

LEYES FUNDAMENTALES DE LA QUÍMICA

Materia

¿puede separarse por un proceso físico?

SÍ

NO

Mezcla

Sustancia

¿es homogénea?

¿puede descomponerse por un proceso químico?

SÍ

NO

SÍ

NO

Disolución

Mezcla heterogénea

Compuesto

Elemento

Disolución de glucosa 0,83 M

Leche
Sangre (suspensiones)

H_2O (l)

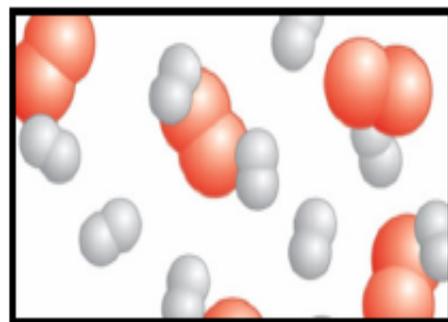
H_2 (g)

$C_6H_{12}O_6$ (s)

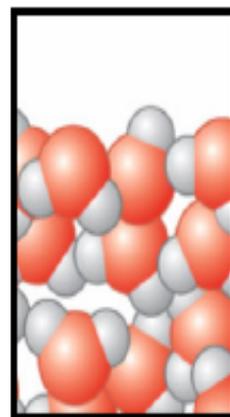
O_2 (g)

C (s)

- **Mezcla** (Ej. mezcla gaseosa de O_2 y H_2)
 - Formada por sustancias (compuestos o elementos)
 - Se pueden separar por procedimientos físicos
 - Su composición -proporción de las sustancias que la componen- puede variar
 - Sus propiedades físicas se relacionan con las de las sustancias que la componen



- **Sustancia** (Ej. H_2O en estado líquido)
 - Formada por moléculas iguales –en algunos casos por átomos, p.ej. C, Fe, Au-,
 - Cada molécula está formada por átomos
 - Su composición –proporción de los átomos que la componen- es fija
 - Determinada por números enteros (fórmula molecular)
 - Cada sustancia (compuesto o elemento) tiene unas propiedades físicas únicas
 - Independientes de las de sus componentes –átomos-.
 - Útiles para su identificación (análisis).



SUSTANCIAS PURAS

Cambios físicos

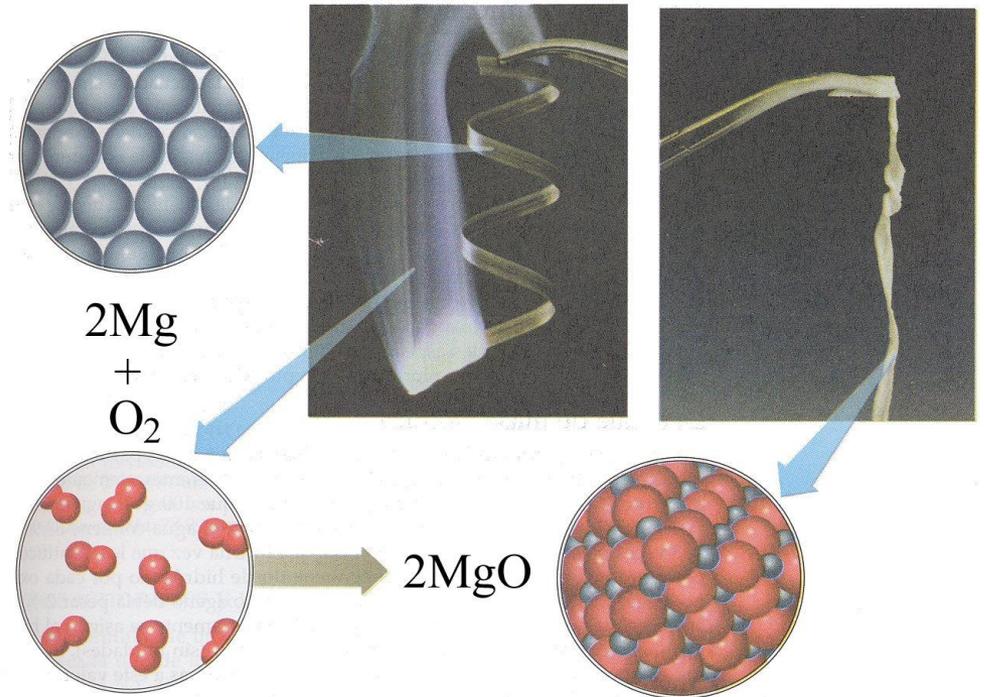
Cambios Químicos

TRANSFORMACIÓN

No implican cambio de composición

Ejemplo:

- Cambio de fase



COMPUESTOS

- COMBINACIONES QUIMICAS DE ELEMENTOS



Cuarzo



Carbonato de calcio



Sulfato de cobre



¿Cambios físicos o químicos?

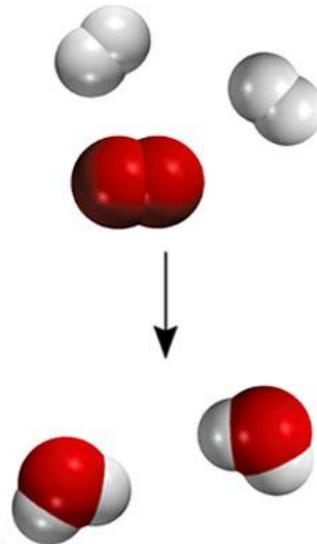
Un **cambio físico** no altera la estructura o la identidad de una sustancia

Ej: La fusión del hielo ó Azúcar disuelta en agua

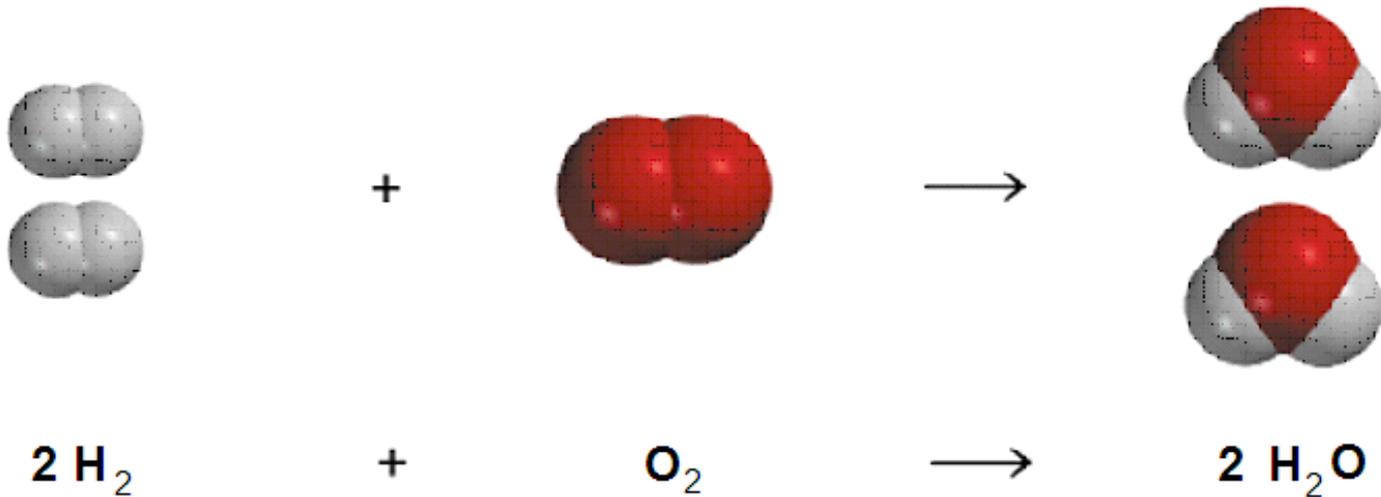
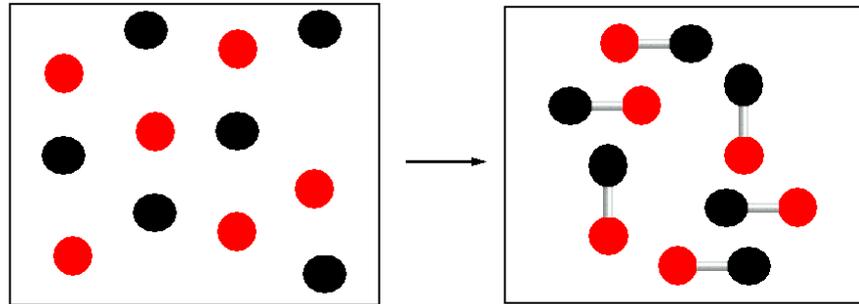
Un **cambio químico** altera la estructura o la identidad de las sustancias involucradas.

