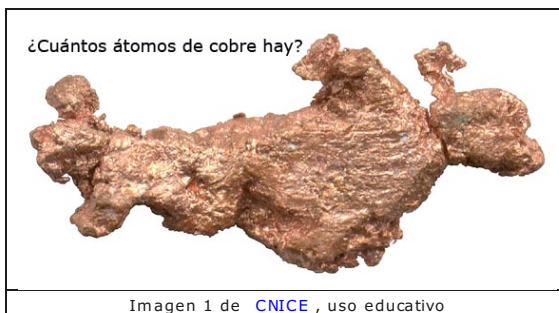


Al trabajar con una sustancia cualquiera, habitualmente necesitamos medir una determinada cantidad para disolverla, hacerla reaccionar, etc. En el caso de sólidos, lo más sencillo es pesarlos, mientras que en el caso de líquidos o disoluciones se suele medir volúmenes. Si se trata de gases, se miden volúmenes en unas determinadas condiciones de presión y temperatura. Es decir, desde el punto de vista práctico se trabaja con magnitudes a **escala macroscópica** : masas y volúmenes.

Por otro lado, el modelo de materia que has visto utiliza partículas extraordinariamente pequeñas, que sirven para explicar tanto procesos físicos como reacciones químicas. Por ejemplo, decimos con naturalidad que "una partícula de la sustancia X reacciona con dos partículas de la sustancia Y". Para interpretar lo que sucede en los procesos se trabaja a **escala microscópica** , a escala de partículas.

El problema es que **no es posible contar partículas** : el tamaño de los átomos es del orden del amstrong (10^{-10} metros, de forma que diez mil millones de átomos en fila alcanzarían un metro).

Para poder saber cuántas partículas hay en una cantidad determinada de una sustancia concreta, se utiliza la única magnitud química fundamental del Sistema Internacional de unidades, **la cantidad de sustancia** .



1. Modelo clips de la materia

Para entender cómo se razona a escala de partículas, en primer lugar vas a trabajar con un modelo en el que los clips de diferente tamaño simulan los diferentes tipos de átomos. En lugar de los más de 100 elementos conocidos actualmente, solamente considerarás 4 tipos de clips: A, B, C y D.

También vas a suponer que los clips se comportan como las partículas de un gas; es decir, si hay dos recipientes idénticos que contienen clips, el número de clips será el mismo en ambos (de acuerdo con el principio de Avogadro).

De esta forma, vas a deducir cómo se estableció la escala de masas relativas que aparece en la Tabla Periódica de los elementos, e identificarás sustancias a partir de la medida de sus masas relativas.

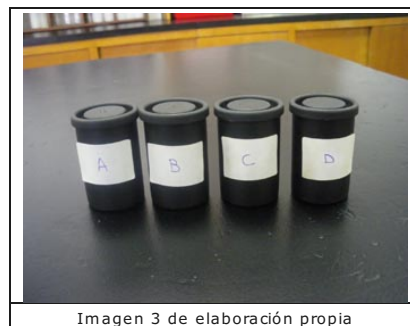


1.1 Una escala de masas relativas

Fíjate en la fotografía: hay cuatro recipientes (cajas de carretes fotográficos), etiquetados como A, B, C y D para indicar el tipo de clips que contienen. Las cuatro cajas vacías tienen la misma masa, 6.0 g, y cada una contiene el mismo número de clips (recipientes idénticos).

Al pesarlas con clips, se obtienen los datos de la tabla. Fíjate en que la balanza utilizada aprecia hasta décimas de gramo.

Tipo de clip	masa de N clips y caja (g)	masa de N clips (g)
A	8.5	2.5
B	10.1	4.1
C	12.3	6.3
D	15.5	9.5



Reflexiona

¿A qué se debe la diferencia de masas en los cuatro casos?

Pulse aquí

¿Puedes ordenar los clips por masa?

Pulse aquí

Por último, ¿puedes saber la **masa de cada tipo de clip** ? No, porque:

- a) no puedes abrir las cajas para sacar un clip de cada una y pesarlos.
- b) no sabes cuántos clips hay en cada caja. Si lo supieras, podrías determinar la masa de cada tipo de clip sin más que dividir la masa total de los N clips por el número N de clips.

