

# La chimica

- La CHIMICA studia la MATERIA, cioè tutto ciò che ha una massa ed un volume.

Della materia si studiano: **COMPOSIZIONE, STRUTTURA, PROPRIETA' e TRASFORMAZIONI**

Dalla struttura atomica della materia dipendono le

- **proprietà fisiche**: colore, temperatura di fusione, densità...
- **proprietà chimiche**: infiammabilità, corrosività, reattività con acidi...

La materia può subire:

- **trasformazioni fisiche**: modificano la forma fisica, non la composizione es: Ghiaccio → acqua
- **trasformazioni chimiche**: una o più sostanze si trasformano in una differente sostanza es: acqua → idrogeno + ossigeno

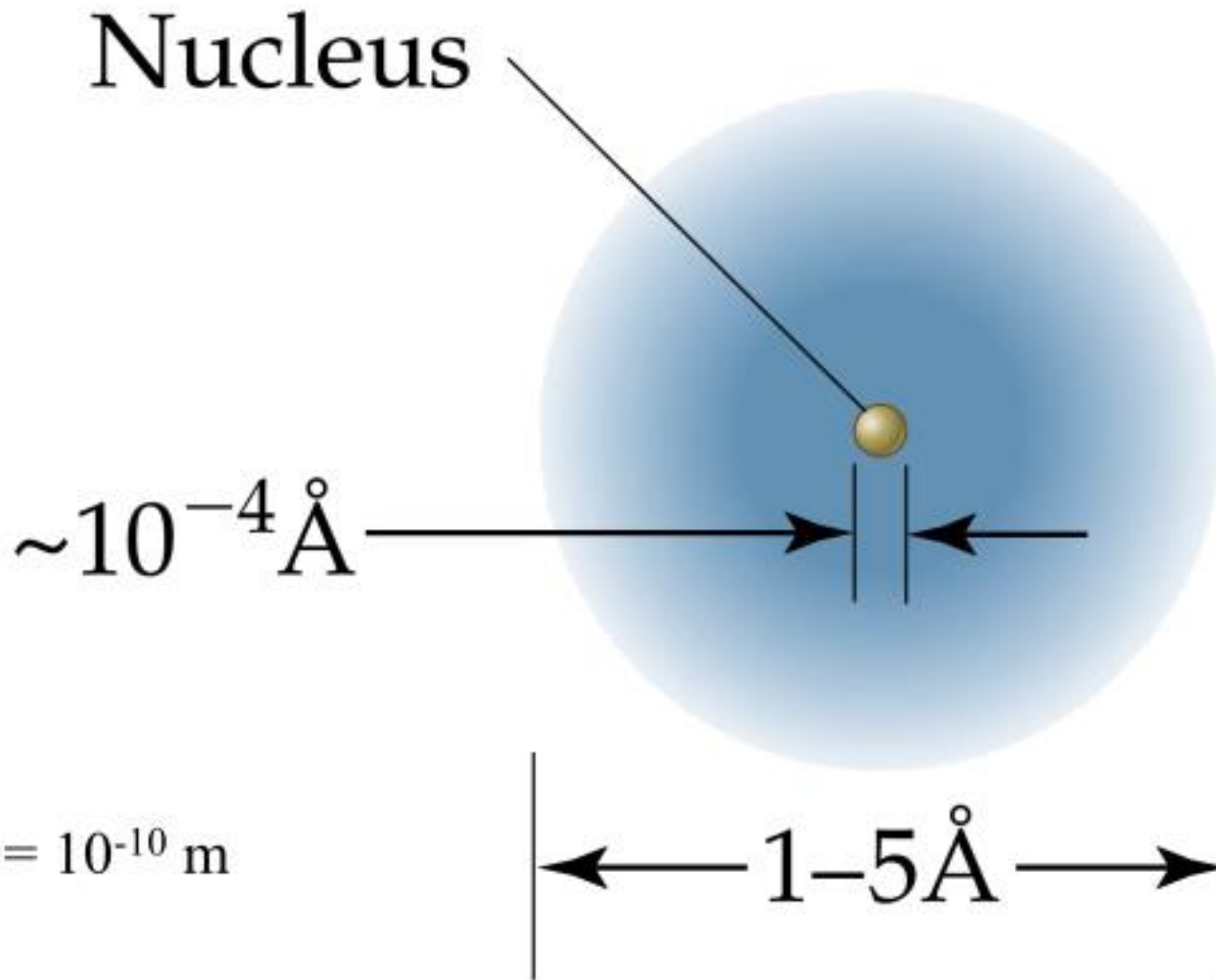
# La teoria atomica

- Ogni elemento è composto da particelle chiamate atomi
- Tutti gli atomi di un elemento sono identici
- I composti si formano quando atomi di più di un elemento si combinano tra loro.
- Nelle reazioni chimiche non è alterata la struttura atomica degli elementi

