

# Modelli atomici e particelle subatomiche

Fonte [www.chimica-online.it](http://www.chimica-online.it) Riduzione R. Giacomino

## Modello atomico di Thomson

Nel 1904 lo scienziato inglese J.J. Thomson propose il cosiddetto modello a panettone che suscitò numerose curiosità e consensi.

In base ai dati allora disponibili, Thomson immaginò che gli elettroni (negativi) fossero dispersi come gli acini di uvetta in un panettone, in una massa elettricamente positiva, in modo da determinarne l'equilibrio delle cariche.

## Elettrone

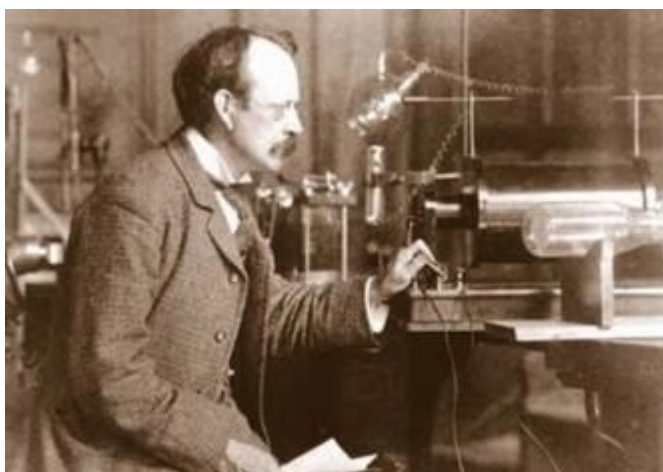
Elettrone: caratteristiche e proprietà

L'elettrone ha una massa di  $9,1 \cdot 10^{-31}$  Kg e una carica elettrica di  $-1,6 \cdot 10^{-19}$  C (Coulomb).

Tale particella, alla quale per convenzione è stata attribuito il valore di carica elettrica  $-1$ , viene identificata con il simbolo  $e^-$ .

Scoperta dell'elettrone

Gli elettroni furono scoperti da J. J. Thomson nel 1897.

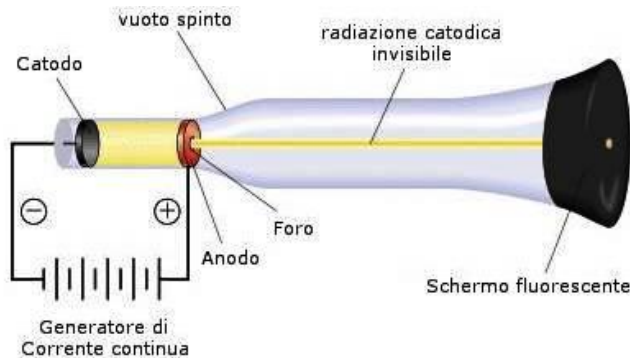


Il fisico inglese Joseph John Thomson

Nei suoi esperimenti Thomson utilizzò un tubo di Crookes; si tratta di 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.

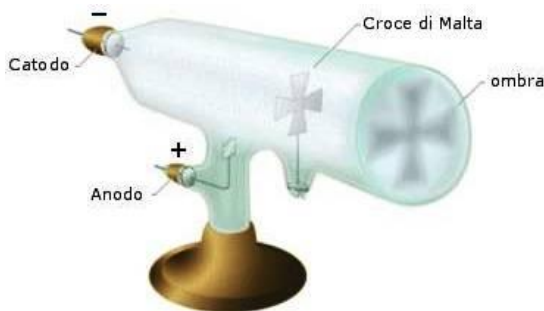
Quando la differenza tra gli elettrodi raggiunge un valore elevato (10000 volts) e la pressione interna un valore bassissimo, si osserva l'emissione di raggi luminosi che, partendo dal catodo e propagandosi in linea retta, si dirigono verso l'anodo provocando sul vetro una tenue luminosità.



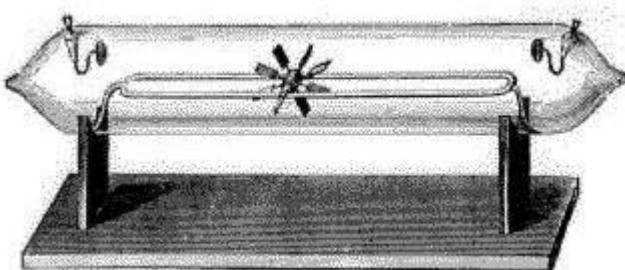
Tale fenomeno fu messo in relazione con possibili radiazioni che potevano essere prodotte dal catodo e che furono chiamate raggi catodici.

