

FISICA

Meccanica quantistica

*Autore: **prof. Pappalardo Vincenzo***

*docente di **Matematica e Fisica***



All'inizio del 1900 si rese necessario attribuire alla radiazione elettromagnetica proprietà corpuscolari, introducendo i cosiddetti quanti o fotoni. Questa nuova concezione, proposta da Einstein, fu per molti un vero shock.

I fenomeni di interferenza e diffrazione della luce erano infatti manifestazioni inconfutabili di una natura ondulatoria. D'altra parte, oltre all'effetto fotoelettrico, anche altre esperienze, come la diffusione Compton, davano fondamento all'ipotesi corpuscolare.

Ma la luce è fatta di onde o di particelle? Sulla base dei fatti osservati, dobbiamo ammettere che a questa domanda non si può dare una risposta univoca:

l'oggetto fisico «luce» si presenta come
onda o come particella a seconda delle
condizioni sperimentali.

Questa dualità è una proprietà intrinseca della luce e di tutte le radiazioni elettromagnetiche, e non una limitazione delle nostre conoscenze.

Ma le sorprese dovevano ancora arrivare. I due contraddittori aspetti della radiazione elettromagnetica non si erano mai manifestati nella meccanica dei corpi materiali: un elemento di materia, per quanto piccolo, era sempre e soltanto un'entità materiale, cioè un corpuscolo.

Nel 1924 **de Broglie** (1892-1987; Premio Nobel) avanzò, nella sua tesi di laurea, un'ipotesi che portò ulteriore sconcerto nel mondo della fisica classica. Partendo dal presupposto che la dualità onda-corpuscolo dovesse riflettere una legge generale della natura, egli pensò di estendere questa proprietà alle particelle.

Se le radiazioni luminose, che presentano un aspetto palesemente ondulatorio, possono talvolta comportarsi come particelle, perché un elettrone o un protone, che sono dei corpuscoli, non dovrebbero comportarsi in determinate circostanze come delle onde?

Con considerazioni di tipo relativistico, de Broglie intuì che a ogni particella materiale con quantità di moto $\mathbf{p}$ si deve associare un'onda di lunghezza d'onda λ tale che:

LUNGHEZZA D'ONDA DI DE BROGLIE

La lunghezza d'onda di un corpuscolo materiale di massa m e velocità v è espressa da:

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{h}{p}$$

Dal momento che λ è inversamente proporzionale a p , agli oggetti macroscopici corrispondono lunghezze d'onda che sono praticamente nulle e che, quindi, non generano alcun effetto osservabile. Invece, elettroni e altre particelle subatomiche hanno lunghezze d'onda di de Broglie relativamente grandi (rispetto alle dimensioni degli atomi) che ne determinano i comportamenti fisici.

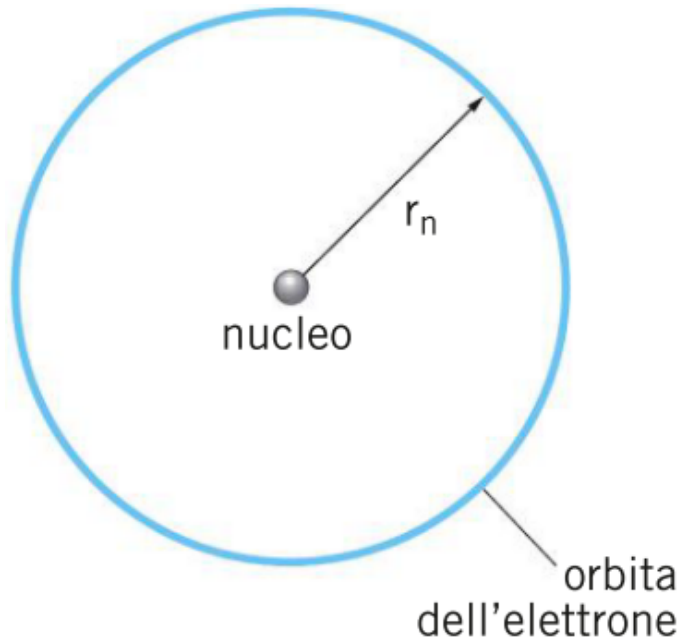
La proposta di de Broglie:

1. ingloba la relazione di Planck per i fotoni $E=hf$;
2. permette di giustificare la condizione di quantizzazione di Bohr per l'atomo di idrogeno.

