
Atomi e Molecole

Francesco Talotta

I costituenti della materia, sono particelle piccolissime chiamate *atomi*. L'unione di più atomi forma le *molecole*. Gli atomi stessi, sono a loro volta costituiti da *particelle subatomiche*, cioè corpuscoli più piccoli dell'atomo stesso. Questi sono:

- *Protoni* (p^+), particelle con carica *positiva*.
- *Neutroni* (n), particelle con carica *neutra*.
- *Elettroni* (e^-), particelle con carica *negativa*.

I primi a teorizzare l'esistenza dell'atomo furono i filosofi greci Democrito ed Epicuro, ma bisognerà attendere la fine del 1800 perchè si cominciasse a sviluppare un'idea concreta di atomo.

Modelli atomici

Alla fine del 1800, l'evoluzione nelle tecniche d'indagine divenne sempre più accurata e precisa, tanto che gli scienziati furono in grado di osservare "dentro" la materia. Fu allora che, in base ad evidenti risultati sperimentali, iniziarono a comparire le prime supposizioni su come fosse fatta la materia, supposizioni che cercavano di spiegare i risultati degli esperimenti allora effettuati. Comparvero quindi, i primi semplici *modelli atomici* di Thomson e Rutherford, sino ad arrivare al più avanzato *modello atomico di Bohr* ed infine al *modello atomico Schrödinger*, che è quello usato ai giorni nostri.

Modello atomico di Thomson

Fu il primo modello, proposto nel 1904 da Joseph Thompson, chiamato anche modello a panettone per via della similitudine che spesso si utilizza per spiegare questo concetto. Infatti, secondo Thompson, l'atomo era costituito da una massa solida di carica positiva (che possiamo assimilare alla "pasta" del panettone), al cui interno si trovano masse più piccole di carica negativa (cioè gli elettroni), che possiamo paragonare ai chicchi di uva presenti nel panettone. Il paragone è schematizzato in Figura 1. Il modello era ancora molto semplice e non riusciva a spiegare molte delle evidenze sperimentali. Per questo, nel 1911 venne confutato dal più realistico modello di Rutherford.

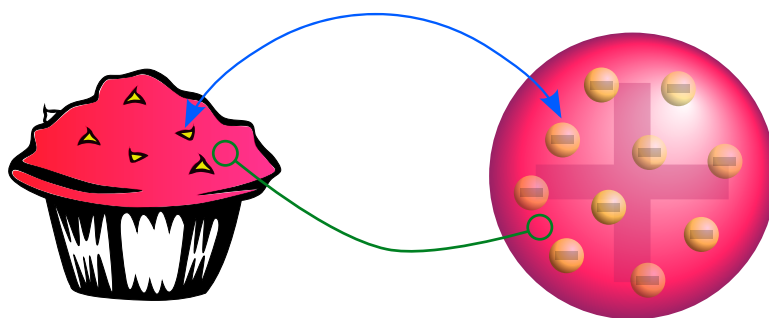


Figura 1: Accostamento tra un panettone ed il modello atomico di Thompson. La freccia blu paragona i chicchi alle cariche negative, mentre la freccia verde paragona la pasta alla massa solida di carica positiva.

Modello atomico di Rutherford

Nel 1909 Ernest Rutherford eseguì un importante esperimento che permise di confutare il modello di atomico di Thomson. In base ai risultati ottenuti, egli ipotizzò che l'atomo fosse sempre costituito da una parte positiva (protoni) ed una parte negativa (elettroni) ma, a differenza del modello di Thomson, le cariche positive si concentrano tutte in una piccola regione di spazio chiamata *nucleo* (Figura 2). Gli elettroni, non si trovano più immersi in una massa solida positiva, ma sono liberi di muoversi, orbitando attorno al nucleo nello spazio vuoto!

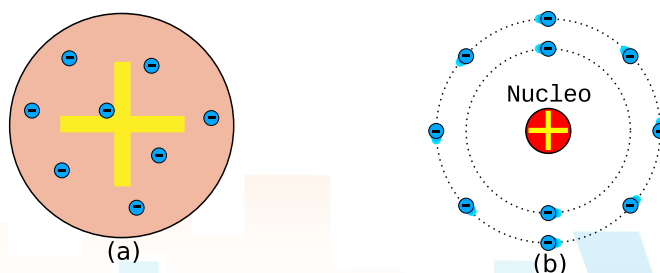


Figura 2: Differenze tra il modello di Thomson (a), ed il modello di Rutherford (b).

Modello atomico di Bohr

Il modello di Rutherford, pur essendo qualitativamente migliore rispetto a quello di Thomson, non riusciva ancora a spiegare molte altre evidenze sperimentali. Fu per questo che nel 1913 Niels Bohr propose la sua idea di atomo, che introduceva un concetto rivoluzionario: la *quantizzazione dell'energia*. Secondo Bohr, gli elettroni che orbitano attorno al nucleo, possono occupare solo delle precise regioni di spazio, chiamate *orbite*. E' dunque impossibile trovare gli elettroni al di fuori di queste orbite! Ad ognuna di queste, Bohr assegnò un *numero quantico n*. Si ha $n = 1$, $n = 2$, $n = 3$, $n = 4$, ecc, come mostrato in Figura 3.

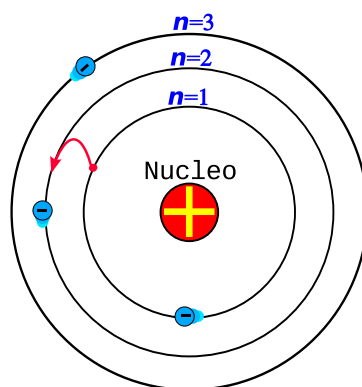


Figura 3: Il modello atomico di Bohr. Gli elettroni possono seguire solo delle precise traiettorie, dette orbite.

