



Fisica

Corso di Laurea in INFORMATICA

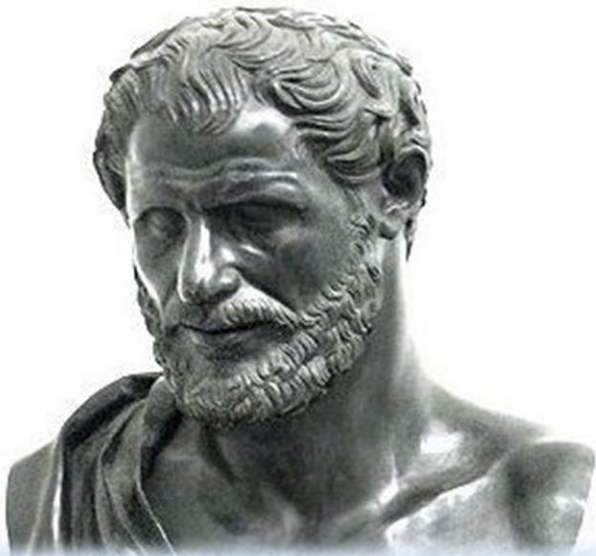
prof. Roberto De Luca

prof. Francesco Romeo

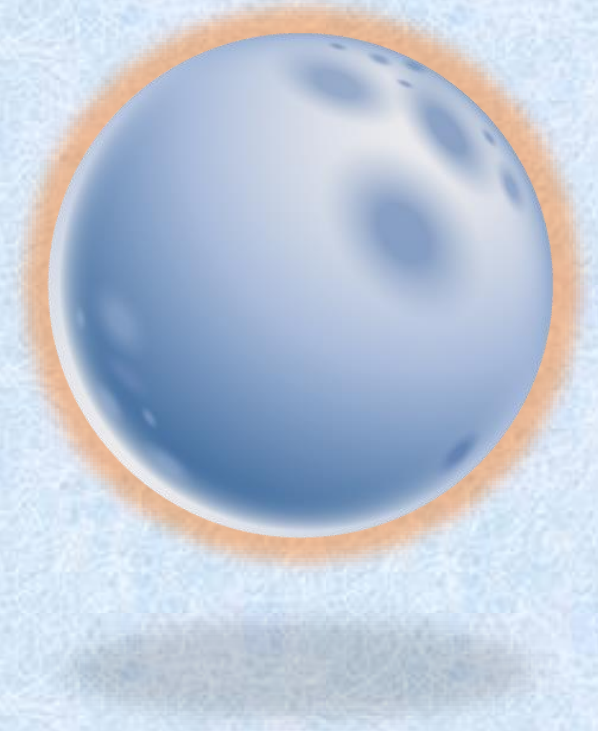
1.8 L'atomo di Bohr.

Pierluigi Liguori

ALLA RICERCA DI UN MODELLO ATOMICO



Democrito. – 450 a.C.



MODELLI ATOMICI SU BASI SPERIMENTALI

Teoria atomica di Dalton (1803)

Postulati:

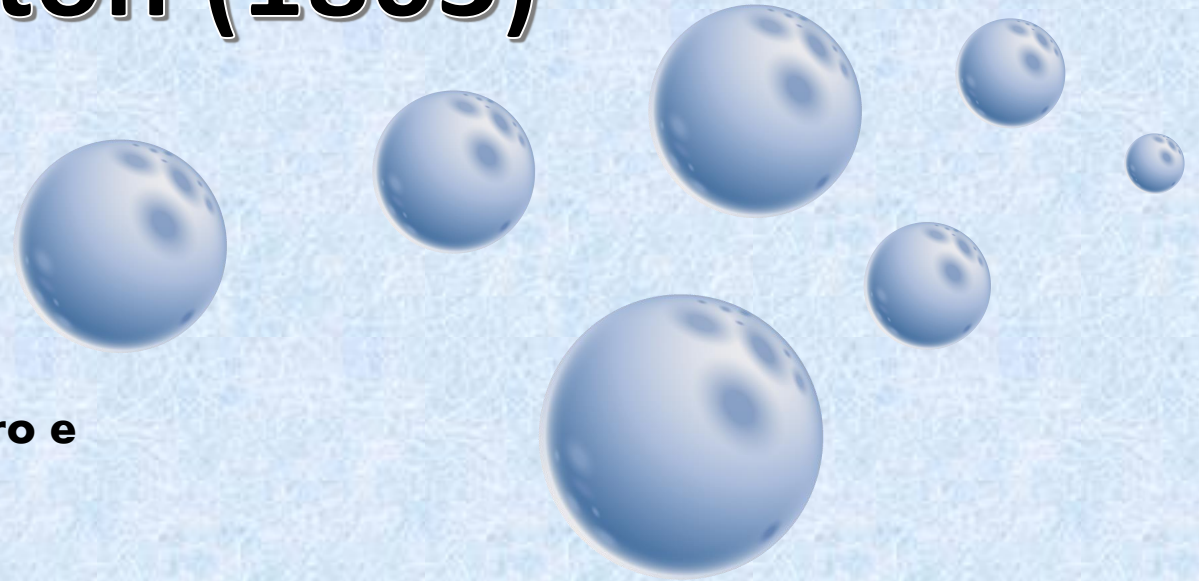
«la materia è fatta da particelle microscopiche indivisibili e indistruttibili chiamate atomi»

