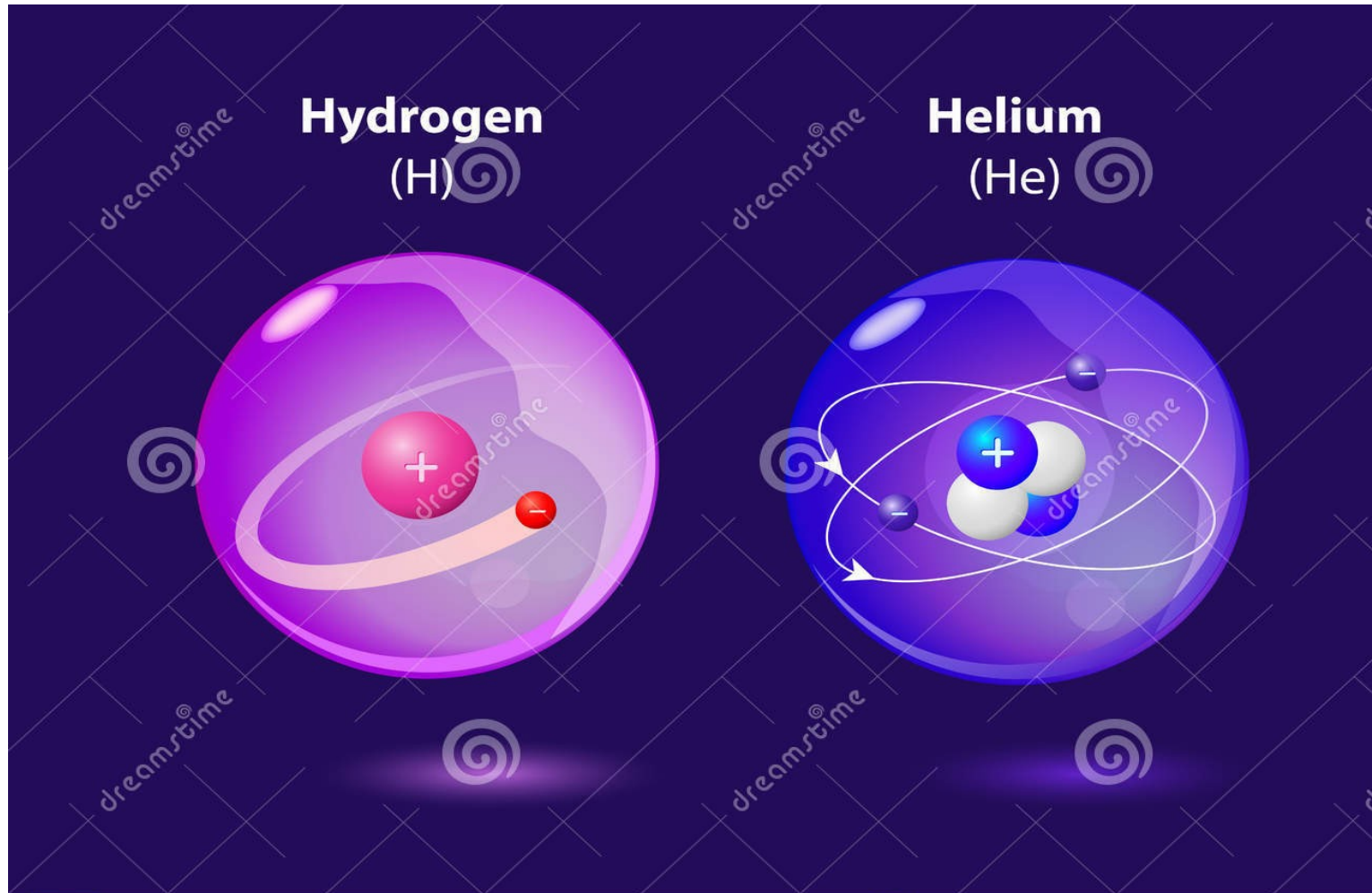


LO SPETTRO DELL'ATOMO DI IDROGENO E DI ELIO



Download from
Dreamstime.com

This watermarked comp image is for previewing purposes only.

ID 28934687

© Designua | Dreamstime.com

Proprietà del Liceo scientifico “Lorenzo Mascheroni” di Bergamo.

