

MODELLI ATOMICI

Durante il corso della storia in molti hanno contribuito alla formazione di quello che è attualmente il modello atomico; prima però è stato necessario affermare l'esistenza degli atomi: il primo a farlo fu lo scienziato Dalton che agli inizi del 1800 formulò la "legge delle proporzioni multiple".

LEGGE delle PROPORZIONI MULTIPLE: se due o più elementi si combinano per ottenere composti diversi, la quantità di un elemento si combina con una quantità ben definita dell'altro tale che il rapporto tra le quantità dei due sia esprimibile mediante numeri interi e generalmente piccoli.

Dalton affermò dunque che la materia è formata da particelle microscopiche: gli ATOMI.

Le caratteristiche degli atomi sono:

- il fatto che questi siano **INCREPABILI** ed **INDISTRUTTIBILI** in una reazione chimica
- il fatto di avere le **STESSE PROPRIETÀ** quando appartengono al medesimo elemento
- il fatto che combinando atomi di diversa natura, si vanno a formare i **COMPOSTI**.

In conclusione dunque, si ha che il **FONDAMENTO** della teoria di Dalton sta nel considerare gli **ATOMI** come particelle **INDIVISIBILI**.

L'atomo è composto da 3 tipologie di particelle:

- **PROTONI** \oplus , con carica positiva
- **ELETRONI** \ominus , con carica negativa
- **NEUTRONI** N , con carica neutra (scoperti in un secondo momento).

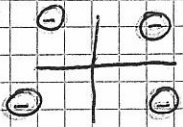
L'idea di Dalton non era comunque sufficiente a spiegare i fenomeni elettrici o la natura dei legami che permettono ad atomi diversi di legarsi; allora si cominciò ad indagare su come queste tre particelle (\oplus , \ominus , N) fossero organizzate all'interno dell'atomo, portando così alla formulazione di vari

MODELLI ATOMICI

• **THOMPSON** (Modello a panettone)

Alla fine del 1800 Thompson studiava i raggi catodici (radiazioni ottenute applicando una forte differenza di potenziale tra due elettrodi metallici inseriti in un tubo metallico sottovuoto), con le opportune osservazioni riuscì a mostrare che questi raggi erano fasci di particelle elettricamente cariche con origine negli atomi che istaurano l'elettrodo metallico; questi erano gli **ELETRONI**. Notando il comportamento "neutro" degli atomi, la presenza di cariche negative poteva essere spiegata solo ipotizzando l'esistenza di altrettante cariche positive all'interno dell'atomo.

Fatte tali ipotesi, Thompson istituì il suo modello atomico "a pasticcione" o "plum pudding model":



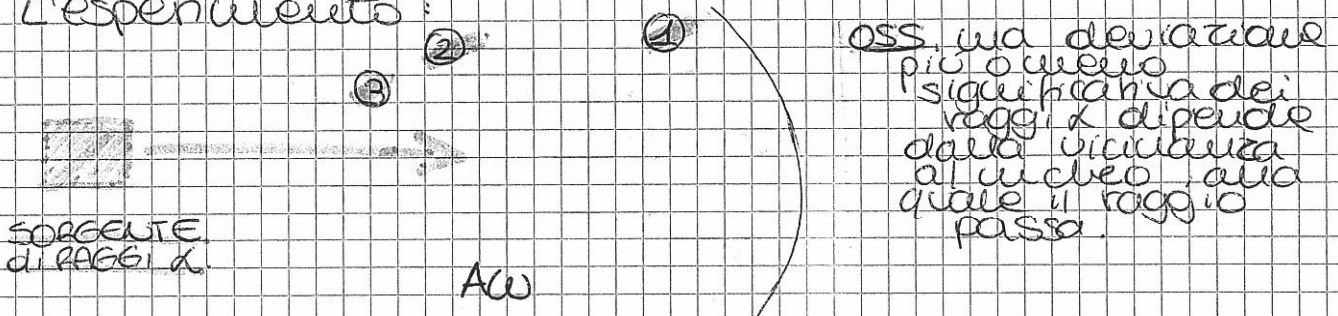
- la carica positiva \oplus è distribuita UNIFORMEMENTE in tutto l'atomo \Rightarrow la sua densità è dunque costante
- la carica negativa \ominus è distribuita CASUALMENTE nell'atomo in modo da bilanciare la carica positiva \oplus

MODELLO ATOMICO "A PASTICCIONE" di THOMPSON: l'atomo è una particella neutra costituita da particelle negative in una matrice carica positivamente.

• RUTHERFORD (Modello Planetario) (con l'aiuto degli scienziati Geiger e Marsden)

Siamo nei primi anni del 1900 (esattamente è il 1910) quando i due scienziati Geiger e Marsden, sotto la guida di Rutherford, portarono avanti un esperimento al herculeo del quale Rutherford istituì un nuovo modello atomico che supererà quello di Thompson.