«tutti gli atomi di un elemento sono uguali tra loro e hanno la stessa massa»

«dagli atomi di un elemento non è possibile ottenere atomi di un altro elemento»

«gli atomi di un elemento si possono combinare solo con numeri interi di atomi di un altro elemento»

«in una reazione chimica gli atomi di un elemento non possono essere nè creati nè distrutti e si trasferiscono interi formando nuovi composti.»



Non è in grado di spiegare le scoperte alla fine del XIX secolo



Modello atomico di Thomson (1904)

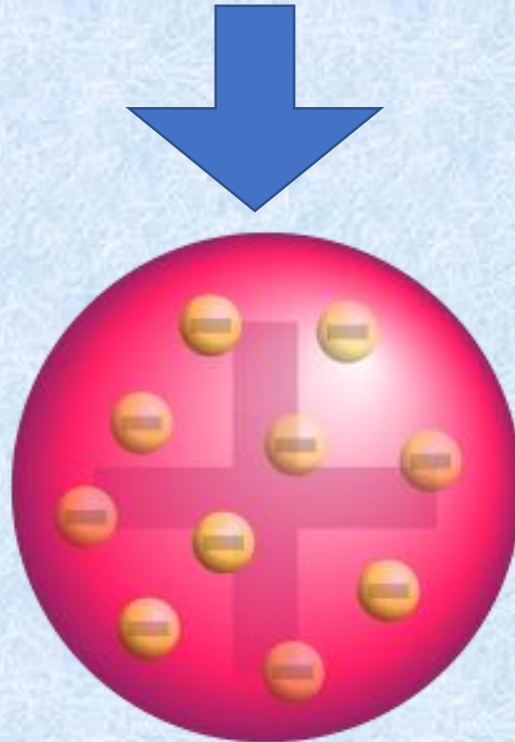
Scopre esistenza di particelle cariche negative con tubo di Crookes.

Gli atomi delle materia dovevano contenere gli elettroni.

La materia è neutra → devono esistere anche una carica positiva.

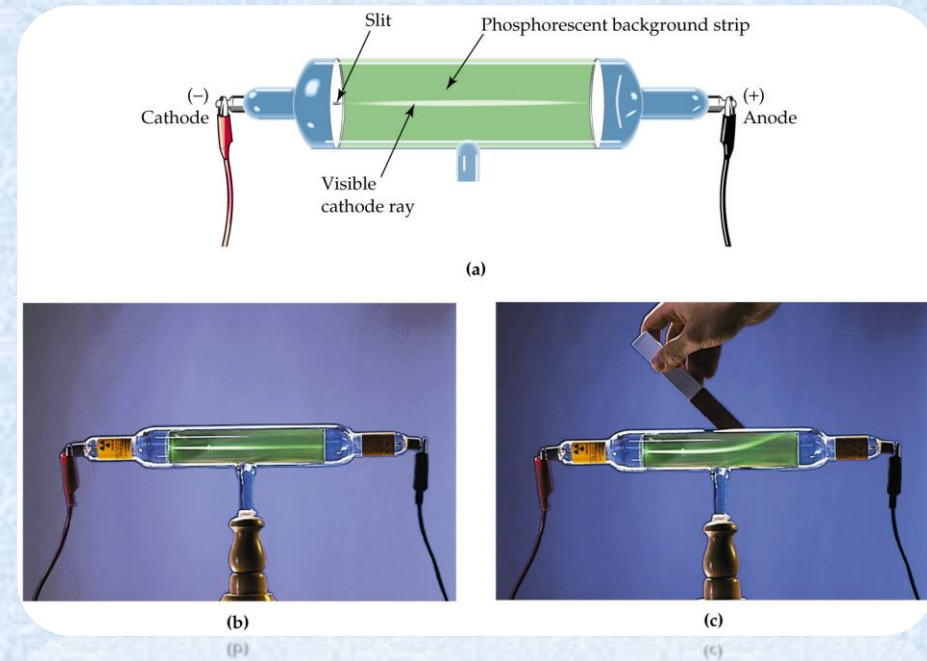
Gli atomi sono molto più pesanti degli elettroni al proprio interno...

