

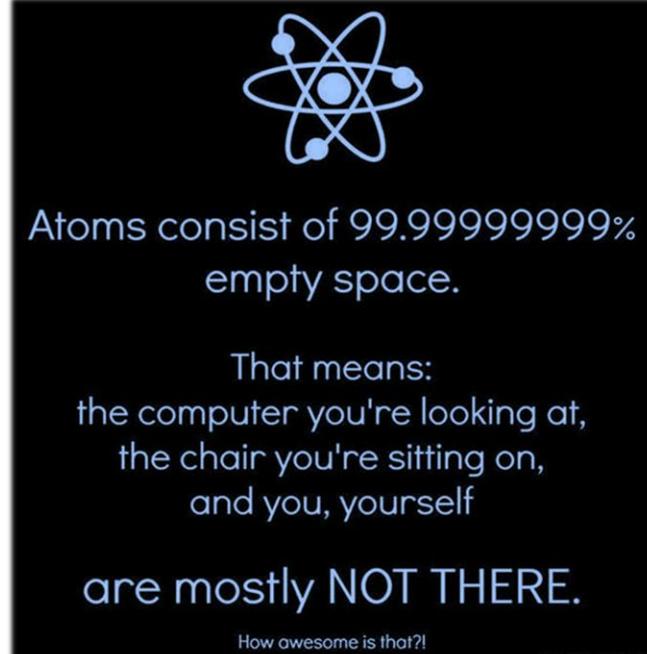
Corso di CHIMICA

Lezione 4

La struttura dell'atomo:

*le osservazioni che condussero al
modello nucleare dell'atomo*

info: claudio.gerbaldi@polito.it





Sommario della lezione

Nella prima parte di questa lezione viene affrontato in modo preliminare il tema della cosiddetta **struttura dell'atomo** per arrivare a dimostrare che gli elettroni, disposti esternamente al nucleo stesso, non hanno energie casuali ma, al contrario, sono caratterizzati da valori particolari di energia.

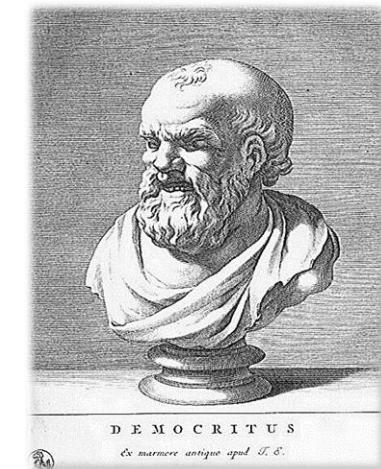
1. Origine sperimentale del modello dell'atomo
2. Radiazione elettromagnetica e sue interazioni con gli atomi
3. Onde elettromagnetiche e quanti di energia
4. Quantizzazione dei livelli di energia
5. Il modello di atomo planetario





L'atomo e la sua storia

- I **Greci** per primi tentarono di spiegare perché avvengono i processi chimici.
- Nel 400 a.C. ca., ipotizzarono che la materia fosse composta di 4 sostanze fondamentali: fuoco, terra, acqua e aria.
- Analizzarono anche il problema della costituzione della materia: la materia è continua, quindi divisibile in particelle sempre più piccole, oppure formata da piccole particelle indivisibili ?
- **Democrito** (460-380 a.C.) fu il primo che attribuì il nome «**ATOMI**» alle **particelle fondamentali** **costituenti** la **materia, infinitamente piccole, immutabili, indistruttabili e indivisibili**.
- *Non essendo in grado di attuare sperimenti a riguardo per provare la loro ipotesi, i Greci non raggiunsero nessuna conclusione definitiva sulla costituzione della materia.*
- *poi, per 2000 anni domina l'**alchimia**...*
- *1° modello atomico proposto ~XXII secoli dopo...*



Democrito, in greco antico Δημόκριτος (Abdera 460–380 a.C.), filosofo greco antico





La nascita della moderna teoria atomica: da Lavoisier a Dalton

- Nell' Ottocento, John **Dalton** ipotizzò il **primo modello atomico su basi sperimentali**, ispirato ed affiancato dagli studi suoi, di *Antoine Lavoisier* e di *Joseph-Louis Proust*.
- **Lavoisier** studiò sperimentalmente le trasformazioni chimiche (in particolare, *spiegò la vera natura della combustione* e il ruolo dell'ossigeno, *aprendo la strada alla chimica moderna*) arrivando a enunciare la **legge di conservazione della massa**.
- **Proust** scompose numerosi composti minerali negli elementi costitutivi misurandone le diverse quantità e proporzioni, arrivando a enunciare la **legge delle proporzioni definite**.



Leggi di Lavoisier, Proust e Dalton

- **Legge di Lavoisier o della conservazione delle masse:**

la somma delle masse delle sostanze prima della reazione è uguale alla somma delle masse delle sostanze dopo la reazione.

Parigi, 1794

LAVOISIER, padre della chimica moderna, discriminato e ghigliottinato.



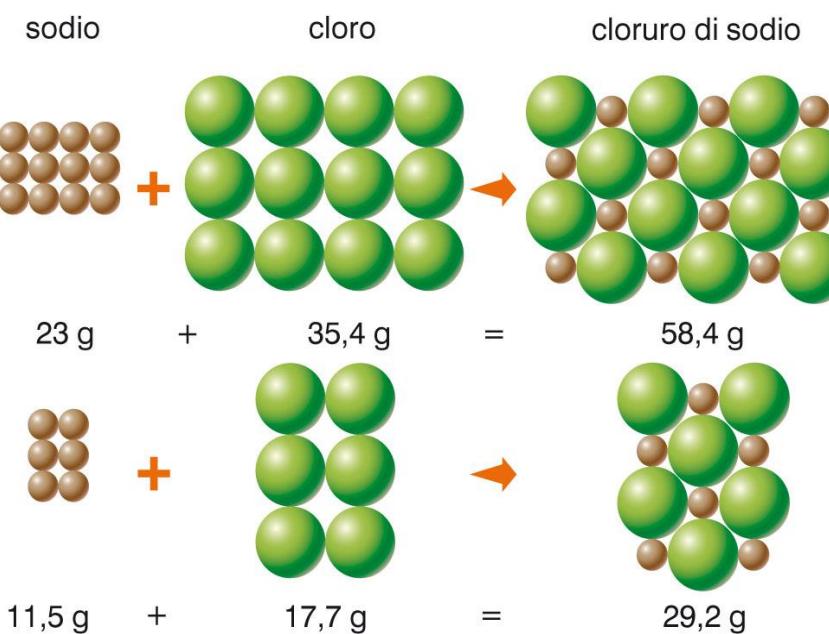
- **Legge di Proust o delle proporzioni semplici o definite:** gli elementi si combinano tra loro secondo rapporti in massa definiti e costanti esprimibili da numeri piccoli e interi.

- **Legge di Dalton o delle proporzioni multiple:** quando 2 elementi si combinano per formare diversi composti, le masse di un elemento che si combinano con una data massa dell'altro, stanno tra loro in rapporti esprimibili con piccoli numeri interi.

Le leggi di Lavoisier e Proust

Legge di Lavoisier

In una reazione chimica, la massa si conserva perché il numero e la natura degli atomi restano inalterati: la somma delle masse del sodio e del cloro è uguale alla massa totale del cloruro di sodio che si forma.

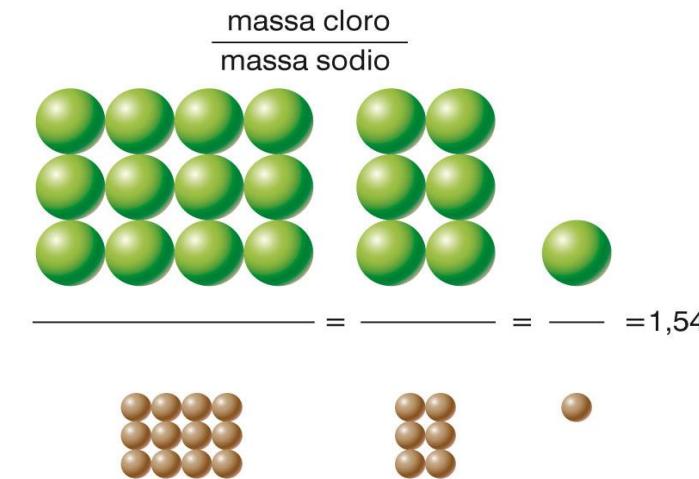


La massa totale delle sostanze rimane invariata durante una trasformazione chimica: **nulla si crea e nulla si distrugge, ma tutto si trasforma**

In un composto chimico puro gli elementi sono combinati secondo un rapporto in massa definito e costante, qualunque sia la quantità di composto ottenuta e in qualunque modo il composto venga prodotto.

Legge di Proust

Il rapporto tra le masse di cloro e di sodio è definito e costante: un atomo di cloro si combina sempre con uno di sodio e ogni atomo di cloro ha una massa 1,54 volte maggiore di quella di ogni atomo di sodio.

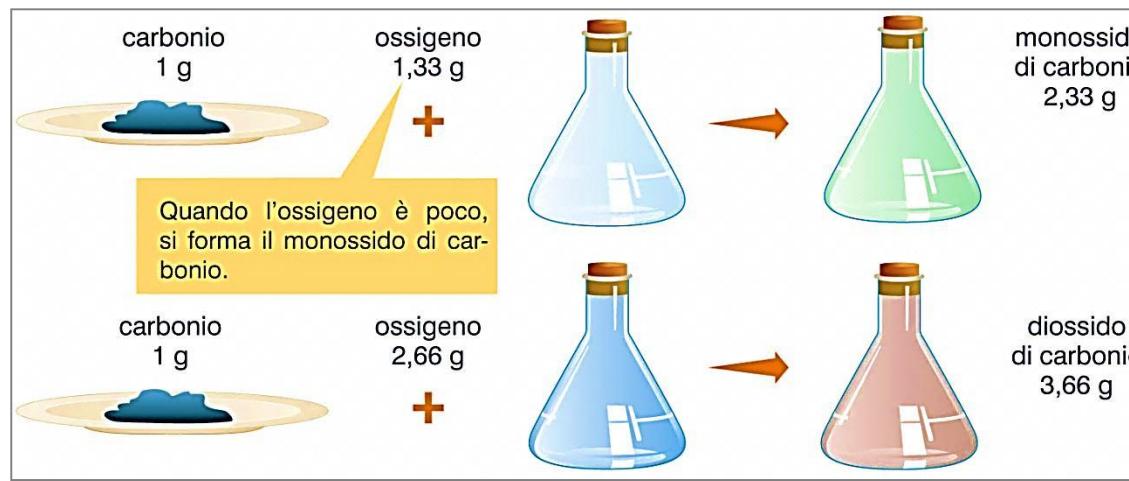


Questo significa che, quando il sodio e il cloro reagiscono tra di loro formando NaCl, siccome gli elementi si combinano secondo un rapporto in massa definito e costante, con la metà di grammi di Cl si combineranno la metà di g di Na oppure che con il doppio di grammi di Cl si combinerà il doppio di g di Na, ecc...

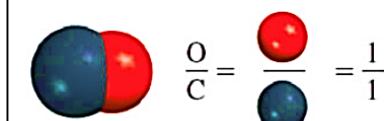
Legge di Dalton

Nello stesso periodo, John Dalton osservò che alcune coppie di elementi possono combinarsi tra loro in modi diversi e dare origine a più di un composto. Egli arrivò così a enunciare la **legge delle proporzioni multiple**, che esprime la **possibilità di molti elementi di combinarsi tra loro in rapporti quantitativi diversi, formando quindi composti differenti.**

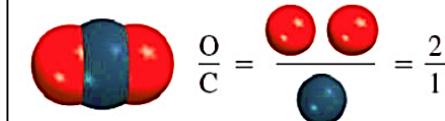
In determinate condizioni l'ossigeno ed il carbonio si combinano per formare un determinato composto, in altre condizioni, i due elementi si combinano per formare un composto diverso.



Monossido di carbonio



Diossido di carbonio



Rapporto dell'ossigeno nel monossido di carbonio e nel diossido di carbonio: 1:2

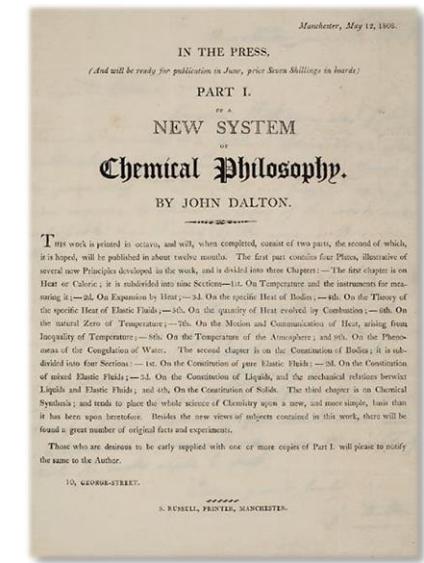
Se 2 elementi A e B reagiscono per formare 2 composti, i rapporti delle masse del secondo elemento che si combinano con un grammo di A possono sempre essere ridotti a numeri interi (generalmente) piccoli.



La teoria atomica di Dalton

La **prima teoria atomica** fu proposta da **Dalton** nel **1808** (*A new system of chemical philosophy*) e si basa sui seguenti *postulati*:

1. Tutta la materia è costituita da particelle piccolissime, indivisibili e indistruttabili chiamate "atomi".
2. Tutti gli atomi di uno stesso elemento sono identici nella massa e nelle altre proprietà e sono diversi in qualche proprietà dagli atomi di ogni altro elemento.
3. I *composti chimici* si formano dalla combinazione chimica tra atomi di elementi differenti. Un dato composto ha sempre gli stessi numeri relativi e gli stessi tipi di atomi.
4. Le *reazioni chimiche* consistono nella riorganizzazione degli atomi, cioè nel cambiamento del modo in cui si legano tra loro: di per sé, gli atomi non possono essere né creati né distrutti, né possono essere convertiti in atomi di altri elementi, ma si trasferiscono interi da un composto all'altro.



La teoria concorda perfettamente con le 3 leggi (conservazione della massa, proporzioni definite e proporzioni multiple).



La teoria atomica di Dalton

Spiegazione delle 3 leggi
*(conservazione della massa,
proporzioni definite e
proporzioni multiple) tramite
la teoria atomica di Dalton.*

Conservazione della massa

Gli atomi non possono essere né creati , né distrutti. *postulato 1*
o convertiti in altri tipi di atomi. *postulato 2*
Poichè ogni atomo ha una massa fissa, *postulato 3*
durante una reazione chimica gli atomi si combinano in differenti modi l'uno con l'altro e quindi non c'è variazione della massa totale.

Composizione definita

Gli atomi si combinano in un composto in rapporti specifici
e ogni atomo ha una specifica massa.

Perciò ogni elemento costituisce una frazione fissa della massa totale in un composto.

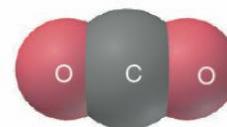
Proporzioni multiple

Gli atomi di uno stesso elemento hanno la stessa massa
E gli atomi sono indivisibili.

Perciò quando di combinano differenti numeri di atomi in diversi composti, il loro rapporto dovrà essere quello di piccoli numeri interi.



Ossido di carbonio I
(monossido di carbonio)



Ossido di carbonio II
(diossido di carbonio)



Limiti della teoria atomica di Dalton

- Perchè gli **elementi** si combinano nei composti in **certe proporzioni e non in altre?**

Dalton non prevede l'esistenza di **molecole di elementi**; egli immagina che il gas idrogeno sia costituito da singoli atomi di idrogeno, mentre oggi sappiamo che esso esiste come molecola costituita da due atomi di idrogeno H₂. Analoga errata concezione era attribuita all'ossigeno e a ogni altro elemento gassoso. Ne seguiva che Dalton attribuiva all'acqua la formula chimica HO, invece di quella corretta H₂O. Ovvero, Dalton non prevede la **formula delle molecole**; inoltre, non prevede l'esistenza di **isotopi** (atomi di uno stesso elemento aventi stesso numero atomico ma diverso numero di massa).

Malgrado ciò, la sua **teoria era geniale** e permise ai ricercatori suoi contemporanei di spiegare una grandissima quantità di risultati sperimentali in modo sostanzialmente corretto e semplice, per cui la teoria atomica **venne rapidamente accettata come corretta e ampiamente utilizzata**.

