

Las reacciones químicas

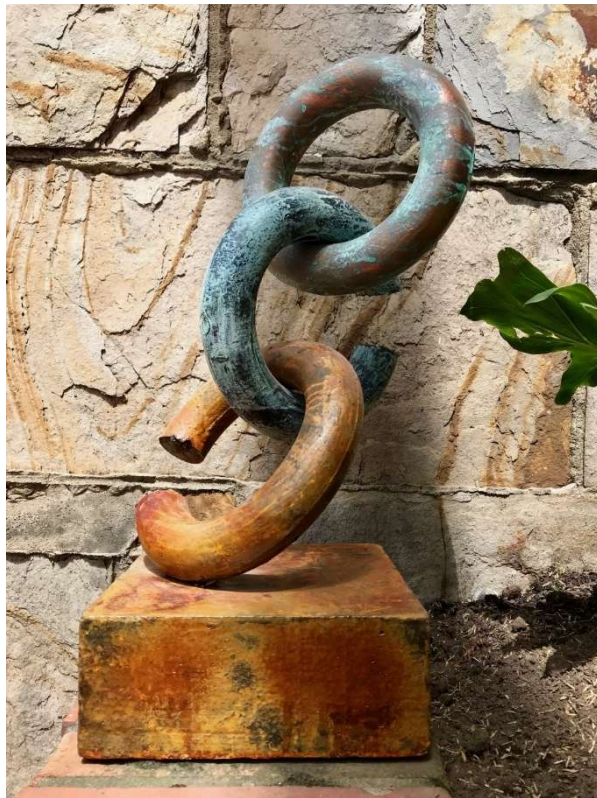
1ª PARTE

Física y Química

Cambios físicos y cambios químicos



Un **cambio químico** altera la naturaleza de la materia, desaparecen unas sustancias y aparecen otras nuevas, mientras que en los cambios físicos solo se alteran las propiedades de la materia, no su naturaleza.



Oxidación del hierro: **químico**

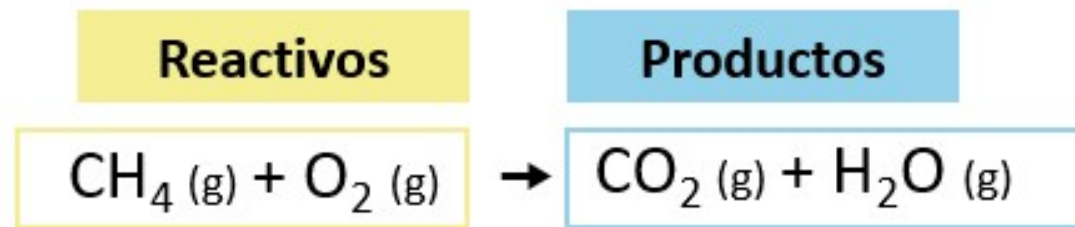


Fusión del hielo: **físico**

Reacciones químicas



Los cambios químicos se llaman **reacciones químicas** y se representan mediante una *ecuación*:



Posibles **evidencias** de un cambio químico:

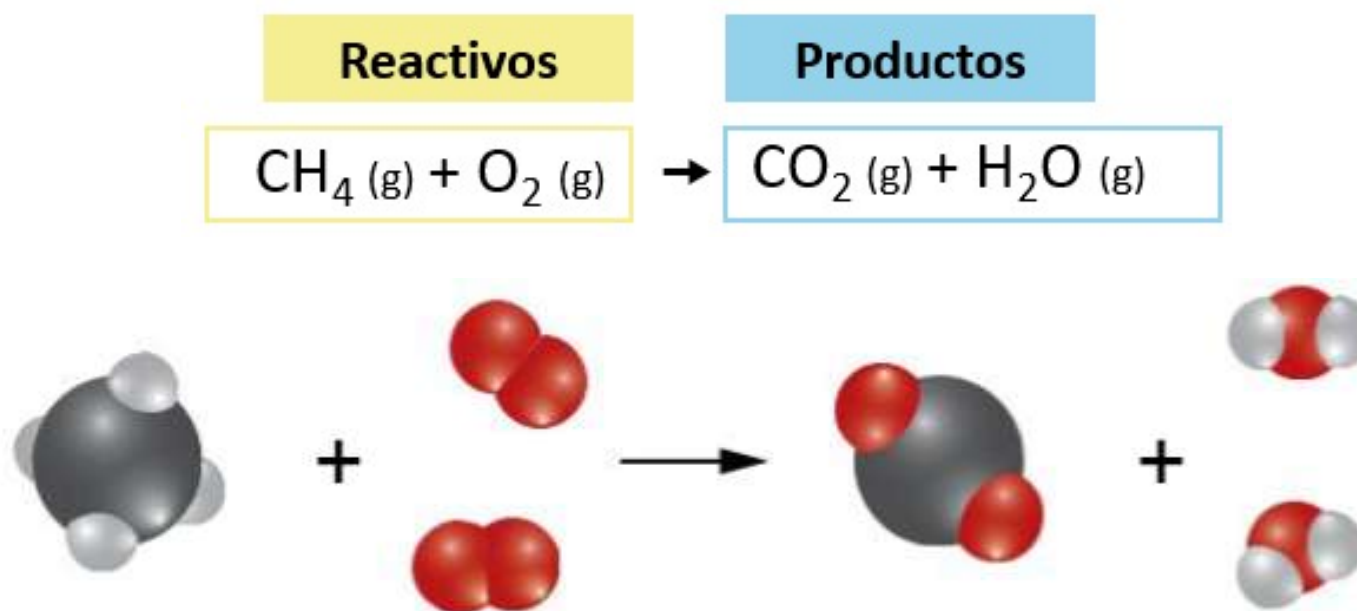
- Cambio de color
- Desprendimiento de un gas
- Intercambio de energía térmica
- Liberación de energía en forma de luz



¿Qué ocurre en una reacción química?



A nivel **microscópico**, los átomos de los reactivos se reordenan para unirse de diferente forma y dar lugar a los productos, pero el número de átomos de cada elemento ha de ser el mismo en el lado de los reactivos y en el de los productos, porque ***la masa se conserva***.

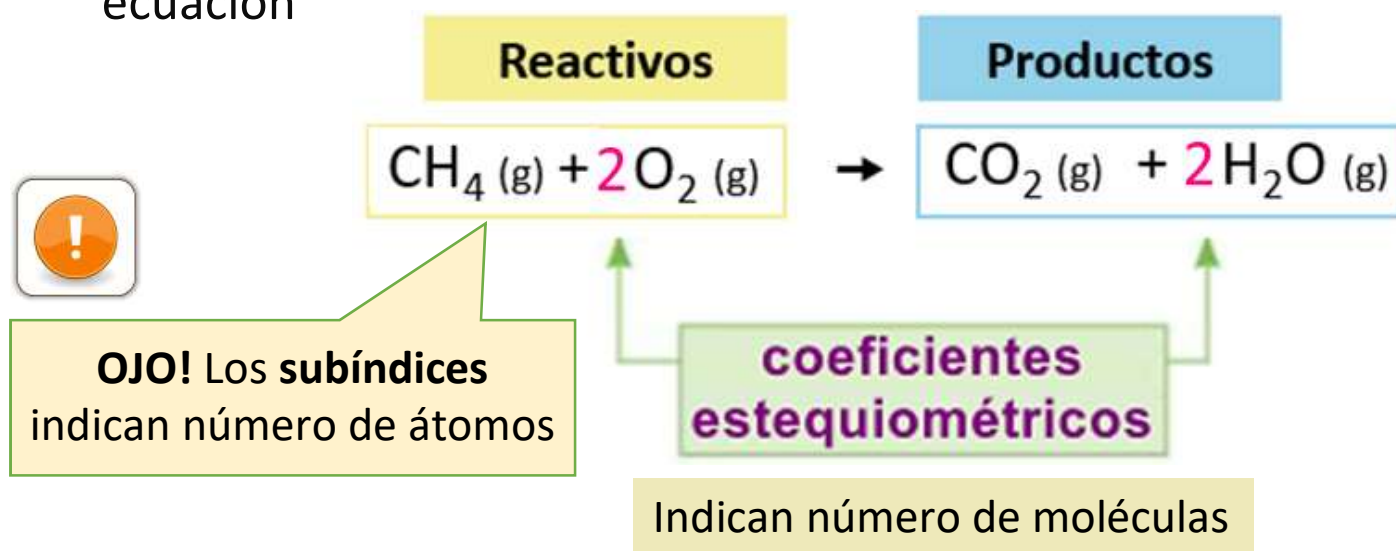


En toda reacción se cumple que la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos de la reacción

¿Cómo se escribe una ecuación química?



