

La massa degli atomi

Al momento della prima stesura della tavola periodica, Mendeleev non era a conoscenza dell'esistenza dei protoni, scoperti solo alcuni anni più tardi. Il criterio di classificazione degli elementi usato dal chimico russo non era basato sul numero atomico (come accade per la tavola periodica moderna): gli elementi erano ordinati secondo la massa atomica crescente. Il problema della misura della massa degli atomi, infatti, era già stato risolto.

Un contributo importante era stato offerto da Dalton, il quale, convinto dell'idea che gli atomi si potessero combinare solo con numeri interi di altri atomi, utilizzò la legge di Proust per calcolare le masse atomiche relative.

Dalton ragionò così: se 1 g di idrogeno reagisce sempre con 35,5 g di cloro e si ipotizza che ogni atomo di idrogeno si combini con uno di cloro, ne consegue che in 1 g di idrogeno è presente lo stesso numero di atomi che c'è in 35,5 g di cloro. L'atomo di cloro, allora, deve avere una massa 35,5 volte maggiore di quella dell'atomo di idrogeno.

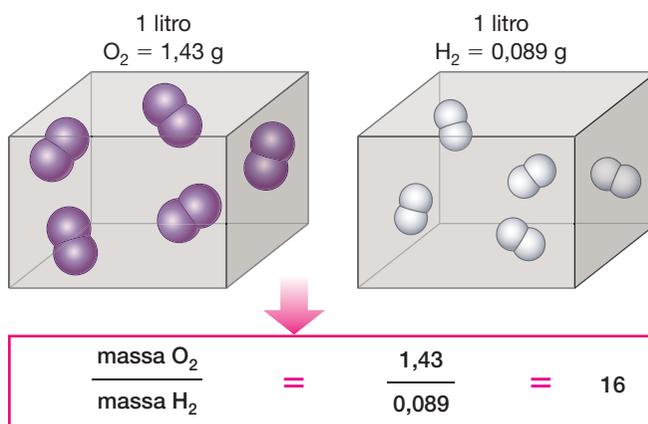
Non tutti gli esperimenti però portarono a risultati utili: per esempio, Dalton aveva ipotizzato che la massa dell'ossigeno fosse 8 volte quella dell'idrogeno, dato che 1 g di idrogeno si combina con 8 g di ossigeno. In realtà, dato che ogni atomo di ossigeno si combina con due di idrogeno, la massa dell'atomo di ossigeno è 16 volte quella dell'atomo di idrogeno.

Fu il chimico italiano Stanislao Canizzaro, nel 1870, a determinare con buona precisione la massa atomica relativa di oltre 60 elementi.

Oggi il riferimento scelto non è più l'atomo di idrogeno, ma l'isotopo 12 del carbonio (^{12}C): l'**unità di massa atomica (u)** con la quale si confrontano le masse di tutti gli atomi è $1/12$ della massa del ^{12}C .

Oggi sappiamo che il valore assoluto di questa massa è $1,661 \times 10^{-24}$ g.

I valori delle masse atomiche relative che si trovano sulla tavola periodica sono valori medi, che tengono conto della massa atomica assoluta di tutti gli isotopi di un elemento e delle percentuali in cui ogni isotopo compare nella miscela naturale dell'elemento.



Le molecole sono formate da atomi legati tra loro. Dato che la massa degli atomi non cambia quando si legano ad altri, per calcolare la **massa molecolare relativa (MM)** si sommano le masse atomiche (MA) dei singoli atomi contenuti nella molecola.

Per i composti ionici, che non sono formati di molecole, si parla di **peso formula** e lo si calcola nello stesso modo della massa molecolare: si sommano i valori delle masse atomiche degli elementi che compaiono nella formula del composto ionico.

Una manciata di particelle: la mole

Gli atomi sono troppo piccoli e troppo leggeri per poter essere maneggiati singolarmente. Per poter lavorare con gli atomi in laboratorio è stato necessario, allora, trovare un collegamento tra il mondo microscopico degli atomi e delle molecole (che non si possono né vedere e né manipolare) e quello macroscopico, che al contrario può essere misurato.

