

ZANICHELLI

Valitutti, Falasca, Tifi, Gentile

Chimica

concetti e modelli.blu

ZANICHELLI

Capitolo 5

La quantità chimica: la mole

ZANICHELLI

Sommario

1. La massa di atomi e molecole: cenni storici
2. Quanto pesa un atomo o una molecola
3. La massa atomica e la massa molecolare
4. Contare per moli
5. Formule chimiche e composizione percentuale

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

Dalton compilò la prima tabella delle masse atomiche degli elementi conosciuti, prendendo come riferimento l'atomo di idrogeno: la massa così espressa è detta **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.

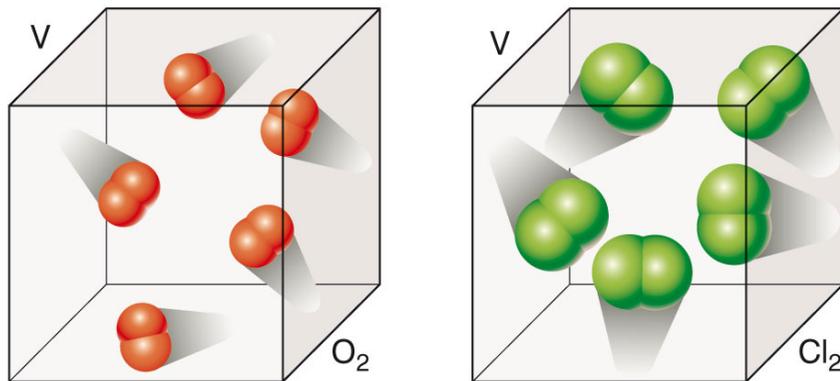
La massa di atomi e molecole: cenni storici (II)

Fu poi anche lo studio delle reazioni dei gas, portato avanti da scienziati come Gay-Lussac, a contribuire alla comprensione della natura molecolare della materia.

Nel 1808 Gay-Lussac formulò la **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 (III)

Amedeo Avogadro ebbe il merito di comprendere il legame tra il comportamento dei gas esposto da Gay-Lussac e la teoria atomica di Dalton.

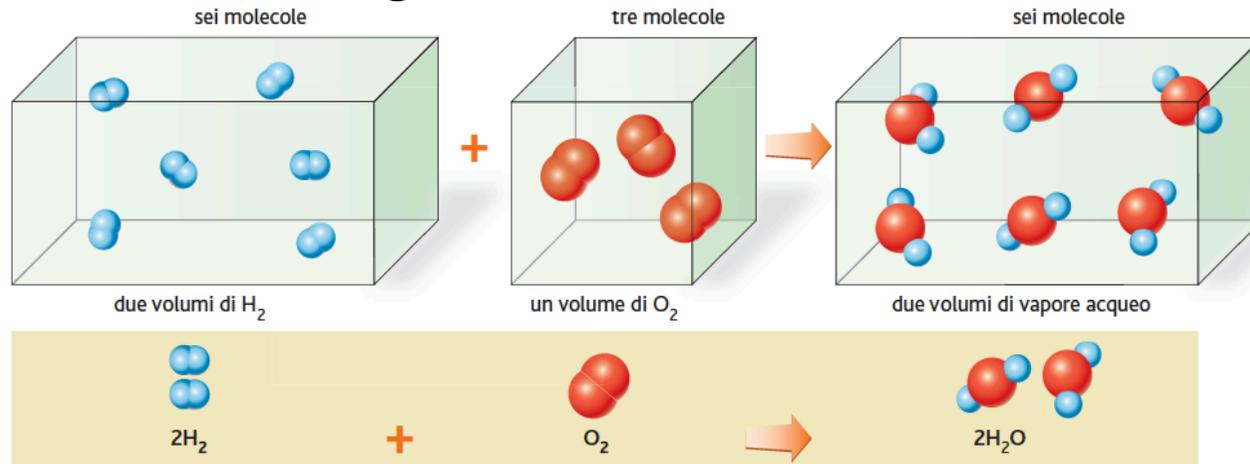


Secondo il **principio di Avogadro**, volumi uguali di gas diversi, alla stessa pressione e temperatura, contengono lo stesso numero di molecole.

