

Il modello atomico di Bohr, che gli valse il premio Nobel nel per la Fisica nel 1922, riuscì a spiegare, unendo le scoperte di Rutherford sul nucleo atomico e quelle di Thomson sugli elettroni, come fosse strutturato un atomo in accordo con i dati sperimentali ricavati dalla spettroscopia su Idrogeno gassoso.

Un **Atomo** è la più piccola parte di cui è costituito un elemento chimico che conserva le proprietà chimiche dell'elemento stesso. Ogni atomo consiste di un nucleo centrale, costituito da *neutroni* (particelle neutre) e *protoni* (particelle cariche positivamente), circondato da *elettroni* (particelle di carica negativa).

Leggi anche: [La struttura dell'atomo: Da cosa è formato?](#)

Protoni ed elettroni in ogni atomo dello stesso elemento sono esattamente uguali in quantità, mentre i neutroni possono essere in numero variabile. Nel qual caso si parla di **isotopi** di uno stesso atomo. Si prenda ad esempio l'Idrogeno: esso possiede un protone e un elettrone ma esistono tre isotopi, uno con 1 solo neutrone (prozio) uno con 2 neutroni (deuterio) e uno con 3 neutroni (trizio). Immaginando semplicemente un atomo come un piccolo sistema solare (**teoria planetaria**), il nucleo si troverà al centro mentre gli elettroni gli orbiteranno attorno con traiettoria circolare grazie alla forza elettrostatica fra le cariche positive del nucleo e quelle negative degli elettroni. La prima orbita, quella più vicina al nucleo può essere riempita al massimo da 2 elettroni (Elio), mentre l'orbita successiva può contenerne al massimo 8 (quindi dal Litio a numero atomico 3 al Neon a numero atomico 10). Gli elettroni successivi vanno sull'orbita superiore sempre fino a un massimo di 8 e così via.

Teoria di Bohr

Sottoponendo un atomo a riscaldamento o a una scarica elettrica, questo assorbe energia e successivamente la riemette sotto forma di radiazione. Per studiare la radiazione assorbita ed emessa dagli atomi si utilizza la spettroscopia.

Grazie a questo tipo di studi si osservò che facendo passare una scarica attraverso l'idrogeno H₂ gassoso a bassa pressione, si formano alcuni atomi di idrogeno H che emettono luce nel visibile, che può quindi essere catturata e studiata da uno spettrometro. Questa luce è costituita da linee di diversa lunghezza d'onda (λ) che diventano sempre più vicine sullo spettro man mano che la lunghezza d'onda decresce, fino a un punto in cui si avrà un continuo.

Nel 1885, Balmer dimostrò che il numero d'onda ($1/\lambda$) di ciascuna delle righe spettrali dell'idrogeno poteva essere calcolato tramite la formula empirica

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{n^2} \right)$$

dove R è la costante di Rydberg ($R=1.097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$) ed $n=3,4,5\dots$

Le linee osservate nel visibile sono perciò chiamate *Serie di Balmer* ma possono essere osservate diverse linee in altre regioni dello spettro, a cui corrispondono altre serie. Oltre a queste evidenze, anche Thompson aveva dimostrato nel 1896 che applicando un potenziale elettrico elevato a un gas si ottenevano elettroni e inoltre Rutherford, tramite esperimenti che dimostravano come venivano deviate le particelle alfa, dimostrò che l'atomo era costituito da un nucleo centrale pesante e carico positivamente, circondato da cariche negative di modo che l'atomo ne risultasse neutro. Si rendeva perciò necessaria una rappresentazione più accurata della struttura atomica a livello fisico. Nel 1913, quindi, Niels Bohr raggruppò queste idee e le combinò suggerendo che l'atomo fosse composto da un nucleo centrale attorno al quale si muovono gli elettroni similmente a come i pianeti orbitano attorno al sole.

Bohr formulò 3 postulati

- *un elettrone se si trova su una data orbita non irradia energia e quindi può compiere svariate orbite senza rallentare.*