Ejemplo:

- El hidrógeno arde en el aire para formar agua



Una **reacción química** es un proceso en el que una o más sustancias se transforman en una o más nuevas sustancias



Leyes fundamentales de la Química

- Ley de conservación de la masa (Lavoisier)
- Ley de proporciones definidas (Proust)
- Ley de proporciones múltiples (Dalton)
- Ley de volúmenes de combinación (Gay-Lussac)



TEORÍA ATÓMICA DE DALTON



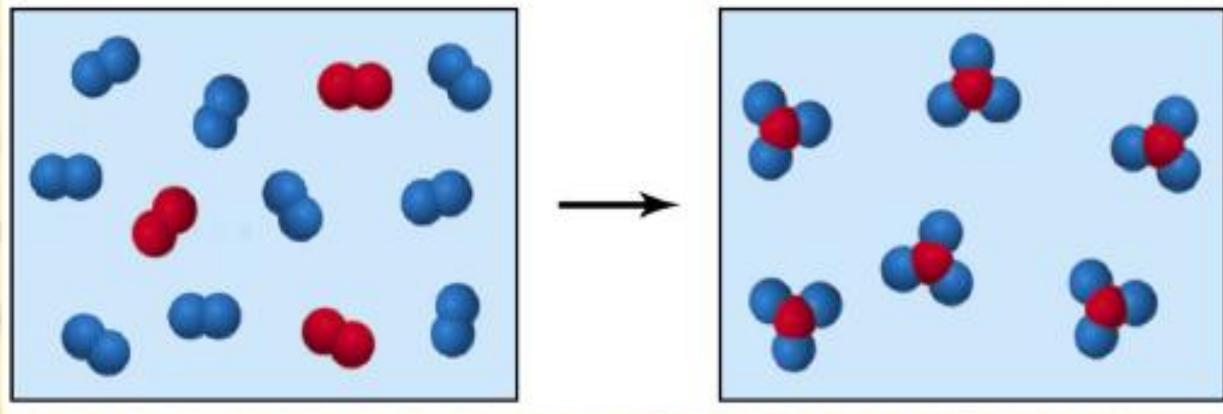
Hipótesis de Avogadro

Ley de conservación de la masa (Lavoisier)

- “En toda transformación química la masa se conserva, lo que implica que la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos de la reacción”.

Ejemplo: 35,5 gramos de cloro y 23,0 gramos de sodio producen 58,5 gramos de cloruro de sodio.

Al pasar de reaccionantes a productos los átomos se reordenan, no se crean ni se destruyen...



REACTANTES

Nº DE ÁTOMOS AZULES : 18

Nº DE ÁTOMOS ROJOS : 6

PRODUCTOS

Nº DE ÁTOMOS AZULES : 18

Nº DE ÁTOMOS ROJOS : 6

Ejemplo: Reacción química entre metano y oxígeno

Una molécula de metano

+

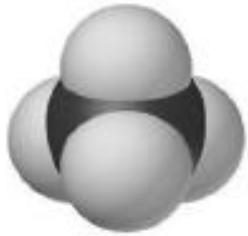
Dos moléculas de oxígeno

→

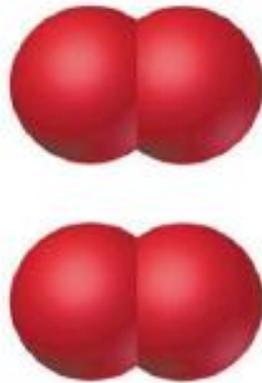
Una molécula de dióxido de carbono

+

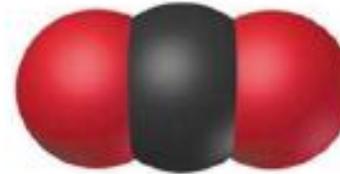
Dos moléculas de agua



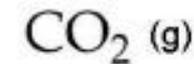
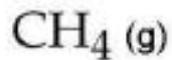
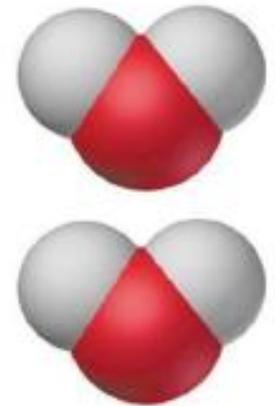
+



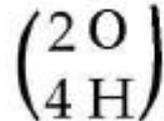
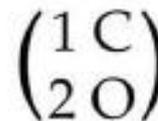
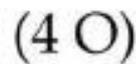
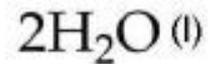
→



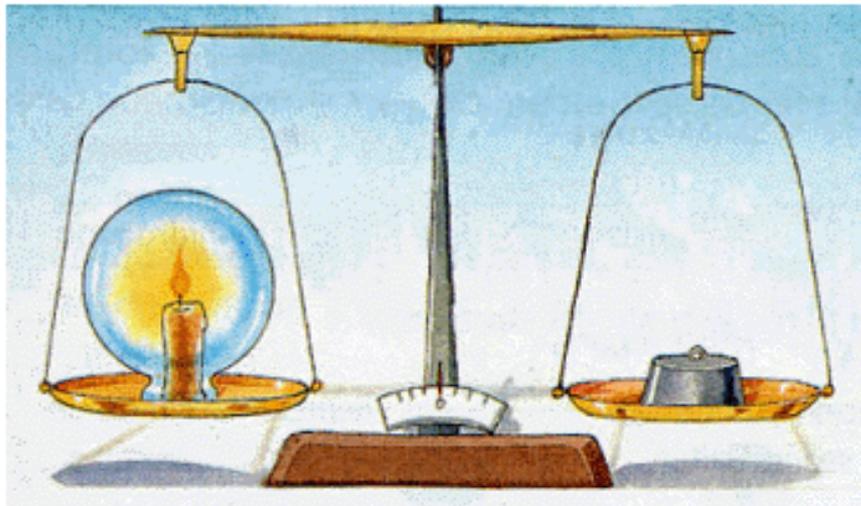
+



+



- Ley de conservación de la masa



Cuando una vela arde en un contenedor herméticamente cerrado, no se produce ningún cambio detectable en la masa

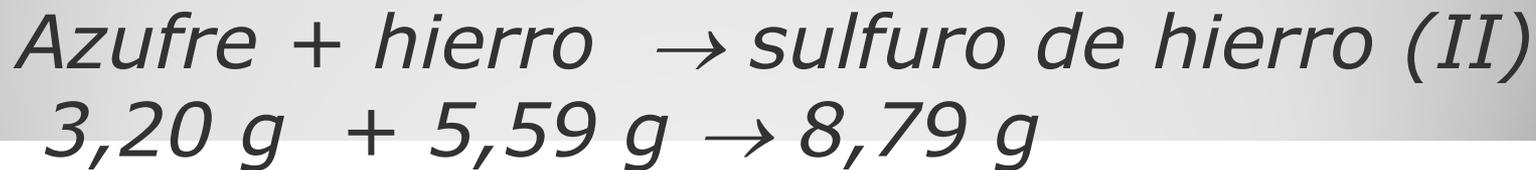
El fiel de la balanza, permanece en el mismo lugar, antes y después de la reacción

