

### **Modello atomico di Thomson**

L'atomo viene concepito come una sfera contenente cariche positive distribuite uniformemente, entro la quale vi sono le cariche negative in numero uguale, in modo da rendere neutro tutto il sistema.

Questo modello aveva il difetto di attribuire alla materia una struttura compatta, priva di spazi vuoti.

### **Modello atomico di Rutherford**

La teoria atomica di Rutherford presuppone che la struttura è essenzialmente vuota, con al centro il nucleo contenente i protoni, attorno alla quale ruotano, a varie distanze su diverse orbite gli elettroni, in numero uguale ai protoni.

Rutherford immagina la struttura dell'atomo (atomo planetario) come il sistema solare, cioè il sole rappresenta il nucleo e i pianeti gli elettroni.

Rutherford propose questo modello atomico, dopo aver eseguito un importante esperimento, cioè dopo aver inviato un fascio di particelle  $\alpha$  (elioni  $\text{He}^{++}$ ) su una lamina di oro contenente circa mille atomi, la maggior parte delle particelle  $\alpha$  attraversava la lamina senza subire variazioni di traiettoria (ciò dimostrava l'esistenza di grandi spazi vuoti tra nucleo e nucleo), mentre altre particelle venivano deviate impressionando una lastra fotografica (a causa delle deviazioni degli atomi di oro carichi positivamente e di massa più grande).

Gli elettroni non ostacolano il passaggio delle particelle  $\alpha$  perché la loro massa è molto piccola.

La teoria di Rutherford si basa sul principio fisico che gli elettroni, ruotando intorno al nucleo, sono soggetti ad una forza centrifuga che equilibra la forza di attrazione elettrostatica centripeta.

Molto presto questa teoria si rivela inadeguata per i seguenti motivi:

- gli elettroni, essendo delle particelle cariche, durante il loro moto devono perdere energia e cadere a spirale chiusa sul nucleo, dopo un tempo di 10-11 secondi (secondo la fisica classica).
- il modello atomico di Rutherford non è in grado di mettere in relazione le proprietà degli elementi con la distribuzione degli elettroni nello spazio intorno al nucleo.

Ma l'atomo è un sistema stabile che emette e assorbe energia attraverso radiazioni elettromagnetiche di frequenze ben determinate, cioè fornisce spettri di righe e non spettri continui attraverso l'uso di spettrometri di massa.

### **Modello atomico di Bohr**

Niels Bohr per superare le difficoltà riscontrate dalla teoria di Rutherford introdusse la teoria quantistica di Planck, cioè l'energia non ha struttura continua, ma discontinua, discreta, e si trasmette per multipli interi di una quantità finita detta "Quantum"

$$E = h \cdot \nu$$

dove "h" è la costante di Planck ( $6,62 \cdot 10^{-27}$  erg .sec) e " $\nu$ " è la frequenza della radiazione elettromagnetica.

Bohr nel proporre il modello atomico, formulò l'ipotesi che l'elettrone si muove sempre su una traiettoria chiusa, e fin quando ciò si realizza, non si ha né assorbimento né emissione di energia.

Si avrà assorbimento o emissione di energia solo nel passaggio di un elettrone da una orbita stabile ad un'altra e viceversa, il cui valore è:

$$E_2 - E_1 = h \cdot \nu$$

Orbita eccitata  $E_2$  , Orbita stazionaria  $E_1$

Bohr articolò la sua teoria a partire da un punto fondamentale: un fotone che viene assorbito da un atomo, cede tutta la sua energia a uno dei suoi elettroni, che passa così a uno stato energetico più elevato.

**I punti salienti del modello atomico di Bohr sono:**

1. L'elettrone percorre solo determinate orbite circolari (orbite stazionarie), senza emettere e cedere energia e quindi senza cadere nel nucleo.
  2. All'elettrone sono permesse solo certe orbite a cui corrispondono determinati valori di energia (quantizzata).
  3. Per passare da un'orbita a un'altra a livello energetico superiore, l'elettrone assorbe energia.
  4. Per passare da un'orbita a un'altra a contenuto energetico minore, l'elettrone emette un fotone di appropriata frequenza (se appartiene al visibile dello spettro elettromagnetico, appare come riga colorata).
  5. L'energia del fotone emesso o assorbito corrisponde alla differenza di energia delle due orbite.
- Il modello atomico proposto nel 1913 da Bohr descrive correttamente

l'atomo di idrogeno, che ha un solo elettrone, ma non è altrettanto soddisfacente nel caso di atomi con molti elettroni.

L'inadeguatezza del modello di Bohr deriva dal fatto che le leggi della meccanica

classica non sono adatte a spiegare le proprietà di particelle piccolissime come elettroni, protoni e atomi. La materia non è in realtà quella percepita dai nostri sensi.