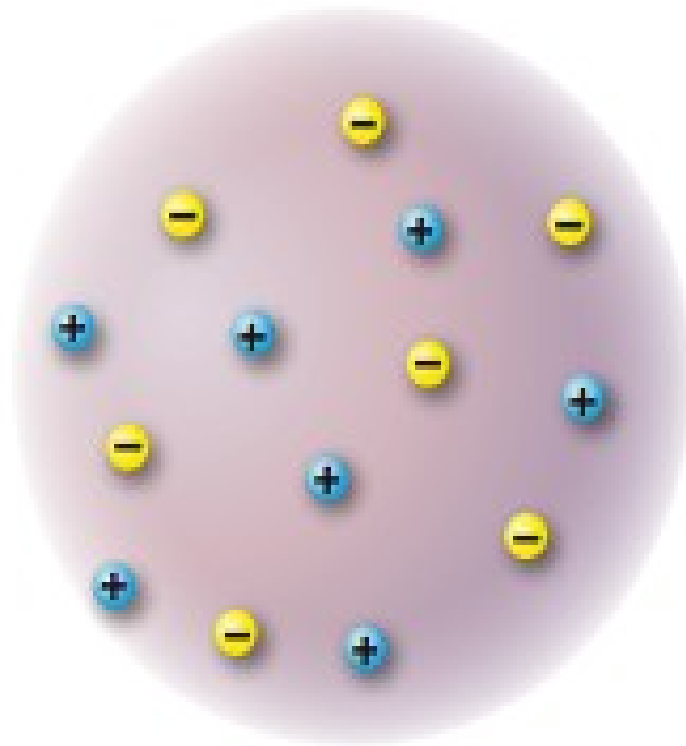
Quest'opera è stata rilasciata con licenza Creative Commons Attribuzione - Non commerciale - Condividi allo stesso modo 4.0 Internazionale. Per leggere una copia della licenza visita il sito web <http://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/>.

Modello di Dalton

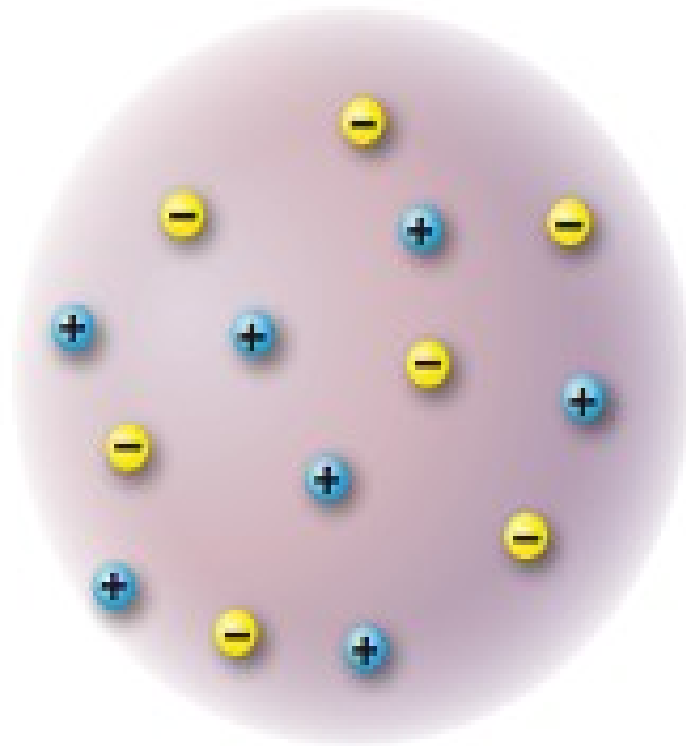


■ Modello atomico di Dalton: l'atomo è una particella indivisibile.

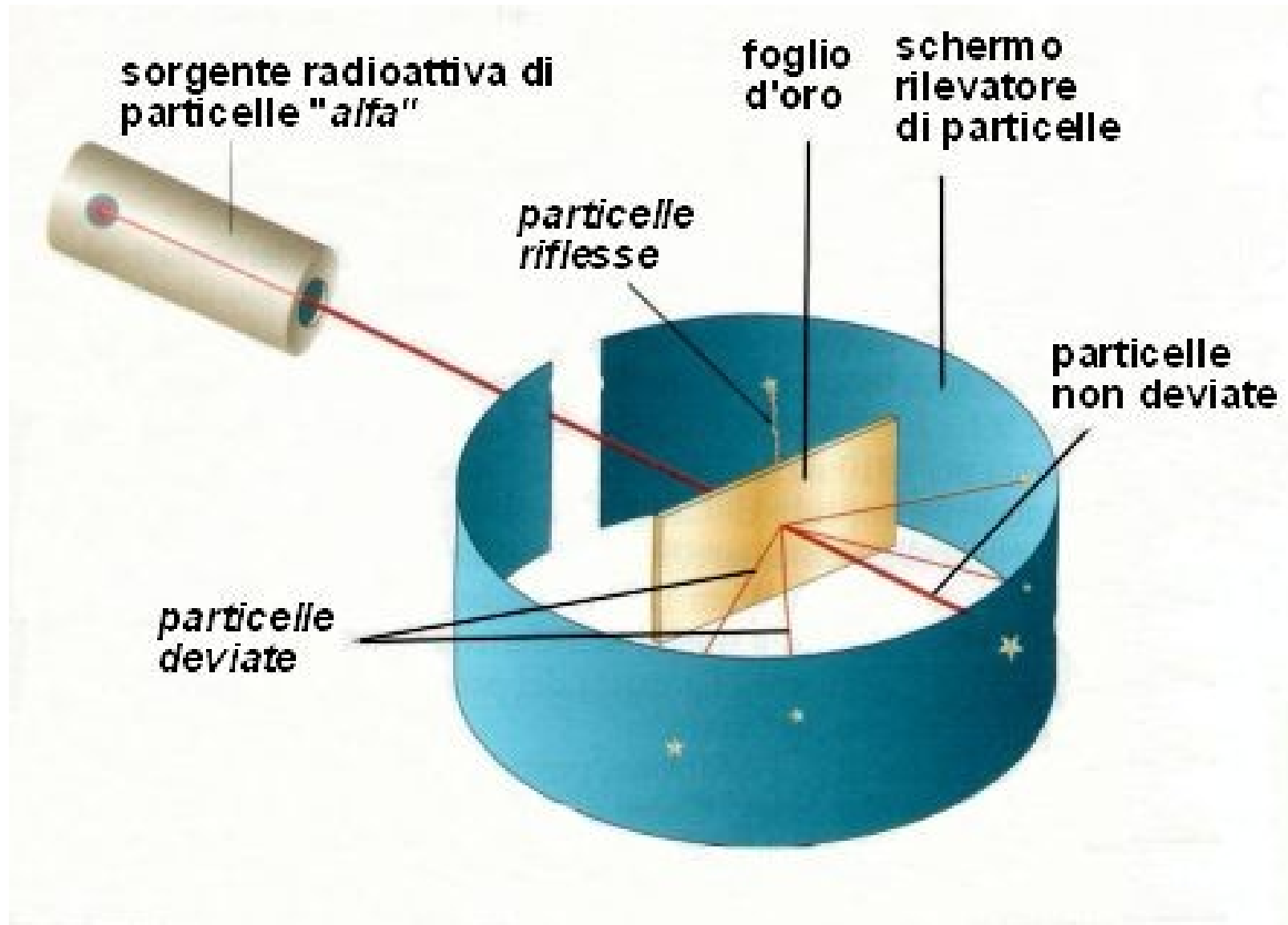
Modello di Thomson (plum pudding)