Le errate assunzioni di Dalton non tardarono ad essere evidenziate da nuove esperienze, effettuate in particolare da **Gay-Lussac, Stanislao Cannizzaro e Amedeo Avogadro**, i cui contributi **permisero di rifinire e perfezionare la teoria atomica di Dalton e di dare nuovo impulso alle ricerche del 1800**.

- Il **modello dell'atomo indivisibile** (modello delle palle da biliardo) **non era in grado di spiegare l'esistenza di particelle subatomiche cariche elettricamente**, come messo in evidenza dagli esperimenti successivi di Thomson, Millikan e Rutherford che condussero al modello nucleare dell'atomo.



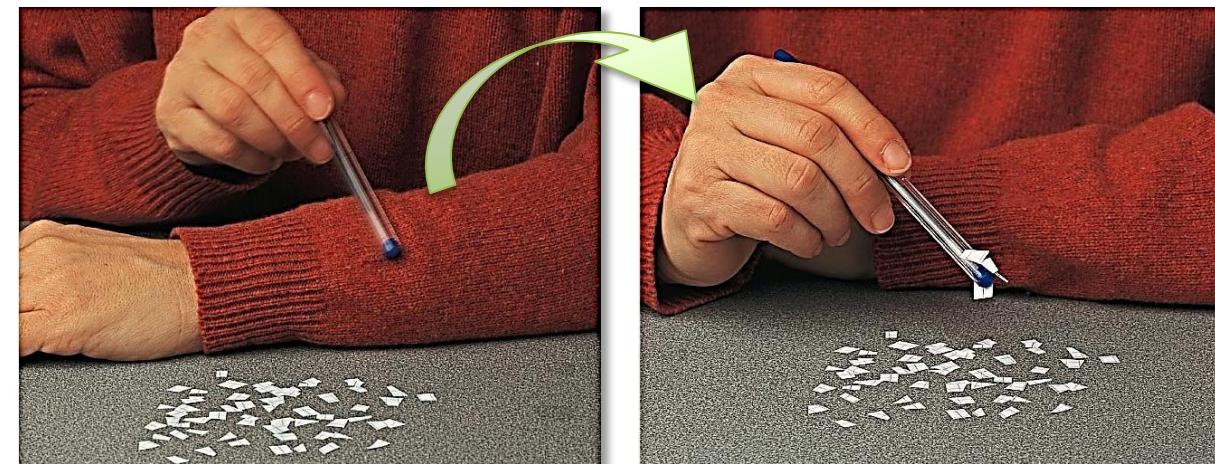
L'origine sperimentale del modello dell'atomo

LA NATURA ELETTRICA DELLA MATERIA

Il termine **elettricità** deriva dalla parola *elektron* che gli antichi Greci utilizzavano per spiegare il fenomeno dell'elettrizzazione dell'ambra per strofinio con un panno di lana.

Fino alla fine del Settecento l'elettricità era conosciuta solo la forma di **elettricità detta statica**.

Lo strofinio di qualsiasi oggetto (asporta, o aggiunge, elettroni allo strato superficiale di un materiale isolante, alterandone la carica elettrica) provoca la comparsa su di esso di una carica elettrica superficiale che può attrarre piccoli oggetti.



Nel corso di un ventennio (1890 – 1910) furono compiuti alcuni **esperimenti decisivi per la comprensione della struttura dell'atomo**. Questi esperimenti si basano sullo stesso presupposto: stimolando gli atomi con energia in varie forme, essi reagiscono allo stimolo e, così facendo, ci trasmettono informazioni sulla loro struttura.

La scoperta di elettroni, protoni e neutroni

Fin dalla **prima metà dell' Ottocento**, il lavoro scientifico del chimico e fisico inglese **Michael Faraday** sull'effetto della corrente elettrica nelle soluzioni acquose aveva messo in luce come la **carica elettrica** fosse una **proprietà essenziale della materia.**



Michael Faraday
(Southwark 1791,
Hampton Court 1867)
fisico e chimico
britannico.



Gli **esperimenti** che permisero, di fatto, la **scoperta delle particelle portatrici della carica elettrica** (elettroni e protoni) e la misura delle loro caratteristiche fondamentali (massa e carica elettrica) furono però realizzate **parecchi anni** dopo e si basano sullo **studio delle scariche elettriche in gas rarefatti.**

Apparecchiatura (antenato tubo catodico moderno): tubo di vetro svuotato dell'atmosfera (in vuoto) in cui viene introdotta una piccolissima quantità di un determinato gas (rarefatto, che esercita una bassissima pressione). Agli estremi del tubo sono saldate due lamine metalliche (elettrodi) collegate ad un generatore di differenza di potenziale che può arrivare fino a 15000 V. Facendo aumentare la differenza di potenziale, si raggiungono le condizioni di scarica e una corrente elettrica attraversa il circuito.

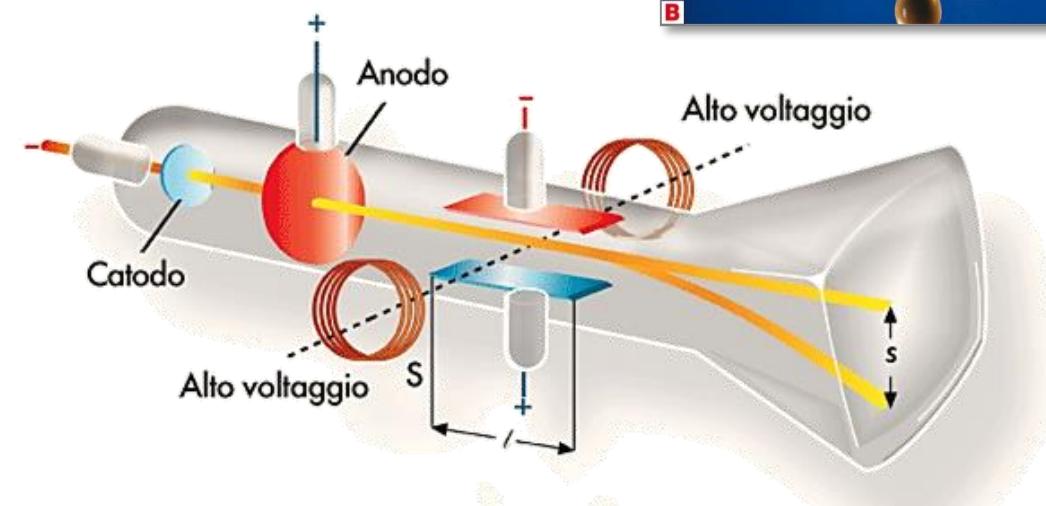
L'esperimento di Thomson

L'**esperimento di Thomson** con i **tubi di Crookes** ha portato alla **scoperta degli elettroni**, particelle caricate negativamente che costituiscono le radiazioni definite raggi catodici.



Figura 2.1

Schema dell'esperienza di Thomson. Il tubo di vetro contiene gas rarefatto alla pressione di circa 10^{-2} torr; tra anodo e catodo si applica una differenza di potenziale di circa 10.000 volt. Si promuovono i cosiddetti raggi catodici che sono particelle caricate negativamente e che possono quindi essere deviate da un campo magnetico.



 Palmisano, Schiavello
Fondamenti di Chimica, III Ed.
EdiSES

La placca negativa fu chiamata **catodo** (-) e la placca positiva **anodo** (+).
A generatore acceso, la radiazione proveniente dal catodo produceva una luminosità verdastra in fondo al tubo, dopo aver attraversato e inciso sul foro della placca positiva.
Tali radiazioni furono chiamate **raggi catodici**.



L'esperimento di Thomson

I **raggi catodici** si propagavano in modo **rettilineo** e potevano essere deviati (deflessi) da un campo elettrico o magnetico ed erano **identici**, indipendentemente dal tipo di metallo con cui era fatto il catodo.

Essi sono **costituiti da particelle cariche negativamente**, presenti in tutta la materia e **si manifestano quando queste particelle urtano molecole di gas residue** nel tubo.

Tali particelle presero il nome di **elettroni**.

Con il suo esperimento, Thomson arrivò a determinare il **rapporto esistente tra carica e massa (q/m)** delle particelle costituenti i tubi catodici (elettroni), e trovò che era circa 1800 volte inferiore a quello dell'atomo più leggero (H).

Thomson dimostrò che non è vero che l'atomo è indivisibile (I° postulato di Dalton).



L'esperimento di Millikan

Nel 1909, studiando la carica di goccioline di olio nebulizzate, il fisico statunitense **Robert A. Millikan** (1868-1953) dedusse **la carica dell'elettrone q** e allora, automaticamente, la **massa dell'elettrone** divenne nota.

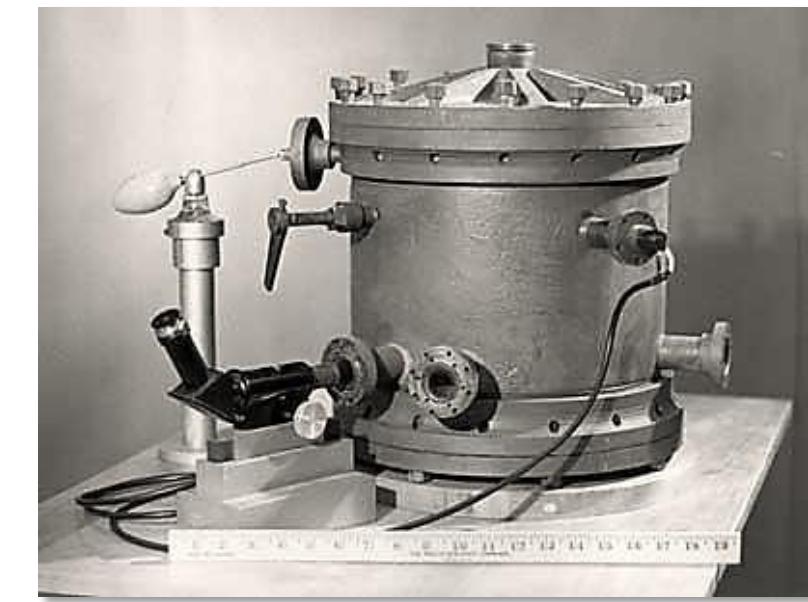
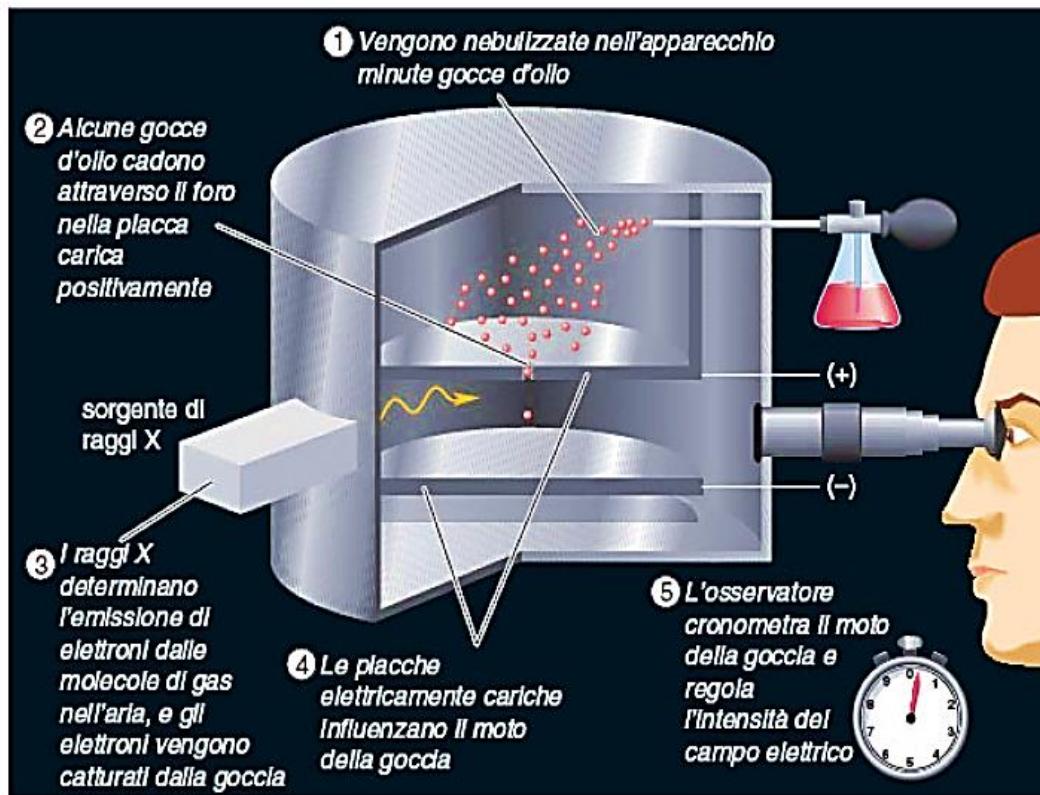


Figura 2.7 Esperimento della goccia d'olio di Millikan per misurare la carica dell'elettrone. Il moto di una data goccia d'olio dipende dalla variazione del campo elettrico e dalla carica totale che essa porta, la quale, a sua volta,

dipende dal numero di elettroni catturati dalla goccia. Secondo il ragionamento di Millikan, la carica totale della goccia doveva essere un multiplo, secondo un numero intero, della carica dell'elettrone.



L'esperimento di Millikan

In assenza di campo elettrico, Millikan misurò la massa della goccia in base alla velocità di caduta. Poi, variando il campo elettrico, variava la velocità di caduta della goccia. Millikan calcolava la carica totale delle **gocce**.

Dopo averne studiate un gran numero, giunse alla conclusione che fossero **sempre un multiplo intero di una carica minima**: gocce differenti catturavano un differente numero di elettroni.

Di conseguenza, **la carica minima doveva essere quella dell'elettrone**.

Il valore calcolato da Millikan differisce solo per l'1% da quello noto di -1.602×10^{-19} Coulomb (C).

Di conseguenza, dal rapporto carica/massa determinato da Thomson:

massa dell' elettrone = $\frac{\text{massa}}{\text{carica}} \times$ *rapporto determinato da J.J. Thomson e altri*

$$= (-5,686 \times 10^{-12} \text{ kg/C}) \times (-1,602 \times 10^{-19} \text{ C})$$
$$= 9,109 \times 10^{-31} \text{ kg} = 9,109 \times 10^{-28} \text{ g}$$





La scoperta dei protoni

Se gli atomi contengono degli elettroni carichi negativamente, quali cariche positive li neutralizzano?

Con un'apparecchiatura simile a quella usata da Thomson, furono identificate altre particelle, che si muovevano verso il polo negativo (in senso opposto agli elettroni dei raggi catodici), formando un fascio di **raggi anodici**.

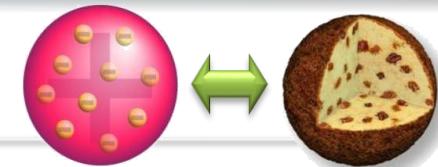
*Si trattava quindi di **particelle con carica positiva**.*

L'analisi dei rapporti q/m ottenuti per raggi positivi generati da vari gas mostrò che la **massa più piccola** la si otteneva con il **gas idrogeno (H^+ , ione idrogeno, atomo di idrogeno privato del suo elettrone)** e risultava **ca. 1800 volte più grande di quella dell'elettrone**.

La **particella elementare positiva**, che ha la **stessa carica dell'elettrone e massa molto più grande**, fu chiamato **protone** (dal greco *proteios* = di primaria importanza).

