

## Unitat 1. La teoria atòmicomolecular de la matèria

### Conceptes fonamentals

La matèria és tot allò que té massa i ocupa lloc a l'espai (té volum).

La física i la química són ciències experimentals que estudien la matèria.

La **física** estudia els canvis que experimenta la matèria sense que s'alteri la seva naturalesa.

La **química** estudia la composició de la matèria i els canvis que alteren la naturalesa de les substàncies.



# 1. Propietats i classificació de la matèria

## Físiques

Es poden observar quan **no hi ha canvis en la composició** de la substància (color, densitat, punts de fusió i d'ebullició)

## Químiques

Es mostren quan **canvia la composició de la substància** durant un **canvi químic** (caràcter oxidant-reductor, caràcter àcid-base)

## Generals

Poden adoptar **qualsevol valor** i no serveixen per identificar la substància (massa, volum, temperatura)

## Característiques

Tenen un **valor característic** per a cada substància i serveixen per identificar-la (densitat, punts de fusió i d'ebullició, conductivitat elèctrica)

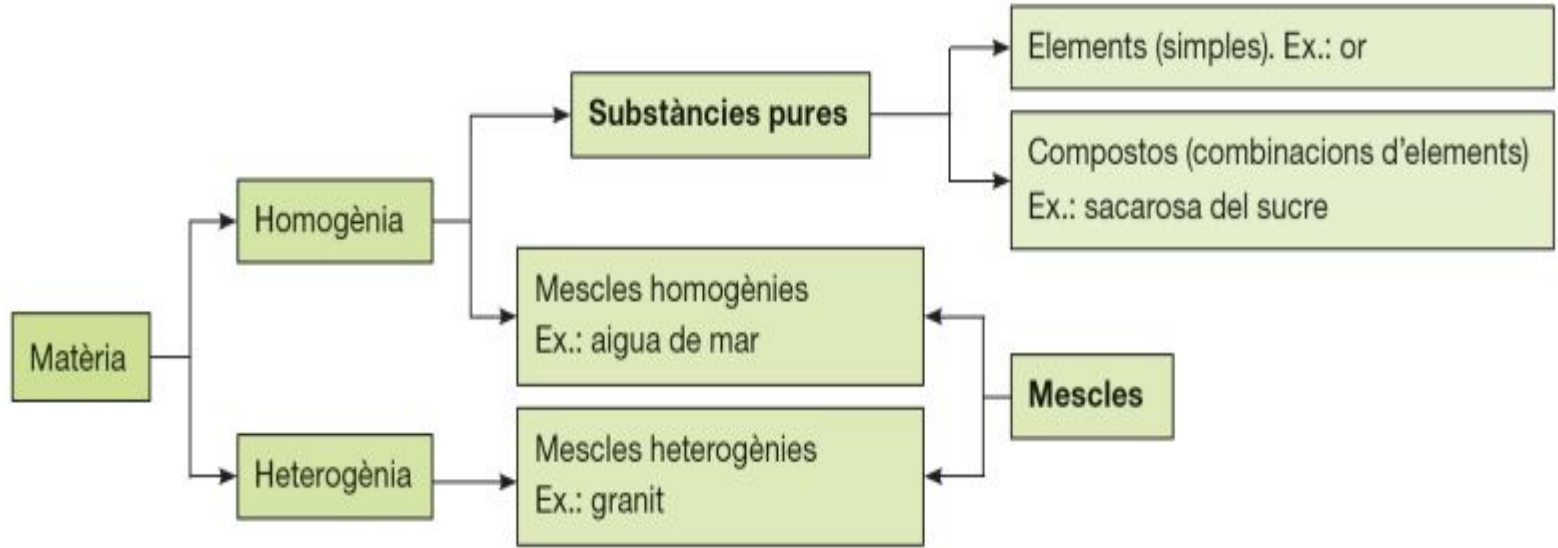
## Extensives

El seu valor depèn de la **quantitat de matèria** (massa, volum)

## Intensives

El seu valor és **independent de la quantitat de matèria** (densitat, temperatura, punt de fusió, etc.)

# CLASSIFICACIÓ DE LA MATÈRIA



La **matèria homogènica** és aquella en la què no podem distingir els components a ull nu ni amb el microscopi conveccional. Qualsevol dels seus punts té la mateixa composició i propietats.

