

CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

IES La Magdalena.
Avilés. Asturias

Los átomos de distintos elementos pueden unirse mediante un enlace (iónico o covalente) formando un compuesto.

- **Cuando se forma un compuesto se obtiene una nueva sustancia cuyas propiedades no tienen nada que ver con las de los elementos que lo forman.**
- **Cuando dos (o más) elementos se combinan para formar un compuesto lo hacen siempre en la misma proporción.**
- Una vez formado el compuesto no es fácil volver a obtener los elementos que lo integran. Algunas veces sólo podemos lograr una recuperación parcial (de alguno de los elementos) y hay que usar procedimientos muy distintos a los usados para separar las mezclas (decantación, filtración, destilación...) los cuales, en muchas ocasiones, implican el aporte de una cantidad considerable de energía.

Una molécula es un conjunto de átomos unidos mediante enlace covalente. Cuando los átomos enlazados no son iguales tenemos *la molécula* de un compuesto.

La molécula es la unidad más pequeña de los compuestos, ya que si la rompemos obtendremos los elementos que la forman, pero ya no existirá el compuesto.

Las moléculas se representan mediante una fórmula química, que consta de los símbolos de los elementos que la forman, afectados de unos subíndices que indican la proporción en que los átomos están combinados.

Conviene recordar que **los compuestos iónicos no forman moléculas, sino grandes agregados de iones o cristales**. En este caso, la fórmula indica los iones enlazados y la proporción en que se encuentran.

Las moléculas tienen formas distintas: lineales, triangulares, tetraédricas que viene determinada por el número de átomos o grupos

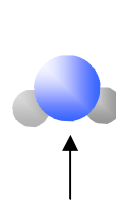
Algunas veces los compuestos se pueden romper, y obtener los elementos que los forman, calentándolos fuertemente.

Por ejemplo, calentando un óxido de mercurio se desprende un gas: el oxígeno, y se observa que en las partes frías del recipiente que contiene el óxido aparecen unas gotitas brillantes de mercurio metálico.

NOTA. Para realizar este experimento hay que tomar precauciones. Los vapores de mercurio son muy tóxicos.

La electrolisis utiliza la corriente eléctrica para romper los compuestos y obtener los elementos que los integran.

De esta manera se puede descomponer el agua en sus elementos: hidrógeno y oxígeno.

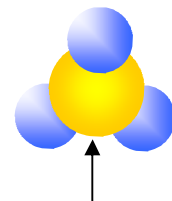


Molécula de agua.

Fórmula: H_2O

Proporción:

2 átomos de H
1 átomo de O



Molécula de trióxido de azufre.

Fórmula: SO_3

Proporción:

1 átomo de S
3 átomos de O

Na Cl

Fórmula de un compuesto iónico.

Iones que se enlazan: Cl^- y Na^+

Proporción:

1 ion Cl^-
1 ion Na^+

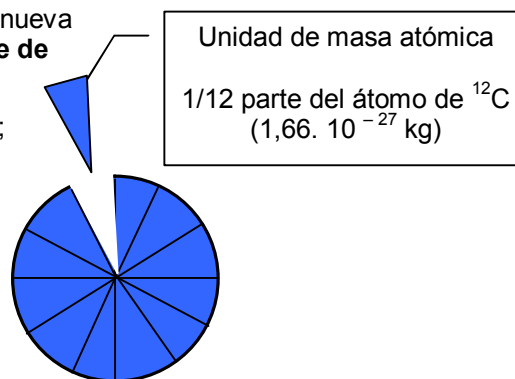
Los átomos son extraordinariamente pequeños y su masa, en consecuencia, pequeñísima. Tanto que si usamos como unidad para medirla las unidades de masa a las que estamos acostumbrados, obtendríamos valores muy pequeños, difícilmente manejables.

Por ejemplo, el átomo de hidrógeno tiene una masa de $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg y el de carbono $2,00 \cdot 10^{-26}$ kg

Por esta razón para medir la masa de los átomos se adopta una nueva unidad: **la unidad de masa atómica (u.m.a)**. La u.m.a se define de la siguiente manera:

Consideremos un átomo del isótopo más abundante de C, el ^{12}C ; lo dividimos en doce partes iguales y tomamos una de ellas. La masa de esta parte sería la unidad de masa atómica.

