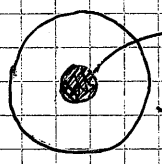
Struttura ATOMICA

Dalton (1803): capisce che atomi di stesso elem. hanno stesse propr. chimiche-fisiche, che gli atomi non si possono creare/distruggere in reaz. chimiche e che i composti nascono dalla combinazione di atomi diversi. →

Thomson (1897): sa che esistono e^- e ne misura la massa. Attraz. di protoni → ipotizzata x spiegare presenza e^- nell'atomo
Modello a panettone = massa carica + con e^- sparsi all'interno.
Neutralizzano carica + complessiva → bilanciamento.
↳ grazie a studio di "raggi catodici" nati da ΔV tra 2 elettrodi metallici in tubo sottovuoto. e^- = carico

Rutherford (1913): mette in crisi modello T. Lavora con Geiger e Marsden (ricercat.)
Esperim. = lamina molto sottile d'oro colpita da raggi α. Se T. avesse avuto ragione allora la lamina non avrebbe dovuto impedire passaggio di raggi. Molti invece vengono deviati, altri tornano indietro ⇒ atomo non massa omogenea come dice T.
Atomo = spazio in gran parte vuoto, massa concentrata in spazio ristretto, al centro. Quando raggio incontra nucleo atomo viene deviato o mandato indietro, se colpisce spazio vuoto attraversa l'atomo ⇒ MODELLO PLANETARIO

raggi alfa: formati da 2p+ e 2n, quindi con carica 2+. Prodotti da materiale radioattivo.

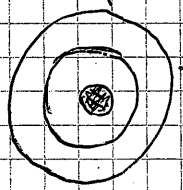


→ nucleo = protoni (+) e neutroni ↳ scoperti nel 1932 da Chadwick
→ orbita = e^- (−) ruotano con orbite circolari

e^- = massa $9,109 \cdot 10^{-28}$ g
P = " $1,673 \cdot 10^{-24}$ g
N = " $1,675 \cdot 10^{-24}$ g
→ a ordini di grandezza + leggero di p e n.

Questo modello è in disaccordo con la fisica.
Forza di attraz. di Coulomb e forza centrifuga si controbilanciano. e^- gira x questo motivo. Perché disaccordo? Perché e^- è carico, e muovendosi emette energia, che diventa radiaz. luminosa. e^- dovrebbe collassare sul nucleo, perdendo en. cinetica. Ciò invece non accade. Fisica classica non spiega le cose → serve fisica quantistica

Bohr (1913): massa nel nucleo, e^- non si muove su una qualsiasi orbita ma su un'orbita "stazionaria" specifica x l'e^- → ha energia "quantizzata" che aumenta x passare da un'orbita all'altra. Quando e^- si trova nella sua orbita allora non irradia energia.

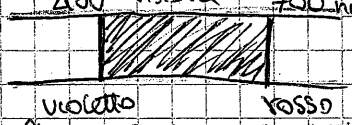


→ Distanza precisa di orbite stazionarie dal nucleo.
L'e^- può stare solo in orbita con la sua precisa energia, in altre orbite la sua situazione non sarebbe stabile → non ci può stare. Orbite concesse all'e^-: quelle in cui il suo momento angolare è multiplo intero di $h/2\pi$. h = cost. di Planck
Fornita energia precisa all'e^- x passaggio di livello, uguale alla differenza di en. tra le 2 orbite.
Modello determinato con studio spettro di assorbimento e emissione degli atomi.

Spettro di emissione o assorbimento

costante di Planck
frequenza
$E = h\nu$

radiazione = hanno lunghezze d'onda λ diversa → diversa energia
Radiazione luminosa = spettro continuo. Da 400 a 700 nm = regione del "visibile" con colori dal viola/blu al rosso



→ Se si fa attraversare un prisma di vetro da luce bianca, prodotta da un filamento incandescente, si ottiene uno spettro continuo
→ la luce emessa da un gas riscaldato (es. lampada a H), invece, sotto scarica elettrica, genera uno spettro discontinuo

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 366 9837745

Idrogeno H = 1 p^+ e 1 e^-, atomo + semplice

↓ se si irradia con radiaz. luminosa e si guarda spettro di assorbim., vede spettro continuo ma intervallato da linee nere (a certi valori di λ) ⇒ l'atomo H ha assorbito le radiazioni con quelle λ (quindi ν e E). L'atomo assorbe radiaz con diverse energie.

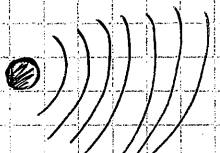
Esperim. inverso = si irradia H x eccitare atomi e e^-, e poi si lasciano atomi a "riposo" x tornare a stato normale ⇒ emettono energia. Si vede → Spettro di emissione = Tutto nero ma con righe colorate a det. λ.

Le bande colorate dello spettro d'emissione corrispondono a quelle nere nel 2° spettro.

