

## Struttura dell'Atomo: cenni storici

La comprensione della struttura dell'atomo è senza dubbio agevolata da un percorso mentale che ricalchi quello storico, che ha condotto alla formulazione dell'attuale modello. L'evoluzione del modello atomico ha profondamente influenzato il pensiero scientifico e filosofico dell'ultimo secolo.

### La teoria atomica

Quando **Dalton** agli inizi dell'800 ripropose l'antica idea della natura atomica della materia, l'atomo era concepito effettivamente secondo la sua accezione originale: quella di particella indivisibile. Per tutto il 19° secolo, l'atomo fu considerato come la particella ultima, priva quindi di una struttura interna, della quale i chimici non si erano neppure posti il problema.

L'evoluzione del concetto di atomo si deve principalmente agli studi sulla corrente elettrica. La natura della corrente elettrica era all'epoca sconosciuta e la scoperta dei raggi catodici, una sorta di radiazione luminosa osservabile in un tubo a vuoto quando si faceva passare la corrente fra due elettrodi contenuti in esso, riaccese l'annosa disputa sulla natura ondulatoria o corpuscolare della luce.

Alla fine dell'800, **J.J. Thomson** dimostrò che un campo elettrico era in grado di deviare i raggi catodici, portando sostegno all'ipotesi della loro natura corpuscolare. Con il suo esperimento, Thomson chiarì che i raggi catodici erano particelle cariche negativamente (elettroni) e riuscì perfino a misurarne il rapporto massa/carica. Gli studi di Thomson misero anche in evidenza l'esistenza di altre particelle, di carica opposta e di massa maggiore.



Robert Andrews Millikan

Pochi anni dopo, **Millikan** riuscì a misurare con grande precisione la carica elettrica minima trasportata da una particella ( $1.6 \times 10^{-19}$  Coulombs) e, di conseguenza, la massa delle particelle che costituiscono i raggi catodici: gli elettroni. La massa dell'elettrone risultava molto più piccola ( $1/1830$ ) di quella dell'atomo più piccolo conosciuto, l'atomo di idrogeno.

Le conseguenze delle scoperte di Thomson e di Millikan sono evidenti: **l'atomo non era l'unico componente della materia**. È vero che si poteva ancora pensare che l'atomo fosse il componente elementare della materia e l'elettrone il componente elementare della carica elettrica, ma ben presto i rapporti di dipendenza fra le due particelle divennero evidenti, specialmente in seguito alla scoperta dell'effetto fotoelettrico.

Si cominciò così a formulare i primi modelli dell'atomo. Thomson, ad esempio, immaginò l'atomo come una sfera solida in cui le diverse particelle, positive e negative, occupavano un volume proporzionale alla loro massa.

Un decisivo progresso nella comprensione della struttura dell'atomo derivò dall'esperienza di **Rutherford** (1911), che metteva in evidenza l'esistenza del nucleo. Bombardando un sottilissimo foglio metallico (una lamina d'oro dello spessore di circa 10 mila atomi) con particelle  $\alpha$  (atomi di elio ionizzati), Rutherford si accorse che la maggior parte di queste attraversavano la lamina indisturbate, e solo alcune venivano deviate (come conseguenza della repulsione elettrostatica). Tutto ciò suggeriva che la maggior parte della massa, con carica positiva, era condensata in un nucleo di dimensioni molto ridotte rispetto alle dimensioni dell'atomo. Rutherford calcolò che il rapporto tra il diametro dell'atomo ( $10^{-8}$  cm) e quello del nucleo ( $10^{-12}$  cm) era circa 10 mila.

Nasceva così il cosiddetto modello *planetario* dell'atomo: un nucleo carico positivamente al centro, con gli elettroni in orbita intorno ad esso.

Il modello atomico di Rutherford, pur rappresentando un notevole balzo in avanti, ebbe comunque vita breve, in quanto non si accordava con altre osservazioni sperimentali: soprattutto non era in grado di giustificare la stabilità degli atomi.

Secondo le leggi dell'elettromagnetismo, una carica elettrica in movimento irradia energia sotto forma di radiazione elettromagnetica, e l'elettrone, dotato di carica elettrica, nella sua orbita intorno al nucleo avrebbe dovuto perdere continuamente energia e finire col *cadere* sul nucleo.

La contraddizione del modello atomico planetario di Rutherford venne risolta nel 1913 dal fisico danese **Niels Bohr**. L'intuizione di Bohr fu semplicissima. Egli postulò "l'inadeguatezza della elettrodinamica classica a descrivere il compartimento di un sistema di dimensioni atomiche". Ciò non era altro che l'accettazione di un dato sperimentale, non confutabile e non ancora spiegabile. Preso atto dell'inadeguatezza della elettrodinamica classica, nel descrivere l'atomo di idrogeno fece l'assunzione che "non vi è emissione di energia quando l'elettrone si trova in una particolare **orbita stazionaria**", definita da un determinato diametro. L'ipotesi di Bohr si appoggiava sulla recente teoria del "quanto di azione" di **Planck**; che, cioè, "l'irradiazione di energia da un sistema atomico non avviene in maniera continua secondo le leggi dell'elettrodinamica classica, ma, al contrario, avviene in distinte emissioni separate, secondo l'equazione:"

$$E = n h\nu$$

con  $n$  = numero intero,  $h$  = costante universale (di Planck) pari a ca.  $6.63 \times 10^{-34}$  joule s,  $\nu$  =

frequenza della radiazione emessa.

