

El mol

Chema Martín, 3º ESO. 2016

El mol

- Es el concepto fundamental de la química. Todos los cálculos que haremos a partir de ahora se basarán en él, por eso es muy importante entenderlo correctamente y saber manejarlo.
- Antes de llegar a él, recordemos los conceptos de masa atómica y molecular

Masas atómica

- La masa atómica es la masa de un átomo.
- Se mide en uma (o u) y figura su valor en la tabla periódica
- Conviene recordar aquí que la unidad de masa atómica, uma, se define, desde los años 60 del siglo anterior, como la masa de la doceava parte de un átomo de C-12 (el isótopo 12 del C, que contiene 6 protones y 6 neutrones). Un átomo de C-12 tiene de masa **EXACTAMENTE** 12 uma. Veras que en la tabla periódica el C figura con 12,011 uma, ya que es la masa promedio de todos los isótopos (masa ponderada, recuerda).
- Por cierto, la IUPAC propone que la unidad de masa atómica se llame **Dalton (Da)**, en honor al primer científico que propuso la existencia de los átomos, el inglés [John Dalton](#) (1766-1844)
- Así, la masa de un átomo de O es 16 uma y de uno de H 1 uma, aproximadamente

Masa molecular

- Como su propio nombre indica, será la masa de una molécula.
- Se medirá también en uma
- Para hallarla debemos conocer **las masas de los átomos** que forman la molécula (las masas atómicas) y **su formula**. Así:
 - Una molécula de agua, **H₂O**, tiene una masa de **18 uma**

$$\begin{array}{r} \text{masa del hidrógeno} = 2 \cdot 1 \text{ uma} = 2 \text{ uma} \\ \text{masa del oxígeno} = 16 \text{ uma} \\ \hline \text{total} = 18 \text{ uma} \end{array}$$
 - Una molécula de ácido sulfúrico, **H₂SO₄**, tiene una masa de **98 uma**

$$\begin{array}{r} \text{masa del hidrógeno} = 2 \cdot 1 \text{ uma} = 2 \text{ uma} \\ \text{masa del azufre} = 32 \text{ uma} \\ \text{masa del oxígeno} = 4 \cdot 16 \text{ uma} = 64 \text{ uma} \\ \hline \text{total} = 98 \text{ uma} \end{array}$$

El número de Avogadro, N_A

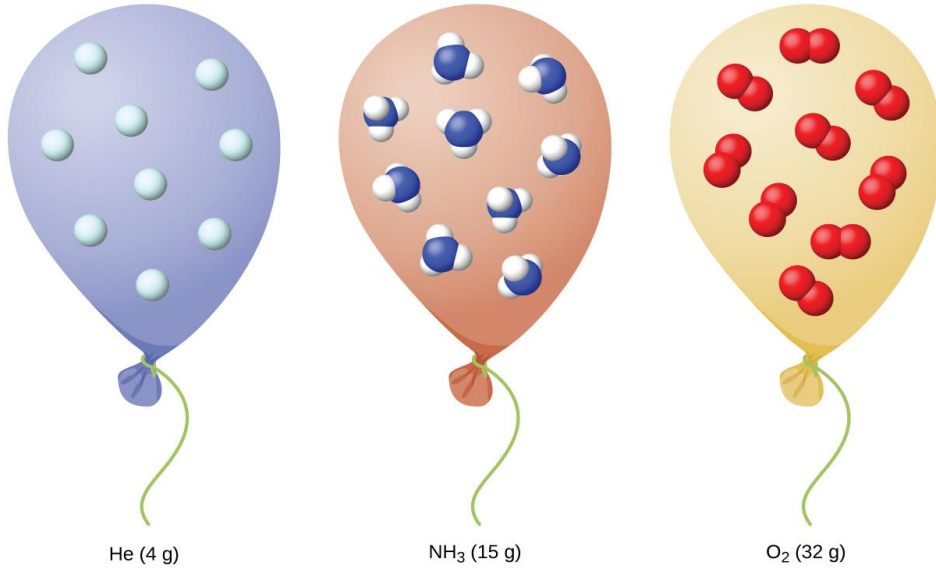
- Cuando queremos referirnos a muchas unidades utilizamos los múltiplos. Usamos las decenas, centenas, millares...
- En la vida cotidiana usamos la docena y compramos “una docena de huevos” o “una docena de magdalenas”
- Como los átomos y las moléculas son muy pequeños, en química se usaremos un múltiplo para los átomos que será muy grande. Ese múltiplo será el nº de Avogadro, que se designa por N_A .
- **El numero de Avogadro es el nº de átomos de C-12 que hay en 12 g de C-12**
- Es evidente que será un nº muy grande. Se puede medir por métodos estadísticos y vale $6,022 \cdot 10^{23}$. **Esos son los átomos de C-12 que hay en 12 g de C-12.**