Oggi sappiamo che si tratta di elettroni che si muovono dal catodo verso l'anodo rendendo la parete che colpiscono fluorescente.

Successivi studi dimostrarono che tali raggi si propagano in linea retta dal polo negativo al polo positivo. Infatti i raggi proiettavano sulla parete l'ombra di un oggetto frapposto nel loro cammino:

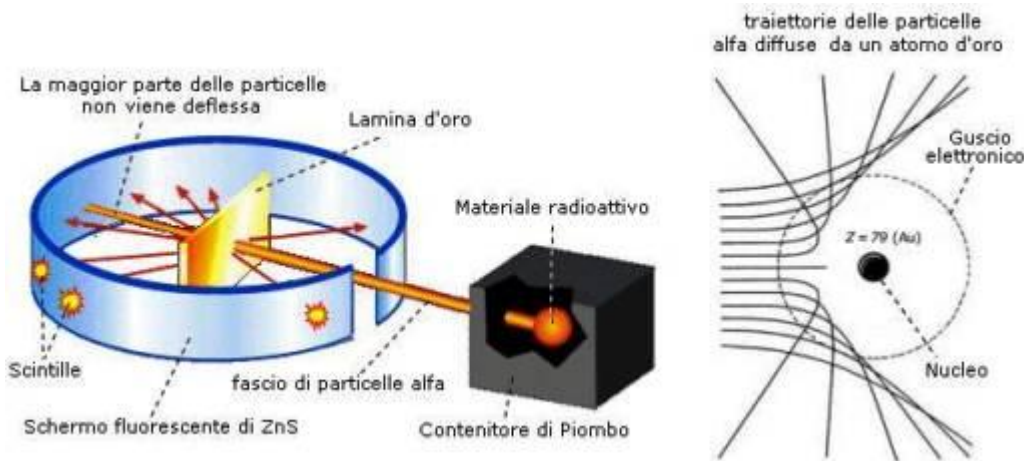


Successivi esperimenti dimostrarono che i raggi catodici erano dotati anche di una certa massa; infatti i raggi catodici erano in grado di fare ruotare un mulinello interposto nel loro cammino.



## Modello atomico di Rutherford

Nel 1911 lo scienziato neozelandese E. Rutherford bombardò una sottilissima lamina di oro con raggi  $\alpha$  (raggi alfa). Le particelle alfa positive passavano nel 99% dei casi attraverso la lamina senza subire deviazioni. In qualche caso venivano deviate con angoli superiori ai  $90^\circ$ e, in un caso su 8000, venivano respinte indietro.



### Rappresentazione dell'esperimento di Rutherford

In base a questi dati Rutherford ipotizzò che:

- Poichè le particelle  $\alpha$  nella maggior parte dei casi oltrepassavano la lamina d'oro senza subire deviazioni, significava che non incontravano alcun ostacolo sul proprio cammino e che quindi, l'atomo doveva essere formato prevalentemente da spazio vuoto.
- Poichè in qualche caso le particelle  $\alpha$  venivano deviate e in rarissimi casi venivano riflesse, l'intera carica positiva (protoni) dell'atomo doveva essere concentrata in un "nocciolo" piccolissimo e centrale: il nucleo.
- Gli elettroni negativi dovevano muoversi lungo orbite circolari. Il diametro del nucleo doveva essere centomila volte più piccolo del diametro dell'atomo.

Questo modello atomico è detto modello planetario, poichè ricorda, in miniatura, il Sistema Solare in cui il sole rappresenta il nucleo dell'atomo e i pianeti gli elettroni, che si muovono, lungo le proprie orbite attorno al sole (nucleo dell'atomo).

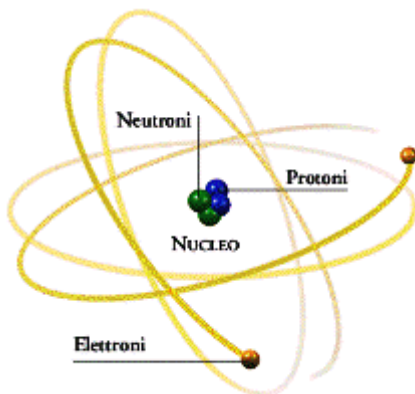
Anche se geniale, il modello atomico di Rutherford non teneva conto di un importantissimo dato sperimentale della fisica: una particella in movimento ed elettricamente carica perde incessantemente energia. Poichè ciò deve valere anche per l'elettrone (carico negativamente), esso perdendo via via energia avrebbe finito per muoversi lungo orbite sempre più piccole, fino a cadere sul nucleo. Questo modello atomico, fu successivamente sostituito dal modello atomico di Niels Bohr, che poggiava su presupposti del tutto nuovi.