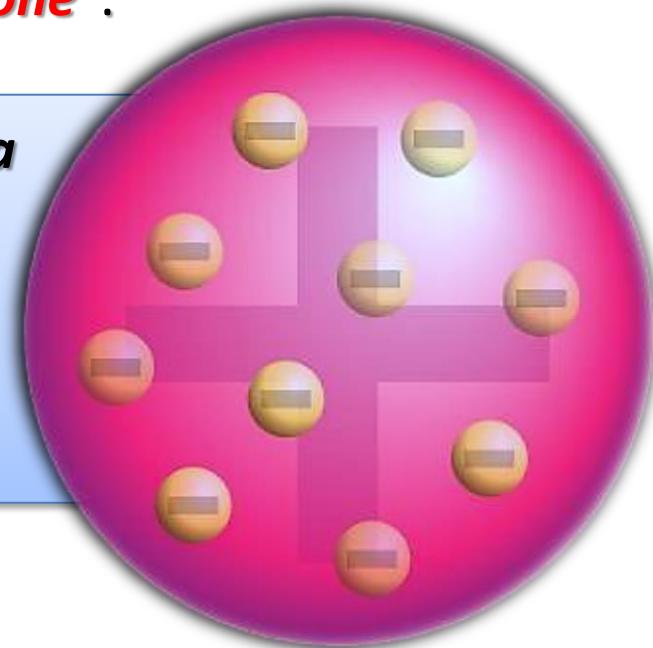


La scoperta del nucleo atomico



In seguito alla scoperta delle principali particelle fondamentali (elettrone e protone), **J.J. Thomson** propose un primo modello di struttura dell'atomo che fu detto "**plum-pudding**" o "**modello a panettone**".

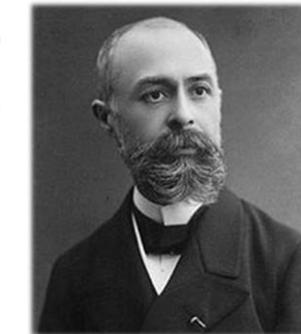
Thomson vede l'atomo come una sfera di materia diffusa di carica positiva uniformemente distribuita in cui sono dispersi, come l'uvetta nel panettone, gli elettroni negativi.



Gli elettroni, in numero tale da bilanciare la carica positiva, oscillano attorno a posizioni di equilibrio determinate dalle forze di attrazione verso il baricentro delle cariche positive e le forze di repulsione tra gli elettroni.

Bequerel e la radioattività

Nel **1896**, **H. Bequerel** scoprì che un pezzo di minerale contenente uranio poteva produrre la sua immagine su una lastra fotografica in assenza di luce. Attribuì questo fenomeno ad una **emissione spontanea di radiazioni da parte dell'uranio**, che definì **radioattività**.



Antoine Henri Becquerel
(1852–1908) fisico
francese, premio Nobel
e scopritore della
radioattività

La radioattività è stata **scoperta da Becquerel**, ma è grazie a **Rutherford** che si è arrivati a **classificare i diversi tipi di radiazioni**:

- **raggi alfa (α)**, corrispondenti a nuclei di elio (carica 2+, massa 4);
- **raggi beta (β)**, fasci di elettroni veloci (carica -1, massa 0);
- **raggi gamma (γ)**, radiazioni elettromagnetiche a grande energia.



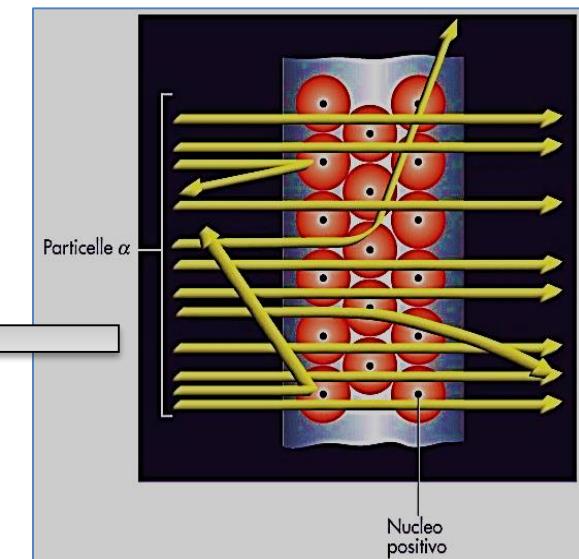
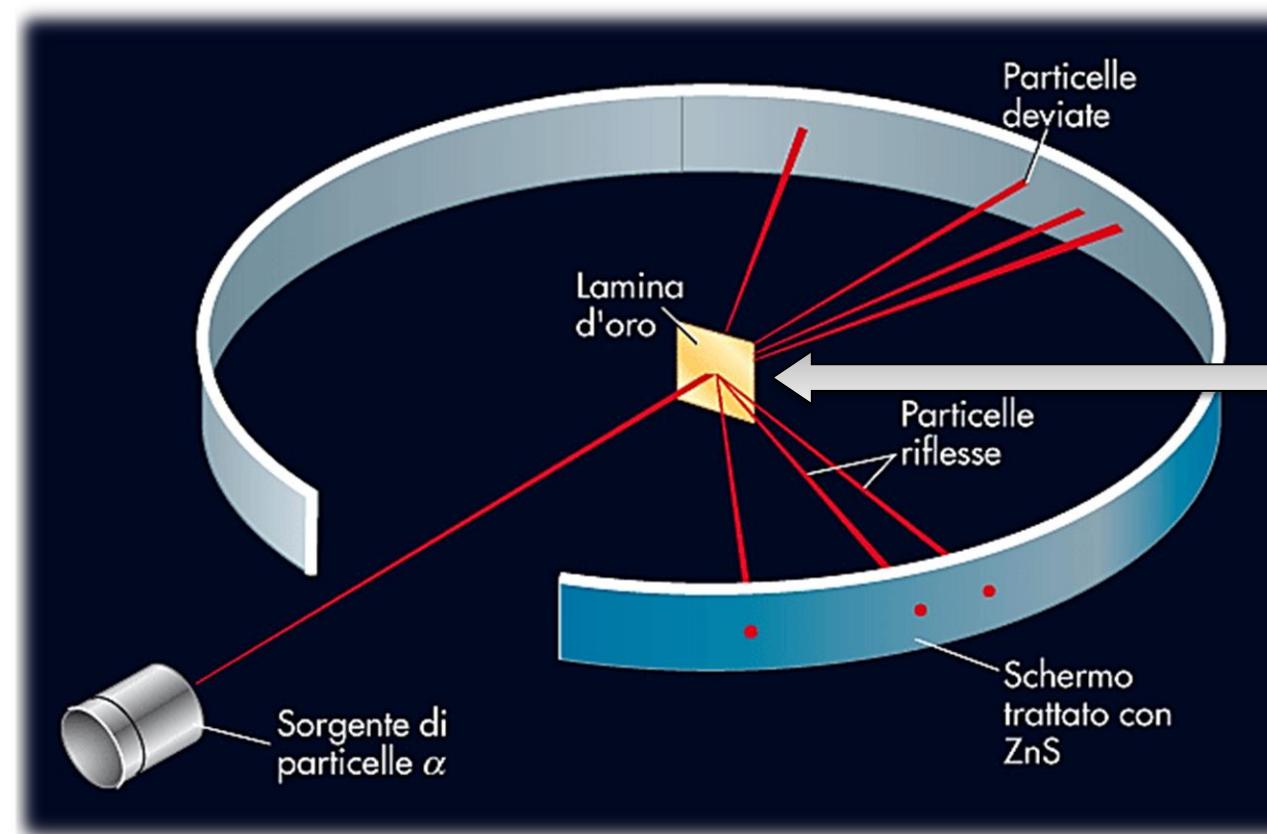
Ernest Rutherford
(1871–1937),
chimico e fisico
neozelandese.

A questa prima classificazione, in seguito ad ulteriori approfonditi studi sul fenomeno, si sono aggiunte l'**emissione di neutroni**, l'**emissione di protoni** e la **fissione spontanea**.

Mentre il decadimento alfa e il decadimento beta cambiano il numero di protoni nel nucleo e quindi il numero di elettroni che vi orbitano attorno (cambiando così la natura chimica dell'atomo stesso), il decadimento gamma avviene fra stati eccitati dello stesso nucleo e comporta solo la perdita di energia.

L'esperimento di Rutherford

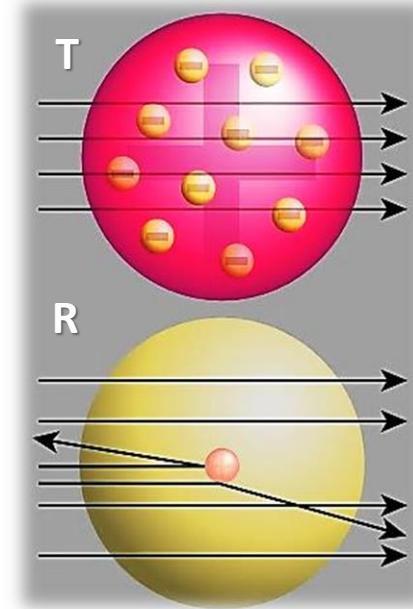
Rutherford determinò la natura delle **particelle α (atomi di elio privi di due elettroni)** con le quali poi bombardò ortogonalmente una sottilissima **lamina d'oro**. Il foglio d'oro era circondato da un foglio circolare ricoperto di **solfuro di Zinco (ZnS)** usato come rivelatore: il solfuro di Zinco emette **scintille luminose** quando viene colpito da particelle alfa.



L'esperimento di Rutherford

Secondo il modello di Thomson, allora maggioritario, le particelle α avrebbero dovuto attraversare il foglio d'oro venendo deflesse al più di pochi gradi, anche considerando la possibilità di diffusione multipla. Misurando la deflessione delle particelle si potevano ricavare informazioni sulla distribuzione di carica elettrica all'interno dell'atomo.

Tuttavia, venne osservato che alcune particelle (1/20000) venivano riflesse in direzione opposta a quella di arrivo, ad angoli anche maggiori di 90° .



Questo era un evento completamente imprevisto, come risulta dalle parole di Rutherford:

«Fu l'evento più incredibile mai successo in vita mia. Era quasi incredibile quanto lo sarebbe stato sparare un proiettile da 15 pollici di distanza su un foglio di carta velina e vederlo tornare indietro e colpirti. Pensandoci, ho capito che questa diffusione all'indietro doveva essere il risultato di una sola collisione e quando feci il calcolo vidi che era impossibile ottenere qualcosa di quell'ordine di grandezza a meno di considerare un sistema nel quale la maggior parte della massa dell'atomo fosse concentrata in un nucleo molto piccolo. Fu allora che ebbi l'idea di un atomo con un piccolissimo centro massiccio e carico»



Il modello atomico di Rutherford

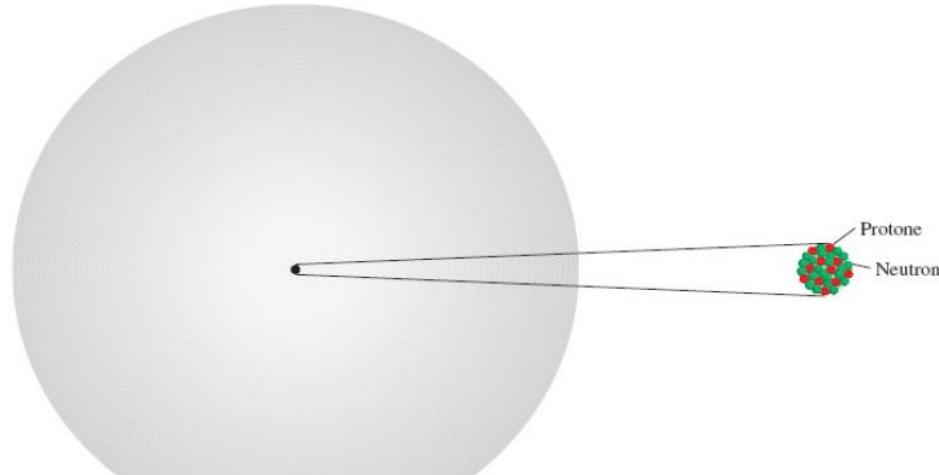
Studiando il comportamento delle particelle α , Rutherford poté stabilire che: gran parte di esse non subiva deviazioni e attraversava la lamina; alcune particelle subivano una deviazione con angolature diverse rispetto alla direzione iniziale; un numero molto esiguo rimbalzava, ma violentemente.

Sulla base dei risultati sperimentali **RUTHERFORD** propose un **NUOVO MODELLO DI ATOMO**:

- l'atomo è composto da un **nucleo** in cui sono **concentrate carica positiva e massa**;
- gli **elettroni** occupano lo spazio vuoto intorno al nucleo e vi **ruotano intorno come pianeti**;
- il **numero di elettroni** è tale da **bilanciare la carica positiva del nucleo**.



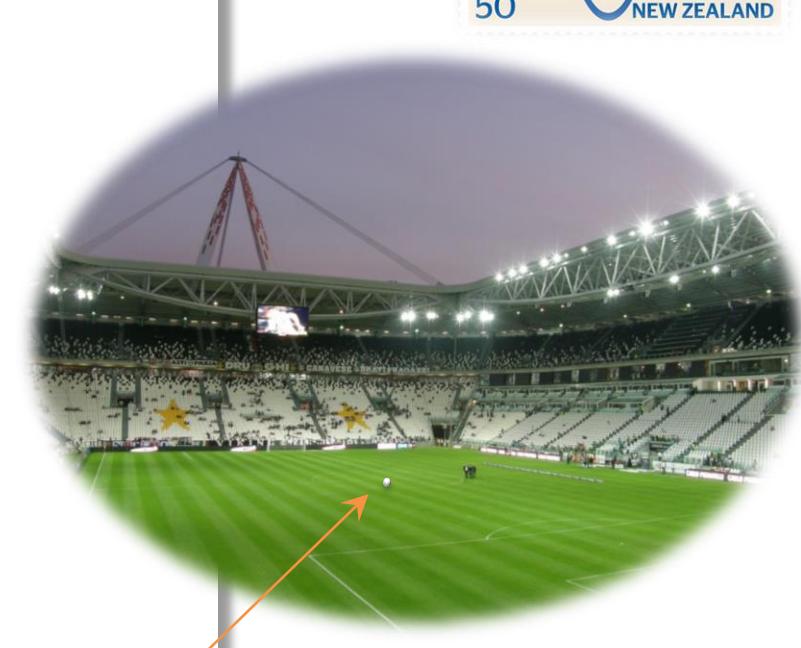
Il modello atomico di Rutherford



raggio atomico $\sim 100 \text{ pm} = 1 \times 10^{-10} \text{ m}$

raggio nucleare $\sim 5 \times 10^{-3} \text{ pm} = 5 \times 10^{-15} \text{ m}$

Se l'atomo avesse le dimensioni di uno stadio, il volume del suo nucleo sarebbe confrontabile con quello di una piccola pallina



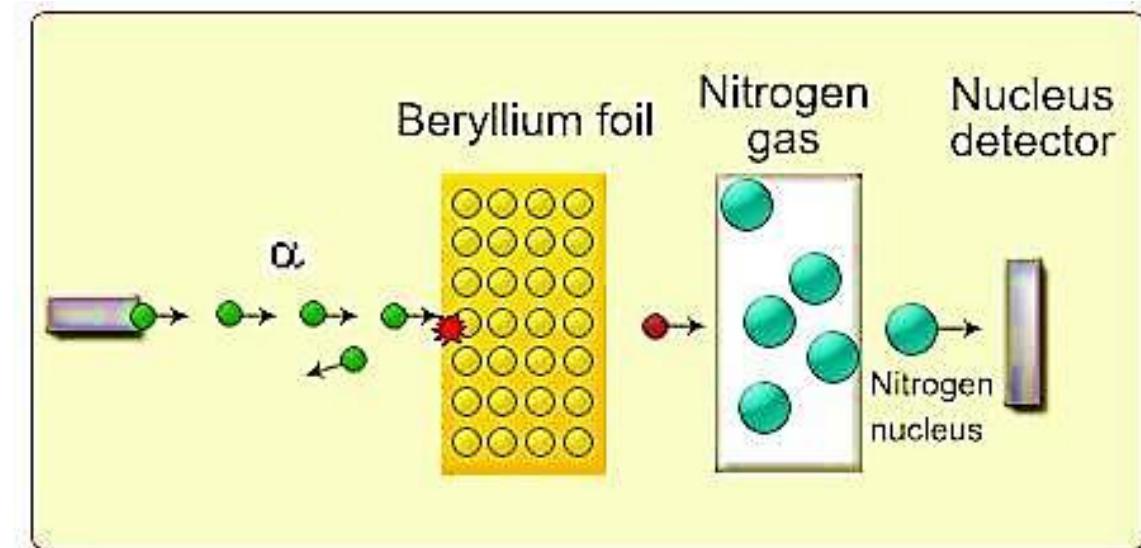
Il modello di Rutherford spiegava bene quasi tutto... tranne il **neutron, scoperto qualche anno dopo da Chadwick...**

La scoperta dei neutroni

Sebbene la sua esistenza fu predetta intorno al 1920 per dar conto della differenza tra numero atomico e massa atomica degli elementi, il neutrone venne osservato sperimentalmente solo circa dieci anni dopo.