Numerose prove sperimentali, per esempio, dimostrano che gli elettroni hanno una **doppia natura**:

di corpuscolo, come siamo abituati a immaginarli, ma anche di onda, come emerge dai fenomeni di diffrazione elettronica. Secondo lo scienziato francese de Broglie, agli elettroni in moto intorno al nucleo atomico, così come a qualsiasi altra particella in movimento, è possibile associare un'onda.

Le leggi adeguate a interpretare il comportamento ondulatorio degli elettroni sono dettate dalla Meccanica quantistica e sono di natura statistica. Proprio per la loro natura statistica, tali leggi non ci consentono di prevedere il comportamento di ciascun elettrone; ci permettono, però, di conoscere **la probabilità** che un elettrone si comporti in un certo modo.

Le onde che si propagano con l'elettrone in movimento nell'atomo sono descritte da una funzione matematica: essa fu proposta nel 1926 dal fisico tedesco **Schrödinger** ed è nota con il nome di **equazione d'onda**. Le soluzioni di questa equazione non sono numeri, ma sono altre funzioni matematiche chiamate funzioni d'onda. Ciascuna funzione d'onda definisce uno dei possibili stati che l'elettrone può assumere nell'atomo.

Una funzione d'onda è una funzione delle tre coordinate spaziali  $x, y, z$  e del tempo  $t$ . Il suo valore, variabile da punto a punto, consente di determinare la probabilità di presenza dell'elettrone in ogni punto dello spazio in un certo intervallo di tempo.

### I NUMERI QUANTICI

Nella sua espressione matematica, **la funzione d'onda contiene tre numeri interi**, chiamati numeri quantici, che possono assumere valori diversi, ma non qualunque, e che sono indicati con le lettere  $n, l, m$ . Il nome di ciascun numero quantico e la proprietà che esso descrive sono riportati nella tabella sottostante; essa evidenzia anche i valori che tali numeri possono assumere.

<b>Simbolo</b>	<b>Nome</b>	<b>Proprietà</b>	<b>Valori</b>
$n$	numero quantico principale	definisce l'energia dell'elettrone	$1, 2, 3, 4, 5, \dots \rightarrow \infty$
$l$	numero quantico secondario	determina le caratteristiche geometriche della funzione di distribuzione della probabilità di presenza dell'elettrone in una certa zona di spazio	$0, 1, 2, 3, 4, \dots \rightarrow n - 1$ <i>tali valori sono di solito indicati con lettere:</i> $0 \quad 1 \quad 2 \quad 3 \quad 4$ $s \quad p \quad d \quad f \quad g$
$m$	numero quantico magnetico	determina le proprietà dell'atomo quando è sottoposto a un campo magnetico esterno	$-l, -l + 1, \dots, 0, \dots, l - 1, l$

Se, per esempio,  $n = 2$ ,  $l$  può assumere i valori compresi tra  $0$  e  $n - 1$ , cioè  $0$  e  $1$ ; nel caso che  $l$  valga  $1$ ,  $m$  può assumere tutti i valori compresi tra  $-l$  e  $+l$ , cioè  $-1, 0, +1$ .

A ciascuna terna di valori di  $n, l$  e  $m$  (per esempio  $n = 2, l = 1, m = -1$ ) corrisponde una particolare funzione d'onda che descrive, a sua volta, un particolare stato dell'elettrone.

Alla funzione d'onda che contiene una particolare terna di numeri quantici si dà spesso il nome

abbreviato di orbitale. Possiamo quindi affermare che: **un numero quantico è un numero che specifica il valore di una proprietà dell'elettrone e contribuisce a definire lo stato dell'elettrone nell'atomo**

I numeri quantici necessari per definire lo stato dell'elettrone nell'atomo sono tre e si indicano con le lettere  $n$ ,  $l$  e  $m$  a ciascuna terna di valori dei numeri quantici  $n$ ,  $l$  e  $m$  corrisponde un particolare orbitale, cioè un particolare stato dell'elettrone nell'atomo.

Esiste poi un quarto numero quantico che descrive una proprietà tipica dell'elettrone: il numero quantico di **spin**, spesso chiamato semplicemente spin dell'elettrone. A differenza degli altri tre numeri quantici, esso può assumere soltanto due valori, pari a  $+\frac{1}{2}$  e  $-\frac{1}{2}$ . Ci sono, infatti, prove sperimentali che, a parità degli altri numeri quantici, per ciascun elettrone sono possibili due diversi

stati energetici che vengono contraddistinti proprio tramite i valori  $+\frac{1}{2}$  e  $-\frac{1}{2}$ .

**In conclusione, per individuare un elettrone che si muove nel campo del proprio nucleo atomico, servono in tutto quattro numeri quantici: tre di questi,  $n$ ,  $l$  e  $m$ , derivano dall'equazione d'onda; il**

**quarto specifica quale spin esso possiede.**