# La Struttura Atomica

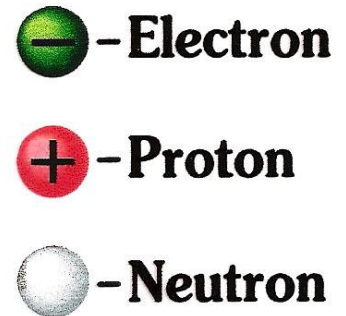
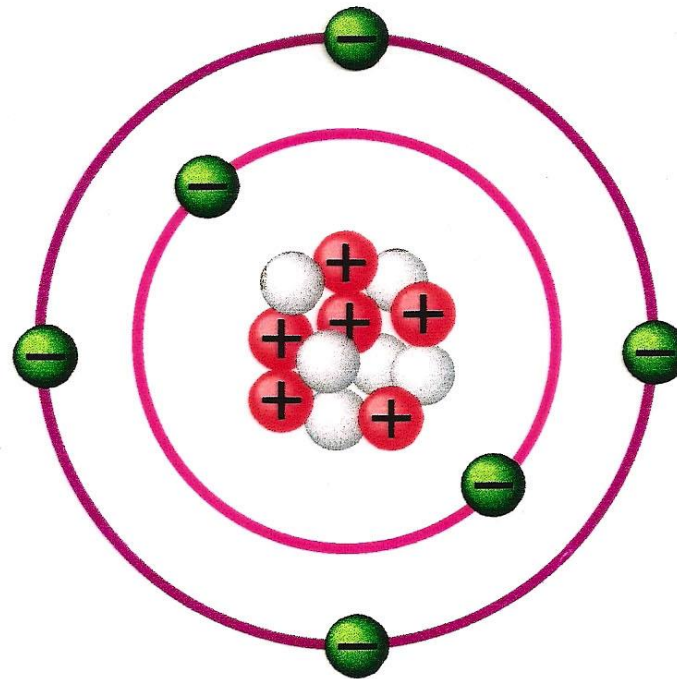
- L'atomo è fatto da entità cariche positive (protoni) o negative (elettroni), ed entità neutre (neutroni).
- Protoni e neutroni sono localizzati nel nucleo dell'atomo dove è concentrata la massa dell'atomo.
- Gli elettroni sono lontani dal nucleo ed occupano la maggior parte del volume dell'atomo.
- All'interno del nucleo, può esserci un numero di neutroni diverso per lo stesso numero di protoni.
- **Gli ISOTOPI:** Hanno lo stesso numero di protoni (stesso elemento) ma differiscono per il numero di neutroni (diversa massa)

# L' Atomo



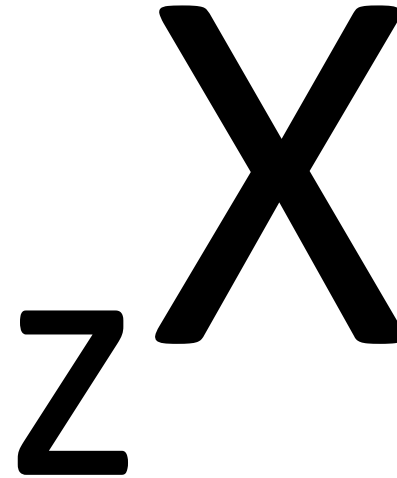
# All'interno dell'atomo

- Gli atomi sono costituiti da 3 tipi di particelle elementari:
  - Protoni
  - Elettroni
  - Neutroni
- Protoni e neutroni sono racchiusi nel nucleo dell'atomo e sono circondati dagli elettroni che si trovano ad una distanza relativamente grande dal nucleo (la maggior parte dello spazio occupato dall'atomo è vuoto)



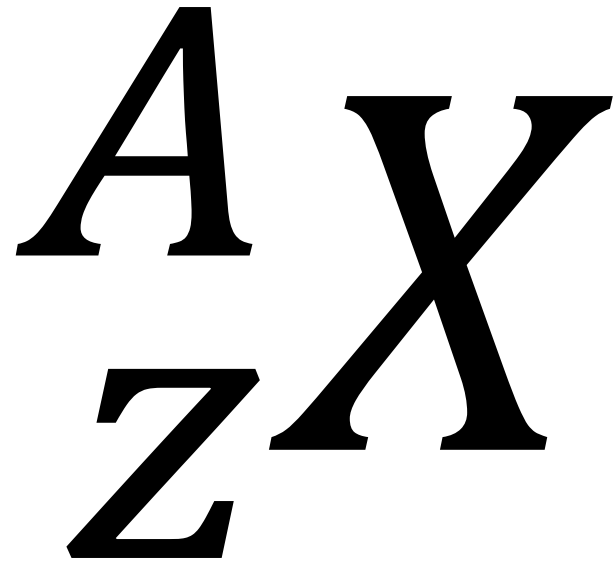
# Il numero atomico

- Il numero atomico dell'atomo di un elemento è fisso e costante e rappresenta la caratteristica strutturale che permette di individuarne l'identità chimica
- Questo numero è detto numero atomico ed è indicato con la lettera Z ed è pari al numero di protoni nel nucleo dell'atomo
- Nel rappresentarlo, si pone a sinistra in basso del simbolo dell'elemento