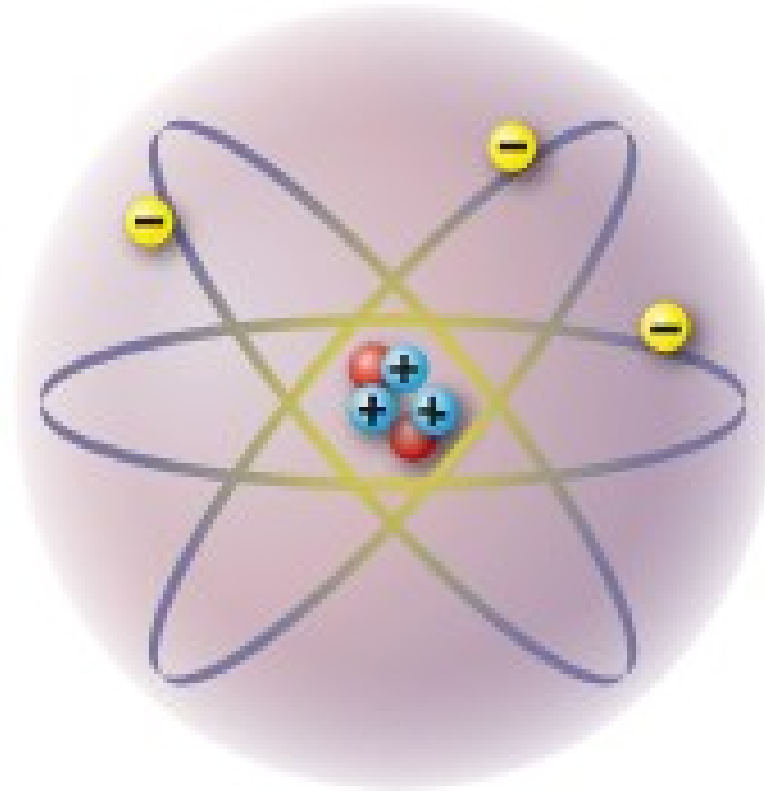
Modello di Thomson (plum pudding)



L'esperimento di Rutherford



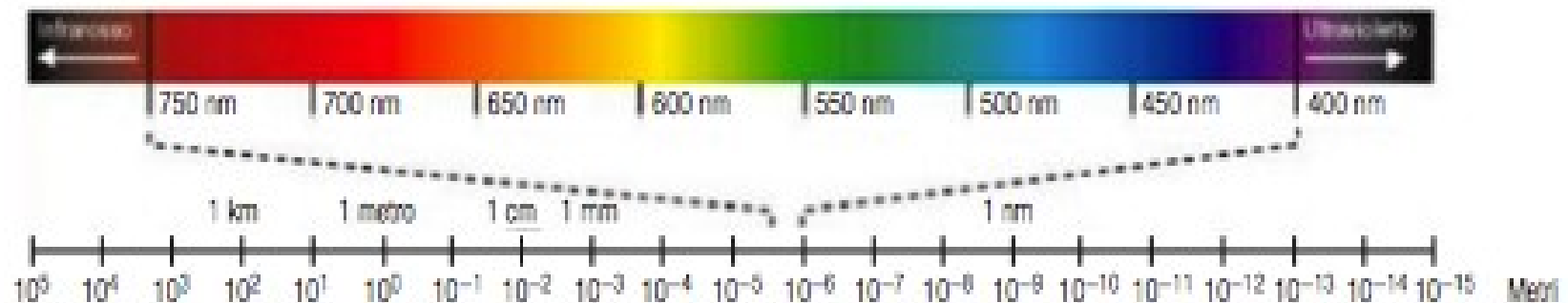
Modello di Rutherford (planetario)



■ Modello atomico di Rutherford.

