

# LA MECCANICA QUANTISTICA

PRESENTAZIONE DI GAIA SCAZZOSI

---

# Storia dell'atomo

---

IV secolo a.C

- I filosofi greci introducono l'atomo

1800-1890

- Dalton, Proust e Avogadro compiono importanti scoperte

1891

- Stoney scopre l'elettrone

# Storia dell'atomo

---

1897

J.J.Thompson misura il rapporto  
carica/massa dell'elettrone

1908

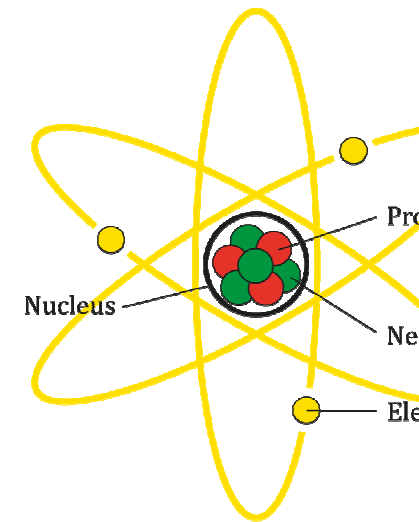
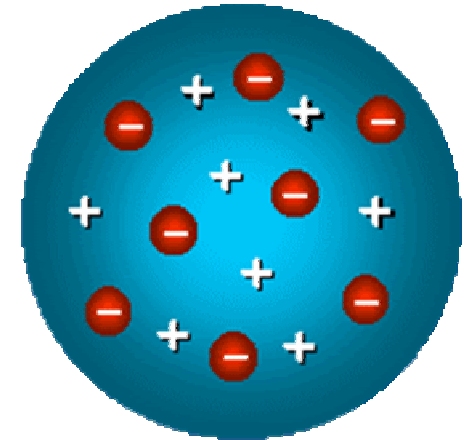
Millikan ne misura con  
esattezza la carica

# I modelli atomici

Si arrivò quindi a comprendere che l'atomo non è indivisibile, ma ha una struttura interna

Modelli atomici:

- A PLUMCAKE (O A PANETTONE) → sfera omogenea di carica positiva in cui gli elettroni sono immersi come le uvette in un plumcake
- MODELLO PLANETARIO (O MODELLO DI RUTHERFORD) → l'atomo non è omogeneo ma presenta una regione sferica compatta ed elettricamente carica (nucleo) intorno alla quale ruotano gli elettroni

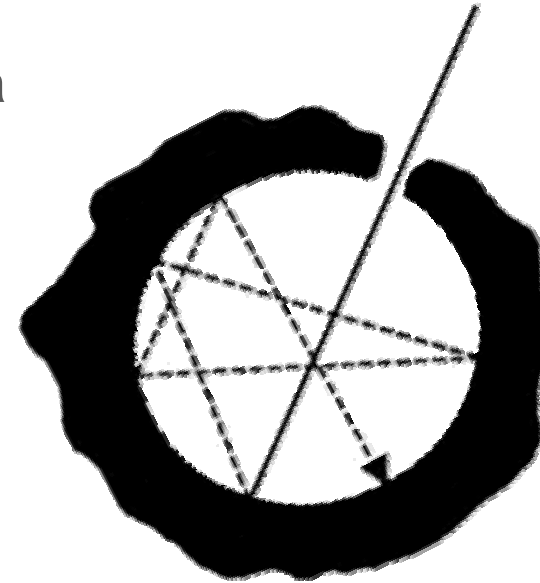


# L'avvento della meccanica quantistica

Tra la fine del diciannovesimo e l'inizio del ventesimo secolo la fisica classica viene messa in crisi da quattro fenomeni, è l'avvento della fisica quantistica.