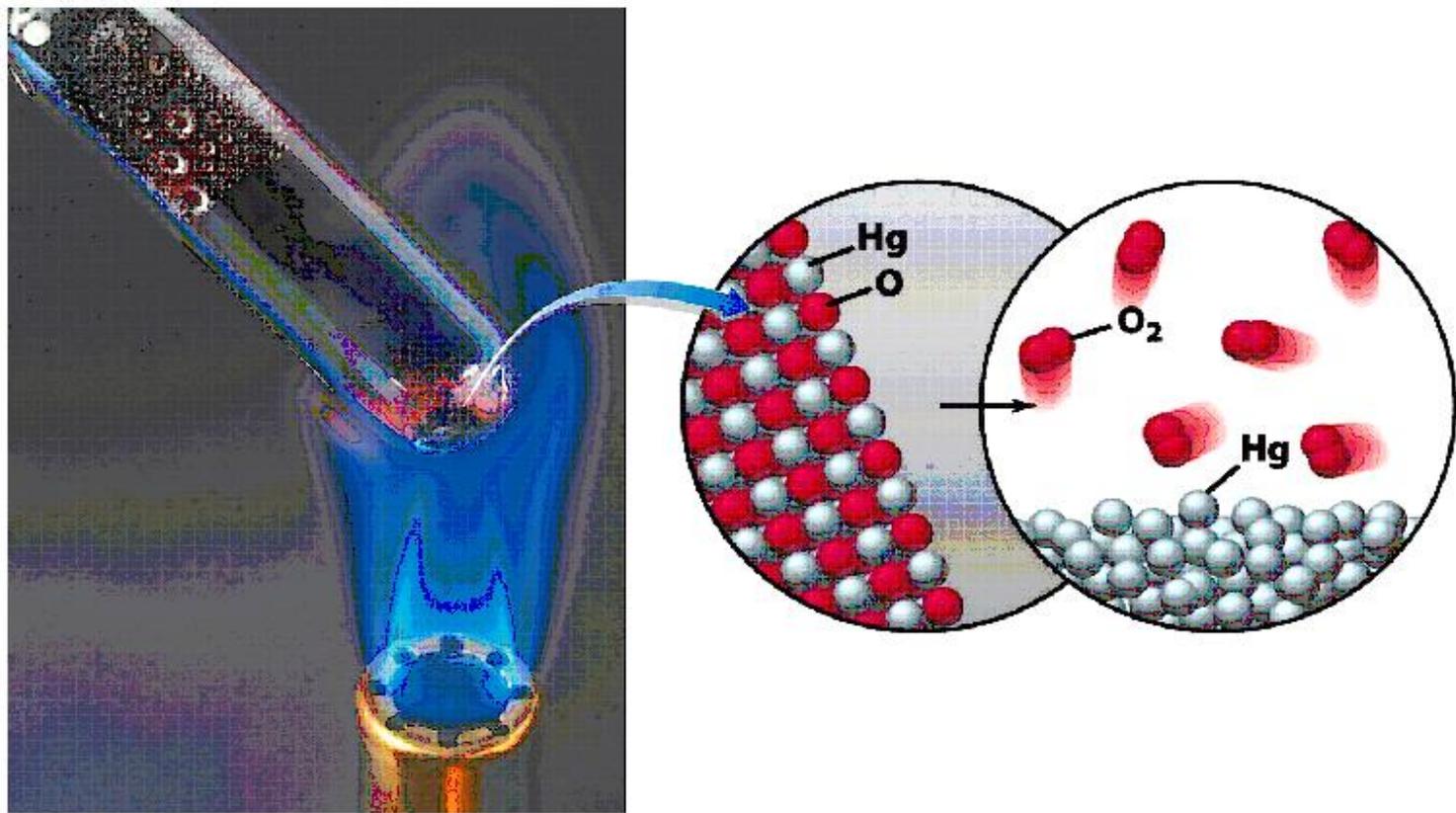
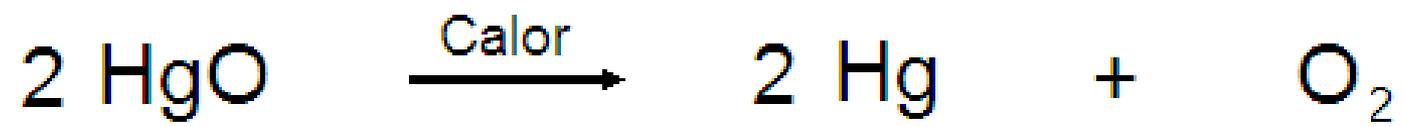
Durante un cambio químico no se produce ningún cambio detectable en la masa total

Ley de proporciones definidas (Proust)

- “Los elementos se combinan para formar compuestos en una proporción de masa fija y definida”.

Ejemplo: El azufre y el hierro se combinan para formar sulfuro de hierro (II) en la siguiente proporción: 3,20 gramos de azufre con 5,59 gramos de hierro.





Ejemplos de Ley de proporciones definidas (Proust) :

	Azufre	+ Hierro	→ Sulfuro de hierro
masa inicial	3,20 g	5,59 g	0 g
masa final	0	0	8,79 g
masa inicial	3,20 g	10,0 g	0 g
masa final	0	4,41 g	8,79 g
masa inicial	8,00 g	7,00 g	0 g
masa final	4,00 g	0	11,00 g

Ejemplos de Ley de proporciones definidas (Proust)

Azufre + Hierro → Sulfuro de hierro

masa inicial	12,0 g	30,0 g	0 g
masa final	0 g	9,0 g	33,0 g

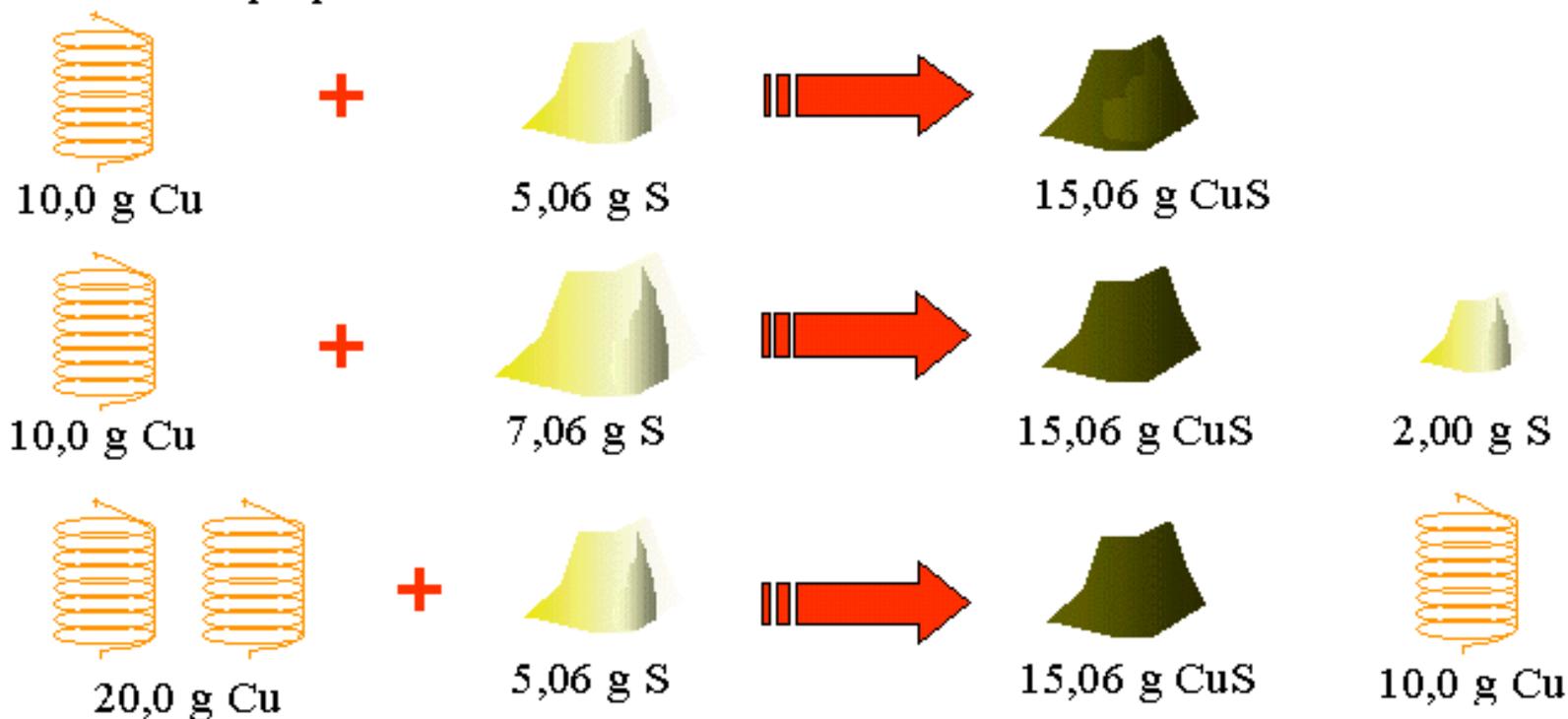
masa inicial	25,0 g	35,0 g	0 g
masa final	5,0 g	0 g	55,0 g

