VIDEO

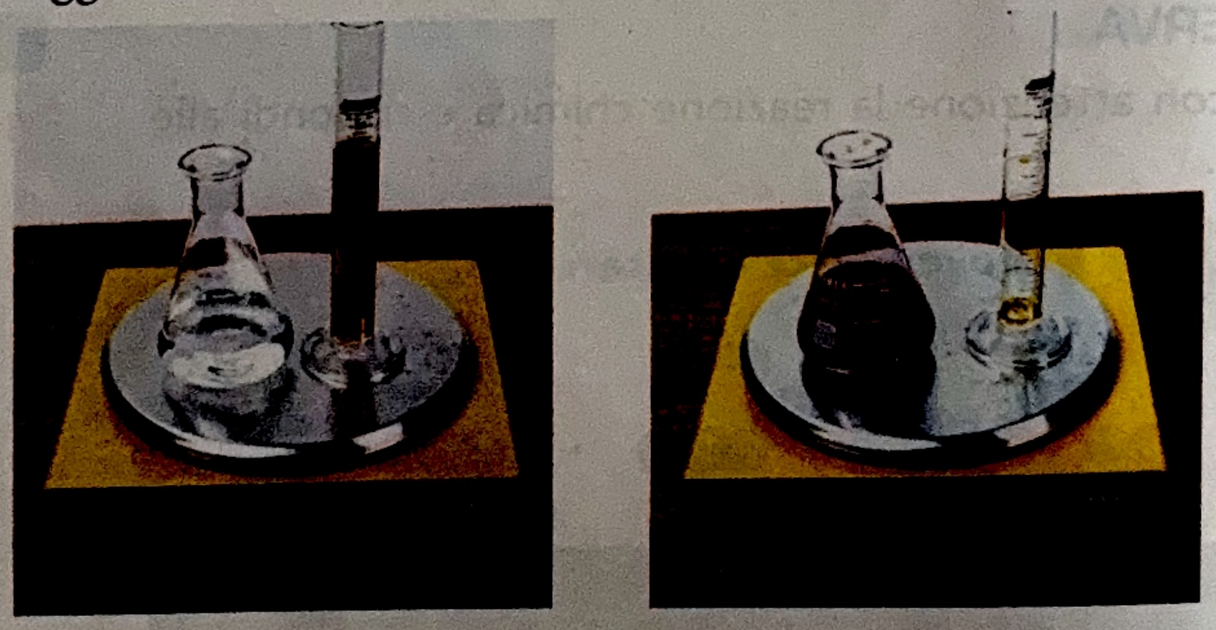
rifica della
gge di Lavoisier;
legge di Proust

3.1 Le leggi ponderali

Fu il chimico e scienziato francese **Antoine-Laurent de Lavoisier** (1743-1794) a introdurre per primo l'uso sistematico della bilancia nello studio delle reazioni chimiche. Pesando le sostanze coinvolte nei processi chimici giunse a formulare la legge che oggi porta il suo nome.

La legge di Lavoisier o della conservazione della massa

La **legge della conservazione della massa** afferma che la massa delle sostanze prodotte in una reazione chimica è uguale alla massa delle sostanze reagenti.
La materia, quindi, non può essere creata dal nulla né venire distrutta, ma può solo **trasformarsi** [Fig. 1].
Questa affermazione può apparire in contrasto con l'esperienza quotidiana: indubbiamente una candela che brucia si consuma, e la sua massa sembra ridursi progressivamente. La scomparsa di materia, però, è solo apparente: in realtà la cera, bruciando, si combina con l'ossigeno dell'aria trasformandosi in vapore acqueo e diossido di carbonio, che si disperdono nell'ambiente.
È sufficiente far bruciare la candela in un ambiente chiuso, per verificare che la massa complessiva rimane costante nel corso della reazione.
In altre reazioni sembra invece che la materia si crei dal nulla: un chiodo, per esempio, aumenta di peso quando arrugginisce. In realtà, in questa reazione il metallo si lega a ossigeno e acqua: se pesassimo, oltre al chiodo, anche l'ossigeno e l'acqua che partecipano alla reazione, verificheremmo che la loro massa complessiva è uguale a quella del chiodo arrugginito.



. 1 Verifica sperimentale della legge di
oisier.

La legge di Proust o delle proporzioni definite e costanti

La strada aperta da Lavoisier fu seguita da altri scienziati. Il chimico francese **Joseph Louis Proust** (1754-1826) studiò i rapporti di combinazione tra gli elementi presenti nei composti.
La **legge delle proporzioni definitee costanti** afferma che nel formare un composto puro gli elementi si combinano tra loro sempre in un **costante e ben determinato rapporto di massa.**
Consideriamo un esempio concreto [Fig. 2]. Se prendiamo un campione di 100 g di solfuro di magnesio e lo decomponiamo nei due elementi costitutivi, zolfo e magnesio, otteniamo sempre 43,15 g di magnesio e 56,85 g di zolfo. Il rapporto tra le masse di magnesio e di zolfo combinate assieme nel solfuro di magnesio è pari a:

$$\frac{43{,}15\ \text{g}}{56{,}85\ \text{g}} = 0{,}76$$

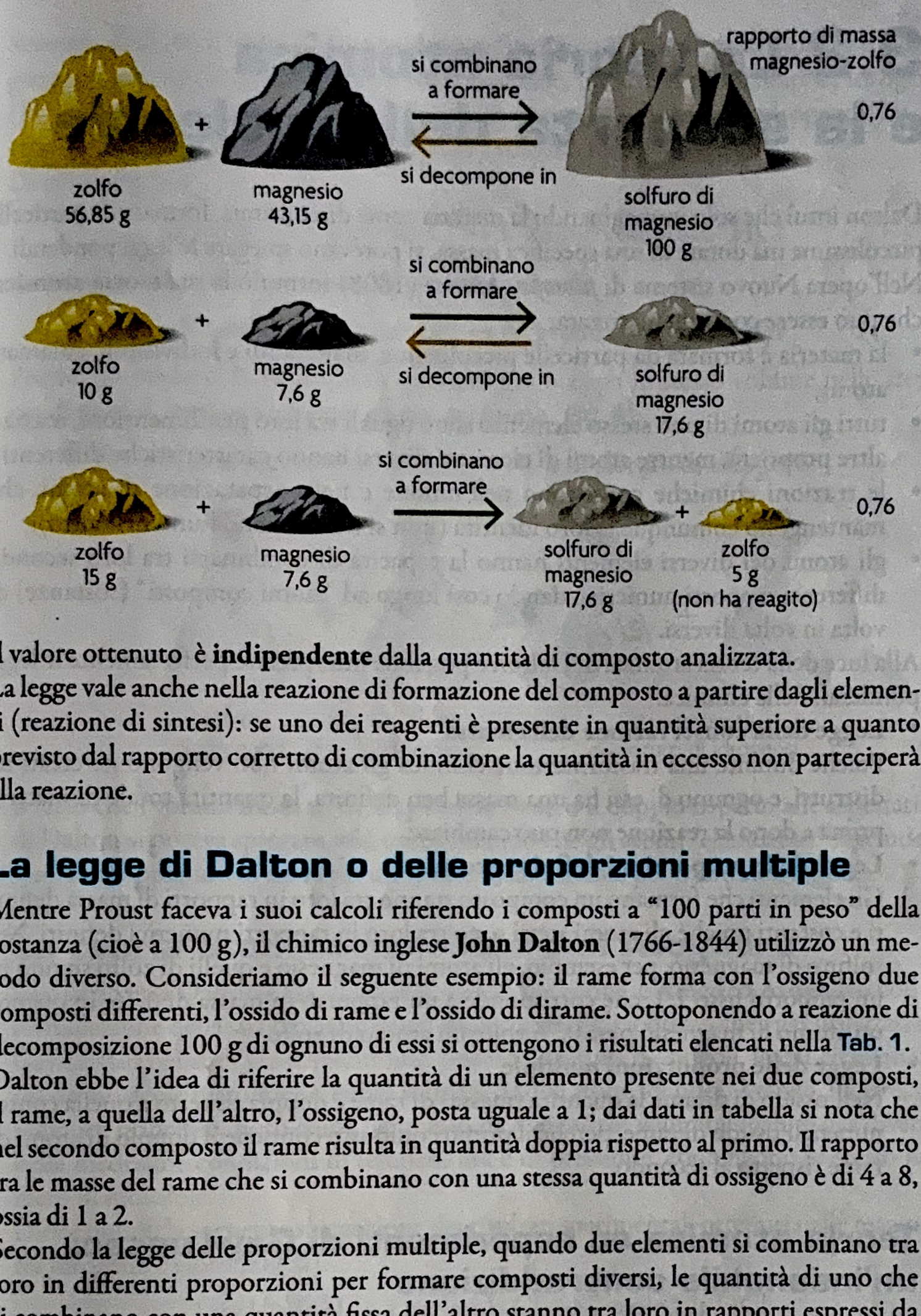


Fig. 2 La legge di Proust.