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

Il pensiero di Avogadro fu determinante per stabilire la formula dei composti.

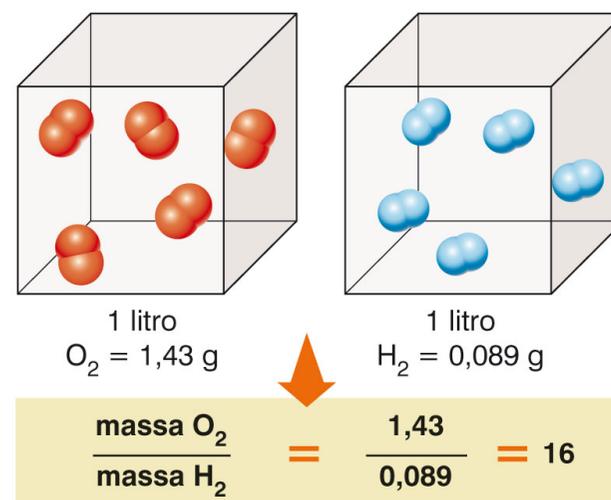
L'acqua, per esempio, ha formula H_2O perché il rapporto di reazione tra il numero delle molecole di idrogeno e di ossigeno è 2 : 1.



Quanto pesa un atomo o una molecola? (I)

Stanislao Canizzaro utilizzò il principio di Avogadro per correggere le masse atomiche relative conosciute e propose un metodo per misurarle che aveva origine dalla densità dei gas.

Il rapporto tra la densità di due sostanze gassose, alla stessa temperatura e pressione, è uguale al rapporto tra le masse delle loro singole molecole.

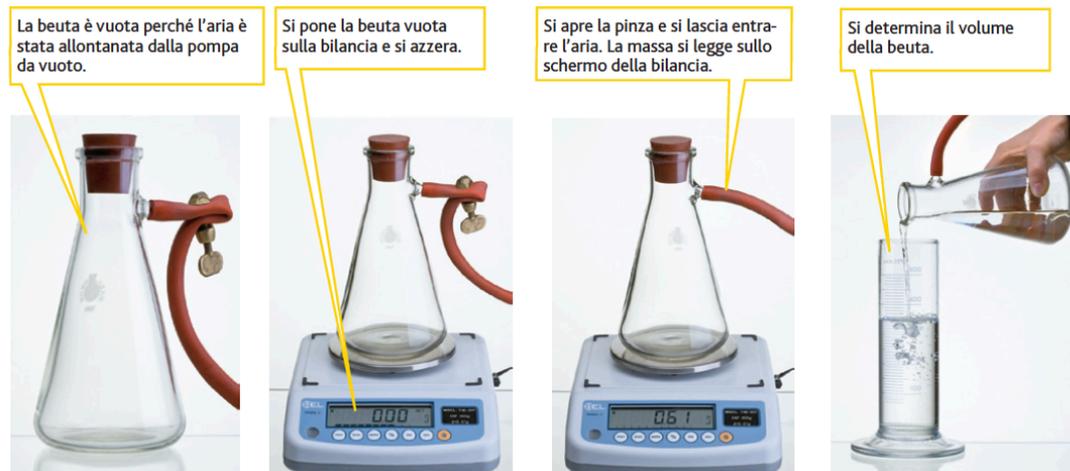


ZANICHELLI

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.



La massa atomica e la massa molecolare (I)

La **massa atomica relativa**, MA , di un elemento è il rapporto tra la massa assoluta espressa in kilogrammi dell'elemento stesso e la dodicesima parte della massa assoluta, espressa in kilogrammi, dell'atomo di ^{12}C , che equivale a $1,661 \cdot 10^{-27}$ kg.