Bombardando una lama di berillio metallico con delle particelle α (alfa), il fisico inglese **JAMES CHADWICK** (1891-1974) osservò l'emissione da parte del berillio di particelle fortemente penetranti e non deviate da campi elettrici e che quindi dovevano essere elettricamente neutre (senza carica):

il NEUTRONE.





Le particelle fondamentali dell'atomo

Quindi, gli atomi di tutti gli elementi sono formati da tre particelle fondamentali:

- **elettrone**: carica negativa, massa di ca. 9×10^{-28} g;
- **protone**: carica positiva, massa 10^4 volte superiore;
- **neutrone**: priva di carica elettrica massa poco superiore a quella del protone.

Proprietà delle tre particelle subatomiche principali

Nome (simbolo)	Carica		Massa		posizione nell'atomo
	relativa	assoluta (C)*	relativa (u)**	assoluta (g)	
protone (p^+)	1 ⁺	$+1,602218 \times 10^{-19}$	1,00727	$1,67262 \times 10^{-24}$	nucleo
neutrone (n^0)	0	0	1,008 66	$1,67493 \times 10^{-24}$	nucleo
elettrone (e^-)	1 ⁻	$-1,60218 \times 10^{-19}$	0,00054858	$9,10939 \times 10^{-28}$	all'esterno del nucleo

* Il coulomb (C) è l'unità SI di carica elettrica. Per definizione, 1 C è la quantità di elettricità trasportata in 1 s da una corrente di intensità 1 A (ampere);

1 C = 1 A · s.





Le struttura dell'atomo

Il piccolissimo nucleo possiede la quasi totalità della massa dell'atomo, quindi ha una grande densità: una porzione di materia nucleare delle dimensioni di un pisello avrebbe una massa di 250 milioni di tonnellate !

Un atomo è una **entità sferica, elettricamente neutra**, costituita da un **nucleo centrale carico positivamente** (di *dimensioni enormemente ridotte rispetto al volume totale dell'atomo* ma *in cui si concentra la quasi totalità della massa*) e **circondato da uno o più elettroni carichi negativamente** che si muovono molto rapidamente nel volume intorno al nucleo, trattenuti dall'attrazione esercitata su di essi dal nucleo.

Il **nucleo** è costituito da **protoni e neutroni (nucleoni)**, eccetto il nucleo dell'idrogeno (^1H , prozio), che contiene solo un protone.

Un atomo è **elettricamente neutro** perché il **numero di protoni nel nucleo eguaglia quello degli elettroni intorno al nucleo**.



Le strutture dell'atomo: simboli atomici, numeri, isotopi

A
Z **X** — Il simbolo dell'atomo o isotopo

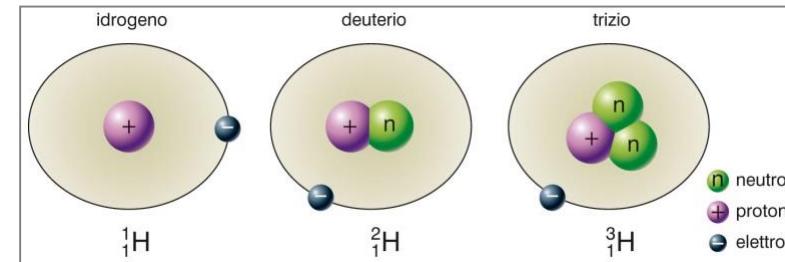
X = simbolo atomico dell'elemento

A = numero di massa; $A = Z + N$

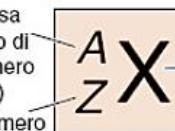
Z = numero atomico
(il numero dei protoni nel nucleo)

N = numero dei neutroni nel nucleo

Isotopo = atomi di un elemento con lo stesso numero di protoni ma con un numero differente di neutroni



numero
di massa
(numero di
 p^+ + numero
di n^0)
simbolo
atomico
 A
 Z **X**
numero
atomico
(numero di p^+)



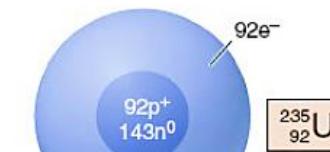
simbolo
atomico



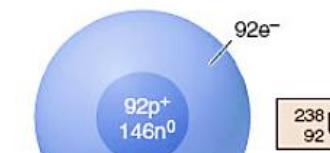
un atomo di carbonio -12



un atomo di ossigeno -16



un atomo di uranio-235



un atomo di uranio-238



Problemi del modello di Rutherford

La fisica classica stabilisce che una **particella** in moto **tende a muoversi in linea retta**.

Può **muoversi in circolo** solo se su di essa viene **applicata** una **forza rivolta verso l'interno** del cerchio.

La fisica classica stabiliva anche che una **particella carica** sottoposta ad una **accelerazione** doveva **irraggiare energia**.

Il modello atomico di Rutherford poneva un problema:

la fisica classica stabilisce che una **particella carica negativamente** (elettrone) che si muova in una **traiettoria circolare** intorno ad una **particella positiva** (nucleo) deve perdere energia, quindi l'elettrone dovrebbe collassare sul nucleo !

Ciò risulta ovviamente in contrasto con la stabilità degli atomi !!!





Meccanica classica - Meccanica quantistica

Alla fine del 1800 si pensava che materia ed energia fossero due entità distinte.

- **Materia:** costituita da particelle (*cose che possiedono una massa e di cui si può determinare la posizione nello spazio*)
- **Energia elettromagnetica:** fenomeno ondulatorio (*le onde erano descritte senza massa e delocalizzate, la loro posizione nello spazio non poteva essere specificata*)

Si ipotizzava anche che non vi fosse mescolamento tra materia e luce.

MECCANICA QUANTISTICA (Quantizzazione dell'energia)

Dualismo onda-particella della luce (forma di energia) e della materia a livello microscopico (elettroni).

Il comportamento della materia a livello sub-atomico non può essere spiegato con le leggi della meccanica classica, ma occorre tener conto della natura particellare della materia e della natura ondulatoria dell'energia: la maggior parte delle nostre conoscenze sulla struttura degli atomi e delle molecole proviene da esperimenti in cui ci sono interazioni tra la materia e la luce.



Radiazione elettromagnetica e interazioni con gli atomi

La **natura della luce** è stata per molti anni oggetto di un intenso dibattito:

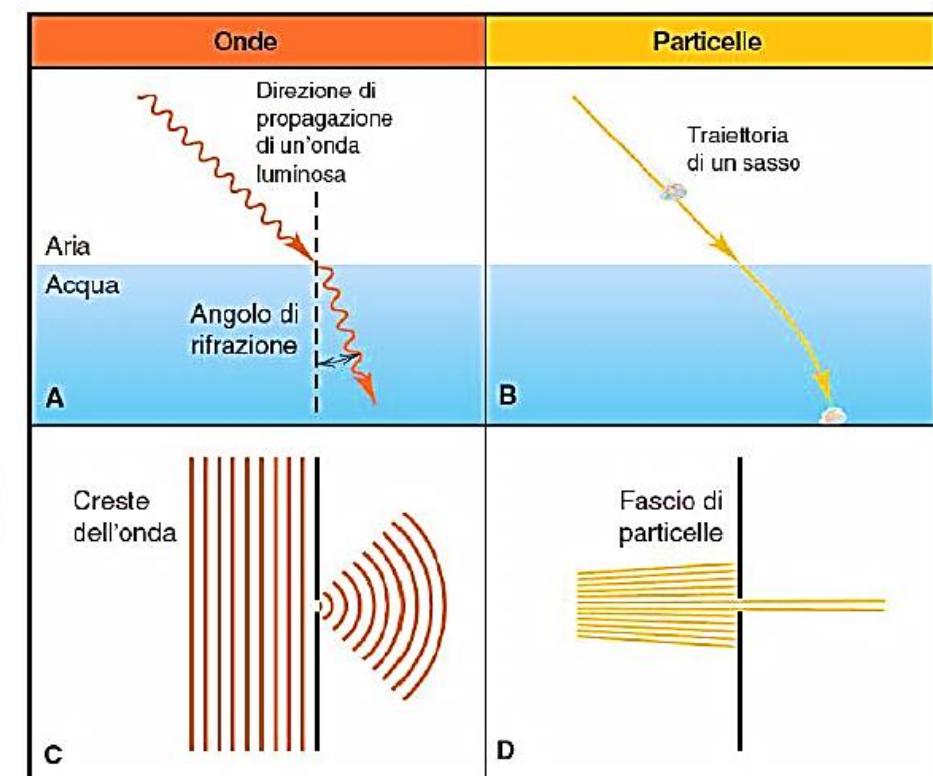
- Costituita da corpuscoli microscopici (e.g., Isaac Newton)
- Costituita da onde che si propagano nello spazio, cioè natura ondulatoria (Christian Huyghens)

Nella seconda metà del 1800, la diatriba ebbe fine con il fondamentale lavoro dello scozzese **James C. Maxwell** che chiarì, tramite equazioni inconfutabili in pieno accordo con i fenomeni allora noti, come la **luce** avesse la natura di **onda elettromagnetica**.



James Clerk Maxwell (Edimburgo 1831-1879)
matematico e fisico scozzese

Maxwell dimostrò che il campo elettrico e magnetico si propagano attraverso lo spazio sotto forma di onde alla velocità costante della luce. Nel 1864 scrisse "A Dynamical Theory of the Electromagnetic Field" dove per la prima volta propose che la natura ondulatoria della luce fosse la causa dei fenomeni elettrici e magnetici.

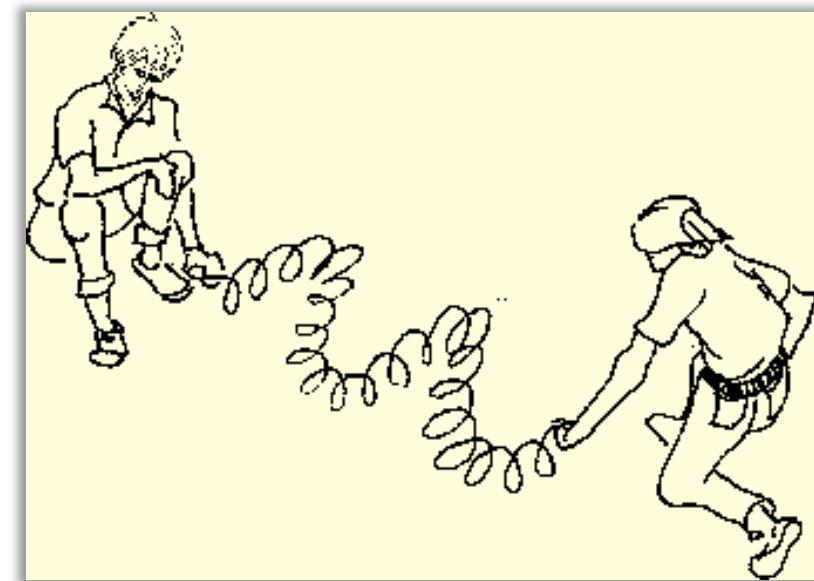


Differenti comportamenti di onde e particelle

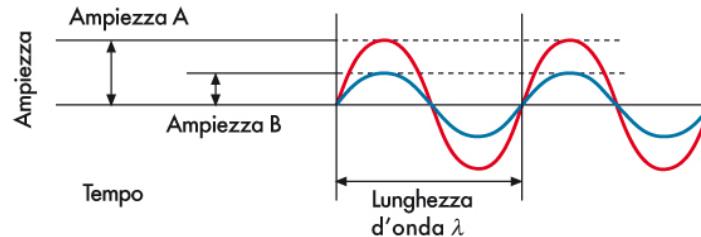
Onde e onde elettromagnetiche

Cos'è un fenomeno ondulatorio o onda?

Definizione generale: un'onda è data dalla **variazione periodica e regolare di una certa proprietà** (e.g., il livello della superficie dell'acqua) le cui caratteristiche sono la **lunghezza d'onda**, la **frequenza**, l'**ampiezza** e la **velocità** con cui si propaga nello spazio.

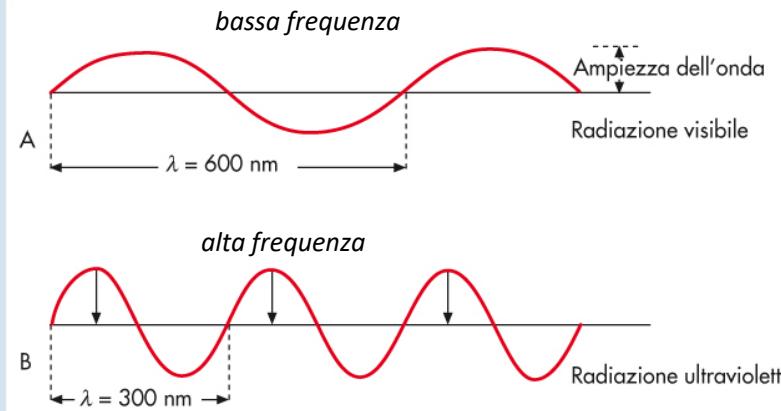


Onde e onde elettromagnetiche



Esempi di onde elettromagnetiche. L'onda A ha lunghezza d'onda maggiore, mentre l'onda B ha frequenza più alta: le onde elettromagnetiche corte hanno frequenze più alte delle onde elettromagnetiche lunghe.

 Palmisano, Schiavello
Fondamenti di Chimica, III Ed.
EdiSES



Lunghezza d'onda (λ): distanza che intercorre tra due punti del fenomeno ondulatorio che siano nella stessa situazione (e.g., 2 creste, 2 valli).

Frequenza (v): numero di creste prodotti nell'unità di tempo (1 secondo). Si misura in cicli per secondo o hertz (Hz) = $1/t$; $1 \text{ Hz} = 1/\text{s} = 1 \text{ s}^{-1}$.

Velocità di propagazione dell'onda dipende da λ e v , infatti $v = \text{lunghezza}/\text{tempo} = l/t = 1 \times l/t$, da cui:

$$V_{\text{propagazione}} = \lambda \times v$$

quindi, + alta è la frequenza, + corta è l'onda...

Aampiezza dell'onda (A) è l'altezza di un picco. L'energia associata ad un fenomeno ondulatorio di pende dal quadrato della sua ampiezza (A^2).



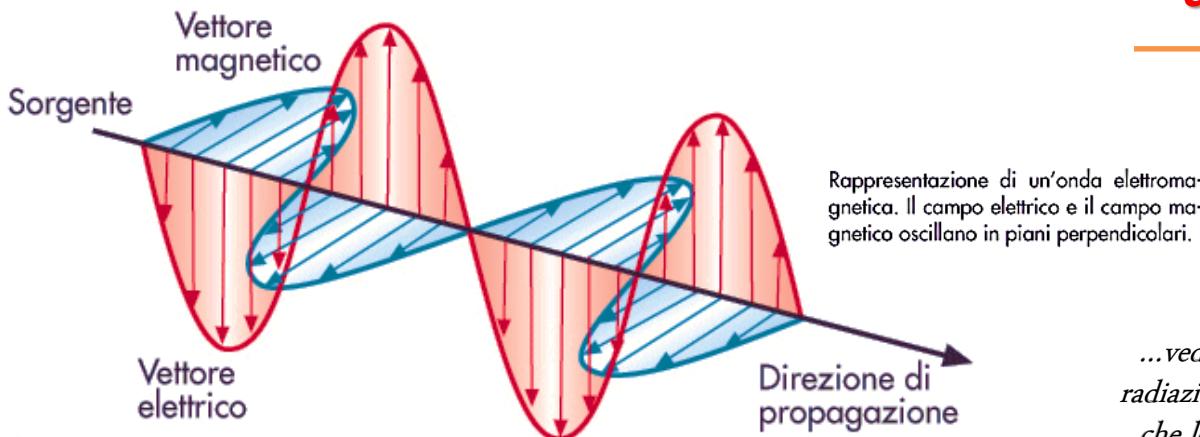
Onde e onde elettromagnetiche

Quanto detto vale per le onde in generale.

Nelle **onde elettromagnetiche che costituiscono la luce** ciò che oscilla in modo ondulatorio sono il campo elettrico (in una certa direzione) ed il campo magnetico (direzione perpendicolare al primo).

