

## Cenni allo sviluppo storico della teoria atomica della materia

La chimica è la scienza che studia, sotto gli aspetti quantitativi e qualitativi, la composizione e la trasformazione della **materia** (o meglio diversi campioni di materia con specifiche proprietà chiamati Materiali).

La materia si presenta in stati di aggregazione diversi (a seconda della temperatura e della pressione):

- Solido
- Liquido
- Gassoso

La materia è costituita da particelle elementari piccolissime dette **Atomi** che si differenziano per le loro proprietà.

Atomi con le stesse proprietà costituiscono gli **Elementi**.

Gli elementi finora noti sono 118, di cui solo 90 presenti in natura (tutti gli altri sono ottenuti artificialmente).

Ogni elemento ha un suo nome e un suo simbolo.

Mentre gli elementi sono costituiti da atomi della stessa specie, i **Composti** (costituiti da due o più elementi in proporzione definita) contengono atomi con diverse proprietà.

Un aggregato di pochi o molti atomi si chiama **Molecola**. La formula di una molecola ci indica:

- gli elementi presenti
- il rapporto con cui questi sono presenti

Esempio:

- L'idrogeno gassoso viene indicato con la formula  $H_2$  per rappresentare che in ogni molecola sono presenti due atomi di idrogeno
- L'acqua viene presentata con la formula  $H_2O$ , poichè nella molecola di questo composto sono presenti due atomi di idrogeno per ogni atomo di ossigeno.
- La molecola del perossido di idrogeno (o acqua ossigenata) è  $H_2O_2$  in quanto contiene due atomi di ossigeno per due di idrogeno

### 1. Cenni storici

La chimica affonda le proprie radici in tempi antichissimi (V Millennio a.C. armi in rame) ma fu riconosciuta come dottrina scientifica (dottrina supportata da verifiche sperimentali) solo verso le fine del '700 e l'inizio del '800.

La sua rapida evoluzione si è realizzata solo nel XX secolo grazie alle moderne conoscenze della struttura atomica della materia, che hanno permesso di spiegare il verificarsi di certe trasformazioni chimiche e il non verificarsi di altre.

Le prime intuizioni sulla struttura della materia sono attribuibili agli antichi filosofi greci. Democrito, nel IV Secolo a.C., postulò che la materia fosse costituita da particelle

piccolissime e indivisibili dette Atomi, ma tale intuizione rimase sterile per quasi venti secoli poichè non supportata da verifiche sperimentali.

Solo nel 1808 il concetto di atomo della materia fu ripreso dallo scienziato inglese John Dalton il quale propose una teoria basata sull'esperienza cioè interpretava le leggi fino ad allora formulate in base a misure della massa delle sostanze coinvolte nelle reazioni chimiche e chiamate Leggi Stechiometriche.

## 2. Legge sulla conservazione della massa (di Lavoisier)

La prima legge della stechiometria deve la paternità a Antoine-Laurent Lavoisier. Nel 1785 Lavoisier ebbe l'intuizione di seguire il processo delle reazioni chimiche introducendo l'uso della bilancia come metodo di controllo.

Fino ad allora si riteneva che un metallo scaldato all'aria, a seguito del riscaldamento perdesse il "Flogisto" trasformandosi in una "calce" (che oggi chiamiamo ossido) che, una volta riscaldata con carbone, era in grado di ritrasformarsi in metallo, riacquistando il flogisto (di cui il carbone era ricco).

Lavoisier, controllando con la bilancia la massa delle sostanze reagenti, si accorse che il metallo aumentava di massa durante la sua trasformazione in calce (reazione chiamata "ossidazione del metallo") mentre l'aria diminuiva di massa e quindi non poteva esserci perdita di flogisto da parte del metallo; analogamente, nella seconda reazione (dove l'aria si appesantiva mentre la calce si alleggeriva, non vi poteva essere acquisto di flogisto da parte del metallo.

---

Legge di Lavoisier:

***In una trasformazione chimica la massa dei reagenti è uguale a quella dei prodotti (in altre parole, la materia non si crea e non si distrugge ma solo si trasforma)***

---

La legge di conservazione della massa di Lavoisier e le altre che seguirono, suggerirono a Dalton di riprendere la concezione atomistica degli antichi greci e di formulare nel 1808 la prima teoria atomica fondata sull'esperienza.

