

STRUTTURA ATOMICA

Il modello planetario dell'atomo (Rutherford) è fondato sulle leggi della meccanica classica. La validità della meccanica classica, applicata al moto di particelle molto piccole, è negata da considerazioni teoriche ed esperimenti.

⇒ MECCANICA QUANTISTICA

Esperimenti cruciali per la conoscenza

della struttura atomica: misure spettroscopiche

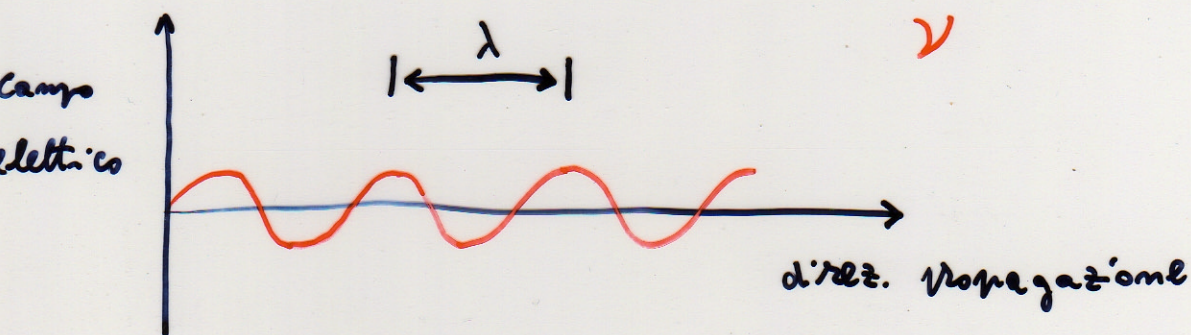
Spettroscopia: studio della luce emessa

o assorbita da atomi o composti.

LUCE

LUCE: radiazione elettromagnetica. E' costituita da un campo elettrico e da un campo magnetico che si propagano nello spazio.

L'intensita' di 2 campi variano in modo sinusoidale:



Ci sono oscillazioni anche in funzione del tempo.

Frequenza (ν) = numero di c.d. al secondo

NV

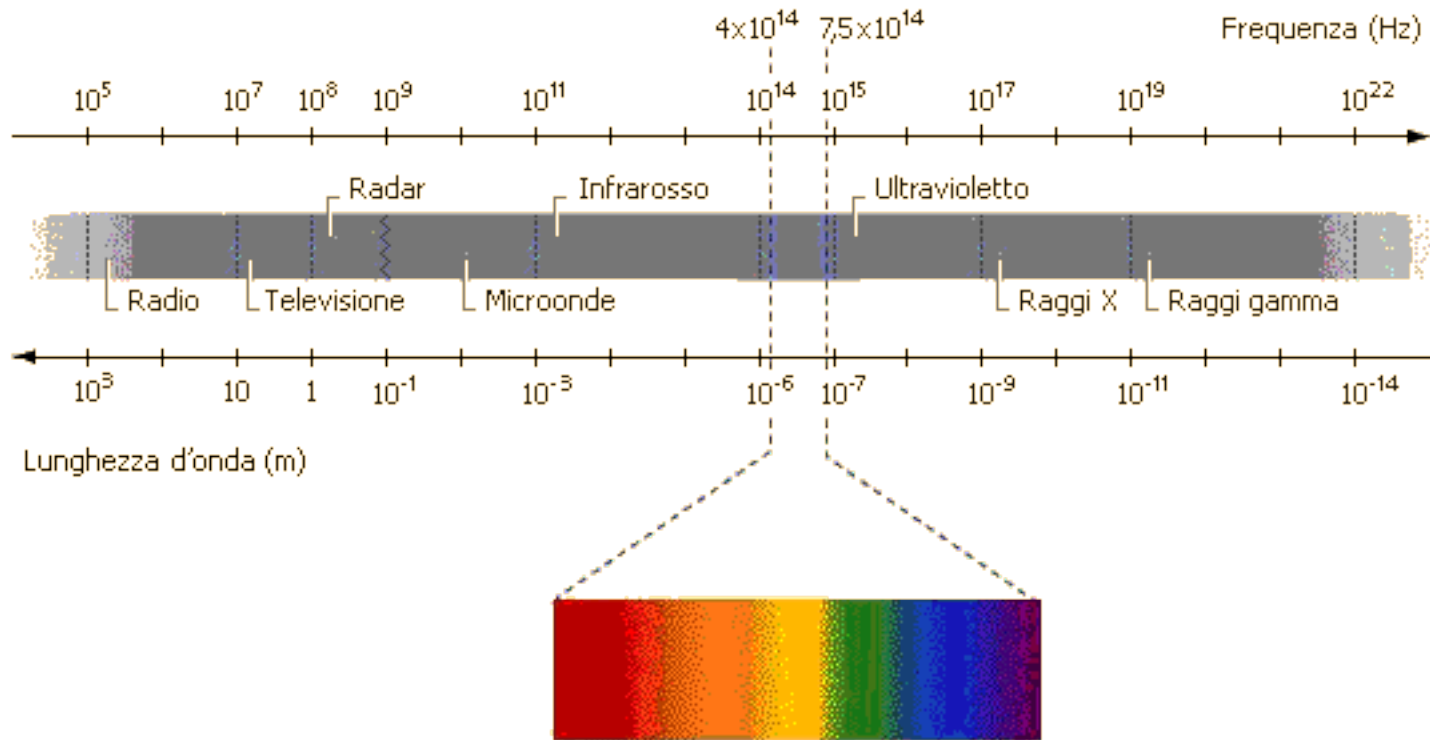
(Hz)