L'esperimento:



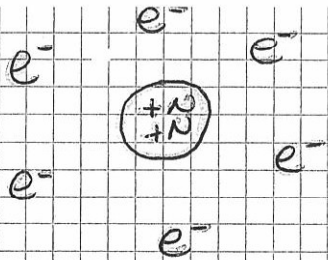
L'esperimento consiste nel bombardare una lamina d'oro (Au) con particelle α (costituite da due protoni \oplus e due neutroni n) \Rightarrow dunque hanno carica POSITIVA, ottenute da materiale radioattivo; queste sono state dotate di un'energia cinetica iniziale sufficiente a permettergli di attraversare la lamina.

Se il modello di Thompson fosse stato giusto, allora tutte le particelle α avrebbero attraversato la lamina dato che la struttura atomica ipotizzata da Thompson non avrebbe in alcun modo ostacolato il passaggio delle particelle α .

Al herculeo dell'esperimento però si ebbero 3 diversi casi:

- la maggior parte delle particelle riuscì ad attraversare la lamina \oplus
- alcune particelle vennero deviate \ominus
- alcune particelle vennero respinte $\omin�$

Questo esito inaspettato dell'esperimento portò Rutherford a formulare un nuovo modello atomico:



Si ha un **NUCLEO** centrale dove è concentrata **TUTTA** la carica positiva dai i neutroni; e nel nucleo che risiede la quasi totalità della **MASSA** dell'atomo.
 ⇒ ogni atomo ha un certo numero di cariche positive: **NUMERO ATOMICO**, caratteristico per ciascuna specie atomica.

Oss. la massa dell'atomo è considerata interamente concentrata nel nucleo perché la massa di e^- è \gg di quella degli e^- .

gli **ELETTRONI** ruotano attorno al nucleo come satelliti (ecco perché il modello è denominato "planetario"); questi sono un numero pari a quello delle cariche positive contenute nel nucleo ⇒ questi percorrono **ORBITE CIRCOLARI**.

È dunque solo a questo punto che si identificano protoni, elettroni e neutroni.

L'atomo è, a questo punto, una struttura "vuota" la cui massa è concentrata nel nucleo ⇒ ecco spiegato l'esito inaspettato dell'esperimento:

- i raggi α che erano passati attraverso la lamina erano passati nella parte "vuota" della struttura atomica
- i raggi α assorbiti avevano neutralizzato gli e^- degli atomi
- i raggi α riflessi avevano invece incontrato il nucleo dell'atomo.

Si inizia poi a dare un valore preciso alle masse delle particelle:

- e^- \ominus , ha una massa $m = 9,109 \cdot 10^{-28}$ g.
- p \oplus , ha una massa $m = 1,673 \cdot 10^{-24}$ g.
- N , ha una massa $m = 1,675 \cdot 10^{-24}$ g.

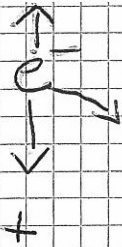
Ad ogni, inoltre, fu attribuita una **carica**:

- e^- \ominus , ha una carica pari a $-1,602 \cdot 10^{-19}$ C
- p \oplus , ha una carica pari a $1,602 \cdot 10^{-19}$ C
- N , ha una carica **NULLA**.

Il diametro del nucleo, si scoprì, essere dell'ordine di 10^{-14} o 10^{-15} m, mentre il diametro dell'atomo dell'ordine di 10^{-10} m.

Il modello di Rutherford aveva comunque dei limiti: è infatti in discordia rispetto alle leggi elettromagnetiche secondo le quali una carica che subisce un'accelerazione emette energia sotto forma di onde elettromagnetiche ⇒ questo porterebbe gli elettroni ad emettere energia sotto forma di radiazioni elettromagnetiche arrivando dopo un certo periodo di tempo a **COLLASSARE** (fenomeno che nella realtà non si verifica).

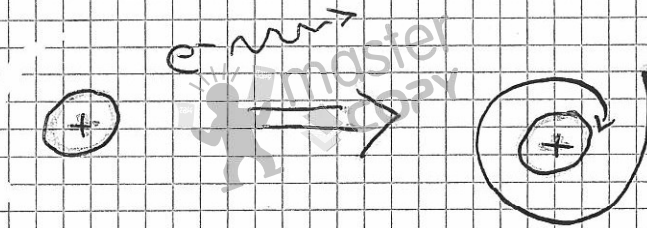
Consideriamo che il moto dell'elettrone e^- fa per percorrere la sua orbita circolare e il risultato dell'equilibrio tra forza centrifuga e forza di attrazione elettrostatica verso il nucleo.



FORZA di ATTRAZIONE
ELETTROSTATICA

FORZA CENTRIFUGA

A lungo andare avremo che:



ONDA ELETTROMAGNETICA
IRRAGGIATA

L'energia che e^-
perde è pari a:

$$E = h \cdot \nu \quad \text{ENERGIA}$$

h = costante di Planck
 ν = frequenza radiazione

occhiò! Per descrivere elementi microscopici
come gli atomi, si usano i MODELLI che
però sono solo "rappresentazioni reali" delle
situazioni reali e non "ingrandimenti" degli
atomi

Il modello di Rutherford affermava dunque
che l'elettrone e^- era libero di scegliere
quale orbita occupare \Rightarrow questo come dimostrato
sopra non è possibile, ed è proprio questa
caratteristica a precludere il "superamento".

