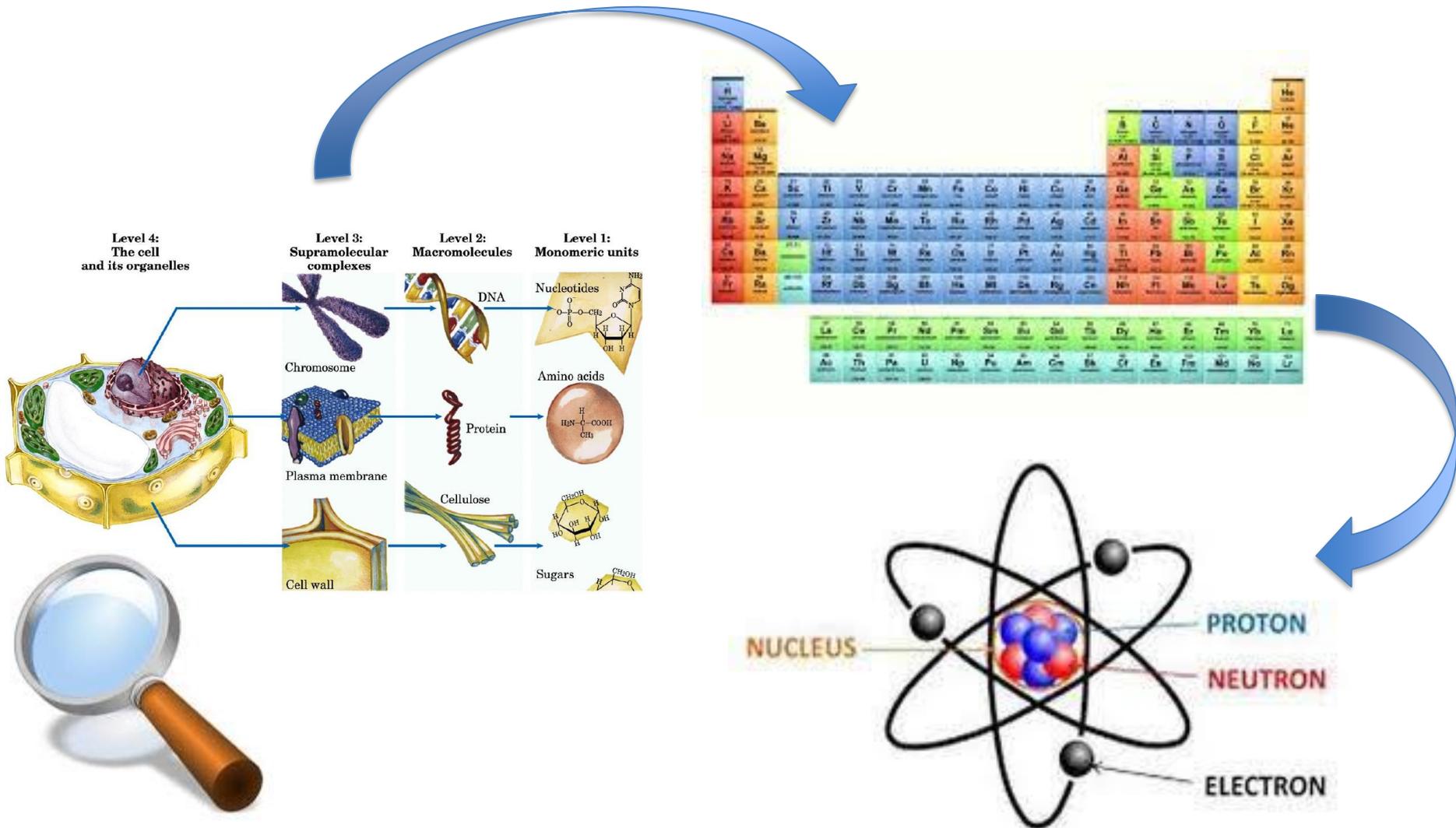


# La quantità chimica: la mole

## Sommario

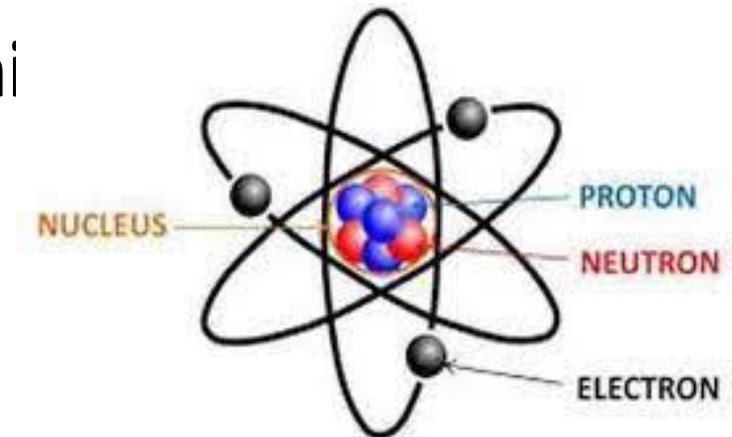
1. Atomo e particelle subatomiche
2. La massa di atomi e molecole: cenni storici
3. Quanto pesa un atomo o una molecola
4. La massa atomica e la massa molecolare
5. Contare per mole

# La materia: insieme di atomi, combinati tra loro grazie a legami più o meno forti



# Atomo e le particelle subatomiche

- Gli atomi sono formati da particelle:
  - Elettroni
  - Protoni
  - Neutroni
- Ogni atomo contiene un **nucleo**, cioè una zona piccola e densa in cui sono confinati **protoni e neutroni**