In 100 g di solfuro di magnesio sono contenuti magnesio e zolfo in un rapporto di massa uguale a 0,76.

In 17,6 g di composto i due elementi sono presenti nello stesso rapporto, che non dipende quindi dalla quantità analizzata.

Se le masse di zolfo e magnesio poste a contatto non sono in rapporto corretto, il reagente in eccesso non reagisce completamente.

Il valore ottenuto è **indipendente** dalla quantità di composto analizzata.
La legge vale anche nella reazione di formazione del composto a partire dagli elementi (reazione di sintesi): se uno dei reagenti è presente in quantità superiore a quanto previsto dal rapporto corretto di combinazione la quantità in eccesso non parteciperà alla reazione.

La legge di Dalton o delle proporzioni multiple

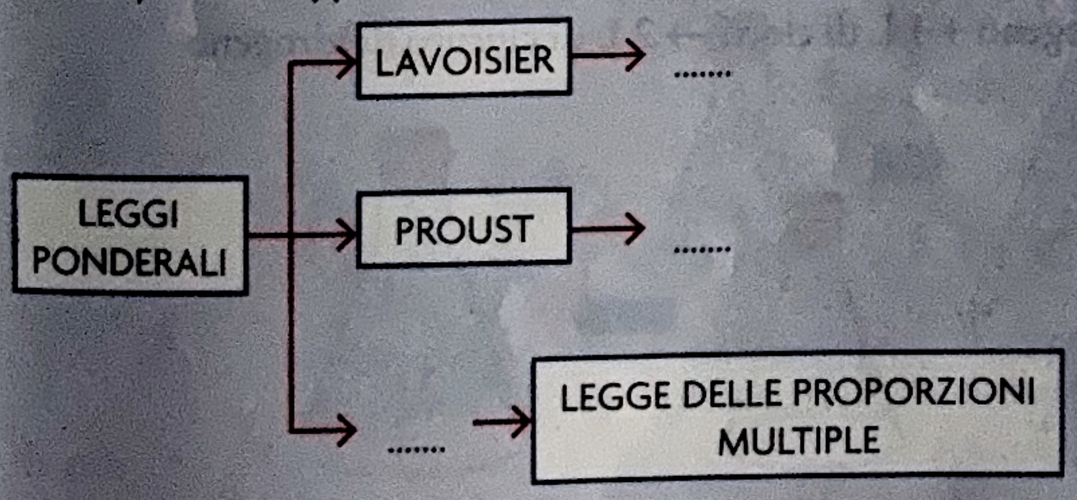
Mentre Proust faceva i suoi calcoli riferendo i composti a "100 parti in peso" della sostanza (cioè a 100 g), il chimico inglese **John Dalton** (1766-1844) utilizzò un metodo diverso. Consideriamo il seguente esempio: il rame forma con l'ossigeno due composti differenti, l'ossido di rame e l'ossido di dirame. Sottoponendo a reazione di decomposizione 100 g di ognuno di essi si ottengono i risultati elencati nella **Tab. 1**.
Dalton ebbe l'idea di riferire la quantità di un elemento presente nei due composti, il rame, a quella dell'altro, l'ossigeno, posta uguale a 1; dai dati in tabella si nota che nel secondo composto il rame risulta in quantità doppia rispetto al primo. Il rapporto tra le masse del rame che si combinano con una stessa quantità di ossigeno è di 4 a 8, ossia di 1 a 2.
Secondo la legge delle proporzioni multiple, quando due elementi si combinano tra loro in differenti proporzioni per formare composti diversi, le quantità di uno che si combinano con una quantità fissa dell'altro stanno tra loro in rapporti espressi da numeri interi e piccoli.

Tab. 1. Rapporti di massa nei composti rame ossigeno.

Composto	Massa di rame (g)	Massa di ossigeno (g)	Rapporto rame-ossigeno
ossido di rame	80	20	4 : 1
ossido di dirame	89	11	8 : 1

MI METTO ALLA PROVA

1 Completo la mappa concettuale partendo dalla traccia proposta.



2 Abbino termini e definizioni.

a Proust **b** Dalton **c** Lavoisier

1 Legge della conservazione della massa: ___
2 Legge delle proporzioni definite e costanti: ___
3 Legge delle proporzioni multiple: ___

3 Scelgo l'alternativa corretta.

a La massa delle sostanze prodotte *è/non è* uguale alla massa delle sostanze reagenti in un ambiente chiuso.

b Nel formare un composto puro gli elementi si combinano tra loro sempre in un rapporto *variabile/costante*.

Appunti di matematica: frazioni

3.2 La teoria atomica e la scoperta delle molecole

Dalton intuì che solo immaginando la materia come discontinua, formata da particelle piccolissime ma dotate di una specifica massa, si potevano spiegare le leggi ponderali. Nell'opera Nuovo sistema di *filosofia chimica* (1808) formulò la sua **teoria atomica**, che può essere così schematizzata:

- la materia è formata da particelle piccolissime, inalterabili e indivisibili, chiamate atomi;
- tutti gli atomi di uno stesso elemento sono uguali tra loro per dimensioni, massa e altre proprietà, mentre atomi di elementi diversi hanno caratteristiche differenti;
- le reazioni chimiche consistono nell'unione e nella separazione di atomi, che mantengono comunque la loro identità (non si trasformano l'uno nell'altro);
- gli atomi dei diversi elementi hanno la capacità di combinarsi tra loro secondo differenti rapporti numerici, dando così luogo ad "atomi composti" (sostanze) di volta in volta diversi.

Alla luce della teoria atomica di Dalton è possibile interpretare perfettamente le leggi ponderali della chimica.

- **Legge della conservazione della massa**
  Poiché durante una trasformazione chimica gli atomi non vengono né creati né distrutti, e ognuno di essi ha una massa ben definita, la quantità totale di materia prima e dopo la reazione non può cambiare.
- **Legge delle proporzioni definite e costanti**
  Gli elementi che formano un composto stanno tra loro in rapporti di massa definiti e costanti poiché gli atomi stessi sono tra loro in rapporti numerici definiti. Nel solfuro di magnesio, per esempio, gli atomi di magnesio e quelli di zolfo stanno in un rapporto fisso 1:1, che corrisponde a un rapporto in massa di 0,76, in quanto un atomo di magnesio pesa 0,76 volte un atomo di zolfo.
- **Legge delle proporzioni multiple**
  Nell'ossido di dirame la quantità (massa) di rame è doppia rispetto a quella contenuta nell'ossido di rame, perché il primo composto contiene il doppio di atomi di rame rispetto al secondo.

Teoria atomica ed esperimenti di Gay-Lussac: un'insanabile contraddizione

Nei primi anni del XIX secolo lo scienziato francese **Joseph L. Gay-Lussac** (1778-1850), facendo reagire tra loro vari gas, ottenne risultati che apparentemente contraddicevano la teoria atomica.

Tra i risultati di Gay-Lussac vi era il fatto che da un litro di idrogeno e un litro di cloro si producono due litri di cloruro d'idrogeno gassoso [Fig. 3]:

1 L di idrogeno + 1 L di cloro → 2 L di cloruro di idrogeno

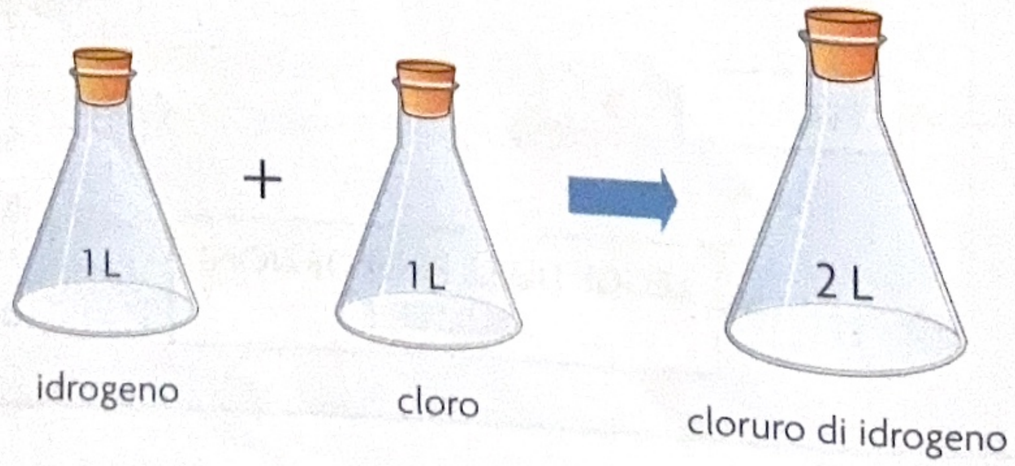


Fig. 3 La reazione tra idrogeno e cloro.