Spettri uno complementare all'altro ⇒ Bohr capisce che e^- possono avere solo det energie (ovvero quella che assorbono e emettono x passare di livello)

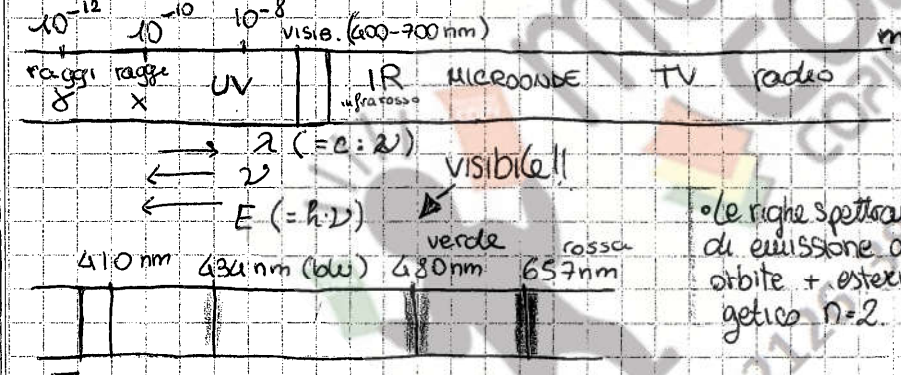
(SALTO ALLA FIAMMA) → eccitazione di 1 atomo e succes. rilassamento

Planck e Einstein capiscono dualismo onda (em) - corpuscolo della luce (Planck parla di "fotoni", pacchetti di energia ben definiti). Grazie a ciò Bohr idealizza il suo modello



ci sono 7 orbite, perché fino ad ora questo è il numero max di orbite di un atomo.

→ L'e^- deve ricevere una det. quantità di energia per passare da un'orbita all'altra. L'elettrone percorre la sua orbita stazionaria senza emettere radiazioni e.m. di mantenendo quindi energia costante.

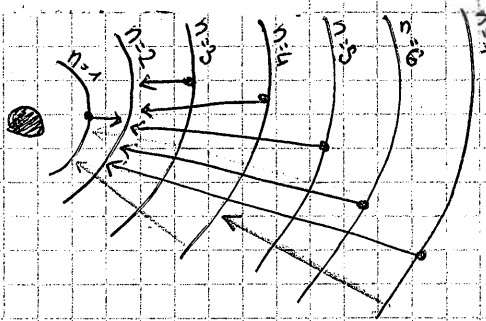


• Le righe spettrali nel campo visibile nello spettro di emissione dell'idrogeno, sono quelle dalle orbite + esterne verso il secondo livello energetico n=2.

Queste lunghezze d'onda corrispondono alla "Serie di

Gli e^- rilassandosi passano all'orbita n=2. Facendo ciò emettono radiazione.

Energia dell'orbita $n = -\frac{1}{n^2} \cdot \frac{2\pi^2 m \cdot e^4}{h^2}$



→ Salto con maggior energia caduta.

• Ogni salto è rivelato da una riga dello spettro

• L'en della luce, emessa o assorbita, è uguale alla differenza di energia tra le 2 orbite.

• Ci possono anche essere salti che non arrivano all'orbita n=2. I vari salti, dipendono dal tipo di atomo di 1 elemento; sono "specifici"

Guardando lo spettro di assorbim./emissione capisco di fronte a quale elemento mi trovo.

• La quantità di moto di 1 e^- intorno al suo nucleo deve essere multiplo intero di h normalizzata ($\frac{h}{2\pi}$) (cost. di Planck)

• Sono quantizzati = momento angolare, raggio orbita e l'energia tot. o livello elettronico dell'elettrone.

Legge delle proporzioni multiple = se 2 elem. si combinano x dare + composti, la quantità di un elem. si combina con una quantità ben definita dell'altro e cosi che il rapporto tra le quantità di 2 elem. sia esprimibile con numeri interi piccoli.
• Atomo di Dalton però non spiega i fenomeni ~~tecnici~~ elettrici e neanche la natura dei legami nelle molecole.

- Quando atomi o molecole sono soggetti a scariche elettriche o calore intenso, essi possono assorbire energia e passare in uno stato eccitato. Ritornando al loro stato iniziale essi possono emettere radiazioni => spettro di emiss.
Atomi = danno origine a spettri a righe. Molecole = danno origine a spettri a bande.
- Se fra una sorgente di luce bianca e il prisma avalezzatore poniamo una vaschetta contenente una sostanza in soluzione, sullo schermo otterremo uno spettro + o - ricco di emissione. Il gas ha assorbito determinate lunghezze d'onda.
=> Spettro di assorbimento.

1° caso
→ particelle colpite da radiaz. luminosa x far sì che si eccitino. Queste "catturano" energia ovvero assorbono determ. λ spettro di assorbimento
2° caso
→ quando dallo stato eccitato le particelle tornano a "riposo", gli e- fanno emettere delle radiazioni spettro di emissione

Saggio alla fiamma = ogni salto energetico → determ. λ → determ. energia → preciso colore.