- Indicando a la izquierda de la flecha las **fórmulas** de los reactivos y a la derecha las fórmulas de los productos.
- Especificando, al lado de cada sustancia, su **estado de agregación**: (s) sólido, (l) líquido, (g) gas o (ac) sustancia en disolución acuosa
- Colocando delante de las fórmulas números (**coeficientes estequiométricos**) para igualar el número de átomos de cada elemento en los dos miembros de la ecuación. Este proceso se llama **AJUSTAR** una ecuación



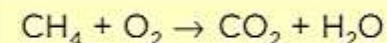
¿Cómo se ajusta una ecuación química?



En una reacción, **el número de átomos de cada elemento ha de ser el mismo en el lado de los reactivos y en el de los productos**. El método de ajuste será *por tanteo*, tanto de esto tanto de lo otro y vamos viendo qué hacer, es fácil:

Ejemplo de ajuste de una ecuación química: la combustión del metano

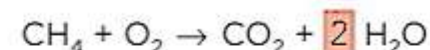
- 1** Escribimos las fórmulas de reactivos y productos y contamos el número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha.



1 átomo de C	1 átomo de C
4 átomos de H	2 átomos de H
2 átomos de O	3 átomos de O

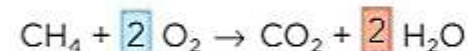
- 2** Elegimos el coeficiente de un compuesto que no modifique demasiado al resto de elementos.

Colocamos un **2** en H_2O para ajustar los H:



- 3** Elegimos el coeficiente de las sustancias elementales.

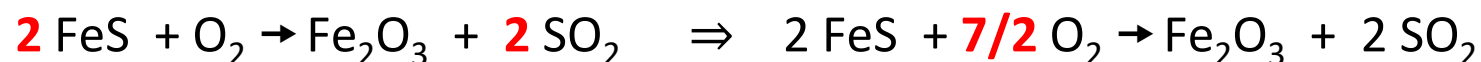
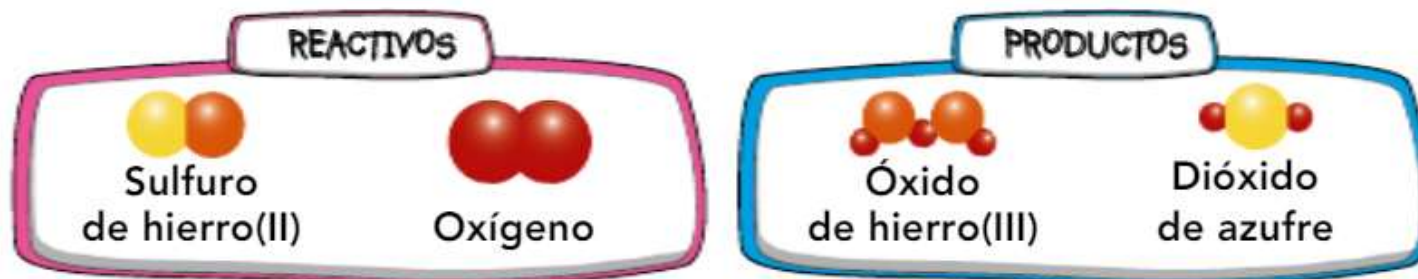
Colocamos un **2** en O_2 para ajustar los O:



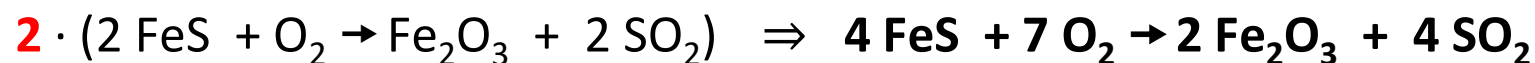
- 4** Comprobamos que el número de átomos de cada elemento es el mismo en los reactivos y en los productos.