¿Qué sucede con las partículas que forman las sustancias?: son tan pequeñas que no es posible contarlas ni medir su masa (en el caso de los clips podrías hacer ambas cosas, pero es que se trata de un **modelo**).

Ejercicio resuelto

Vas a elaborar una escala de masas relativas, añadiendo una columna a la tabla. Solamente tienes que considerar que tomas como unidad de masa la del clip más pequeño: divide la masa de cada tipo de clip por la del más pequeño, expresando el resultado con una cifra decimal.

Mostrar retroalimentación

Si dispusieras de un quinto tipo de clip E y su masa relativa experimental fuese de 7.6, ¿qué significaría ese valor?

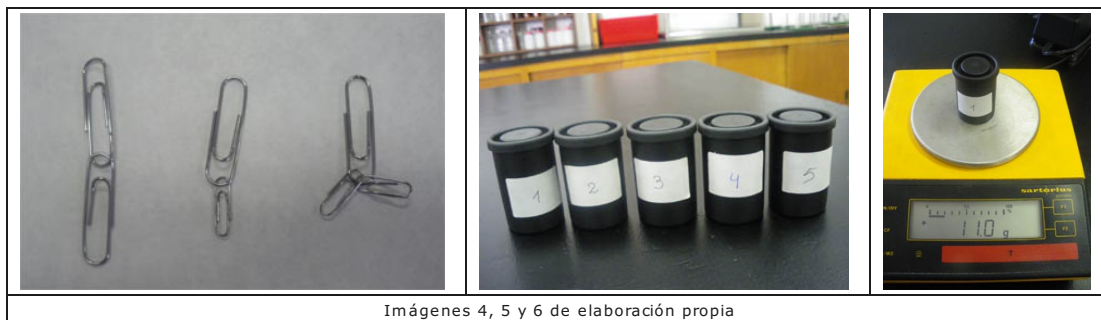
Pulse aquí

Si en un momento determinado te dicen que la masa del clip A, medida con una balanza que aprecia centésimas de gramo, es de 0.25 g ¿cómo puedes saber la masa real de los clips B, C y D sin necesidad de medirlas?

Pulse aquí

Ahora tienes cinco cajas numeradas de 1 a 5, en las que hay diferentes grupos de clips del tipo X_2 (A_2 , B_2 , C_2 , D_2), XY (AB , AC , BD , ...) o X_2Y (A_2B , B_2D , ...); es decir, hay dos clip iguales unidos entre sí, o bien un clip de un tipo y un clip de otro, o bien dos clips de un tipo y un clip de otro, como puedes ver en la imagen.

El número de grupos en cada caja es el mismo que antes: los recipientes están en las mismas condiciones, son idénticos.



Imágenes 4, 5 y 6 de elaboración propia

En la tabla se indican los valores experimentales en gramos obtenidos para las cinco cajas. Recuerda que el recipiente tiene una masa de 6.0 g.

Tipo de clip	masa con la caja	masa de N clips	masa relativa	grupo de clips
1	11.0			
2	12.2			
3	14.9			
4	16.2			
5	31.3			

Completa la tabla para **identificar el tipo de clips** que hay en cada una de las cinco cajas isin abrirlas ni ver su contenido!

¿Cómo lo haces? Imagina que te dicen que tienes una caja con clips con el número 6, cuya masa total es de 22.5 g. Descontada la caja, los clips tienen una masa de 16.5 g.

La masa relativa es $16.5 \text{ g} / 2.5 \text{ g} = 6.6$ (dividiendo por la masa del clip A, que es el que tomamos como referencia).

¿Qué grupo de clips tiene 6.6 como masa relativa? Es cuestión de hacer unas cuantas pruebas, sabiendo las masas relativas: de A es 1, de B es 1.6, de C es 2.5 y de D es 3.8.

iBC_2 es la respuesta!: su masa relativa es la de B más dos veces la de C ($1.6 + 2 \cdot 2.5 = 6.6$).