La luce e tutte le radiazioni elettromagnetiche sono costituite da fotoni.

Se si fa attraversare un prisma di vetro dalla luce bianca, prodotta da un filamento incandescente, si ottiene uno spettro continuo.



Se si analizza, invece, la luce emessa da un gas rarefatto (es. lampada a idrogeno a bassa pressione) sottoposto a una scarica elettrica, si ottiene uno spettro a righe discontinuo).

Per l'idrogeno **nel visibile** si ottengono quattro righe di diverso colore:

657 nm rossa

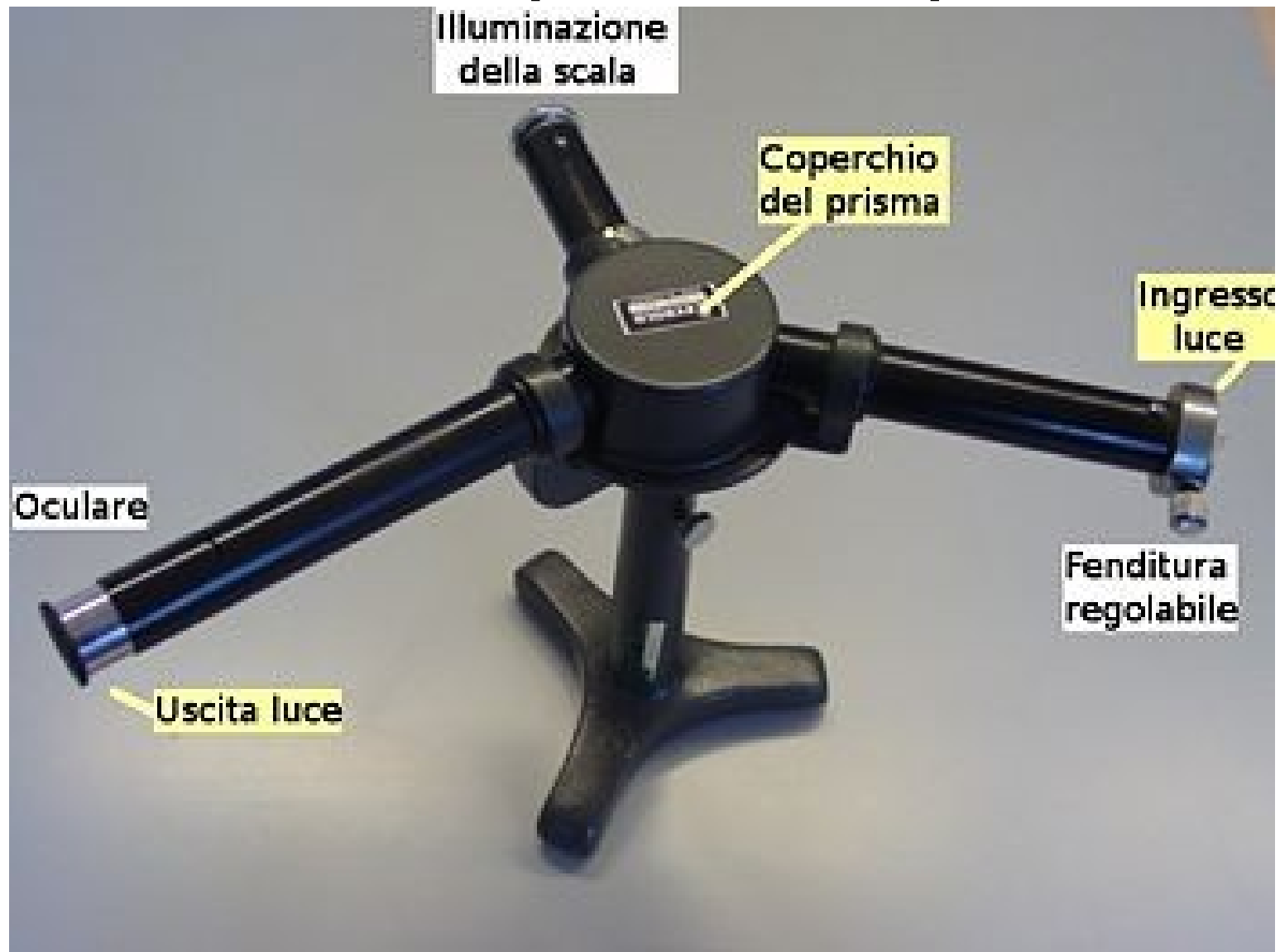
486 nm verde

434 nm blu

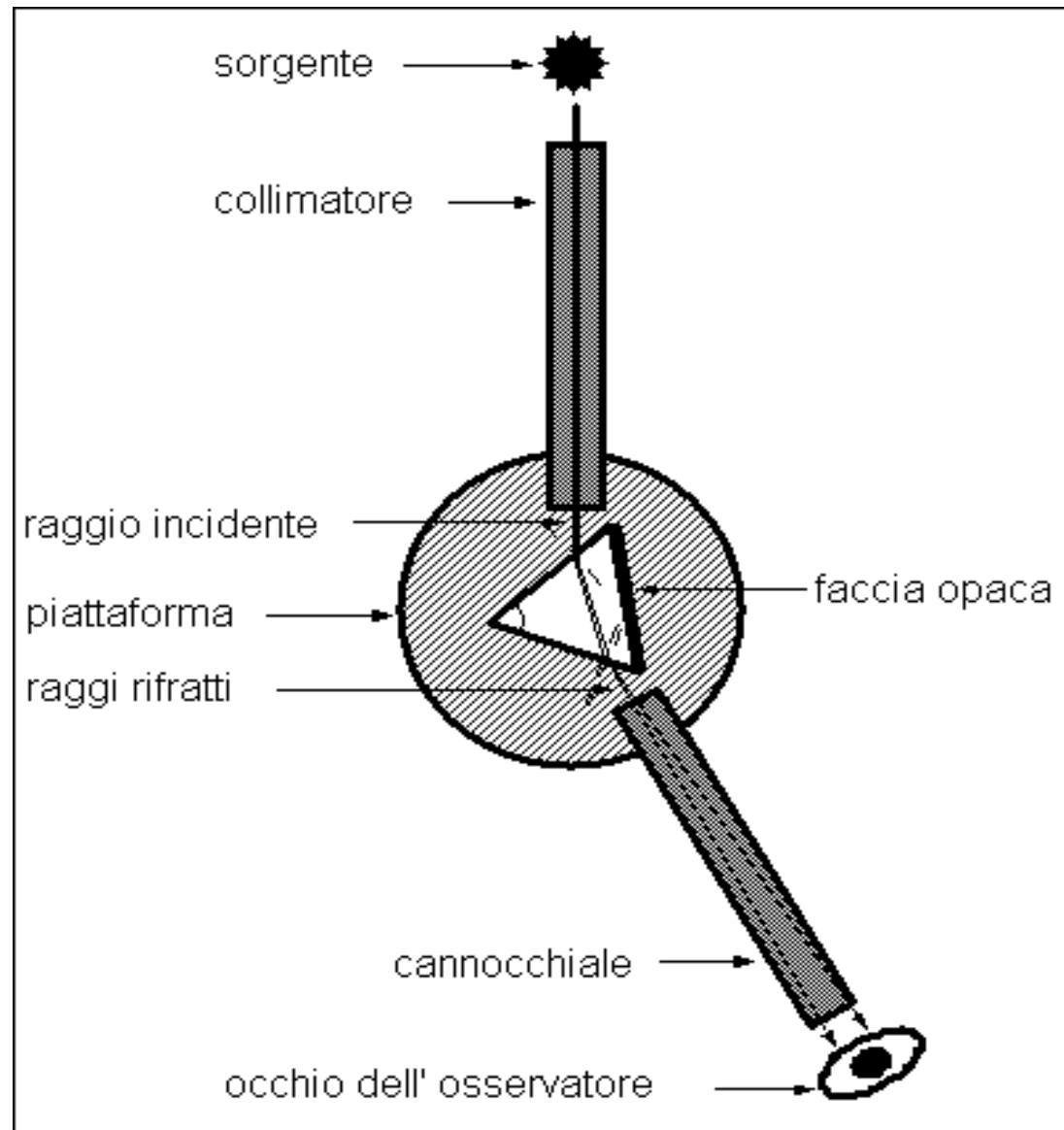
410 nm viola

(ricordiamo che ogni colore corrisponde a una frequenza e a una lunghezza d'onda diverse). OSSERVIAMOLE