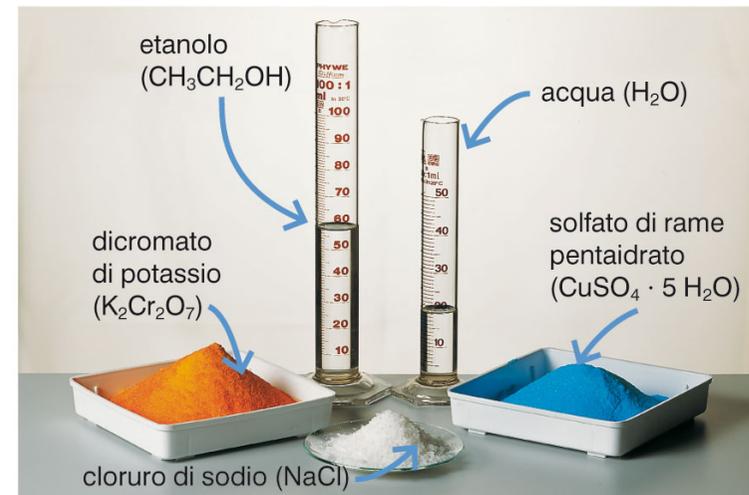
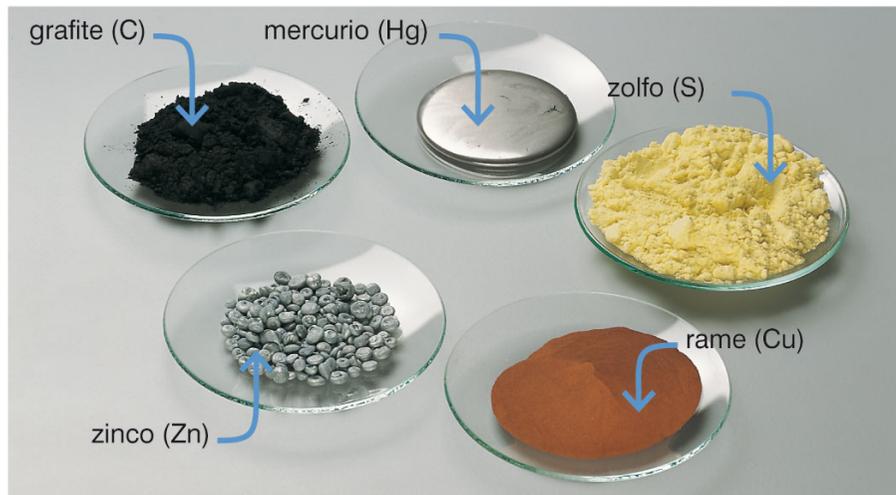
La massa atomica e la massa molecolare (II)

La **massa molecolare relativa**, MM , (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**.

Contare per moli (I)

Una **mole** è la quantità di sostanza che contiene un numero di particelle elementari uguali al numero di atomi contenuti in 12 g di ^{12}C .



Contare per moli (II)

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 (III)

