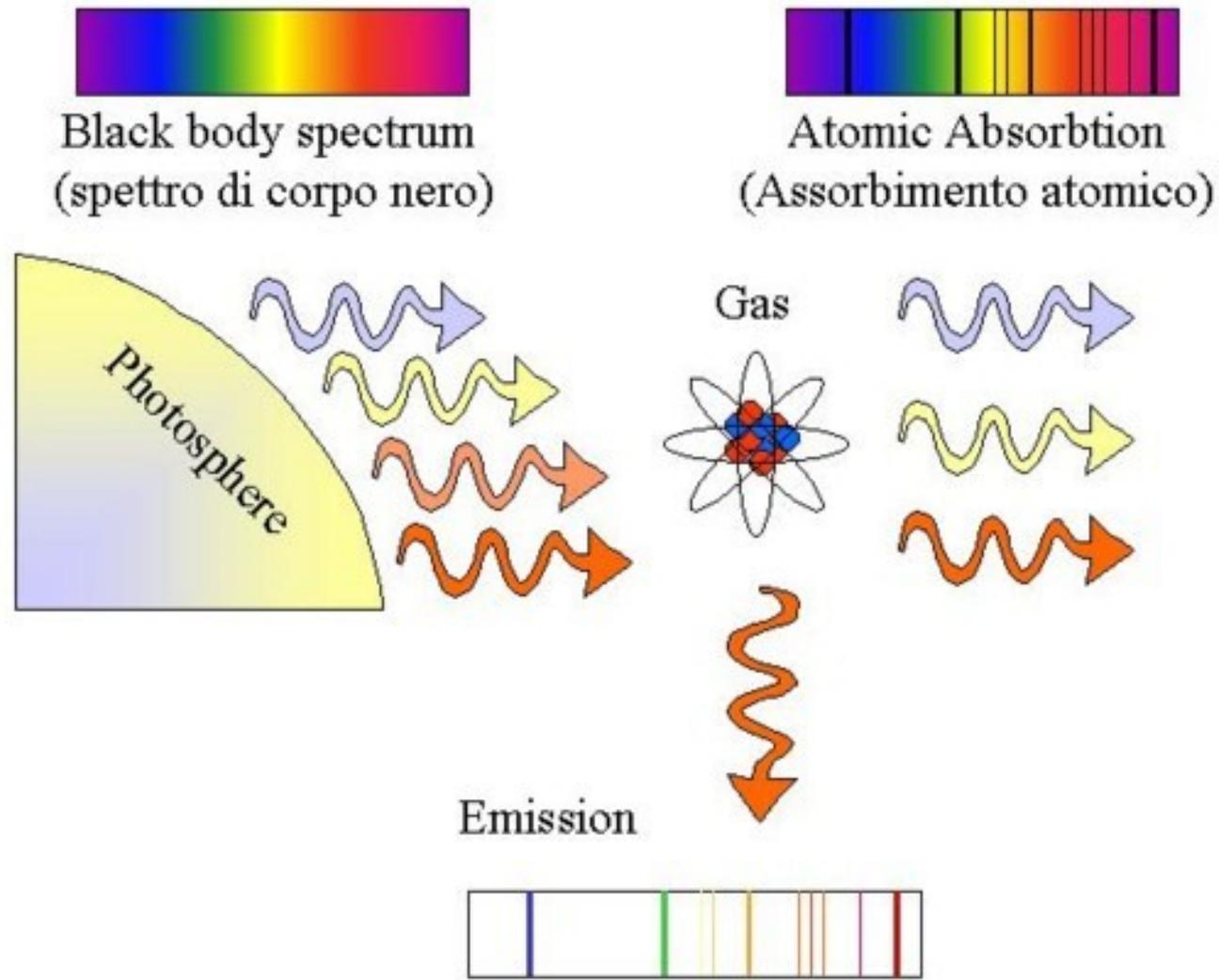


Problemi con l'atomo

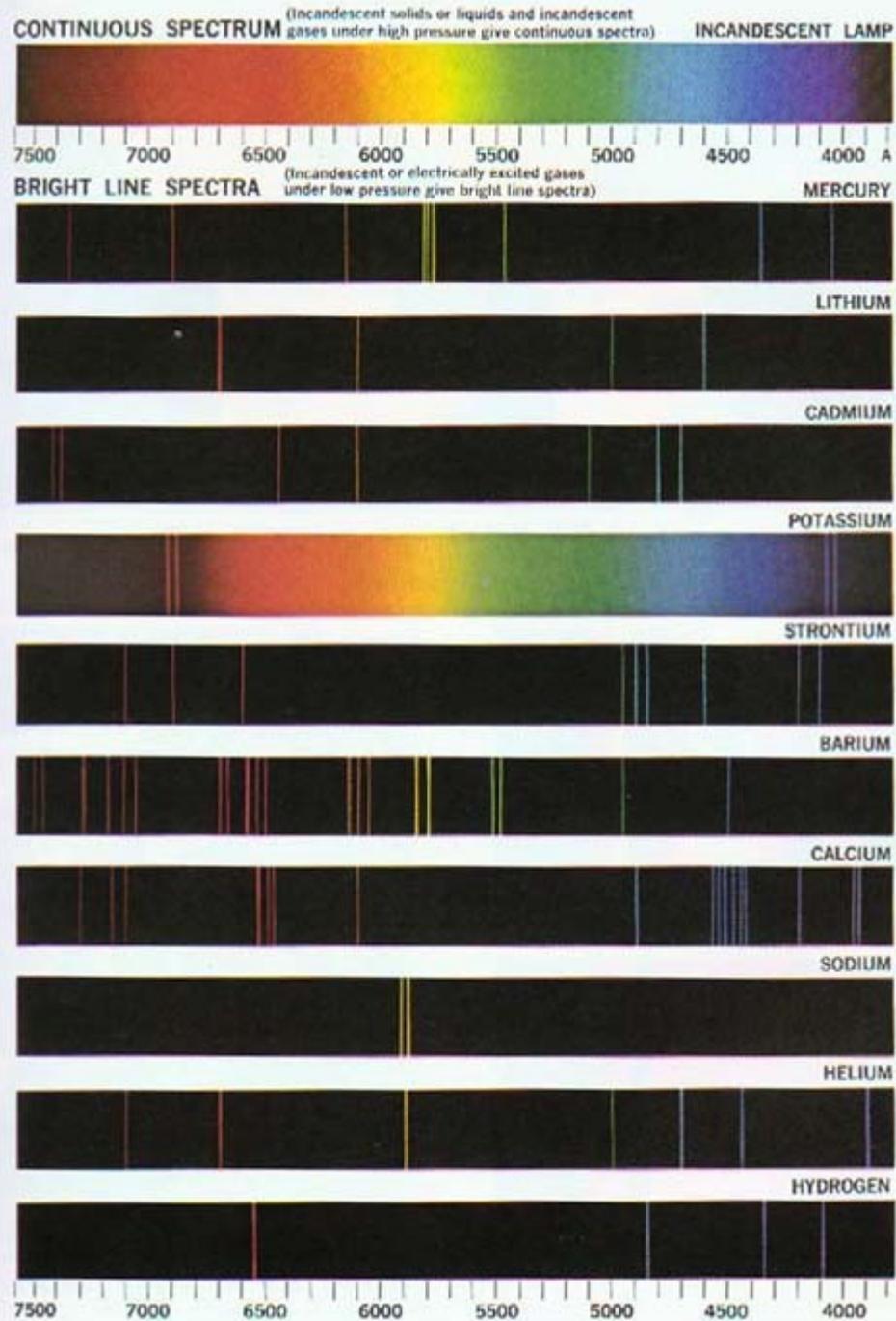
- Significato delle righe spettrali
- Modello dell'atomo



Righe spettrali della luce emissione e assorbimento



EMISSION SPECTRA



Adapted from the SPECTRUM CHART, Welch Scientific Company

Posizione delle righe spettrali

- Dipende dall'elemento considerato
- Per l'idrogeno è espressa da una relazione tra numeri interi detta Legge di Rydberg:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Dove:

λ è la lunghezza d'onda.