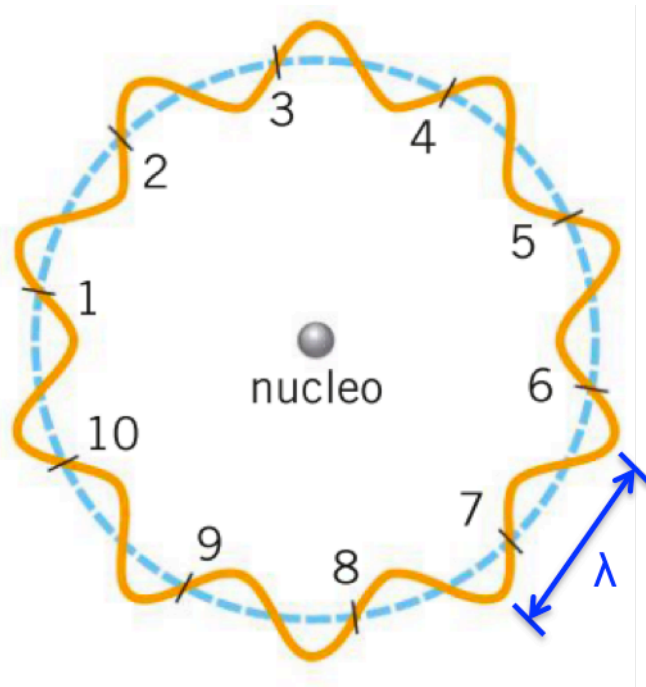
Per quanto riguarda il punto (1), basta ricordare che la quantità di moto p di un fotone è legata alla sua energia E dalla relazione $p=E/c$ e quindi:

$$\lambda = \frac{h}{p} = h \frac{c}{E} \quad \Rightarrow \quad E = h \frac{c}{\lambda} = hf.$$

In relazione al punto (2), vediamo a cosa corrisponde, nel modello ondulatorio, il moto circolare di un elettrone atomico.



Nel modello corpuscolare l'elettrone gira continuamente lungo una traiettoria circolare di raggio r_n senza irraggiare.



Nel modello ondulatorio l'elettrone è un'onda stazionaria che deve «richiudersi su se stessa», cioè un'onda che permanga invariata fino a che l'elettrone non cambia stato di moto.

Perché l'onda «si richiuda», la lunghezza $2\pi r_n$ dell'orbita non può essere arbitraria, ma deve essere un multiplo della lunghezza d'onda dell'elettrone (nel caso della figura si è scelto $n=10$) :

$$2\pi r_n = n\lambda$$

Sostituendo a λ la lunghezza di de Broglie, si ottiene:

$$2\pi r_n = n \frac{h}{p} \Rightarrow 2\pi r_n p = nh$$

Poiché per definizione il momento angolare di una particella su un'orbita circolare è $L=rp$, l'espressione precedente diventa proprio la condizione di quantizzazione di Bohr:

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

Bohr, per impedire all'atomo di Rutherford di subire il collasso era stato costretto ad imporre una condizione per la quale non aveva dato nessuna giustificazione: un elettrone in un'orbita stazionaria intorno al nucleo non emette radiazione.

L'idea di de Broglie di trattare gli elettroni come onde stazionarie segnava un radicale allontanamento dalla concezione degli elettroni come particelle in orbita intorno ad un nucleo atomico. Quindi:

secondo il modello di de Broglie, è la natura ondulatoria dell'elettrone a determinare le proprietà degli atomi e, in particolare, la quantizzazione della loro energia.

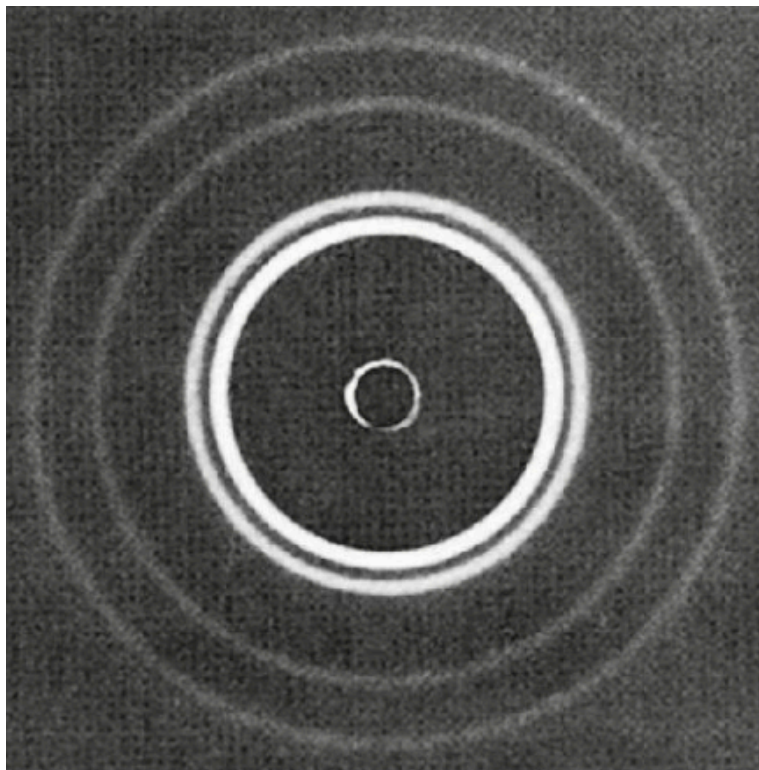
Gli esperimenti di Compton avevano dimostrato che Einstein aveva ragione a ritenere che la luce avesse una natura anche corpuscolare. Ora de Broglie stava suggerendo lo stesso tipo di fusione, il dualismo onda-particella, anche per la materia.