Una radiazione elettromagnetica è una perturbazione ondulatoria dei valori di campo elettrico e campo magnetico nello spazio che si propaga nel vuoto alla velocità c (velocità della luce) il cui valore è:

$$c = 3 \times 10^8 \text{ m/s} = 300.000 \text{ km/s}$$



...vedremo come, pur essendo un fenomeno ondulatorio, la radiazione elettromagnetica ha anche una natura quantizzata che le consente di essere descritta come un flusso di fotoni, che nel vuoto viaggiano alla velocità della luce.

Lo spettro elettromagnetico

Le onde elettromagnetiche hanno valori di lunghezza d'onda da ca. 10^{-12} m a $> 10^4$ m. L'insieme delle radiazioni elettromagnetiche a diverse lunghezze d'onda costituisce lo spettro elettromagnetico.

Anche le onde elettromagnetiche sono trasportatori di energia al pari delle altre onde (vedi luce solare che scalda il nostro pianeta e che oggi possiamo sfruttare per ricavarne energia).

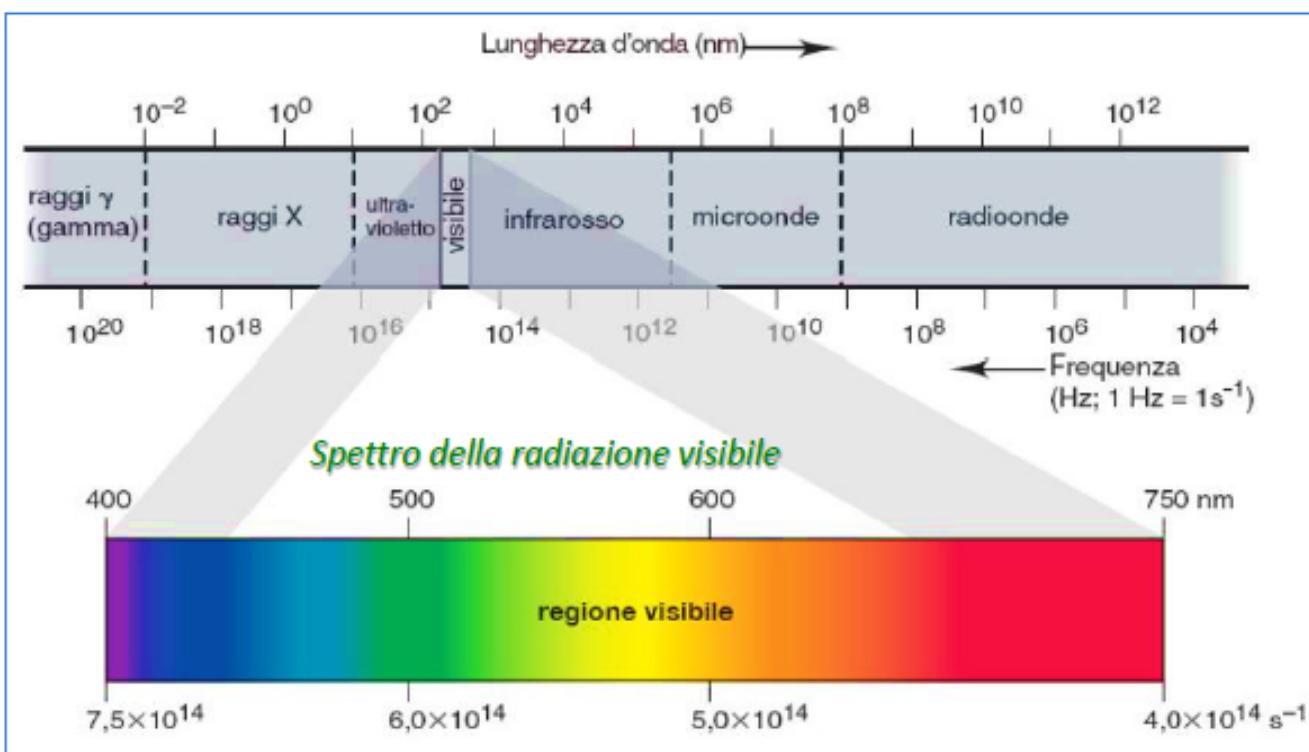
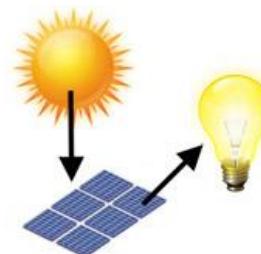


Figura 7.3 Regioni dello spettro elettromagnetico. Lo spettro delle radiazioni elettromagnetiche (spettro elettromagnetico) si estende dalle lunghezze d'onda molto corte (frequenze molto alte) dei raggi γ (gamma) alle lunghezze d'onda molto lunghe (frequenze molto basse) delle radioonde, passando per la regione visibile. La regione visibile, relativamente stretta, è espansa (e la scala è resa lineare) per mostrare i colori componenti.

Lo spettro della luce visibile

luce bianca = che contiene tutti i colori

Regione del visibile:

La luce del visibile costituisce una piccola parte dello spettro elettromagnetico.

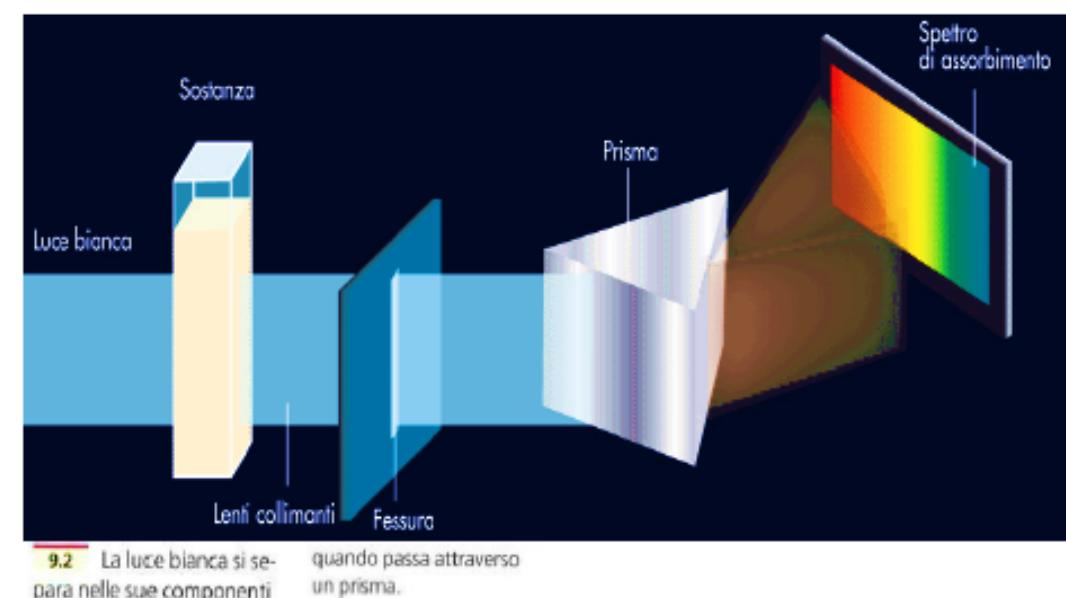
Le radiazioni comprese tra ca. 400 nm e 750 nm hanno la proprietà di stimolare l'apparato visivo umano.

Precisa lunghezza d'onda → precisa sensazione → colore.

La velocità con cui si propaga la luce non dipende dalla sua lunghezza d'onda e, quindi, dalla sua energia.

Luce monocromatica = luce di una singola lunghezza d'onda

Luce policromatica = luce di molte lunghezze d'onda (e.g., la luce bianca).

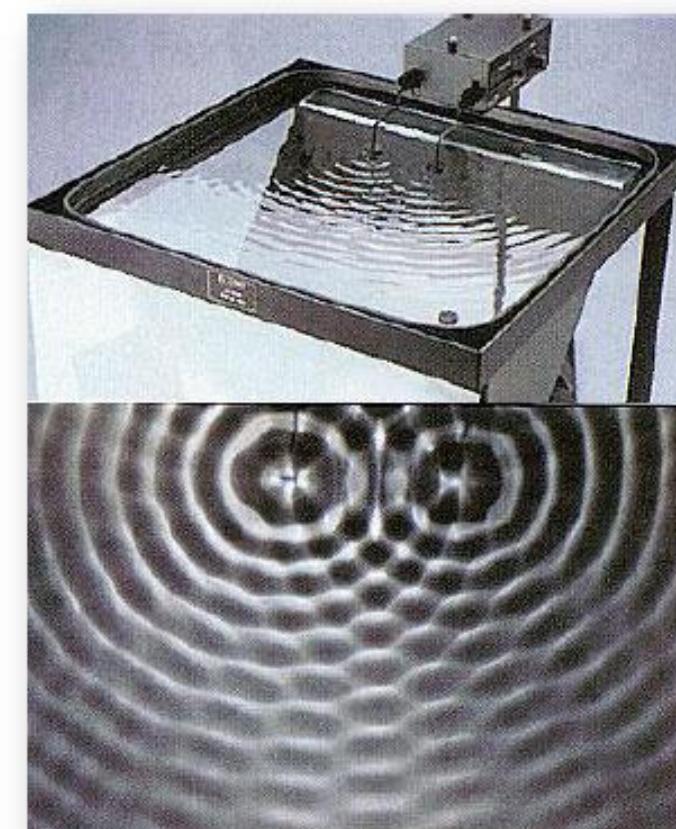


Onde elettromagnetiche e quanti di energia

Tutti i tipi di onda presentano il **fenomeno dell'interferenza**, che è causato dalla **combinazione di due o più onde** (segno di riconoscimento di un fenomeno ondulatorio).

L'interferenza può essere verificata generando due onde uguali in due punti vicini e consiste nella composizione delle due onde in modo tale che:

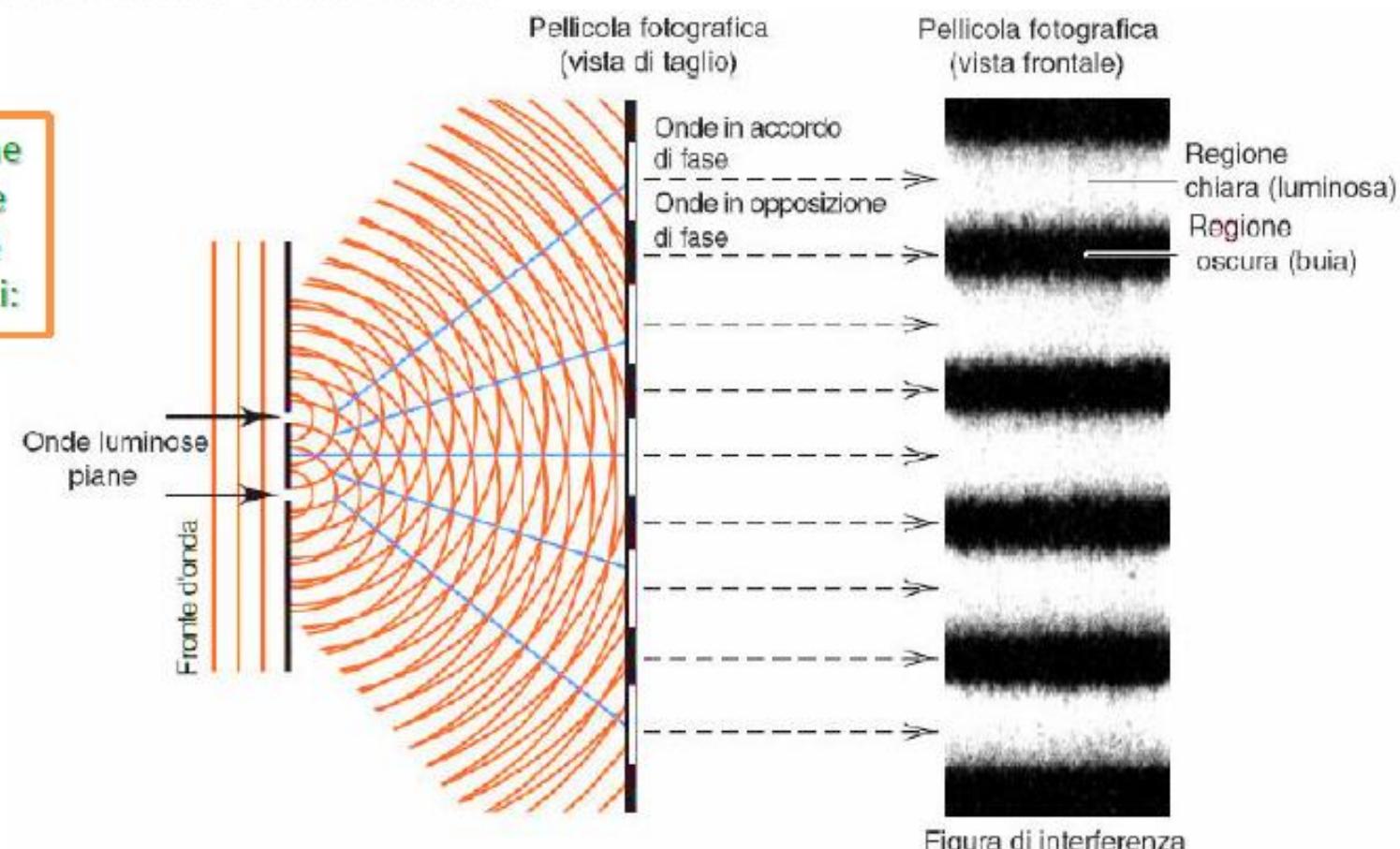
- nei punti dove le due onde arrivano in sincronia (in fase) c'è rafforzamento dell'onda e l'ampiezza aumenta;
- nei punti dove le onde arrivano in opposizione di fase, l'ampiezza diminuisce o si annulla.



Onde elettromagnetiche e quanti di energia

L'interferenza è tipica anche della radiazione elettromagnetica. Il fenomeno che si produce prende il nome di **diffrazione**. La diffrazione della luce è la caratteristica principale della sua natura ondulatoria.

Figura di diffrazione generata dalla luce che attraversa due fenditure adiacenti:



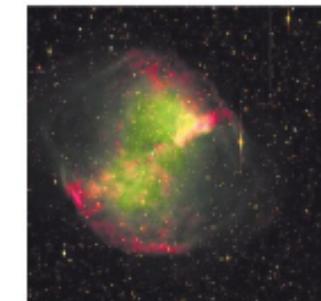
La duplice natura della luce: onda e particella

Tre fenomeni non erano spiegabili ai fisici all'inizio del XX secolo:

1. La radiazione del corpo nero
2. L'effetto fotoelettrico
3. Gli spettri atomici

1. Radiazione del corpo nero e quantizzazione dell'energia (Planck):

Un corpo nero è una sostanza capace di assorbire tutte le radiazioni elettromagnetiche, ad esempio una sfera cava di metallo, con le pareti interne rivestite di nerofumo e nella quale viene praticato un foro, in modo che ogni radiazione che penetra all'interno della sfera venga completamente assorbita dalle pareti dopo una serie di riflessioni multiple, poiché la probabilità che riesca a sfuggire all'esterno attraverso la piccola apertura è nulla.