Egli fu in grado di stimare con ottima precisione, l'energia dell'atomo di idrogeno H:

$$E_H = \frac{-13.6}{n^2} eV$$

e constatò che E aumenta con l'aumentare del numero n .

Un elettrone può cambiare orbita, compiendo un *salto* (schematizzato in Figura 3 con una freccia rossa). Ad ogni salto è associata una *emissione* di luce se $\Delta n = n_2 - n_1$ è minore di zero, cioè se si salta da un livello con n più alto ad uno con n più basso, mentre si ha un *assorbimento* di luce se Δn è maggiore di zero, cioè se si salta da un livello con n più basso ad uno con n più alto.

Con questo modello Bohr riuscì a spiegare tutte le evidenze sperimentali dell'atomo d'idrogeno, gettando le basi per il definitivo modello di Schrödinger.

Modello atomico di Schrödinger e l'atomo moderno

Proposto nel 1926 da Erwin Schrödinger, è capace di spiegare il comportamento di tutti gli atomi della tavola periodica. Esso riprende l'idea di Bohr ed in particolare il concetto di quantizzazione dell'energia. Tuttavia il concetto di orbita viene sostituito con il più generale concetto di *orbitale*: gli elettroni non si muovono solamente nelle 2 dimensioni, ma nello spazio a 3 dimensioni, come mostrato in Figura 4. Nel modello sono inoltre inclusi i neutroni.

La moderna classificazione degli atomi della tavola periodica avviene attraverso l'assegnazione di un *numero atomico* Z , che determina il numero di elettroni e neutroni presenti nell'elemento. L'atomo di Boro (B), ad esempio, ha $Z = 5$, cioè ha 5 elettroni e 5 protoni. Ad ogni atomo viene anche assegnato un *numero di massa* A , che è la somma del numero di neutroni (n) ed elettroni (Z) presenti nell'elemento:

$$A = Z + n$$

Lo stesso atomo può avere diversi numeri di massa, ed in questo caso le specie sono chiamate *isotopi*. Ad esempio l'idrogeno H, con $Z = 1$ ha tre isotopi, con $A = 1$, $A = 2$, $A = 3$, rispettivamente chiamati idrogeno, deuterio e trizio.

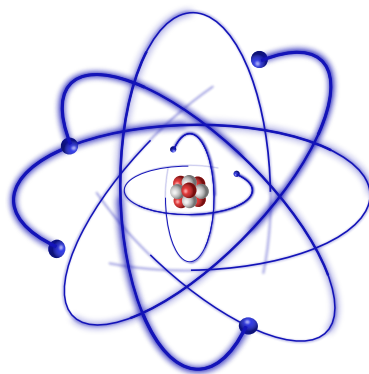


Figura 4: Modello atomico di Schrödinger, l'atomo moderno. Gli elettroni si muovono sugli orbitali, nelle 3 dimensioni dello spazio.

Molecole

Le molecole si formano dall'unione di più atomi, legati tra di loro attraverso dei legami chimici detti *legami intermolecolari*. Esistono diversi tipi di legami intermolecolari più o meno forti, che analizzeremo nel prossimo paragrafo. In generale si possono trovare molecole formate *dagli stessi atomi* della tavola periodica, come ad esempio la molecola di Azoto (N_2), formata da due atomi di azoto (Figura 5), oppure molecole formate da *atomi diversi*, come l'acqua (H_2O), costituita da due atomi di idrogeno ed uno di ossigeno (Figura 6).



Figura 5: Molecola d'Azoto (N_2)

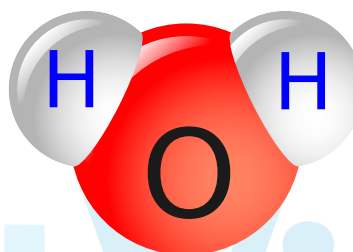


Figura 6: Molecola d'Acqua (H_2O)

Legami chimici

Il primo tipo di legame che analizziamo è il *legame ionico*, cioè il legame più debole che si può instaurare tra due o più elementi. Esso è di natura elettrostatica, cioè si instaura tra atomi con carica di segno opposto. Il comune sale da cucina $NaCl$ (Cloruro di Sodio) è un esempio di molecola con legame ionico. Come si vede dalla Figura 7 il Sodio (Na) porta con se una carica positiva, mentre il Cloro (Cl) possiede una carica negativa. Per via di questa interazione elettrostatica il legame risulta molto debole, e basta un comune solvente come l'acqua per annullare questo legame.

Il secondo tipo di legame chimico che studiamo è chiamato *legame covalente* e risulta essere molto più resistente, poichè gli atomi *condividono* i propri elettroni. L'interazione

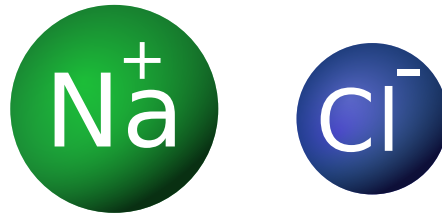


Figura 7: *Molecola di NaCl*

risulta molto più forte proprio per via di questa condivisione. Il legame covalente può essere di tipo *apolare*, quando si instaura tra atomi identici (ad esempio N_2 visto prima), oppure *polare*, quando si instaura tra atomi diversi, come ad esempio nell'acqua H_2O .

StudentVille