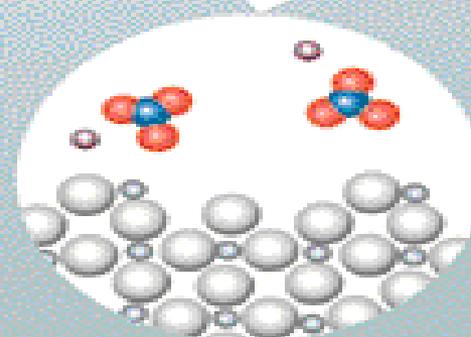
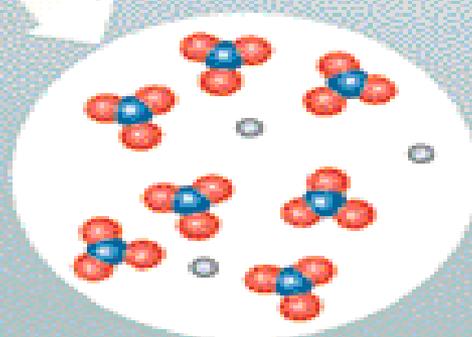
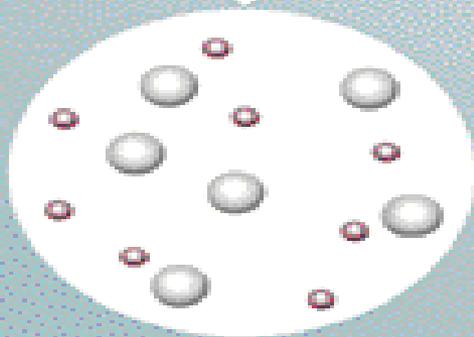
masa inicial	13,5 g	24,9 g	0 g
masa final	0 g	1,28 g	37,12 g

- Ley de las proporciones definidas

En 1799 J. L. Proust probó que cuando varios elementos se combinan entre sí para formar un compuesto determinado, siempre lo hacen en una relación de masa definida

Diferentes muestras de un compuesto puro siempre contienen los mismos elementos en la misma proporción

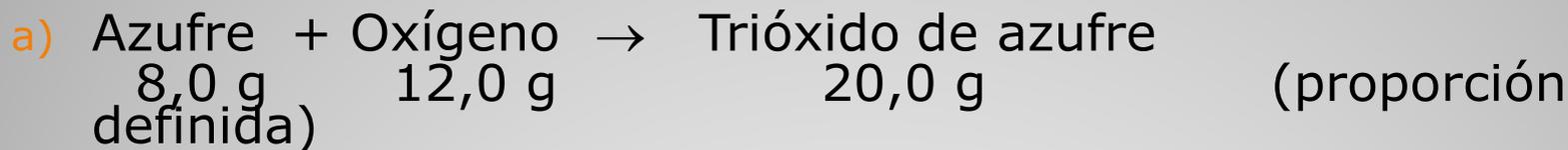




Ejemplo:

Si 8,0 g de azufre reaccionan con 12,0 g de oxígeno para dar 20,0 g de trióxido de azufre:

a) ¿Qué masa de oxígeno reaccionarán con 1,0 g de azufre y qué masa de trióxido de azufre se obtendrá?



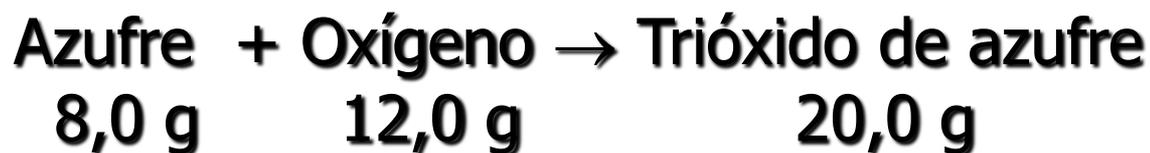
$$\frac{8,0 \text{ g S}}{12,0 \text{ g O}_2} = \frac{1,0 \text{ g S}}{x \text{ g O}_2}$$

$$x = 1,5 \text{ g O}_2$$

$$\frac{8,0 \text{ g S}}{20,0 \text{ g SO}_3} = \frac{1,0 \text{ g S}}{x \text{ g SO}_3}$$

$$x = 2,5 \text{ g SO}_3$$

b) Si se descomponen 100 g de trióxido de azufre ¿Qué masa de azufre y de oxígeno se obtendrá?



$$\frac{8,0 \text{ g S}}{20,0 \text{ g SO}_3} = \frac{x \text{ g S}}{100 \text{ g SO}_3}$$

$$x = 40,0 \text{ g S}$$

ó

$$\frac{12,0 \text{ g O}_2}{20,0 \text{ g SO}_3} = \frac{x \text{ g O}_2}{100 \text{ g SO}_3}$$

$$x = 60,0 \text{ g O}_2$$

Ley de proporciones múltiples (Dalton)

- “Cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, las diferentes masas de un elemento que se combinan con una masa fija del otro, guardan entre sí una relación de números sencillos”.

Ejemplo: Ley de proporciones múltiples (Dalton).

<u>Óxidos de cobre</u>	<u>% cobre</u>	<u>% oxígeno</u>
I	88,83	11,17
II	79,90	20,10

- $$\frac{\text{masa cobre}}{\text{masa oxígeno}}$$
- | | | |
|----|-------|----------------|
| I | 7,953 | (masa de cobre |
| II | 3,975 | se |

que combina con 1g de oxígeno)

$$7,953 / 3,975 \cong 2 / 1$$

Ejemplo:

Dependiendo de las condiciones experimentales 14 g de nitrógeno pueden reaccionar con 8,0 g, 16 g, 24 g, 32 g y 40 g de oxígeno para dar cinco óxidos diferentes. Comprobar que estos compuestos cumplen la ley de Dalton.

Sean los óxidos I, II, III, IV y V respectivamente.

Las distintas masas de O que se combinan con una masa fija de N (14 g) guardan las relaciones:

- $\frac{m \text{ Ox. (V)}}{m \text{ Ox. (I)}} = \frac{40 \text{ g}}{8 \text{ g}} = \frac{5}{1}$; $\frac{m \text{ Ox. (IV)}}{m \text{ Ox. (I)}} = \frac{32 \text{ g}}{8 \text{ g}} = \frac{4}{1}$
- $\frac{m \text{ Ox. (III)}}{m \text{ Ox. (I)}} = \frac{24 \text{ g}}{8 \text{ g}} = \frac{3}{1}$; $\frac{m \text{ (II) Ox.}}{m \text{ (I) Ox.}} = \frac{16 \text{ g}}{8 \text{ g}} = \frac{2}{1}$

Hipótesis de Avogadro.

- “A una presión y a una temperatura determinados, volúmenes iguales de diferentes gases contienen el mismo número de moléculas”.

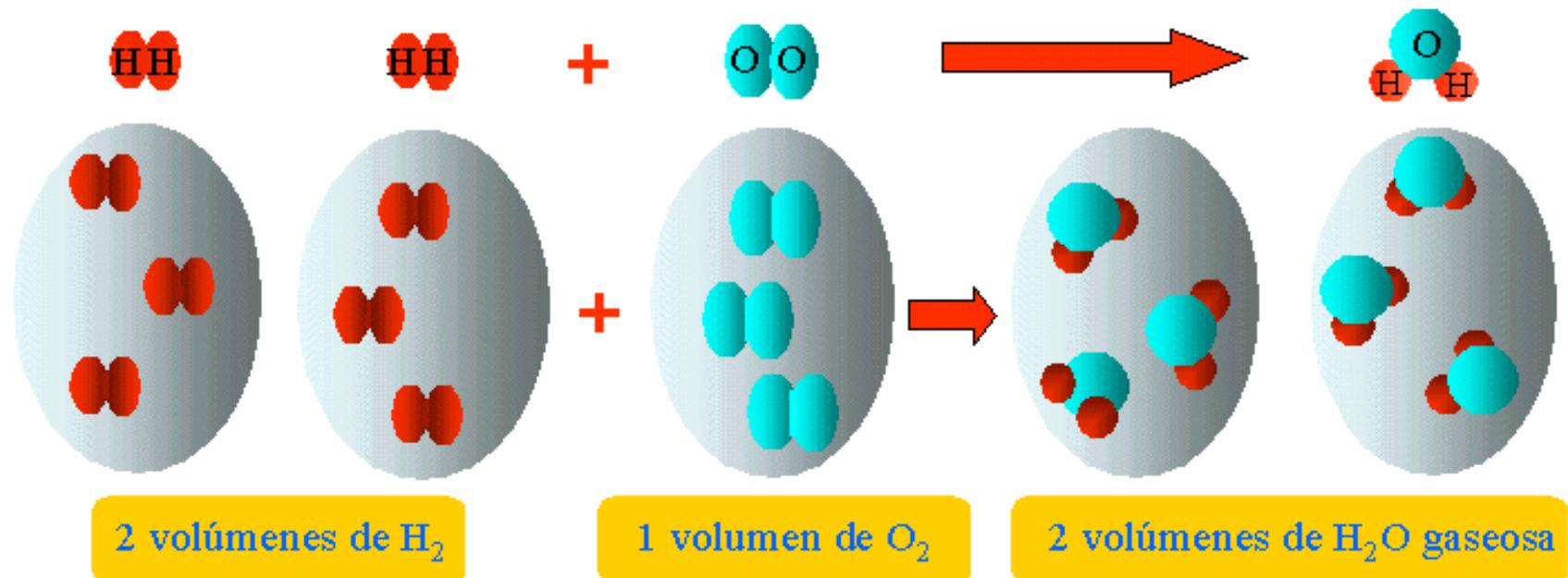
Ejemplo: *Un mol de gas, que corresponde a $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas, ocupa, en condiciones normales ($P = 1 \text{ atm}$; $T = 0^{\circ}\text{C}$), un volumen de 22,4 litros.*