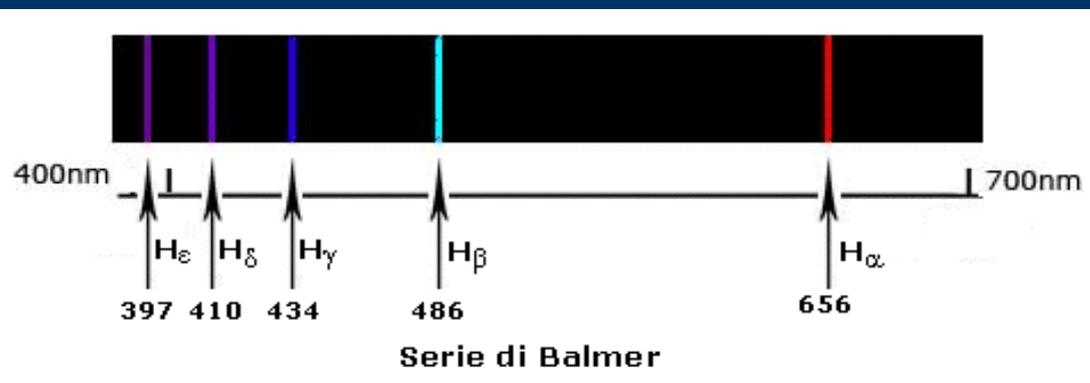
R è la **costante di Rydberg** pari a circa $1.097 \cdot 10^7 m^{-1}$.

n_1, n_2 numeri interi positivi tali che $n_2 > n_1$

Le righe spettrali si distribuiscono in “serie” convergenti ad una riga limite

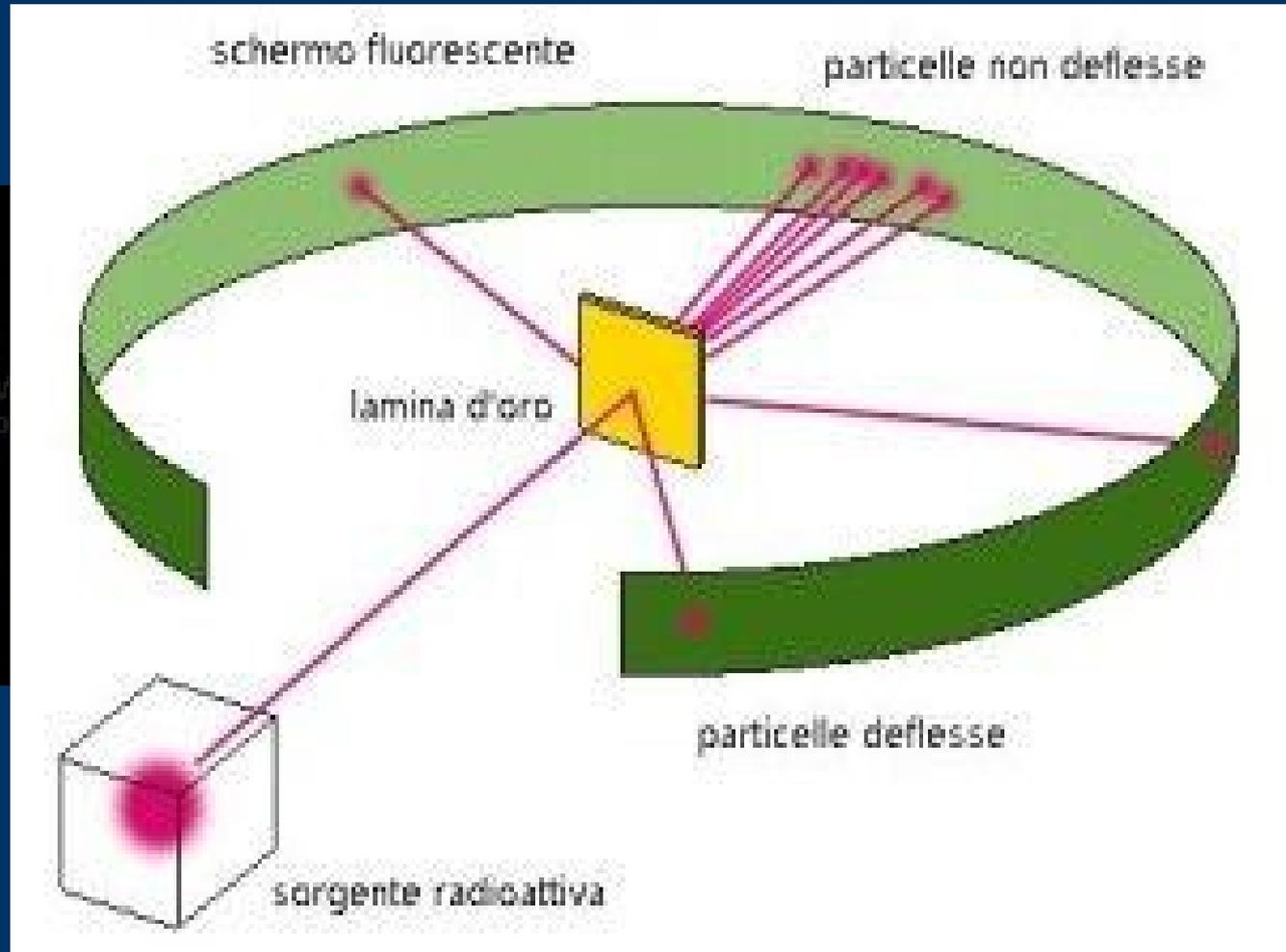
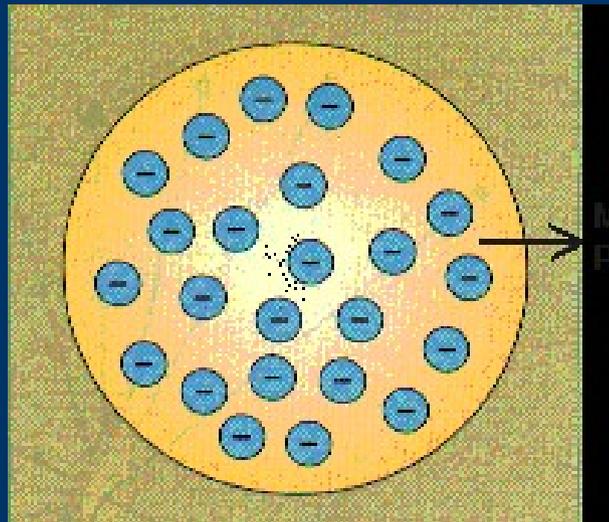
Per n_1 fisso ed n_2 variabile si trovano diverse serie:

n_1	n_2		Nome	Converge a
1	2 $\rightarrow \infty$		Serie di Lyman	91nm
2	3 $\rightarrow \infty$		Serie di Balmer	365nm
3	4 $\rightarrow \infty$		Serie di Paschen	821nm
4	5 $\rightarrow \infty$		Serie di Brackett	1459nm
5	6 $\rightarrow \infty$		Serie di Pfund	2280nm
6	7 $\rightarrow \infty$		Serie di Humphreys	3283nm



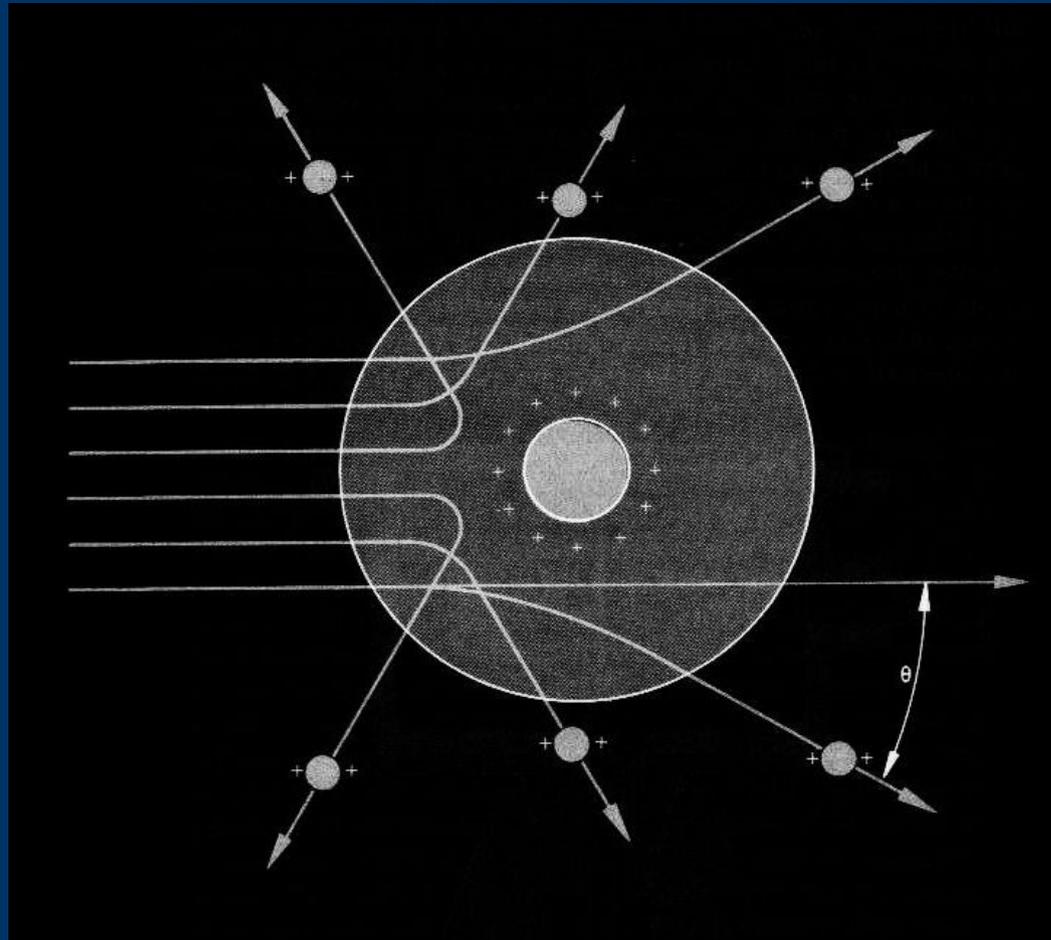
Serie di Balmer

*Atomo di J.J. Thomson, 1904 (modello a panettone) –
Esperimento di Rutherford, 1911 (modello planetario)*

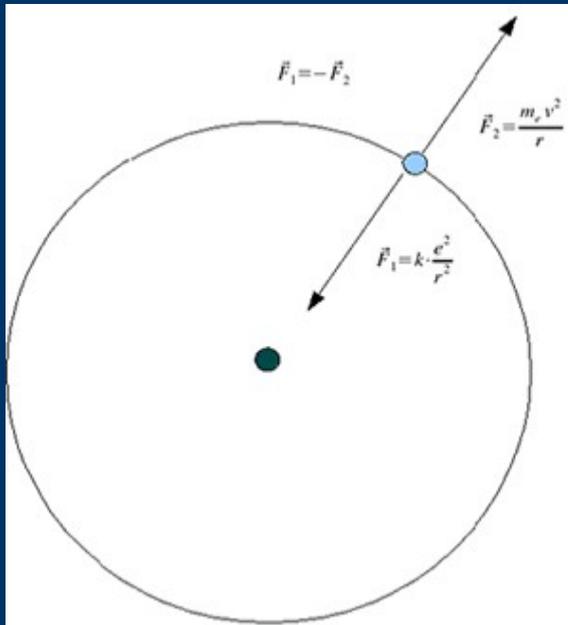


Modello atomico “planetario” di Rutherford, 1911

le particelle alfa (nuclei di elio, 2 protoni e 2 neutroni) possono rimbalzare solo se si scontrano con una carica positiva densamente concentrata (come in un nucleo)



Nel modello di Rutherford ogni raggio orbitale R e ogni energia E_{tot} è possibile...



$$F_{centripeta} = F_{Coulomb}$$

$$\frac{mv^2}{R} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{R^2}$$

$$E_{cin} = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{8\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{R}$$

$$E_{pot} = U = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{R}$$

$$E_{tot} = E_{cin} + E_{pot} = -\frac{1}{8\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{R}$$

... ma l'esistenza dell'atomo di Rutherford è "impossibile !!"

- Il modello planetario è **consistente** con la struttura dell'atomo che emerge dall'esperimento di Rutherford (nucleo positivo)
 - Ma una carica in moto accelerato (l'elettrone) **emetterebbe onde e.m.** (che non si rilevano), perderebbe quindi energia e **collasserebbe** sul nucleo dopo 10^{-8} s emettendo radiazione e.m. di frequenza continua (non righe spettrali...)
 - Quindi, l'atomo di Rutherford, per la fisica classica, **NON può esistere**
-
-

L'atomo di Bohr (1913)

- Bohr applica la quantizzazione dell'energia al modello atomico di Rutherford introducendo
TRE POSTULATI
(affermazioni non dimostrabili a priori)

Ipotesi di Bohr (atomo di idrogeno)

1) Il momento angolare dell'elettrone $L = mvR$ è quantizzato:

$$L = n \frac{h}{2\pi}$$

2) Sono possibili solo alcuni valori per il raggio R e quindi per l'energia E delle orbite. Quando l'elettrone si trova su di esse NON emette radiazione e.m.