La natura ondulatoria dell'elettrone permette di avere una giustificazione intuitiva del fatto che l'e- non cade nel nucleo. Se infatti e- si avvicinasse a p+, dovrebbe risultare confinato in una regione di spazio sempre + ristretta, cioè la sua λ dovrebbe sempre + piccola e di conseguenza avrebbe una maggior quantità di moto e quindi una maggior energia cinetica oltre un certo punto la forza di attrazione non è + sufficiente a fornire l'energia necessaria e l'e- pone fine al suo movimento verso il protone.

master COPY COPISTERIA
MASTER COPY Tel. 050 831126 Cell. 388 9837745
388 9837745


MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745
master
COPY
COPISTERIA
050/8312126 388/9837745

→ Il modello di Bohr viene superato perché non solo la luce ma anche la materia ha natura duale.

MATERIA → corpuscolo
→ onda (De Broglie) e.m. (1924)

Perché non ci accorgiamo che la materia è onda? Perché le masse che vediamo sono "importanti". Se consideriamo 1 e^- lo potremmo descrivere come onda.

1924

De Broglie: $\lambda_{DB} = \frac{h}{m \cdot v}$ $\quad h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}\ Js$

→ Lunghezza d'onda di De Broglie associata ad ogni particella materiale.

↳ Lega $p(=mv)$ che è una proprietà corpuscolare a λ, prop. ondulatoria.

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

Calcolo: e^- $m = 9 \cdot 10^{-28}\ g$
proiettile $m = 10\ g$
Suppongo che entrambi abbiano $v = 500\ m/s$
Troviamo λ di e^- e del proiettile: J = forza × spost. $\quad J = \frac{kg \cdot m^2}{s^2}$

$$\lambda_e = \frac{6{,}626 \cdot 10^{-34}\ \frac{kg\,m^2}{s^2} \cdot s}{9 \cdot 10^{-28}\ 10^{-3}\ kg \cdot 500\ \frac{m}{s}} = 1{,}5 \cdot 10^{-6}\ m \qquad \lambda_{proiettile} = 1{,}34 \cdot 10^{-34}\ m$$

→ Quando un corpo ha una certa massa ha λ talmente piccola che non si capisce sia un'onda. $\frac{h}{mv}$ = valore piccolissimo!!

Heisenberg = scopre che non possiamo conoscere con esattezza posizione e velocità di una particella.

$$\Delta(mv) \cdot \Delta x \geq \frac{h}{4\pi}$$

↳ più conosco i dei due valori meno conosco l'altro.

$\Delta(mv)$: l'incertezza sulla quantità di moto; Δx: incertezza su posizione

Dimostra che non posso assumere il modello di Bohr come "completamente accettabile"
→ Il principio di Heisenberg vale solo se le masse sono molto piccole!!!

Calcolo: palla $m = 1\ kg$ $v = 1{,}00\ m/s$ $\quad m \cdot v = 1{,}00\ kg\frac{m}{s}$ $\quad \Delta x = \frac{10^{-34}\ J/s}{10^{-10}\ kg\frac{m}{s}} = 10^{-24}\ m$

e^- $m \approx 10^{-30}\ kg$ $\quad v = 1{,}00\ m/s$

Immagino di poter fare un errore su mv di $\Delta(mv) = 10^{-10}\ kg\frac{m}{s}$
→ ho precisione pazzesca su mv e posizione!
Se faccio lo stesso ragionamento su e^-, trovo $mv = 10^{-30}\ kg\frac{m}{s}$. Se facessi qui lo stesso errore di calcolo fatto con il proiettile × mv, e sulla posizione $\Delta x = \frac{10^{-34}\ J \cdot s}{10^{-30} \cdot 10^{-10}} = 10^6\ m$!!!

Suppongo ora di fare un errore dell'1% su mv per l'e^-, in questo caso $\Delta x = 10^{-2}\ m$, ovvero 1 cm!! Misura enorme x 1 atomo.

- Quando considero particelle atomiche posso conoscere bene o la posizione o mv.

⇒ Heisenberg introduce concetto statistico probabilistico. Trovo la probabilità che un e^- sia in una det. posizione con una det. energia.

Schroedinger = passa dal concetto di "orbita stazionaria" di Bohr al concetto di "orbitale"
↳ non descrive tanto il moto di 1 particella quanto il comportamento di un pacchetto di onde.

ORBITALE = spazio tridimensionale nel quale si può trovare un e^- con una maggiore o minore probabilità.

equazione in coordinate polari = $\psi(r, \theta, \varphi) = R(r)\,\Theta(\theta)\,\Phi(\varphi)$
(distanza, angoli; teta grande)

descrivo 1 distanza e 2 angoli

EQUAZIONE D'ONDA

ψ^2 = descrive la probab. di trovare e^- a una det. distanza dal nucleo con probab. $\theta\varphi$