La carica positiva restante allora deve essere molto più pesante.



Modello «a panettone»

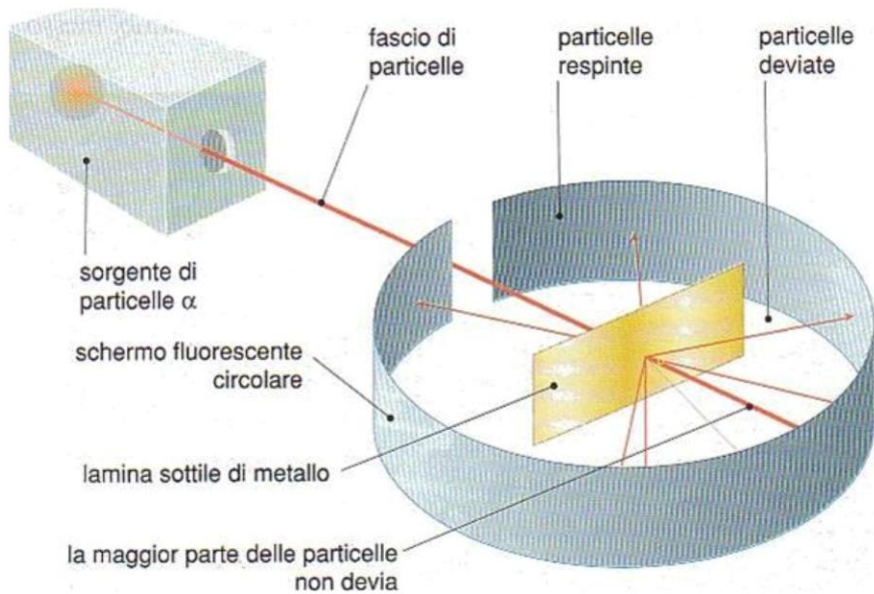
Tubo di Crookes



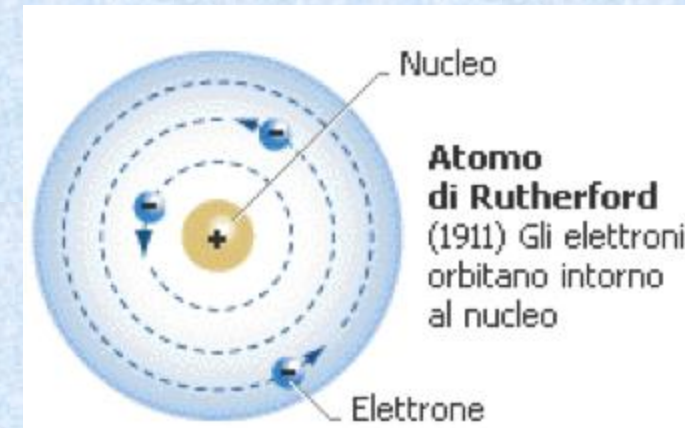
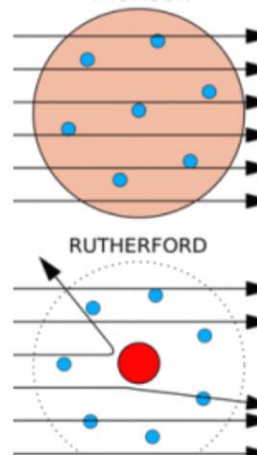
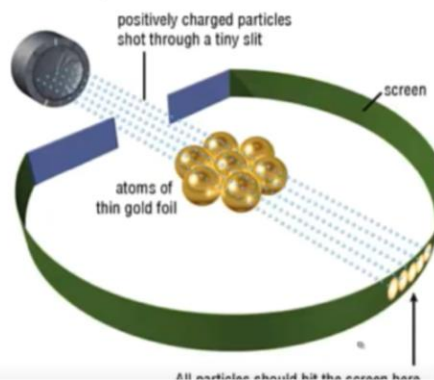
L'esperimento di Rutherford ed il nuovo modello proposto (1911)

«Era incredibile vederci rimbalzare un proiettile di artiglieria, dopo averlo sparato contro un foglio di carta velina»

La deflessione della particella alfa (particella con due protoni e due neutroni) è causata dalla collisione da una massa carica positivamente e concentrata in una piccolissima regione all'interno dell'atomo, lo chiamò **nucleo**.



