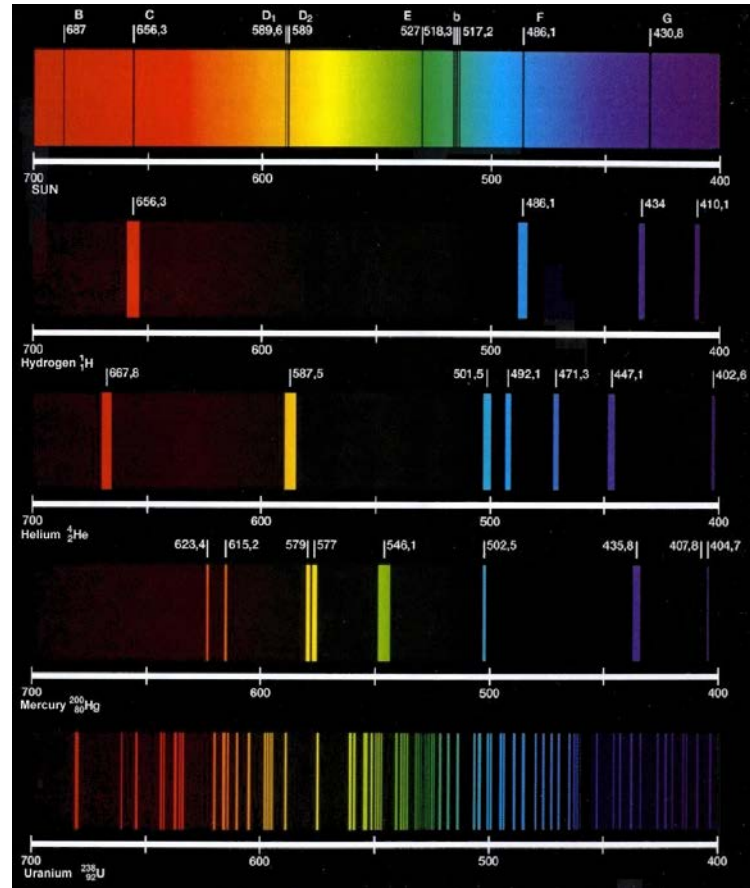
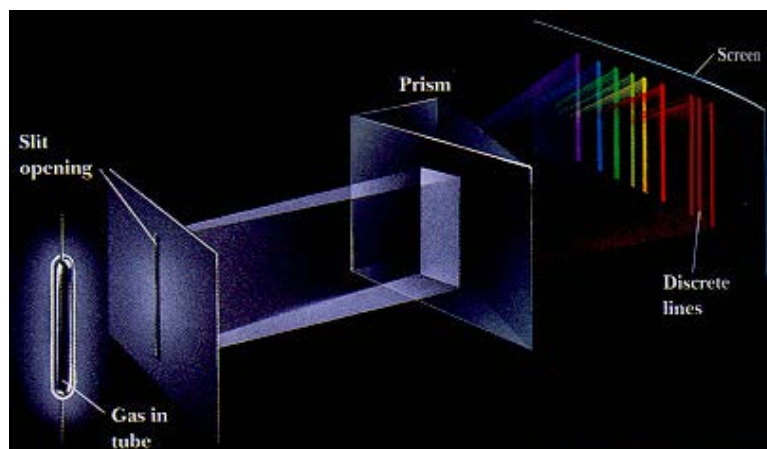


Modello di Bohr (1913, Nobel 1922)

