0,2 mol de dos sustancias diferentes es la misma.
 - La cantidad de entidades presente en un mol de determinada sustancia depende de cada sustancia.
 - Un mol de plomo tiene mayor masa que un mol de hierro.
- 4) Un bidón con nafta formado principalmente por octano (C₈H₁₈) tiene una masa de 4,50Kg. Calcular:
- La masa de octano expresada en gramos, cantidad química y el número de moléculas de octano en el bidón.
 - ¿Cuántos átomos de carbono hay en el bidón? (Considerar para ello el número de átomos de carbono presente en CADA molécula de octano)
- 5) La alicina es el compuesto que produce el olor característico del ajo. La fórmula de la alicina es C₆H₁₀SO₂.
¿Cuál es la masa molar de la alicina? ¿Qué cantidad química de alicina hay en 50mg?
- 6) Si se comparan dos monedas: una realizada en cobre y otra en oro, y se sabe que la masa de cada una de ellas es de 7,2 g ¿en cuál de ellas hay mayor cantidad de átomos?
- 7) Los sobrecitos de azúcar que se sirven en los bares están formados por sacarosa (C₁₂H₂₂O₁₁) y vienen envasados de a 7,0g.
- Indicar la cantidad química del azúcar en un sobre.
 - ¿Qué cantidad de moléculas hay en el sobre? ¿Cuántos átomos de carbono hay en dicha muestra?
 - Un sobre de una sustancia "X" cuya cantidad química sean 0,30 mol y su masa sean 15 g, ¿podrá ser de azúcar?
- 8) Dos frascos iguales que contienen 0,050 mol de un sólido blanco, se encuentran sin sus respectivas etiquetas. Se conoce que uno de los sólidos es cafeína y el otro es vitamina C. Para identificarlos se mide la masa de cada frasco con la sustancia y se obtienen los siguientes datos:

- ✓ Masa del frasco 1 con la sustancia: 24,3g
- ✓ Masa del frasco 2 con la sustancia: 25,2g
- ✓ Fórmula de la cafeína: C₈H₁₀N₄O₂
- ✓ Fórmula de la vitamina C: C₆H₈O₆



Frasco N°1:
Sustancia: _____



Frasco N°2:
Sustancia: _____

- Identificar qué sustancia se encuentra dentro de cada frasco. Justificar mediante cálculos.
- ¿En cuál de los frascos hay mayor cantidad química? Justificar