Pulse aquí

2. Medida de la masa a escala atómica



El proceso que se siguió históricamente para determinar las masas reales de los átomos de los diferentes elementos fue similar al seguido en el modelo clips, trabajando inicialmente con gases y comparando las masas de gases situados en recipientes con 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 reales diferentes.

El gas que tenía menor masa era el hidrógeno, y por esa razón se tomó como referencia de masas, tal y como has hecho con el clip A en el modelo de clips.

Imagen 7 de elaboración propia

Si te fijas en la tabla periódica, verás que se indica en ella la masa atómica relativa de cada elemento químico. Se ha determinado tomando inicialmente como referencia la masa del hidrógeno, el elemento de menor masa, que toma el valor unidad (actualmente, se toma como referencia la doceava parte de la masa atómica del **isótopo** ^{12}C del carbono, pero las diferencias numéricas son mínimas).

Puedes imprimir una [tabla periódica](#) para tenerla a mano cuando la necesites para saber las masas atómicas relativas de los diferentes elementos.

2.1 Masas relativas



Resulta sencillo determinar la masa relativa de grupos de átomos: se suman las masas relativas de cada uno de los átomos que los forman. De esta forma, la masa relativa del agua (H_2O) es $2 \times 1 + 16 = 18$. Es decir, una molécula de agua tiene 18 veces más masa que la unidad de masa. Y una de oxígeno (O_2), $32 (2 \times 16)$.

También hay grupos de átomos que no son moléculas, estando formados por **iones**, originando estructuras gigantes, como verás en la unidad 5. En esos casos, tan habituales como el NaCl (sal común), se suele utilizar el término **masa fórmula**, pero se determina exactamente igual.

En resumen, se trabaja con masas atómicas relativas, masas moleculares relativas o masas fórmula relativas. En todos los casos, se indica con un subíndice r el carácter relativo de la masa. A continuación tienes un ejemplo de cada uno:

$$m_r(\text{Mg})=24 \quad m_r(\text{CO}_2)=44 \quad m_r(\text{NaCl})=58.5$$

Comprueba lo aprendido

Sabiendo que las masas atómicas relativas de C y O son, respectivamente, 12 y 16, indica la fórmula de una sustancia formada por ambos elementos cuya masa relativa es 44.

- ☐ CO
- ☐ C_2O
- ☐ CO_2

Hay muchos óxidos de nitrógeno. Determina la masa relativa del N_2O_5 e identifica el óxido de nitrógeno de masa molecular relativa 92.

Pulse aquí

2.2 Masas reales



¿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**).

$$m(\text{O})=16 \text{ uma} = 16 \text{ u}$$

Se ha determinado que $1 \text{ u} = 1.667 \cdot 10^{-24} \text{ g}$. Evidentemente, no se ha pesado en una balanza, porque no hay balanzas que puedan detectar esa masa tan pequeña, sino que se han utilizado métodos indirectos (de la misma forma que la distancia a la Luna no se mide con un metro).

Por tanto, la masa real de un átomo de oxígeno es de

$$m(\text{O}) = 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \cdot 1.667 \cdot 10^{-24} \text{ g/u} = 2.67 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Es un valor tan pequeño que tiene muy poca utilidad desde el punto de vista de la Química: hace falta un número muy grande de átomos de oxígeno para tener masas del orden del gramo, que se puedan medir con facilidad en el laboratorio.

Calcula la masa real de una molécula de agua (H_2O). Determina también el número de moléculas de agua que hay en una botella de agua mineral de un litro y medio (recuerda que la densidad del agua es de 1 g/mL).

Mostrar retroalimentación



Imagen 8 de [Pilsak](#),
Creative commons

3. Cantidad de sustancia y mol



Se define la magnitud cantidad de sustancia 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, como ya hemos visto, 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). El término entidad elemental se refiere a partículas, que pueden ser átomos, moléculas o iones.

La **magnitud cantidad de sustancia** se simboliza por **n**, mientras que su **unidad mol** no tiene abreviatura, y se escribe mol.