Lo spettroscopio



Funzionamento

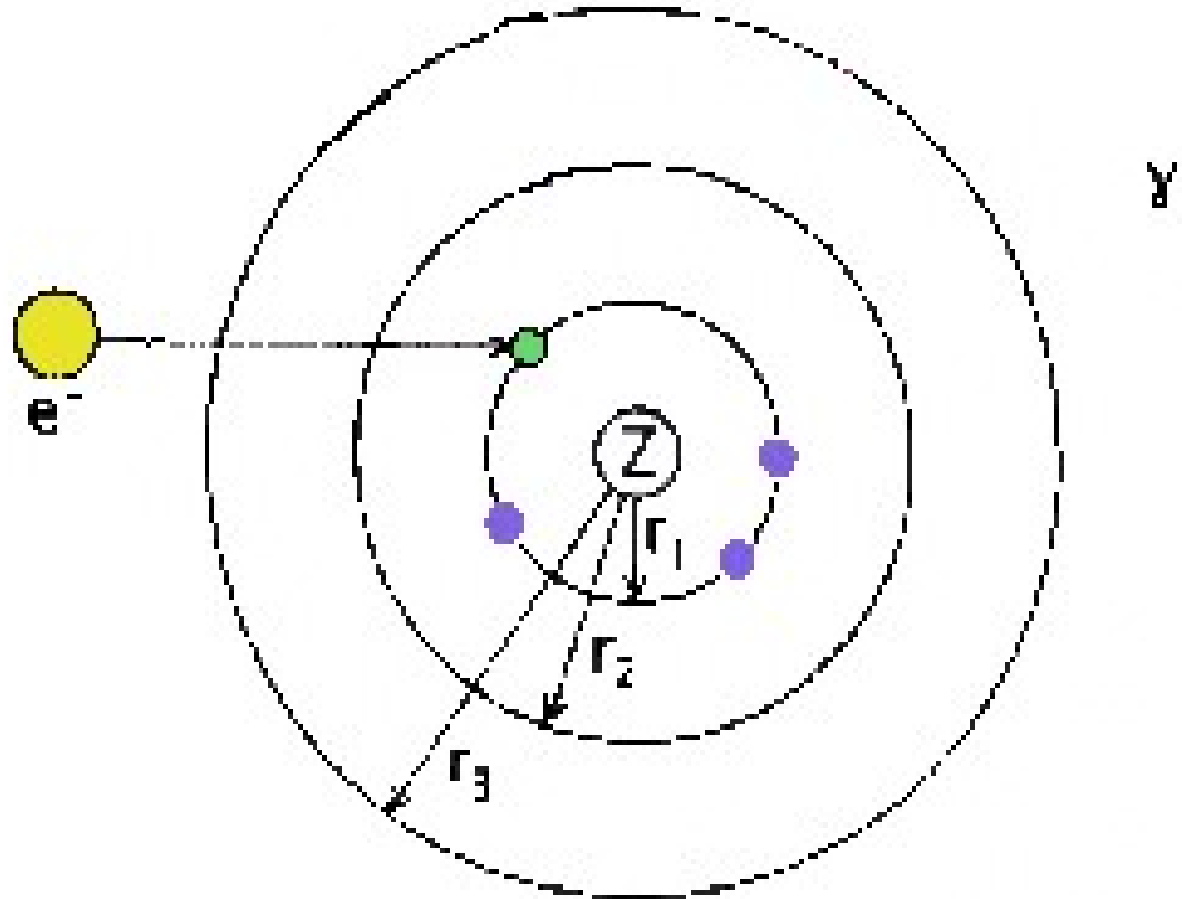


Previsione teorica del modello di Bohr per le frequenze emesse dall' atomo di idrogeno

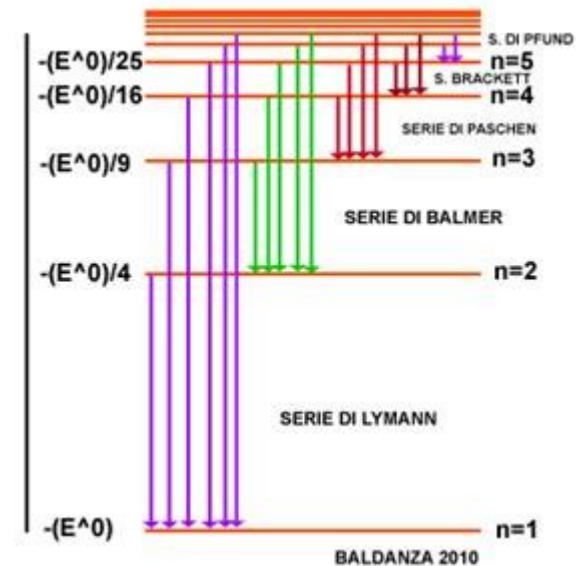
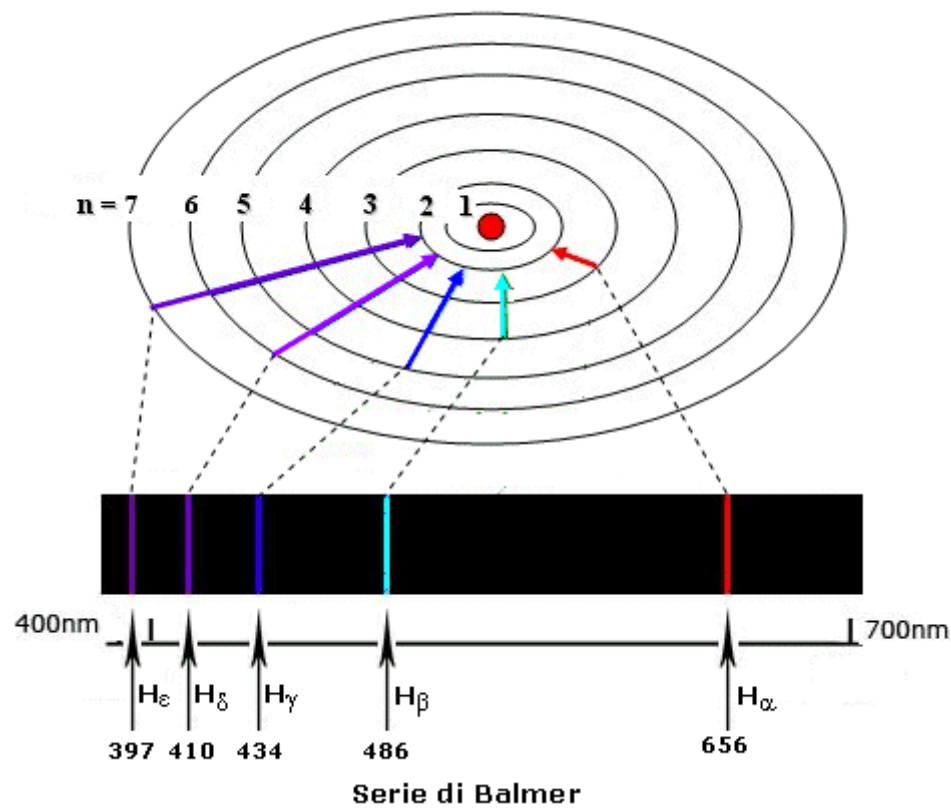
Bohr (1913) incominciò a pensare a un collegamento tra l'emissione di luce da parte degli atomi e gli elettroni che ruotavano attorno al nucleo.