# Atomo e le particelle subatomiche

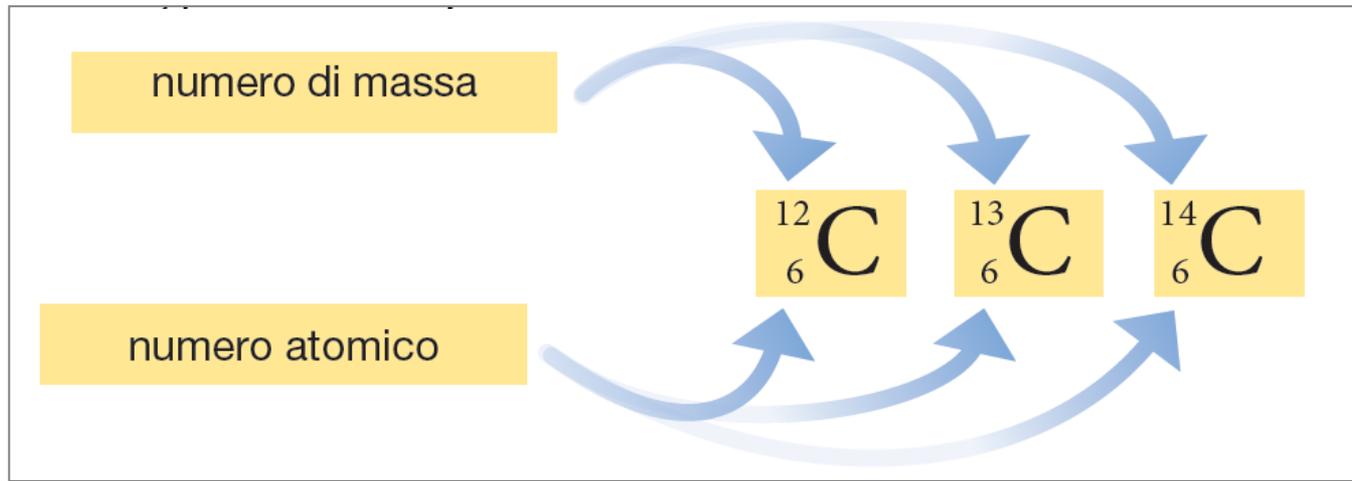
Le particelle fondamentali che compongono l'atomo

Particella	Carica elettrica	Carica relativa al protone	Massa (kg)
elettrone (e)	$-1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	-1	$9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$
protone (p)	$1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	+1	$1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
neutrone (n)	0	0	$1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

# La struttura dell'atomo

Atomi dello stesso elemento  
con un numero di neutroni  
diverso si chiamano **isotopi**.