De esta forma, se puede decir **n(agua) = 2 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. Por ejemplo, cuando se mide la longitud de una mesa se escribe $l(\text{mesa}) = 1.5 \text{ m}$, que significa que la longitud de la mesa es de 1.5 m, no que el número de metros de la mesa sea 1.5. Sin embargo, es extraordinariamente frecuente encontrar la expresión "el número de moles es" en lugar de "la cantidad de sustancia es".

masa <===> cantidad de sustancia <===> número de partículas

Observa las sustancias de las imágenes. ¿En cuál de ellas hay más partículas? ¿Cómo puedes saber cuántas hay en cada una? ¿Puedes afirmar con total seguridad que habrá más partículas en el cristal mayor?



Imagen 9 de elaboración propia



Imagen 10 de elaboración propia

3.1 El número de Avogadro



En un mol hay un número muy grande de partículas, dado el pequeño tamaño y masa de cada una de ellas. Pero, ¿cuántas?

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**. ¿Por qué se ha elegido ese número?

Para determinar la masa que tiene un mol de cualquier sustancia, solamente hay que multiplicar la masa real de una partícula de esa sustancia por el número de partículas que hay en un mol.

Ya has visto en uno de los ejemplos resueltos que la masa de cada molécula de agua es de $3 \cdot 10^{-23}$ g. Para saber la masa de una cantidad de sustancia de agua de un mol, simplemente multiplicas la masa de una molécula de agua por las moléculas que hay en un mol, el número de Avogadro.

$$m(\text{un mol de agua}) = 3 \cdot 10^{-23} \text{ g/molécula} \cdot 6.023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} = 18 \text{ g}$$

El número de Avogadro es el inverso del valor numérico de la unidad de masa atómica:

$$6.023 \cdot 10^{23} = 1/1.667 \cdot 10^{-24}$$

De esta forma, **se mantiene el mismo número para la masa relativa, la masa real y la masa de un mol** (masa molar, M), aunque su significado es diferente.

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

Curiosidad

¿Es muy grande 10^{23} ?

El número de Avogadro es enorme. Para que te hagas una idea de lo grande que es, supón que cada uno de los 7000 millones de habitantes de la Tierra es capaz de contar una bola por segundo: para que en total lleguen a contar el número Avogadro de bolas, harían falta ¡2.73 millones de años sin detenerse!

3.2 Masas molares



Como en un mol de diferentes sustancias hay el mismo número de partículas, la masa de un mol de cada sustancia (su masa molar M) será distinta en general, ya que las partículas tienen masas diferentes.

Para determinar la masa molar de una sustancia, solamente hay que saber su fórmula y disponer de las masas relativas de los átomos que la forman: se procede como con las masas relativas, pero el resultado se expresa en g/mol.

Importante

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.

$$n = m / M$$

$$N = N_A \cdot n$$

n =cantidad de sustancia; m =masa de sustancia; M =masa molar

N =número de partículas; N_A =número de Avogadro

Hay que tener mucho cuidado a la hora de aplicar estas fórmulas, porque si no se tienen las ideas claras, todo se confunde: fíjate en que los símbolos de las magnitudes son letras *ene* y *eme*, mayúsculas o minúsculas y hasta con subíndices.

Calcula la masa real de una molécula de agua (H_2O). Este cálculo ya lo has hecho antes, pero ahora debes utilizar la masa molar, el número de Avogadro, etc.

Mostrar retroalimentación

4. Ecuación de los gases ideales



La constante de la ecuación de los gases $PV/T = \text{cte}$ es nR , donde n es la cantidad de sustancia de gas y R la constante de los gases, que es $8.31 \text{ J.K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ si las unidades son las del Sistema Internacional (S.I.) -presión en pascuales (Pa ó N/m^2) y volumen en m^3 - y $0.082 \text{ atm.L.K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ si la presión se mide en atmósferas (atm) y el volumen en litros (L), que es lo más habitual.