# Protone

Protone: caratteristiche e proprietà

Il protone corrisponde alla più piccola carica elettrica positiva esistente libera in natura e rappresenta pertanto il quanto di elettricità positiva; con il neutrone è la particella fondamentale di ogni nucleo atomico.

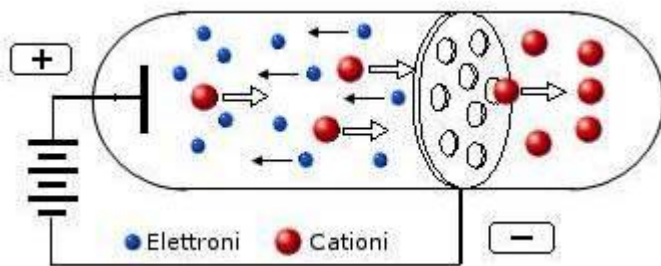
Il numero di protoni presenti nel nucleo di un atomo corrisponde al valore del numero atomico dell'elemento a cui l'atomo appartiene.



I protoni sono collocati nel nucleo dell'atomo

La scoperta del protone viene generalmente attribuita a E. Rutherford ma il primo ad averne ipotizzato l'esistenza fu il fisico tedesco E. Goldstein. Egli, nei suoi esperimenti, utilizzò un tubo di Crookes leggermente modificato; in questo caso il catodo, che occupava una posizione centrale era forato in diverse punti e il tubo era riempito con un gas rarefatto.

Goldstein notò dietro al catodo una luminescenza che egli ipotizzò provocata da particelle cariche positivamente (raggi anodici o raggi canale) che si muovevano con movimento opposto rispetto ai raggi catodici. Egli suppose che gli elettroni emessi dal catodo, urtassero le particelle del gas presenti all'interno del tubo. In quest'urto riuscivano a strappare elettroni alle particelle del gas, trasformandole così in particelle cariche positivamente che venivano attratte dal catodo.



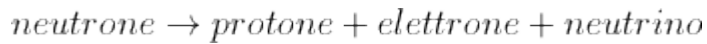
Oggi sappiamo che la carica del protone è uguale (ma di segno contrario) a quella dell'elettrone cioè  $1,602 \cdot 10^{-19}$  C (Coulomb); la massa a riposo è pari a  $1,672 \cdot 10^{-27}$  Kg (= 938 MeV).

# Neutrone

Neutrone: caratteristiche e proprietà

Il neutrone è una particella priva di carica elettrica e insieme al protone è la particella fondamentale di ogni nucleo atomico. Ha una massa di  $1,67 \cdot 10^{-27}$  Kg, uguale cioè a quella del protone e quindi corrispondente a 1u.

Essa è stabile soltanto all'interno del nucleo poichè al di fuori di questo decade nel seguente modo:



con tempo di vita medio di circa 15'.

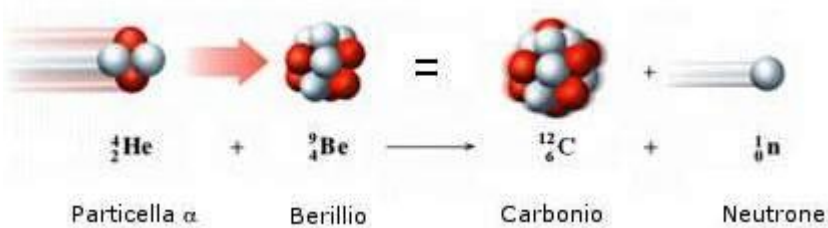
Scoperta del neutrone

La scoperta del neutrone avvenuta nel 1932 per opera di J. Chadwick, rappresentò un passo molto importante nello studio dei nuclei atomici.



Il fisico inglese J. Chadwick

Egli bombardando sottili lamine di berillio con particelle  $\alpha$  emesse dal polonio, scoprì che dal berillio venivano emesse delle radiazioni secondarie che non risentivano nè di un campo elettrico nè di un campo magnetico.