3) L'atomo emette (o assorbe) energia $E = hf$ quando l'elettrone salta da un'orbita all'altra:

$$hf = E_{fin} - E_{iniz}$$

Dimostro che la quantizzazione di L conduce alla quantizzazione dei raggi orbitali R

$$L = mvR = n \frac{h}{2\pi}$$

ricavo $v = n \frac{h}{2\pi m R}$

ricordo che vale (diap. 23) $mv^2 = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{R}$

sostituisco la velocità v:

$$m \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m^2 R^2} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{R}$$

La quantizzazione dei raggi orbitali porta alla quantizzazione delle energie delle orbite elettroniche

Ricavo il raggio R dell'orbita (che risulta quantizzata, n intero):

$$R = n^2 \frac{h^2 \epsilon_0}{\pi m e^2} = n^2 \cdot 0,53 \text{ \AA}$$

Sostituendo R nell' Energia totale delle orbite (diap. 23): $E_{tot} = -\frac{1}{8\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{R}$

Ricavo i valori quantizzati dell'energia che compete all'orbita n :

$$E_n = -\frac{m e^4}{8 \epsilon_0^2 h^2 n^2} = -\frac{1}{n^2} 13,6 \text{ eV}$$

Giustificazione dell'esistenza delle righe spettrali

- Il terzo postulato di Bohr prevede l'emissione di radiazione e.m. solo nel “salto” dell'elettrone da un orbita all'altra:

$$hf = E_{fin} - E_{iniz}$$

- La frequenza emessa, calcolata con i valori energetici delle orbite quantizzate, COINCIDE perfettamente con la formula di Rydberg:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right)$$

Svolgendo i conti

Un elettrone che si sposta da un livello energetico E_{n_1} a E_{n_2} emette un fotone di energia hf .

Ricordando la relazione $c = \lambda f$ (dove c è la velocità della luce), si può scrivere:

$$hf = hc \cdot \frac{1}{\lambda} = E_{n_2} - E_{n_1} = -\frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \cdot \frac{1}{n_2^2} + \frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \cdot \frac{1}{n_1^2}$$

$$hc \cdot \frac{1}{\lambda} = E_{n_2} - E_{n_1} = \frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \cdot \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

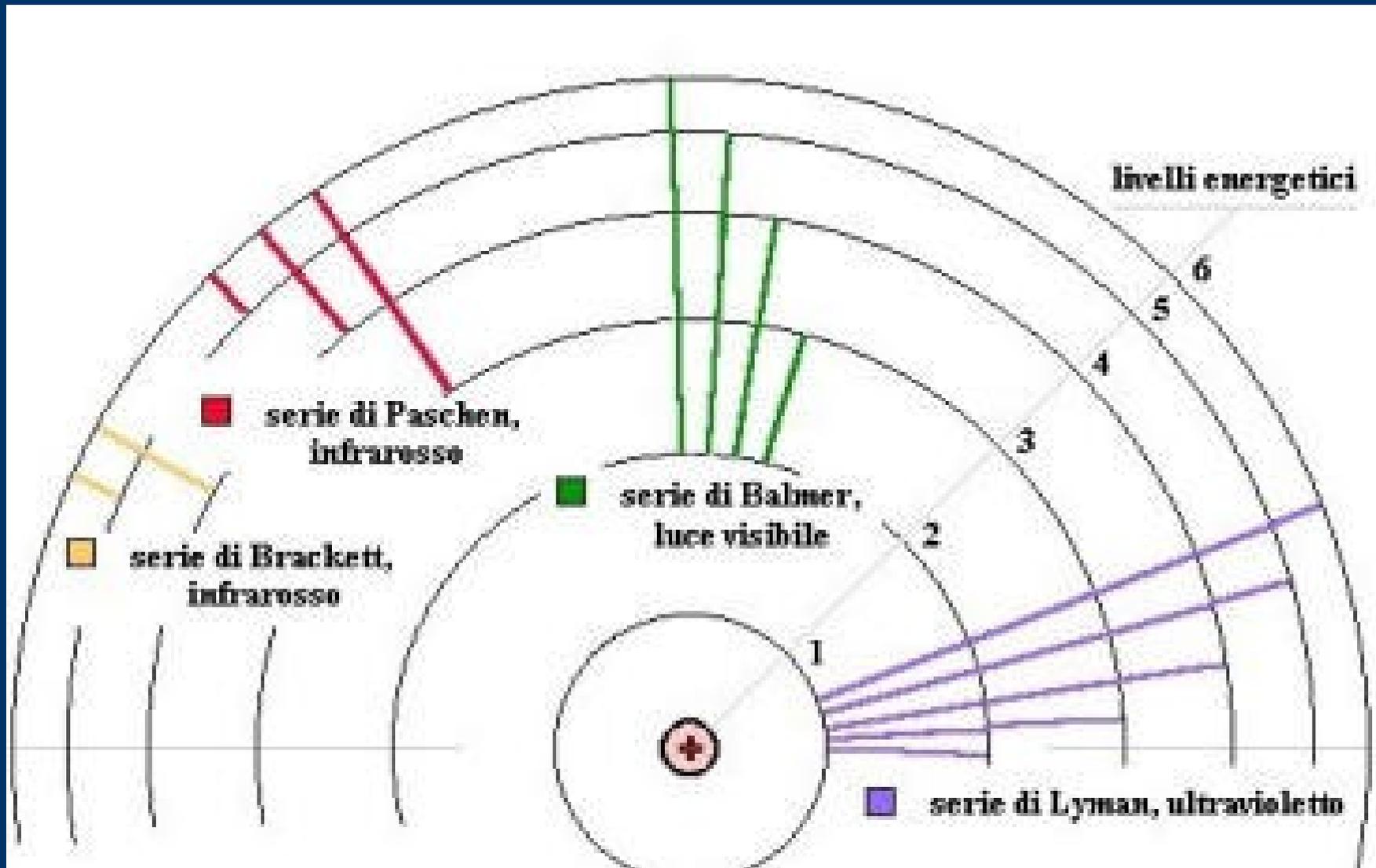
$$\frac{1}{\lambda} = \frac{1}{h^3 c} \cdot \frac{me^4}{8\epsilon_0^2} \cdot \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