Reactivos	Elemento	Productos
$1 \cdot 1 = 1$	C	$1 \cdot 1 = 1$
$1 \cdot 4 = 4$	H	$\mathbf{2} \cdot 2 = 4$
$\mathbf{2} \cdot 2 = 4$	O	$1 \cdot 2 + \mathbf{2} \cdot 1 = 4$

Ajuste de una ec. química por tanteo



Para evitar que aparezcan fracciones, multiplicamos todos los coeficientes por el denominador de la fracción, aunque ambas expresiones son válidas:



Ajuste de ecuaciones (método algebraico)



Planteamos ecuaciones, igualando los átomos a derecha e izquierda:

Elemento	Reactivos	Productos
Ca	$a =$	d
O	$a + b + 2c =$	$6d$
H	$2b =$	$2d$
C	$c =$	$2d$

Para resolver el sistema asignamos a una de las incógnitas (a cualquiera) el valor 1.

$$a = 1$$

$$b = 1$$

$$c = 2$$

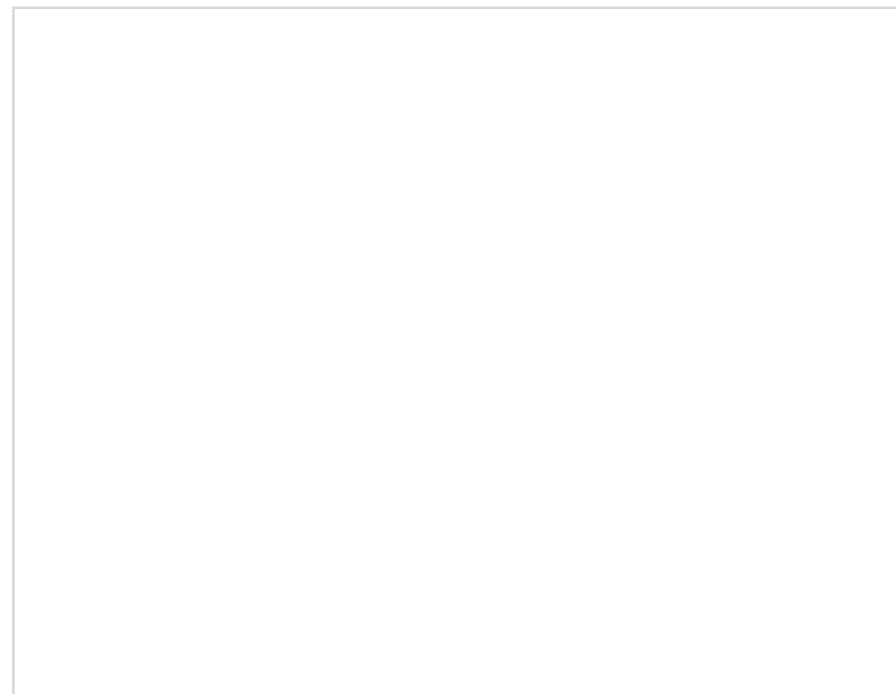
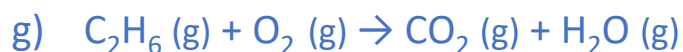
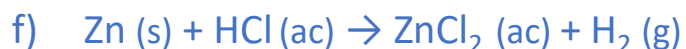
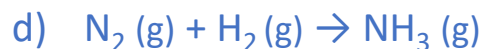
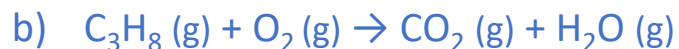
$$d = 1$$



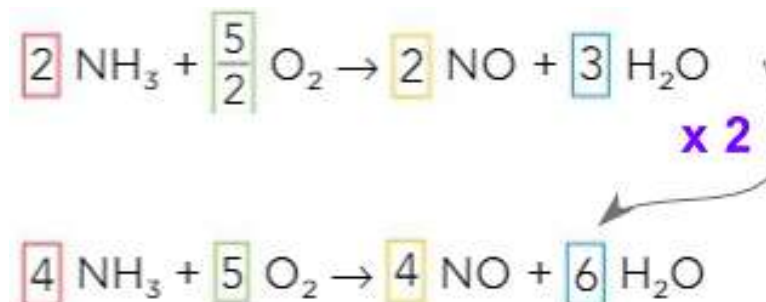
Ejercicios



1 Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:



A veces, al ajustar aparecen **fracciones**. Podemos hacer que los coeficientes sean nº enteros, multiplicando **toda** la ecuación por 2.