1. La radiazione di corpo nero
2. L'effetto fotoelettrico
3. L'effetto Compton
4. Gli spettri di emissione degli atomi

CORPO NERO → corpo che assorbe qualsiasi radiazione ricevuta e ne emette una propria (es. bottiglia affumicata, sole)

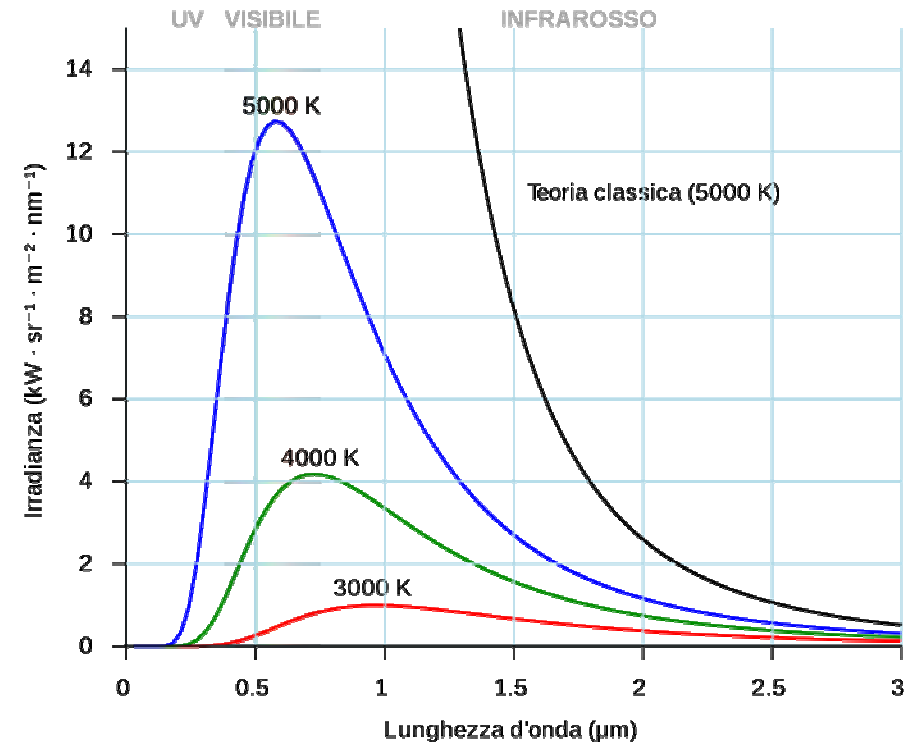


# La catastrofe ultravioletta

ESPERIENZA DI RAYLEIGH E JEANS →  
sfruttando elettrodinamica classica e ipotizzando  
che l'atomo sia un oscillatore armonico giungono  
alla «catastrofe ultravioletta»

Le equazioni che regolavano la radiazione di  
corpo nero erano:

1. LEGGE DI STEFAN-BOLTZMANN →  $I = \sigma r^4$
2. LEGGE DI WIEN o legge di spostamento →  
 $\lambda_{max} * T = b$

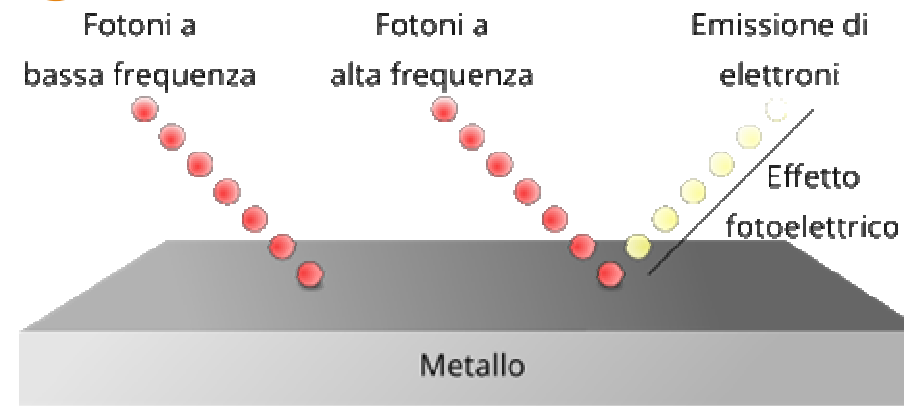


# La legge di Planck e l'effetto fotoelettrico

Nel 1900 Max Planck ipotizzò che la radiazione potesse scambiare energia con la materia solamente sottoforma di «pacchetti discreti», multipli di un'unità fondamentale, che chiamò QUANTO e il cui valore è pari a:

$$E = hf$$

EFFETTO FOTOELETTRICO (1905) → fenomeno caratterizzato dall'emissione di elettroni da una superficie, solitamente metallica, quando questa viene colpita da una radiazione elettromagnetica, ossia da fotoni aventi una certa lunghezza d'onda.



