



Niels Bohr (1885 – 1962)

$$L = mv \cdot r = n\hbar$$

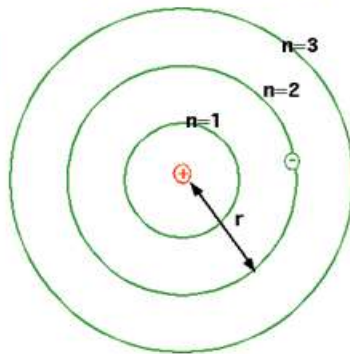
$$n = 1, 2, 3, \dots$$

$$\hbar = \frac{h}{2\pi}$$

$$E_f - E_i = h\nu$$

## Il modello atomico di Bohr (1913)

1. L'elettrone si muove in orbite circolari attorno al nucleo secondo un moto descritto dalla fisica classica.
2. L'elettrone possiede solo una serie fissa di orbite permesse dette stati stazionari. Finché un elettrone resta in una data orbita la sua energia resta costante e non si ha emissione di energia
3. Un elettrone può "saltare" solo da un'orbita permessa all'altra; in queste transizioni sono coinvolte quantità fisse (quanti) di energia  $h\nu$



$$E_n = -13,6 \frac{1}{n^2}$$

$$E_1 = -13,6 eV$$

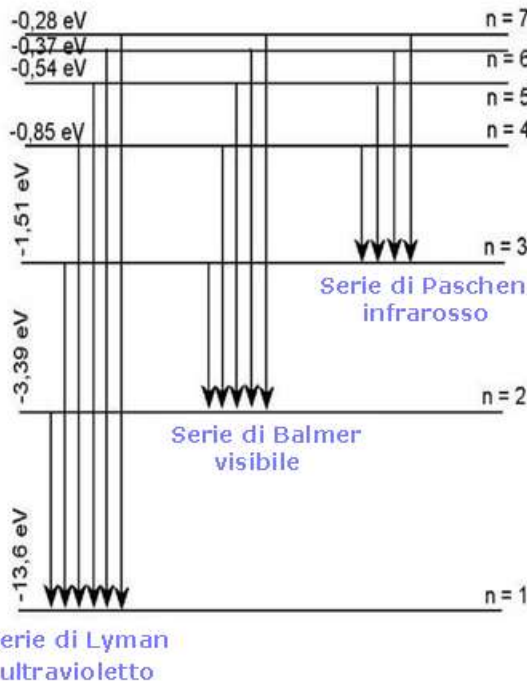
$$r_n = n^2 r_1$$

$$r_1 = 0,529 \cdot 10^{-10} m \cong 0,5 \text{ \AA}$$

$\text{\AA}$  angstrom

(2)

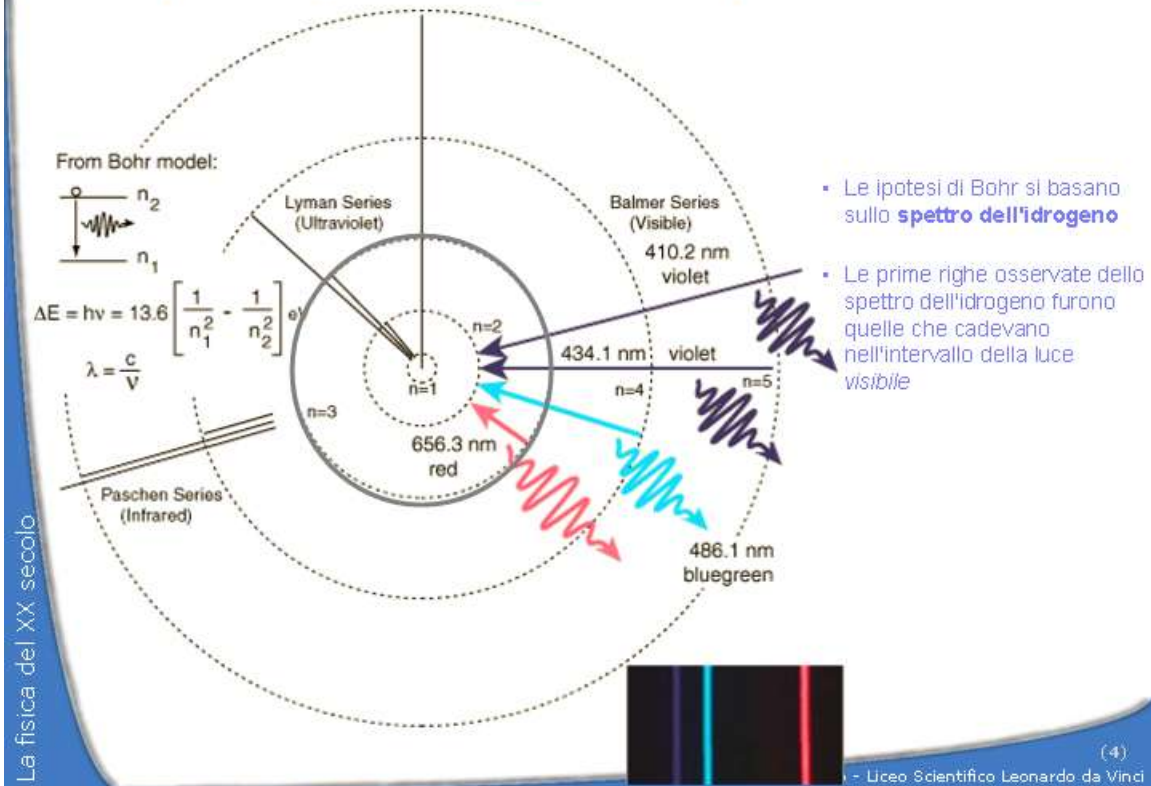
## Salto quantici e serie spettrali dell'atomo di idrogeno