Secondo Dalton, invece, si sarebbe dovuto formare un solo litro di cloruro di idrogeno, poiché egli immaginava che, nella reazione, gli atomi elementari di idrogeno (H) e di cloro (Cl) si unissero in "atomi composti" di cloruro di idrogeno (HCl), contenenti ognuno un atomo di idrogeno e uno di cloro.
Di conseguenza:

1 atomo H + 1 atomo Cl → 1 "atomo composto" HCl

da cui, considerando un numero *N* elevato di atomi,

N atomi H + *N* atomi Cl → *N* "atomi composti" HCl

Poiché un numero N di atomi di qualsiasi gas occupa lo stesso volume nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, avremmo [**Fig. 4**]:

1 L di idrogeno + 1 L di cloro → 1 L di cloruro di idrogeno

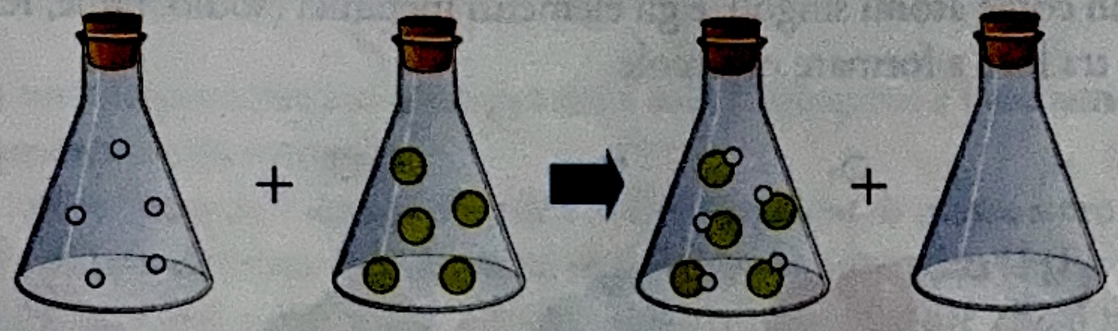


Fig. 4 La reazione tra idrogeno e cloro secondo la teoria atomica di Dalton.

Il fatto che i volumi misurati da Gay-Lussac fossero il doppio rispetto alle aspettative di Dalton si poteva spiegare solo immaginando che gli atomi "elementari" si scindessero, raddoppiando di numero: un'ipotesi inaccettabile per il chimico inglese.

La teoria atomico-molecolare di Avogadro

La diatriba tra Dalton e Gay-Lussac fu risolta dal torinese **Amedeo Avogadro** con la formulazione della sua teoria atomico-molecolare. Egli ipotizzò che i gas utilizzati da Gay-Lussac nei suoi esperimenti non fossero costituiti da singoli atomi elementari, ma da molecole biatomiche, entità formate da due atomi identici. Avanzò, inoltre, un semplice principio, noto come **principio di Avogadro**: volumi uguali di gas diversi, nelle medesime condizioni di temperatura e di pressione, contengono lo stesso numero di molecole.
Diede quindi la seguente spiegazione dei risultati sperimentali ottenuti nelle reazioni tra idrogeno e cloro [**Fig. 5**]:

1 molecola H_2 + 1 molecola Cl_2 → 2 molecole HCl
(2 atomi H) (2 atomi Cl)

Perciò:

N molecole H_2 + N molecole Cl_2 → 2 N molecole HCl

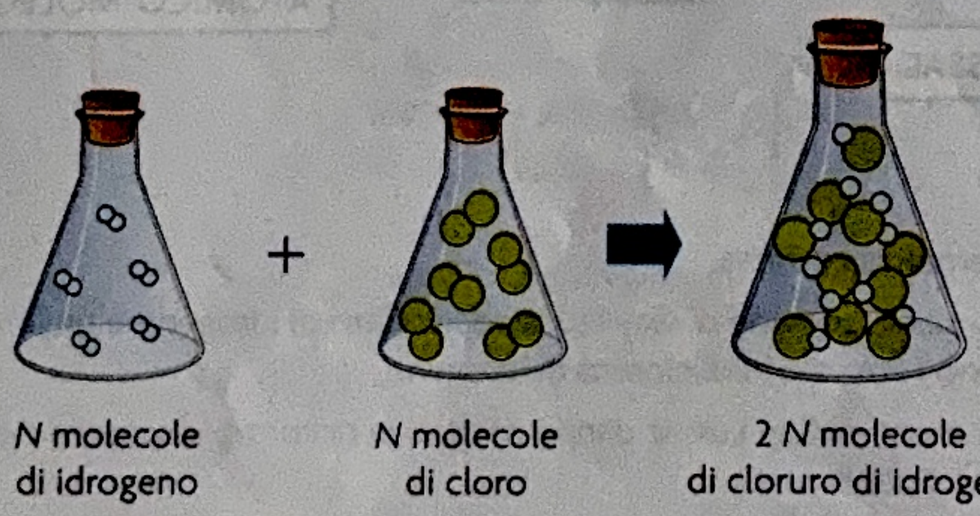


Fig. 5 La reazione tra idrogeno e cloro secondo Avogadro.

da cui:

1 L di idrogeno + 1 L di cloro → 2 L di cloruro di idrogeno

VIDEO

Amedeo Avogadro: biografia in pillole

La definizione di molecola

Fu un altro italiano, **Stanislao Cannizzaro** a introdurre nel 1860, al congresso internazionale di Karlsruhe, la definizione di molecola che ancora oggi usiamo.
La **molecola** è la quantità più piccola di una sostanza che ne **conserva tutte le proprietà chimiche e fisiche** ed è formata da un gruppo di atomi (uguali o diversi) legati tra loro.
Se, per esempio, prendiamo in considerazione una sostanza come l'acqua, possiamo affermare che non esiste in natura una parte di acqua più piccola della sua molecola, formata da due atomi di idrogeno (H) e un atomo di ossigeno (O), e per questo indicata con la formula H_2O: se la dividessimo otterremmo idrogeno e ossigeno, che sono evidentemente sostanze diverse dall'acqua.
Le molecole degli elementi sono formate da due o più atomi uguali, quelle dei composti da atomi differenti [Fig. 6]. Fanno eccezione i gas inerti, come l'elio o l'argo, che sono stabili come atomi singoli, e gli elementi metallici (sodio, rame, ferro, oro ecc.), non uniti tra loro a formare molecole.