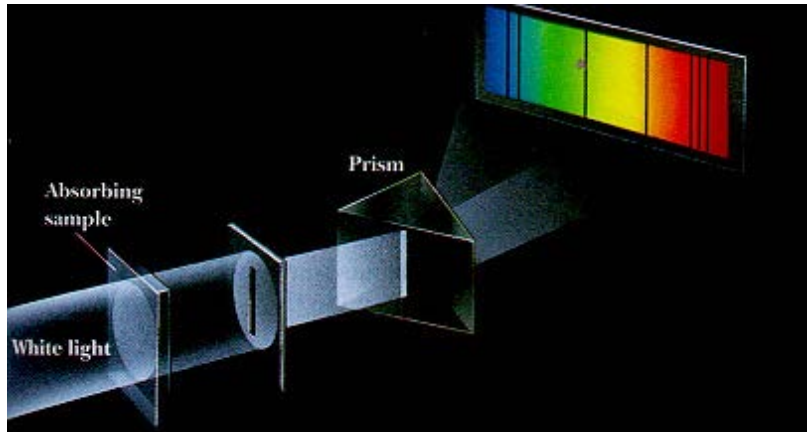
Evidenze sperimentali: i gas possono assorbire ed emettere onde elettromagnetiche a frequenze caratteristiche del gas in esame. Si osservano pertanto delle righe di emissione o di assorbimento molto nette. La lunghezza d'onda (e, quindi, l'energia dalla teoria di Einstein) di queste righe sono caratteristiche dell'elemento in esame.



Esempi di righe di assorbimento ed emissione

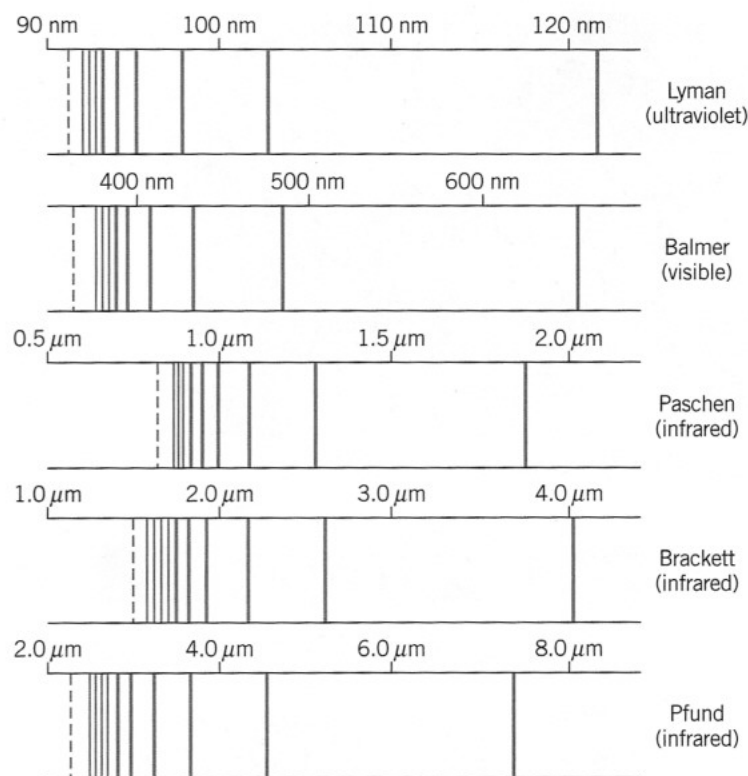


Apparato sperimentale per misure di spettri di emissione di gas ad alta temperatura



Apparato sperimentale per misure di spettri di assorbimento di gas.

In particolare per l'idrogeno si osservano delle "serie" di righe, cioè dei gruppi di righe abbastanza vicine tra loro:



Gli spettri riportati sono osservati in emissione, mentre in assorbimento si osserva solo la serie di Lyman. La linea tratteggiata indica la linea limite (con lunghezza d'onda λ_{lim}).