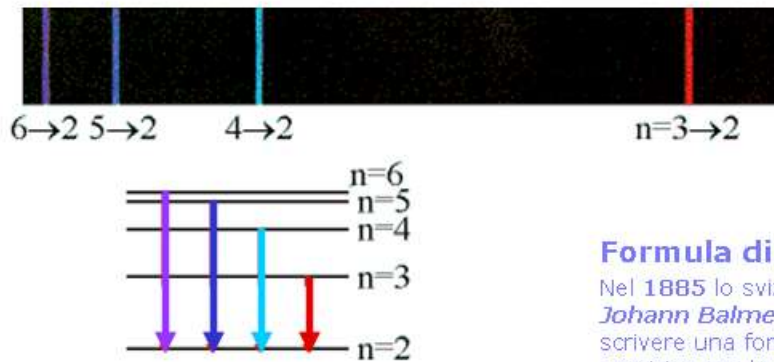
- Gli atomi di H normalmente si trovano nello stato fondamentale che corrisponde a  $n=1$ , ed è caratterizzato dal livello minimo di energia  $E_1 = -13,6 eV$
- Per valori superiori di  $n$  si hanno i cosiddetti stati eccitati.
- L'atomo passa in uno stato eccitato se l'elettrone salta ad un livello energetico superiore per collisioni con altri atomi o con elettroni, oppure per assorbimento di un fotone.
- In qualunque caso il 'salto quantico' tra due livelli energetici avviene per assorbimento o emissione di un fotone la cui energia  $h\nu$  sia esattamente uguale alla differenza  $\Delta E = E_{\text{finale}} - E_{\text{iniziale}}$

(3)

## Orbite permesse, livelli energetici e salti quantici



## Serie Balmer



Transizioni verso lo stato finale n=2:

n=3	H $\alpha$	$\lambda=656.3$ nm
n=4	H $\beta$	$\lambda=486.1$ nm
n=5	H $\gamma$	$\lambda=434.1$ nm
n=6	H $\delta$	$\lambda=410.2$ nm

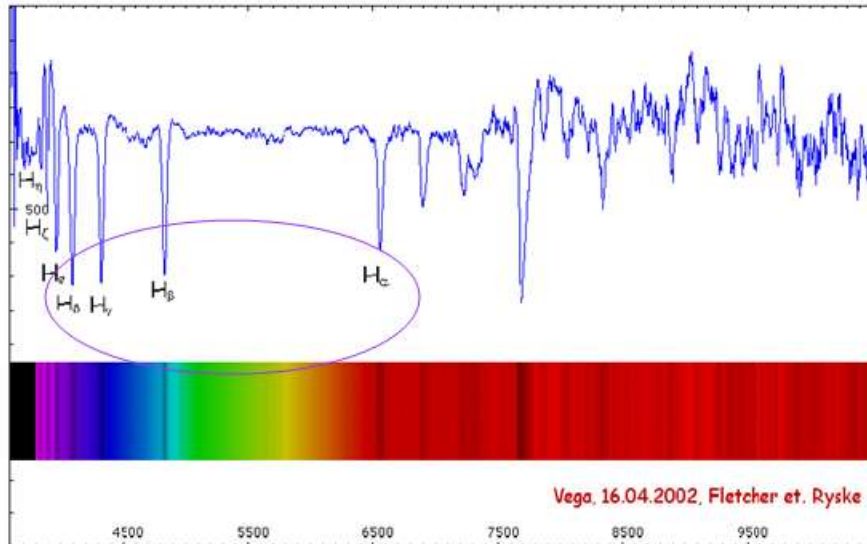
### Formula di Balmer

Nel 1885 lo svizzero **Johann Balmer** riuscì a scrivere una formula empirica con la quale calcolare le diverse lunghezze d'onda  $\lambda$  osservate sperimentalmente.