- Es un nº tan importante que está en tu calculadora. Se obtiene con SHIFT+7+24. Ese es un valor más preciso que el que usaremos nosotros, el $6,022 \cdot 10^{23}$.
- Para que valores lo grande que es (son casi 1 cuatrillón, unos 600000 trillones) tienes aquí una web interactiva:

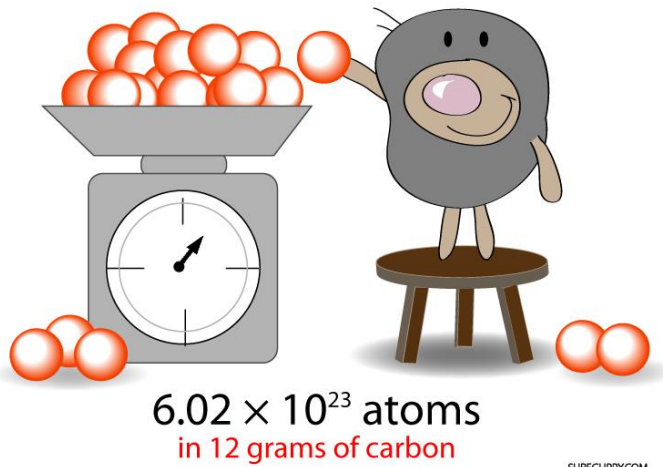
<http://web.educastur.princast.es/proyectos/fisquiweb/Avogadro/Avogadro.htm>

- Avogadro (1776-1856) fue el primero en proponer que en volúmenes iguales de cualquier gas (medido en iguales condiciones de presión y temperatura) hay igual numero de partículas (moléculas o átomos)

Ilustración de la hipótesis de Avogadro



Pero no olvides....



Qué es un mol

- Hasta ahora, lo que sabes es que es la unidad de cantidad de sustancia del S.I. (Una de las 7 magnitudes fundamentales del S.I.)
 - Ya tenemos un nº muy grande, el N_A , que nos vendrá muy bien para tomar un nº fijo de átomos o moléculas y que producirá cantidades de sustancia medibles en una balanza (si cogemos N_A átomos de C-12 pesa 12 g)
 - **DEFINICIÓN: Un mol de una sustancia es el N_A de partículas que componen esa sustancia.**
 - Ejemplo: el Helio es un elemento. Un mol de helio serán $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de He
 - Otro ejemplo: El Oxígeno es un elemento formado por moléculas O_2 . Un mol de oxígeno será $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_2
 - Otro: El agua es un compuesto formado por moléculas H_2O . Un mol de agua serán $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2O .
-
- Ves por la definición anterior que es una cantidad fija de partículas, es como una docena (un numero fijo, 12) pero en grande
 - Cuando te digan que tienes un mol de una sustancia elemento formada por átomos puedes estar seguro de que tienes $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de esa sustancia
 - Cuando te digan que tienes un mol de una sustancia compuesto formada por moléculas puedes estar seguro de que tienes $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de esa sustancia