Buco nero

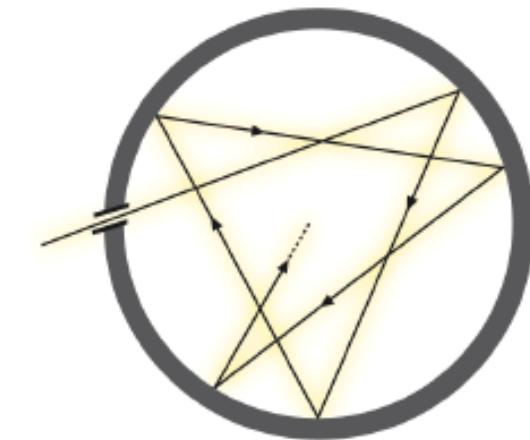
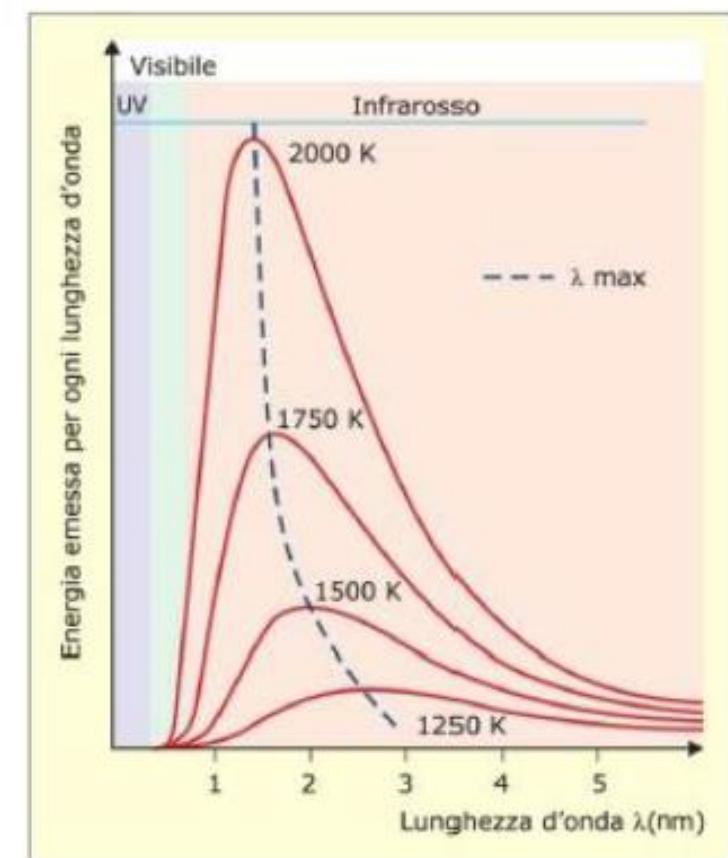


Figura 2.14

Sfera di metallo cava che si comporta come un corpo nero.

Radiazione del corpo nero e quantizzazione dell'energia (Planck)

Se un corpo nero viene scaldato, emette delle radiazioni dovute alle vibrazioni dei suoi atomi, che si comportano come oscillatori, la cui energia dipende dalla lunghezza d'onda e dalla temperatura. Solo una piccola quantità dell'energia totale è irradiata a basse temperature o alte lunghezze d'onda e tutte le curve hanno un massimo, il cui valore aumenta con la temperatura.



Tutti i tentativi di spiegare l'andamento della curva secondo la fisica classica fallirono, finché Max Planck...

Radiazione del corpo nero e quantizzazione dell'energia (Planck)

ipotizzò che un corpo a temperatura elevata ($\sim 1000\text{K}$) sia in grado di emettere (o assorbire) soltanto “certe quantità” di energia

$$E = nhv$$

E= energia della radiazione emessa

v= frequenza

*n = numero intero positivo, detto **numero quantico***

h= costante di proporzionalità (detta costante di Planck)

L'energia è in realtà quantizzata !!! Ogni pacchetto di energia si dice «quanto».

Costante di Planck (h); $h = 6.63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$

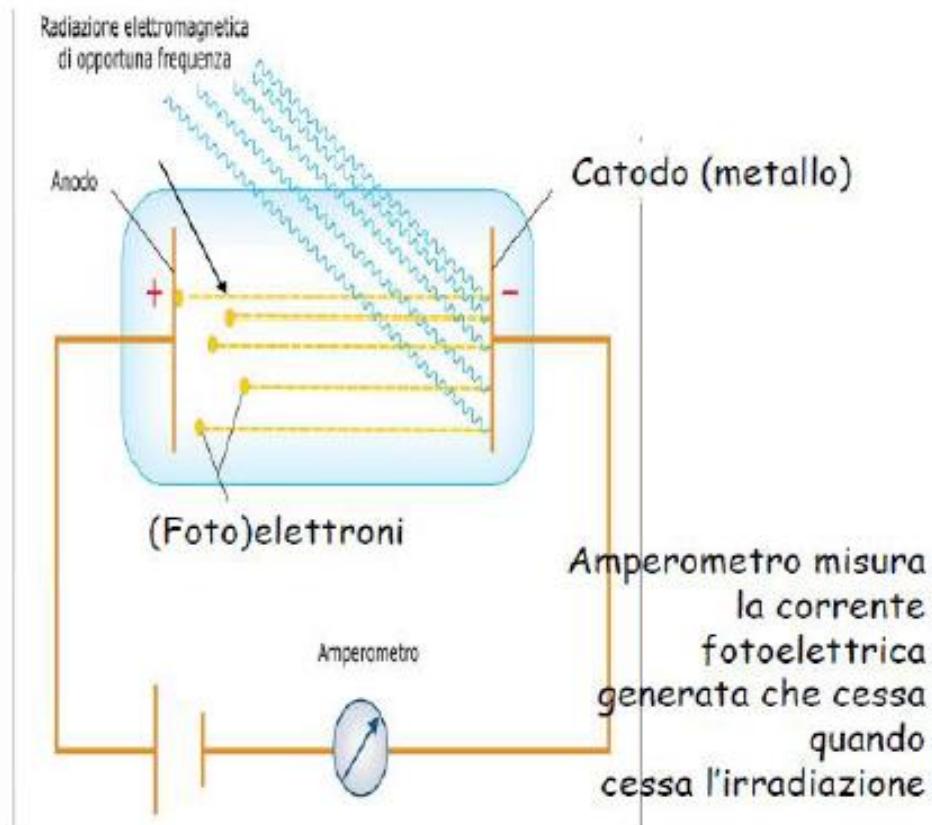
L'energia emessa da un corpo ad elevata T è dovuta alla vibrazione dei suoi atomi.

Gli atomi possono emettere solo certe quantità di energia che sono dei multipli di hv , quindi si dice che la sua energia è quantizzata.



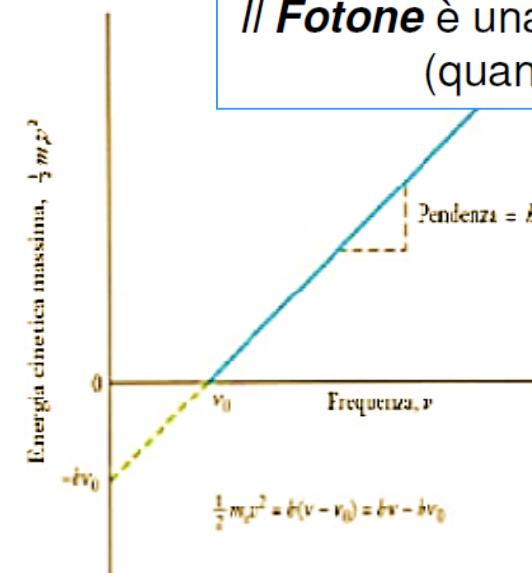
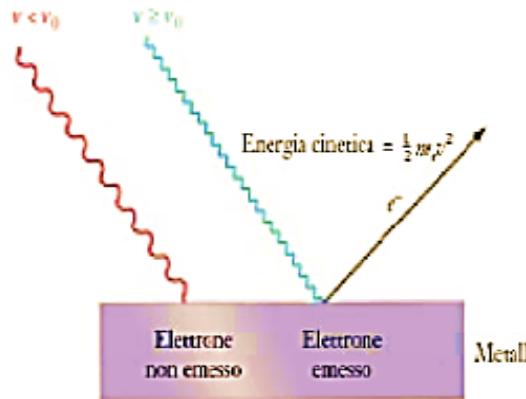
L'effetto fotoelettrico (Einstein)

L'effetto fotoelettrico è l'emissione di elettroni (fotoelettroni) dalla superficie di un metallo (catodo) quando illuminata da luce monocromatica di energia sufficiente, con generazione di una corrente (fotoelettrica) che cessa quando cessa l'irradiazione, misurata da uno strumento opportuno.



L'effetto fotoelettrico (Einstein)

Einstein, invece di considerare la radiazione incidente come un fascio di onde, la considerò come un fascio di particelle di energia $h\nu$, **I FOTONI**. Urtando il metallo, ogni fotone cede la sua energia ad un elettrone. Se l'energia è maggiore del lavoro necessario ad estrarre l'elettrone, si ha l'effetto fotoelettrico e l'elettrone viene emesso con E cinetica pari a $E = \frac{1}{2}mv^2$



Il Fotone è una “particella” di luce = $h\nu = \Delta E_{\text{atomo}}$
(quanti di energia particellare)

*L'interazione della luce con la materia è la prova che la luce ha anche **natura corpuscolare**.*

(a)

(b)

FIGURA 15.7 (a) Effetto fotodettero. La luce blu è in grado di estrarre elettroni dalla superficie di questo metallo, mentre la luce rossa non lo è. (b) L'energia cinetica massima degli elettroni emessi varia linearmente con la frequenza della luce usata.



La duplice natura della luce: onda e particella

La teoria quantistica dimostra che l'energia ha natura particellare: la luce è costituita da «quanti», i fotoni, cioè particelle prive di massa che si comportano come «pacchetti» di luce.

Ricordando che $v = c/\lambda$, la stessa relazione si può scrivere anche:

$$E = h \cdot c / \lambda$$

Queste due formule evidenziano i due aspetti della natura della luce: ondulatoria e corpuscolare.

Teoria speciale della relatività
 $E = mc^2$

Quindi? La luce è onda o corpuscolo?

La questione non ha una risposta assoluta: in alcune sue manifestazioni la luce si comporta come onda (figure di interferenza), in altre (effetto fotoelettrico) occorre pensarla come una serie di pacchetti discreti di energia.

La luce possiede:

1. natura ondulatoria
2. natura corpuscolare



Gli spettri atomici

La visione quantistica della luce che abbiamo introdotto è essenziale anche nello studio del comportamento degli atomi variamente stimolati e ci fornirà la chiave per capirne la struttura «intima».

Se si immette in una fiamma calda una piccola quantità di un prodotto particolarmente volatile (e.g., **Li**, **Na**, **Ba**) si osserva una vivace colorazione della fiamma (**rosso**, **giallo**, **verde**).

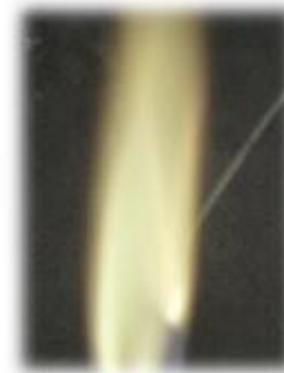
Responsabili della emissione luminosa sono gli atomi degli elementi che ricevono energia dalla fiamma (si eccitano): ogni atomo emette quindi una speciale colorazione e, dunque, fotoni caratterizzati da una particolare frequenza.



Litio



Sodio



Bario

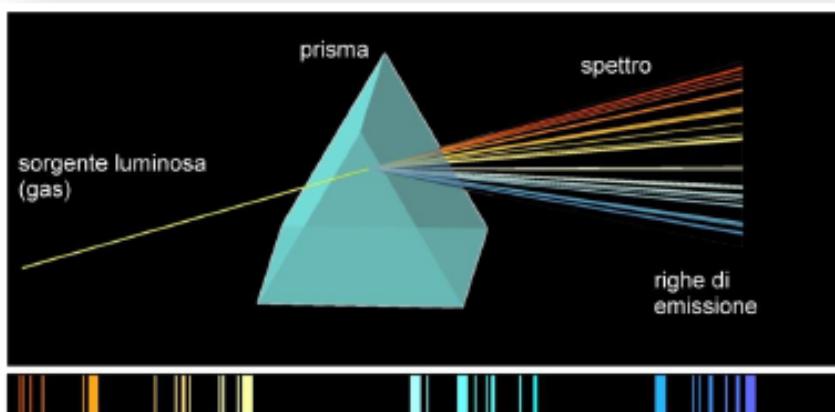
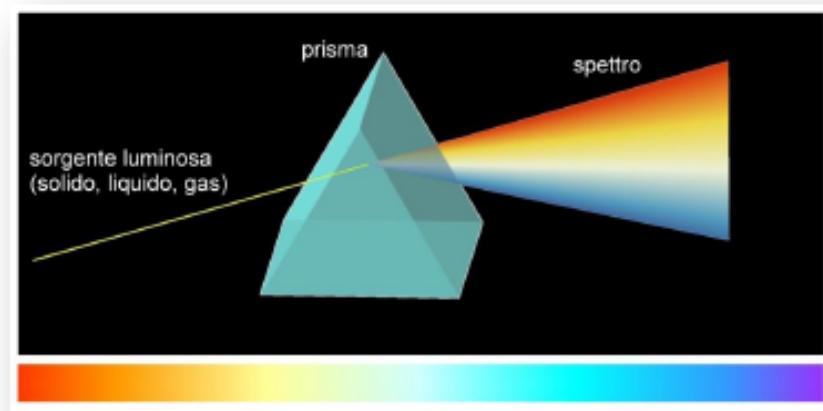
Gli spettri atomici



Un'analisi più accurata di questi fenomeni comporta la **misura delle frequenze emesse**, poiché ogni atomo normalmente emette più di una frequenza.

Ciò è possibile sfruttando le proprietà dei prismi ottici, precedentemente illustrate, che sono capaci di scomporre la luce nelle sue varie componenti.

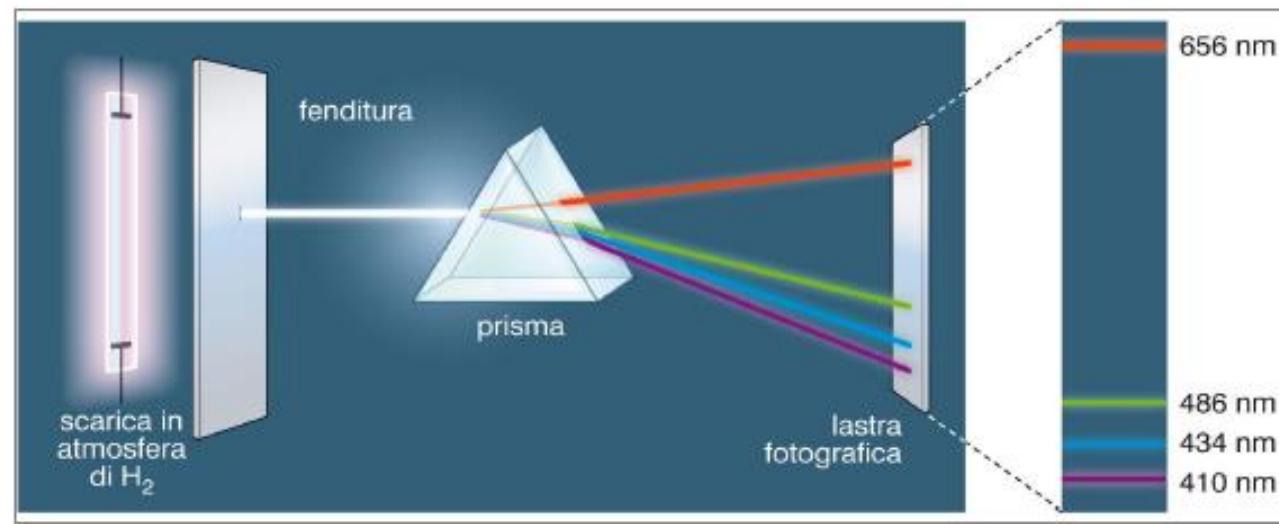
Se scomponiamo la luce bianca in un prisma si osserva una sorta di arcobaleno: è lo **spettro della radiazione visibile**, che è uno **spettro continuo**.



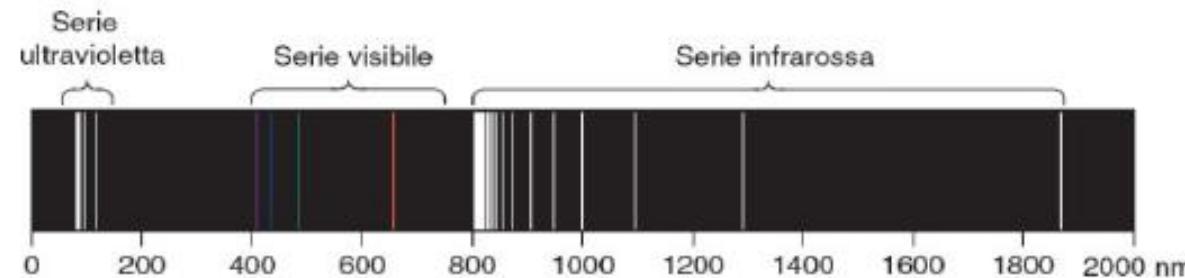
Facendo scomporre nel prisma la luce colorata proveniente dalla fiamma, otteniamo invece uno **spettro discontinuo**, formato da un certo numero di righe su sfondo nero. Ogni atomo ha uno spettro a righe caratteristico che è detto anche **spettro di emissione**.