In sostanza, l'idea di Bohr era che l'elettrone nel suo moto intorno al nucleo potesse occupare solo particolari orbite stabili che soddisfacessero la relazione:

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

in cui  $mvr$  ( $m$  = massa,  $v$  = velocità,  $r$  = raggio dell'orbita) rappresenta il momento angolare dell'elettrone.

Mediante questa relazione, Bohr calcolò il raggio dell'orbita dell'elettrone intorno al protone nell'atomo di idrogeno allo stato fondamentale. Questo valore risultava 0.53 Angstrom.

L'idea che l'energia dell'atomo fosse quantizzata era nata dallo studio degli spettri atomici, cioè della luce (radiazione elettromagnetica) che gli atomi emettono quando vengono "sollecitati". a farlo. Se applichiamo una differenza di potenziale a due elettrodi in un tubo di vetro contenente idrogeno gassoso a bassa pressione, è possibile esaminare mediante uno spettrografo lo spettro dell'idrogeno, che può essere registrato su una lastra fotografica. La registrazione appare costituita da una serie di righe.

Ciò significa che l'idrogeno è capace di emettere NON una gamma CONTINUA di frequenze (come farebbe invece un corpo incandescente), ma un NUMERO LIMITATO DI DETERMINATE FREQUENZE. Ad ognuna delle righe dello spettro corrisponde una certa energia. La relazione fra Energia e lunghezza d'onda rappresentò un problema di difficile soluzione per i fisici della fine dell'800, finché Max Planck formulò la nota equazione:

$$E = n h \nu$$

o anche:

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

poiché

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

Gli atomi possono esistere solo in certi stati caratterizzati da determinate energie e possono passare da uno stato all'altro emettendo o assorbendo una energia pari alla differenza di energia fra i due stati.

L'ipotesi di Planck trovò conferma quando **Einstein** riuscì a spiegare sulle stesse basi il fenomeno fotoelettrico.

## Superamento dell'atomo di Bohr

La teoria di Bohr sulla struttura dell'atomo di idrogeno (e di tutte le altre specie monoelettroniche:  $\text{He}^+$ ,  $\text{Li}^{2+}$ ,  $\text{Be}^{3+}$ , ecc) ebbe un enorme successo e inizialmente si ritenne che fosse in grado di prevedere i livelli energetici possibili per tutti gli atomi. Ben presto tuttavia ci si accorse che l'estensione della teoria ad atomi con 2 o più coppie di elettroni contrastava con i risultati sperimentali e l'accordo, nel migliore dei casi era solo qualitativo. Il modello di Bohr, nonostante il *postulato quantistico* introdotto, restava un sistema sostanzialmente classico, rappresentato da due particelle soggette a forze di natura classica. Si conservava l'idea di una ben definita orbita dell'elettrone, la cui posizione e velocità potevano essere determinate in qualsiasi istante. Fu soprattutto il principio di indeterminazione di Heisenberg a decretare la definitiva inadeguatezza dell'atomo di Bohr.

## Principio di indeterminazione di Heisenberg

Il principio di indeterminazione ha il significato di una vera rivoluzione nel pensiero scientifico moderno. **Heisenberg** dimostrò che non è possibile effettuare misure delle grandezze correlate di un sistema con una precisione grande a volontà, ma che sono complementari gli errori che si commettono quando si misurano coppie di grandezze, quali posizione e velocità di una particella.

Il principio di Heisenberg è espresso matematicamente dalla relazione:

$$\Delta x \cdot \Delta mv_x \geq \frac{h}{4\pi}$$

$\Delta x$  = errore nella misura della posizione,  $\Delta mv_x$  = errore nella misura della quantità di moto,  $h$  = costante di Planck.

Ciò significa che se ad esempio si misura la velocità di un elettrone in orbita intorno al nucleo con un errore di circa il 2%, si commette nella misura della sua posizione un errore di oltre 50 Angstrom, ovvero 100 volte maggiore rispetto al raggio di Bohr (0.53 Angstrom). In altre parole la posizione dell'elettrone è del tutto indeterminata.

## Natura ondulatoria della materia

Nel 1924 il francese **De Broglie** formulò l'ipotesi che, analogamente alla luce e alla radiazione elettromagnetica in generale, anche le particelle potessero presentare in certe circostanze proprietà **ondulatorie** e che ad esse, in movimento con velocità  $v$ , si dovesse attribuire una lunghezza d'onda,  $\lambda$ , definita dalla relazione:

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

in cui  $h$  è ancora la costante di Planck e  $m$  rappresenta la massa della particella.