Hipótesis de Avogadro. Concepto de molécula

El italiano Amedeo Avogadro, consideró que las partículas de algunos elementos gaseosos estaban formadas por dos átomos. A estas agrupaciones de átomos las llamó moléculas

En 1811 interpretó los resultados experimentales de Gay-Lussac, y enunció la llamada “hipótesis de Avogadro”:

Volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas



Ley de volúmenes de combinación: (Gay-Lussac)

- “A temperatura y presión constantes, los volúmenes de los **gases** que participan en una reacción química tienen entre sí relaciones de números sencillos”.



2
volúmenes
de gas
Hidrógeno

+

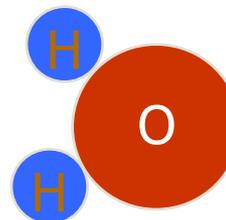
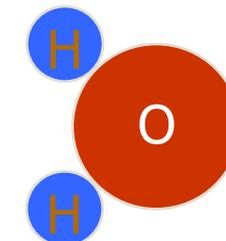
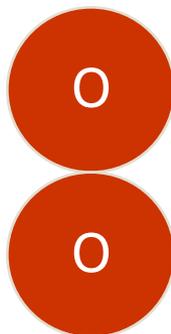
1
volumen
de gas
Oxígeno



2
volúmenes
de vapor
de agua

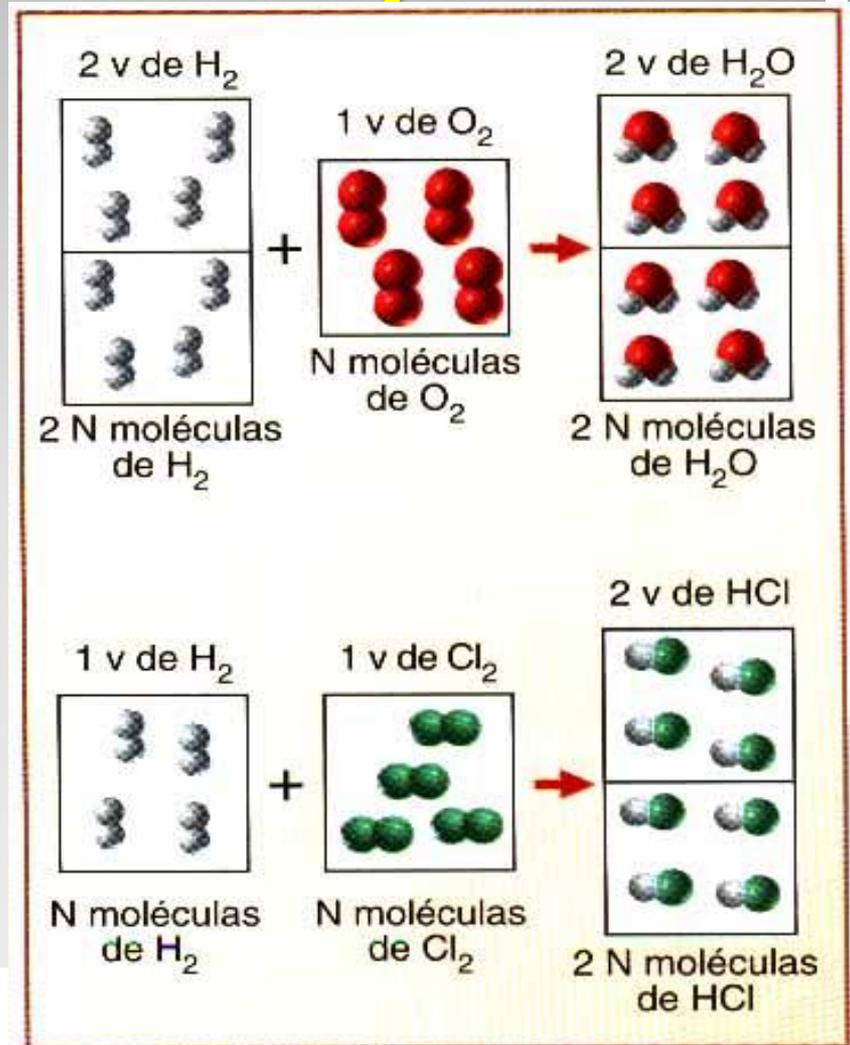


+



Ejemplo de la ley de volúmenes de combinación (Gay-Lussac).

- 1 L de hidrógeno se combina con 1 L de cloro para dar 2 L de cloruro de hidrógeno.
- 1 L de nitrógeno se combina con 3 L de hidrógeno para dar 2 L de amoniaco.
- 1 L de oxígeno se combina con 2 L de hidrógeno para dar 2 L de agua (gas).



- Los elementos químicos están constituidos por partículas llamadas átomos, que son indivisibles e inalterables en cualquier proceso físico o químico.
- Los átomos de un elemento son todos idénticos en masa y en propiedades.
- Los átomos de diferentes elementos son diferentes en masa y en propiedades.
- Los compuestos se originan por la unión de átomos de distintos elementos en una proporción constante.

Postulados de la teoría atómica de Dalton

Explicación de la ley de las proporciones definidas según Dalton

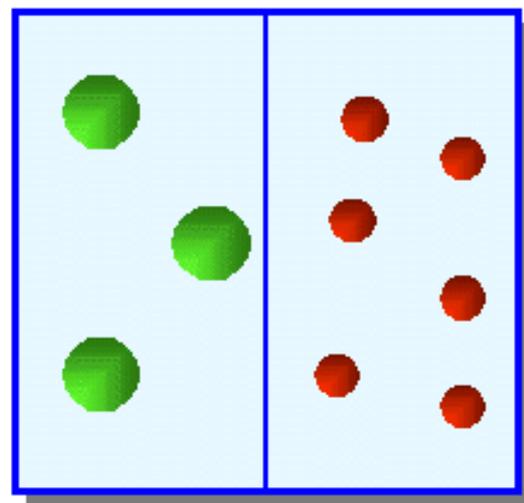
Dado que una muestra de un compuesto está formada por un conjunto de moléculas iguales, la proporción en masa de sus elementos en la muestra, es la misma que una molécula individual cualquiera del compuesto, es decir, fija

Átomos del
elemento 1

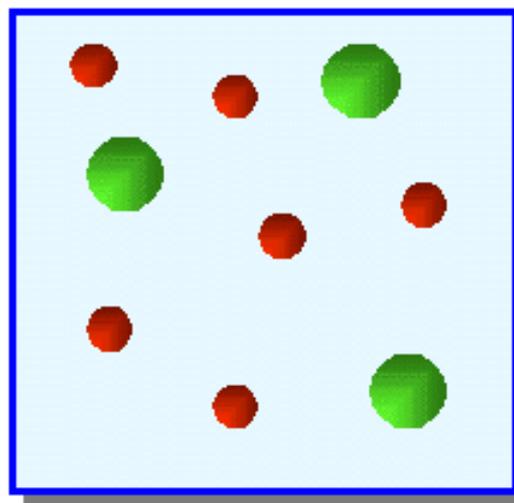
Átomos del
elemento 2

Mezcla de los
elementos 1 y 2

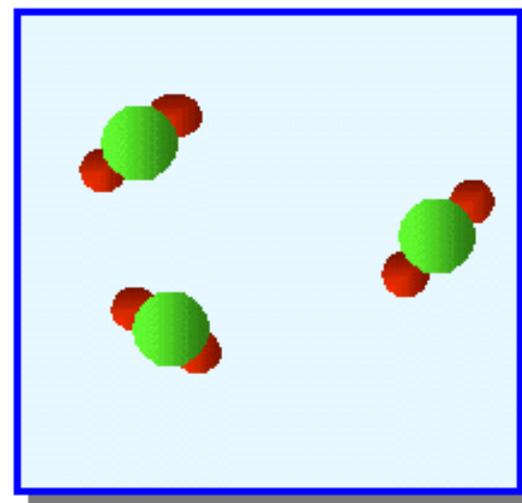
Compuesto de los
elementos 1 y 2



(a)



(b)



(c)

Las mezclas (b) no implican las interacciones íntimas entre átomos que se encuentran en los compuestos (c)

Masas atómicas y moleculares

- La masa atómica de un átomo se calcula hallando el promedio ponderado de la masa de todos los isótopos del mismo.
- La masa molecular se obtiene sumando la masas atómicas de todos los átomos que componen la molécula.

