



# La teoría atómico-molecular: La cantidad de sustancia

## Masas relativas y reales

Inicialmente se compararon las masas de gases situados en recipientes bajo las mismas condiciones de presión, volumen y temperatura: como las masas eran distintas, pero había el mismo número de partículas (de acuerdo con el modelo de materia y el principio de Avogadro), se debía a que las partículas tenían masas diferentes.

El gas que tenía menor masa era el hidrógeno, y por esa razón se tomó como referencia de masas. Actualmente, es la doceava parte de la masa atómica del isótopo 12 del carbono.

Para determinar la **masa relativa** de grupos de átomos: se suman las masas relativas de cada uno de los átomos que lo forman:

$$m_r(\text{H}_2\text{O})=2*1+16=18$$

¿Qué **masa real** tiene un átomo de oxígeno? Su masa relativa es 16, por lo que tiene una masa 16 veces mayor que la que se toma como referencia, la unidad atómica de masa (**uma** o **u**):  $m(\text{O})=16$   
 $\text{uma} = 16 \text{ u}$ .

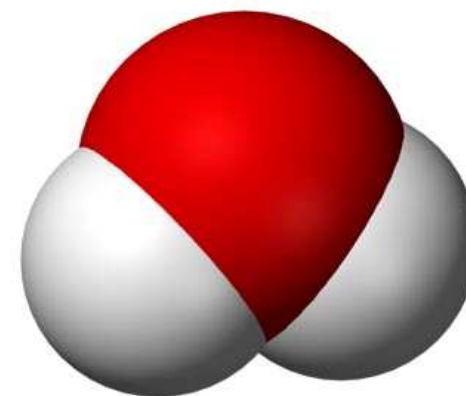


Imagen 1 de [benjah-bmm27](#), dominio público

## La cantidad de sustancia y el mol

Se define para poder relacionar masas o volúmenes de sustancias, que se pueden medir a escala macroscópica, con el número de partículas que hay en esa cantidad, que es lo que interesa saber desde el punto de vista de las reacciones químicas y que no es posible contar.

Su unidad es el **mol**, que se define como "**la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos de carbono hay en 0.012 kg de carbono-12**" (IUPAC 1967, BOE de 3-11-1989).

De esta forma, se puede decir  $n(\text{agua}) = 2 \text{ mol}$ , que significa que **la cantidad de sustancia de agua es de 2 mol (ó 2 moles)**. **Es incorrecto decir que el número de moles es 2.**

masa  $\Leftrightarrow$  **cantidad de sustancia**  $\Leftrightarrow$  número de partículas

¿Cuántos átomos de cobre hay?



Imagen 2 [CNICE](#), uso educativo

## El número de Avogadro y la masa molar

El número de partículas que hay en un mol se llama **número de Avogadro**,  $N_A$ , y es  **$6.023 \cdot 10^{23}$  partículas por mol**. Se ha elegido para que se mantenga el mismo número para la masa relativa, la masa real y la masa de un mol (**masa molar, M**), aunque su significado es diferente.

$$m_r(\text{H}_2\text{O})= 18 \quad m(\text{H}_2\text{O})= 18 \text{ u} \quad M(\text{H}_2\text{O})= 18 \text{ g/mol}$$

Para saber el **número de partículas** que hay en una **masa** determinada de sustancia o la masa que tiene un número concreto de partículas, no hay más que utilizar que en un mol hay el **número de Avogadro** de partículas y que tienen como masa la **masa molar** de la sustancia.

$$n=m/M \quad N=N_A * n$$

## Ecuación de los gases ideales

$$PV=nRT$$

**Un mol** de cualquier sustancia tiene una masa de **M gramos** (M es la masa molar en g/mol), contiene  **$N_A$  partículas** ( $N_A$  es el número de Avogadro) y, si es un gas, ocupa **22.4 L en condiciones normales**.

**La cantidad de sustancia**

## Determinación de fórmulas

Para determinar la fórmula empírica (proporción de átomos de cada tipo en el compuesto) se necesita saber la masa de cada elemento que hay en una cantidad determinada de compuesto.

Para pasar del nivel experimental (masas de cada elemento) al atómico (número de átomos de cada tipo), se calcula la cantidad de sustancia de cada elemento.

**masa -----> cantidad de sustancia -----> número de átomos**

Si se sabe la masa molar, se puede determinar la fórmula de la sustancia.

$$M = mRT/PV = dRT/P$$

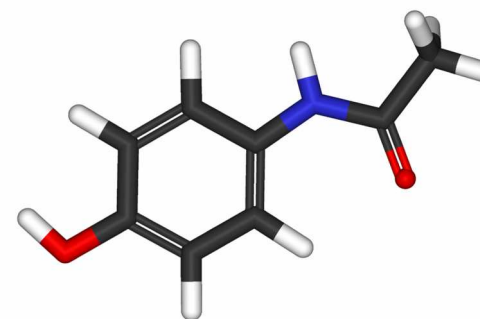
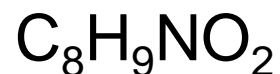


Imagen 3 de [Benjah-bmm27](#), dominio público