

# MODELLO ATOMICO DI BOHR

[WWW.ZIOMAX.NET](http://WWW.ZIOMAX.NET)

Niels Bohr (Copenaghen, 1885 - 1962), studiò presso l'università di Copenaghen, dove si laureò nel 1911, con una tesi sulle teorie del passaggio delle particelle attraverso la materia.

Si recò poi presso l'università di Cambridge per studiare fisica nucleare nel famoso *Cavendish Laboratory*, diretto da J. J. Thompson, ma a causa di forti divergenze teoriche con quest'ultimo, si trasferì ben presto a Manchester, dove iniziò a lavorare con Rutherford.

Nel 1913 presentò il suo famoso modello atomico, che teneva conto delle scoperte di Planck sul "quanto d'azione", offrendo un contributo decisivo allo sviluppo della meccanica quantistica.

Nel 1916 fu chiamato all'università di Copenaghen, come professore di fisica, e nel 1921 divenne direttore dell'*Istituto di Fisica Teorica*, compiendo importanti studi sui fondamenti della meccanica quantistica. La *Scuola di Copenaghen* divenne allora uno dei punti di incontro più importanti per le discussioni sulla nuova fisica.

Nel 1922 gli venne assegnato il premio Nobel per la fisica, in riconoscimento del lavoro compiuto nel campo della fisica quantistica.

Quando, nel 1939, la Danimarca venne occupata dai nazisti, si rifugiò in Svezia per evitare l'arresto dal parte della polizia tedesca, passando poi in Inghilterra, per stabilirsi infine negli Stati Uniti, seguendo l'esempio di tanti scienziati e filosofi europei. Qui collaborò al *Progetto Manhattan*, finalizzato alla realizzazione della bomba atomica, fino all'esplosione del primo esemplare, nel 1945.

Terminata la guerra, Bohr tornò a insegnare all'università di Copenaghen, dove si impegnò per promuovere lo sfruttamento pacifico dell'energia atomica. Fu tra i fondatori del CERN.

Il modello planetario di Rutherford, che era apparso del tutto rivoluzionario rispetto all'ipotesi atomica di Thomson, presentava comunque diverse lacune che apparivano di difficile soluzione.

In particolare ci si domandava come potesse l'elettrone orbitare attorno al nucleo senza irraggiare e quindi collassare, e come fosse possibile interpretare l'evidenza sperimentale della presenza di righe negli spettri delle sostanze monoatomiche. Ulteriore punto interrogativo sorgeva dall'identità stesso di una specie atomica. Un sistema "planetario" come quello proposto da Rutherford apparirebbe, secondo la meccanica classica, come un sistema estremamente instabile. Come è possibile invece che atomi bombardati o perturbati con radiazioni non troppo energetiche non subiscano alcuna modificazione? E come è possibile che la struttura di un atomo sia totalmente indipendente dalla sua "storia"? Se il modello di Rutherford fosse corretto, ci si aspetterebbe di avere una minima probabilità di osservare due atomi di uno stesso elemento con le stesse dimensioni e la stessa forma. Ma non è quello che avviene: un atomo di idrogeno appare identico sia quando osservato nel mare del Giappone sia nelle galassie più lontane.

Bohr contribuì all'evoluzione della fisica atomica esponendo ad un Consiglio "Solvay", nel 1913, una sua ipotesi di atomo che consisteva essenzialmente di tre postulati:

1. L'elettrone può occupare solo alcune orbite ben definite, stando sulle quali non irraggia.
2. Ciascuna orbita è determinata dalla condizione  $mvr = nh/2\pi$
3. L'atomo emette quanti di radiazioni quando l'elettrone transita da un livello eccitato ad un livello inferiore.

In pratica il fisico norvegese non risolve il problema dell'irraggiamento dell'elettrone. Semplicemente postula che finché l'elettrone si stabilizza in una delle orbite a lui consentite non emette radiazione (le orbite vengono quindi chiamate stazionarie).