De esta forma la ecuación de los gases ideales se suele escribir como $PV = nRT$

Si la cantidad de sustancia es de un mol y las condiciones son las llamadas normales ($P=1 \text{ atm}$ y $T=273 \text{ K}$), el volumen que ocupa un mol de gas (su volumen molar) es de aproximadamente 22.4 L/mol .

Actividad

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**.

Comprueba que el volumen molar en condiciones normales es de 22.4 litros.

Mostrar retroalimentación

4.1 Determinación de masas molares



La determinación de masas molares es muy importante porque permite identificar sustancias, ya que a cada una, con una fórmula concreta, le corresponde una masa molar: el agua es H_2O y su masa molar es de 18 g/mol , mientras que el agua oxigenada es H_2O_2 y su masa molar es 34 g/mol .

Además de utilizando métodos específicos (espectrometría de masas, crioscopia), se pueden determinar masas molares de gases utilizando la ecuación de los gases:

$$PV = nRT$$

$$PV = \frac{m}{M}RT$$

$$M = \frac{mRT}{PV} = \frac{dRT}{P}$$

siendo d la densidad del gas (m/V).

Comprueba lo aprendido

12.03 g de una sustancia gaseosa ocupan un volumen de 6125 mL en condiciones normales. ¿Cuál es la masa molar de la sustancia?

- ☐ 26.2
- ☐ 44.0
- ☐ 52.1

Reflexiona

Cuando se inyectan 4.27 g de un gas en un recipiente de 250 mL a 27°C, la presión que genera el gas es de 9.13 atm. ¿Qué masa molar tiene el gas?

Pulse aquí

Comprueba lo aprendido

¿De qué gas de entre los siguientes puede tratarse, teniendo en cuenta el resultado anterior?

- ☐ NO
- ☐ N₂O
- ☐ NO₂

5. Determinación de las fórmulas de las sustancias



En primer lugar, hay que determinar la **proporción de átomos de cada tipo** en el compuesto; es decir, la **fórmula empírica**. Por ejemplo, (C_x H_y O_z)_n significa que en la sustancia hay **x** átomos de C por cada **y** átomos de H por cada **z** átomos de O. Si es una molécula, su fórmula será C_x H_y O_z, C_{2x} H_{2y} O_{2z}, C_{3x} H_{3y} O_{3z}, etc, ya que en todos esos casos la proporción es la misma; para concretar la fórmula molecular habrá que saber también la masa relativa o la molar.

Para determinar la fórmula empírica se necesita saber la masa de cada elemento que hay en una cantidad determinada de compuesto, que se da directamente o se puede obtener a partir de otros datos. También se puede facilitar la composición centesimal, ya que indica la masa de cada elemento que hay en 100 g 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

Las proporciones de combinación en masas o cantidades de sustancia se indican con dos puntos (:). Se deben escribir con

suficiente número de cifras significativas (tres al menos).

Como la proporción de átomos en el compuesto ha de ser necesariamente de números enteros (no hay fracciones de átomo), es necesario hacer la transformación correspondiente. Para ello, se divide cada número de la proporción por el más pequeño de ellos, y se transforma el resultado a proporción de números enteros.

Ejercicio resuelto

La composición centesimal del paracetamol es 63.57% de carbono, 5.96% de hidrógeno, 9.27% de nitrógeno y el resto de oxígeno. Si su masa molecular relativa es 151, determina su fórmula molecular.

Mostrar retroalimentación

Reflexiona

Observa las imágenes siguientes: en la primera aparece el peso de una cápsula de porcelana, en la segunda el peso de un trozo de cinc colocado dentro de ella y en la tercera, el cloruro de cinc formado por reacción del cinc anterior con ácido clorhídrico. Determina la fórmula del cloruro de cinc.



Imágenes 13, 14 y 15 de elaboración propia

Pulse aquí

Comprueba lo aprendido

Una sustancia gaseosa tiene una masa relativa de 44. Indica de qué sustancias de entre las siguientes puede tratarse.

- ☐ CO_2
- ☐ N_2O
- ☐ $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (etanol)
- ☐ C_3H_8 (propano)

Mostrar retroalimentación