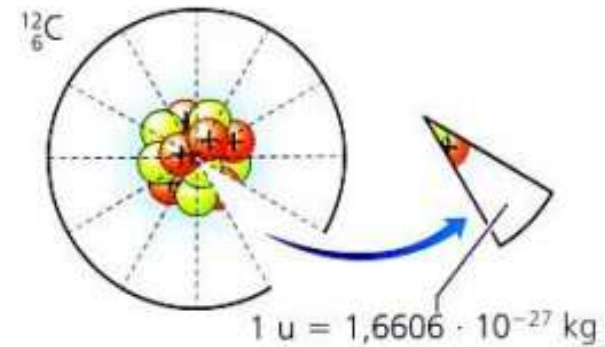


Masas atómicas y masas moleculares



- Los **átomos** son muy pequeños, con masas del orden de 10^{-27} kg. Para trabajar con números sencillos se definió la **unidad de masa atómica (u)**

Átomo	Masa atómica
C	12 u
H	1 u
O	16 u
Ca	40 u



esta unidad es muy pequeña:
 $1 \text{ u} = 0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 001\ 660 \text{ g}$
es imposible poder medirla en el laboratorio

- Las **moléculas** están formadas por átomos. La masa de una molécula es por tanto la suma de las masas de los átomos que la forman y se expresa en “u”

Molécula	Masa molecular
CH_4	$12 + 1 \cdot 4 = 16 \text{ u}$
Ca(OH)_2	$40 + (1 + 16) \cdot 2 = 74 \text{ u}$

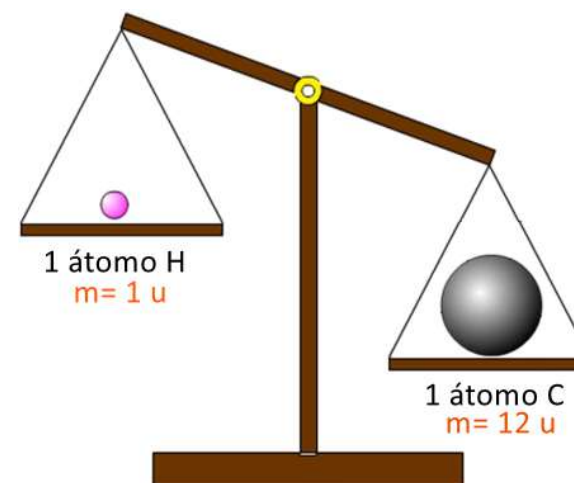
Para trabajar en un laboratorio es necesario escoger un número grande de moléculas

Ejercicios



- 2 Determina la masa de las siguientes moléculas:
Datos masas atómicas (u): H=1; O=16; C=12;
N=14; S=32; Cl=35,5; Se=79

- a) SO_2
- b) C_4H_{10}
- c) $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$
- d) NH_3
- e) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
- f) O_7Cl_2
- g) H_2Se
- h) $(\text{CH}_3)_3\text{N}$