## 3. Teoria atomica di Dalton

- A. *la materia è costituita da particella indivisibili chiamate Atomi*
- B. *gli atomi sono caratterizzati dalla loro massa; atomi di uno stesso elemento hanno la stessa massa e le stesse proprietà; elementi diversi sono costituiti da atomi con proprietà diverse e quindi con masse diverse;*
- C. *gli atomi sono indistruttibili e mantengono la loro individualità durante le reazioni chimiche;*
- D. *atomi di elementi diversi si combinano tra loro secondo numeri interi e piccoli per formare i composti*

Accettando la teoria atomica di Dalton, la legge di Lavoisier è ben interpretata. Infatti la materia è costituita da corpuscoli (atomi) di massa ben definita e quando questi si combinano tra di loro per dare i composti, cambia il loro modo di raggrupparsi ma non la loro massa (la massa dei reagenti è uguale a quella dei prodotti).

#### 4. Determinazione dei pesi atomici e delle formule chimiche (Principio di Avogadro e regola di Cannizzaro)

Nel 1811, il piemontese Avogadro, sulla base di osservazioni sperimentali fatte in precedenza da Joseph-Louis Gay-Lussac su reazioni tra gas, ipotizzò che:

*le particelle ultime che costituiscono gli elementi allo stato gassoso non fossero gli atomi ma le molecole: raggruppamenti di atomi.*

Ad esempio: l'idrogeno allo stato gassoso era costituito da molecole biatomiche.

In base a tali considerazioni, Avogadro enunciò il seguente postulato:

---

#### Legge di Avogadro

***Volumi uguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione, contengono lo stesso numero di molecole.***

---

Tale ipotesi permise per la prima volta di avere informazioni sui rapporti fra le masse molecolari allo stato gassoso.

Se indichiamo con **W<sub>A</sub>** e **W<sub>B</sub>** le masse di "*volumi uguali di gas diversi*" contenenti un uguale numero di molecole, il rapporto  $W_A / W_B$  fornisce il rapporto delle masse delle molecole che costituiscono i due gas.

L'ipotesi di Avogadro non fu accettata per circa mezzo secolo fino a quando, nel 1858, il siciliano Cannizzaro, accettando l'ipotesi che le molecole dell'idrogeno fossero biatomiche determinò il peso molecolare di molte sostanze allo stato gassoso in base a "Misure di densità relativa".

Per "Densità Relativa" **d<sub>rel</sub>** si intende il rapporto tra la densità di una sostanza e quella di una sostanza di riferimento, entrambe nelle stesse condizioni di pressione e temperatura. Se indichiamo con **d<sub>A</sub>** e **d<sub>B</sub>** le densità dei gas A e B con **W<sub>A</sub>** e **W<sub>B</sub>** le masse dei due gas occupanti un uguale volume **V** (nelle stesse condizioni di pressione e temperatura) si ha che:

$$d_A = W_A / V$$

$$d_B = W_B / V$$

La densità relativa  $d_{rel}$  del gas A rispetto al gas B sarà:

$$d_{rel} = d_A / d_B = W_A / W_B$$

Poichè  $W_A$  e  $W_B$  contengono lo stesso numero di molecole, il loro rapporto deve essere uguale al rapporto tra i rispettivi pesi molecolari  $M_A$  e  $M_B$  (intesi come sommatoria dei pesi atomici degli atomi costituenti le molecole). Quindi:

$$d_{rel} = d_A / d_B = M_A / M_B$$

Se B è l'idrogeno (per il quale Cannizzaro assume peso atomico 1 e quindi peso molecolare 2 per la molecola biatomica),  $d_{rel}$  viene espressa come:

$$d_{rel} = M_A / 2 \quad \text{da cui} \quad M_A = d_{rel} * 2$$

I pesi molecolari ottenuti da misure di densità relative rispetto all'idrogeno permisero a Cannizzari determinare la quantità con cui un elemento era contenuto in una quantità di composto numericamente uguale al suo peso molecolare.

I risultati ottenuti gli permisero di risolvere il problema della determinazione dei pesi atomici.