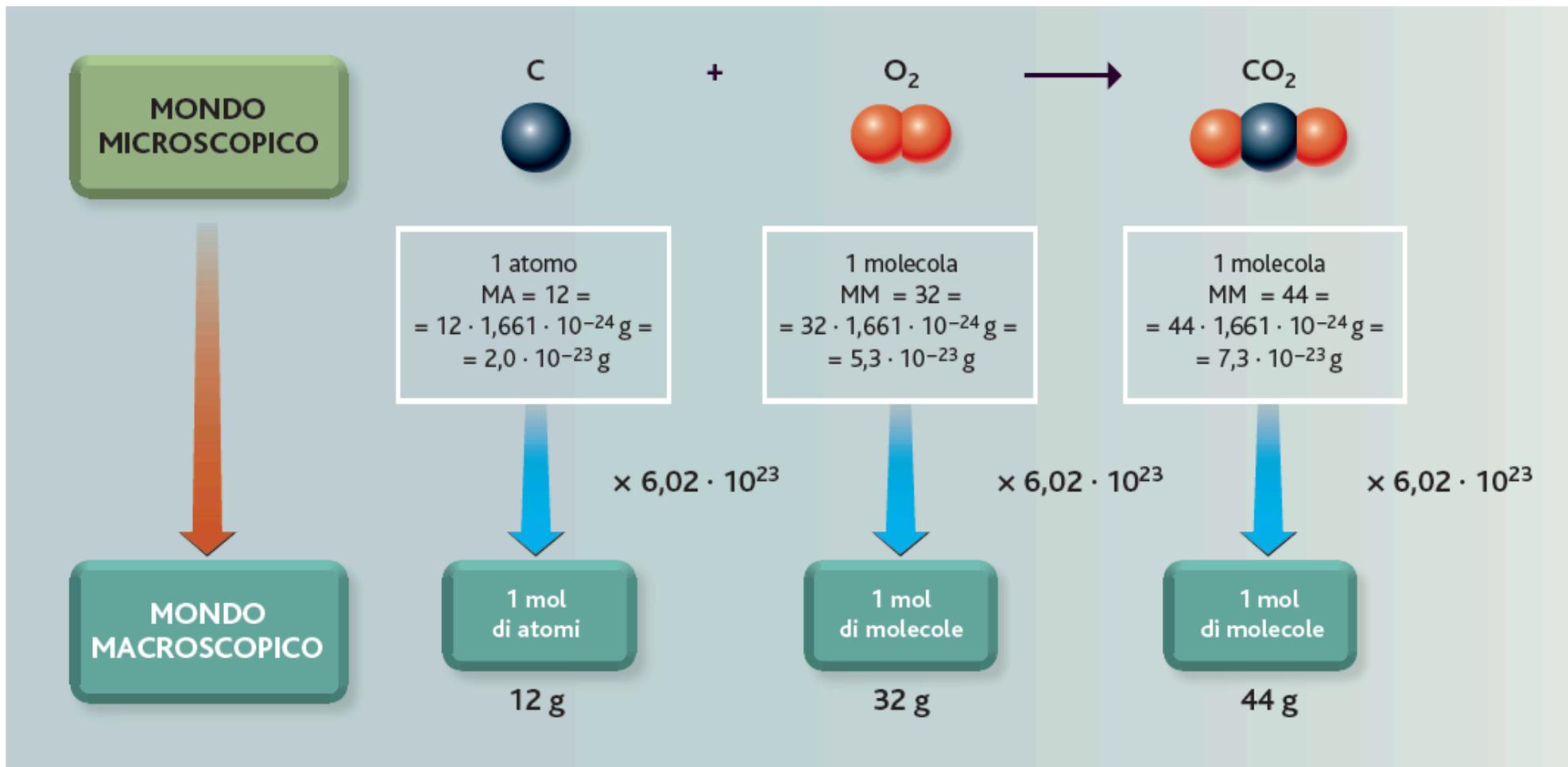
Avogadro si pose il problema di quante particelle elementari fossero contenute in una mole e lo risolse tramite il rapporto:

$$M / M_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ particelle/mol}$$

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

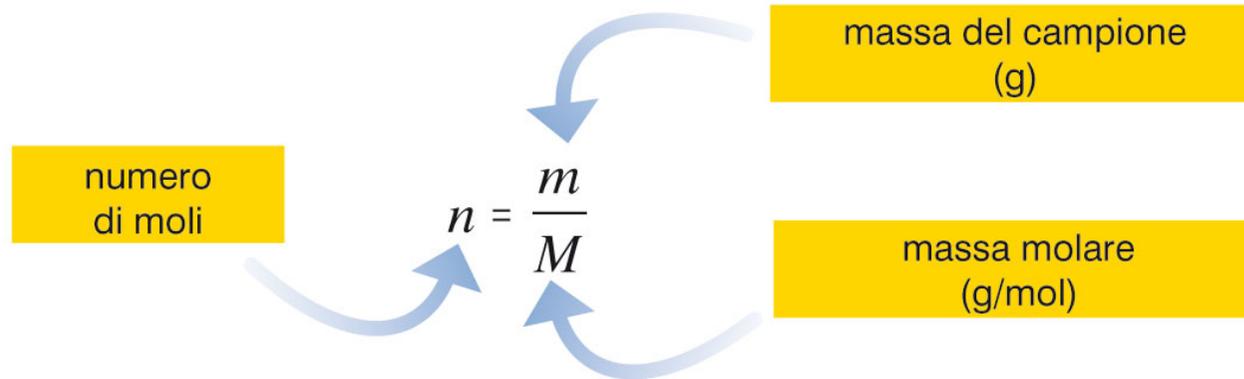
Una mole di...	... corrisponde a e contiene
H	1 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ atomi di H
H ₂	2 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ molecole di H ₂
O	16 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ atomi di O
O ₂	32 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ molecole di O ₂
¹² C	12 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ atomi di ¹² C
H ₂ O	18 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ molecole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