Lo spettro dell'idrogeno (H)

Lo spettro dell'H dà luogo a tre serie di righe: una nell'UV (*serie di Lyman*), una nel VIS (*serie di Balmer*) e una nell'IR (*serie di Paschen*).



Tre serie di righe spettrali dell'idrogeno atomico



L'equazione di Rydberg

L'equazione di Rydberg permette di trovare empiricamente le lunghezze d'onda delle righe spettrali dell'idrogeno.

Equazione di Rydberg

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

R è la costante di Rydberg = $1,096776 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$

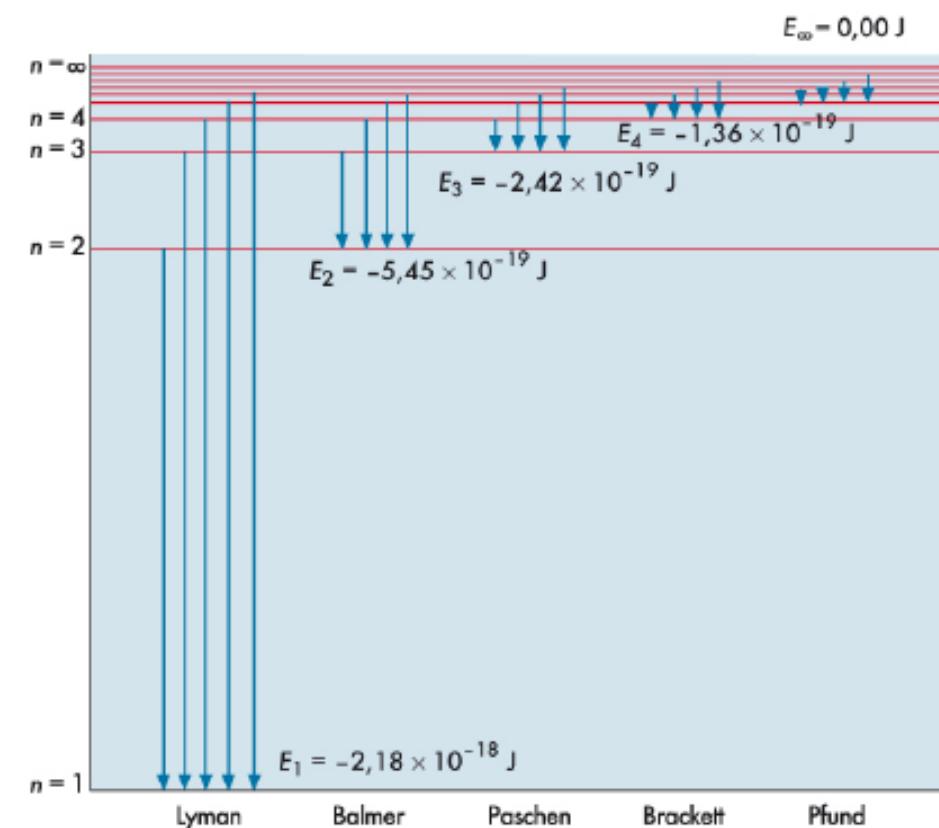
λ = lunghezza d'onda di una riga nel vuoto
 n_1 e n_2 = numeri interi positivi con $n_1 < n_2$

Figura 2.19

Transizioni tra i livelli energetici dell'atomo di idrogeno.



Palmissano, Schiavello
Fondamenti di Chimica, III Ed.
EdiSES



Gli spettri atomici

Con lo stesso sistema del prisma possiamo studiare **l'effetto della luce bianca sugli atomi di una sostanza**: si interpone tra la sorgente di luce bianca ed il prisma un'ampolla trasparente contenente vapori della sostanza che si vuole analizzare.

Il risultato è il seguente: si ottiene ancora lo **spettro continuo della luce bianca**, ma ora solcato da alcune righe nere che indicano come alcune frequenze siano scomparse dallo spettro perché assorbite (**spettro di assorbimento**) dagli atomi della sostanza interposta.

Le frequenze scomparse sono le stesse che comparivano come righe colorate nello spettro di emissione.

Spettro continuo



Linee di emissione



Linee di assorbimento



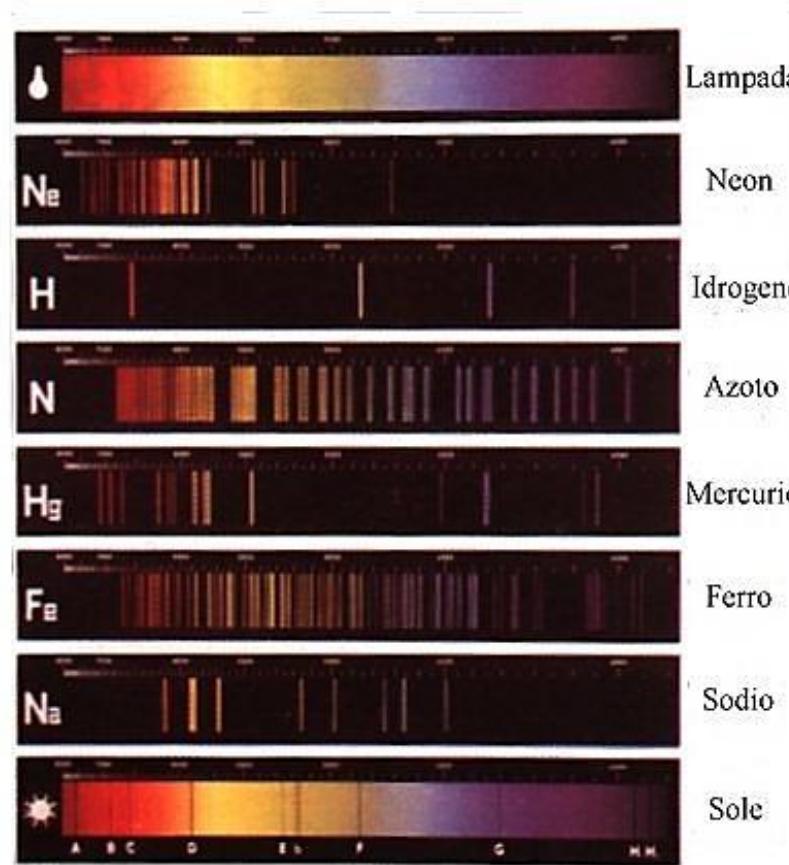
La quantizzazione dei livelli di energia

A questo punto si può concludere che: **ogni tipo di atomo, stimolato energeticamente, emette (ed assorbe) solo certi valori speciali, ossia solo fotoni di ben precisi e caratteristici valori di energia.**

Poiché l'emissione della luce e degli altri tipi di radiazione elettromagnetica è generata da cariche elettriche in movimento oscillatorio, sulla base delle precedenti osservazioni si può trarre una fondamentale conclusione: **se gli atomi emettono (o assorbono) solo frequenze (energie) speciali, gli elettroni (responsabili dell'emissione) possiedono solo energie speciali e non energie arbitrarie qualunque.**



La quantizzazione dei livelli di energia



Ogni atomo emette un caratteristico spettro formato da una serie di righe separate da spazi neri. Possiamo usare gli spettri atomici per riconoscere gli elementi, come le impronte digitali per gli uomini.



La quantizzazione dei livelli di energia

Se un elettrone, cui viene fornita energia dall'esterno, passa dal suo stato fondamentale di energia E_1 ad uno stato di energia superiore (lo si definisce **stato eccitato**) di energia E_2 , esso tenderà dopo un certo tempo a tornare allo stato precedente.

Per fare ciò perderà energia in misura di $E_2 - E_1$, emettendo un quanto di luce di frequenza corrispondente alla variazione di energia:

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h\nu$$

Gli **elettroni** di un atomo possono dunque possedere **solo energie speciali**: essi **occupano ben precisi livelli energetici** (E_1, E_2, E_3, \dots) e **non possono esistere elettroni con energia intermedia tra quella dei due livelli**.

Atomo a scalini: l'elettrone può passare dall'uno all'altro ma non può in alcun modo permanere tra due scalini.

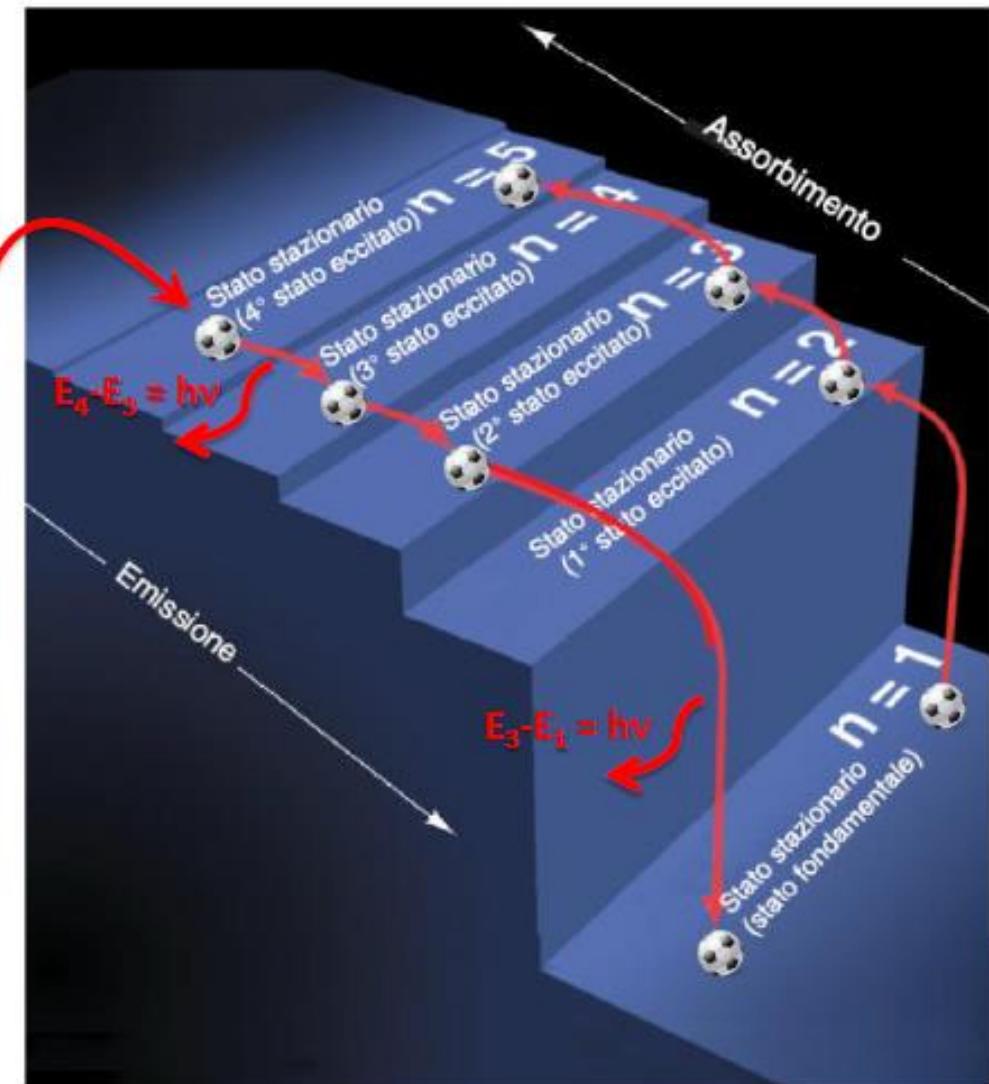
L'**atomo** possiede **livelli energetici discreti**: è un **sistema quantizzato**.



La scalinata quantica

Il tutto è molto simile al caso di una *palla* (elettrone) alla base di una *scalinata* i cui scalini non sono necessariamente tutti uguali. Un calcio alla palla la fa terminare su uno degli scalini, su cui la palla si ferma un istante per poi ridiscendere, con uno o più salti, al fondo della scalinata. La palla descendendo restituisce l'energia ricevuta in una o più riprese.

Nel sistema atomico l'energia dell'elettrone eccitato è restituita sotto forma di fotoni luminosi ($h\nu$).



L'atomo di Bohr

Poichè i modelli atomici di Thomson e Rutherford non potevano spiegare gli spettri atomici a righe, **Niels Bohr**, attraverso i suoi studi (1913), spiegò perché soltanto certe radiazioni possono interagire con gli atomi e quale relazione intercorre tra radiazione luminosa e struttura atomica.

Bohr adatto' il modello moderno della quantizzazione dell'energia al modello di Rutherford ed elaborò un modello atomico che si adattava perfettamente all'atomo di H.

Bohr perfezionò il modello di Rutherford e riuscì a spiegare la stabilità degli atomi e l'emissione degli spettri a righe.

Per spiegare le righe degli spettri atomici ipotizzò che un atomo possieda soltanto alcuni livelli energetici.

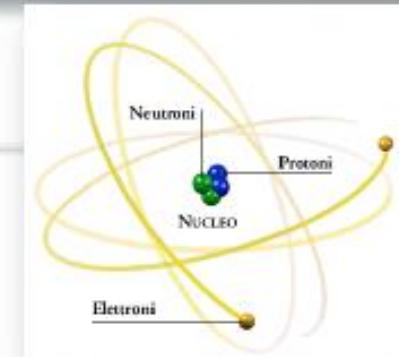


Niels Henrik David Bohr (Copenaghen, 1885–1962) fisico e matematico danese

L'atomo di Bohr

Postulati di Bohr:

L'elettrone non cade nel nucleo perché la forza centrifuga cui è soggetto è esattamente bilanciata dall'attrazione rispetto al nucleo carico positivamente.



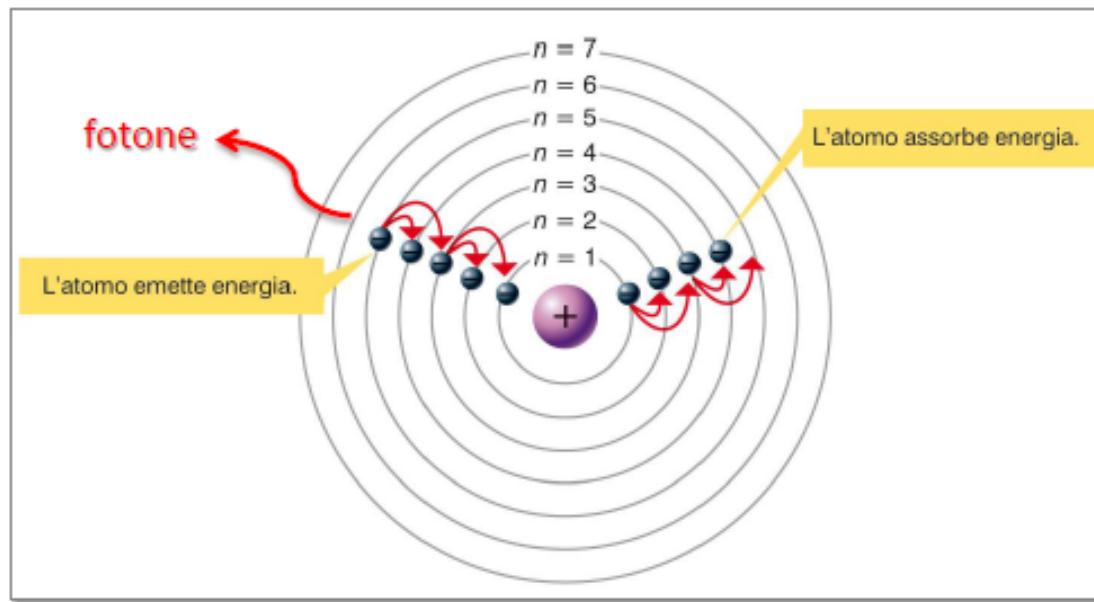
1. l'elettrone descrive delle **orbite circolari** attorno al nucleo;
2. all'elettrone che si muove intorno al nucleo sono permessi solo alcuni **stati stazionari** (immutabili nel tempo), cioè orbite a cui corrisponde un valore definito di energia (**quantizzate**);
3. se l'elettrone persiste nel ruotare su queste orbite privilegiate non emette energia nonostante la sua accelerazione e la frequenza di rotazione;
4. per passare da un'orbita ad un'altra a livello energetico più elevato, l'elettrone assorbe energia; per passare da un'orbita più esterna ad un'altra più interna permessa, a contenuto energetico minore, l'elettrone emette energia sotto forma di un **fotone** di appropriata frequenza;
5. l'energia del fotone emesso o assorbito corrisponde alla differenza di energia delle due orbite e **la frequenza della radiazione emessa** (quanto) sottoforma di fotoni si può ricavare dalla relazione: $v = (E_2 - E_1) / h$

L'atomo di Bohr

Il **numero quantico principale $n = 1, 2, 3, 4, \dots$** indica il **livello energetico** associato al raggio dell'orbita dell'elettrone: < valore di n , < raggio dell'orbita.