Le conseguenze di questa ipotesi (che peraltro trovò conferma sperimentale nei fenomeni di interferenza e di diffrazione provocati dagli elettroni) sono assai importanti.

Se, nell'atomo di Bohr, supponiamo che l'elettrone nel suo moto orbitale si comporti come un'onda, affinché ciò possa avvenire in maniera stabile (si realizzi cioè un'**onda stazionaria stabile**) è necessario che la circonferenza dell'orbita,  $2\pi r$ , sia uguale ad un numero intero,  $n$ , di lunghezze d'onda,  $\lambda$ ; ovvero:

$$2\pi r = n\lambda$$

se così non fosse le onde interferirebbero distruggendosi e rendendo quindi instabile l'atomo.

Su questa ipotesi, Schroedinger pose le basi di una nuova meccanica, la meccanica ONDULATORIA.

## Equazioni d'onda

Il moto di un'onda può essere rappresentato matematicamente da un'equazione d'onda, un'equazione differenziale la cui soluzione ci dà in funzione del tempo l'ampiezza ("altezza") dell'onda ad una determinata distanza dall'origine. Il valore dell'ampiezza dipende dalla lunghezza d'onda e dalla velocità di propagazione.

Abbiamo detto che le onde associate al moto dell'elettrone sono onde stazionarie: in questo caso, l'equazione d'onda si semplifica in quanto la variabile tempo non è più contenuta in essa. **L'equazione di Schroedinger** è l'equazione d'onda associata al moto dell'elettrone nell'atomo di idrogeno e si ricava partendo dalle classiche equazioni d'onda stazionaria, in associazione con l'ipotesi di De Broglie. La soluzione di questa equazione si ottiene attraverso cosiddette funzioni d'onda ( $j$ ). Affinché queste funzioni siano soluzioni accettabili, abbiano cioè un significato fisico, è necessario attribuire dei valori interi ben definiti ad alcuni parametri che compaiono in esse. Questi parametri sono i cosiddetti **numeri quantici** e definiscono una funzione particolare, detta **funzione d'onda orbitale**, o semplicemente **orbitale**.

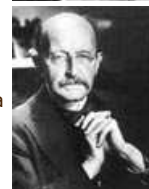
Mentre il significato della funzione d'onda  $j$  può essere visto come ampiezza,  $j^2$  esprime la probabilità che l'elettrone si trovi nel punto di coordinate  $x, y, z$ . L'espressione  $4\pi r^2 j^2$  ci dà infine la probabilità di trovare l'elettrone in un determinato punto dell'area di superficie sferica di raggio  $r$ . Nell'atomo di idrogeno, la massima probabilità si ha per  $r = 0.53 \text{ \AA}$ , che corrisponde proprio al valore calcolato da Bohr per la prima orbita. La meccanica ondulatoria riproduce il vecchio risultato, ma in forma di massima probabilità, anziché di certezza.

## CRONOLOGIA

**1897: Joseph John Thomson** scopre l'elettrone, la prima particella atomica.



**1900:** il 14 dicembre **Max Planck** pubblica un articolo, diventato famoso, contenente i risultati delle sue ricerche sullo spettro di emissione del corpo nero: è la nascita ufficiale della meccanica quantistica.



**1905: Albert Einstein** pubblica gli articoli sull'effetto fotoelettrico, il moto browniano e la relatività ristretta. Il primo di questi articoli gli varrà il premio Nobel.



**1911:** **Ernest Rutherford**, allievo di Thomson, scopre il nucleo atomico e formula il famoso modello planetario dell'atomo.



**1913:** il fisico danese **Niels Bohr** propone il primo modello quantistico dell'atomo di idrogeno (quantizzazione del momento angolare orbitale).



**1924:** ipotesi ondulatoria di **Luis de Broglie**: le particelle di materia, in determinate condizioni, manifestano proprietà ondulatorie.



**1925:** **Werner Heisenberg** elabora la meccanica delle matrici. È la prima formulazione matematicamente coerente della meccanica quantistica.



**1926:** **Erwin Schrödinger** elabora la meccanica ondulatoria. L'equazione che descrive l'evoluzione nel tempo della funzione d'onda porta il suo nome ed è tuttora utilizzata per descrivere i fenomeni quantistici. Schrödinger inoltre dimostra l'equivalenza tra la sua teoria ondulatoria e la meccanica delle matrici di Heisenberg. Max Born propone di interpretare in termini probabilistici la funzione d'onda: il quadrato della funzione d'onda rappresenta la distribuzione di probabilità dei possibili esiti di un esperimento. Questa interpretazione viene accettata dalla maggioranza dei fisici.



**1927:** **Werner Heisenberg** formula il principio di indeterminazione, Bohr enuncia il principio di complementarità: inizia il dibattito sui fondamenti della meccanica quantistica.