

STORIA DELLA MATERIA

1) Democrito

Il primo studioso ad intuire che la materia era formata da piccolissime particelle fu il filosofo greco Democrito. Egli chiamò queste particelle atomi.

2) Dalton

Bisognerà aspettare fino a Dalton per la formulazione di una teoria chimica sulla base di quanto aveva già intuito Democrito. Egli affermò che la materia era costituita da atomi cioè la più piccola parte di un elemento. Gli atomi di uno stesso elemento, secondo lo studioso, sono tutti uguali e possono reagire tra loro solo in numeri interi. Egli intuì anche che la materia non si crea né si distrugge, ma si trasforma soltanto e quindi, secondo Dalton, in una reazione chimica gli atomi rimangono inalterati in numero e qualità. Tale proposizione è la diretta conseguenza della legge di Lavoisier sulla conservazione della masse (il cardine di tutta la chimica).

Atomo = sferetta indivisibile di materia neutra.

3) Thomson

Solo grazie a Thomson e all'esperimento dei raggi catodici si scoprì l'elettrone. L'esperimento consisteva nell'usare il tubo di Crookes, cioè un tubo di vetro resistente che viene mantenuto sotto vuoto spinto, alle estremità del quale sono applicati due elettrodi collegati rispettivamente con il polo positivo (anodo) e con il polo negativo (catodo) di un generatore di corrente. Se il tutto era sottoposto ad un campo elettrico si osservava che i raggi catodici, che si creavano nel tubo, deviavano verso il polo positivo quindi dovevano essere cariche negativamente. Dal momento in cui i raggi non dipendevano dalla natura del catodo Thomson comprese che queste particelle negative erano proprie di ogni atomo, iniziando quindi a determinarne le proprietà chimiche. Secondo gli elettroni galleggiano in una nuvola carica positivamente che bilancia le cariche negative degli elettroni assicurando così la neutralità tipica dell'atomo stesso.

Elettrone = particella carica negativamente

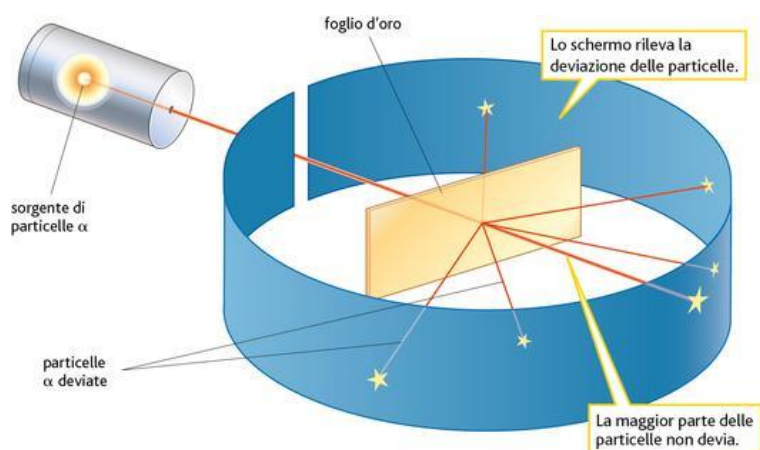
Protone = particella carica positivamente

4) Rutherford (Marie Curie)

La scoperta del nucleo si deve però solamente a Rutherford. In un esperimento, che consisteva nel bombardare una lamina sottile d'oro con raggi α , egli osservò che alcuni raggi rimbalzano indietro, altri venivano deviati di angoli più o meno ampi e molti attraversavano la lamina senza subire deviazioni. Rutherford demolisce quindi l'ipotesi di Thomson affermando l'esistenza di un nucleo all'intero dell'atomo costituito da protoni.

Rutherford poté eseguire questo esperimento solo dopo aver scoperto, così come Marie Curie, che elementi riscaldati emettono radiazioni. Per capire dunque le proprietà di queste radiazioni vennero usati campi magnetici ed elettrici. Le radiazioni potevano essere di tre tipi:

- α = radiazioni cariche positivamente
- β = radiazioni cariche negativamente
- γ = radiazioni neutre



5) Chadwick

Egli formulò poi un nuovo modello dopo aver scoperto il neutrone affermando che l'atomo, una struttura vuota, era costituito da un nucleo di protoni e neutroni attorno al quale ruotano gli elettroni.

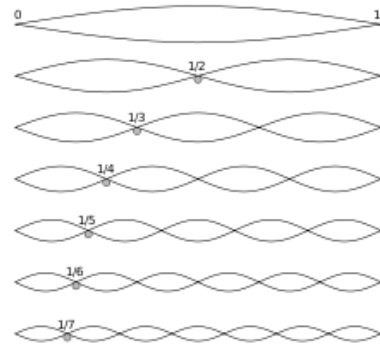
Neutroni = particella priva di carica

Cenni sulle onde

I parametri caratteristici di un'onda sono due:

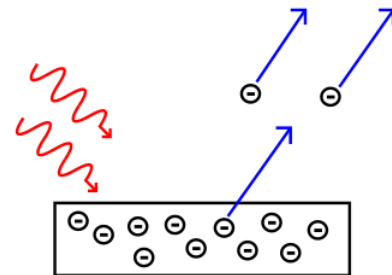
1. Ampiezza = spostamento massimo dell'oscillazione dalla condizione di assenza di perturbazione
2. Lunghezza d'onda (λ) = distanza tra due massimi o due minimi successivi espressa in metri
3. Frequenza (ν) = numero di massimi o minimi che passano per un determinato punto in ogni secondo espresso con s⁻¹
4. Velocità: $c = \lambda * \nu$

Si definiscono onde stazionarie quelle onde che rimangono sempre nella stessa porzione di spazio. Esse sono caratterizzate da nodi e la loro lunghezza soddisfa questa equazione: $L = n \frac{\lambda}{2}$. In una circonferenza deve essere contenuto un numero intero di lunghezze d'onda: $2\pi = n\lambda$.