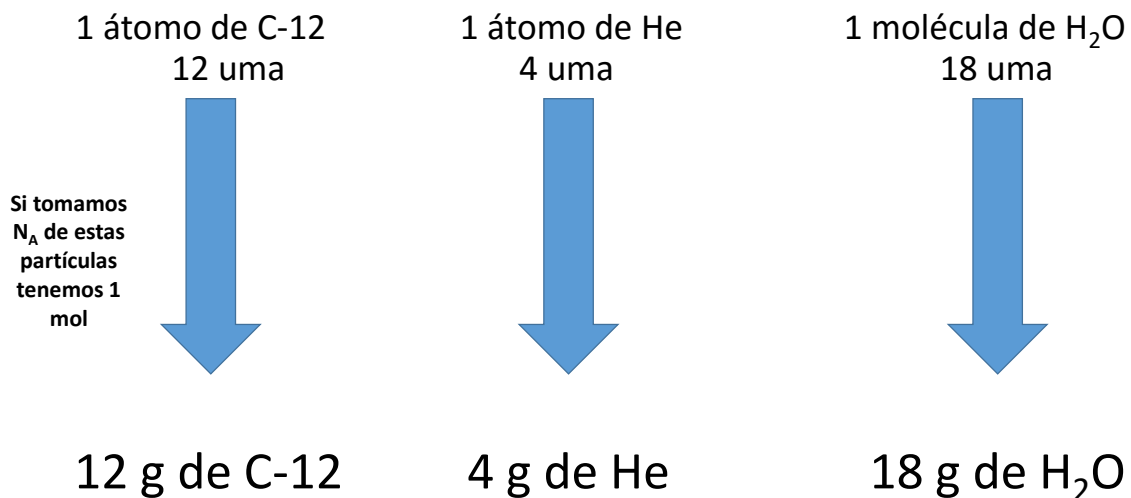
$$1 \text{ mol } XX = 6.022 \times 10^{23} \text{ partículas}$$

$$\text{partículas} = \text{átomos o moléculas}$$

Masa molar

- **Es la masa de un mol de sustancia.**
- Es un valor muy importante pues será la manera de conseguir pesar moles de sustancias, ¡¡¡no lo haremos contando partículas !!!
- Es una cantidad no fija, ya que depende de qué partículas formen el mol. No pesará lo mismo un mol de átomos de He que un mol de moléculas de agua.
- ¿Sabemos en este momento alguna masa molar?
- **SI**, la que usamos para definir el N_A , **la del carbono**. Sabemos que 12 g de C-12 contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de C-12, es un mol. **1 MOL DE C-12 PESA 12 GRAMOS.**

¿Y del resto de las sustancias?



Otra forma de verlo (más matemática)

- Si sabemos que el N_A de átomos de C pesan 12 g podemos hallar la relación entre las dos unidades de masa, el g y el uma.
 - N_A átomos de C-12 son en gramos 12 g
 - N_A átomos de C-12 son en umas $N_A \cdot 12$ uma (hay N_A átomos y cada uno pesa 12 uma)
 - Ambas cantidades son la misma

$$12 \text{ g} = N_A \cdot 12 \text{ uma} \rightarrow 1 \text{ g} = N_A \text{ uma}$$
- Ahora podemos convertir cualquier mol a masa. Si cogemos un mol de moléculas de H_2O tendremos:

$$1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} = N_A \text{ moléculas de agua de } 18 \text{ umas cada una}$$

$$= N_A \cdot 18 \text{ uma (en uma)} = N_A \cdot 18 \text{ uma} \cdot \frac{1 \text{ g}}{N_A \text{ uma}} \text{ (en g)} = \mathbf{18 \text{ g}}$$

Resumen

- Vemos que la masa molar de un sustancia (atómica o molecular) es la masa en gramos que coincide numéricamente con la masa de sus partículas (átomos o moléculas) en uma.
 - Así, un mol de Na es:
 - Un nº fijo de átomos, $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de Na
 - Una masa, 23 g de sodio (ya que la masa atómica del Na es 23 uma)
 - Así, un mol de O_2 es:
 - Un nº fijo de moléculas, $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_2
 - Una masa, 32 g de oxígeno (ya que la masa atómica del O es 16 uma y por tanto la masa molecular es 32 uma)
 - Así, un mol de NH_3 es:
 - Un nº fijo de moléculas, $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de NH_3
 - Una masa, 17 g de amoniaco (ya que la masa molecular del NH_3 es 17 uma)