---

Cannizzaro ritenne che:

*il peso atomico di un elemento è dato dalla più piccola quantità in peso con cui l'elemento si ritrova nei pesi molecolari dei suoi vari composti.*

---

Egli osservò che era "16" la più piccola quantità in peso con la quale l'ossigeno si ritrovava in vari suoi composti allo stato gassoso. Aumentando il numero di composti sottoposti ad analisi, si fu sempre più sicuri che il numero fosse 16 poiché si ritrovavano sempre quantità di ossigeno multipli di 16.

I pesi molecolari (o atomici) così rilevati, sono "Pesi Relativi" (adimensionali).

Cannizzaro presentò una relazione scientifica che permise di conoscere la

- massa atomica relativa (o peso atomico)
- massa molecolare relativa (o peso molecolare)

delle molecole e di assegnare ai vari composti chimici l'esatta formula molecolare.

Esempio:

L'acqua  $H_2O$  (1 molecola, 2 atomi di idrogeno e 1 atomo di ossigeno) ha un peso molecolare dato dalla somma del peso atomico dell'ossigeno e di due volte il peso atomico dell'idrogeno.

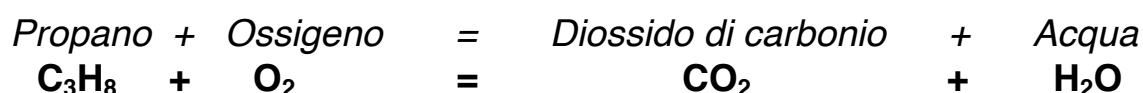
## Equazioni chimiche. Relazione massa energia

La legge di conservazione della massa (Dalton) comporta l'uso di indicare le "reazioni chimiche" (trasformazione di molecole in altre molecole) in modo sintetico con delle equazioni, in cui il numero degli atomi rimane invariato nei due membri dell'equazione.

Il concetto di atomo che si conserva immutato durante le reazioni chimiche è alla base della chimica teorica e pratica.

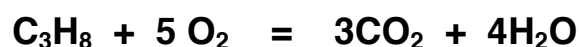
Esempio:

La reazione di combustione del propano con l'ossigeno dell'aria con produzione di diossido di carbonio e acqua viene rappresentata indicando a sinistra le formule molecolari dei reagenti e a destra quelle dei prodotti di reazione.



Poiché in una reazione il numero di atomi deve conservarsi, occorre bilanciare l'equazione cioè introdurre dei coefficienti che permettano di rispettare la legge di conservazione degli atomi. La reazione bilanciata è la seguente:

Reazione di combustione del propano (bilanciata)



Il numero di atomi di carbonio (C, tre), idrogeno (H, otto) e ossigeno (O, dieci) rimane invariato nei due membri dell'equazione e cambia solo il loro modo di raggrupparsi in molecole ottenendo sostanze con diverse caratteristiche chimiche.

Un'equazione chimica indica solo i rapporti quantitativi con cui reagiscono le sostanze di partenza e si formano i prodotti di reazione, ma non indica la resa della reazione, non dà informazioni sull'energia messa in gioco nella reazione, non fornisce indicazioni sulla velocità e sul meccanismo con cui questa avviene (vale a dire sugli stadi intermedi attraverso cui devono passare i reagenti per trasformarsi nei prodotti).

## Considerazioni sulla legge di Lavoisier

La legge di Lavoisier è corretta ma non è rigorosa poiché in una reazione chimica vi è sempre energia in entrata (assorbita dal sistema per rompere i legami nelle molecole reagenti) ed energia in uscita (energia emessa in seguito alla formazioni dei legami nelle molecole prodotte) e quasi mai il bilancio è perfettamente nullo.

Secondo Albert Einstein:

$$\Delta m = E/c^2$$

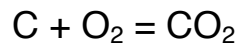
$\Delta m$  è la variazione di massa

E è l'energia in gioco

C (velocità della luce)

$$= 2,99792 * 10^8 \text{ ms}^{-1} \approx 300\,000 \text{ km s}^{-1}$$

anche la massa subisce una variazione; per 1Kg di carbone che brucia secondo la reazione:



Si calcola una variazione di massa:

$$\begin{aligned}\Delta m &= 32,80 + 10^6 \text{ J} / (3*10^8)^2 \text{ m}^2 \text{ s}^{-2} \approx \\ &\approx 0,4 * 10^{-9} \text{ Kg} = 0,4 * 10^{-6} \text{ g}\end{aligned}$$

Tale variazione di massa è talmente piccola che si può ritenere costante.  
Quindi la legge di Lavoisier è corretta benché non rigorosa.