Rutherford's prediction



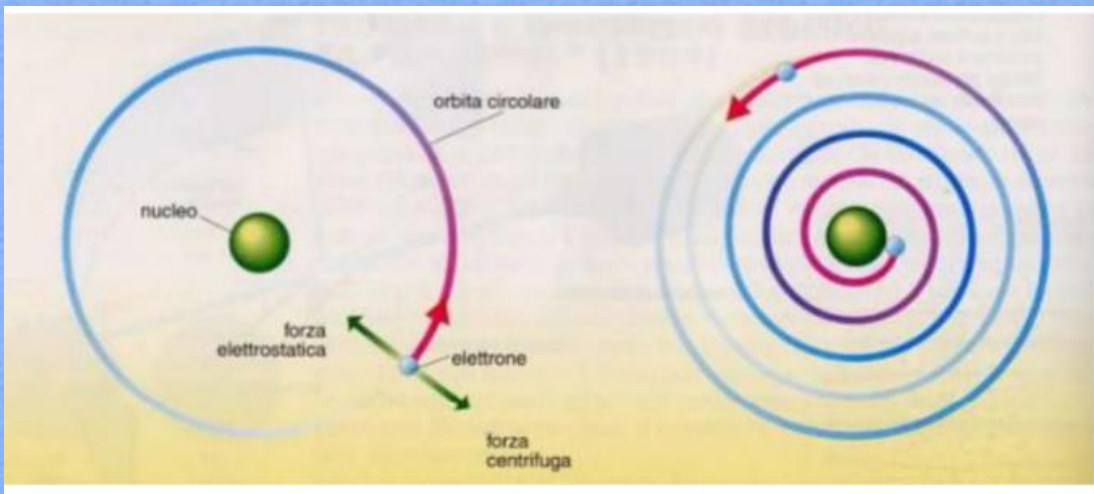
Successivamente:

I protoni da soli non giustificavano la massa dei nuclei → Esistono anche neutroni.

CASI IRRISOLTI DAL MODELLO DI RUTHERFORD

Come sono disposti gli elettroni attorno al nucleo?

Perché la repulsione delle cariche positive coesistenti a una distanza ravvicinatissima nel nucleo non lo fanno esplodere?



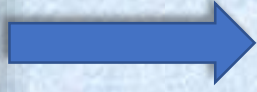
In base alle leggi dell'elettrodinamica classica ogni carica che si muove di moto non uniforme irradia onde elettromagnetiche a spese della propria energia di moto →

Gli elettroni(caricati negativamente) dovrebbero cadere sul nucleo caricato positivamente.

DIMOSTRAZIONE DELL'ERRORE DI RUTHERFORD

$$\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2} = m \frac{v^2}{r}$$

Isolo $\frac{1}{2} mv^2$



$$\frac{1}{2} mv^2 = \frac{1}{8\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r}$$

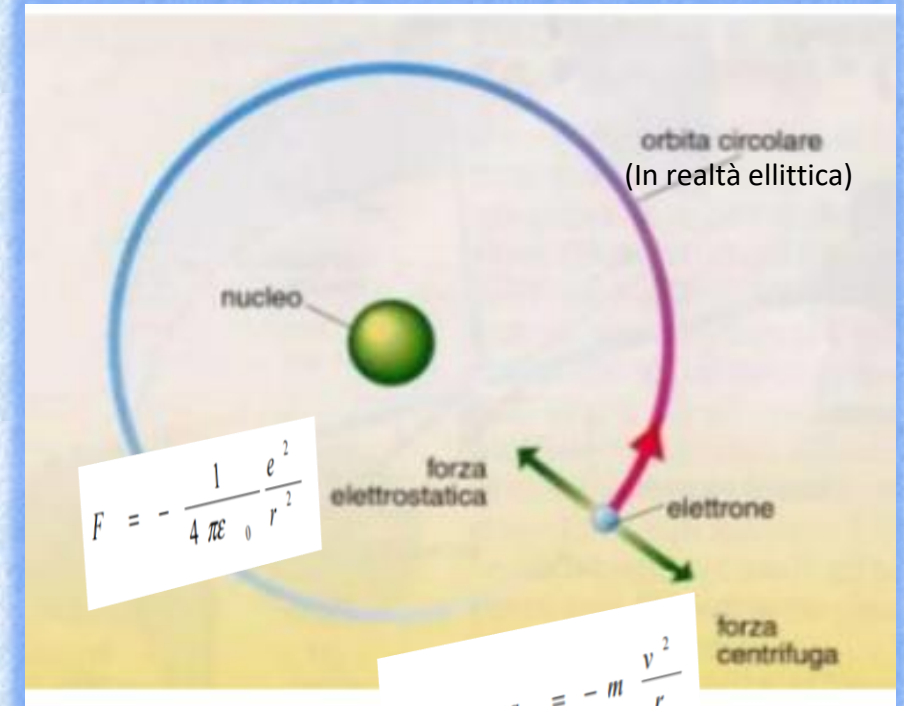
Sostituisco

$$E_t = \frac{1}{2} mv^2 - \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r}$$