Bohr suppose che:

-Il passaggio di elettroni da un'orbita all'altra avvenga solo per assorbimento o emissione di energia quantizzata
 $\Delta E = hf = E_1 - E_2$



Quando l'elettrone ritorna nel suo livello di appartenenza, emette energia $\Delta E = E_k - E_n$



Supponendo il moto di un elettrone in
un atomo generico di tipo circolare
uniforme sarà:

$$F_{\text{centrifuga}} = F_{\text{Coulomb}}$$

$$mv^2/r = kZe^2/r^2 \quad \text{da cui}$$

$$mv^2r = kZe^2$$

Il momento angolare p dell'elettrone è costante, essendo l'orbita descritta come circolare, ma affinché l'orbita corrisponda ad uno stato stazionario, supponiamo che l'elettrone descriva un'onda stazionaria di lunghezza d'onda $\lambda = h/p$. Nell'orbita circolare la lunghezza d'onda è contenuta un numero intero di volte, quindi

$$2\pi r = n\lambda = nh/p \quad \text{ovvero}$$

$$pr = nh/2\pi \quad \text{ovvero}$$

$$mvr = nh/2\pi.$$

Si evince che il momento angolare è quantizzato.

Sostituendo in *, si dimostra che il raggio è altrettanto quantizzato e, in un qualunque atomo, il raggio delle orbite è legato al raggio della prima orbita dell'atomo di idrogeno (a_0 raggio di Bohr)

$$r = \frac{n^2 h^2 \varepsilon_0}{\pi m_e Z e^2} = \frac{n^2}{Z} a_0$$

$$a_0 = 5,3 * 10^{-11} m$$

Per quanto riguarda l'energia associata a ciascuna orbita, si può ritenere somma di energia cinetica e potenziale elettrica:

$$E = E_k + E_p = \frac{1}{2}mv^2 - \frac{kZe^2}{r} = -\frac{kZe^2}{2r}$$

Avendo ricavato dalla eq.# la velocità.

Ma allora, essendo il raggio quantizzato, lo è anche l'energia. Sostituendo nell'espressione dell'energia il raggio determinato precedentemente, l'energia del livello n-esimo, per l'atomo di idrogeno (Z=1) è:

$$E_n = -\frac{1}{n^2} \frac{me^4}{8\varepsilon_0^2 h^2}$$

Con n= 1,2,3,4.....

$$E_n = -\frac{2,18 \cdot 10^{-18} J}{n^2} = -\frac{13,6 eV}{n^2}$$

Ed è l'energia di legame dell'elettrone nell'atomo di idrogeno sul livello n

Un elettrone che, dopo aver ricevuto energia, salta su un livello k e poi ritorna nel suo stato fondamentale, emette una differenza di energia pari a:

$$E_{k \Rightarrow n} = \left| \frac{2\pi^2 k^2 m e^4}{h^2} \left(\frac{1}{k^2} - \frac{1}{n^2} \right) \right|$$