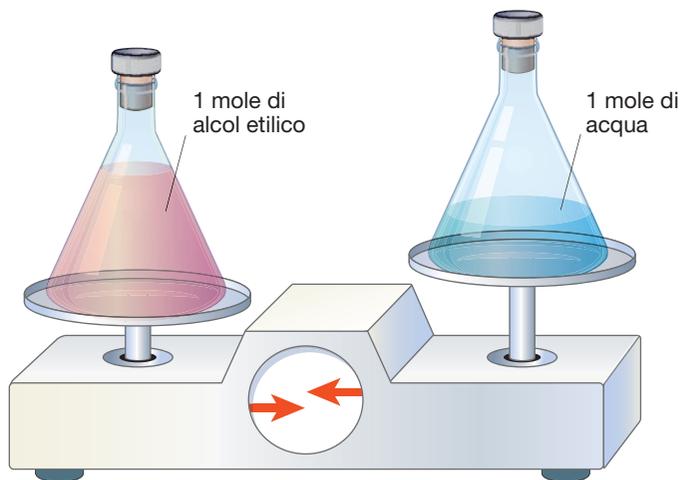
La grandezza che ci consente di passare dagli atomi (e molecole) a quantità macroscopiche di elementi e composti è la **mole**.

Per definizione una **mole** è la quantità di sostanza che contiene un numero di particelle elementari uguale al numero di atomi contenuti in 12 g di ^{12}C . Nel Sistema Internazionale, la mole (il cui simbolo è mol) è l'unità di misura della quantità di sostanza ed è una delle sette unità di misura fondamentali.

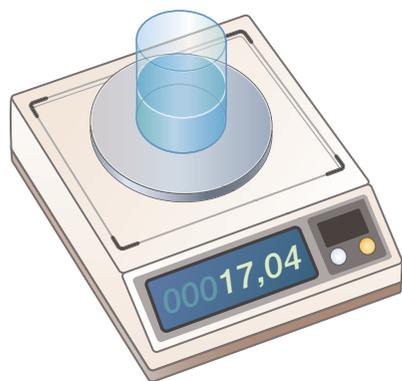
Affinché la mole risulti utile in laboratorio, è necessario che essa contenga un numero grandissimo di atomi o molecole: lo stesso per tutte le sostanze. Questo numero è chiamato **numero di Avogadro (N)** e corrisponde a $6,022 \times 10^{23}$.

Per esempio, una mole di atomi di ferro contiene $6,022 \times 10^{23}$ atomi di ferro, così come una mole di molecole di acqua contiene $6,022 \times 10^{23}$ molecole di acqua.

La massa di una mole è detta **massa molare (M)** e la sua unità di misura è il g/mol (grammo su mole). La massa molare di una sostanza è uguale alla massa atomica o molecolare di quella sostanza espressa in g/mol anziché in u (unità di massa atomica).

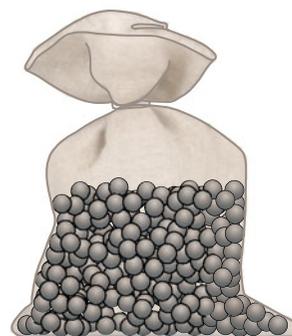


Una mole di corrisponde a e contiene
H	1 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ atomi di H
H ₂	2 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ molecole di H ₂
O	16 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ atomi di O
O ₂	32 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ molecole di O ₂
^{12}C	12 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ atomi di ^{12}C
H ₂ O	18 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ molecole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



1 mole di ammoniaca pesa 17,04 g.

1 mole di ammoniaca
NH₃



1 mole contiene N (numero di Avogadro) molecole di ammoniaca la cui massa molecolare è 17,04 u.

Contare per moli

Prima di eseguire materialmente una reazione chimica, i chimici devono decidere quali reagenti impiegare per poter ottenere un determinato prodotto. Inoltre, devono calcolare la quantità di reagenti necessaria per produrre una massa adeguata di prodotti e per evitare gli sprechi. Utilizzare una quantità eccessiva di un reagente comporta il fatto che una parte di esso rimanga inutilizzato nella reazione e debba essere eliminato. Ciò è da evitare anche perché alcuni reagenti possono essere molto costosi.