Il berillio emette neutroni quando bombardato con particelle  $\alpha$

Ripetendo l'esperimento su altri materiali, dimostrò che tali particelle avevano tutte la stessa massa e che erano prive di carica elettrica e pertanto furono chiamate neutroni.

La caratteristica di queste radiazioni è che quando colpivano un bersaglio di paraffina erano capaci di provocare l'emissione di protoni da parte di quest'ultima.

Supponendo elastici gli urti tra le particelle e applicando il principio di conservazione dell'energia e il principio di conservazione della quantità di moto, Chadwick fu in grado di calcolare la massa dei tali particelle ( $1,67 \cdot 10^{-27}$  Kg).

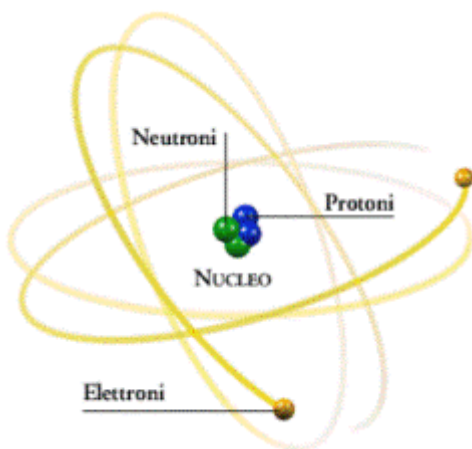
La scoperta dei neutroni da parte di Chadwick permise di giustificare l'esistenza degli isotopi scoperti in precedenza da Thomson e permise inoltre di classificare gli atomi dei vari elementi in funzione del numero atomico.

## Nucleo Atomico

Come è fatto il nucleo atomico

Il nucleo atomico costituisce la zona centrale dell'atomo; è carica positivamente ed in essa è condensata praticamente tutta la massa dell'atomo. Le dimensioni del nucleo sono dell'ordine di  $10^{-13}$  cm, mentre quelle atomiche sono dell'ordine di  $10^{-8}$  cm.

Il nucleo dell'atomo è costituito da due tipi di particelle diverse: protoni e neutroni. Il numero di protoni viene detto numero atomico ed è indicato con la lettera Z. La somma tra protoni e neutroni viene invece chiamata numero di massa (A). Protoni e neutroni vengono indicati con il nome di nucleoni.



Struttura dell'atomo

In base alle particelle che li costituiscono, due nuclei atomici possono essere così definiti:

isotopi se hanno lo stesso valore di Z ma diverso valore di A

isobari se hanno lo stesso valore di A ma diverso valore di Z

isotoni se hanno lo stesso numero di neutroni

Il numero atomico è quello che determina le proprietà chimiche di un elemento. Tutti gli atomi che hanno lo stesso valore di Z appartengono allo stesso elemento chimico e trovano collocazione nella stessa casella della tabella periodica: da ciò il nome di isotopi (letteralmente = nello stesso luogo) per i nuclei di quegli atomi aventi stesso Z ma diverso A.

Difetto di massa ed energia nucleare

Fra i nucleoni che costituiscono un nucleo di un atomo esistono forze di legame. Si definisce energia di legame di un nucleo l'energia necessaria per scindere quel nucleo nei singoli nucleoni che lo costituiscono. Le forze nucleari sono forze molto grandi ma con raggio d'azione molto piccolo e non sono riconducibili nè a forze di natura gravitazionale nè a forze di natura elettromagnetica.

Per determinare il valore delle energie nucleari, bisogna confrontare il valore della massa di un nucleo determinata sperimentalmente con il valore teorico della massa dell'atomo. Tale valore viene calcolato facendo la somma tra le masse dei neutroni e dei protoni che lo costituiscono. Il valore della massa calcolato teoricamente è maggiore di quello determinato sperimentalmente. La differenza tra questi due valori (difetto di massa,  $m$ ) consente di determinare, mediante la nota formula di Einstein

$$E = m \cdot c^2$$

la quantità di energia E liberata nella formazione del nucleo considerato che corrisponde al valore dell'energia nucleare.

# Modello atomico di Bohr

## Modello atomico di Bohr: definizione e spiegazione

Nel 1913 gli studi sugli spettri di emissione e sugli spettri di assorbimento dell'idrogeno e di altre sostanze, indussero il fisico danese N. Bohr a pensare che gli elettroni si muovessero nello spazio soltanto in orbite circolari di ben definita energia (orbite stazionarie o livelli di energia).