# Atomo e le particelle subatomiche



- Il numero di **protoni** presenti nel nucleo di un atomo si chiama **numero atomico (Z)**. Per un atomo neutro questo numero è uguale a quello degli **elettroni**.
- Il numero di massa (A) è definito come:  
 **$A = \text{numero protoni} + \text{numero neutroni} = Z + n^\circ$**
- Quindi il numero dei neutroni è:  $n^\circ = A - Z$

# La struttura dell'atomo

- Il numero di neutroni presenti nel nucleo **non influenza le proprietà chimiche** dell'elemento.
- Gli isotopi hanno invece proprietà fisiche diverse, ad esempio la massa.

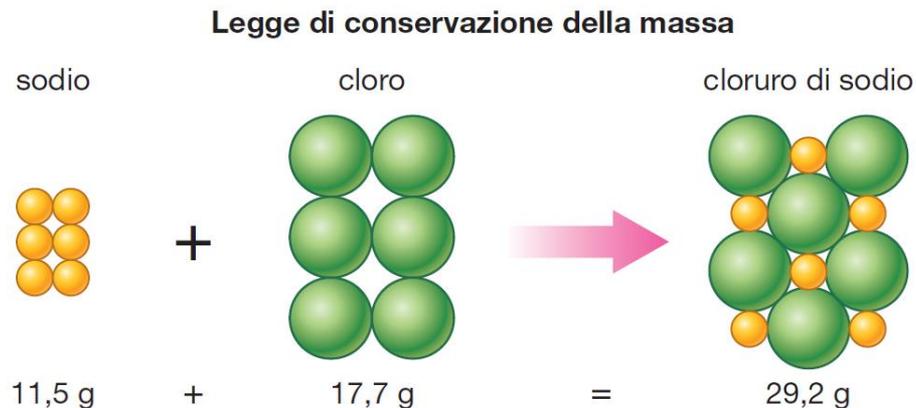
# La massa di atomi e molecole: cenni storici (I)

## John Dalton

1. la materia è costituita da particelle più piccole
2. prima tabella delle masse atomiche degli elementi conosciuti (riferimento: atomo di H)
3. **massa atomica relativa**

Le masse atomiche proposte da Dalton risultarono errate nella maggior parte dei casi perché Dalton partiva dal presupposto che la molecola d'acqua avesse formula HO, cioè che l'ossigeno fosse otto volte più pesante dell'idrogeno.

# La massa di atomi e molecole: cenni storici (II)



## Proust

1. legge delle proporzioni definite
2. gli atomi si combinano (cioè si legano) tra loro
3. gli atomi di elementi diversi hanno masse diverse
4. Il rapporto tra le masse degli elementi che si combinano in una reazione chimica è costante perché è determinato dal rapporto tra le masse degli atomi.

# La massa di atomi e molecole: cenni storici (III)

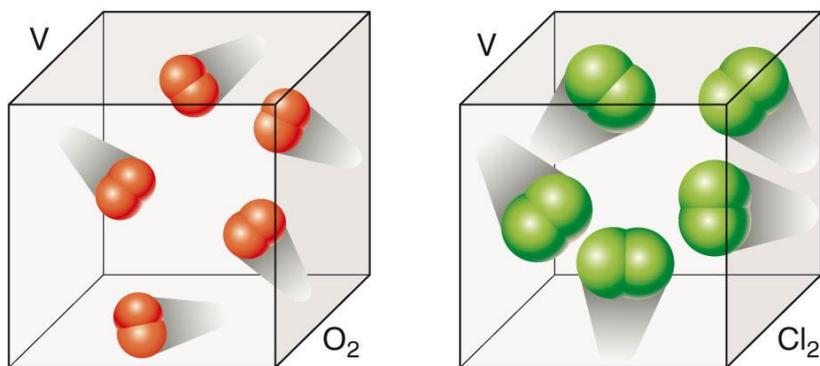
## Gay-Lussac

1. studio delle reazioni dei gas
2. **legge di combinazione dei volumi**, secondo cui il rapporto tra i volumi di gas che reagiscono tra loro è espresso da numeri interi e piccoli.