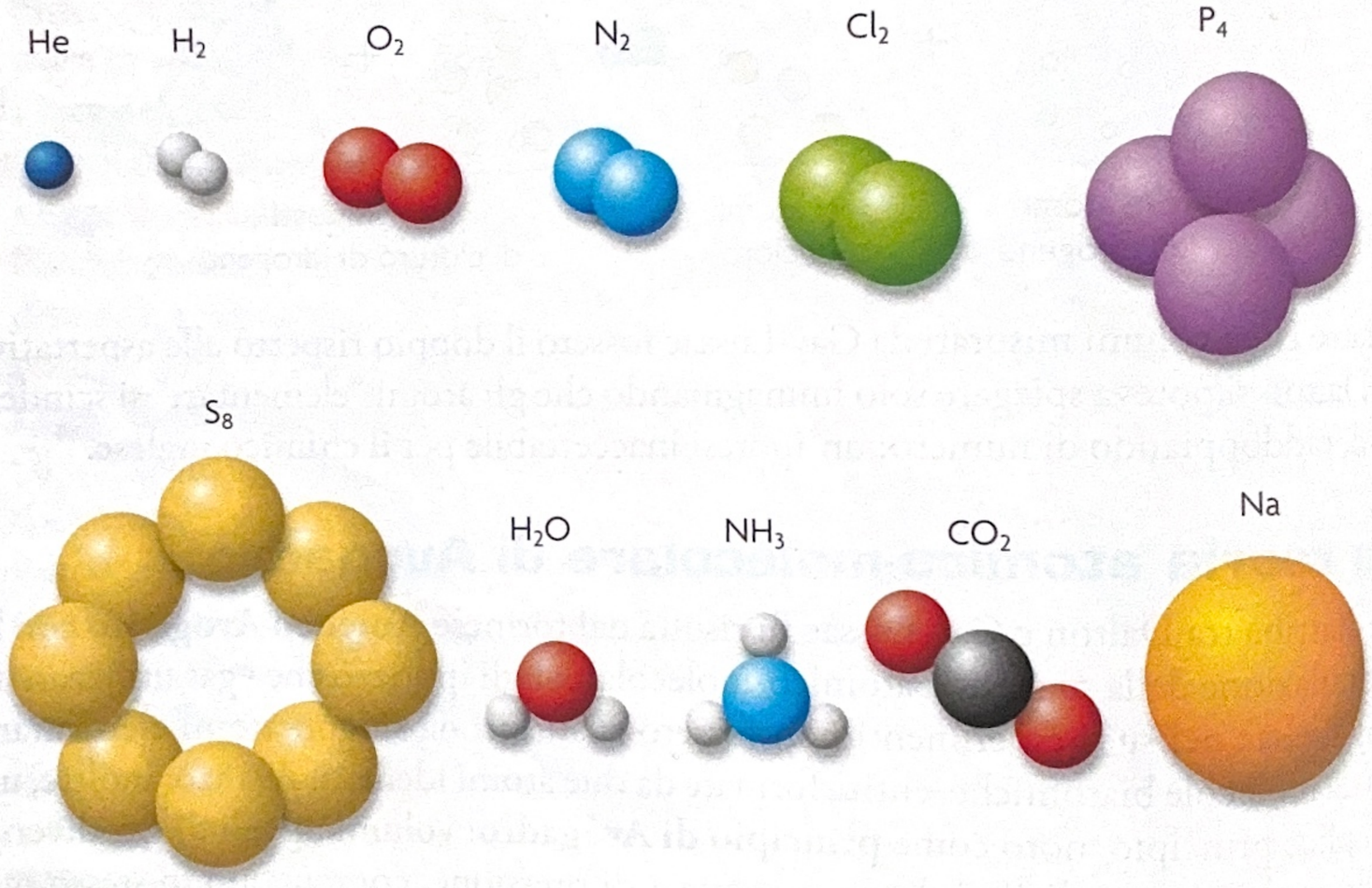
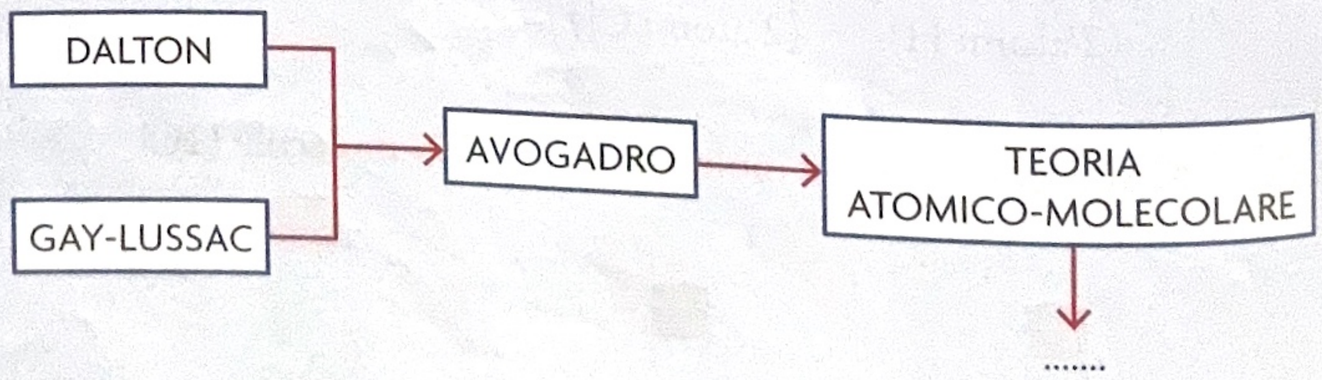


Fig. 6 Rappresentazione di alcune molecole di elementi e composti.

MI METTO ALLA PROVA

1 Completo la mappa concettuale partendo dalla traccia proposta.



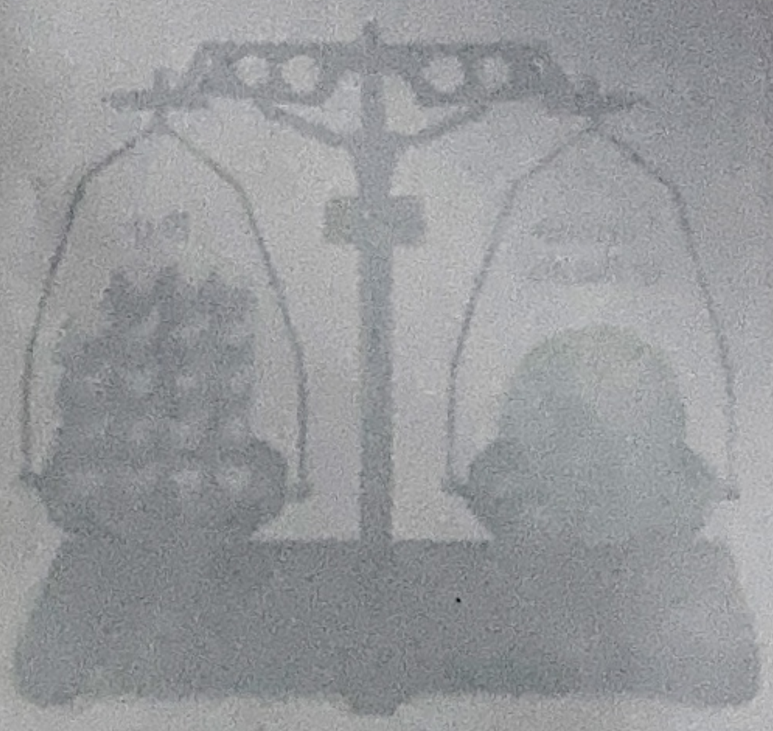
2 Scelgo l'alternativa corretta.

a Secondo gli esperimenti di Gay Lussac da un litro di idrogeno e un litro di cloro si producono *1 litro/2 litri* di cloruro di idrogeno.

b Gli esperimenti di Gay Lussac danno risultati in *accordo/disaccordo* con la teoria atomica di Dalton.

c Secondo Avogadro la molecola di "sostanze semplici" è formata da 2 o più atomi *uguali/diversi*.

3.3 Massa assoluta e massa relativa



Poiché era impossibile, ai tempi di Dalton, misurare la **massa assoluta** degli atomi, egli ideò un'alternativa decisamente geniale: determinare la **massa relativa** degli atomi degli elementi riferendosi a una massa atomica campione dello stesso ordine di grandezza.
Come atomo campione Dalton scelse l'idrogeno, a cui assegnò valore 1 perché già a quei tempi era conosciuto come l'elemento più leggero. Definì quindi **"peso atomico"** di un elemento il rapporto tra la massa dell'atomo di quell'elemento e la massa dell'atomo di idrogeno. In questo modo, anche senza conoscere la massa reale degli atomi, era possibile un confronto tra di essi. Come?
È semplice:

1. si individua un composto in cui sono presenti solo l'idrogeno e l'elemento di cui si vuole conoscere il peso atomico;
2. si determina per mezzo dell'analisi chimica in che rapporto di massa sono tra loro.

Se, per esempio, in una determinata quantità di fluoruro di idrogeno (HF), la massa di fluoro presente è 19 volte quella dell'idrogeno, possiamo stabilire che il fluoro ha peso atomico uguale a 19.
A quei tempi il metodo fu ritenuto valido, ma oggi?

La misurazione delle masse assolute

Diversamente dal passato, oggi è possibile misurare con grande precisione le masse atomiche assolute per mezzo della spettrometria di massa [Fig. 7], una tecnica che permette di ricavare le masse assolute di tutti gli atomi.
Si tratta però di valori estremamente piccoli, di scarsa utilità nella pratica di laboratorio [Tab. 2]. Si è perciò deciso di continuare sulla strada indicata da Dalton: invece di esprimere in kilogrammi la massa di un atomo, se ne confronta il valore con quello della massa di un atomo-campione.

Tab. 2. Masse atomiche assolute di alcuni elementi.