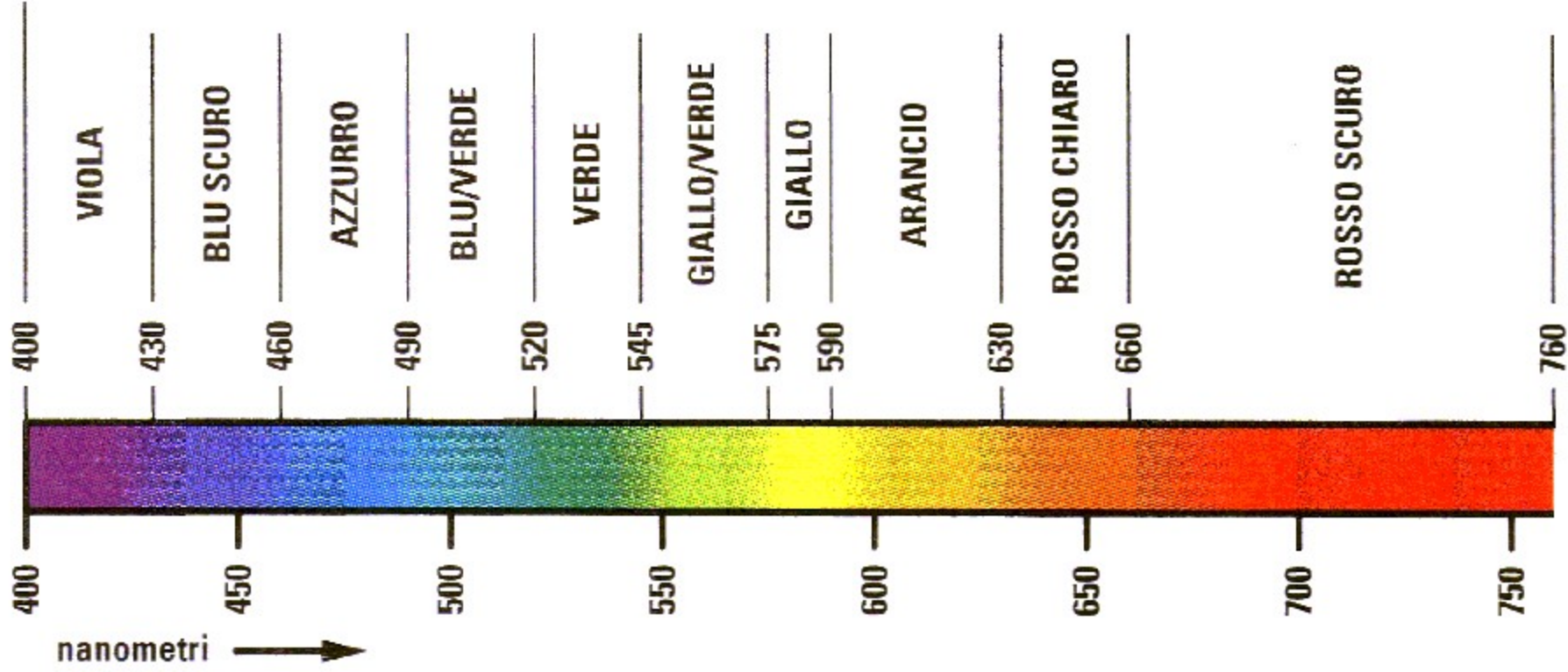
1 Hz = 1 s⁻¹ HERTZ

Lunghezza d'onda (λ) = distanza spaziale
ricco - ricco

LAMBDA

(m)





$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

$c = \text{velocità della luce} = 2.99792 \cdot 10^8 \text{ m/s}$

Normalmente (nella parte visibile dello spettro) λ si misura in nm (10^{-9} m).

Luce bianca : insieme di tutte le radiazioni visibili

Luce UV $\lambda < \text{visibile}$ ULTRAVIOLETTA

Luce IR $\lambda > \text{visibile}$ INFRA ROSSA

LUCE $\left\{ \begin{array}{l} \text{comportamento da ONDA} \\ \text{comportamento da PARTICELLA} \end{array} \right.$