Ejemplo: Calcular la masa molecular del H_2SO_4

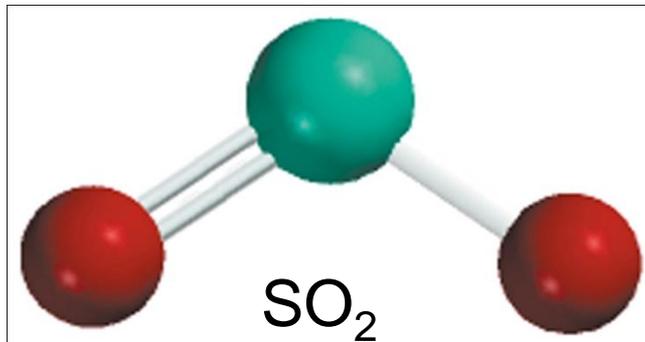
- $= 1,008 \text{ u} \cdot 2 + 32,06 \text{ u} \cdot 1 + 16,00 \text{ u} \cdot 4 =$
98,076 u

que es **la masa de una molécula.**

- Si se trata de $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas, corresponden a un mol y **su masa molar** es: $\mathcal{M} (\text{H}_2\text{SO}_4) =$
98,076 g/mol

Masa molecular es la suma de masas atómicas (en u) de los elementos de una molécula.

Molécula de SO_2



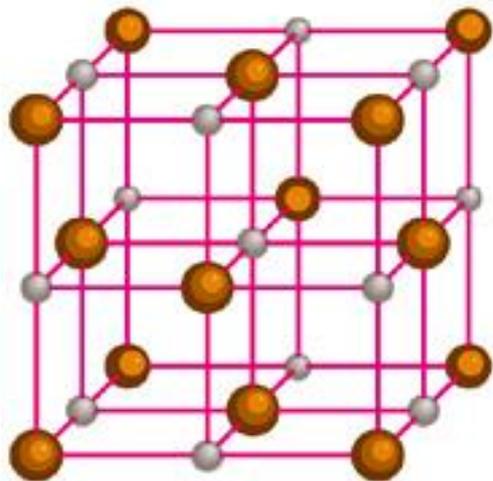
1S	32,07 u
2O	<u>+ 2 x 16,00 u</u>
SO_2	64,07 u

$$1 \text{ g} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}$$

$$1 \text{ molécula } \text{SO}_2 = 64,07 \text{ u}$$

$$1 \text{ mol } \text{SO}_2 = 64,07 \text{ g } \text{SO}_2$$

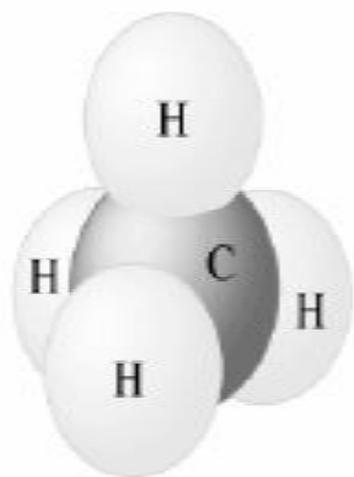
La **masa fórmula** es la suma de las masas atómicas (en u) en una fórmula unitaria de un compuesto iónico.