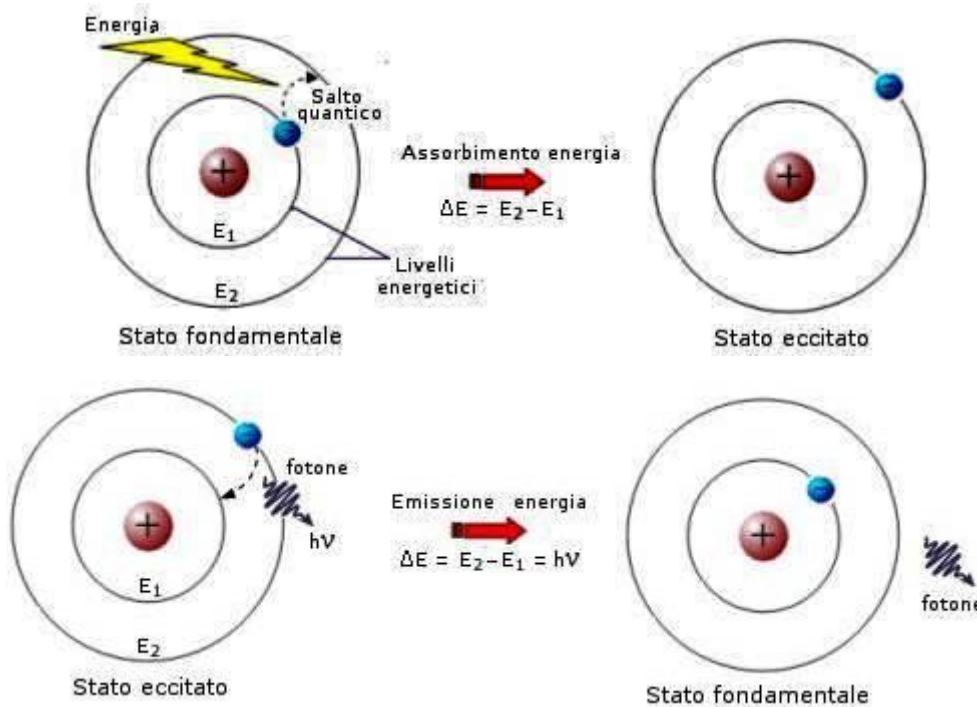
I raggi di queste orbite rispettano tutti la relazione seguente:

$$r = \frac{n \cdot h}{2 \cdot \pi \cdot m \cdot v}$$

dove m è la massa dell'elettrone, v la sua velocità e h la costante di Planck ($h=6.62 \times 10^{-34}$ J s). Inoltre a n Bohr diede il nome di numero quantico principale e il suo valore può essere qualsiasi numero intero maggiore di 1. Questa relazione può essere ottenuta tramite alcune supposizioni: prima di tutto che l'elettrone non irradia energia trovandosi in una data orbita e per questo motivo il suo momento angolare mvr sia un multiplo intero di una grandezza ben definita pari a $h/2\pi$. Questa assunzione è in accordo con la teoria dei quanti formulata da Planck secondo cui l'energia non è continua ma discreta, cioè organizzata in "pacchetti" chiamati quanti.

$$mvr = n \frac{h}{2\pi}$$

- *quando un elettrone si muove da un'orbita all'altra emette o assorbe energia, nello specifico emette energia quando passa da un'orbita più lontana a una più vicina al nucleo, viceversa assorbe energia quando passa da un'orbita più vicina a una più lontana dal nucleo.*



La frequenza della radiazione è perciò legata soltanto all'energia del livello di partenza e a quella del livello di arrivo:

$$\nu = \frac{|E_f - E_i|}{h}$$

questa differenza può essere negativa se il livello di arrivo è un livello a energia minore rispetto a quello di partenza.

- affinché un elettrone possa restare nella sua orbita senza cadere verso il nucleo, l'attrazione elettrostatica fra elettroni e nucleo deve essere uguale alla forza centripeta, che invece tende a far uscire l'elettrone dall'orbita.

$$\text{forza centripeta} = mv^2/r \quad \text{forza di Coulomb} = Ze^2/4\pi\epsilon r^2$$

che poichè devono essere uguali diventa

$$\frac{kZe^2}{r^2} = m \frac{v^2}{r}$$

da qui è quindi possibile ricavare la velocità

$$v^2 = \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon mr}$$

se si considera l'ipotesi di Planck e si sostituisce in questa equazione il valore di v ottenuto tramite l'ipotesi quanti si avrà che il raggio r avrà sempre valori ben delineati in base al valore del numero atomico principale n .

Grazie a queste assunzioni, Bohr riuscì a calcolare anche il valore della **Costante di Rydberg**:

$$R = \frac{2m\pi^2 k^2 e^4}{ch^3}$$

che risulta essere in accordo con i valori trovati tramite gli esperimenti di spettroscopia sull'atomo di idrogeno.

Attenzione: I nostri PDF a volte non contengono tutto il materiale presente nell'articolo originale o potrebbero non essere aggiornati.

Articolo completo: <http://www.biopills.net/articoli/ripassiamo-aiuto-studio/chimica/la-struttura-atomica-teoria-di-bohr/>