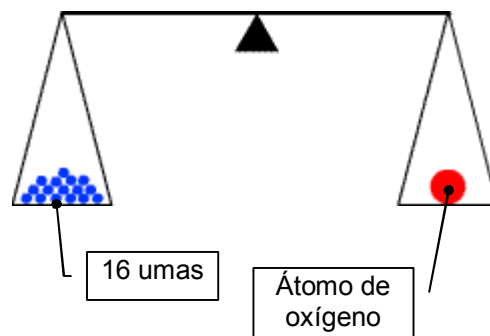
Se define la unidad de masa atómica como la doceava parte de la masa del átomo de ^{12}C



Considerando esta nueva unidad el ^{12}C tiene una masa de 12 u

La masa de los átomos se determina comparándola con la de la unidad de masa atómica.

Imaginemos una balanza capaz de pesar átomos (es una ficción, no es real). Si quisiéramos determinar la masa de un átomo de oxígeno lo pondríamos en un platillo e iríamos añadiendo unidades de masa atómica al otro. Cuando se equilibrara la balanza sólo tendríamos que contar cuántas umas hemos colocado en el otro platillo y tendríamos la masa del átomo de oxígeno en umas.



En el ejemplo que se puede ver a la derecha la masa del átomo de oxígeno considerado serían dieciséis umas (16 u).

Ejemplos:

Protón : 1,00728 umas

Neutrón: 1,00866 umas

Electrón: 0,00055 umas

La masa atómica del protón y del neutrón es muy aproximadamente 1 uma, mientras que la masa del electrón es notablemente más baja (aproximadamente 1830 veces más pequeña que la masa del protón)

Cuando se habla de la masa atómica de un elemento hemos de tener en cuenta *que los átomos de un mismo elemento no son exactamente iguales*. Existen isótopos que, aunque tienen idéntico comportamiento químico, son un poco más pesados unos que otros (ya que tienen distinto número de neutrones).

El peso atómico se obtiene como media ponderada de los isótopos naturales del elemento.

Ejemplo:

El cloro se encuentra en la naturaleza como mezcla de dos isótopos: ^{35}Cl y ^{37}Cl . El primero de ellos tiene una masa de 34,97 u y una abundancia del 75,53%, mientras que el segundo tiene una masa atómica de 36,97 u y una abundancia de 24,47%. Teniendo en cuenta estos datos la masa del elemento cloro se calcula de la siguiente forma:

$$(0,7553 \times 34,97) + (0,2447 \times 36,97) = 35,46 \text{ u}$$

Teniendo en cuenta lo anterior podríamos preguntarnos:

¿Cuántos átomos de ^{12}C sería necesario reunir para tener una masa "manejable" en el laboratorio, por ejemplo, 12,0 g (valor de la masa atómica expresada en gramos)?

$$0,012 \text{ kg de } ^{12}\text{C} \cdot \frac{1 \text{ u}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ átomo de } ^{12}\text{C}}{12 \text{ u}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos de } ^{12}\text{C}$$

El número **6,02 · 10²³** es muy importante en química.

Recibe el nombre de **Número o Constante de Avogadro (N_A)**

Es el número de átomos de C que hay que reunir para que su masa sea igual a 12 g (el valor de la masa atómica en gramos). Por tanto:

Masa de 1 átomo de C: 12,0 u

Masa de 6,02 · 10²³ átomos de C: 12,0 g

Comparemos ahora las masas de un átomo de C y uno de H:

Masa de 1 átomo de C : 12 u; masa de 1 átomo de H: 1 u

Observa que un átomo de H tiene una masa 12 veces inferior a uno de C.

Si ahora tomamos $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de C y el mismo número de átomos de H, resultará que éstos tendrán una masa 12 veces menor:

Masa de $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de C: 12,0 g; masa de $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de H: 1,0 g

Si repetimos este razonamiento para otros átomos llegaríamos a idénticas conclusiones:

Masa de $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de O: 16,0 g

Masa de $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de N: 14,0 g

Masa de $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de S: 32,0 g

Como se ha dicho más arriba, si se toma una cantidad de carbono, tal que contenga $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos, y la pesamos, su masa será de 12,0 g.

Invirtiendo el razonamiento: **si pesamos 12,0 g de carbono, podemos asegurar que en esa cantidad habrá $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de C.**

Se define el mol como la cantidad de sustancia que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ unidades elementales.
 Cuando se usa el mol las unidades elementales pueden ser átomos, moléculas, iones... etc.
El mol es la unidad de cantidad de sustancia del Sistema Internacional de Unidades (S.I.)