Luce : flusso di particelle dette FOTONI

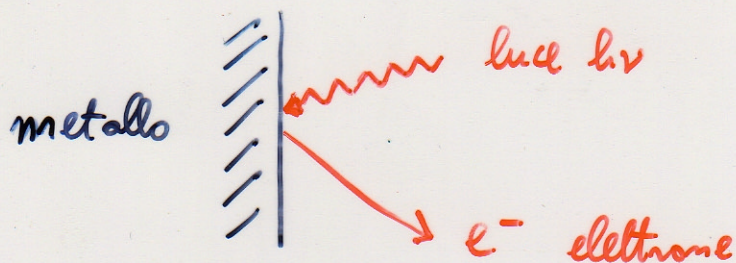
Fotone : quanto di energia
↓
pacchetto

PLANCK $E = h \nu \longrightarrow$ frequenza della luce
⇒ energia quantizzata
↓
energia del quanto

$h \Rightarrow$ costante di Planck

$$h = 6.63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \quad (\text{J} / \text{Hz}).$$

EFFETTO FOTO ELETTRICO (EINSTEIN)

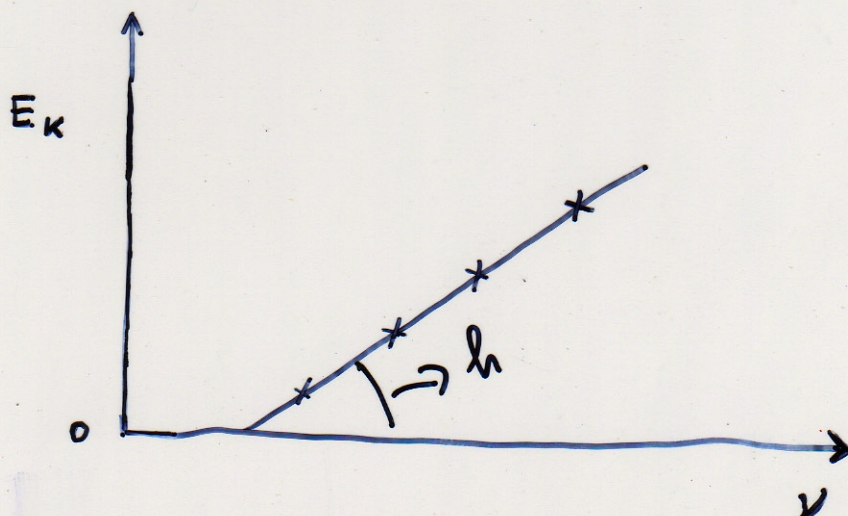


ν deve superare un valore di soglia perché siano emessi elettroni. Il valore di soglia è caratteristico del metallo $\Rightarrow$ quanti di energia.