Il livello più basso di energia è detto **stato fondamentale**.

I livelli a energia superiore dello stato fondamentale si chiamano **stati eccitati**.



Le orbite degli elettroni in un atomo sono **quantizzate**.

Bohr calcolò tutti i raggi e le energie delle orbite permesse.

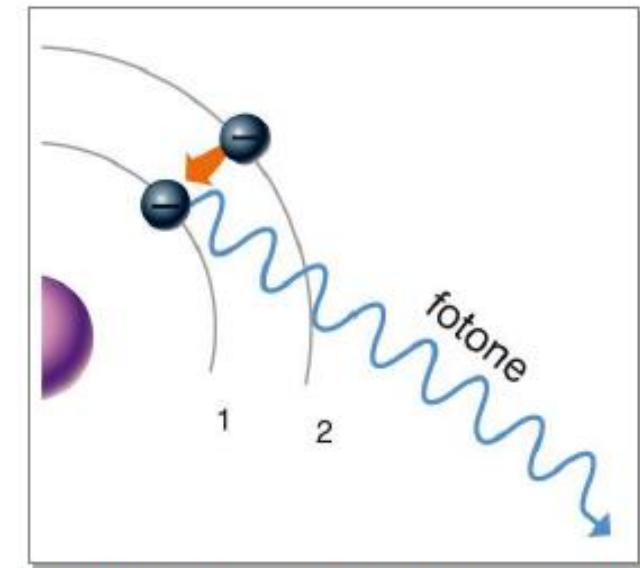
$$E_n = -R_H \left(\frac{1}{n^2} \right)$$

n (numero quantico principale) = 1, 2, 3, ...

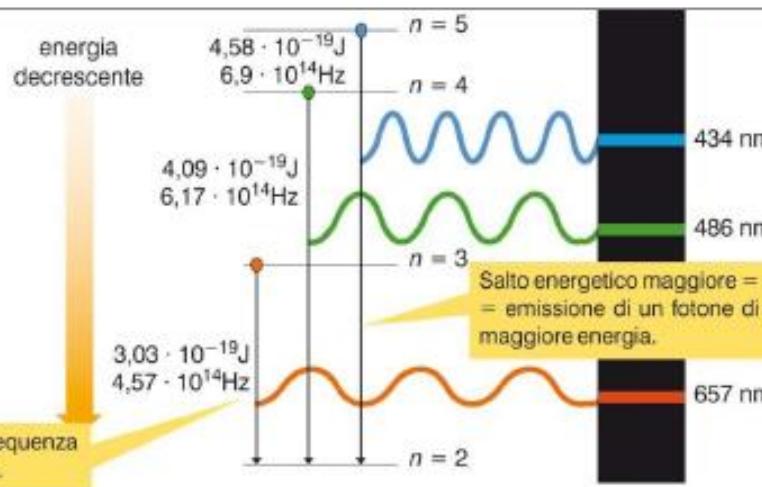
R_H (costante di Rydberg) = 2.18×10^{-18} J

L'atomo di Bohr

A ogni salto di orbita si ha una **transizione energetica**, ovvero emissione di energia sotto forma di fotone.



Valitutti, Tifi, Gentile, Esploriamo la chimica © Zanichelli editore 2010



Ogni transizione dell'elettrone da uno stato eccitato a un livello energetico inferiore è caratterizzata da una **riga nello spettro di emissione**.

L'atomo di Bohr

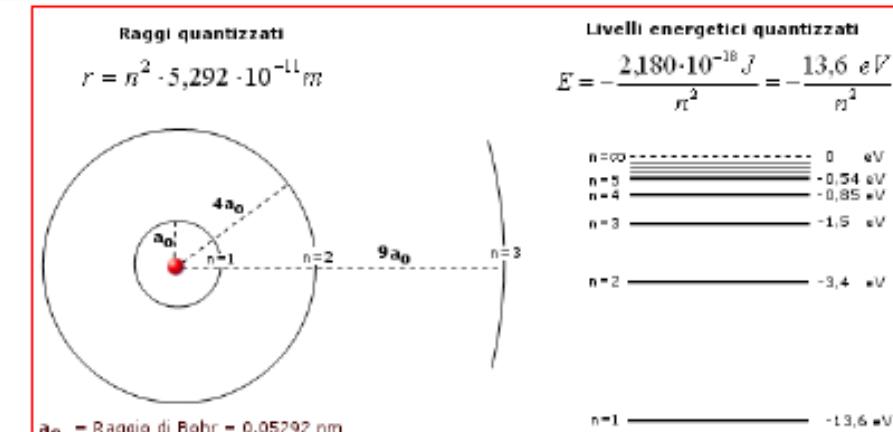
I valori di energia (E_1 , E_2 , E_3 , etc...) così trovati per i vari numeri quantici n sono detti **livelli energetici**.

La prima orbita, corrispondente allo stato a minor energia (o stato fondamentale), dell'atomo di idrogeno è quella con $n = 1$ e ha un raggio pari ad a_0 (detto **raggio di Bohr**) che vale **53 pm**.

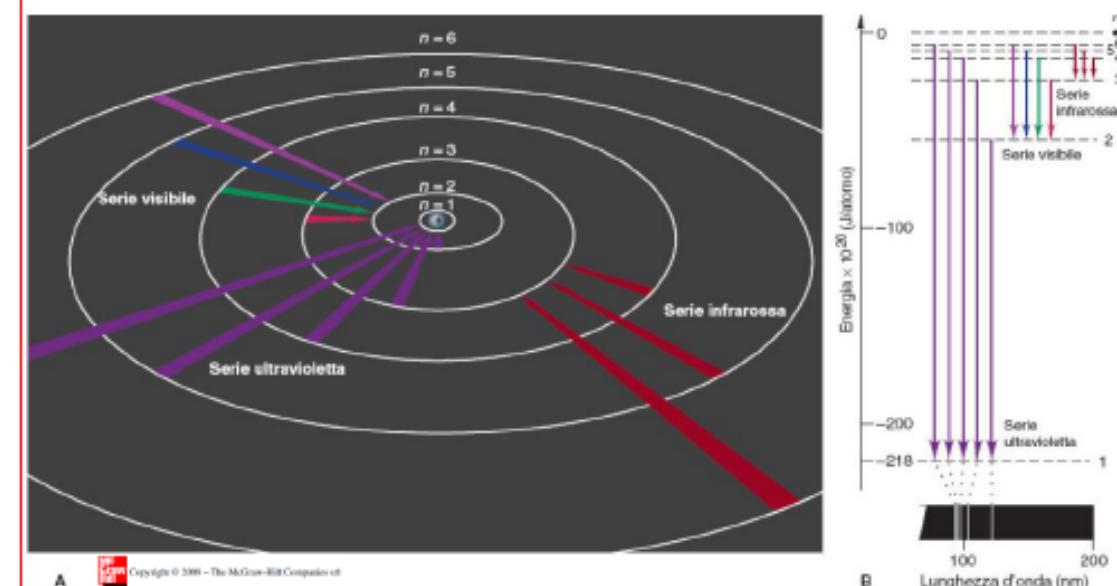
La seconda ($n = 2$) avrà energia $E_0/4$ e raggio $r = 4a_0$, e così via.

Calcolando le differenze di energia tra i vari livelli quantici si ottengono esattamente le frequenze osservate nello spettro di emissione dell'idrogeno.

37 pm raggio covalente !



La spiegazione di Bohr delle tre serie di righe spettrali



L'atomo di Bohr

TEORIA CLASSICA

Materia
particellare,
massiva

Energia
continua,
ondulatoria



Poiché la **materia** è discontinua e particellare,
forse è discontinua e particellare anche l'**energia**

Osservazione

radiazione del
corpo nero
effetto fotoelettrico

spettri a righe atomici

Teoria

- Planck: L'energia è quantizzata; sono permessi soltanto certi valori
- Einstein: La luce ha un comportamento particellare (fotoni) spettri a righe atomici
- Bohr: L'energia degli atomi è quantizzata; l'elettrone emette un fotone quando cambia orbita



Limiti del modello atomico di Bohr

Il modello atomico di Bohr presentò presto tutti i suoi **limiti**:

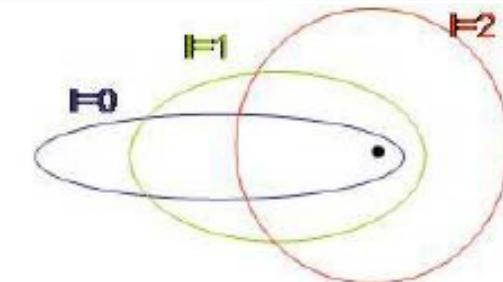
- era *adatto solo all'H e agli atomi "idrogenoidi"* (oltre all'idrogeno sono atomi degli elementi leggeri ionizzati in modo da aver perduto tutti gli elettroni eccetto uno), cioè con $Z > 1$ e un solo elettrone He^+ , Li^{2+} , etc..., non quelli degli atomi plurielettronici;
- non dava alcuna informazione sull'intensità delle righe degli idrogenoidi;
- non spiegava gli spettri atomici in presenza di un campo magnetico;
- non c'era alcun criterio razionale per ripartire gli elettroni nelle loro orbite;
- in realtà *non esistono delle "orbite fisse"*;
- ma soprattutto, non giustificava affatto il mancato irraggiamento degli elettroni costretti a ruotare intorno solo ad alcune orbite: ovvero *perché l'elettrone, ruotando attorno al nucleo in un'orbita chiusa, non cade dentro il nucleo stesso?*



Il modello di Bohr-Sommerfeld: numero quantico orbitale

Lo spettro dell'elio (2 elettroni) non si accordava con le previsioni del modello di Bohr in quanto presentava delle righe non previste.

Un tentativo di adattamento del modello di Bohr fu fatto intorno al 1916 dal tedesco **Arnold Sommerfeld**. Sommerfeld estese alle orbite ellittiche dell'atomo di idrogeno le ipotesi che Bohr aveva enunciato solamente per le orbite circolari. Questa estensione avvenne mediante l'applicazione ai moti dell'elettrone della meccanica relativistica di Einstein.



numero quantico principale	numero quantico orbitale
$n = 1$	$l = 0$
$n = 2$	$l = 0; l = 1$
$n = 3$	$l = 0; l = 1; l = 2$

IPOTESI DI SOMMERFELD

- Per ogni livello energetico indicato dal numero quantico principale n , sono possibili **orbite quantizzate anche ellittiche** di diversa eccentricità;
- Ogni livello energetico caratterizzato da un valore di n si divide in più sottolivelli;
- Ad ogni sottolivello corrisponde un numero quantico I secondario (numero quantico orbitale) legato al momento angolare dell'elettrone;
- I determina l'eccentricità dell'orbita e può assumere tutti i valori interi compresi tra **0** ed **$n-1$** .

Il modello di Bohr-Sommerfeld: numero quantico orbitale

Una ulteriore modifica del modello di Bohr-Sommerfeld spiegò la comparsa di ulteriori righe degli spettri atomici in presenza di un campo magnetico esterno. Si sapeva infatti che alcune righe spettrali singole si sdoppiavano in più righe sottili (multipletti) quando l'elemento era sottoposto all'azione di un campo magnetico; il fenomeno si chiama **effetto Zeeman** dal nome dello scienziato danese che lo scoprì nel 1896.

Si introdusse pertanto un **terzo numero quantico m (numero quantico magnetico)**

- Per un'orbita esistono **solo alcune possibilità di orientazione** determinate da un terzo numero quantico **m**;
- **m = numero quantico magnetico**, può assumere tutti i valori interi compresi tra **-l** e **+l**.

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

In questo modo il numero possibile di sottolivelli aumenta grandemente al crescere di n.

In generale, allo stesso numero quantico n corrispondono n^2 stati possibili.



Il modello di Bohr-Sommerfeld: numero quantico orbitale

Nel 1925 due giovani fisici olandesi, **Goudsmit e Uhlenbeck** introdussero un ultimo numero quantico, il **numero quantico di spin s** associato al **momento angolare intrinseco S**, detto appunto spin (trottola), legato al moto di rotazione dell'elettrone attorno al proprio asse.

La meccanica quantistica assume che il **numero quantico di spin dell'elettrone può assumere solo 2 valori semi-interi: $s = 1/2 (\uparrow)$ e $s = -1/2 (\downarrow)$.**

Pertanto ciascun livello dello schema precedente può essere sdoppiato in due sottolivelli con $s = 1/2$ e $-1/2$.

Ad ogni valore del numero quantico principale n corrispondono pertanto $2n^2$ stati diversi.

*Il valore semi-intero dello spin è caratteristico delle particelle elementari dette **fermioni** di cui fanno parte, oltre agli elettroni, anche le particelle costituenti del nucleo (protoni e neutroni).*

*Invece il fotone fa parte di una diversa famiglia di particelle dette **bosoni** a spin intero. I bosoni sono considerati oggi le particelle mediatici delle forze fondamentali della natura.*





Il modello di Bohr-Sommerfeld: numero quantico orbitale

Questo modello dell'atomo fece registrare molti successi nell'interpretazione del comportamento degli atomi.

Gli elementi di ogni colonna della Tavola Periodica presentano caratteristiche chimiche molto simili, legate alla loro struttura elettronica.

I metalli *alcalini* della prima colonna (Li, Na, K, ...) hanno analogie con l'idrogeno, pur avendo un numero diverso di elettroni. Infatti, *l'elettrone più esterno si comporta, rispetto al resto dell'atomo, come l'unico elettrone dell'idrogeno rispetto al nucleo: gli elettroni interni si dispongono su uno o più strati di minore energia in modo da formare una struttura centrale di carica complessiva positiva uguale ed opposta a quella dell'elettrone più esterno.*

Cosa impedisce agli elettroni di disporsi tutti nel livello energetico più basso?

Nel 1925 l'austriaco Wolfgang Pauli enuncia il **Principio di esclusione: 2 elettroni dello stesso atomo non possono avere tutti i numeri quantici uguali.**

Con questo principio, valido per tutti i fermioni, le regolarità della tavola periodica hanno una interpretazione elegante e le proprietà di ogni elemento possono essere previste dal valore del *numero atomico Z*



Limiti del modello di Bohr-Sommerfeld

Tutto a questo punto pareva risolto e controllato sperimentalmente.

Ma, nonostante i continui adattamenti (numeri quantici), **il modello di Bohr-Sommerfeld presentava problemi sia dal punto sperimentale sia da quello teorico**.

La teoria di Sommerfeld (applicazione delle teorie relativistiche all'atomo di Bohr) non teneva conto di alcuni fatti: **non spiegava quantitativamente la complessità degli spettri**, che si rivelavano ad esami più attenti ancor più complicati e **non rendeva ragione di alcune anomalie magnetiche dell'atomo**.

In breve, il modello di Bohr-Sommerfeld non spiegava sufficientemente i processi che avvengono all'interno dell'atomo: **quando un elettrone salta da un'orbita all'altra? Per quanto tempo un elettrone persiste in un'orbita?**

Bohr stesso scrisse: bisognava rinunciare a descrivere il comportamento individuale degli atomi nello spazio e nel tempo, conformemente al principio di causalità, e immaginare che la natura può fare, tra diverse possibilità, una libera scelta che non è sottoposta che a considerazioni di probabilità.

Dunque, alcuni fenomeni continuavano a non essere completamente interpretati da questo modello ed inoltre esso aveva una **debolezza strutturale, dovuta al mescolamento tra fisica classica e fisica quantistica**.

Come vedremo, esso **sarà poi sostituito da un modello puramente quantistico**.