BOHR (Orbite quantizzate)

Bohr iniziò il suo studio partendo dalle teorie sulla
quantizzazione dell'energia di Einstein e Planck:
i due infatti, avevano evidenziato la NATURA DUALE
dei fenomeni luminosi, i quali infatti potevano essere
interpretati come:

• RADIAZIONI ELETTROMAGNETICHE (ONDE \rightsquigarrow)
(natura ondulatoria)

• PARTICELLA (FOTONE), dunque si vedeva la luce come
un insieme di pacchetti di energia elettromagnetica
(FOTONI = quanti di luce) (natura corpuscolare)

Ciascuna delle due nature della luce aveva le
proprie caratteristiche:

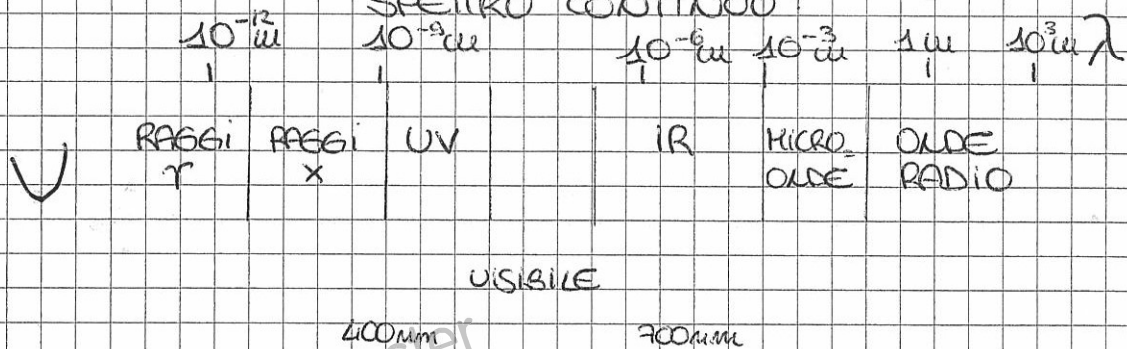
• ONDE caratterizzate da λ, f, E

• FOTONI o PACCHETTI di FOTONI, dunque non si può
trasmettere una qualsiasi quantità di energia,
ma la si trasmette a "pacchetti" \Rightarrow l'energia è
"QUANTIZZATA" (l'unità fondamentale è il fotone).

Da queste ipotesi iniziò a pensare che \exists un
collegamento tra l'emissione di luce da parte
degli atomi e la rotazione degli e^- attorno al
nucleo.

OSS. si dice "QUANTIZZATA", una grandezza che può
assumere solo valori multipli di un'unità fundamen-
tale (in questo caso questa unità è il fotone).

Un prisma attraversato da una luce bianca prodotta da un filamento incandescente genera uno **SPETTRO CONTINUO**



Come già anticipato ogni particella ha una propria energia:

$$E = h \cdot \nu \quad \nu = \frac{c}{\lambda} \quad E = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

h = costante di Planck
 c = velocità della luce nel vuoto
 λ = lunghezza d'onda

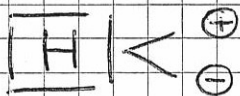
Da queste relazioni posso dedurre che

$$\lambda \propto \frac{1}{\nu} \quad \text{e} \quad \nu \propto E$$

✓ elemento è possibile registrare lo SPETTRO che può essere di due tipi:

- SPETTRO di ASSORBIMENTO (linee scure che mi indicano quali λ sono state assorbite)
- SPETTRO di EMISSIONE, da cui si evidenziano quali λ un campione emette una volta eccitato.

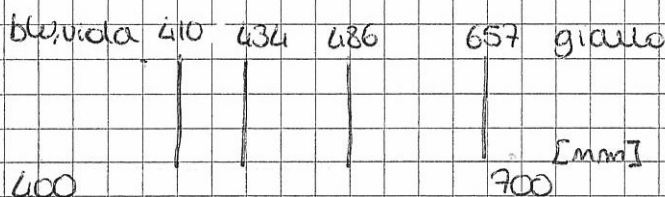
Si effettua l'esperimento sull'atomo di idrogeno H, l'elemento della tavola periodica (avente un unico protone ed un unico elettrone); ridusse l'H allo stato gassoso (caratteristica fondamentale per realizzare lo spettro di un elemento), e realizzo i due spettri:



• prima irradio l'H con la luce per vedere quali radiazioni emetterà (SPETTRO di EMISSIONE)

• poi si sottopone il campione di H a tutte le λ , e si vede quali vengono assorbite (SPETTRO di ASSORBIMENTO)

• SPETTRO di ASSORBIMENTO (considerando solo il visibile)



• ho 4 punti neri sul mio spettro \Rightarrow l'H ha assorbito 4 λ nella regione del visibile