Ognuno di queste transizioni corrisponde a una emissione di energia. Se supponiamo che l'energia sia quantizzata, $E=h\nu$, ogni transizione corrisponde alla emissione di un'onda di frequenza fissata. Per $n=1$, transizioni verso lo stato fondamentale, si ha la serie spettrale di Lyman, deve essere $k=2,3,4,5,\dots$ le transizioni liberano energia nell'UV, quindi non sono visibili. Per $n=2$, $k=3,4,5,\dots$, invece, si ha la serie di Balmer, che ammette le seguenti frequenze nel visibile:

$$\Delta E_{3 \Rightarrow 2} = \left(\frac{13,6 eV}{9} - \frac{13,6 eV}{4} \right) = 3,02 * 10^{-19} J = 1,89 eV$$

$$E = hf \quad f = \frac{\Delta E}{h} \Rightarrow \lambda = \frac{c}{f} = 657 nm \text{ rosso}$$

$$\Delta E_{4 \Rightarrow 2} = \left| \frac{13,6 eV}{4} - \frac{13,6 eV}{16} \right| = 4.08 * 10^{-19} J$$

$$E = hf$$

$$f = \frac{\Delta E}{h} \Rightarrow \lambda = \frac{c}{f} = 487 nm - \mathbf{ciano}$$

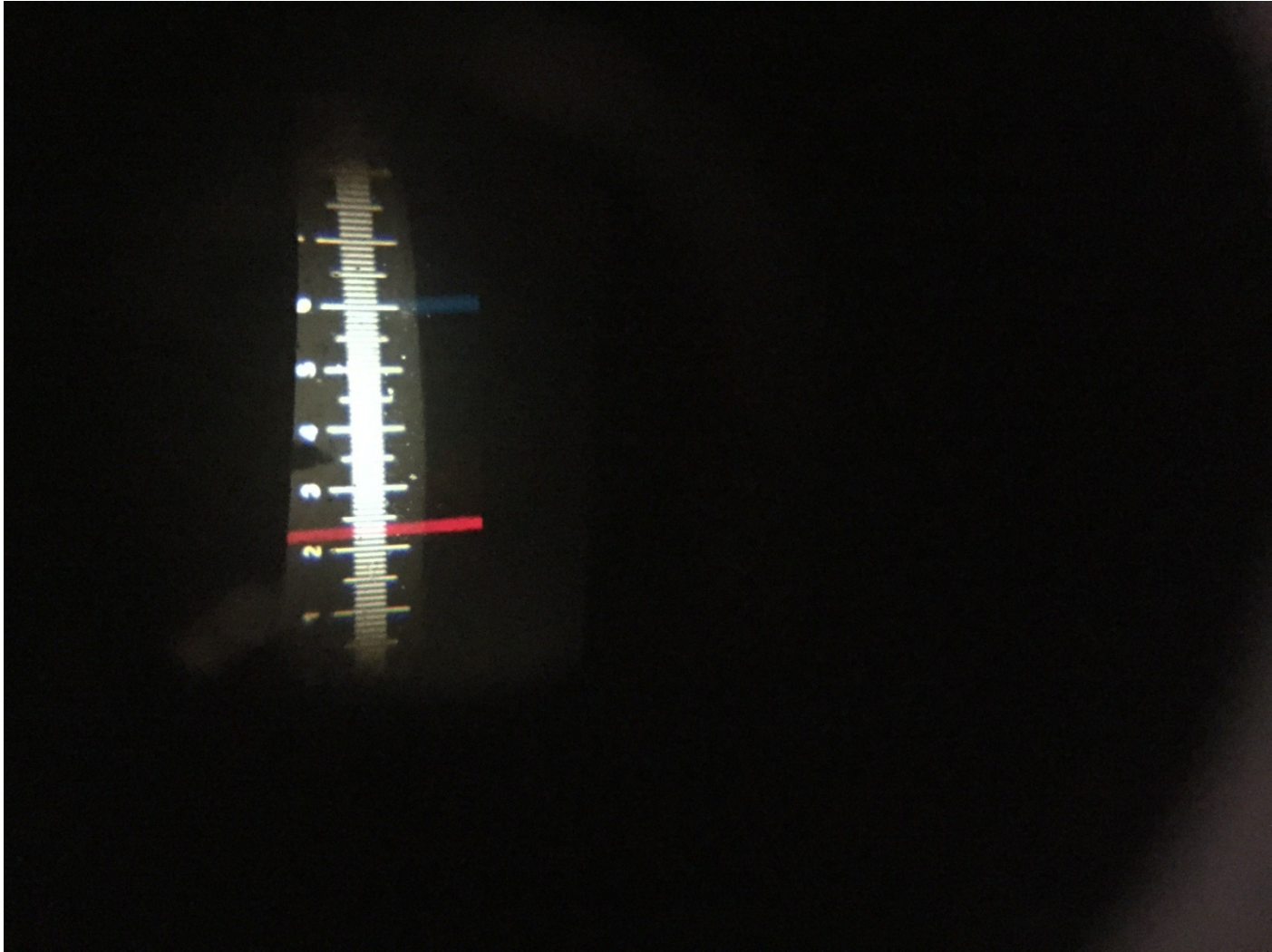
$$\Delta E_{5 \Rightarrow 2} = \left| \frac{13,6 eV}{4} - \frac{13,6 eV}{25} \right| = 4.57 * 10^{-19} J$$

$$E = hf$$

$$f = \frac{\Delta E}{h} \Rightarrow \lambda = \frac{c}{f} = 435 nm - \mathbf{violetto}$$

Idrogeno - spettro





Elio He- spettro