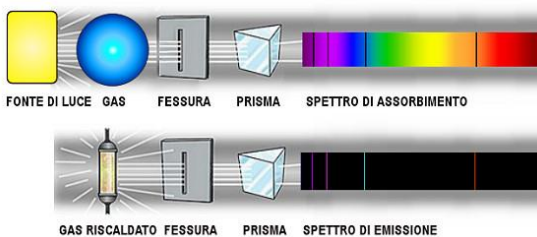


Meccanica quantistica: doppia natura della luce

Secondo la fisica classica le onde erano un flusso continuo di energia e di conseguenza anche la luce, essendo un'onda, è un flusso di energia. In seguito all'esperimento dell'effetto fotoelettrico si arrivò però alla conclusione che la luce era costituita da pacchetti di energia detti fotoni. L'effetto fotoelettrico è un esperimento che consiste nell'inviare un fascio di luce su una lamina detta emettitore ed osservarne il comportamento: da questa lamina verrà emesso un elettrone che verrà poi attratto dal collettore che si trova a potenziale opposto (positivo) rispetto all'emettitore. Il risultato sarà una corrente misurabile tramite l'ausilio dell'amperometro. Questo esperimento mostra che, affinché l'elettrone venga espulso il fascio di luce deve avere una determinata frequenza ν maggiore della frequenza detta di soglia ν_0 . Questo comportamento venne spiegato da Einstein tramite il modello a fotoni cioè pacchetti di energia discreti: $E = h * \nu$.



Gli stati energetici accessibili all'elettrone sono quantizzati, per cui solo ad un opportuno contenuto energetico il fotone riesce a strappare l'elettrone al metallo: la radiazione elettromagnetica propaga dunque energia attraverso pacchetti discreti.



Nel momento in cui si eccita un elemento chimico esso emette luce; questa emissione viene impressa in uno spettro detto:

- Assorbimento: fonte luce – gas – fessura – prisma – spettro di assorbimento
- Emissione: gas riscaldato – fessura – prisma – spettro di emissione

6) Bohr

A partire dallo studio degli spettri dell'atomo di idrogeno Bohr ipotizzò il modello atomico quantizzato secondo cui i raggi delle orbite si trovano a una precisa distanza dal nucleo. Per staccare un elettrone in un'orbita vicino al nucleo sarà necessaria un'energia maggiore rispetto alle orbite più lontane. Questi pacchetti indivisibili di energia elettromagnetica sono detti fotoni. Bohr dunque fu in grado di interpretare correttamente lo spettro atomico dell'idrogeno monoelettronico ma non fu in grado di interpretare spettri atomi polielettronici.

Meccanica quantistica: dualismo corpuscolare

Secondo la meccanica quantistica la particella ha sia un comportamento corpuscolare (oggetti macroscopici) sia un comportamento ondulatorio (oggetti microscopici). Einstein affermò che la luce assumeva questo doppio comportamento mentre De Broglie fu il primo ad affermare che la materia assumeva sia un comportamento ondulatorio che uno corpuscolare. De Broglie affermò che ogni particella di materia e ogni fotone che muove con una certa quantità di moto pari a p mostra un comportamento ondulatorio: $\lambda = \frac{h}{p}$.

Dove h è la costante di Planck e p è appunto la quantità di moto. Secondo dunque il principio di indeterminazione di Heisenberg non è possibile conoscere contemporaneamente la posizione e la velocità dell'elettrone. $(\Delta p)(\Delta x) \geq \frac{h}{4\pi}$.

7) Schrodinger

Il modello ondulatorio dell'elettrone consente di stabilire le zone dello spazio attorno al nucleo di un atomo ove è massima la densità della carica elettrica negativa dovuta agli elettroni dell'atomo stesso. Tale conoscenza è possibile grazie alla equazione di E. Schrodinger, che rappresenta, in tre dimensioni, l'onda stazionaria associata ad un elettrone, dalla cui risoluzione si ottengono funzioni (funzioni d'onda) rappresentabili graficamente che consentono di conoscere la distribuzione della densità di carica elettrica negativa nello spazio attorno al nucleo. Dunque, le soluzioni dell'equazione di Schrodinger, dette funzioni d'onda e indicate con la lettera Ψ (psi), permettono di conoscere lo stato di un elettrone. Anche se la funzione Ψ , in realtà, non ha significato fisico diretto, la funzione Ψ^2 , calcolata per una determinata porzione di spazio, fornisce la probabilità di trovare l'elettrone in essa.