Energia meccanica del sistema
(dell'elettrone)

Energia
cinetica

Energia
Potenziale
elettrica



$$E_t = -\frac{1}{8\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r} = -\frac{1}{8\pi \cdot 8,859 \cdot 10^{-12}} \frac{(1,6 \cdot 10^{-19})^2}{0,53 \cdot 10^{-10}} = -2,16 \cdot 10^{-18} J = -13,53 eV$$

DIMOSTRAZIONE DELL'ERRORE DI RUTHERFORD -2

potenza irradiata da una particella carica q
sottoposta ad accelerazione ritardata* a'

$$P = \left(\frac{e^2}{6 \pi \epsilon_0 c^3} \right) \cdot a'^2$$

$$P = \frac{(1,6 \cdot 10^{-19})^6}{96 \pi^3 (8,85 \cdot 10^{-12})^3 (3 \cdot 10^8)^3 (9,11 \cdot 10^{-31})^2 (0,53 \cdot 10^{-10})^4} = 4,6 \cdot 10^{-8} W$$

**il campo in un punto a distanza r da ciò che genera onde EM, non si modificherà istantaneamente al variare dell'oggetto che lo genera, ma dopo un tempo $t=r/c$*

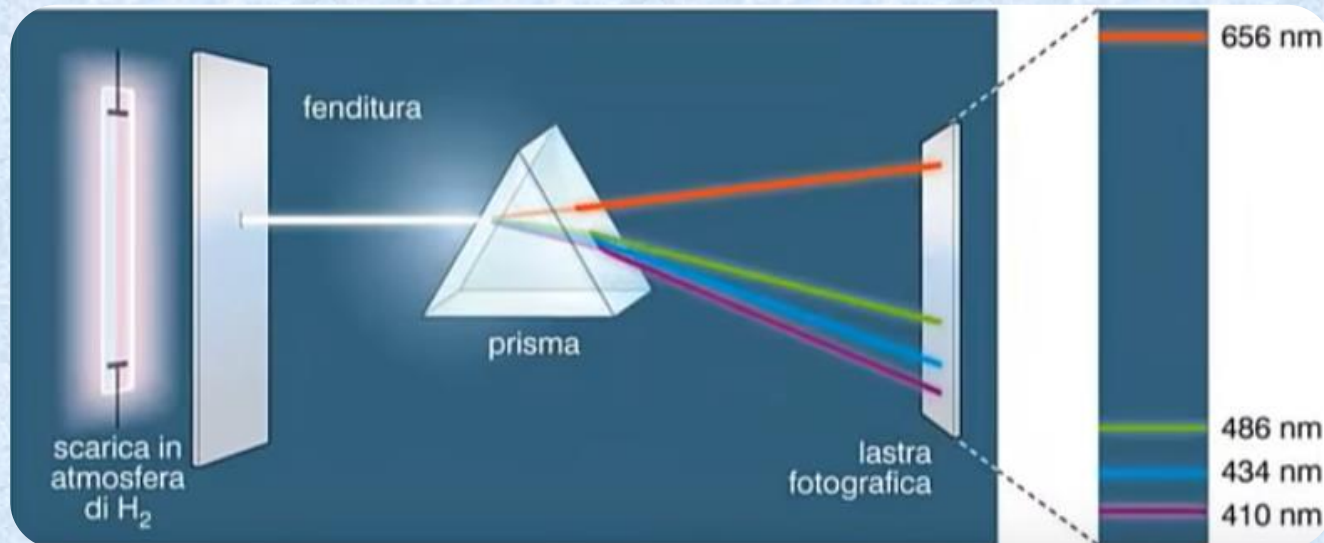
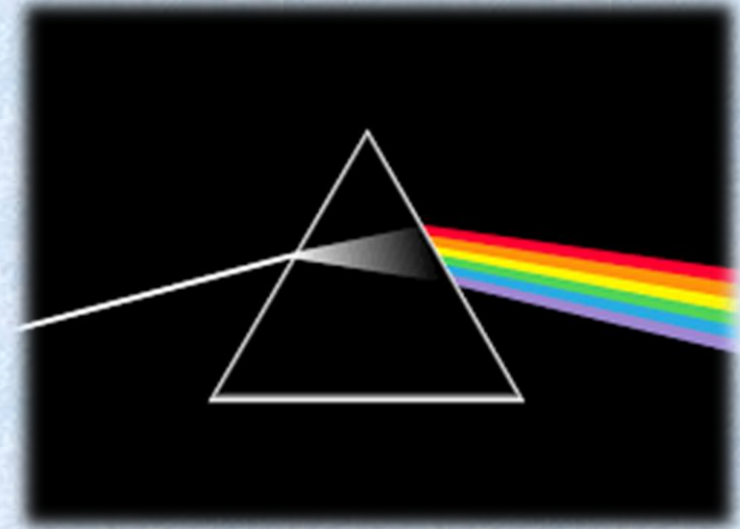
il tempo in cui
l'elettrone dell'atomo
di idrogeno dovrebbe
decadere sul nucleo

$$t = \frac{E}{P} = \frac{2,16 \cdot 10^{-18}}{4,6 \cdot 10^{-8}} \cong 0,5 \cdot 10^{-10} s$$