Así:

1 mol de (átomos) de carbono	es la cantidad de carbono	que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono	su masa es 12,0 g
1 mol de (átomos) de hierro	es la cantidad de hierro	que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de hierro	su masa es 63,5 g
1 mol de (moléculas) de agua	es la cantidad de agua	que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua	su masa es 18,0 g

La masa de 1 mol de sustancia es su masa atómica o molecular expresada en gramos.

El concepto de mol permite relacionar **la masa o el volumen de una sustancia** (medida en gramos o cm^3) con el número de entidades elementales que la forman (átomos, moléculas, iones...).

Podemos contar entidades elementales determinando la masa o midiendo volúmenes:

$$30,0 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 4,10 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2$$

$$2 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{2,0 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 4,0 \text{ g H}_2$$

Si, por ejemplo, queremos coger el doble de moléculas de H_2 que de O_2 para que reaccionen, deberemos coger el doble de moles. Esto es: 4,0 g de H_2 y 32,0 g de O_2 :

$$1 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{32,0 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 32,0 \text{ g O}_2$$

Fórmulas químicas. Información que suministran

Las fórmulas usadas en química suministran gran información sobre los compuestos que representan.

Ejemplo: H_2CO_3

- La fórmula representa una molécula (unidad básica de un compuesto) de ácido carbónico. Esta molécula está formada por 2 átomos de H, 1 de C y 3 de O unidos mediante enlace covalente.
- La masa de una molécula de H_2CO_3 es 62,0 u (obtenida sumando las masas de los átomos)
- La masa de 1 mol (de moléculas) será 62,0 g

Apoyándonos en la fórmula podemos establecer la **composición centesimal del compuesto**. Esto es, su composición en tanto por ciento.

Ejemplo 1.

Obtener la composición centesimal del ácido carbónico (H_2CO_3)

Solución:

Calculamos primero la masa molecular del compuesto:

H_2CO_3	$\text{H: } 1,0 \cdot 2 = 2,0$ $\text{C: } 12,0 \cdot 1 = 12,0$ $\text{O: } 16,0 \cdot 3 = 48,0$ <hr style="width: 50%; margin: 0 auto;"/> $62,0$	<p>La masa de una molécula de H_2CO_3 es 62,0 u.</p> <p>La masa de un mol de H_2CO_3 es 62,0 g.</p> <p>Esos 62,0 g, se distribuyen de la siguiente manera:</p> <ul style="list-style-type: none"> • 2,0 g de H • 12,0 g de C • 48,0 g de O
-------------------------	--	---

Podemos plantear, por tanto, los siguientes cálculos para establecer el tanto por ciento de cada elemento:

$$\frac{2,0 \text{ g H}}{62,0 \text{ compuesto}} \cdot \frac{100 \text{ g compuesto}}{100 \text{ g compuesto}} = 3,23 \frac{\text{g H}}{100 \text{ compuesto}} = 3,23 \% \text{ H}$$

$$\frac{12,0 \text{ g C}}{62,0 \text{ compuesto}} \cdot \frac{100 \text{ g compuesto}}{100 \text{ g compuesto}} = 19,35 \frac{\text{g C}}{100 \text{ compuesto}} = 19,35 \% \text{ C}$$

$$\frac{48,0 \text{ g O}}{62,0 \text{ compuesto}} \cdot \frac{100 \text{ g compuesto}}{100 \text{ g compuesto}} = 77,42 \frac{\text{g O}}{100 \text{ compuesto}} = 77,42 \% \text{ O}$$

Ejemplo 2.

¿Qué compuesto es más rico en oxígeno el KClO_3 o el N_2O_4 ?

KClO_3	$\text{K: } 39,1 \cdot 1 = 39,1$ $\text{Cl: } 35,5 \cdot 1 = 35,5$ $\text{O: } 16,0 \cdot 3 = 48,0$ <hr style="width: 50%; margin: 0 auto;"/> $122,6$	N_2O_4	$\text{N: } 14,0 \cdot 2 = 28,0$ $\text{O: } 16,0 \cdot 4 = 64,0$ <hr style="width: 50%; margin: 0 auto;"/> $92,0$
-----------------	--	------------------------	--

$$\text{En el } \text{KClO}_3 : \frac{48,0 \text{ g O}}{122,6 \text{ compuesto}} \cdot \frac{100 \text{ g compuesto}}{100 \text{ g compuesto}} = 39,15 \frac{\text{g O}}{100 \text{ compuesto}} = 39,15 \% \text{ O}$$

$$\text{En el } \text{N}_2\text{O}_4 : \frac{64,0 \text{ g O}}{92,0 \text{ compuesto}} \cdot \frac{100 \text{ g compuesto}}{100 \text{ g compuesto}} = 69,57 \frac{\text{g O}}{100 \text{ compuesto}} = 69,57 \% \text{ O}$$

Determinación de la fórmula de un compuesto conocida su composición centesimal

Ejemplo 3.