Fino ad allora era ritenuto valido il modello atomico di Rutherford, ma questo modello non era in grado di interpretare gli spettri atomici di emissione e di assorbimento di molte sostanze. Inoltre, se fosse stato valido tale modello atomico, l'elettrone ruotando attorno al nucleo doveva emettere energia elettromagnetica a scapito della sua energia cinetica, fino a precipitare sul nucleo stesso annullandosi. In altre parole l'atomo, in un tempo quasi istantaneo, doveva perdere la sua stabilità.

## Modello atomico di Bohr: postulati

Il modello atomico di Bohr, valido solo per l'atomo di idrogeno, si basa su due postulati innovativi.

Il primo postulato afferma che l'elettrone può percorrere attorno al nucleo alcune orbite circolari senza perdere energia. I raggi di tali orbite soddisfano tutti la relazione:

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

dove  $m$  è la massa dell'elettrone,  $v$  è la sua velocità,  $h$  è la costante di Planck. Al termine  $n$ , un numero intero che può assumere tutti i numeri interi maggiori di 1, Bohr diede il nome di numero quantico principale.

Tale equazione è possibile ottenerla stabilendo teoricamente che la condizione perché un elettrone muovendosi su un'orbita non emetta energia, sia cioè in uno stato stazionario, è che il valore del momento angolare dell'elettrone ( $mvr$ ) che percorre l'orbita sia un multiplo intero della grandezza  $h/2\pi$  ovvero:

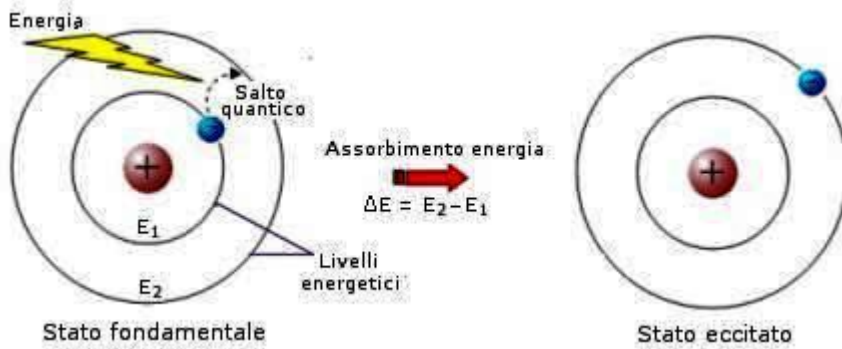
$$mvr = n \frac{h}{2\pi}$$

nella quale  $n = 1, 2, 3, \text{ ecc.}$

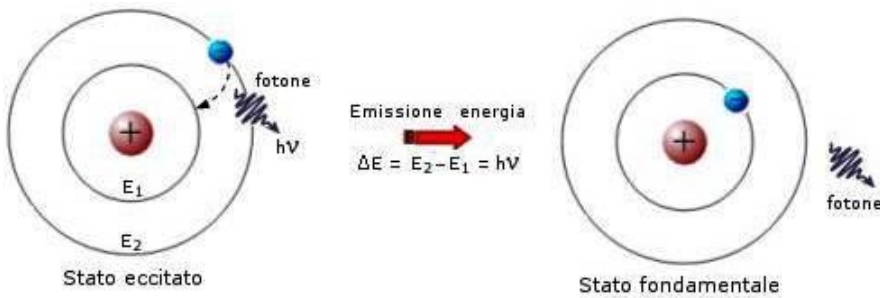
Questa condizione implica che il momento angolare dell'elettrone non può assumere tutti i valori possibili, ma soltanto alcuni e imporre questa limitazione significa quantizzare il momento angolare. Questo può variare perciò solo per quanti, multipli interi del valore minimo ( $h/2\pi$ ).

Il secondo postulato afferma che l'energia assorbita da un elettrone ne consente la transizione dall'orbita in cui si trova normalmente (stato fondamentale), a una delle orbite di energia quantizzata superiore (stato eccitato).





In queste orbite, l'elettrone permane per un tempo brevissimo ( $10^{-9}$  s), per poi ritornare allo stato energetico fondamentale.



Un atomo allo stato eccitato non può pertanto tornare allo stato fondamentale liberando un fotone di qualsiasi frequenza, ma potrà soltanto emettere un fotone la cui energia è uguale alla differenza tra quelle dei due stati tra cui avviene la transizione.