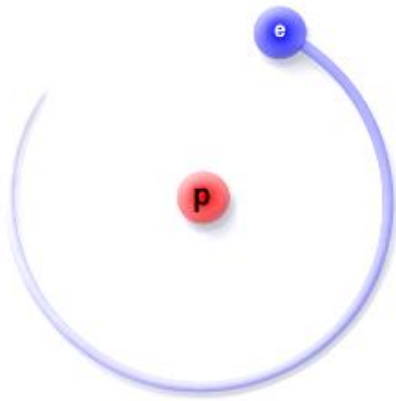


# Isotopi e numero di massa

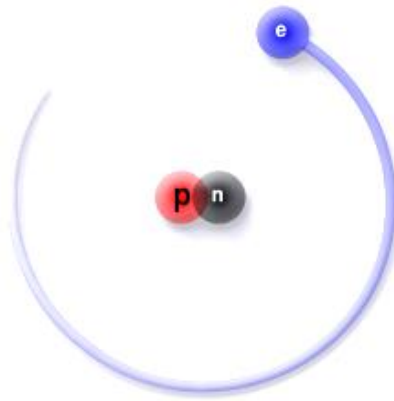
- Atomi contenenti lo stesso numero di protoni ma un diverso numero di neutroni si chiamano isotopi di un elemento
- Il numero di massa (A) di un atomo è la somma del numero di protoni e neutroni
- Si indica in alto a sinistra del simbolo dell'elemento