Per il fotoelettrone emesso:

$$E_k = h\nu - K \longrightarrow \begin{array}{l} \text{energia richiesta} \\ \text{per estrarre l'e}^- \end{array}$$

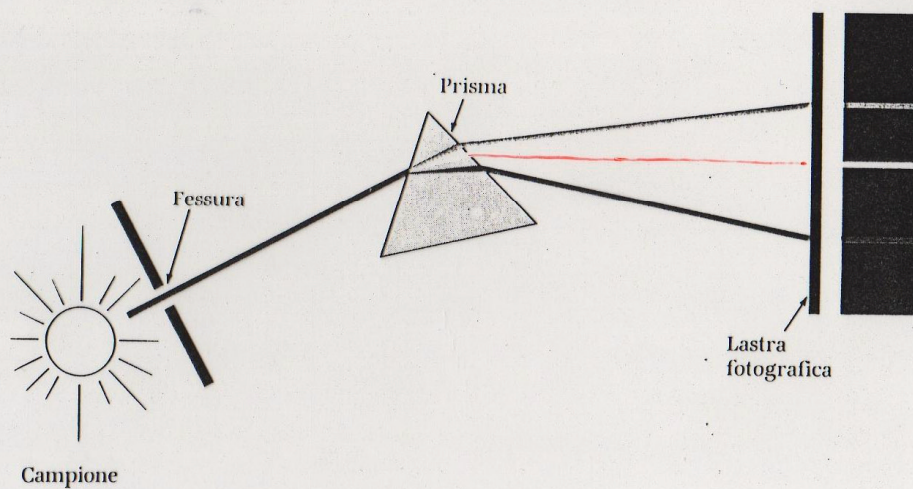
$\begin{array}{cc} \text{en. e}^- & \text{en.} \\ & \text{fotone} \end{array}$



La retta ha pendenza h
 $\Rightarrow$ verifica legge di Planck.

Figura 7.2

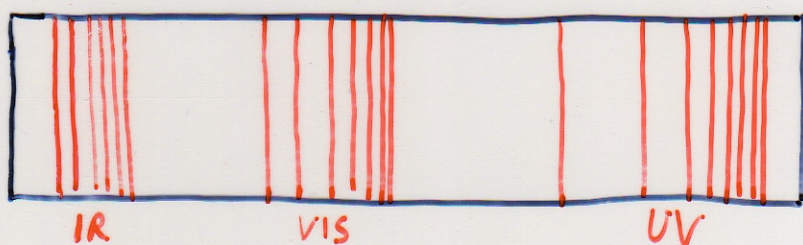
In uno spettrometro, la luce emessa dal campione passa attraverso una fessura e quindi attraverso un prisma. Quest'ultimo separa la radiazione nei differenti colori, che vengono registrati fotograficamente. Le righe spettrali sono le immagini distinte della fessura



ATOMO DI IDROGENO

Gli atomi di H sono quelli aventi struttura più semplice (1 elettrone e 1 protone)

Se eccitati (ad esempio con una scarica elettrica) emettono luce con uno spettro a RIGHE.



Nel visibile : SERIE DI BALMER

$$\nu \propto \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{n^2} \right)$$

dove n è un intero maggiore di 2

3, 4, 5 ...

RYDBERG mostro' che tutte le righe dello
spettro seguono l'equazione:

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

R = cost. di Rydberg ($3.29 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$)

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

n_i = interi maggiori di n_f

SERIE

$n_f = 1$	UV	Lyman
2	Vis.	Balmer
3	IR	Ritz-Paschen
4	IR	Brackett
...		

Atomo di idrogeno $\Rightarrow$ spettro a righe.

Solo certi valori di v sono ammessi.

L'atomo di H può possedere solo certi valori di energia. Non tutte le energie sono possibili.

L'ENERGIA DEGLI ATOMI E' QUANTIZZATA.

Sono ammessi solamente determinati valori.

Questa osservazione e' in contrasto con la meccanica classica.

Meccanica quantistica $\Rightarrow$ quantizzazione.

Ogni fotone di frequenza ν viene emesso da un singolo atomo e la sua energia proviene dall'atomo che lo ha emesso.

Il riscaldamento o la scarica elettrica portano gli atomi in uno STATO ECCITATO avente più energia dello stato iniziale in cui si trovano gli atomi (STATO FONDAMENTALE)

Ritornando verso lo stato iniziale, l'atomo perde tutta o in parte l'energia in eccesso emettendola sotto forma di fotone.