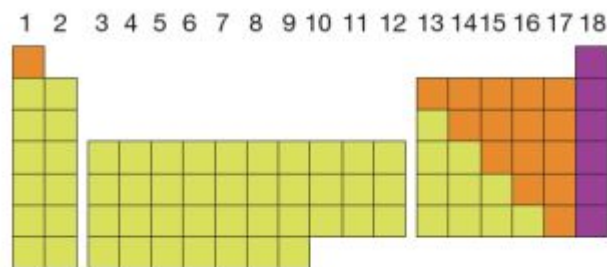
La **matèria heterogènia** és aquella en la què es poden distingir a ull nu o amb el microscopi els seus components. La distribució de les partícules no és uniforme i per tant les propietats d'aquesta variaren en funció de la porció que analitzis.

Els **elements** són substàncies pures amb un sol tipus d'àtom; no es poden descompondre en altres substàncies més senzilles mitjançant procediments químics. Per exemple: carboni, ferro, alumini, etc.

## Ordenació dels elements

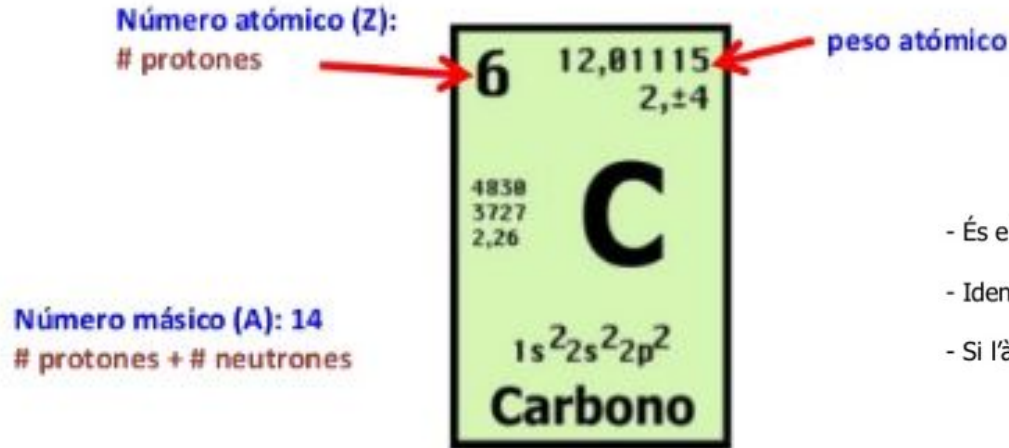
- Es coneixen **118** elements.
- S'ordenen segons el **nombre atòmic** en la taula periòdica.
- Al voltant del símbol d'un element determinat es poden posar **diversos índexs**:

nombre màssic      **E**      càrrega iònica ( $n+$  o  $n-$ )  
nombre atòmic           nombre d'àtoms



- No-metalls
- Metalls
- Gasos nobles

La informació de cada element es pot recollir a la taula periòdica de la següent manera:



### **Nombre atòmic (Z)**

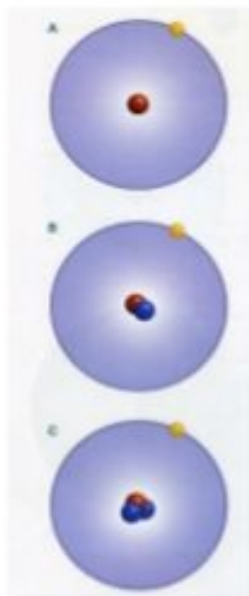
- És el **nombre de protones (p<sup>+</sup>)** que hi ha en el nucli d'un àtom.
- Identifica els àtoms d'un element.
- Si l'àtom és neutre: n<sup>o</sup> de protones = n<sup>o</sup> d'electrons

### **Nombre màssic (A)**

- És el nombre total de partícules que constitueixen el nucli  
**A = n<sup>o</sup> de protones + n<sup>o</sup> de neutrons**
- Pràcticament coincideix amb la massa de l'àtom ( els electrons tenen una massa molt petita ).