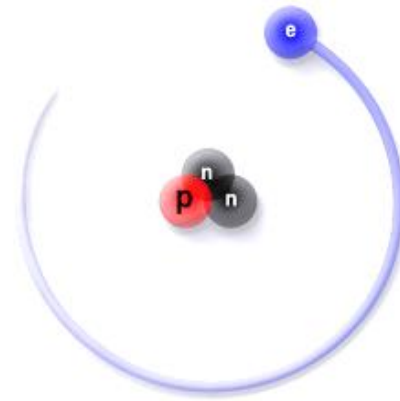
# Nucleo e isotopi



Protium



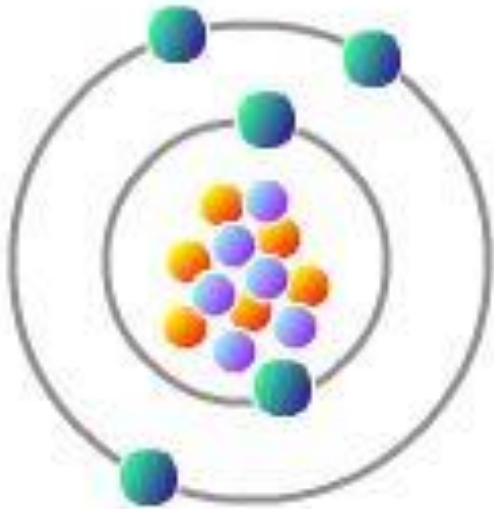
Deuterium



Tritium



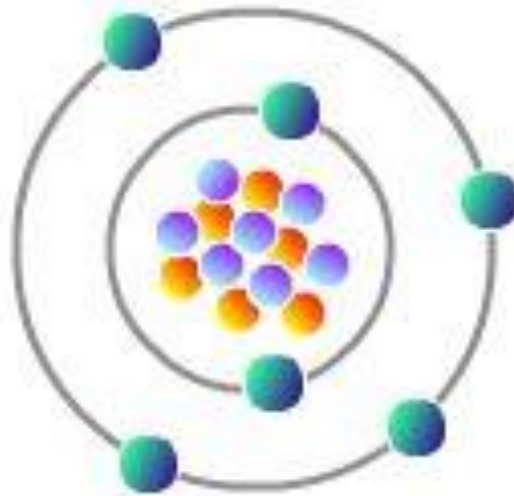
# Nucleo e isotopi



**Carbon**

● 6 Protons

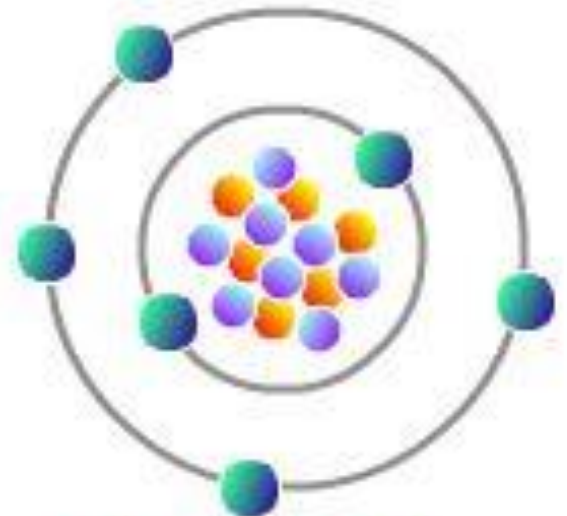
● 6 Neutrons



**Carbon-13**

● 6 Protons

● 7 Neutrons



**Carbon-14**

● 6 Protons

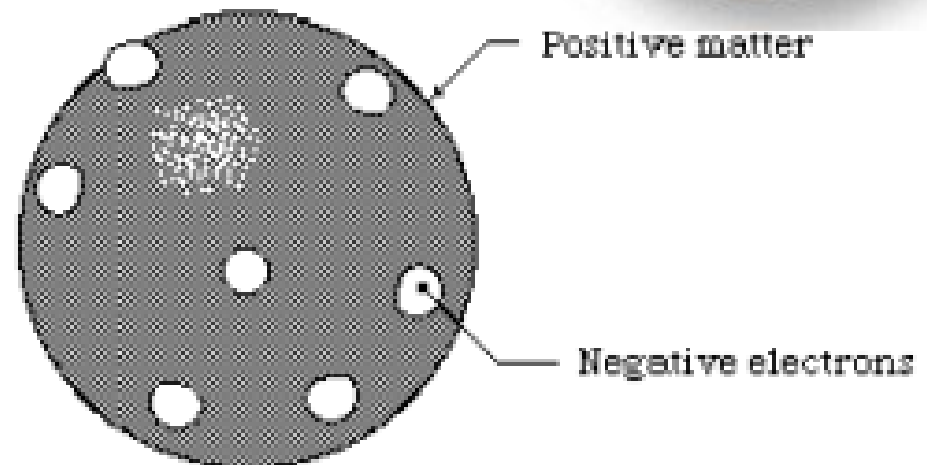
● 8 Neutrons

# Modello atomico di Thompson

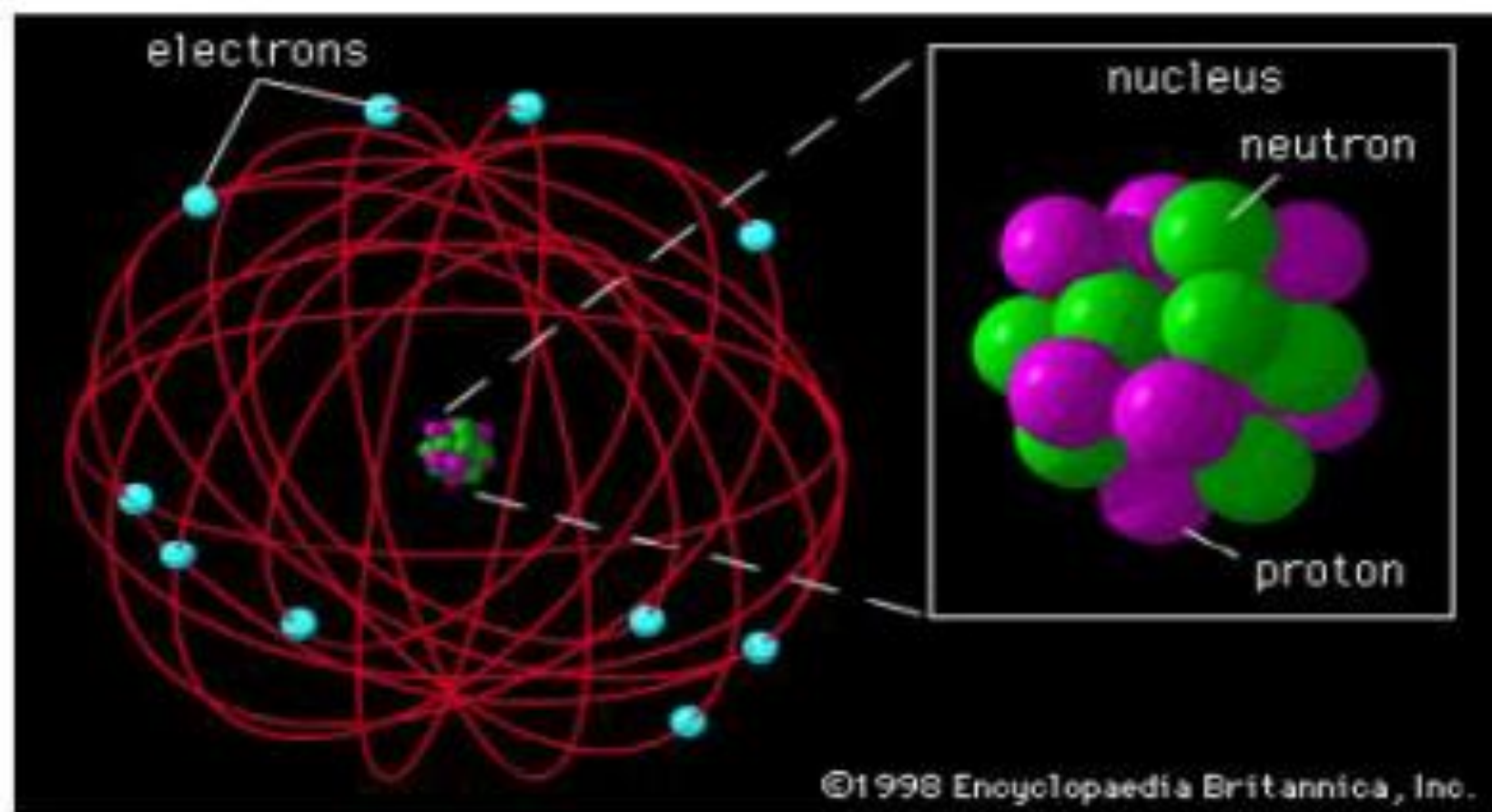


J.J. Thompson

- Il primo modello atomico fu proposto da J.J. Thompson nel 1898.