Energia persa $\Delta E \rightarrow$ fotone $h\nu$

Legge delle frequenze di Bohr

$$\Delta E = h\nu$$

MODELLO DI BOHR

ATOMO DI IDROGENO: l'unico elettrone si muove solo in certe orbite circolari.

$$\text{Energia dell'atomo} = \begin{matrix} E_K \\ T \end{matrix} + \begin{matrix} E_P \\ V \end{matrix} \quad (\text{elettrone})$$

$$E = - h \frac{R}{n^2} \quad n = 1, 2, \dots \text{ INTERI}$$

Per l'elettrone non legato al nucleo $E = 0$

n = NUMERO QUANTICO

Energie minime $n = 1 \Rightarrow$ STATO FONDAMENTALE

Per una transizione da n_i a n_f

diminuzione
di energia

$$\Delta E = h R \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \quad \Delta E = h \nu$$

$$\cancel{h} \nu = \cancel{h} R \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$\Rightarrow$ SPETTRI DI EMISSIONE DELL'IDROGENO

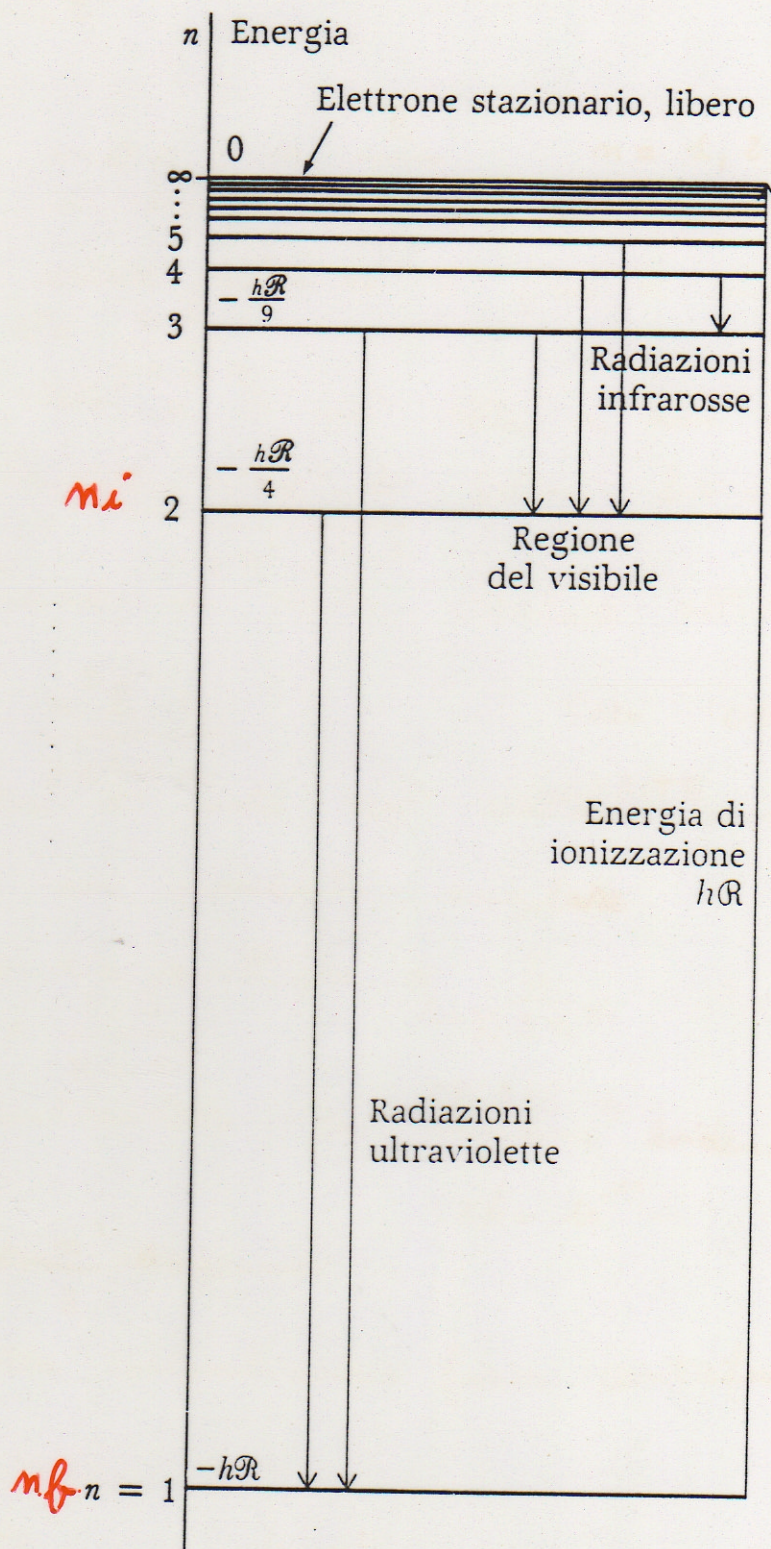


Figura 7.9

I livelli energetici previsti da Bohr, e alcune delle transizioni che determinano lo spettro osservato. Lo zero di energia corrisponde ad un nucleo ed un elettrone molto lontani tra loro.

$$E = -\frac{hR}{n^2}$$

$$-hR - \left(-\frac{hR}{4}\right) =$$

$$= \frac{hR}{4} - hR$$

$$hR - \frac{hR}{4} =$$

$$= \frac{3}{4} hR$$

$$-\frac{hR}{n_i^2} - \left(-\frac{hR}{n_f^2}\right) =$$

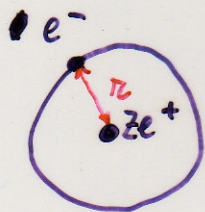
$$= hR \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

Modello di Bohr

POSTULATI

- 1) Moto di un elettrone in un atomo: solo alcuni definiti stati stazionari $\Rightarrow$ valore definito e fisso di energia
- 2) Passando da uno stato a E più alta a uno a E più bassa si ha emissione di fotoni $h\nu = \Delta E$
- 3) L'elettrone si muove in orbite circolari attorno al nucleo
- 4) Gli stati permessi di moto degli elettroni sono caratterizzati da un momento angolare dell'elettrone che è multiplo di $\frac{h}{2\pi}$.