Se analiza un compuesto de C e H obteniéndose un 80,0% de C y un 20,0% de hidrógeno.

La determinación aproximada de su masa molar dio un valor de 29,5 g/mol.

Determinar la fórmula de la sustancia.

Solución:

El método propuesto por **Cannizzaro** permite averiguar la **fórmula probable** de la sustancia (también llamada **fórmula empírica**). Si además se conoce la masa molar (aunque sea aproximada), se puede determinar la **fórmula verdadera o molecular**.

Partimos del significado de la composición centesimal.

Que el compuesto tenga un 80% de C y un 20% de H, significa que si tomamos 100,0 g de compuesto, 80,0 g serán de C, y 20,0 g de H.

Calculamos a continuación los moles de cada elemento contenidos en 100 g de compuesto:

$$80,0 \text{ g C} \frac{1 \text{ mol átomos C}}{12,0 \text{ g C}} = 6,67 \text{ mol átomos C}$$

$$20,0 \text{ g H} \frac{1 \text{ mol átomos H}}{1,0 \text{ g H}} = 20,0 \text{ mol átomos H}$$

Luego los átomos contenidos en 100,0 g de compuesto estarán en esa relación. Si tomamos el más pequeño de los valores como unidad, podemos determinar en qué relación están combinados. Para lograrlo dividimos todos los valores por el menor y aproximamos al valor entero:

$$\begin{array}{l} \text{C: } \frac{6,67}{6,67} = 1 \rightarrow 1 \\ \text{H: } \frac{20,0}{6,67} = 2,9 \rightarrow 3 \end{array} \quad \text{Por tanto una fórmula posible para la molécula será } \text{CH}_3, \text{ pero hay que tener en cuenta que en las siguientes moléculas: } \text{C}_2\text{H}_6, \text{C}_3\text{H}_9 \text{ y } \text{C}_4\text{H}_{12}, \text{ también los átomos están combinados en proporción } 1:3. \text{ Es decir, si no conocemos más datos solo podemos afirmar que la fórmula probable o empírica del compuesto será } (\text{CH}_3)_n$$

El conocimiento de la masa molar del compuesto permite establecer cuál es la fórmula molecular. Efectivamente. La masa molar de CH_3 es 15,0 g/mol. Si nos dicen que la masa molar aproximada es 29,5 g/mol, deducimos que $n = 2$. Por tanto, la fórmula molecular del compuesto será: C_2H_6 .

Una vez determinada la fórmula molecular se puede establecer su masa molecular exacta sumando las masas atómicas de los átomos que la integran.

NOTA.

Puede ocurrir que tras la división por el menor número nos de números tales como:

Elemento A : 1,00

Elemento B : 1,45

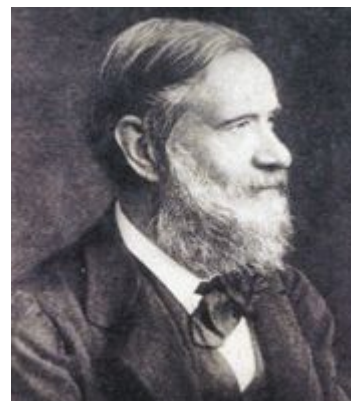
Elemento C : 2,95

Es decir, que alguno de los números esté próximo a 0,50, 1,50, 2,50...etc. En este caso para obtener subíndices enteros, multiplicamos por 2 todos los números obtenidos:

Elemento A : 1,00 \rightarrow 2

Elemento B : 1,45 \rightarrow 2,90 \rightarrow 3 Fórmula empírica: $(\text{A}_2\text{B}_3\text{C}_6)_n$

Elemento C : 2,95 \rightarrow 5,80 \rightarrow 6



Stanislao Cannizzaro
Palermo. Sicilia.
(1826 – 1910)