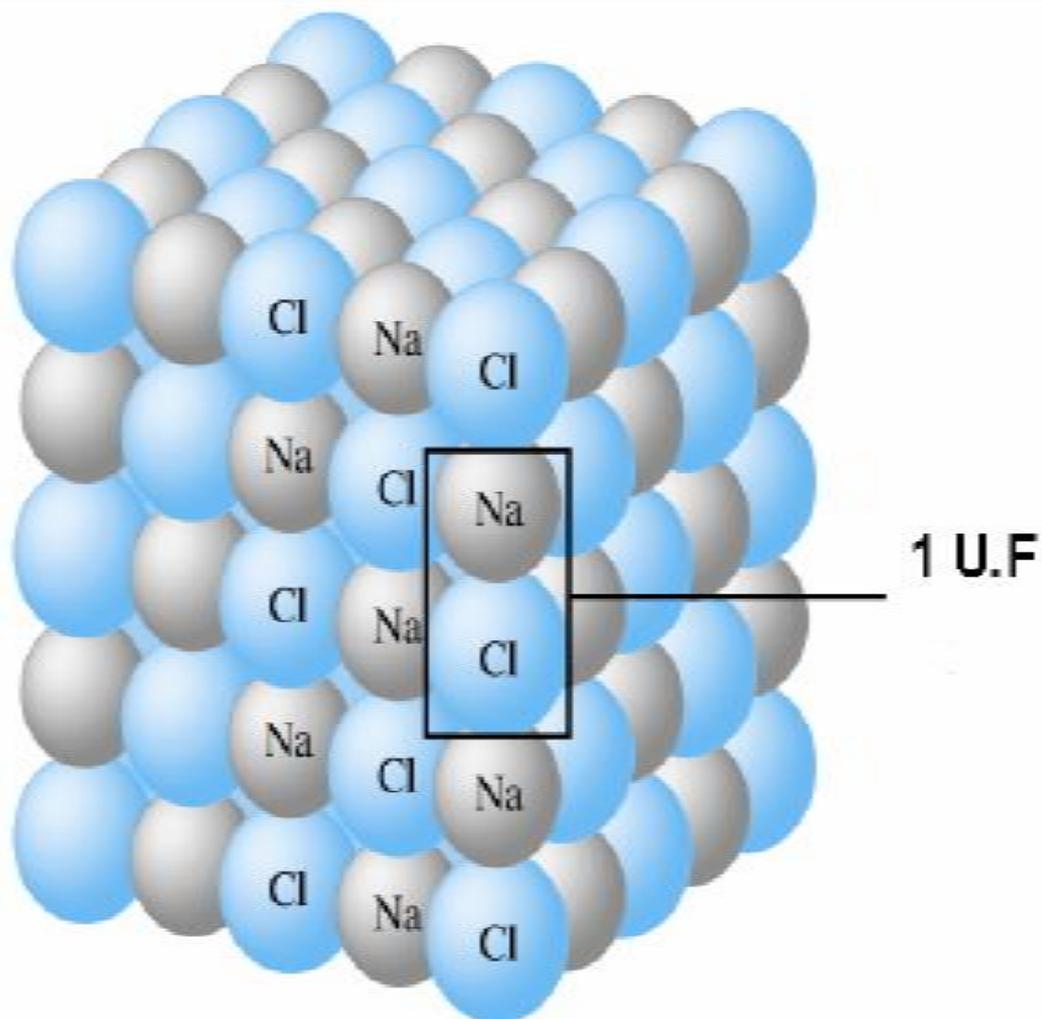
NaCl

1Na	22,99 u
1Cl	<u>+ 35,45 u</u>
NaCl	58,44 u

1 fórmula unitaria NaCl = 58,44 u
1 mol NaCl = 58,44 g NaCl

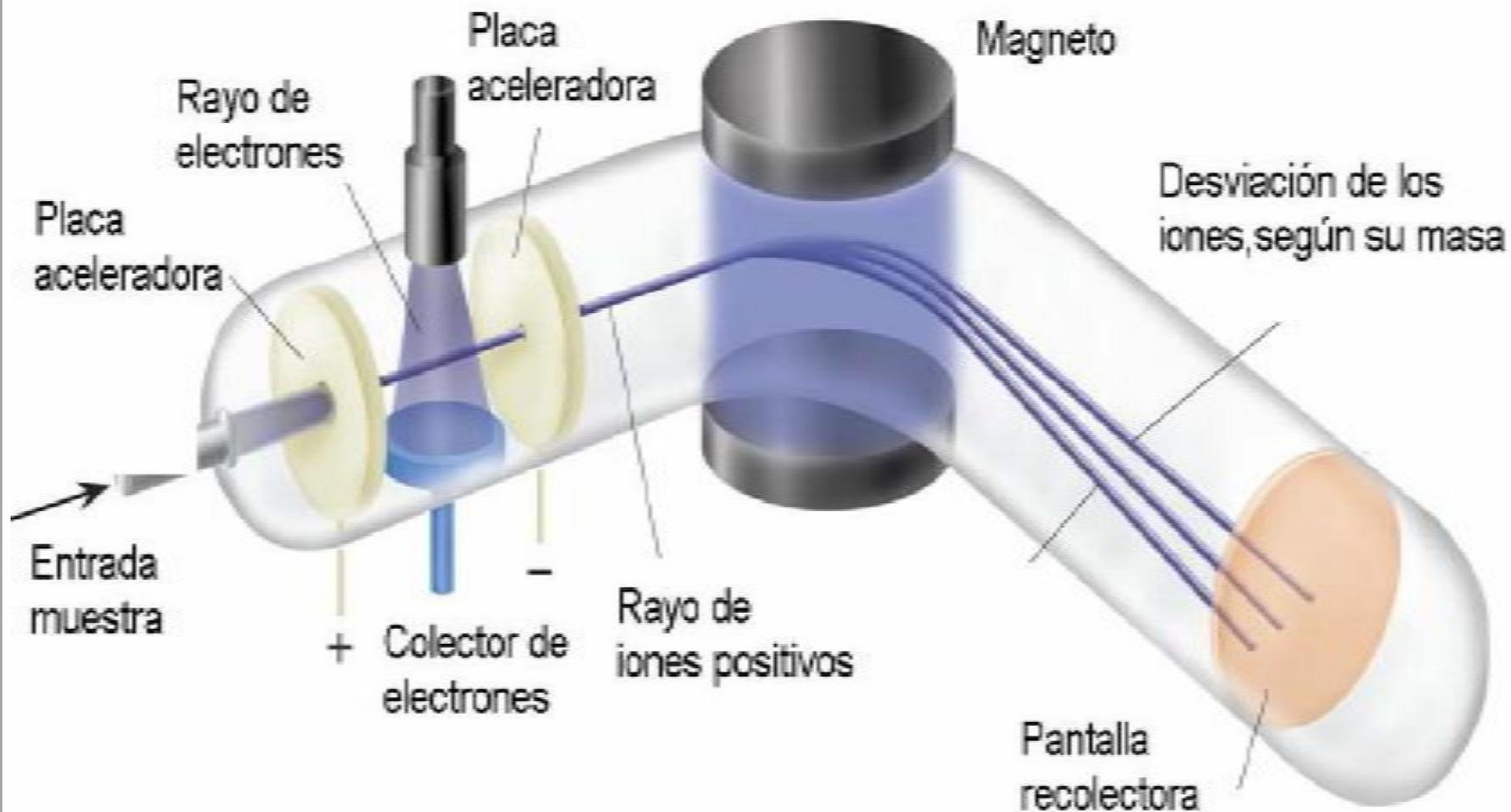


1 molécula de metano



1 unidad fórmula de NaCl

Espectrómetro de masas



Masas atómicas y abundancia isotópica

- El isótopo ^{12}C tiene una masa de 12 u, pero el carbono presenta tres isótopos en la Naturaleza: ^{12}C , ^{13}C y ^{14}C .
- La existencia de dos o más isótopos de un mismo elemento se puede demostrar utilizando un espectrómetro de masas.
- Cuando existen más de un isótopo de un elemento, la masa atómica del elemento es el promedio ponderado de las masas de los isótopos que lo componen:

	Masa atómica (u)	Abundancia (%)
^{35}Cl	34,97	75,53
^{37}Cl	36,97	24,47

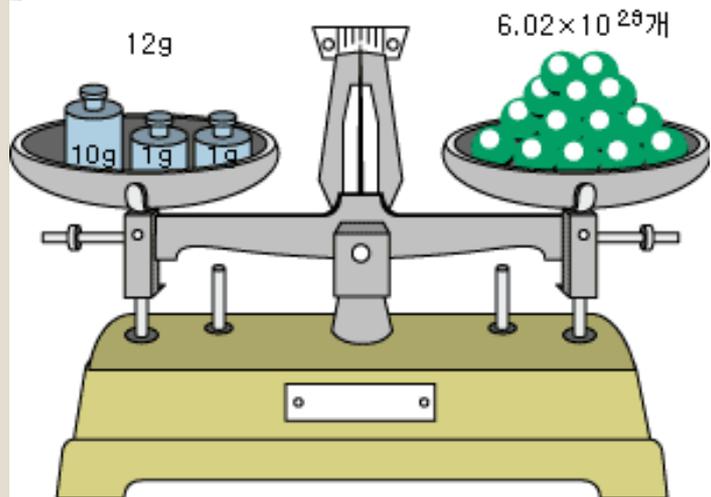
Luego la masa atómica del cloro es:

$$34,97 \times \frac{75,53}{100} + 36,97 \times \frac{24,47}{100} =$$

35,46 u

EL MOL

Mediante diversos experimentos científicos se ha determinado que el número de átomos que hay en 12 g de ^{12}C es $6,0221367 \cdot 10^{23}$



Este número recibe el nombre de **número de Avogadro**

Concepto de mol

- Es un número de Avogadro ($N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$) de átomos o moléculas.
- Corresponde a la masa atómica o molecular expresada en gramos.
- El mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, iones...) como átomos hay en 0,012 kg de carbono-12 (^{12}C).

¿Qué tan grande es el número de Avogadro?

El número de Avogadro: $6,022 \cdot 10^{23}$
es el número aproximado de litros de
agua en el Océano Pacífico:

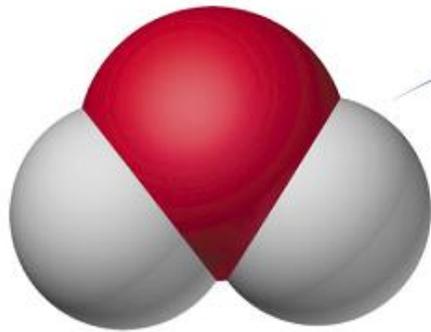
$$7 \cdot 10^8 \text{ km}^3 \quad \text{ó} \quad 7 \cdot 10^{23} \text{ mL}$$

El agua fluye en las Cataratas del Niágara a razón de 650.000 toneladas de agua por minuto.

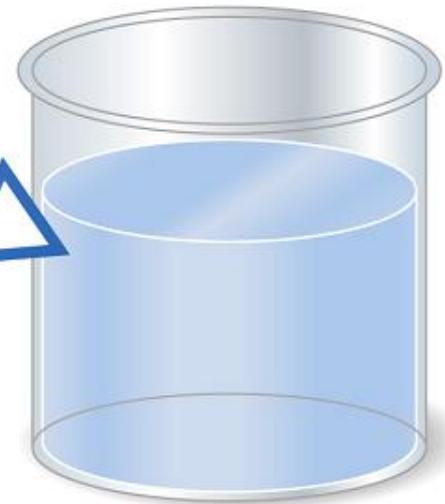
A esta velocidad, “un mol” de gotas de agua ($6,022 \cdot 10^{23}$ gotas) tardaría 134.000 años en fluir en las Cataratas del Niágara.



Una molécula de H_2O



Número de
Avogadro
de moléculas



1 mol de H_2O
(18.0 g)

Sistema Internacional

<i>Magnitud</i>	<i>Nombre de la unidad</i>	<i>Símbolo de la unidad</i>
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Intensidad de corriente	amperio	A
Temperatura	kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad luminosa	candela	cd

Ejemplo de relación de n con m , V y N

- Una cantidad dada de una sustancia puede expresarse de diferentes maneras:
- “masa (agua)” $m(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ kg}$
- “volumen (agua)” $V(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$
- “cantidad de sustancia (agua)” $n(\text{H}_2\text{O}) = 55,6 \text{ mol}$
- “número de partículas (agua)” $N(\text{H}_2\text{O}) = 33,5 \cdot 10^{24}$
moléculas

Cálculo de la cantidad de sustancia.

- Si en \mathcal{M} (masa molar) (g) hay 1 mol, en m (g) habrá n moles.