Sperimentalmente si ottiene che per tutte le serie dell'idrogeno le lunghezze d'onda delle righe osservate soddisfano la regola:

$$\lambda = \lambda_{lim} \frac{n^2}{n^2 - n_0^2} \quad n = n_0 + 1, n_0 + 2, n_0 + 3, \dots$$

Dove:

Lyman (UV): $n_0 = 1$, $\lambda_{\text{lim}} = 911 \text{ \AA}$

Balmer (Vis): $n_0 = 2$, $\lambda_{\text{lim}} = 3646 \text{ \AA}$

Pachen (IR): $n_0 = 3$, $\lambda_{\text{lim}} = 8201 \text{ \AA}$

Brackett (IR): $n_0 = 4$, $\lambda_{\text{lim}} = 14588 \text{ \AA}$

Pfund (IR): $n_0 = 5$, $\lambda_{\text{lim}} = 22794 \text{ \AA}$

Un altro modo di identificare le righe è attraverso il numero d'onda $k = \frac{1}{\lambda}$

In termini di numero d'onda, per le diverse serie si ha:

$$k = R_H \left(\frac{1}{n_0^2} - \frac{1}{n^2} \right) \text{ con } R_H = \text{costante di Rydberg (109677 cm}^{-1}\text{)}$$

$n_0 = 1$ (Lyman), 2 (Balmer)...

$n = n_0+1, n_0+2, n_0+3..$

Postulati di Bohr:

1. Un elettrone in un atomo si muove su un'orbita circolare intorno al nucleo per effetto della forza coulombiana tra l'elettrone e il nucleo e obbedisce alle leggi della meccanica classica
2. L'elettrone può orbitare solo in quelle per cui il suo momento angolare (o momento della quantità di moto) L è un multiplo intero della costante di Planck diviso 2π : $L = nh/2\pi = n\hbar$, con $n=1,2,3\dots$ (quantizzazione di L)
3. Nonostante il fatto che l'elettrone ruotando in orbite circolari è accelerato (accelerazione centripeta), non emette onde elettromagnetiche, e, quindi la sua energia rimane costante
4. Onde elettromagnetiche (e-m) possono essere emesse solo se l'elettrone in un'orbita con energia E_i improvvisamente "salta" su un'orbita di energia (inferiore) E_f (transizione dallo stato E_i allo stato E_f). In questo caso l'onda e-m emessa ha frequenza data da:

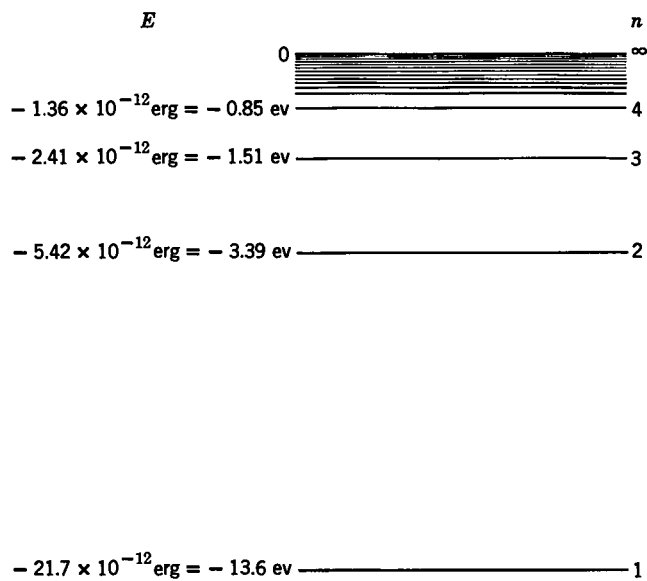
$$\nu = \frac{E_i - E_f}{h}$$

Usando questi postulati e le leggi della meccanica classica si determinano le energie e i raggi delle orbite (livelli o stati) permesse:

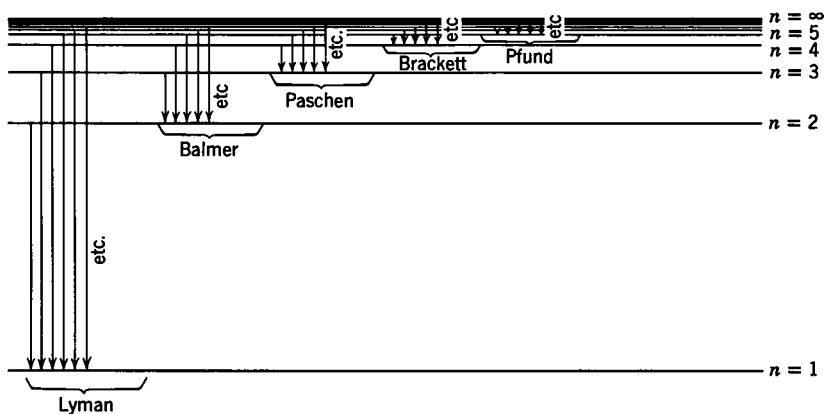
$$E_n = - \frac{m e^4}{32\pi^2 \epsilon_0^2 \hbar^2} \frac{1}{n^2} = - \frac{13.6}{n^2} \text{ eV} \quad r_n = \frac{4\pi\epsilon_0 \hbar^2}{m e^2} n^2 = a_0 n^2$$

Con $a_0 =$ raggio di Bohr $= 0.529 \text{ \AA}$

Livelli energetici (energia degli stati) di un atomo di idrogeno:



Transizioni per l'atomo di idrogeno:

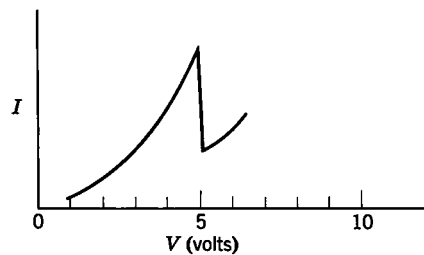
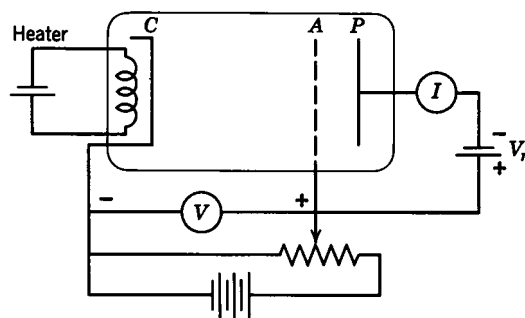


Principali limiti del modello di Bohr (già noti al tempo del modello):

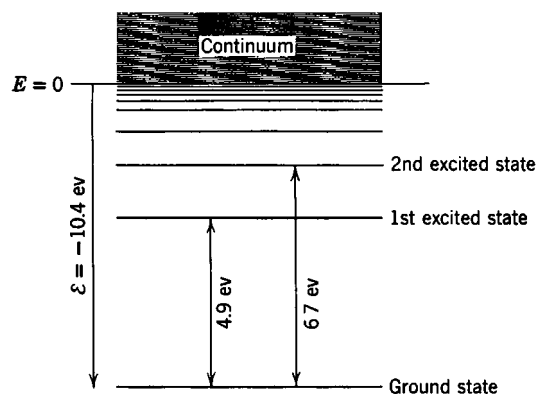
1. Non funziona per atomi a più elettroni
2. Non spiega i multipletti (righe osservate sperimentalmente molto vicine tra loro)
3. Non da indicazioni sull'intensità delle righe

Esperimento di Franck-Hertz (esp. 1914, Nobel 1025)

Dimostrazione della quantizzazione dell'energia negli atomi (urto di elettroni accelerati con atomi di mercurio in un tubo)



Sperimentalmente a certi valori di potenziale applicato (e, quindi di energia cinetica degli elettroni) la corrente di elettroni raccolta al plate (P) crolla bruscamente. Questa energia corrisponde all'energia per far fare agli atomi in uno stato del mercurio la transizione verso uno stato vuoto.



Schema semplificato dei livelli energetici di un atomo di mercurio