- Un atomo è costituito da una massa sferica di elettricità positiva e contiene, uniformemente distribuiti, gli elettroni, piccole particelle dotate di carica negativa, in modo tale da rendere l'atomo elettricamente neutro.

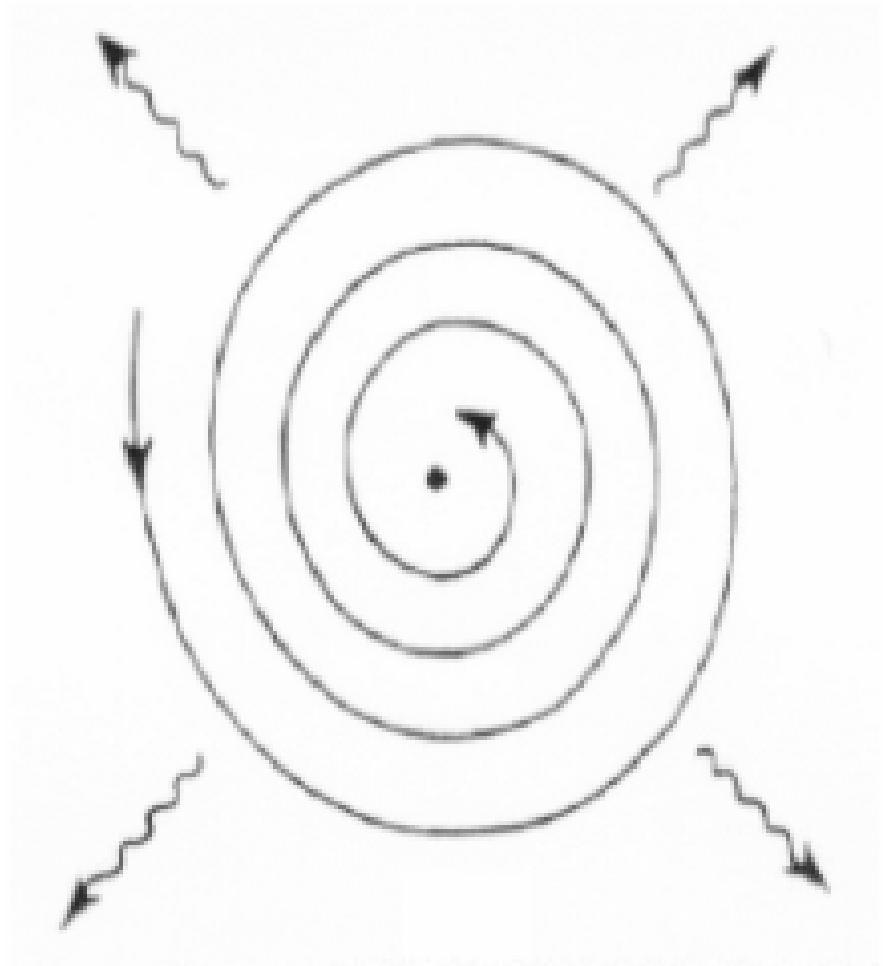


# Modello atomico di Rutherford (1911)



# Problemi del modello di Rutherford

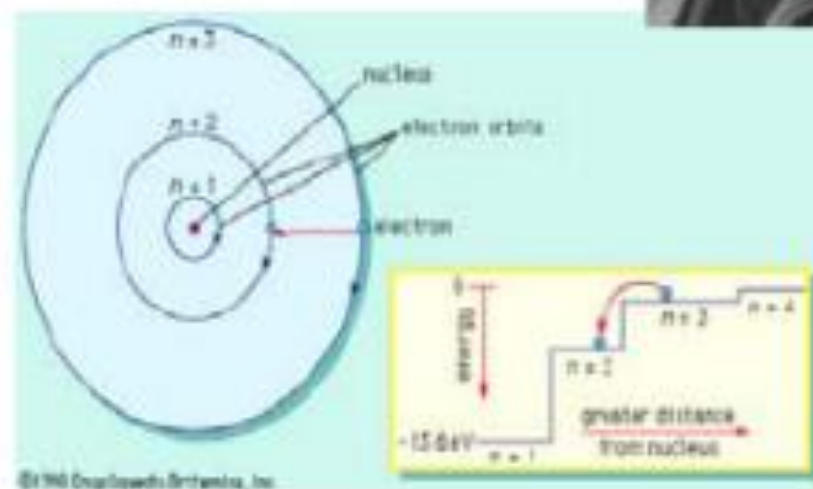
- Il modello di Rutherford andava contro le leggi della fisica classica, la particella dotata di carica, l'elettrone, ruotando attorno al nucleo avrebbe dovuto perdere progressivamente energia fino a cadere su di esso