Elemento	Massa (kg)
carbonio	$1{,}994 \cdot 10^{-26}$
ossigeno	$2{,}656 \cdot 10^{-26}$
zolfo	$5{,}325 \cdot 10^{-26}$
rame	$1{,}056 \cdot 10^{-25}$

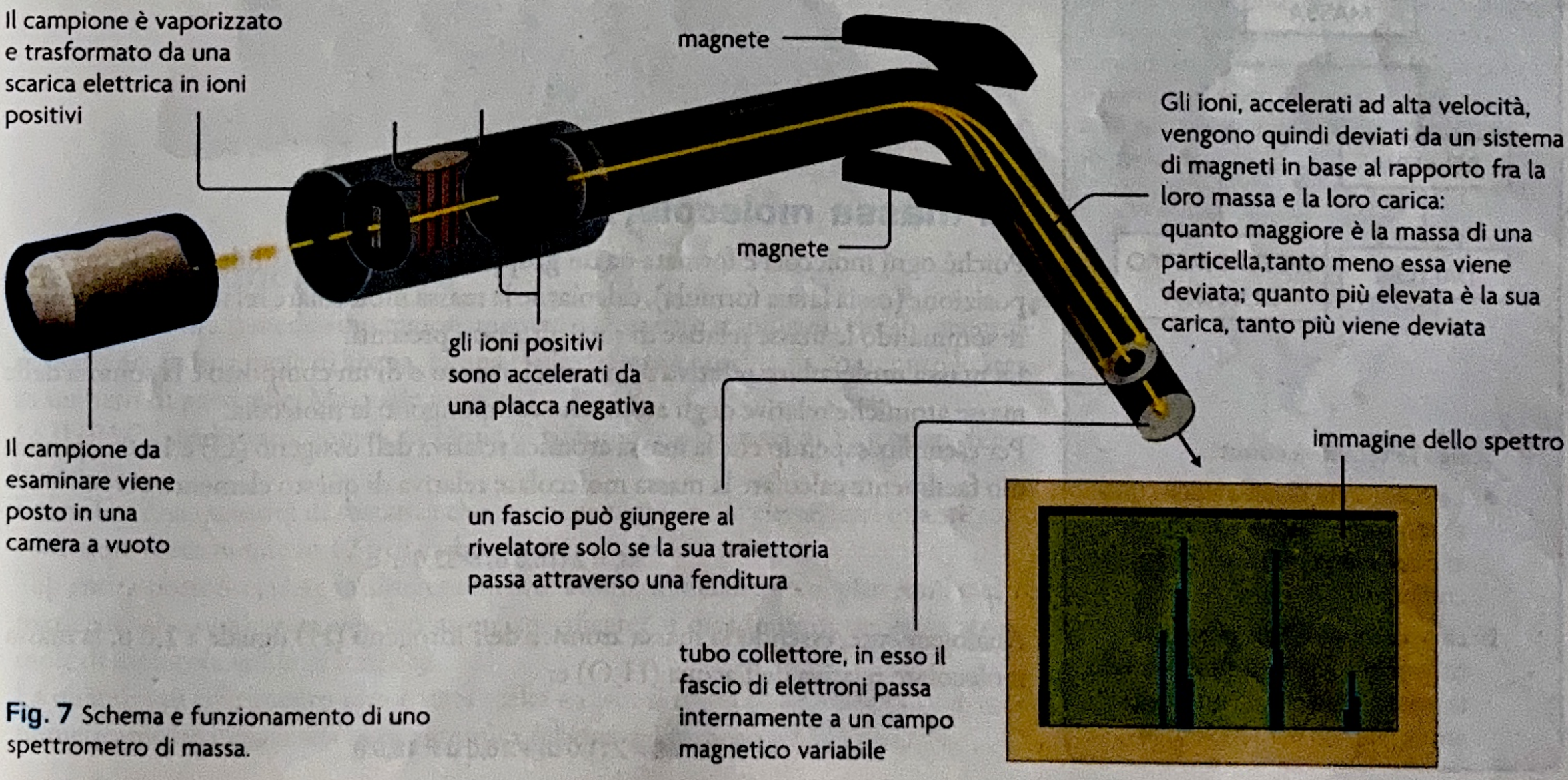


Fig. 7 Schema e funzionamento di uno spettrometro di massa.

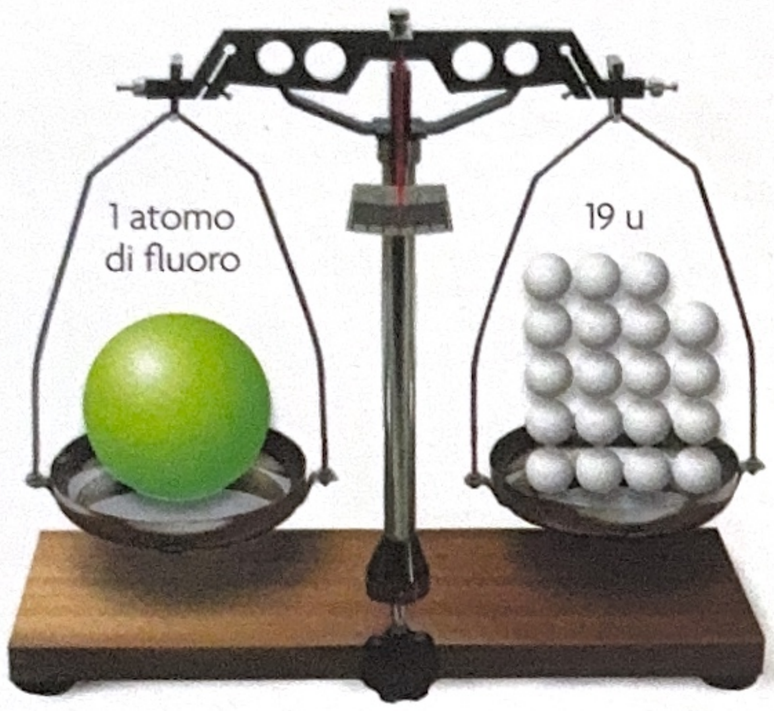


Fig. 8 Se ponessimo su un piatto di una bilancia un atomo di fluoro, per bilanciare dovremmo porre sull'altro piatto 19 u (unità di massa atomica)

L'unità di massa atomica

Per molto tempo è stata utilizzata come unità campione la massa dell'atomo di idrogeno, cui si è dato valore 1. Nel 1961, però, si è stabilito di adottare come **unità di massa atomica** la dodicesima parte della massa dell'atomo di carbonio-12, che è l'isotopo del carbonio più abbondante in natura (come vedremo meglio più avanti, gli atomi di un dato elemento non hanno tutti la stessa massa: due atomi di uno stesso elemento con masse diverse appartengono a due distinti isotopi di quell'elemento).
Dal vecchio "peso atomico" si è passati al concetto di massa atomica relativa.
La **massa atomica relativa** A_r di un elemento è il rapporto tra la massa assoluta dell'elemento stesso e la dodicesima parte della massa dell'atomo di carbonio-12, presa come riferimento [Fig. 8].
Il simbolo con cui viene indicata l'unità di massa atomica è **u** (o **uma**).
Calcoliamo l'equivalente in kilogrammi di 1 u, a partire dalla massa atomica assoluta (*m.a.a.*) del carbonio, che è uguale, come indicato nella Tab. 2, a $1{,}994 \cdot 10^{-26}$ kg:

$$1\ \text{u} = \frac{1{,}994 \cdot 10^{-26}\ \text{kg}}{12} = 1{,}66 \cdot 10^{-27}\ \text{kg}$$

È ora possibile determinare la massa atomica relativa A_r di ogni elemento: basta calcolare quante volte la massa di riferimento è contenuta nella massa in kilogrammi dell'elemento considerato. In pratica,

$$\text{massa atomica relativa (u)} \longrightarrow A_r = \frac{m.a.a.}{1{,}66 \cdot 10^{-27}\ \text{kg}} \leftarrow \text{massa atomica assoluta (kg)}$$

$1{,}66 \cdot 10^{-27}$ kg: equivalente in kg dell'unità di massa atomica u

Per esempio, per lo zolfo, la cui *m.a.a.* è $5{,}325 \cdot 10^{-26}$ kg, troviamo:

$$A_r = \frac{5{,}325 \cdot 10^{-26}\ \text{kg}}{1{,}66 \cdot 10^{-27}\ \text{kg}} = 32{,}1\ \text{u}$$