Ponendo $\frac{1}{h^3 c} \cdot \frac{me^4}{8\epsilon_0^2} = R$ e sostituendo i valori numerici

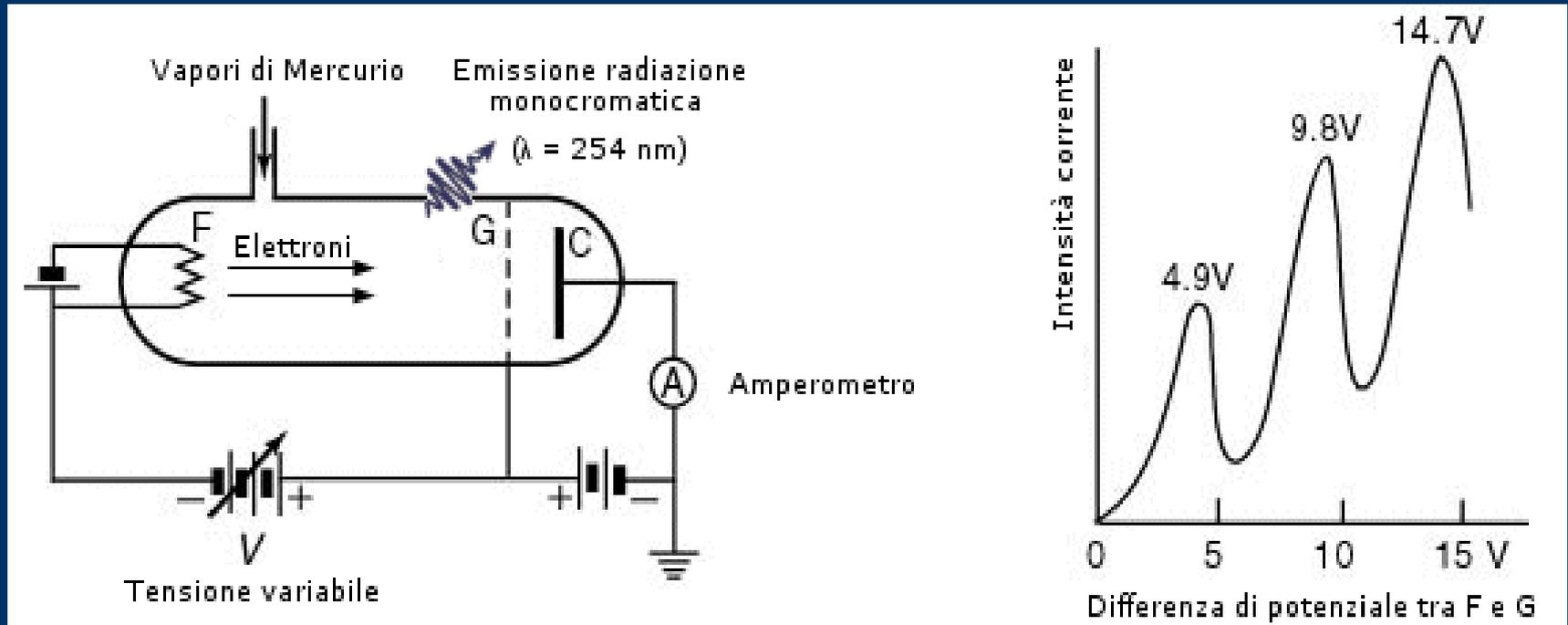
si ottiene proprio la costante di Rydberg: $R = 1,097 \cdot 10^{-7} m^{-1}$.