Contare per moli (III)



Contare per moli (IV)

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



Formule chimiche e composizione percentuale (I)

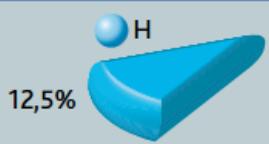
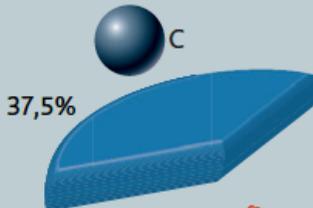
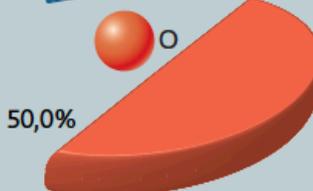
Attraverso le formule chimiche che esprimono i rapporti di combinazione fra gli atomi componenti è possibile calcolare la *percentuale in massa* o **composizione percentuale** di ciascun elemento presente nel composto.

La composizione percentuale è utile per determinare la massa effettiva di un elemento presente in una data massa di composto.

Formule chimiche e composizione percentuale (II)

La **formula minima** (o empirica) indica il rapporto di combinazione minimo con cui gli atomi si legano per formare un composto.

Formule chimiche e composizione percentuale (III)

COMPOSTO				
Elementi	Massa in 100 g di composto	Numero di moli	Rapporto tra le moli	Formula minima
 12,5%	12,5 g	$\frac{12,5 \text{ g}}{1,008 \text{ g/mol}} = 12,4 \text{ mol}$	$\frac{12,4 \text{ mol}}{3,12 \text{ mol}} \cong 4$	CH ₄ O
 37,5%	37,5 g	$\frac{37,5 \text{ g}}{12,01 \text{ g/mol}} = 3,12 \text{ mol}$	$\frac{3,12 \text{ mol}}{3,12 \text{ mol}} = 1$	
 50,0%	50,0 g	$\frac{50,0 \text{ g}}{16,00 \text{ g/mol}} = 3,13 \text{ mol}$	$\frac{3,13 \text{ mol}}{3,12 \text{ mol}} \cong 1$	

Formule chimiche e composizione percentuale (IV)

I passaggi per determinare la formula minima sono i seguenti:

- si scrive la massa m in grammi di ciascun elemento presente in 100 g di composto, cioè la sua percentuale in massa;
- si calcola il numero di moli n di ciascun elemento;

Formule chimiche e composizione percentuale (V)

- si divide il numero di moli di ciascun elemento per il più piccolo numero di moli calcolato: i numeri interi che si ottengono sono gli indici numerici della formula;
- si scrivono gli elementi e in basso a destra di ciascuno il rispettivo indice.

Formule chimiche e composizione percentuale (VI)

Per ricavare la **formula molecolare** di un composto è necessario misurare sperimentalmente anche la sua massa molecolare.

La formula molecolare è un multiplo della formula minima.

Formula minima	Formula molecolare	Peso molecolare
CH ₂ O	CH ₂ O	30
CH ₂ O	C ₂ H ₄ O ₂	60
CH ₂ O	C ₃ H ₆ O ₃	90
CH ₂ O	C ₄ H ₈ O ₄	120
CH ₂ O	C ₅ H ₁₀ O ₅	150
CH ₂ O	C ₆ H ₁₂ O ₆	180