### Particelle fondamentali dell'atomo

Gli atomi hanno un raggio di  $10^{-10}$  m con un volume quasi completamente vuoto, in quanto la massa è concentrata nel nucleo.

Il nucleo è considerato sferico con un raggio che varia da  $10^{-14}$  a  $10^{-15}$  m.

Il nucleo contiene numerosissime particelle nucleari diverse legate tra loro da interazioni estremamente forti.

Le più importanti particelle del nucleo sono i *protoni* ( $p^+$ ) e i *neutroni* (n), indicati generalmente con il nome di *nucleoni*.

I protoni sono carichi positivamente; i neutroni hanno carica elettrica nulle e hanno massa all'incirca uguale a quella dei protoni.

Lo spazio attorno al nucleo è occupato dagli elettroni ( $e^-$ ), particelle con massa trascurabile rispetto a quella dei nucleoni e con carica uguale a quella dei protoni ma di segno opposto.

Il valore assoluto della carica dell'elettrone è:  **$|e| = 1,6022 * 10^{-19}$  coulomb (C)**  
e viene assunto come valore della *carica elementare* (ogni altra carica deve risultare suo multiplo).

L'atomo nel suo complesso rappresenta un sistema elettricamente nullo, essendo il numero di protoni uguale al numero di elettroni.

Quando a un atomo vengono sottratti uno o più elettroni si formano ioni carichi positivamente detti *cationi*, mentre quando un atomo assume uno o più elettroni forma uno ione carico negativamente detto *anione*.

Esempio:

- Catione:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  sono cationi formati per perdita rispettivamente di uno e due elettroni da parte di atomi di sodio e calcio.
- Anione:  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{O}^{2-}$  sono anioni formati per acquisto rispettivamente di uno e di due elettroni da parte di atomi di cloro e di ossigeno.

I cationi e gli anioni possono anche essere costituiti da raggruppamenti atomici, ad esempio:

- $\text{NH}_4^+$  (ione ammonio)
- $\text{SO}_4^{2-}$  (ione solfato)

	Carica ( C )	Carica (e)	Massa (Kg)
Protone	$+ 1,6022 \cdot 10^{-19}$	+1	$1,673 \cdot 10^{-27}$
Neutrone	0	0	$1,675 \cdot 10^{-27}$
Elettrone	$- 1,6022 \cdot 10^{-19}$	-1	$9,1094 \cdot 10^{-31}$

La massa del protone, approssimativamente uguale a quella del neutrone, è circa 1837 volte maggiore di quella dell'elettrone, per cui la massa di un atomo corrisponde praticamente alla massa del suo nucleo.

### **Numero atomico, numero di massa. Isotopi**

Il numero dei protoni o degli elettroni caratterizza l'atomo e le sue proprietà. Esso viene chiamato *numero atomico* e rappresentato con la lettera Z.

Il numero totale di nucleoni (cioè somma dei protoni Z e di neutroni N) viene invece detto *numero di massa* e rappresentato con la lettera A.

$$A = Z + N, \quad N = A - Z$$

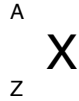
Z = numero atomico

A = numero di massa

N = numero di neutroni

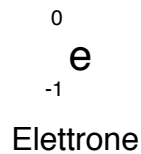
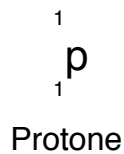
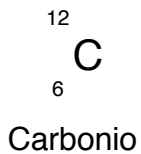
Il numero atomico (Z) e il numero di massa (A) caratterizzano in maniera univoca non solo i nuclei degli elementi (nuclidi) ma qualsiasi particella atomica mediante la seguente notazione:





Dove X è il simbolo della particella.

Esempi:



Gli elementi sono sostanze costituite da atomi chimicamente identici e quindi con lo stesso numero atomico Z.

Gli atomi di uno stesso elemento possono però avere diverso numero di neutroni (cioè un diverso numero di massa A) e sono chiamati isotopi.

***Gli isotopi sono atomi di uno stesso elemento che differiscono per il numero di massa.***

Esempi di elementi con più isotopi



L'idrogeno è l'unico elemento i cui isotopi hanno un nome e un simbolo differenti, e un numero di massa molto diverso.