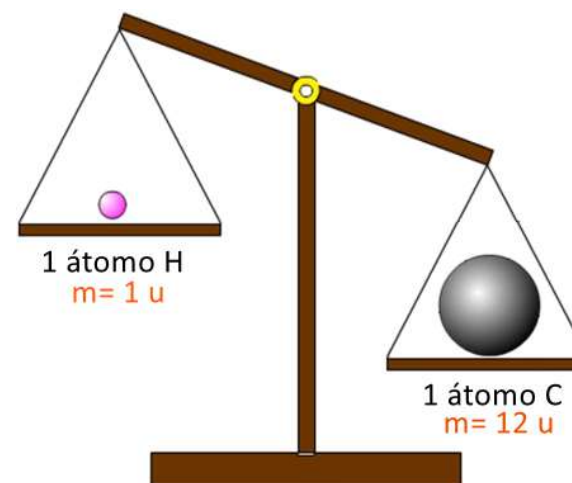
Ejercicios



2 Determina la masa de las siguientes moléculas:

Datos masas atómicas (u): H=1; O=16; C=12;
N=14; S=32; Cl=35,5; Se=79

- | | |
|----------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------|
| a) SO_2 | a) $M = 32 + 16 \cdot 2 = 64 \text{ u}$ |
| b) C_4H_{10} | b) $M = 12 \cdot 4 + 1 \cdot 10 = 58 \text{ u}$ |
| c) $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ | c) $M = (14 + 1 \cdot 2) \cdot 2 + 16 + 12 = 60 \text{ u}$ |
| d) NH_3 | d) $M = 14 + 1 \cdot 3 = 17 \text{ u}$ |
| e) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ | e) $M = 12 \cdot 12 + 1 \cdot 22 + 16 \cdot 11 = 342 \text{ u}$ |
| f) O_7Cl_2 | f) $M = 16 \cdot 7 + 35,5 \cdot 2 = 183 \text{ u}$ |
| g) H_2Se | g) $M = 1 \cdot 2 + 79 = 81 \text{ u}$ |
| h) $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ | h) $M = (12 + 1 \cdot 3) \cdot 3 + 14 = 59 \text{ u}$ |

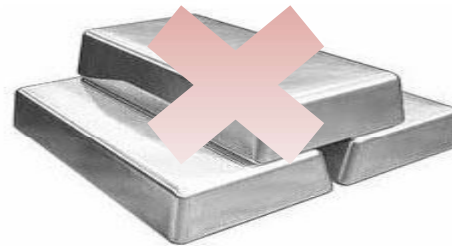


La cantidad de sustancia



Precisamente porque los átomos son tan pequeños es imposible contarlos o pesarlos.

Se pueden contar los garbanzos en un puñado, es más latoso pero también se pueden contar los granos de arroz en una medida, pero es imposible contar cuántos átomos de plata hay en un lingote o las moléculas de agua que hay en un vaso.



En el laboratorio no podemos contar partículas solo podemos pesar sustancias y medir volúmenes

La **cantidad de sustancia** relaciona las *masas de sustancia* que se pueden medir a escala macroscópica con el *número de partículas* que hay en esa cantidad.

El mol



En una reacción conviene conocer cuántas unidades elementales (átomos, moléculas...) de cada sustancia intervienen en ella. Para eso utilizamos la magnitud llamada cantidad de sustancia cuya unidad en el S.I es **el mol**:

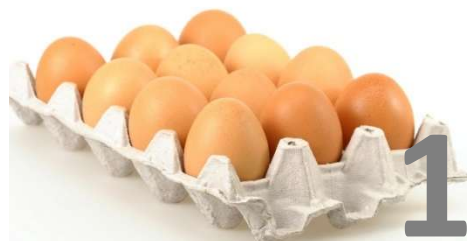
Cantidad de sustancia que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ unidades (átomos, moléculas, iones...)
Al número $6,02 \cdot 10^{23}$ se le denomina Número de Avogadro.



2

unidades

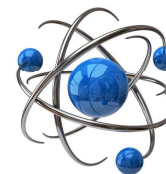
1 par



12

unidades

1 docena



$6,02 \cdot 10^{23}$

unidades

1 mol

El número de Avogadro



Número de Avogadro: $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$

602.300.000.000.000.000.000.000

¿Por qué se elige este número?

Porque es el número de unidades de masa atómica que equivalen a 1 g



1 átomo de C tiene una masa de **12 u**



1 mol de C ($6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de C) tienen una masa de **12 g**

1 átomo de S tiene una masa de **32 u**



1 mol de S ($6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de S) tienen una masa de **32 g**