# Isòtops

- Són varietats d'àtoms d'un mateix element ( Z igual ) que es diferencien en el nombre de neutrons ( A diferent ).
- Es representen amb  ${}_Z^A\mathbf{X}$  on  $\mathbf{X}$  és el símbol de l'element



## Isòtops de l'hidrogen

A: protí  ${}_1^1\text{H}$

B: deuteri  ${}_1^2\text{H}$

C: triti  ${}_1^3\text{H}$

[Isòtops - datació amb el C-14](#)

## Massa atòmica relativa d'un element ( $A_r$ )

-És la **mitjana ponderada** de les masses dels diferents **isòtops** que formen un element.

- Les masses atòmiques i les masses moleculars s'expressen en **unitats de massa atòmica (u)** o **Dalton (Da)**, que es defineix com la dotzena part de la massa de l'isòtop de C-12. Equival aproximadament a la massa d'un protó o d'un neutró.

The diagram shows a rectangular card representing the element Carbon. The card contains the following information:

- Atomic number: 6
- Relative atomic mass: 12,0107
- Element symbol: C
- Element name: CARBONI
- Common oxidation states: +2 +4 -4
- Electron configuration: [He] 2s<sup>2</sup> 2p<sup>2</sup>
- Other values: (diamant) 3550, 4492, 3,15, 11,26, 2,55

Two red arrows point to the atomic number (6) and the relative atomic mass (12,0107) on the card. The arrow pointing to the atomic number is labeled with a red **Z**, and the arrow pointing to the relative atomic mass is labeled with a red **A<sub>r</sub>**.

## Massa molecular relativa ( $M_r$ )

És la suma de les masses atòmiques relatives dels àtoms que formen una molècula.

### Exemples

$$\text{a) } M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1,0 + 1 \cdot 16,0 = 18,0$$

$$\text{b) } M_r(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = 2 \cdot 12,0 + 6 \cdot 1,0 + 1 \cdot 16,0 = 46,0$$

S'anomenen lleis ponderals a aquelles que s'obtenen a partir de l'estudi de la massa de les substàncies químiques que intervenen en una reacció química

[la teoria del flogist](#)



## 2. Evolució històrica de les lleis ponderals:

S XVIII, es tenia coneixement de processos en els quals la matèria guanyava o perdia massa. (combustió, calcinació)

### Llei de conservació de la massa ( o de Lavoisier)

Lavoisier, a partir dels resultats obtinguts en la seva recerca en les reaccions químiques establir **La llei de conservació de la massa** en les RQ

Reacció química



A. Lavoisier

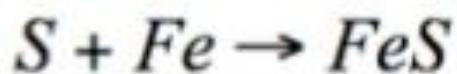
**En una reacció química la massa dels reactius és la mateixa que la dels productes ( la matèria no es crea ni es destrueix, es transforma)**



Situació inicial			Situació final			
Massa (S) (grams)	Massa (Fe) (grams)	Massa total inicial	Massa (FeS)	Massa final (S)	Massa final (Fe)	Massa total final
4	7	11	11	0	0	11
8	14	22	22	0	0	22
5	7	12	11	1	0	12
4	9	13	11	0	2	13

## Llei de les proporcions definides ( o llei de Proust)

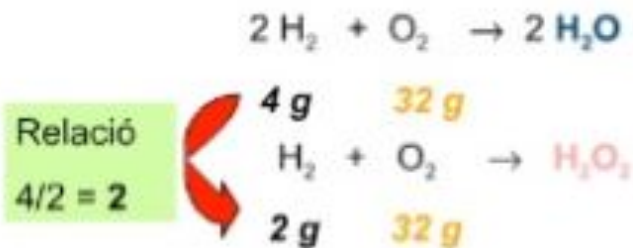
Sempre que dos elements o més es combinen per formar un mateix compost, ho fan en una proporció de masses constant



Situació inicial		Relació masses
Massa (S) (grams)	Massa (Fe) (grams)	$m(Fe)/m(S)$
4	7	$7/4 = 1,75$
8	14	$14/8 = 1,75$
10	17,5	$17,5/10 = 1,75$
17		

## Llei de les proporcions múltiples( o llei de Dalton)

Quan dos elements es combinen per formar més d'un compost, les quantitats d'un dels elements que es combinen amb una quantitat fixa de l'altre guarden entre sí una relació de nombres enters senzills

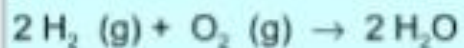


## Llei dels volums de combinació.(Llei de Gay-Lussac)

Els volums dels gasos que intervenen en una reacció química (mesurats en les mateixes condicions de P i T), estan en una **relació de nombres enters senzills**.