VERSO IL MODELLO ATOMICO DI BOHR

Bohr basò il suo modello sullo studio degli spettri di emissione di assorbimenti di gas rarefatti.

Riscaldando un filo metallico esso diventa incandescente ed emette luce bianca. Se si fa passare un fascio di questa luce attraverso un prisma di vetro esso viene suddiviso in fasci di colori senza discontinuità cioè in uno **spettro continuo**.



Bohr analizzò la luce emessa dai gas rarefatti(es. Idrogeno a bassa pressione) sottoposti a scarica elettrica.

Fece passare luce bianca attraverso un'ampolla riempita di gas...
Lo spettro di emissione sta volta è discontinuo.
Le righe meno brillanti vengono chiamate righe di assorbimento. (Uguali per ogni altro tipo di gas)

Essendo la luce come un insieme di fotoni → gli atomi possono assorbire o emettere soltanto certi fotoni.

Frequenze delle righe
visibili nello spettro
dell'idrogeno

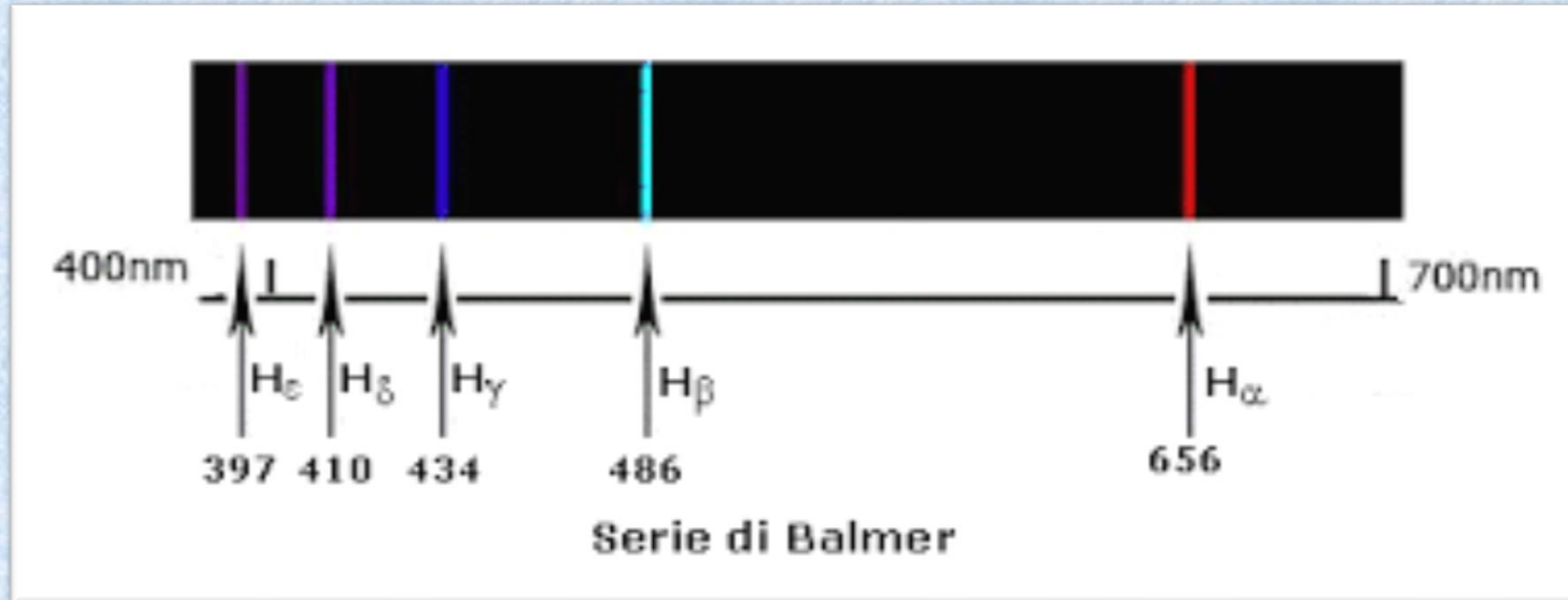
Equazione di Rydberg

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

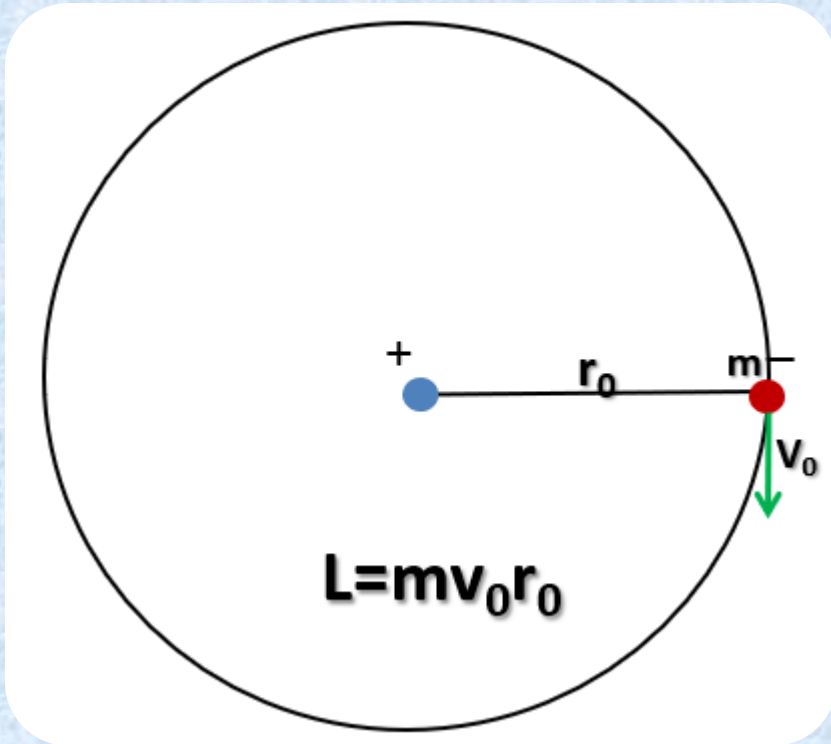
R_H : è una costante di proporzionalità (calcolata empiricamente)

n_i : Un numero intero > 2 .

n_f : numero intero caratteristico per ogni singola serie
(Inizialmente solo $n_f = 2$ (**Serie spettrale di Balmer**): serie
che dà frequenze nell'ambito della luce visibile)



Il modello atomico di Bohr(1913)



Momento angolare di un elettrone in moto circolare