Per calcolare l'energia dell'elettrone emesso usiamo la formula:

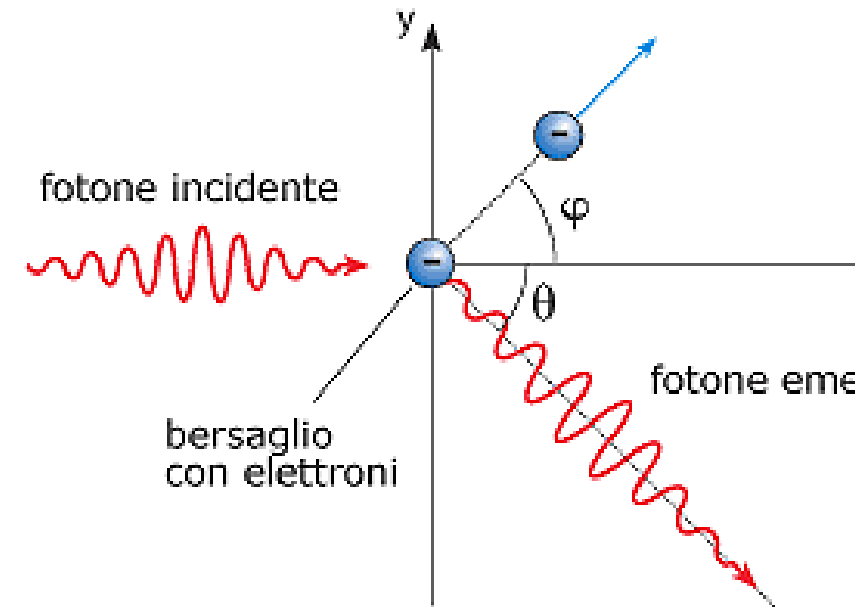
$$E = hf - W_e$$

# L'effetto Compton

EFFETTO COMPTON → fenomeno prodotto dall'urto anelastico di un fotone ed un elettrone, per cui la radiazione diffusa ha frequenza minore di quella incidente

Scoperto nel 1923, l'effetto Compton fece sì che l'ipotesi del fotone (natura corpuscolare della luce) formulata da Einstein divenisse universalmente accettata

Insieme all'effetto fotoelettrico, l'effetto Compton è una prova della duplice natura della luce, corpuscolondulatoria.





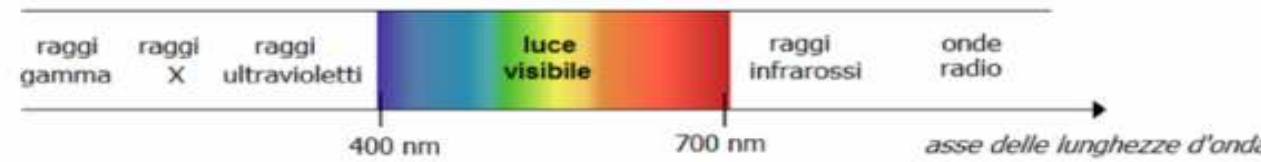
# L'instabilità del modello planetario

Il modello atomico proposto da Rutherford presentava delle difficoltà:

- È INSTABILE → l'elettrone ruota con MCU, allora subendo accelerazione centripeta, gli elettroni risultano accelerati e dovrebbero decadere dopo qualche decimiliardesimo di secondo.

Perché questo non accade?

# La spettroscopia



SPETTROSCOPIA → scienza che si occupa dell'analisi degli spettri luminosi emessi dalle varie sostanze quando vengono eccitate, in genere riscaldandole ad alta temperatura.