La grandezza che consente di effettuare con precisione il calcolo delle masse dei reagenti coinvolti in una reazione è la mole. Se vogliamo conoscere il numero (n) di moli presenti in un campione di cui conosciamo la massa (m), possiamo impostare la seguente proporzione:

$$1 \text{ mol} : M = n : m$$

Quindi: il numero di moli è uguale alla massa del campione (g) diviso la massa molare (g/mol)

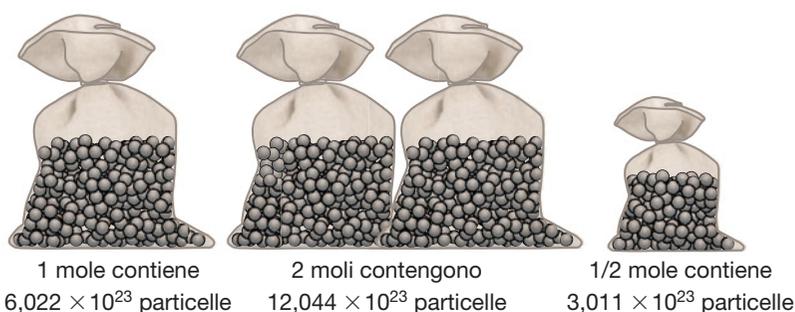
Se, invece, vogliamo conoscere la massa (m) di un campione che contiene n moli di una sostanza, basta moltiplicare il numero di moli per la massa molare (M).

La mole ci consente di contare indirettamente le particelle.

In generale, possiamo dire che per calcolare il numero di particelle, N_p , presenti in un numero di moli n si deve moltiplicare questo numero per il numero di Avogadro, N .

Inoltre, dato che i coefficienti nelle equazioni chimiche non indicano solo il numero di molecole, ma anche il numero di moli coinvolto nella reazione, dal numero di moli si risale alle masse delle sostanze coinvolte nella reazione chimica con la formula già vista:

$$\text{massa} = \text{numero di moli} \times \text{massa molare}$$



Reazione tra	2 H ₂	+	O ₂	→	2 H ₂ O	Rapporti tra i reagenti
molecole	2 molecole 	reagiscono con	1 molecola 	per dare	2 molecole 	2 : 1
moli	2 mol (2 × 6,022 × 10 ²³ molecole) 	reagiscono con	1 mol (6,022 × 10 ²³ molecole) 	per dare	2 mol (2 × 6,022 × 10 ²³ molecole) 	2 : 1
masse	4,04 g (2 mol × 2,02 g/mol) 	reagiscono con	32,00 g (1 mol × 32,00 g/mol) 	per dare	36,04 g (2 mol × 18,02 g/mol) 	4,04 : 32,00 = 1 : 8

Formule chimiche e composizione percentuale

Ogni composto è caratterizzato da una formula chimica, che evidenzia il rapporto di combinazione tra gli atomi che costituiscono quella sostanza:

- i simboli indicano quali elementi sono presenti nella molecola o nel reticolo ionico;
- gli indici indicano quanti atomi di quell'elemento sono presenti.

Sappiamo già che ogni elemento possiede una propria massa caratteristica che contribuisce alla massa molecolare (o al peso formula) a seconda del numero di atomi di quell'elemento presenti nella formula del composto.

In base a queste informazioni è possibile calcolare la **composizione percentuale** di un composto. Ecco come si procede.

1. Si calcola la massa molecolare (MM) del composto;
2. Si imposta una proporzione per determinare la percentuale rappresentata da ciascun elemento nella formula del composto.

La proporzione è la seguente: la massa atomica dell'elemento sta alla massa molecolare del composto come x sta a 100.

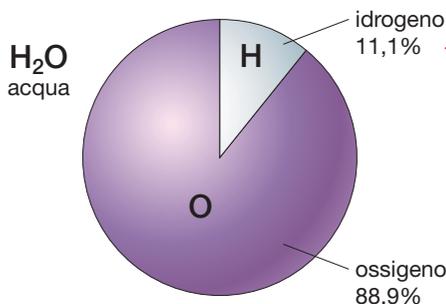
La proporzione permette di rispondere alla domanda: su 100 g di composto, quanti sono di quell'elemento?

3. Si ripete lo stesso passaggio per tutti gli elementi presenti nel composto.

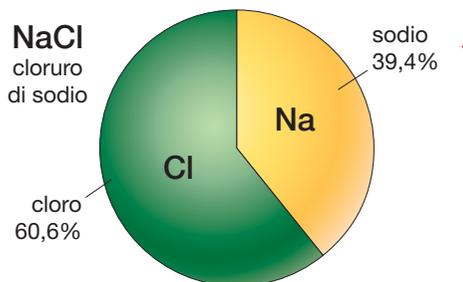
Formula minima e formula molecolare

I dati necessari per determinare la formula chimica di un composto si ricavano da un procedimento sperimentale chiamato **analisi**. Le informazioni che si ottengono tramite le analisi chimiche sono di due tipi:

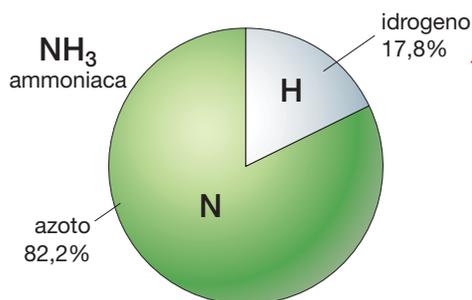
- **qualitative**, cioè relative alla natura degli atomi presenti nel composto;
- **quantitative**, cioè relative al numero di atomi di ciascun tipo presenti nel composto.