La massa molecolare relativa

Poiché ogni molecola è formata da un gruppo di atomi, è possibile, nota la sua composizione (ossia la sua formula), calcolarne la massa molecolare relativa semplicemente sommando le masse relative di tutti gli atomi presenti.
La **massa molecolare relativa** M_r di un elemento o di un composto è la somma delle masse atomiche relative degli atomi che compongono la molecola.
Per esempio, sapendo che la massa atomica relativa dell'ossigeno (O) è 16,0 u, possiamo facilmente calcolare la massa molecolare relativa di questo elemento (O_2):

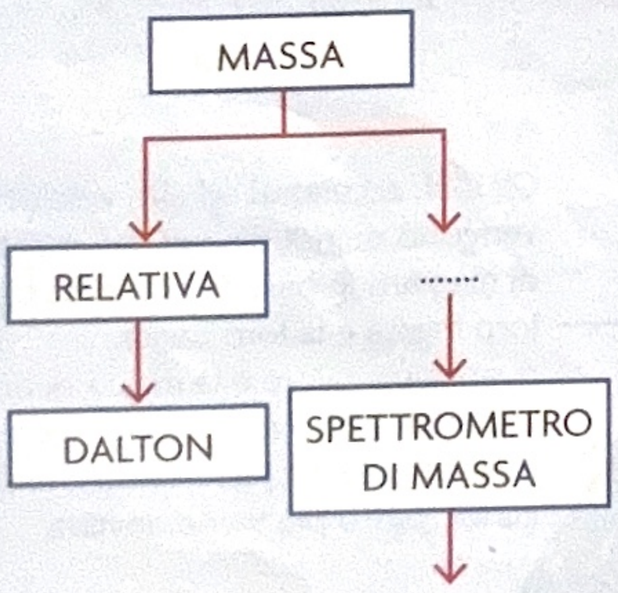
$$M_r = 2\ (16{,}0\ \text{u}) = 32{,}0\ \text{u}$$

Analogamente, essendo la massa atomica dell'idrogeno (H) uguale a 1,0 u, la massa molecolare relativa dell'acqua (H_2O) è:

$$M_r = 2\ (1{,}0\ \text{u}) + 16{,}0\ \text{u} = 18{,}0\ \text{u}$$

? MI METTO ALLA PROVA

1 Completo la mappa concettuale partendo dalla traccia proposta.



2 Scelgo l'alternativa corretta.

a L'attuale unità di misura delle masse atomiche relative è *l'idrogeno/la dodicesima parte dell'atomo di carbonio-12*.

b La massa molecolare relativa si ottiene *sommando/moltiplicando* le masse atomiche relative degli atomi presenti nella molecola.

3.4 La mole: il contatore delle quantità di sostanza

Fra le grandezze fondamentali del SI, la IUPAC ha introdotto ufficialmente la **quantità di sostanza**, la cui unità di misura è chiamata **mole** (simbolo **mol**).
Immaginiamo di andare a fare la spesa settimanale all'ortomercato e acquistare 10 kg di zucchine (ognuna del peso di 100 g), 4 kg di prugne (ognuna del peso di 40 g) e 1 kg di pomodorini (ognuno del peso di 10 g).
Sono indubbiamente quantità differenti dei tre tipi di frutta, ma costituite dallo stesso numero di pezzi: in 10 kg di zucchine, 2 kg di prugne e 1 kg di pomodorini, infatti, sono contenuti 100 pezzi di ciascun frutto. Se definissimo mole una quantità di frutta contenente 100 pezzi di ogni frutto, potremmo affermare che 10 kg di zucchine sono una mole di zucchine, 4 kg di prugne sono una mole di prugne e 1 kg di pomodorini è una mole di pomodorini. Poiché una zucchina pesa 10 volte un pomodorino, anche una mole di zucchine pesa 10 volte una mole di pomodorini [Fig. 9]: i rapporti quantitativi restano inalterati.

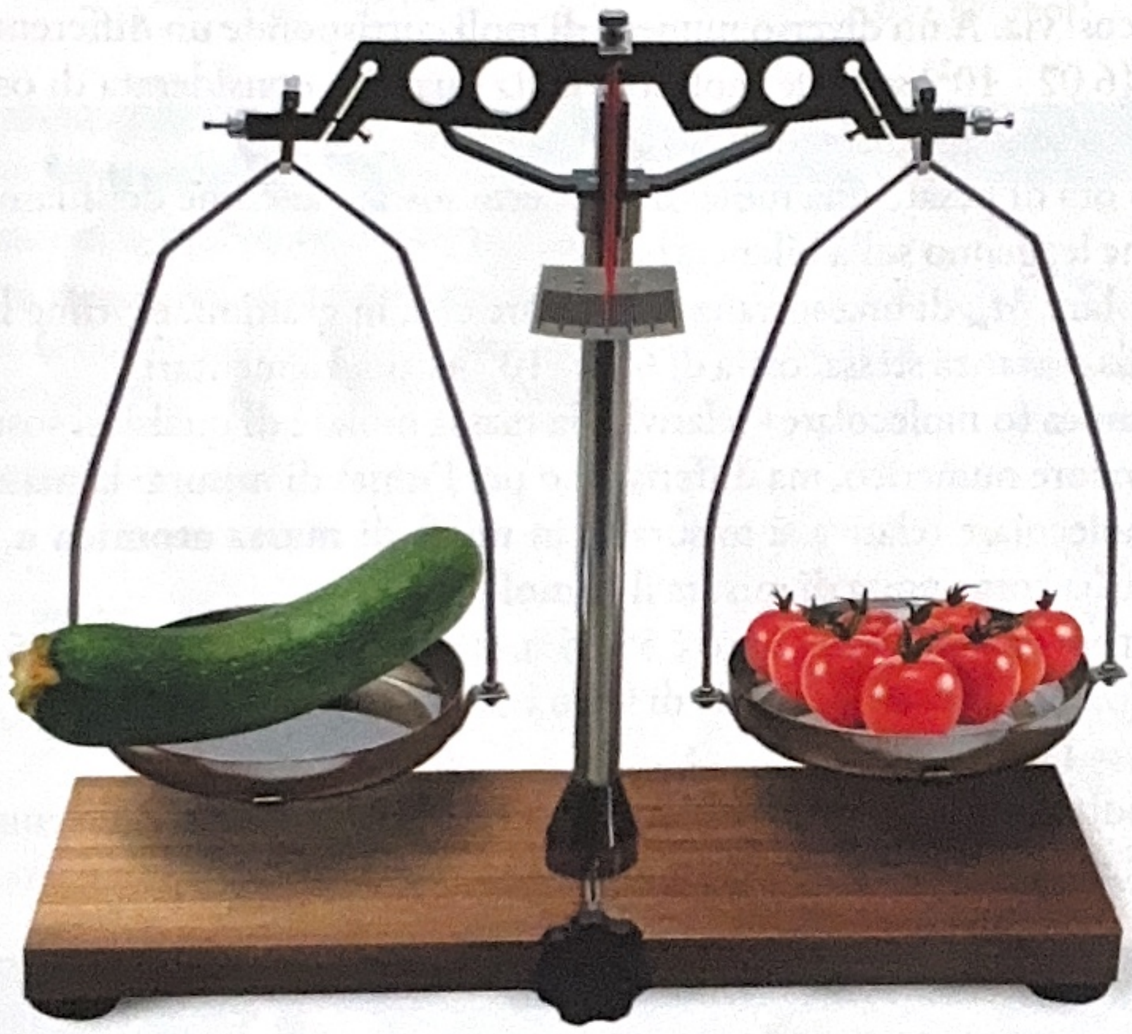


Fig. 9 Se il rapporto tra le masse di pomodorini e zucchine fosse sempre 10 : 1, per bilanciare il peso di un numero qualunque di zucchine occorrerebbe decuplicare il numero dei pomodorini. Viceversa, a parità di numero di frutti, la massa complessiva delle zucchine sarebbe 10 volte quella dei pomodorini.

La definizione di mole

Applichiamo ora il medesimo ragionamento in chimica e stabiliamo che in una mole di ossigeno, in una mole di acqua, in una mole di ferro e così via sia contenuto lo stesso numero di particelle. Ma quale numero?
La IUPAC ha adottato, come campione di riferimento, la massa di 12 g esatti di carbonio-12.
La **mole** è una quantità di sostanza che contiene tante entità elementari quante sono contenute esattamente in 12 g di carbonio-12.
Tali entità possono essere indifferentemente atomi, molecole, ioni, elettroni, o altre particelle, che ogni volta devono essere specificate: si dice, quindi, mole di atomi, mole di molecole, mole di ioni ecc.
La quantità di riferimento non è stata scelta a caso: si tratta di un valore (12 g/mol) numericamente uguale alla massa atomica relativa del carbonio-12 (12 u).