# La massa di atomi e molecole: cenni storici (IV)

## Amedeo Avogadro

1. legame tra il comportamento dei gas esposto da Gay-Lussac e la teoria atomica di Dalton.



**Principio di Avogadro**, volumi uguali di gas diversi, alla stessa pressione e temperatura, contengono lo stesso numero di molecole.

# Quanto pesa un atomo o una molecola? (I)

Il principio di Avogadro si può anche formulare matematicamente.

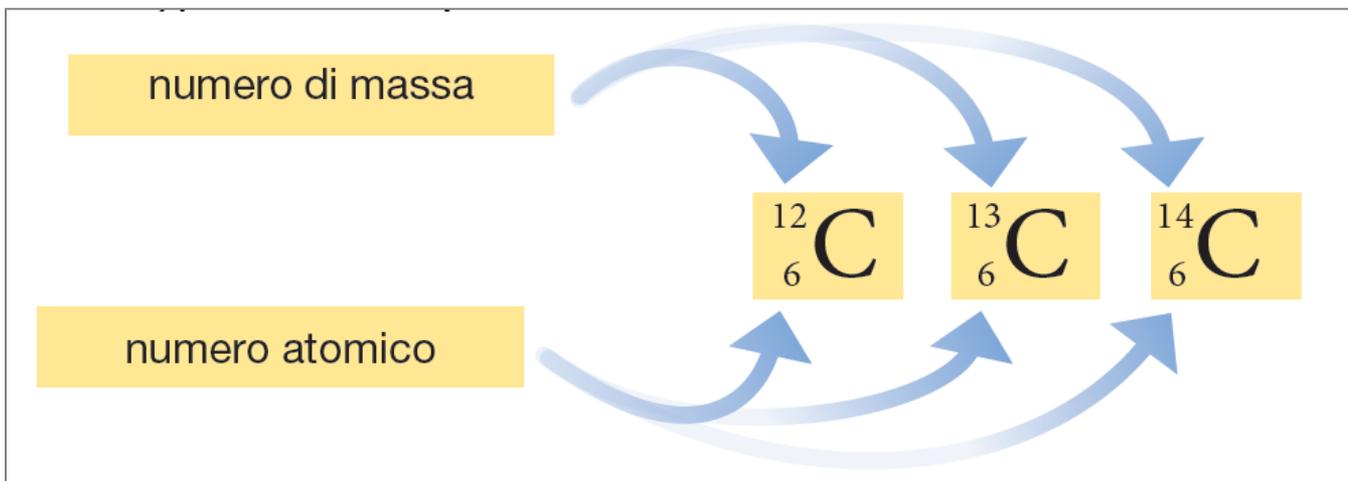
A pressione e temperatura costanti, il volume di un gas è direttamente proporzionale al suo numero di molecole.



# Quanto pesa un atomo?

La **massa atomica relativa**, MA, il rapporto tra la massa di un elemento e l'unità di massa atomica (espressa in Kg)

Per l'atomo di  $^{12}\text{C}$ , che equivale a  $1,661 \cdot 10^{-27}$  kg.



# La massa atomica

Unità di massa atomica= uma oppure  
Dalton (Da)

Dodicesima parte di un atomo di  
Carbonio 12

$$U_{ma} = 1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg.}$$

# La massa molecolare

La **massa molecolare relativa**,  $M_M$ , (detta anche **peso molecolare**) è la somma delle masse atomiche che compaiono nella formula della molecola.