Exemple

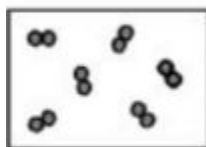
(en condicions normals de P i T)



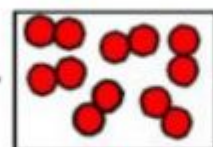
44,8 L      22,4 L

Relació 1/2

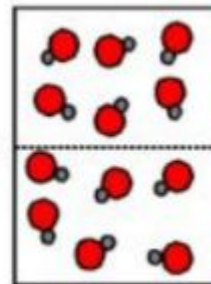
1 VOLUM  $\text{H}_2$



1 VOLUM  $\text{Cl}_2$



2 VOLUMS HCL



El volum que ocupa un gas depèn fonamentalment de la distància entre les molècules i no de la grandària d'elles, que és irrellevant pel que fa al volum ocupat per el gas.

## Lleis fonamentals de la química

**Llei de conservació de la massa o de Lavoisier:**  
en qualsevol canvi químic la massa es conserva.

**Llei de les proporcions múltiples o llei de Dalton:**  
si una substància química o més reaccionen amb una massa fixa d'una altra per formar substàncies diferents ho fan en una relació de nombres enters senzills.

**Llei dels volums de combinació o llei de Gay-Lussac:** els volums de les substàncies gasoses que intervenen en una transformació química (mesurats en les mateixes condicions de pressió i temperatura) estan en una relació de nombres enters senzills.

**Llei de les proporcions definides o llei de Proust:**  
quan dues substàncies es combinen per donar-ne altres ho fan sempre en una proporció de masses fixa.

**Hipòtesi d'Avogadro:** en les mateixes condicions de pressió i temperatura, volums iguals de diferents gasos tenen el mateix nombre de molècules.  
**Nombre d'Avogadro:**  
 $6,023 \cdot 10^{23}$ .

lleis <https://youtu.be/71WbcjRRc3w> clàssiques de la matèria amb exemples

## Mol i nombre d'Avogadro

El **mol** és la **quantitat de substància** que conté  **$6,022 \cdot 10^{23}$**  partícules ( $N_A$ , nombre d'Avogadro ).



*Amedeo Avogadro*

**Amedeo  
Avogadro**

(1776-1856)



**Johann Josef Loschmidt**

(1821-1890)

Va ser el primer en determinar un valor  
aproximat del nombre d'Avogadro  
(nombre de Loschmidt)



**Jean Baptiste Perrin**

(1870-1942)

En 1908 va determinar de manera  
exacta el nombre d'Avogadro

# CONCEPTE DE MOL

El **mol** és una de les unitats base del Sistema Internacional.

En qualsevol quantitat de substància hi ha un nombre enormement gran d'àtoms, ions o molècules.

Per simplificar els càlculs, els químics han adoptat una unitat més gran que l'àtom, l'ió o la molècula. Aquesta unitat és el **mol** i permet comparar quantitats de diferents elements o compostos de forma molt senzilla.

Un mol és la quantitat de substància que conté  $6,022 \cdot 10^{23}$  partícules (àtoms, ions o molècules).

Aquest nombre ( $6,022 \cdot 10^{23}$ ) és el nombre d'Avogadro i es representa per  $N_{AV}$ .



1 mol d'atòms =  **$6,02 \cdot 10^{23}$**  atòms

1 mol de molècules =  **$6,02 \cdot 10^{23}$**  molècules

1 mol d'alumnes =  **$6,02 \cdot 10^{23}$**  alumnes

1 mol de flors =  **$6,02 \cdot 10^{23}$**  flors



[nombre d'Avogadro:](#)