Le righe sullo spettro sono distribuite in modo uniforme? Perché certi elementi emettono solo alcune lunghezze d'onda? Una risposta a tali domande ci venne fornita da J.J Balmer:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

Al variare di  $n$  si ottengono le righe spettrali della «serie di Balmer», cioè quelle nello spettro visibile dell'atomo di idrogeno

Sostituendo il 2 con  $m$ , dove  $m < n$ , ottengo altre serie per l'atomo di idrogeno (serie di Lyman, Pascher...)

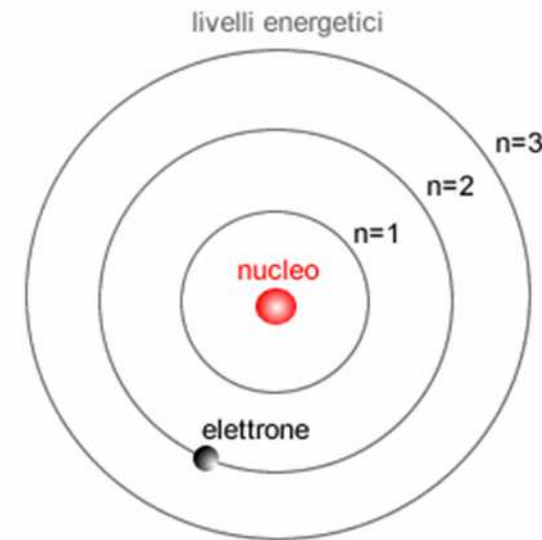
# Il modello quanto-meccanico

Partendo proprio dalla spettroscopia, nel 1913, Niels Bohr ipotizzò la QUANTIZZAZIONE DELLE ORBITE, ovvero teorizzò l'esistenza di orbite particolari sulle quali l'elettrone si muove senza perdere energia (detti LIVELLI ENERGETICI o stati stazionari)

Questo si può esprimere affermando che il momento angolare dell'elettrone è un multiplo intero della costante di Dirac:

$$L = n\hbar$$

«ground zero» → livello energetico fondamentale, che ha valore -13,6 MeV



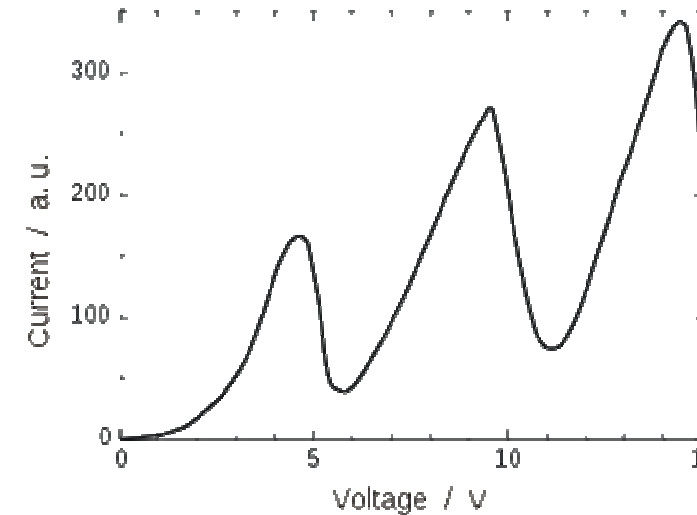
# L'esperienza di Frank e Hertz

$$E_n = \frac{E_0}{n^2}$$

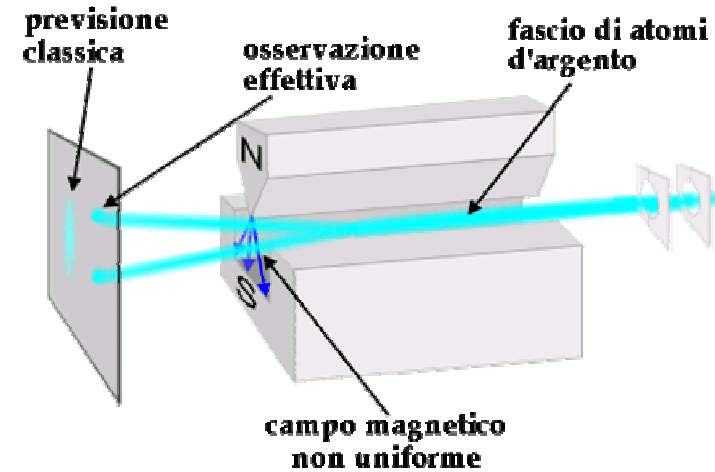
$n$  è il numero quantico fondamentale

L'elettrone può «saltare» da una shell all'altra acquistando energia, e cioè eccitandosi. Tuttavia esso non può rimanere eccitato a lungo e, quando si diseccita torna sul livello energetico più basso emettendo un fotone.

Quelle di Bohr rimasero solo ipotesi senza alcuna verifica empirica fino al 1914, quando Franck e Hertz utilizzarono un triodo termoionico per registrare le cadute di potenziale in un certo periodo di tempo e notarono che queste si verificavano ripetutamente dopo un intervallo di tempo definito.



# La scoperta di Sommerfeld e l'esperienza di Stern e Gerlach



Anche il modello atomico di Bohr presenta un evento che non riesce a spiegare:

Le righe della serie di Balmer non erano singole, bensì INSIEMI DI RIGHE

ARNOLD SOMMERFELD → scoprì che le orbite non sono circolari ma ellittiche. Introdotto numero quantico  $l$ , che descrive la forma degli orbitali.  $0 \leq l \leq n - 1$

ESPERIENZA DI STERN E GERLACH → Stern e Gerlach studiarono il moto di un fascio atomico che attraversa un campo magnetico non uniforme. Nonostante le previsioni il fascio si sdoppia → terzo numero quantico ( $m$ ), che definisce disposizione orbitali nello spazio

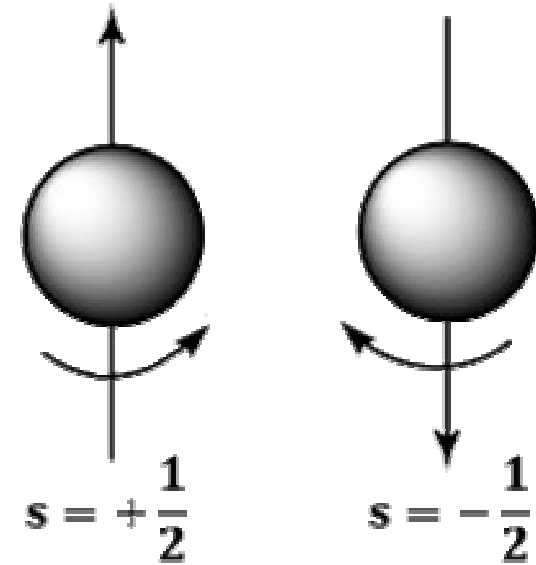
# I numero quantico di spin

Nel 1925 Wolfgang Pauli ipotizzò l'esistenza di un quarto numero quantico, detto numero quantico di spin, che definisce la rotazione dell'elettrone attorno al suo asse.

I valori di questo numero quantico sono due:

+1/2 → spin UP

-1/2 → spin DOWN



Allora, ricapitolando:

- $n$  quantizza l'energia,
- $l$  quantizza il momento angolare orbitale, cioè la forma delle orbite
- $m$  quantizza l'orientazione spaziale delle orbite
- $s$  definisce il verso di rotazione dell'elettrone su se stesso

# La lunghezza d'onda di De Broglie

Nel 1924 Louis De Broglie ipotizzò che l'elettrone, oltre ad essere un corpuscolo, avesse anche una natura ondulatoria. In particolare ad ogni particella corrisponde un' ONDA DI MATERIA con lunghezza d'onda pari a:

$$\lambda_{DB} = \frac{h}{p}$$

Allora gli elettroni possono percorrere solo determinate orbite perché si tratta di onde stazionarie → ipotesi confermata da esperienza di Davidsson e Germer

Una delle applicazioni più importanti di questo fenomeno è il MICROSCOPIO ELETTRONICO