# Modello atomico di Bohr (1913)

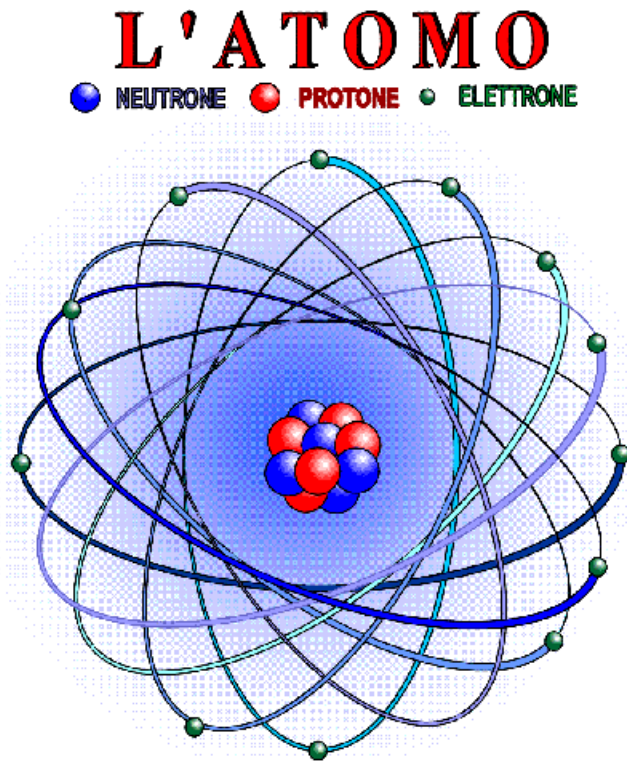


- Plank scoprì che l'energia degli atomi non varia in modo continuo, ma è quantizzata
- Bohr propone quindi un modello atomico in cui l'elettrone ruota attorno al nucleo seguendo una traiettoria circolare fissa, o orbita



$n=\infty$	0.00eV
$n=5$	-0.54eV
$n=4$	-0.85eV
$n=3$	-1.51eV
$n=2$	-3.40eV
$n=1$	-13.6eV

# Il modello atomico di Bohr



## Postulati

- Il momento angolare orbitale dell'elettrone ( $m \cdot v \cdot r$ ) é quantizzato
- Nel passare da un livello energetico ad un altro viene emesso o assorbito un fotone

# Momento angolare orbitale dell'elettrone

- il momento angolare orbitale degli elettroni deve essere quantizzato

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

indicando con  $m$  la massa dell'elettrone, con  $v$  la sua velocità, con  $r$  il raggio della sua orbita circolare, con  $h$  la costante di Planck ( $6.626 \times 10^{-34}$  J s) e con  $n$  un numero intero positivo chiamato *numero quantico principale*.



# Evidenze sperimentali

- Il raggio dell'orbita ( $r$ ) dell'elettrone intorno al nucleo é proporzionale a  $n^2$  e per l'atomo di idrogeno ( $z = 1$ ) per  $n = 1$  si calcola  $r = 0.53 \text{ \AA}$ , in perfetto accordo con i dati sperimentali
- Le energie richieste per le transizioni elettroniche sono in accordo con le misurazioni



# Trasferimento di energia

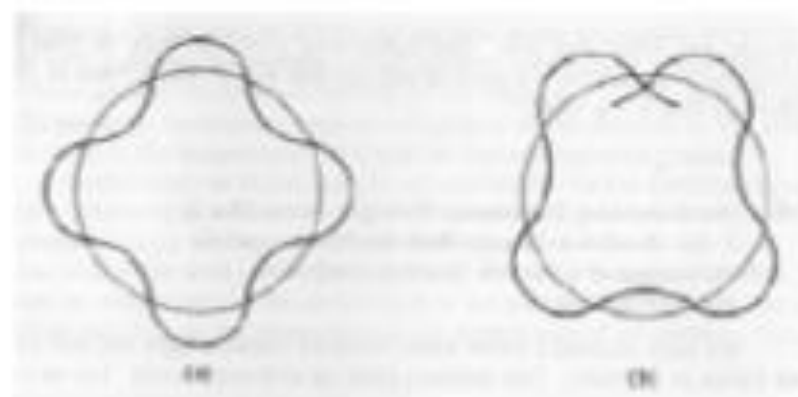
- L'energia può essere emessa od assorbita dall'atomo solamente se un elettrone passa da un'orbita stazionaria ad un'altra

$$E = h\nu$$

dove  $E$  è misurata in Joule,  $h$  è la costante di Planck ( $6.626 \times 10^{-34}$  J s) ed  $\nu$  è la frequenza della radiazione elettromagnetica che induce la transizione

# Teoria dualistica di De Broglie e modello atomico attuale (1924)

- L'elettrone, al pari della luce, possiede una duplice natura, di onda e di particella
- L'elettrone conserva la sua energia e non cade sul nucleo proprio perché si comporta come un'onda
- Un elettrone ruotando attorno al nucleo può sopravvivere solo nelle orbite di dimensioni tali da contenere un numero intero di volte la lunghezza dell'onda a lui associata



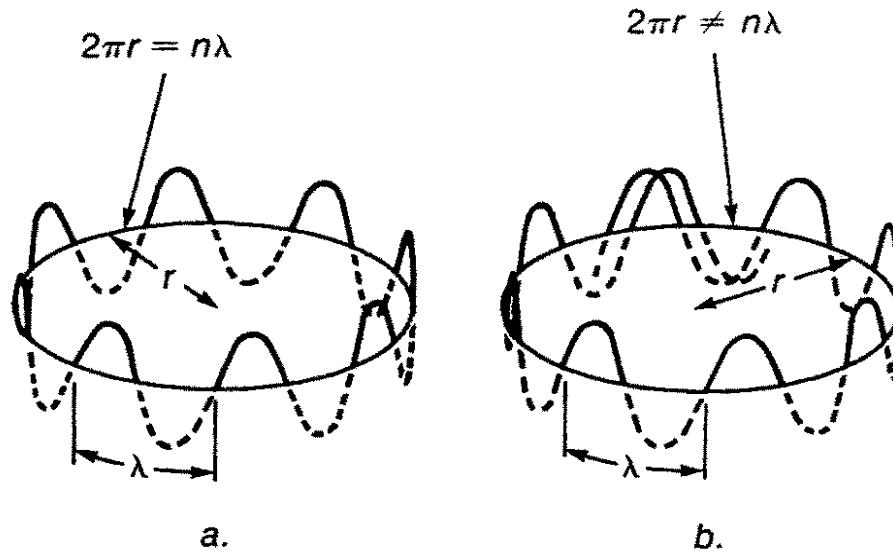
# Modello di De Broglie

- Ipotezzò che ad ogni elettrone (particella) fosse associabile una lunghezza d'onda ( $\lambda$ )

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

dove  $h$  è la costante di Planck,  $p = mv$  è il momento della particella, ed  $m$  e  $v$  sono la massa (circa  $10^{-27}$  g) e la velocità di tale particella

# Orbite stazionarie



- L'orbita dell'elettrone descrive una circonferenza che contiene un numero intero di lunghezze d'onda

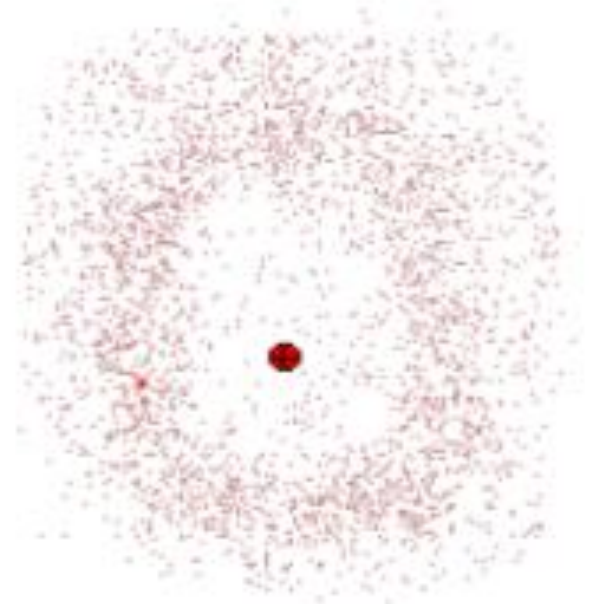
Solo a livello atomico (dove  $m$  è molto piccola) possono essere osservati gli effetti della natura ondulatoria delle particelle

Particella	Massa (g)	Velocità (m s <sup>-1</sup> )	Lunghezza d'onda (m)
Elettrone (1 eV)	$9.1 \cdot 10^{-28}$	$5.9 \cdot 10^5$	$1.2 \cdot 10^{-9}$
Elettrone (100 eV)	$9.1 \cdot 10^{-28}$	$5.9 \cdot 10^6$	$1.2 \cdot 10^{-10}$
Protone (1 eV)	$1.7 \cdot 10^{-24}$	$1.4 \cdot 10^5$	$3.0 \cdot 10^{-12}$
pallottola	2.0	$3.2 \cdot 10^2$	$1.1 \cdot 10^{-33}$
palla da golf	45.0	$3.0 \cdot 10^1$	$4.9 \cdot 10^{-34}$
lumaca	10.0	$1.0 \cdot 10^{-3}$	$6.6 \cdot 10^{-39}$

Le descrizioni classiche di Bohr e De Broglie non sono applicabili a sistemi atomici complessi (sistemi non idrogenoidi)

# Modello atomico attuale

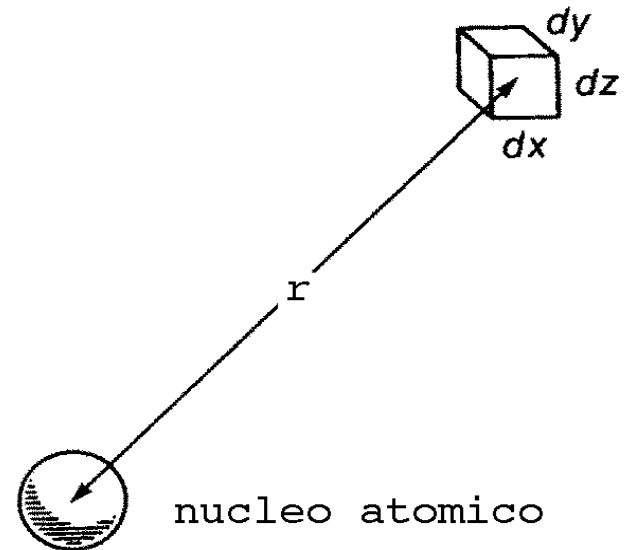
- Secondo la meccanica quantistica gli elettroni si spostano nello spazio intorno al nucleo come onde e sono descritti da funzioni d'onda  $\Psi$
- Erwin Schrödinger nel 1926 scrisse l'equazione che descrive gli stati energetici di un atomo, le soluzioni di questa equazione (risolta solo per l'atomo di idrogeno) danno le funzioni d'onda  $\Psi$



# Schroedinger e la meccanica quantistica (1926)

$$-\frac{\hbar^2}{8\pi^2m} \cdot \frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + U_{(x)} \psi = E\psi$$

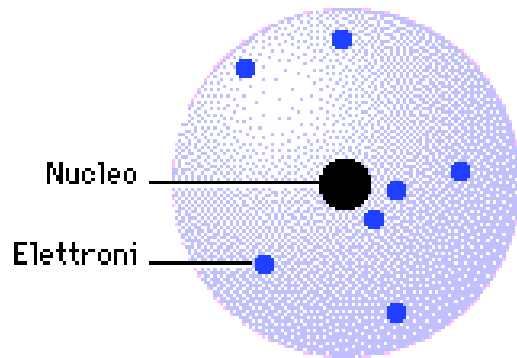
- Dove:
  - $\Psi$  = funzione d'onda
  - $U_{(x)}$  = Energia potenziale
  - $E$  = energia totale del sistema



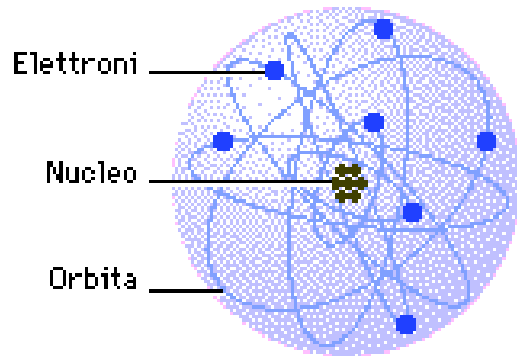


# Principio di indeterminazione (Heisenberg)

- Non si possono misurare contemporaneamente due grandezze coniugate  $x$  e  $y$  (ad esempio: posizione e velocità, energia e tempo) con precisione illimitata.
- L'incertezza minima con cui possono essere determinate è:  $\Delta x \cdot \Delta y \geq h$

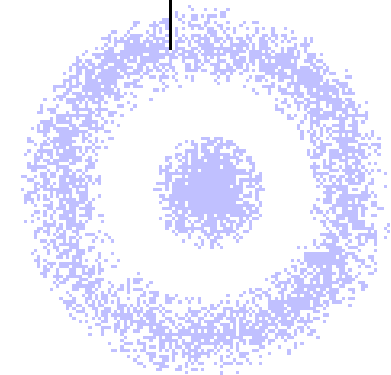


**Il modello di Rutherford**  
 descrive l'atomo come un sistema solare in miniatura in cui gli elettroni ruotano come pianeti attorno al nucleo.



**Il modello di Bohr**  
 "quantizza" le orbite per dare una spiegazione della stabilità dell'atomo.

Orbitali: gli elettroni con diversi valori del momento angolare occupano regioni dello spazio di questo tipo. Le zone ombreggiate sono quelle in cui è più probabile trovare l'elettrone.



**Il modello di Schrödinger**  
 abbandona l'idea di orbite precise e introduce una descrizione delle regioni dello spazio (orbitali) basata sulla probabilità di trovare gli elettroni.