$$\frac{1}{\lambda} = R_h \left( \frac{1}{4} - \frac{1}{n_r^2} \right)$$

## La firma dell'idrogeno

### Vegan osittain kompensoitu spektri Balmerin sarjan mukaiset vedyn Fraunhofer-viivat



La fisica del XX secolo

(6)

Pina Di Vito - Liceo Scientifico Leonardo da Vinci



Gustav Kirchhoff  
(1824 - 1884)

## Spettroscopia

- Le righe spettrali furono osservate per la prima volta nello spettro della luce solare da William Wollaston nel 1802.
- Intorno al 1850, il fisico Gustav Kirchhoff e il chimico Robert Bunsen esposero varie sostanze alla fiamma di un becco Bunsen. La luce emessa dagli elementi riscaldati venne scomposta utilizzando un prisma.
- Gas e vapori riscaldati producono **spettri di emissione** a righe
- Gas e vapori freddi producono **spettri di assorbimento** a righe
- Gli spettri di emissione e di assorbimento sono complementari
- Le righe hanno una posizione (e quindi una lunghezza d'onda) caratteristica della sostanza**



Spettro di emissione



Spettro di assorbimento



I due spettri sono complementari

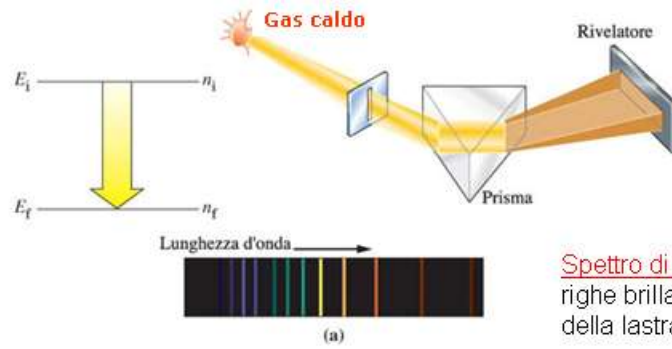
La fisica del XX secolo

(7)

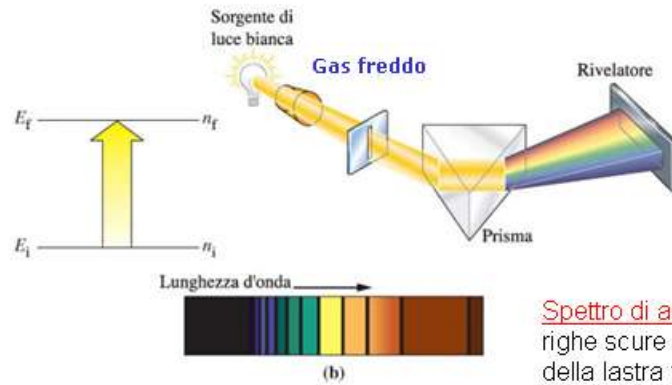
Pina Di Vito - Liceo Scientifico Leonardo da Vinci

Spettroscopia dei gas e dei vapori

La fisica del XX secolo



Spettro di emissione:  
righe brillanti su fondo scuro della lastra fotografica

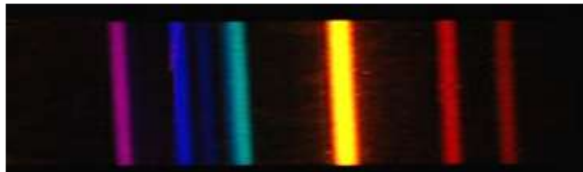


Spettro di assorbimento:  
righe scure su fondo luminoso della lastra fotografica

(8)

Pina Di Vito - Liceo Scientifico Leonardo da Vinci

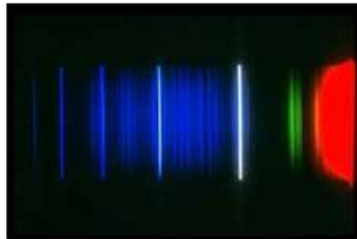
La differente larghezza delle righe spettrali, le righe doppie del Na, la struttura fine degli spettri atomici non sono spiegate dal modello di Bohr



He  $Z=2$



Na  $Z=11$



Struttura fine

(9)

Pina Di Vito - Liceo Scientifico Leonardo da Vinci

La fisica del XX secolo

### Successi del modello di Bohr

- Il modello di Bohr consente di prevedere le frequenze delle righe spettrali dell'**atomo di idrogeno**

### Cosa non spiega il modello di Bohr

- In che modo un elettrone eccitato **sceglie di decadere** su un livello piuttosto che su un altro?
- Come si può **giustificare la quantizzazione** delle orbite?
- Come si può prevedere la **larghezza delle righe** spettrali?
- Come si giustifica la **struttura fine dello spettro** di alcuni elementi, cioè il fatto che alcune righe spettrali, esaminate con maggiore dettaglio, appaiano suddivise in linee di diversa frequenza?
- Come si descrivono gli **atomi con più elettroni**?