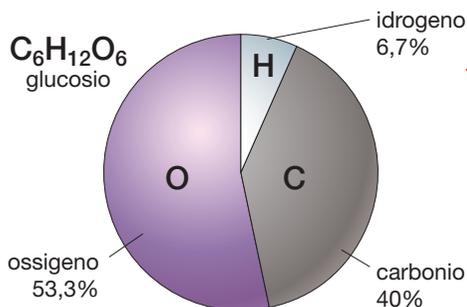
Il rapporto di combinazione tra le masse dell'idrogeno (H) e dell'ossigeno (O) nell'acqua H₂O è 1 : 8, lo stesso che esiste tra i valori percentuali (11,1 : 88,9 = 1 : 8).



Il rapporto di combinazione tra le masse del sodio (Na) e del cloro (Cl) nel cloruro di sodio (NaCl) è 1 : 1,54, lo stesso che esiste tra i valori percentuali (39,4 : 60,0 = 1 : 1,54).



Il rapporto di combinazione tra le masse dell'idrogeno (H) e dell'azoto (N) nell'ammoniaca NH₃ è 1 : 4,6, lo stesso che esiste tra i valori percentuali (17,8 : 82,2 = 1 : 4,6).



Lo stesso rapporto di combinazione che esiste tra le masse dell'idrogeno (H), del carbonio (C) e dell'ossigeno (O) nel glucosio (C₆H₁₂O₆) si trova anche tra i valori che esprimono le percentuali dei tre elementi (6,7% : 40% : 53,3% = 1 : 6 : 7,9).

SINTESI C4. La quantità di materia: la mole

Le analisi chimiche più sofisticate vengono realizzate tramite lo *spettrometro di massa*, che fornisce la composizione percentuale del campione e la massa molecolare.

Queste informazioni sono sufficienti per determinare la *formula minima* e la *formula molecolare* del composto in esame.

La **formula minima** di un composto indica il rapporto minimo di combinazione tra gli atomi di una molecola o di un composto ionico e per calcolarla si deve stabilire quante moli di un elemento sono presenti in 100 g del composto.

Si procede così:

1. Si scrive la massa (m) espressa in grammi di ciascun elemento in 100 g di composto, ricavandola dalla composizione percentuale.
2. Si calcola il numero di moli (n) di ciascun elemento dividendo la massa di ciascun elemento per la sua massa molare (M).
3. Si sceglie il numero di moli minore e per esso si dividono tutti i valori n calcolati. In questo modo si ottiene il rapporto di combinazione tra gli atomi di diverso tipo presenti nel composto.
4. I valori ottenuti sono gli indici della formula minima e si scrivono in basso a destra del simbolo di ogni elemento. Quando l'indice è uguale a 1 per comodità non lo si riporta.

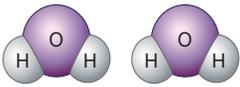
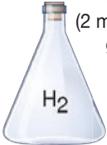
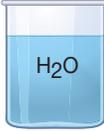
La **formula molecolare** corrisponde alla vera formula di un composto, cioè indica l'esatto numero di atomi dei diversi elementi che si combinano tra loro in una molecola del composto. Essa è un multiplo della formula minima ricavata dall'analisi.

Per arrivare alla determinazione della formula molecolare è necessario conoscere la massa molecolare del composto (MM), che viene determinata sperimentalmente.