1 molécula de H₂O tiene una masa de **18 u**

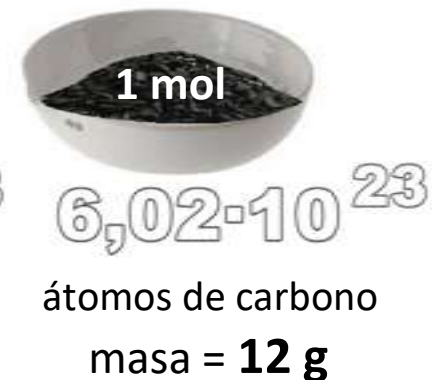
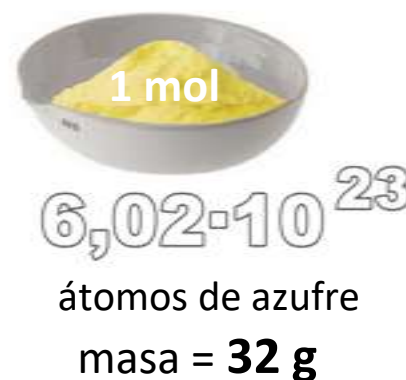
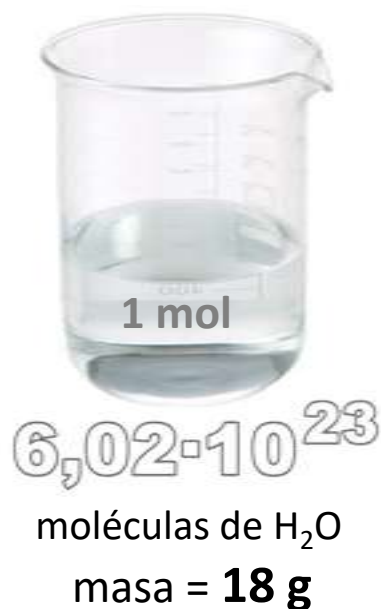


1 mol de H₂O ($6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de H₂O) tienen una masa de **18 g**

El mol



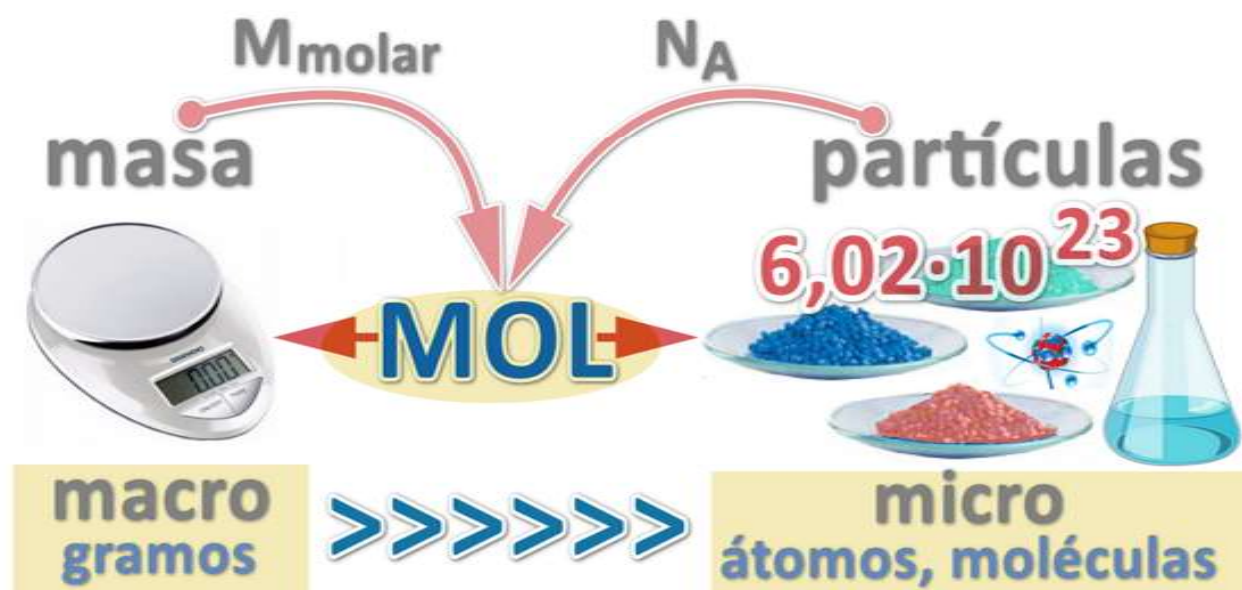
Hay la **misma cantidad de unidades**, 12 si es una docena o $6,02 \cdot 10^{23}$ si es 1 mol, pero tienen **distinta masa**



Cálculos en mol



El **mol** permite una sencilla conexión entre las masas de sustancias que se pueden medir (escala macroscópica), con el número de partículas que hay en esa cantidad (escala atómica) que es lo que interesa saber desde el punto de vista de las reacciones químicas.