## Mol i massa molar

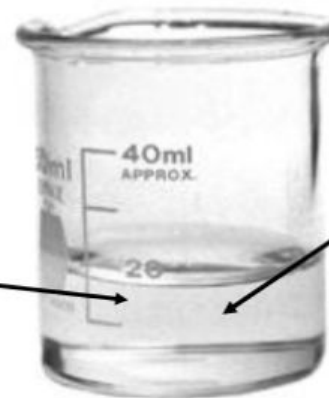
### 1 mol de carboni



12,0  
grams de C

$6,022 \cdot 10^{23}$   
àtoms de C

### 1 mol d'aigua



18,0 grams  
d'aigua  
( 18,0 mL )

$6,022 \cdot 10^{23}$   
molècules d'H<sub>2</sub>O

## Massa molar ( M )

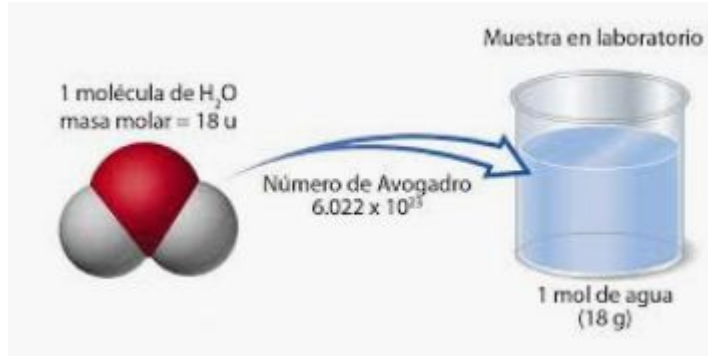
- Si les partícules són **àtoms**, la massa en grams d'un mol coincideix amb la **massa atòmica**.

Per exemple: **1 mol de carboni són 12,0 g de C**

- Si les partícules són **molècules**, la massa en grams d'un mol ( **massa molar** ) coincideix amb la **massa molecular**.

Per exemple: **1 mol d'aigua són 18,0 g d'H<sub>2</sub>O**

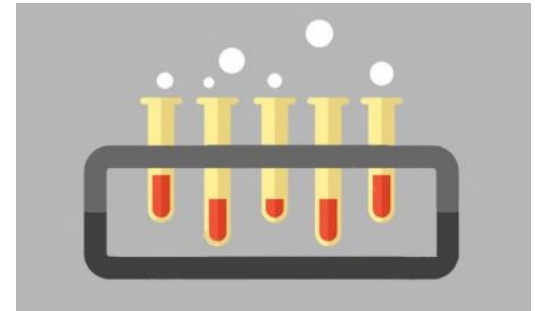
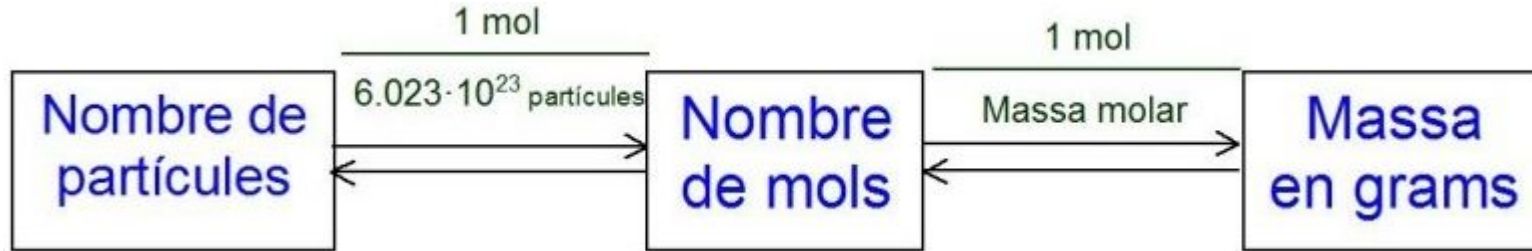
# món microscòpic      món macroscòpic



# CANVIS D'UNITATS

**NOMBRE D'AVOGADRO**

**TAULA PERIÓDICA**



## Fórmula empírica i fórmula molecular

- La **fórmula empírica** indica la proporció **més senzilla** que hi ha entre els àtoms dels elements que formen la molècula.
- La **fórmula molecular** indica el nombre real d'àtoms de cada element que hi ha en una molècula.
- La fórmula molecular és un **múltiple** de la fórmula empírica.

### Exemple: fórmules del benzè

- f. molecular:  $C_6H_6$
- f. empírica:  $CH$