Nonostante i problemi aperti siano tanti il modello atomico di Bohr per oltre un decennio rimarrà l'unico modello valido per interpretare i risultati sperimentali della fisica atomica.

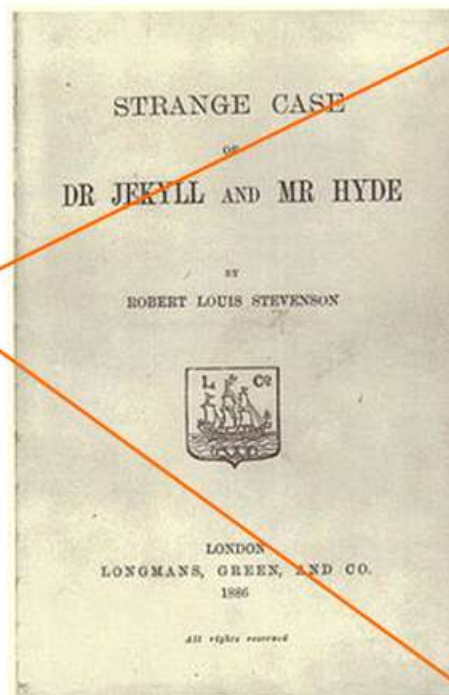
Finché ... nel 1924 de Broglie, giovane aristocratico, nella sua tesi di dottorato in Fisica avanza l'ipotesi che ... anche gli elettroni siano ... onde.

(10)

Pina Di Vito - Liceo Scientifico Leonardo da Vinci

La particella – onda ...  
qualcosa di mostruoso?!?

NO!

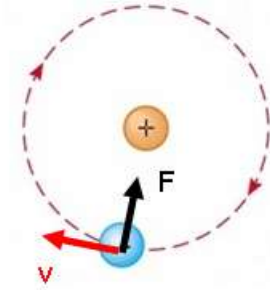


(11)

Pina Di Vito - Liceo Scientifico Leonardo da Vinci

Per approfondire

## Il modello atomico di Bohr: un po' fisica classica ...



Forza elettrostatica

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

Forza centripeta

$$F = m \frac{v^2}{r}$$

Scrivo la 2ª legge della dinamica

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

Ricavo  $mv^2$

$$mv^2 = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r} \quad (1)$$

Energia potenziale elettrostatica del sistema elettrone-protone

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

Energia totale dell'elettrone nell'atomo di idrogeno

$$E_{totale} = E_c + U = \frac{1}{2}mv^2 - \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r} = -\frac{1}{8\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r}$$

(12)

Per approfondire

## Il modello atomico di Bohr: ... un po' fisica dei quanti

**Il momento angolare** (prodotto della quantità di moto per il raggio dell'orbita) dell'elettrone nelle orbite stabili è **quantizzato** secondo la regola

Si ricava la velocità da questa relazione e si sostituisce nella (1)

$$mv_n r_n = n \frac{h}{2\pi}$$

$$v_n = n \frac{h}{2\pi m r_n}$$

$$m \left( n \frac{h}{2\pi m r_n} \right)^2 = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r}$$

Si ricava il raggio e ... risulta quantizzato

$$r = r_n = n^2 \frac{h^2 \epsilon_0}{\pi m e^2}$$

$$r_n = n^2 r_1 \quad r_1 = \text{raggio di Bohr}$$

$r_1$  è il raggio dell'orbita fondamentale, detto **raggio di Bohr**

$$r_1 = \frac{h^2 \epsilon_0}{\pi m e^2} \cong 0,529 \cdot 10^{-10} m \cong 0,5 \text{ \AA}$$

quantizzazione delle orbite

$\text{\AA}$  angstrom

(13)

Per approfondire

## Il modello atomico di Bohr modello semi-classico

Riprendendo la formula dell'energia trovata precedentemente e sostituendo  $r$  si ha:

Energia totale dell'elettrone nell'atomo di idrogeno

$$E_{totale} = E_c + U = -\frac{1}{8\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r}$$

Raggio delle orbite permesse

$$r = r_n = n^2 \frac{h^2 \epsilon_0}{\pi m e^2}$$

L'energia dipende solo da  $n$  e da alcune costanti

$$E_n = -\frac{m e^4}{8 \epsilon_0^2 h^2 n^2}$$

$$E_n = -13,6 \frac{1}{n^2}$$

L'energia dell'orbita fondamentale, quella con  $n=1$ , detta energia di ionizzazione, è

$$E_1 = -13,6 eV$$

quantizzazione delle energie

Livelli di energia permessi