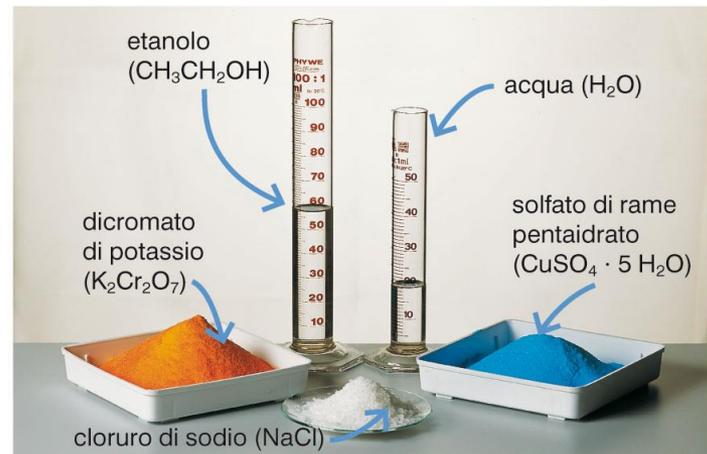
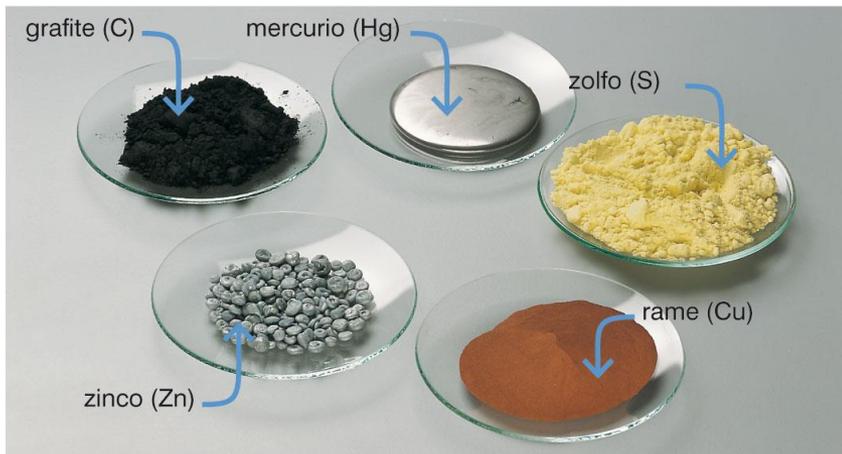
Per i composti ionici la massa molecolare relativa si calcola allo stesso modo ma prende il nome di **peso formula**.

# La mole

Una **mole** è un'unità di misura ed esprime la quantità di materia che contiene  $N$  particelle.

Una mole di un elemento è costituita sempre da  $N$  atomi.

Una mole di un composto molecolare è costituita sempre da  $N$  molecole.



# Contare per moli

La **massa di una mole** di un elemento (o di un composto) è uguale alla sua **massa atomica** (o massa molecolare) espressa in grammi.

La **massa molare**,  $M$ , che si misura in g/mol, è la massa di una mole.



# Contare per moli

Avogadro si pose il problema di quante particelle elementari fossero contenute in una mole e lo risolse tramite il rapporto:

$$M \text{ (massa molare)} / MA \text{ (massa atomica)} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ particelle/mol}$$

Questo valore è noto come **numero di Avogadro**.

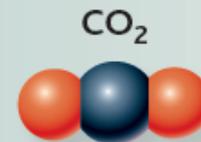
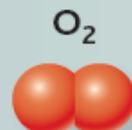
Una mole di...	... corrisponde a ...	... e contiene
H	1 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ atomi di H
H <sub>2</sub>	2 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ molecole di H <sub>2</sub>
O	16 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ atomi di O
O <sub>2</sub>	32 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ molecole di O <sub>2</sub>
<sup>12</sup> C	12 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ atomi di <sup>12</sup> C
H <sub>2</sub> O	18 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ molecole di H <sub>2</sub> O

# Contare per moli

MONDO  
MICROSCOPICO



+



$$\begin{aligned} &1 \text{ atomo} \\ &MA = 12 = \\ &= 12 \cdot 1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g} = \\ &= 2,0 \cdot 10^{-23} \text{ g} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} &1 \text{ molecola} \\ &MM = 32 = \\ &= 32 \cdot 1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g} = \\ &= 5,3 \cdot 10^{-23} \text{ g} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} &1 \text{ molecola} \\ &MM = 44 = \\ &= 44 \cdot 1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g} = \\ &= 7,3 \cdot 10^{-23} \text{ g} \end{aligned}$$

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

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

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

MONDO  
MACROSCOPICO

1 mol  
di atomi

12 g

1 mol  
di molecole

32 g

1 mol  
di molecole

44 g

# Contare per moli

Per calcolare il numero di moli di una sostanza si usa la formula:

