

Le **leggi ponderali** scoperte dai chimici tra il XVIII e XIX secolo avevano evidenziato che, nelle trasformazioni della materia, sono in gioco unità elementari che si combinano secondo rapporti matematicamente definibili. **Dalton** stesso per interpretare i dati accumulati in quegli anni, aveva ripreso l'antico concetto di **atomo**, l'indivisibile, ipotizzando che fosse il più piccolo costi-

riprendendo il termine utilizzato dagli antichi filosofi greci: **Leucippo** (470 a.C.) e **Democrito** (420 a.C.). L'idea atomistica fu però avversata da **Aristotele** che, successivamente, divenne il filosofo "ufficiale" della chiesa. Per questo motivo dobbiamo aspettare addirittura fino al 1800 perché gli scienziati riprendessero in considerazione l'ipotesi atomica.



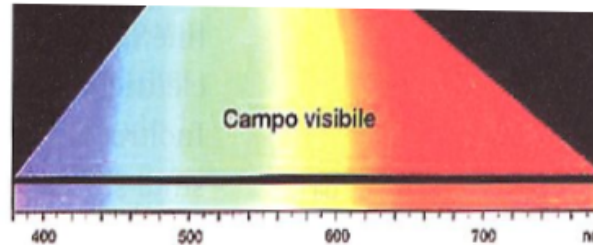
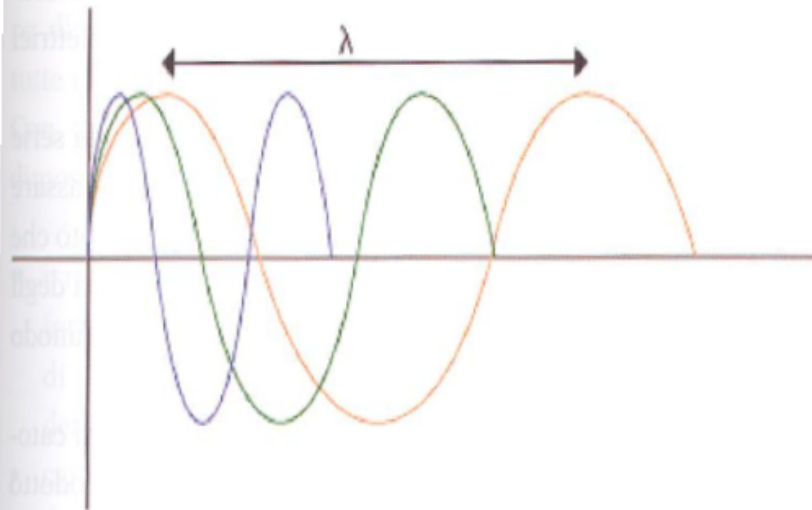
### LA DOPPIA NATURA DELLA LUCE

Due raggi di luce (originati dalla divisione di un unico raggio di partenza) colpivano due fenditure, intersecandosi e interferendo tra loro successivamente. L'area di intersezione non era più luminosa, come ci si sarebbe aspettato da un modello particellare, ma presentava delle bande più luminose e meno luminose alternate, come prevedeva il modello ondulatorio: a seconda del punto di incontro i due fasci di luce si sommano o si annullano, creando un'immagine d'interferenza.

## 5

## Struttura dell'atomo

Le grandezze caratteristiche di un'onda elettromagnetica sono la *lunghezza d'onda*  $\lambda$  (lambda), la *frequenza*  $\nu$  (ni) e la *velocità di propagazione*  $c$  (300.000 Km/sec.).



L'occhio umano è sensibile alle radiazioni elettromagnetiche che hanno una lunghezza d'onda compresa tra 380 nm (violetto) e 780 nm (rosso).

Onde elettromagnetiche con diversa lunghezza d'onda.

Le tre grandezze  $\lambda$ ,  $\nu$  e  $c$  sono collegate matematicamente mediante la seguente relazione:  $\lambda \cdot \nu = c$

onda elettromagnetica = radiazione elettromagnetica

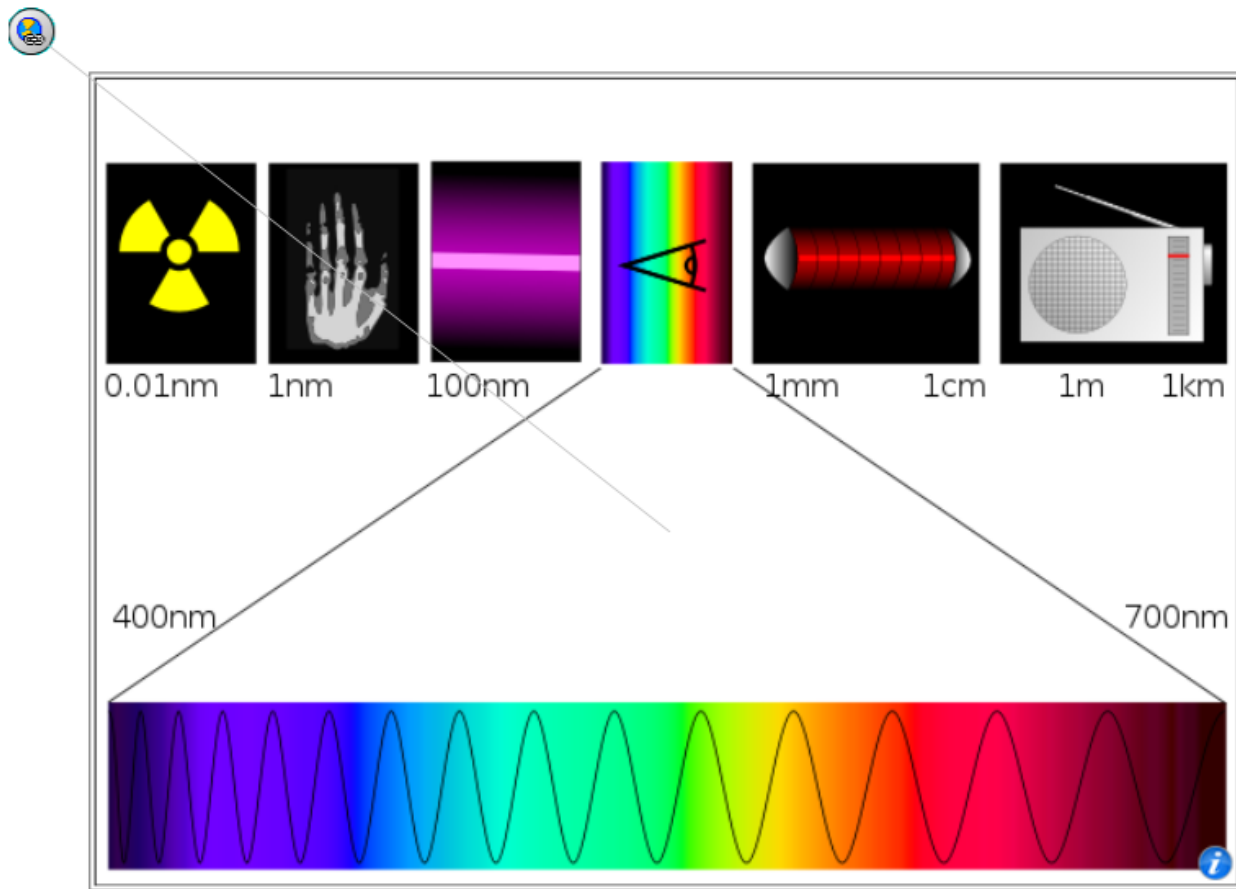
la luce è un insieme di radiazioni elettromagnetiche



$$v = \frac{c}{\lambda}$$

si legge:  $n\grave{i} = \frac{ci}{\text{lambda}}$

significa:  $\text{frequenza} = \frac{\text{velocità di propagazione della luce nel vuoto}}{\text{lunghezza d'onda}}$



**Spettro elettromagnetico**





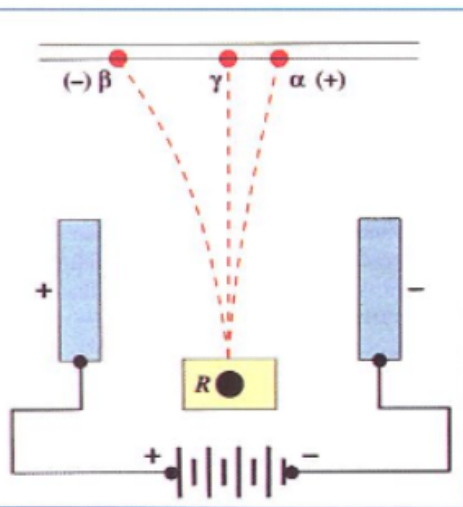
**Benjamin Franklin** (1706-1790) sulla capacità dei corpi di attrarsi o di respingersi,

**Charles Augustin de Coulomb** (1736-1806)

$$F = k \cdot \frac{q_1 \cdot q_2}{d^2}$$

**Alessandro Volta** costruzione della pila (1800)

**Michael Faraday** a partire dal 1833, che gli atomi potevano assumere cariche elettriche.



Già nel 1895, **Wilhelm Konrad Roentgen**, inviando raggi catodici su una superficie metallica (anticatodo), aveva prodotto radiazioni altamente penetranti, che aveva chiamato raggi X.

Il francese **Henri Becquerel** aveva scoperto quasi casualmente, nel 1896, la radioattività spontanea propria dell'uranio che emetteva spontaneamente radiazioni invisibili ancora più penetranti dei **raggi X** e i coniugi **Pierre e Marie Curie** avevano osservato le stesse proprietà in altri materiali, a cui diedero il nome di polonio e radio.

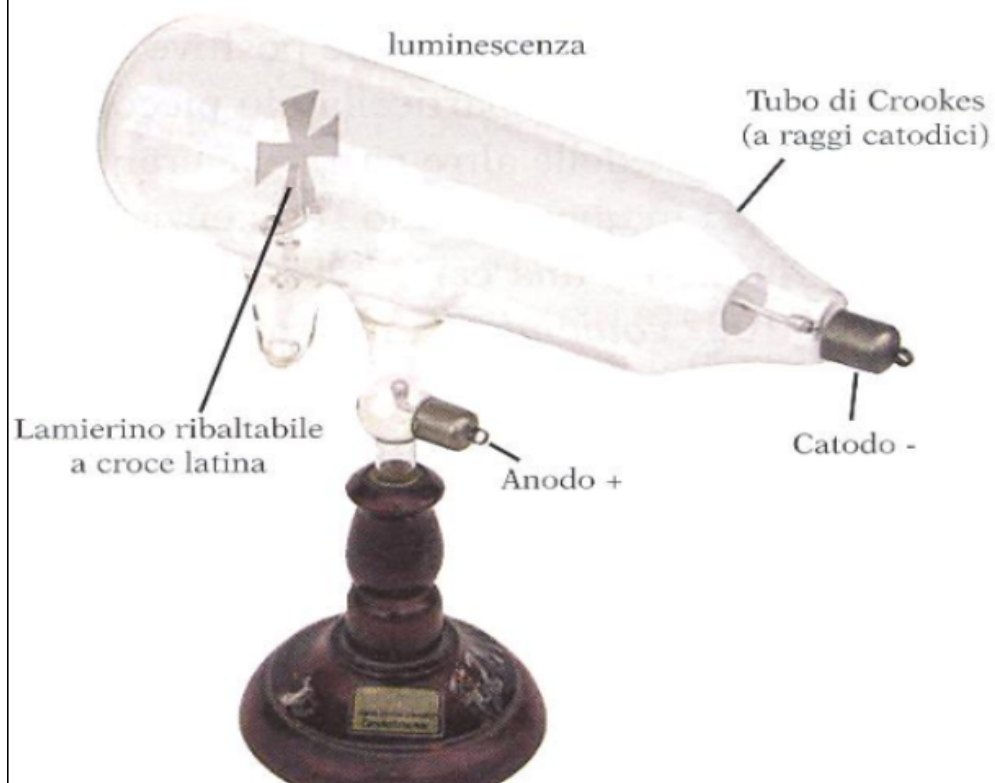
In breve tempo, con adeguate dimostrazioni sperimentali, si chiarì che gli atomi di una sostanza radioattiva emettono spontaneamente:

voti spessori di piombo

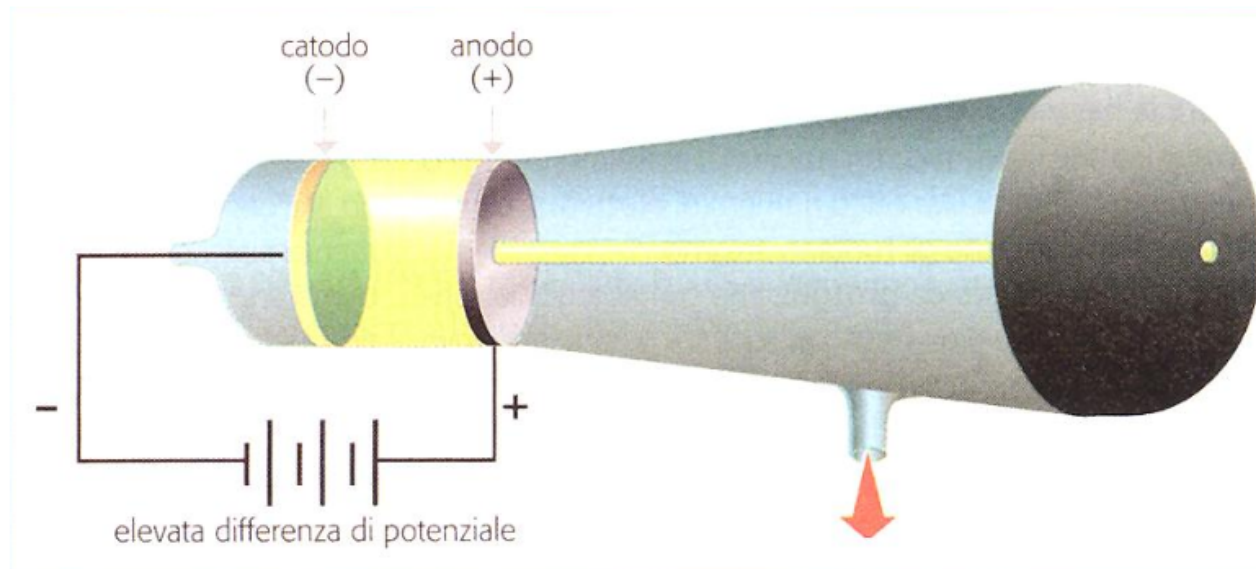
## 5 Struttura dell'atomo NATURA ELETTRICA DELLA MATERIA

96

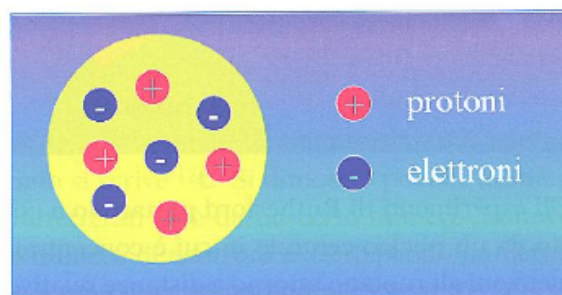
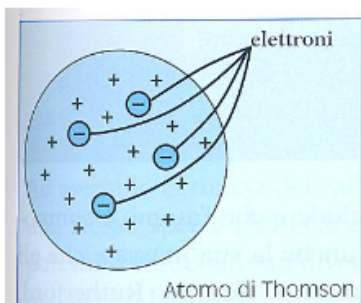
Nel 1879 **Crookes** dimostrò che i raggi catodici sono costituiti da piccolissime particelle dotate di massa, che si muovono in linea retta. Sono anche dotati di carica elettrica negativa, perché subiscono una deviazione della loro traiettoria rettilinea quando attraversano un campo magnetico o elettrico e sono attratti dal polo positivo.



Il tubo di Crookes è un particolare tubo a vuoto di vetro, a forma di cono, che presenta 3 elettrodi: un anodo e due catodi. Deve il suo nome al suo inventore, il fisico William Crookes, e rappresenta l'evoluzione del tubo di Geissler e il precursore del tubo catodico.



## IL MODELLO ATOMICO DI THOMSON (A CARICHE DIFFUSE)

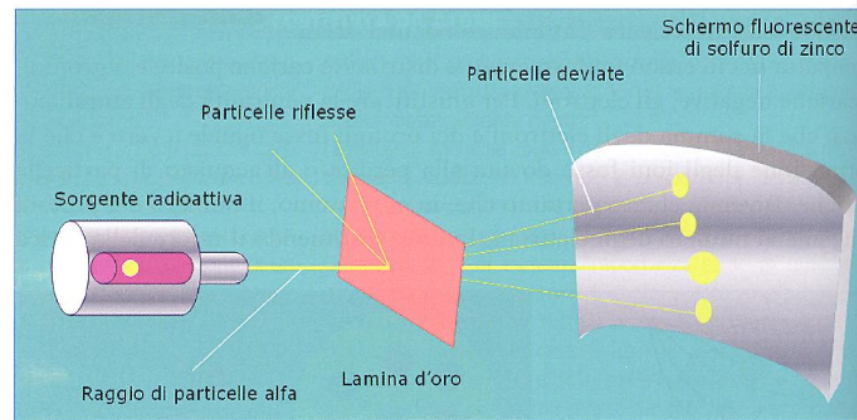


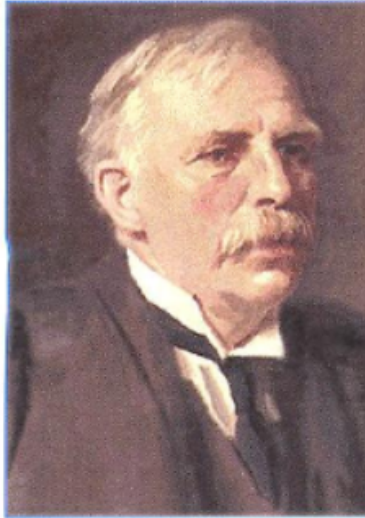
Thomson idealizza un modello atomico che viene paragonato ad una sorta di panettone cioè una sfera di carica positiva in cui erano immersi gli elettroni.

## IL MODELLO ATOMICO DI RUTHERFORD (PLANETARIO)

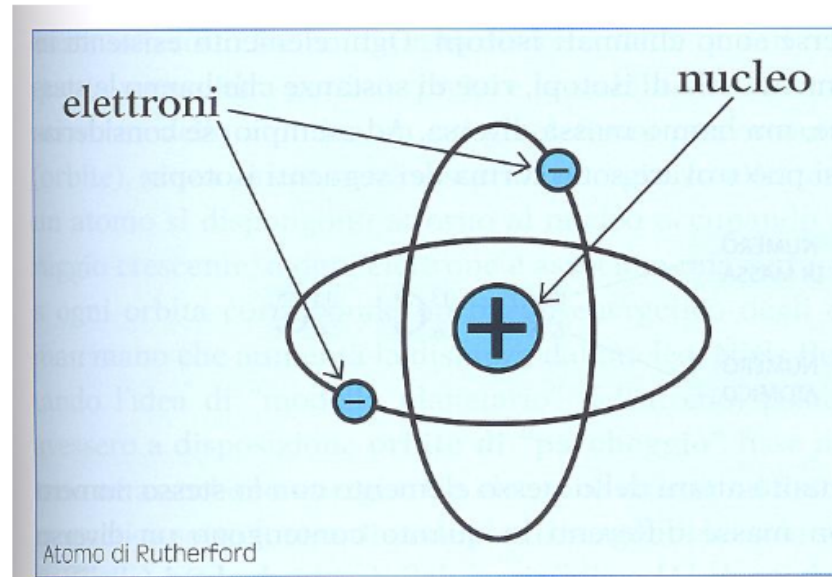
Tra il 1906 e il 1911, nel laboratorio di Manchester, **Ernest Rutherford** (1871-1937) insieme a **Hans Geiger** e a **Ernest Marsden** fece un esperimento cruciale per mettere alla prova il modello di Thomson.

La figura schematizza l'esperimento di Rutherford il quale accertò che: 1) gran parte delle particelle alfa attraversavano la lamina d'oro senza subire deviazione; 2) solo alcune particelle venivano deviate o rimbalzavano come se avessero colpito un corpo carico positivamente.

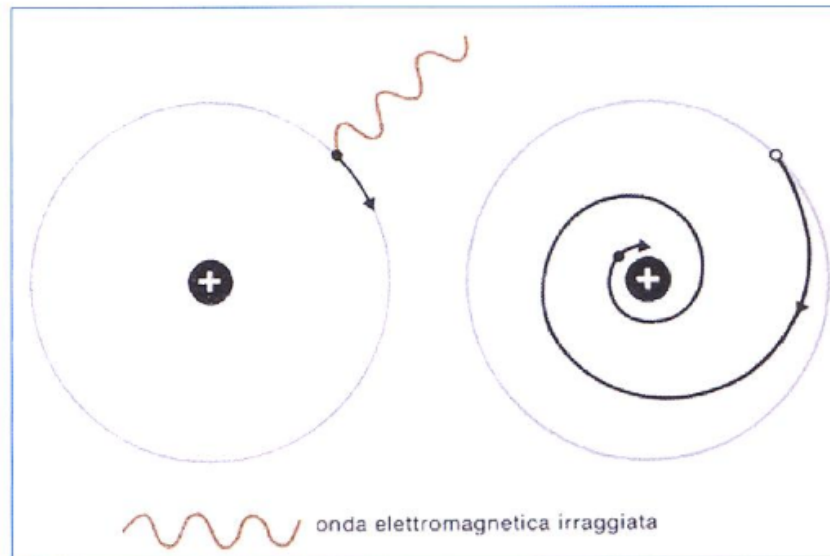




Ernest Rutherford  
(1871-1937)



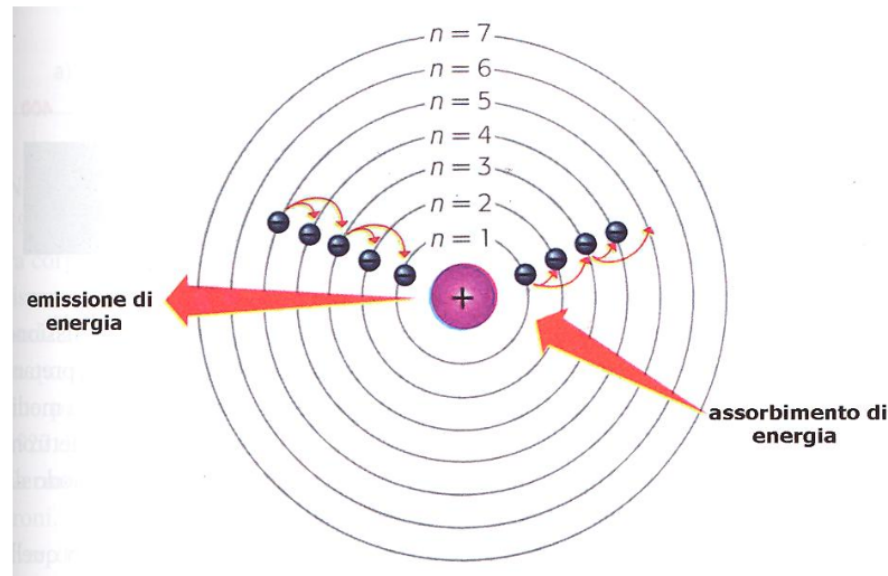
Secondo la teoria elettromagnetica una carica in movimento accelerato (non in moto rettilineo uniforme) emette **onde elettromagnetiche** e quindi perde energia. Per questo motivo, gli elettroni dell'atomo di Rutherford, poiché ruotano su orbite circolari, dovrebbero emettere onde elettromagnetiche e quindi, perdendo energia, cadere nel nucleo cosa che invece non accade nella realtà. Il modello di Rutherford non giustifica quindi la stabilità dell'atomo.





In seguito **Max Planck** (1858-1947) e **Albert Einstein** (1879-1955) diedero contributi fondamentali a una nuova e straordinaria ipotesi fisica, che prese il nome di **teoria quantistica**, secondo cui l'energia implicata nei fenomeni microscopici

Niels Bohr quindi pur accettando l'idea di "modello planetario" dell'atomo, postulò che gli elettroni avessero a disposizione **orbite di "parcheggio"** fisse nelle quali non emettono né assorbono energia.



## IL MODELLO ATOMICO DI BOHR (A ORBITE STAZIONARIE)



1. la massa dell'atomo (protoni e neutroni) è concentrata nel nucleo;
2. gli elettroni possono girare attorno al nucleo solo in certe orbite, che possiedono determinate energie;
3. per somministrazione di energia l'elettrone viene eccitato, cioè passa da un livello energetico inferiore ad uno superiore, ovvero più esterno (assorbimento);
4. quando questa somministrazione di energia cessa di esistere, l'energia assorbita viene restituita (emissione) per intero sotto forma di radiazioni elettromagnetiche luminose o fotoni e sta ad indicare il ritorno dell'elettrone al livello energetico iniziale più interno o stato fondamentale.

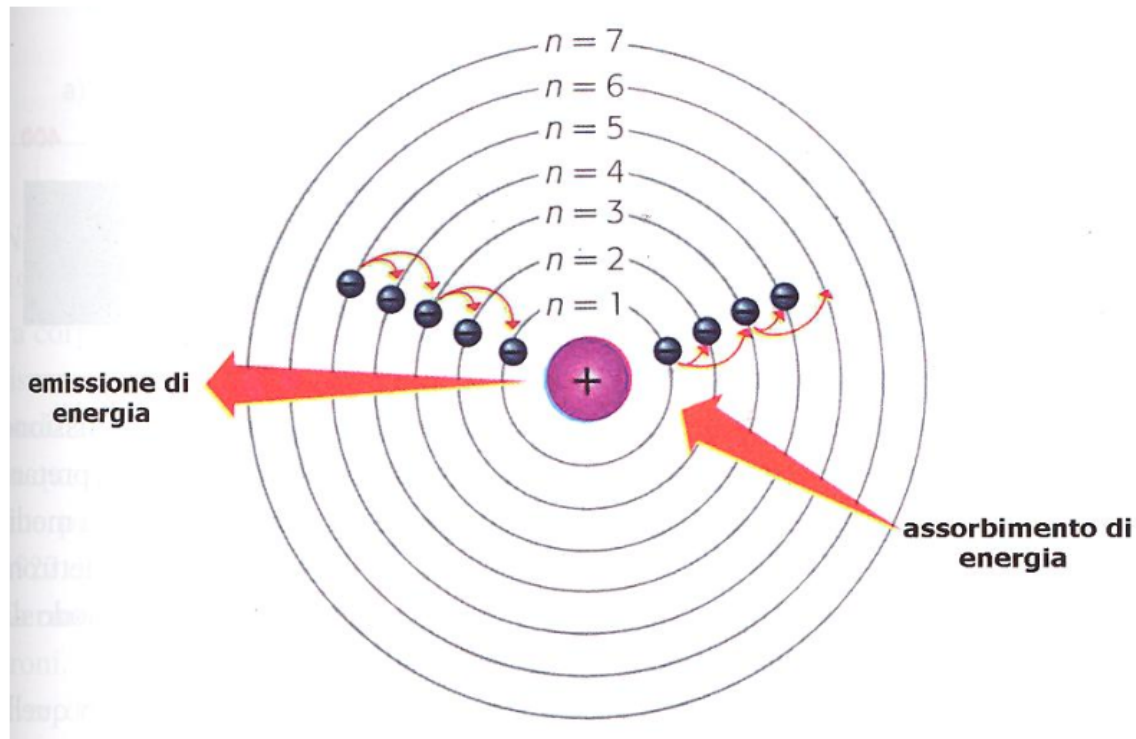
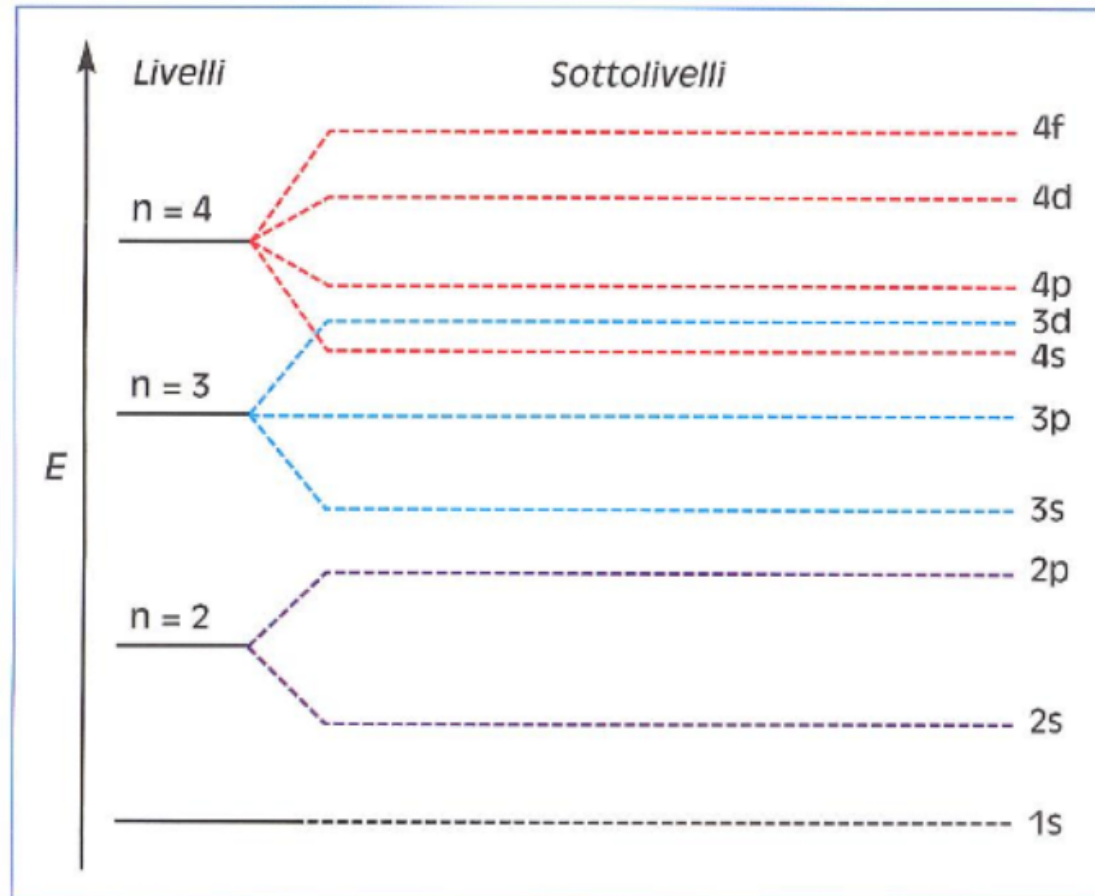


Diagramma dei livelli e dei  
sottolivelli di energia.

... 106 ...



# forma dell'orbitale

## Tipologie di orbitali

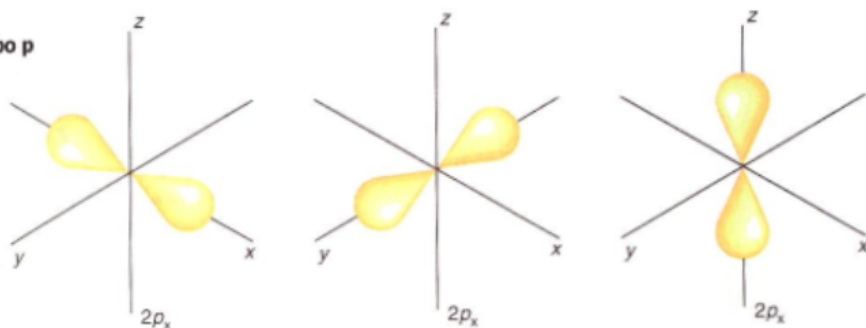
### orbitali di tipo s



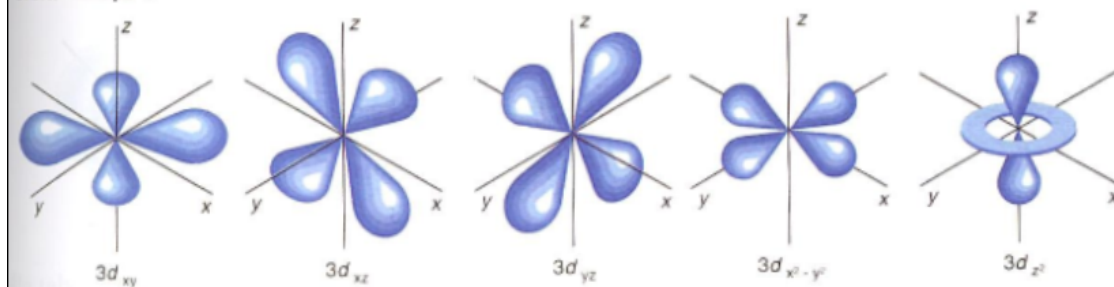
Gli **orbitali** s, p e d sono raffigurati come spazi in cui è possibile trovare l'elettrone

Il **numero quantico secondario**, indicato con la lettera **l**, indica la forma dell'orbitale assume tutti i valori compresi tra 0 e n-1. I diversi valori di **l** sono indicati con le lettere s, p, d, f,

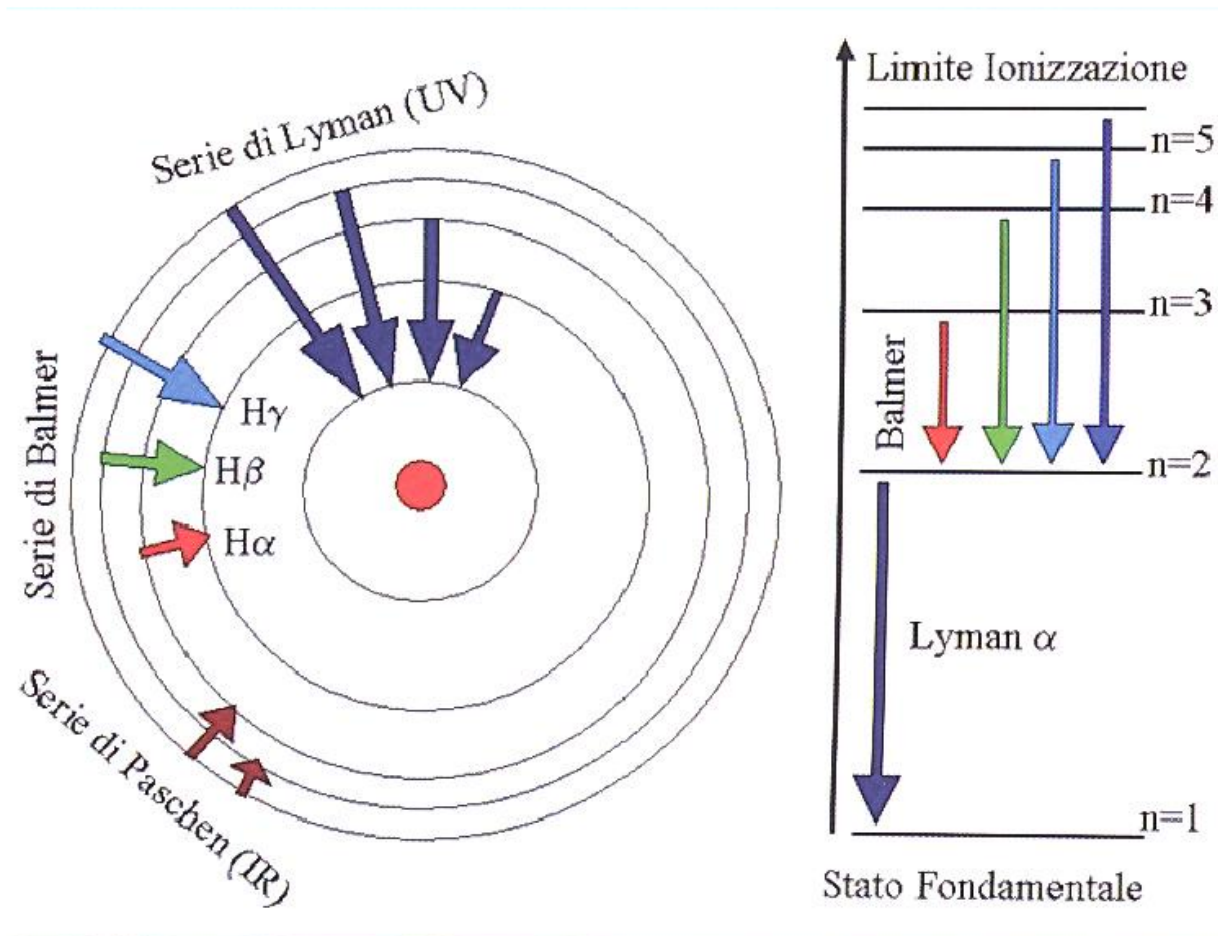
### orbitali di tipo p



### orbitali di tipo d



Il **numero quantico magnetico**, indicato con la lettera **m**, È relativo a certe orientazioni rispetto ad una definita direzione.



## Elettroni - La Configurazione 9'