Il secondo postulato è quello che consente di giustificare la presenza di spettri a righe. Se compaiono stabilmente delle righe, e non un continuo, occorre ipotizzare che all'interno dell'atomo qualche parametro possa assumere solo valori discreti.

Un corpo che orbita attorno ad un altro corpo ha, per le leggi della meccanica classica, un momento angolare costante (vedi seconda legge di Keplero); Bohr, pensando all'elettrone, asserisce che non solo debba essere costante, ma che debba assumere solo certi valori discreti, multipli della costante di Planck. Egli dunque, pur mantenendo il concetto di orbita, che verrà poi superato negli anni successivi con quello di orbitale, introduce la quantizzazione dei livelli energetici dell'atomo.

Quando l'atomo è investito da una radiazione che ha un'energia pari al salto energetico tra due livelli possibili di energia, viene assorbito un quanto di luce che consente ad un suo elettrone di saltare ad un livello energetico superiore (atomo "eccitato").

L'elettrone, che viene a trovarsi così in un'una condizioni instabile, in un tempo infinitesimo ricade su un livello inferiore disponibile in un tempo infinitesimo, con conseguente emissione di un quanto di luce pari al salto energetico compiuto.

Poiché i livelli energetici sono caratteristici di una specie atomica, ecco spiegato perché lo spettro della radiazione atomica rappresenta una sorta di carta di identità di una certa sostanza;

Il successo della teoria di Bohr deriva dalla sua corretta interpretazione delle frequenze emesse dall'atomo di idrogeno.

Secondo la teoria classica di Rutherford l'elettrone orbitando attorno al nucleo si trova in equilibrio quando la forza di attrazione coulombiana esercitata dal protone è bilanciata dalla forza centrifuga:

$$(1) \quad F_c = F_e \quad (2) \quad m_e \frac{v^2}{R} = K \frac{e^2}{R^2} \quad (3) \quad v = \sqrt{\frac{Ke^2}{m_e \cdot R}} = \dots\dots\dots \frac{Km}{s}$$

L'elettrone possiede una **energia cinetica** data da:

$$(4) \quad E_c = \frac{1}{2} m v^2$$

Sostituendo il valore di v dato dalla (3) ed elevando al quadrato otteniamo:

$$v^2 = \frac{Ke^2}{mr}$$

che sostituito ci da:

$$(5) \quad E_c = \frac{1}{2} K \frac{e^2}{R}$$

Mentre la sua **energia potenziale** è data dalla relazione:

$$(6) \quad E_e = -K \frac{e^2}{R}$$

L'energia totale si ottiene sommando la (5) e la (6):

$$(7) \quad E_T = E_c + E_p = -\frac{1}{2} K \frac{e^2}{R}$$

Ricordiamo che il segno negativo indica, per convenzione, che l'elettrone si trova in uno stato legato e che, poiché a priori la distanza  $R$  può assumere qualsiasi valore, l'energia di legame può essere infinita (quando  $R$  tende a 0).

Secondo questo modello quindi occorrerebbe un'energia incredibile per poter strappare un elettrone dall'atomo

Se teniamo conto del secondo postulato di Bohr invece:

$$(8) \quad mvR = n \frac{h}{2\pi} \quad \text{con } n = 1, 2, 3, \dots$$

Combinando con la (3) otteniamo:

$$mv^2 R = Ke^2 \quad \frac{(mvR)^2}{mR} = Ke^2 \quad (9) \quad mvR = \sqrt{Ke^2 mR}$$

Combinando la (8) e la (9) otteniamo:

$$\sqrt{Ke^2 mR} = n \frac{h}{2\pi} \quad (10) \quad R = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m e^2 K}$$

Come è facile osservare  $R$  dipende da  $n$  ossia può assumere solo alcuni valori discreti.