Postulato 3) poi contraddetto da numerose evidenze.



Atomi idrogenoidi:

Forza coulombiana = forza centrifuga

$$\frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} = \frac{mv^2}{r}$$

$m = m_{\text{e}}$

$Z =$ carica del nucleo

$v =$ velocità

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

Postulato 4) $\Rightarrow m v r = n \frac{h}{2\pi} \quad n = 1, 2, 3 \dots$

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

$$\frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r} = m \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m^2 r^2}$$

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

SOLO CERTE
ORBITE PERMESSE

Introduco

$$a_0 = \frac{\epsilon_0 h^2}{\pi m e^2}$$

raggio di Bohr

$$52.918 \text{ nm} \quad 0.52918 \text{ \AA}$$

$$r = \frac{n^2}{Z} a_0$$

$$1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$$

$$E = \text{en. cinetica} + \text{en. potenziale}$$

$$E = T + V = \frac{1}{2} m v^2 - \frac{Z e^2}{4 \pi \epsilon_0 r}$$

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

$$E = - \frac{Z^2}{2 n^2} \frac{e^2}{4 \pi \epsilon_0 a_0} \quad n = 1, 2, 3, \dots$$

$$\text{Sostituendo } a_0 \quad (Z=1)$$

$$E = - \frac{h}{n^2} \left(\frac{m e^4}{8 h^3 \epsilon_0^2} \right) = - \frac{h}{n^2} \cdot R$$

$$R = \text{cost. di Rydberg.}$$

Bohr ricavò

$$R = \frac{m_e e^4}{8 h^3 \epsilon_0^2} = 3.29 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$$

in buon accordo con il valore sperimentale.

→ Raggio delle orbite (r)

$$n = 1 \quad r = 53 \text{ } \mu\text{m} = 53 \cdot 10^{-12} \text{ m} \quad \text{RAGGIO DI BOHR } (a_0)$$

$$(v \sim 2000 \text{ km/s})$$

All' aumentare di n il raggio delle orbite permesse aumenta.

Si ottiene un buon accordo fra il modello di Bohr e i dati sperimentali solo per l'atomo di idrogeno. ($Z=1$)