VIDEO

Moli e numero di Avogadro; Perché il numero di Avogadro è così importante?

Il numero di Avogadro

Conoscendo la m.a.a. del carbonio, uguale a $1{,}994 \cdot 10^{-26}$ kg e quindi a $1{,}994 \cdot 10^{-23}$ g, possiamo calcolare il numero N_A, detto **numero di Avogadro**, degli atomi contenuti in ogni mole di carbonio-12:

$$N_A = \frac{12\ \text{g/mol}}{1{,}994 \cdot 10^{-23}\ \text{g}} = 6{,}02 \cdot 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$$

Il **numero di Avogadro** N_A, che si esprime in mol^{-1}, è il numero di entità elementari presenti in una mole di qualunque sostanza.
Si tratta di un numero enorme (un 6 seguito da 23 zeri), il cui valore è stato in realtà determinato sperimentalmente alla fine del XIX secolo, molto prima che si fosse in grado di misurare le masse atomiche assolute.
Con le nuove tecnologie è stato misurato con grande precisione e dal 2019 è la costante fisica alla base della definizione di mole nel Sistema Internazionale (S.I.).

La massa molare

Il chimico, quando pesa una sostanza, in realtà conta il numero n delle moli di cui è costituita: una mole ($n = 1$ mol) di molecole di ossigeno, due moli ($n = 2$ mol) di atomi di ferro e così via. A un diverso numero di moli corrisponde un differente numero di particelle ($6{,}02 \cdot 10^{23}$ sono le molecole nella quantità considerata di ossigeno, in numero doppio sono gli atomi di ferro).
Supponiamo ora di pesare una mole di una certa sostanza: come definiamo il valore in grammi che leggiamo sulla bilancia?
La **massa molare** M_m di una sostanza è il valore che, in grammi, esprime la massa di una mole della sostanza stessa, ossia di $6{,}02 \cdot 10^{23}$ entità elementari.
La massa atomica (o molecolare) relativa e la massa molare di qualsiasi sostanza hanno lo stesso valore numerico, ma differiscono per l'unità di misura: la massa atomica e la massa molecolare relativa si misurano in **unità di massa atomica u**, mentre la massa molare ha come unità di misura il **g/mol**.
Se la massa atomica relativa del ferro è 55,85 u, la sua massa molare sarà 55,85 g/mol; di conseguenza la massa di una mole di ferro è 55,85 g, quella di due moli è: $2 \cdot (55{,}85\ \text{g}) = 111{,}7$ g, e così via.
Appare quindi evidente che la massa di una mole varia al variare della composizione elementare della sostanza [Fig. 10].



Fig. 10 Una mole di alcune sostanze solide.

Per le trasformazioni si possono usare alcune semplici formule.
Per convertire la quantità di sostanza n in massa m:

massa (g) $\longrightarrow m = M_m n$ ← massa molare (g/mol); ← numero di moli (mol)

e, viceversa,

$$n = \frac{m}{M_m}$$

VIDEO

Conversione grammi in moli e moli in grammi

Per convertire la quantità di sostanza n in numero di particelle N:

numero di particelle $\longrightarrow N = N_A n$ ← numero di Avogadro: $6{,}02 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$; ← numero di moli (mol)

Per convertire il numero di particelle N in massa m:

massa molare (g/mol) → $m = \frac{M_m N}{N_A}$ ← numero di particelle; massa (g) → ; ← numero di Avogadro: $6{,}02 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$

RISOLVIAMO INSIEME!

Dalle masse alle moli e viceversa

Calcoliamo la massa molare del triossido di diazoto (N_2O_3), quindi determiniamo a quante moli corrispondono 56 g di iodio (I_2) e infine calcoliamo la massa di 7,0 mol di idrossido di sodio (NaOH).

Dati e incognite

N_2O_3: M_m = ?
I_2: m = 56 g; n = ?
NaOH: n = 7,0 mol; m = ?

Soluzione

- **N_2O_3**

La massa atomica relativa dell'azoto è 14,0 u, mentre quella dell'ossigeno è 16,0 u. Pertanto la massa molecolare relativa del composto è:

$$M_r = 2\ (14{,}0)\ u + 3\ (16{,}0\ u) = 76{,}0\ u$$

La massa molare M_m ha il medesimo valore numerico (ma diversa unità di misura):

$$M_m = 76{,}0\ g/mol$$

- **I_2**

Lo iodio ha massa atomica relativa = 126,9 u. Per lo iodio si trova M_r = 2 (126,9 u) = 253,8 u, da cui M_m = 253,8 g/mol.
Pertanto il numero di moli n si calcola dividendo per M_m la massa m espressa in grammi della sostanza

$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{56\ g}{253{,}8\ g/mol} = 0{,}22\ mol$$

- **NaOH**

Tenendo conto che 23,0 u è la massa atomica del sodio, 16,0 u quella dell'ossigeno e 1,0 quella dell'idrogeno, si ottiene che la massa molecolare relativa dell'idrossido di sodio è

$$M_r = 23{,}0\ u + 16{,}0 + 1{,}0\ u = 40{,}0\ u$$

Di conseguenza la massa molare è

$$M_m = 40{,}0\ g/mol$$

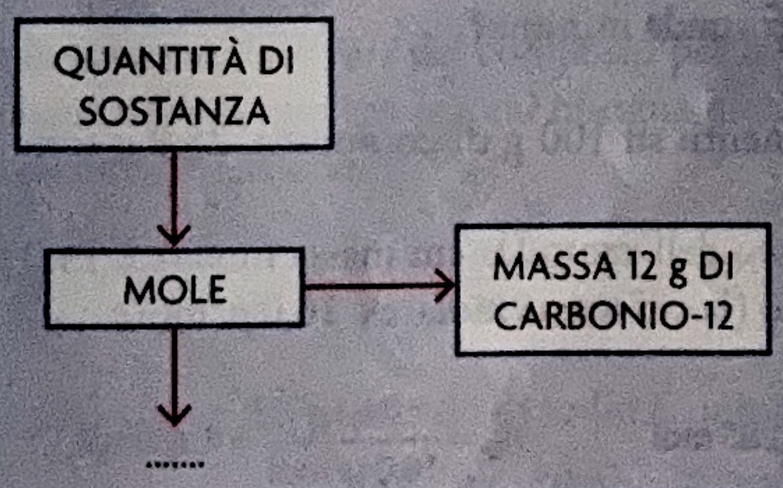
Pertanto:

$$m = M_m \cdot n$$

$$m = (40{,}0\ g/mol)\ (7{,}0\ mol) = 280{,}0\ g$$

MI METTO ALLA PROVA

1 Completo la mappa concettuale partendo dalla traccia proposta.



2 Scelgo l'alternativa corretta.

a Il numero, costante, di Avogadro *è/non è* il numero di entità elementari contenute in una mole di qualunque sostanza.

b L'unità di misura del numero di Avogadro è mol^{-1}/g^{-1}.

c La massa molare è una quantità in grammi pari alla massa di *una mole/un'unità di massa atomica* di qualunque sostanza.

d La formula che permette di calcolare le moli di una sostanza dalla sua massa è $n = m : M_m / n = m \cdot M_m$.

3.5 Le formule: il linguaggio della chimica

I composti chimici vengono rappresentati in modo abbreviato attraverso le loro formule. Una formula chimica evidenzia gli elementi che formano un composto e il rapporto numerico in cui sono combinati i loro atomi. Esistono diversi tipi di formule chimiche.
La **formula minima**, detta anche **empirica**, o **grezza**, o **bruta**, di un composto indica in quale rapporto numerico sono gli atomi che lo costituiscono (tale rapporto è espresso con il numero intero più piccolo possibile).
Sono formule minime, per esempio, H_2O, HCl e N_2O.
Il numero di atomi di ciascun tipo è specificato dall'indice scritto in basso a destra del simbolo dell'atomo (l'indice 1 si sottintende). La lettura di una formula, per esempio CH_4, è semplice: si scandiscono i simboli degli elementi pronunciando il numero di volte in cui sono scritti, cioè "ci-acca-quattro". Se nella formula è presente più di una volta lo stesso gruppo di atomi, quest'ultimo viene racchiuso tra parentesi tonde e, a destra delle parentesi, in basso, si scrive il numero che indica quante volte il gruppo è ripetuto: la lettura di $Mg(NO_3)_2$ si effettua scandendo i simboli degli elementi e il gruppo tra parentesi in questo modo: "emme-gi enne-o-tre preso due volte".
La formula minima non spiega in che modo gli atomi sono legati fra loro. Questo è il compito della formula di struttura, in cui il legame esistente tra due atomi in una molecola è simboleggiato con una lineetta. In alcuni casi tra due atomi possono formarsi due o tre legami, che vengono evidenziati con una doppia o una tripla lineetta (ossia = o ≡). Le formule di struttura a volte vengono rappresentate con modelli tridimensionali [Fig. 11].