$$\frac{1}{\lambda} = R \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

Le righe spettrali sono emesse o assorbite in corrispondenza dei salti quantici dell'elettrone da un'orbita (n_1) all'altra (n_2)



L'esperienza di Franck-Hertz (a. 1914) dimostra sperimentalmente la quantizzazione dell'atomo

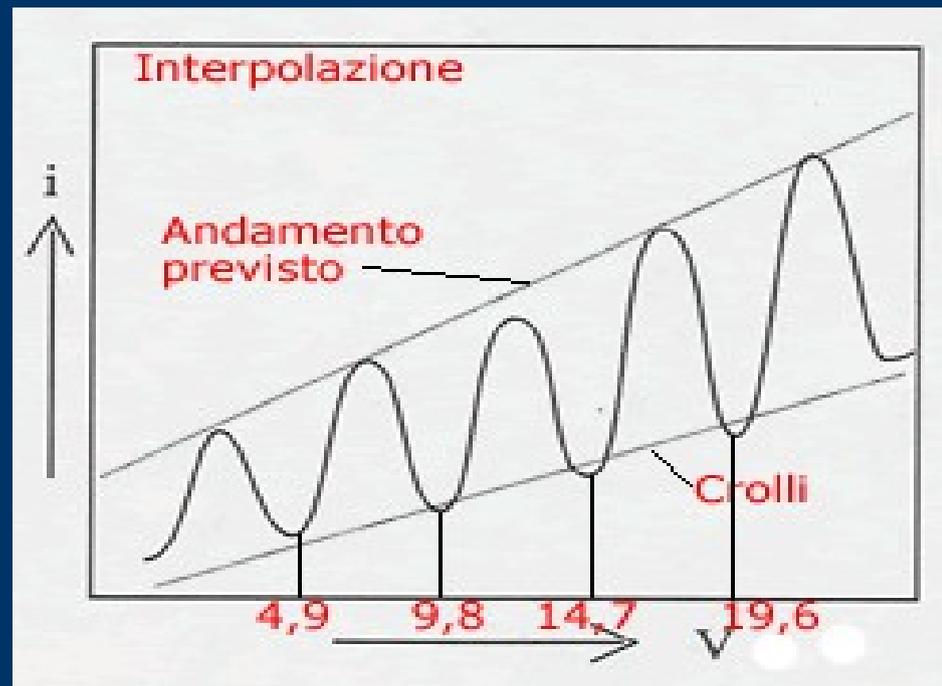


- Gli elettroni sono emessi dal filamento (effetto termoionico)
- Gli elettroni sono accelerati dalla d.d.p. tra il catodo F e l'elettrodo G

- L'energia cinetica acquisita dagli elettroni accelerati è facilmente misurabile

$$E_{cin} = e\Delta V$$

- Quando gli elettroni raggiungono l'anodo il circuito si chiude e si può misurare una corrente I proporzionale alla ΔV tra catodo F ed elettrodo G.



- Se inserisco vapori mercurio a bassa pressione, gli elettroni possono colpire gli atomi del gas
 - L'urto è elastico e non viene persa energia cinetica
 - Quando invece l'energia cinetica supera un preciso valore, l'urto diviene anelastico, l'energia è assorbita, l'elettrone si ferma e non raggiunge più l'anodo (il valore di I cade bruscamente...) e il mercurio emette una debole radiazione e.m.
 - Il fenomeno si ripete per multipli interi di tale valore (che è l'energia di eccitazione dell'atomo di mercurio)
-
-

- Ciò dimostra che gli atomi di mercurio possono assorbire energia solo per quantità discrete e multiple di un dato valore base (che corrisponde a quanto previsto dalla teoria di Bohr)

- **ATTENZIONE !!**

La teoria di Bohr NON è ancora soddisfacente perché mischia in modo arbitrario fisica classica (le orbite degli elettroni) con le ipotesi quantistiche. Servirà un NUOVO PUNTO DI VISTA.....