¿Cómo hacer los cálculos?



¿cuál es la **masa** en g?

$$M(\text{C}_2\text{H}_6) = 12 \cdot 2 + 1 \cdot 6 = 30$$

$$0,55 \text{ mol C}_2\text{H}_6 \cdot \frac{30 \text{ g}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6} = 16,5 \text{ g}$$

**macro
gramos**



**0,55 mol
de C₂H₆**

¿cuántas **moléculas**?

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$$

$$0,55 \text{ mol C}_2\text{H}_6 \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6} = 3,31 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

**micro
átomos, moléculas**

Halla los mol y el número de moléculas que hay en un sobre de glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ de 6 g.

Datos: masas atómicas (u): C=12; H=1; O=16; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$

¿Cómo hacer los cálculos?



¿cuál es la **masa** en g?

$$M(\text{C}_2\text{H}_6) = 12 \cdot 2 + 1 \cdot 6 = 30$$

$$0,55 \text{ mol C}_2\text{H}_6 \cdot \frac{30 \text{ g}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6} = 16,5 \text{ g}$$

**macro
gramos**



**0,55 mol
de C₂H₆**

¿cuántas **moléculas**?

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$$

$$0,55 \text{ mol C}_2\text{H}_6 \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6} = 3,31 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

**micro
átomos, moléculas**

Halla los mol y el número de moléculas que hay en un sobre de glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ de 6 g.

Datos: masas atómicas (u): C=12; H=1; O=16; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$

Calculamos la masa molecular de la glucosa:

$$M = 12 \cdot 6 + 1 \cdot 12 + 16 \cdot 6 = 180 \text{ u}$$

1 mol de glucosa tiene una masa de 180 g

$$6,0 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 0,033 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Sabemos que en 1 mol de glucosa hay $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de glucosa:

$$0,033 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 1,99 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$$

Ejercicios



3 Determina los mol que hay en cada una de estas muestras:

- a) 100 g de sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$
- b) 75 g de naftaleno $C_{10}H_8$
- c) 40 mL de benceno C_6H_6 ($d= 0,75$ g/mL)

Datos masas atómicas (u): H=1; O=16; C=12

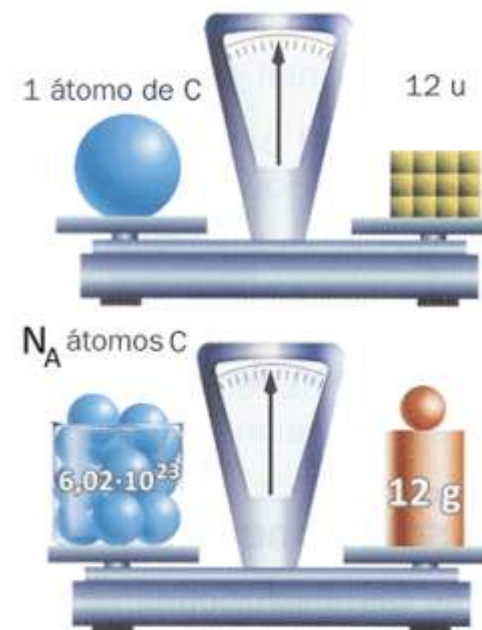
4 Determina en qué muestra hay más átomos:

- a) 278 g de hierro, Fe
- b) 500 g de yodo, I_2
- c) 30 g de cobre, Cu

Datos masas atómicas (u): Fe= 55,6; I=127;
Cu=63,5; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$

5 ¿cuántas moléculas y cuántos átomos hay en un vaso que contiene 150 mL de agua H_2O ($d= 1$ g/mL)

Datos masas atómicas (u): H= 1; O=16; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$



El n° de moléculas en una gota de agua es aproximadamente 100 mil millones de veces mayor que el n° de personas en la tierra