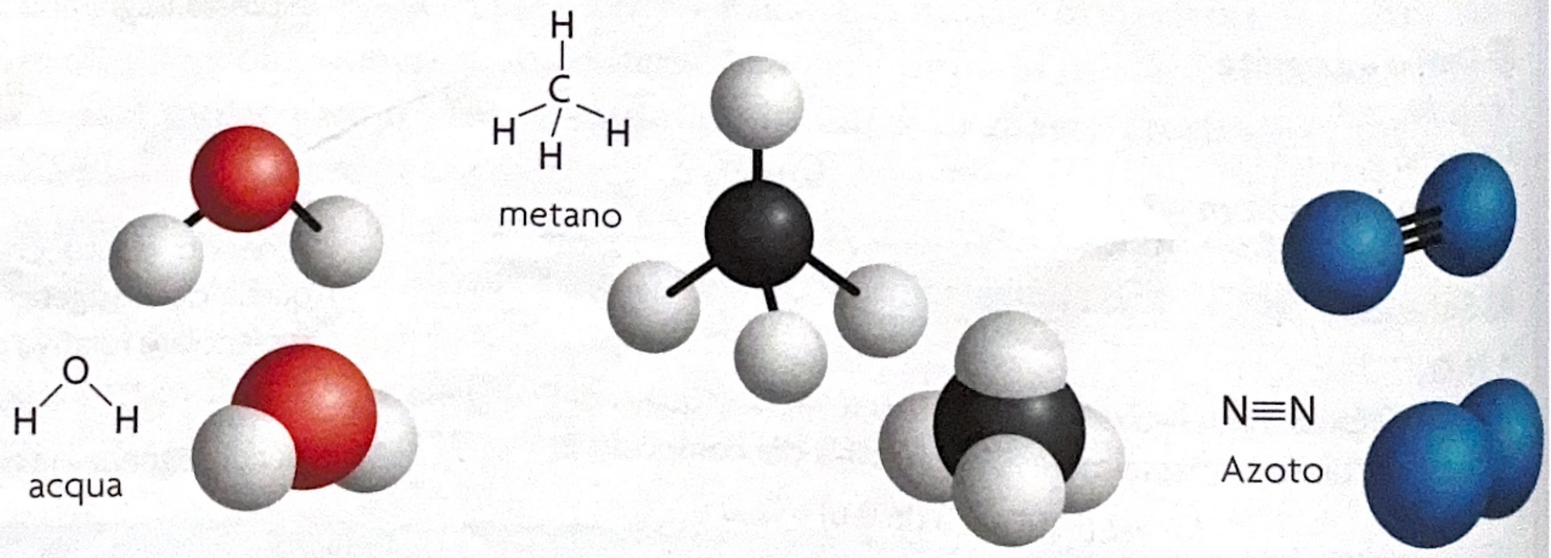


Fig. 11 Formule di struttura e modelli tridimensionali di alcune sostanze.

Come si determina la formula di un composto?

Ora che conosciamo i concetti di massa atomica relativa, di mole e di massa molare, è possibile determinare la formula minima di ogni sostanza utilizzando la sua **composizione elementare percentuale**, ossia la percentuale in massa di ogni elemento ottenuta dall'analisi di 100 g di composto. Vediamo in che modo, attraverso un esempio.
Un composto, all'analisi elementare, è risultato formato da 25,9% di azoto e 74,1% di ossigeno. Come ricavare la sua formula minima?

Risaliamo alla massa degli elementi: su 100 g di composto, 25,9 g sono di azoto e 74,1 g sono di ossigeno.
Calcoliamo il numero di moli n_N dell'azoto (la cui massa molare è 14,0 g/mol) e il numero di moli n_O dell'ossigeno (la cui massa molare è 16,0 g/mol):

$$n_N = \frac{25{,}9\,\text{g}}{14{,}0\,\text{g/mol}} = 1{,}85\,\text{mol} \qquad n_O = \frac{74{,}1\,\text{g}}{16{,}0\,\text{g/mol}} = 4{,}63\,\text{mol}$$

Da questi risultati si nota che il rapporto molare tra azoto e ossigeno non è espresso da fattori interi:

$$n_N : n_O = 1{,}85 : 4{,}63$$

Dividiamo entrambi i fattori per il più piccolo di essi:

$$n_N : n_O = (1{,}85 : 1{,}85) : (4{,}63 : 1{,}85) = 1 : 2{,}5$$

Ancora il rapporto non è espresso da fattori interi. Per renderli interi moltiplichiamoli entrambi per 2:

$$n_N : n_O = (1 \cdot 2) : (2{,}5 \cdot 2) = 2 : 5$$

Possiamo ora scrivere la formula minima:

$$N_2O_5$$

Appunti di matematica: proporzioni e percentuali

Dalla composizione percentuale alla formula molecolare di un composto

Per parecchi composti la formula minima non coincide con la formula molecolare.
Si chiama **formula molecolare** la formula che indica quanti atomi dei diversi elementi sono effettivamente presenti in una singola molecola di un dato composto.
La formula molecolare può essere uguale alla formula minima o a un suo multiplo.
Per scrivere la formula molecolare bisogna conoscere la massa molare vera del composto: dividendo questa per la massa molare ricavabile dalla formula minima, si ottiene il numero intero per cui è necessario moltiplicare la formula minima stessa per arrivare a quella molecolare.
Il perossido di sodio, per esempio, ha la seguente composizione elementare:

58,97% di Na, 41,03% di O

Se la sua massa molare è 78,0 g/mol, qual è la sua formula molecolare? Procediamo per passi.
Ricaviamo il numero di moli n_{Na} del sodio (avente massa molare di 23,0 g/mol) e il numero di moli n_O dell'ossigeno che si trovano in 100 g del composto:

$$n_{Na} = \frac{58{,}97\ \text{g}}{23{,}0\ \text{g/mol}} = 2{,}56\ \text{mol} \qquad n_O = \frac{41{,}03\ \text{g}}{16{,}0\ \text{g/mol}} = 2{,}56\ \text{mol}$$

da cui

$$n_{Na} : n_O = 2{,}56 : 2{,}56 = 1 : 1$$

Notando che i due numeri sono in rapporto 1 : 1, deduciamo che la formula minima è NaO.
Calcoliamo ora la massa molare M_m corrispondente a questa formula minima:

$$M_m = (23{,}0 + 16{,}0)\ \text{g/mol} = 39{,}0\ \text{g/mol}$$

Dividendo la massa molare vera del composto per la massa molare associata alla formula minima si trova il numero per cui bisogna moltiplicare la formula minima per ottenere la formula molecolare:

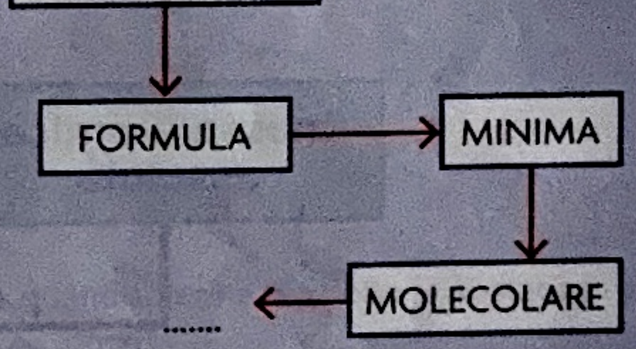
$$\frac{78{,}0\ \text{g/mol}}{39{,}0\ \text{g/mol}} = 2$$

La formula molecolare del perossido di sodio è, quindi,

$$Na_2O_2$$

MI METTO ALLA PROVA

1 Completo la mappa concettuale partendo dalla traccia proposta.



2 Scelgo l'alternativa corretta.

a La formula minima (empirica, bruta) di un composto si ricava dalla *composizione elementare percentuale/massa molare*.

b b La formula molecolare *può/non può* essere un multiplo della formula minima.