Possiamo riscrivere la (10) in modo più compatto come:

$$(11) \quad R = n^2 r_B$$

in cui la quantità  $r_B$  chiamata *raggio di Bohr* può essere ricavata dalle costanti fondamentali presenti nell'equazione (10) ottenendo:

$$r_B = 0.5310^{-10} \text{ m}$$

Pertanto l'elettrone può ruotare attorno al nucleo soltanto su orbite i cui raggi siano multipli interi del raggio di Bohr, in particolare il raggio della prima orbita è pari a  $r_B$ , il raggio della seconda orbita è 4 volte il raggio della prima cioè  $4 \times 0.5310^{-10} = 2.1210^{-10} \text{ m}$

“Bohr era quindi riuscito a rendere conto sul piano teorico di quella stabilità degli atomi che il modello di Rutherford non forniva; in più spiegava anche la costanza degli spettri emessi dalle varie sostanze, cioè dai vari "edifici atomici". Nello spettro si trovano tutte le frequenze consentite per i vari tipi di atomi, perché in ogni atomo gli elettroni si trovano a certi livelli energetici tipici e consentiti per ogni elemento.

La teoria di Bohr, formulata inizialmente per l'atomo più semplice, cioè per l'idrogeno, permise di calcolare teoricamente il valore di una costante già stabilita sperimentalmente dalle ricerche spettroscopiche (costante di Rydberg)

L'anno seguente all'enunciazione delle ipotesi di Bohr venne iniziata da Franck ed Hertz la prima di una serie di esperienze sugli urti fra atomi ed elettroni liberi che avrebbero confermato l'esistenza, non solo per l'atomo di idrogeno (considerato da Bohr) ma per tutti gli atomi, di diversi stati energetici con valori *discreti* dell'energia. Ciò confermava la validità della formula che lega la frequenza della radiazione emessa alla differenza tra le energie di due stati *quantici*.

Ma ecco i **problemi irrisolti** che la teoria di Bohr lasciava:

- non giustificava il mancato irraggiamento degli elettroni costretti a ruotare intorno solo ad alcune orbite
- non dava alcuna informazione sull'intensità delle righe degli idrogenoidi (*oltre all'idrogeno sono atomi degli elementi leggeri ionizzati in modo da aver perduto tutti gli elettroni eccetto uno*)
- difficoltà nell'estendere il modello ai sistemi formati da più di un elettrone
- non c'era alcun criterio razionale per ripartire gli elettroni nelle loro orbite

Nel 1916, il fisico tedesco Arnold Sommerfeld estese alle orbite ellittiche dell'atomo di idrogeno le ipotesi che Bohr aveva enunciato solamente per le orbite circolari. Questa estensione avvenne mediante l'applicazione ai moti dell'elettrone della meccanica relativistica di Einstein.

Ne derivò un'importante conseguenza: Sommerfeld poté rilevare che le orbite ellittiche degli elettroni non sono equidistanti, ma formano dei gruppi (detti *strati* o *anelli*) elettronici; le orbite dello stesso strato hanno energie che differiscono fra di loro di valori piccolissimi. Questi strati sono per convenzione identificati con le lettere K, L, M, N, eccetera, partendo dagli strati interni. *Gli* strati comprendono diversi numeri di orbite che vanno da 2 a 8, a 18, a 32, ecc., a mano a mano che si va verso l'esterno.

Tutto a questo punto pareva risolto e controllato sperimentalmente. Ma ancora una volta l'atomo sfuggiva alla presa dei fisici: la teoria di Sommerfeld - applicazione delle teorie relativistiche all'atomo di Bohr - non teneva conto di alcuni *fatti*: non spiegava quantitativamente la complessità degli spettri, che si rivelavano ad esami più attenti ancor più complicati e non rendeva ragione di alcune anomalie magnetiche dell'atomo.”

Una qualsiasi persona che abbia ricevuto un minimo di educazione scientifica, quando pensa all'atomo ha in mente l'atomo di Bohr; un atomo quindi piatto (vedi sistema planetario) fatto di palline cariche che orbitano a ben determinate distanze da un nucleo cariche positivamente.

La moderna elettrodinamica quantistica supera questo modello, dimostrandone l'inadeguatezza per la descrizione di tanti fenomeni atomici.

virgolettato preso dal sito: <http://www.quipo.it/atosi/numero2/modelli/bohr.htm>