$$L = n\hbar \implies mvr = n\hbar \implies r = \frac{n\hbar}{mv} \quad n \in \mathbb{Z}_>$$

Costante
di Plank
ridotta

Valore raggio(describe orbita)
Non assume valori continui ma deve essere multiplo intero di una
«specifica quantità»

PRIMO POSTULATO

«Un elettrone in un atomo, sotto l'effetto dell'attrazione coulombiana, si muove in una orbita circolare intorno al nucleo, obbedendo alle leggi della fisica classica, ma, invece dell'infinità di orbite permesse dalle leggi della meccanica classica, per un elettrone sono possibili solo le orbite per le quali il momento angolare L è un multiplo intero di $\hbar = h/2\pi$ (regola di quantizzazione di Bohr) »

SECONDO POSTULATO

«L'elettrone in moto nelle orbite circolari che soddisfano il primo postulato, nonostante sia sottoposto ad una accelerazione costante, non emette radiazione elettromagnetica, quindi la sua energia rimane costante ed il sistema 'e stabile »
(ecco perché l'elettrone non collassa nel nucleo)

L'atomo irraggia energia solamente quando, per un qualche motivo, un elettrone effettua una transizione da uno stato stazionario ad un altro. La frequenza ν della radiazione è legata all'energia del livello di partenza e di quello di arrivo dalla relazione:

$$\nu = \frac{|E_f - E_i|}{h}$$

E_i ed E_f sono le energie connesse alle orbite finale ed iniziale

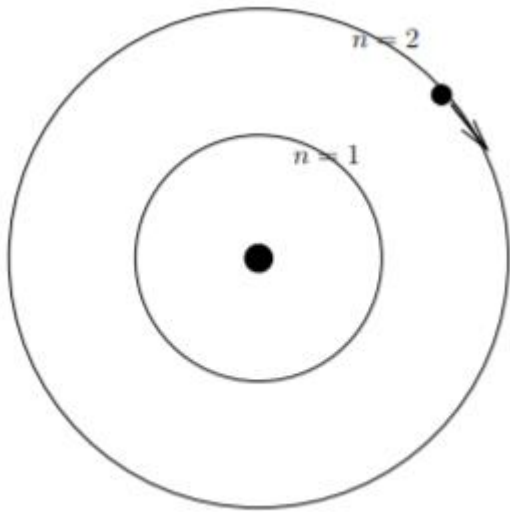


Figura 3.3: Stato caratterizzato dall'energia E_2 .