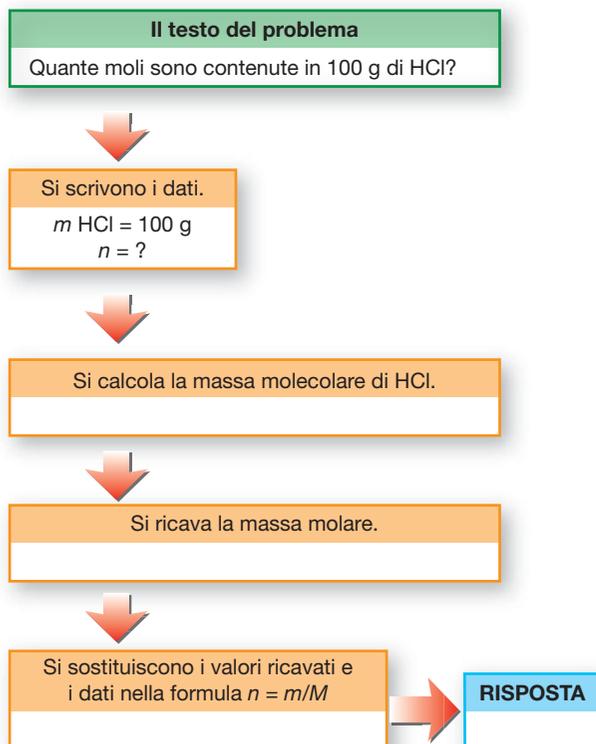
COMPOSTO				
elementi	massa in 100 g di composto	numero di moli	rapporto tra le moli	formula minima
 Al 22,1%	22,1 g	$\frac{22,1 \text{ g}}{27,0 \text{ g/mol}} = 0,82 \text{ mol}$	$\frac{0,82 \text{ mol}}{0,82 \text{ mol}} = 1$	AlPO₄
 P 25,4%	25,4 g	$\frac{25,4 \text{ g}}{31,0 \text{ g/mol}} = 0,82 \text{ mol}$	$\frac{0,82 \text{ mol}}{0,82 \text{ mol}} = 1$	
 O 52,5%	52,5 g	$\frac{52,5 \text{ g}}{16,0 \text{ g/mol}} = 3,30 \text{ mol}$	$\frac{3,30 \text{ mol}}{0,82 \text{ mol}} = 4$	

SINTESI C4. La quantità di materia: la mole

1 Completa la tabella con i dati e le figure mancanti.

Reazione tra	2H_2	+	O_2	→	$2 \text{H}_2\text{O}$	Rapporti tra i reagenti
molecole	2 molecole 	reagiscono con		per dare	2 molecole 	2 : 1
moli		reagiscono con	1 mol ($6,022 \times 10^{23}$ molecole) 	per dare	2 mol ($2 \times 6,022 \times 10^{23}$ molecole) 	2 : 1
	4,04 g ($2 \text{ mol} \times 2,02 \text{ g/mol}$) 	reagiscono con	32,00 g ($1 \text{ mol} \times 32,00 \text{ g/mol}$) 	per dare	36,04 g ($2 \text{ mol} \times 18,02 \text{ g/mol}$) 	

2 Completa lo svolgimento del problema.



3 Completa le seguenti frasi scegliendo i termini corretti tra quelli indicati nei corrispondenti riquadri.

A. L'unità di massa atomica è detta ed è uguale a $1/12$ della massa di un atomo di

Rutherford, dalton, avogadro, ossigeno 16, carbonio 12, idrogeno 1

B. Una è una quantità di sostanza che contiene un numero fisso e ben definito di particelle. Questo numero è detto numero di ed è pari a $6,022 \cdot 10^{23}$. Esso è uguale al numero di particelle contenute in di carbonio 12.

Massa atomica, molecola, mole, Avogadro, Cannizzaro, Dalton, 12 mg, 12 kg, 12 g

C. La di un elemento è pari alla massa atomica di quel dato elemento espressa in grammi. La sua unità di misura è il

Mole, massa molare, massa molecolare, numero di Avogadro, carbonio 12, g/mol, grammo

D. La formula di un composto indica il rapporto minimo di combinazione tra gli di una molecola. La formula di un composto indica invece l'esatto numero degli stessi che si combinano tra loro in una molecola di un composto.

Molare, minima, molecolare, qualitativa, atomi, composti

E. L'analisi chimica di un composto fornisce informazioni cioè relative alla natura degli atomi presenti e informazioni cioè relative al numero di atomi di ciascun tipo presenti nel composto.

Molecolari, quantitative, qualitative, percentuali, molari

F. La massa degli atomi non cambia quando si legano con altri atomi: è quindi possibile calcolare la massa molecolare sommando le masse atomiche dei singoli atomi contenuti nella

Relativa, assoluta, molare, unità di massa, mole, molecola, composizione percentuale