



Dall'atomo di Bohr al principio di Pauli

L'atomo di idrogeno di Bohr

Nel 1913 Niels Bohr combinò le teorie quantistiche di Planck e Einstein per l'elaborazione del suo modello atomico

Ipotesi di Bohr:

- In un atomo di idrogeno l'energia totale può assumere solo determinati valori (energia quantizzata)
- L'elettrone irradia energia, emettendo un fotone solamente quando, per un qualche motivo, un elettrone effettua una transizione da uno stato stazionario ad un altro.

Confermato
dall'esperienza di
Frank Hertz (1914)

$$\text{Energia fotone emesso} = E(\text{iniziale}) - E(\text{finale})$$

Spettro di emissione e assorbimento

Una delle prime osservazioni interessanti avvenne nel 1884 quando Balmer fece notare che alcune righe dello spettro di emissione dell'idrogeno potevano essere calcolate utilizzando la formula:

$$\lambda = (364,6 \text{ nm}) \frac{n^2}{n^2 - 4}$$

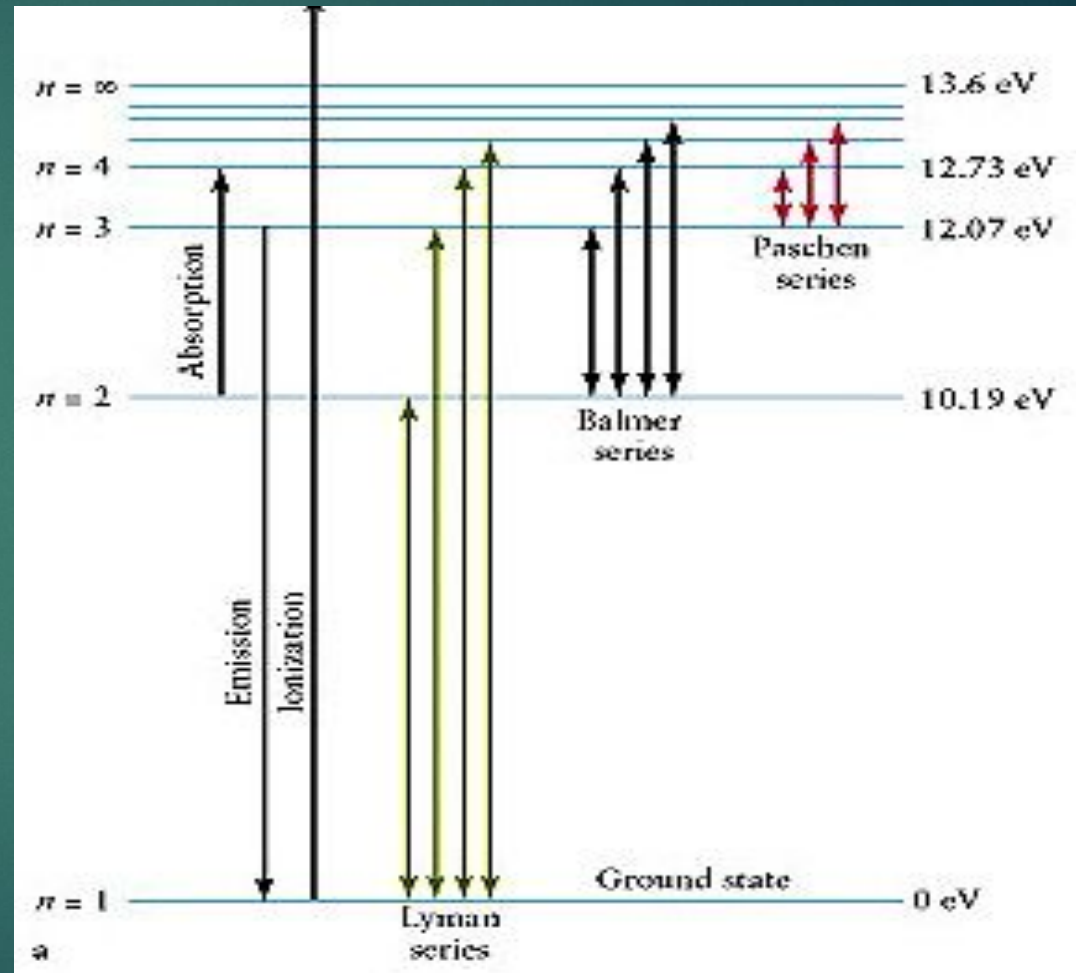
Balmer suppose che tale formula fosse, in realtà, un caso particolare di una legge più generale. Questa venne trovata da Rydberg ed è nota come legge di Rydberg

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{N^2} \right) \quad R = 1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$$

Serie di Lyman: $\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right)$

Serie di Balmer: $\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$

Serie di Pashen: $\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right)$



Quantizzazione atomo

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

Raggi delle orbite di Bohr $r = (5,29 \times 10^{-11} \text{m}) \frac{1}{Z} n^2$

Livelli energetici di Bohr $E = -(13,6 \text{ eV}) \frac{Z^2}{n^2}$

Analizzando in particolare i livelli energetici si evince che:

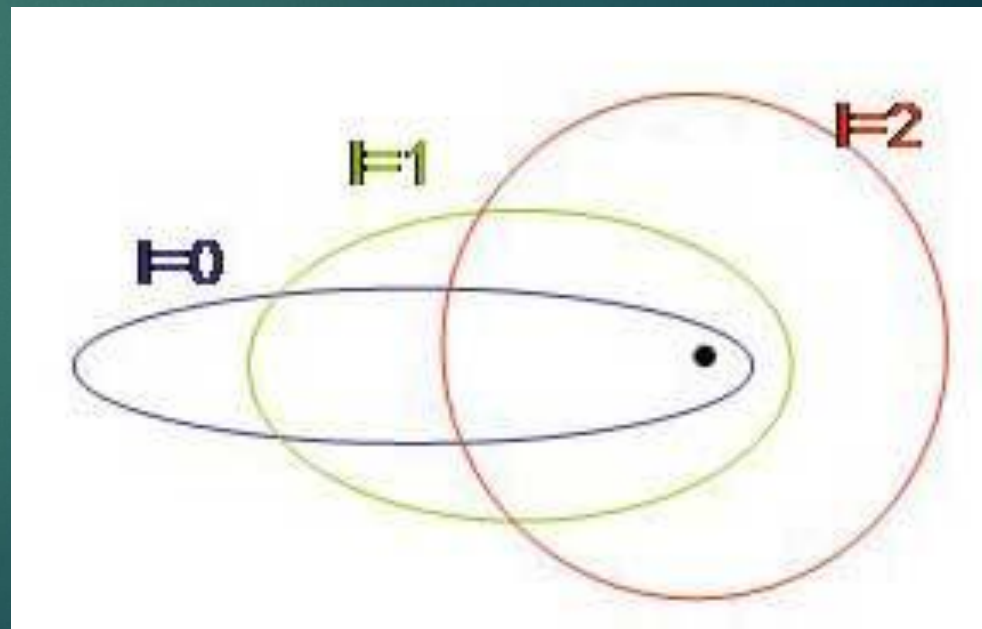
Energia di ionizzazione (minima energia per espellere l'elettrone) = 13,6 eV

In seguito de Broglie ipotizzò anche la quantizzazione del momento angolare dell'elettrone:

$$L = mvr = \frac{nh}{2\pi}$$

La correzione di Sommerfeld

Per ogni livello energetico indicato dal numero quantico principale n , sono possibili orbite *ellittiche* di diversa *eccentricità* individuate da un *secondo numero quantico* l (numero quantico azimutale) legato al momento angolare dell'elettrone. Ad ogni livello energetico pertanto viene associata non una singola orbita, ma uno strato di orbite con una *piccola differenza energetica*.



L'atomo di idrogeno secondo la meccanica quantistica

Numero quantico principale n : $n \in \mathbb{N}$, $n \geq 1$

Numero quantico azimutale l : $0, 1, 2, \dots (n-1)$

$$L = \sqrt{l(l+1)} \frac{h}{2\pi}$$

Numero quantico magnetico m : $-l, \dots, -1, 0, 1, \dots, l$

$$L_z = m \frac{h}{2\pi}$$

Numero quantico di spin s : $s = +\frac{1}{2}$ o $s = -\frac{1}{2}$

numero quantico principale	numero quantico orbitale	numero quantico magnetico	notazione della spettroscopia
$n = 1$	$l = 0$	$m = 0$	$1s$
$n = 2$	$l = 0$	$m = 0$	$2s$
$n = 2$	$l = 1$	$m = -1; m = 0; m = 1$	$2p$
$n = 3$	$l = 0$	$m = 0$	$3s$
$n = 3$	$l = 1$	$m = -1; m = 0; m = 1$	$3p$
$n = 3$	$l = 2$	$m = -2; m = -1; m = 0; m = 1; m = 2$	$3d$

Prog 496 N° 31

$$n=3 \quad \cdot E = -(13,6 \text{ eV}) \cdot \frac{Z^2}{n^2} = -1,51 \text{ eV}$$

$$Z=1$$

$$\cdot L = \sqrt{l \cdot (l+1)} \cdot \frac{h}{2\pi} \rightarrow L_{\text{max}} = \sqrt{6} \cdot \frac{h}{2\pi} = 2,59 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$$

$$l_{\text{max}} = 2$$

$$\cdot L_z = m_L \cdot \frac{h}{2\pi} \rightarrow L_z = \frac{h}{\pi} = 2,11 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$$

$$m_L \text{ max} = 2$$

Dall'orbita all'orbitale

Inizialmente si credeva che tutti gli elettroni si muovessero ad una stessa determinata distanza dal nucleo, appunto l'orbita.

In seguito alle scoperte di Heisenberg e Schrodinger si comprese che la posizione dell'elettrone intorno al nucleo è indeterminata

Si forma così una nuvola di probabilità chiamata orbitale

Il valore massimo della densità di probabilità corrisponde al valore trovato da Bohr

La nuvola di probabilità cambia forma divenendo sempre più complessa al salire del numero dei numeri quantici associati all'atomo

Principio di esclusione di Pauli

Principio di esclusione: Due elettroni dello stesso atomo non possono avere tutti i numeri quantici uguali

Il principio di esclusione si applica solo ai fermioni, che formano stati quantici antisimmetrici e hanno spin semi-intero

Guscio: insieme degli elettroni con stesso numero « n »

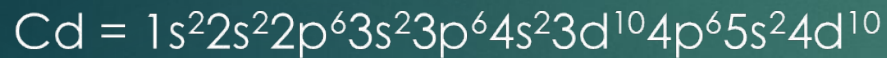
Sotto-guscio: insieme degli elettroni con stesso numero « n » e « l »

Composizione degli orbitali:

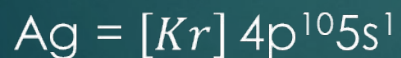
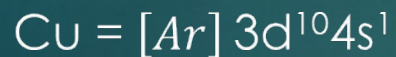
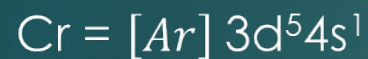
Massimo numero di elettroni contenuti in un sotto-guscio = $2(2l + 1)$

Aufbau

Pagina 1000 n°62



ECCEZIONI



Come dovrebbero essere