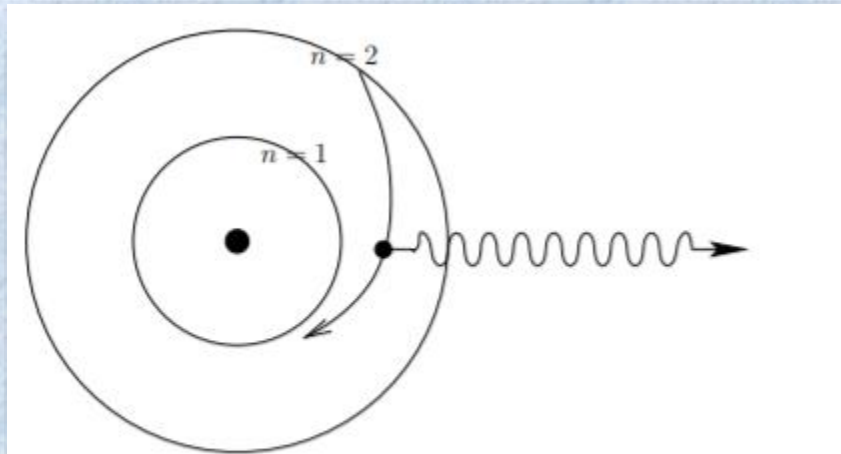


Figura 3.4: Emissione con frequenza $\nu = \frac{|E_2 - E_1|}{h}$.

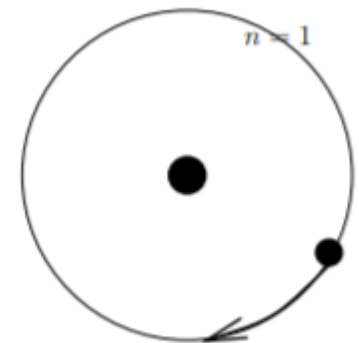


Figura 3.5: Stato finale con E_1 .

CONSEGUENZE DELLA TEORIA:

Quantizzazione dei raggi delle orbite dell'atomo di idrogeno

Forza di Coulomb
fra elettrone e nucleo
positivo

$$f = e^2/r^2$$

$$\vec{F} = m\vec{a}$$

$$a = v^2/r$$

$$e^2/r^2 = m \cdot v^2/r$$

Dal postulato:

$$r = \frac{n h}{m v}$$

$$r = n^2 \cdot \frac{h^2}{4 \cdot \pi^2 \cdot m \cdot e^2}$$

Raggio dell'orbita non dipende
dalla velocità, è fissato...
Tali raggi sono «stati stazionari»
e sono gli unici permessi
dall'elettrone.

$$\hbar = \frac{h}{2\pi} \simeq 1,055 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$$

Quantizzazione dell'energia dell'elettrone dell'atomo di idrogeno

$$E_{\text{tot}} = E_p + E_{\text{cinetica}}$$

$$E = -\frac{e^2}{r} + \frac{e^2}{2 \cdot r}$$

$$r = n^2 \cdot \frac{h^2}{4 \cdot \pi^2 \cdot m \cdot e^2}$$

$$E_n = -\frac{1}{n^2} \cdot \frac{2\pi^2 m e^4}{h^2}$$

$$E_p = -e^2/r$$

Energia potenziale elettrica

$$E_c = \frac{1}{2} m v^2$$

Energia cinetica

$$e^2/r^2 = m \cdot v^2/r$$

$$E_c = e^2/2r$$

Conseguenze:

Se si fornisce energia all'elettrone che si trova nello stato stazionario $n=1$, essa potrà essere assorbita dall'elettrone solo se è sufficiente a far saltare l'elettrone dal primo stato stazionario ad uno successivo.

Energia di
quantizzazione
del livello n

Determinazione delle frequenze dell'atomo di idrogeno

$$E = h \cdot \nu$$

Einstein: ad una radiazione di frequenza ν è associato un quanto di energia E (fotone)

$$\nu = \frac{E}{h} = \frac{E_2 - E_1}{h} = \frac{2\pi^2 m e^4}{h^3} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\bar{\nu} = \frac{2\pi^2 m e^4}{h^3 c} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\nu = \frac{|E_f - E_i|}{h}$$

$$E_n = -\frac{1}{n^2} \cdot \frac{2\pi^2 m e^4}{h^2}$$

$$R = \frac{2\pi^2 m e^4}{h^3 c}$$

Trattasi proprio della costante di Rydberg

Bohr così riuscì a conciliare gli studi fatti sullo spettro discontinuo dell'atomo di idrogeno e corresse il modello proposto da Rutherford.