$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{\mathcal{M} \text{ (g/mol)}}$$

Ejemplo: Calcular la cantidad de CO_2 que habrá en 100 g de dicha sustancia.

$$n = \frac{m \text{ (g)}}{\mathcal{M} \text{ (g/mol)}} = \frac{100 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = \mathbf{2,27 \text{ mol CO}_2}$$

¿ Cuántas moléculas de Cl_2 hay en 12 g de cloro molecular? Si todas las moléculas de Cl_2 se disociaran para dar átomos de cloro, ¿Cuántos átomos de cloro atómico se obtendrían?

- La masa molecular de Cl_2 es:
 $35,45 \text{ u/átomo} \cdot 2 \text{ átomos/molécula} = 70,9 \text{ u.}$
Por lo tanto, un mol de Cl_2 corresponde a 70,9 g.

- En los 12 g de Cl_2 hay:

$$\frac{12 \text{ g}}{70,9 \text{ g/mol}} = 0,169 \text{ mol de } \text{Cl}_2$$

$$0,169 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 1,017 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{Cl}_2$$

$$1,017 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{Cl}_2 \cdot \frac{2 \text{ átomos Cl}}{\text{molécula } \text{Cl}_2} = 2,034 \cdot 10^{23} \text{ átomos Cl}$$

Composición centesimal

- A partir de la fórmula de un compuesto podemos deducir la composición centesimal de cada elemento que contiene, aplicando simples proporciones.
- Sea el compuesto A_aB_b .

$$\mathcal{M} \text{ (masa molar)} = a \cdot \mathcal{M}(A) + b \cdot \mathcal{M}(B)$$

- $$\frac{\mathcal{M}(A_aB_b)}{100} = \frac{a \cdot \mathcal{M}(A)}{\% (A)} = \frac{b \cdot \mathcal{M}(B)}{\% (B)}$$

Ejemplo:

Calcular el % de plata, nitrógeno y oxígeno que contiene el nitrato de plata.

- $\text{AgNO}_3 = 107,9 \text{ u} + 14,01 \text{ u} + 16,00 \text{ u} \cdot 3 = 169,91 \text{ u}$

$$\mathcal{M}(\text{AgNO}_3) = 169,91 \text{ g/mol}$$

- $$\frac{169,91 \text{ g AgNO}_3}{107,9 \text{ g Ag}} = \frac{100}{\% \text{ Ag}} \quad \% \text{ Ag} = \mathbf{63,50 \% \text{ de Ag}}$$

- $$\frac{169,91 \text{ g AgNO}_3}{14,01 \text{ g N}} = \frac{100}{\% \text{ N}} \quad \% \text{ N} = \mathbf{8,25 \% \text{ de N}}$$

- $$\frac{169,91 \text{ g AgNO}_3}{48,0 \text{ g O}} = \frac{100}{\% \text{ O}} \quad \% \text{ O} = \mathbf{28,25 \% \text{ de O}}$$

Tipos de fórmulas

- **Molecular.**
 - Indica el n^o de átomos existentes en cada molécula.
- **Empírica.**
 - Indica la proporción de átomos existentes en una sustancia.
 - Está siempre reducida al máximo.
- Ejemplo: El peróxido de hidrógeno está formado por moléculas con dos átomos de H y dos de O.
 - Su fórmula molecular es H_2O_2 .
 - Su fórmula empírica es HO .

TIPOS DE FORMULAS

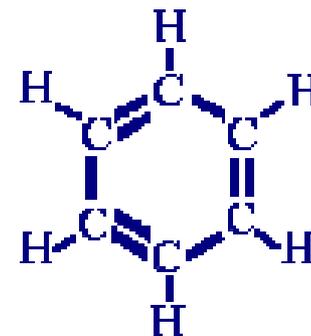
Empíricas

Expresan la clase de átomos en la molécula y su número relativo



Estructurales

Expresan la distribución de los átomos en la molécula y los enlaces que los unen



Moleculares

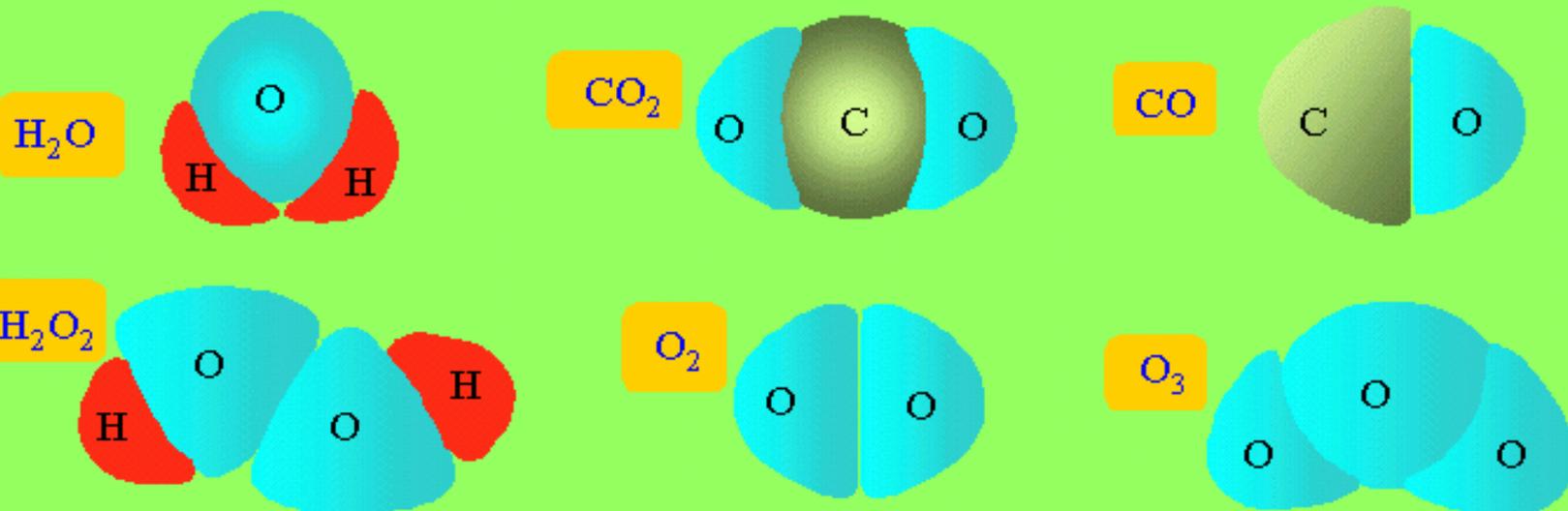
Expresan la clase de átomos en la molécula y su número absoluto de relación entre ellas



Fórmula empírica y molecular

- Las **fórmulas moleculares** indican el tipo y el número real de átomos que forman la molécula de una sustancia

Fórmula molecular y representación de algunas moléculas sencillas



- Las fórmulas que indican solamente el número relativo de átomos de cada tipo presente en una molécula se llaman **fórmulas empíricas**. Sus subíndices son siempre los números enteros más bajos posibles
- A veces ambas fórmulas coinciden

Ejercicio: Escribir las fórmulas empíricas de:

a) Glucosa, cuya fórmula molecular es



b) Óxido de nitrógeno (I), gas usado como anestésico, de fórmula molecular N_2O .

a) Los subíndices de la fórmula empírica son los números enteros más pequeños que expresan la relación correcta de átomos. Dichos números se obtendrán dividiendo los subíndices de la fórmula molecular por su máximo común divisor, que en este caso es 6. La fórmula empírica resultante es



b) Los subíndices en N_2O son ya los enteros más bajos posibles. Por lo tanto, la fórmula empírica coincide con la molecular.

Cálculo de la fórmula empírica

- Supongamos que partimos de 100 g de sustancia.
- Si dividimos el % de cada átomo por su masa molar, obtendremos el n^o de moles de dicho átomo.
- La proporción en moles es igual a la que debe haber en átomos en cada molécula.
- Posteriormente, se divide por el que tenga menor n^o de moles.
- Por último, si quedan números fraccionarios, se multiplica a todos por un mismo número con el objeto de que queden números enteros.

Ejemplo:

Calcular la fórmula empírica de un compuesto orgánico cuya composición centesimal es la siguiente: 34,8 % de O, 13 % de H y 52,2 % de C.

- $\frac{34,8 \text{ g O}}{16 \text{ g/mol}} = 2,175 \text{ mol O} / 2,175 = 1 \text{ mol O}$

- $\frac{13 \text{ g H}}{1 \text{ g/mol}} = 13 \text{ mol H} / 2,175 = 6 \text{ mol H}$

- $\frac{52,2 \text{ g C}}{12 \text{ g/mol}} = 4,35 \text{ mol C} / 2,175 = 2 \text{ mol C}$

lo que da una fórmula empírica: **C₂H₆O**