Sia la radiazione elettromagnetica, sia le particelle subatomiche mostrano in alcuni fenomeni natura ondulatoria, in altri natura corpuscolare. Questa proprietà è chiamata **dualismo onda-particella**.

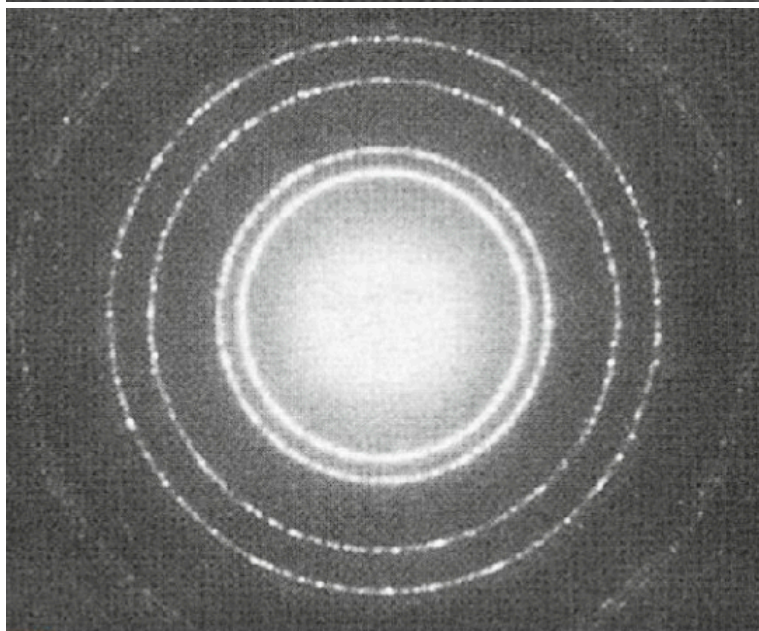
Ma ciò era veramente possibile? De Broglie aveva subito compreso che se la materia ha proprietà ondulatorie, un fascio di elettroni dovrebbe “sparpagliarsi” come un raggio di luce, ossia subire il fenomeno della diffrazione.

La prima verifica delle proprietà ondulatorie delle particelle fu effettuata nel 1927 da **Davisson** (1881-1958; Premio Nobel) e **Germer** (1896-1971; Premio Nobel) con un esperimento di diffusione.

I due fisici americani osservarono che un fascio di elettroni, interagendo con un cristallo di nichel, produceva una figura di diffrazione. Facendo variare l'energia degli elettroni incidenti, le posizioni dei massimi e dei minimi di diffrazione si spostavano e, in tutti i casi, le lunghezze d'onda misurate erano in accordo con la formula di de Broglie.



Gli elettroni diffusi dal reticolo e analizzati da opportuni rivelatori formarono una figura di diffrazione, proprio come i raggi X della stessa lunghezza d'onda inviati sullo stesso bersaglio.



Questo risultato, del tutto incomprensibile per la fisica classica, non lasciava dubbi:

Le particelle materiali si comportano, in determinate circostanze, come onde.

Intorno al 1930, **Stern** (1888-1969), ripetendo gli esperimenti di diffrazione con atomi di sodio, dimostrò che anche corpuscoli più complessi come gli atomi presentano proprietà ondulatorie.

Nel 1931, **Knoll** (1897-1969) e **Ruska** (1906-1988; Premio Nobel), servendosi della natura ondulatoria dell'elettrone, inventano il microscopio elettronico.

Le onde di de Broglie divennero un'indiscutibile realtà fisica, sebbene nessuno capisse perfettamente che cosa fossero.

La fisica atomica offriva un gran numero di risultati sperimentali ancora da interpretare e certe manifestazioni della natura a livello microscopico sembravano contraddirne altre e nessuno, fino a questo momento, aveva idea delle correlazioni che potevano sussistere.

Per superare i problemi che affliggevano la fisica atomica era necessario porre fine alle ipotesi ad hoc introdotte ogni qualvolta gli esperimenti fornivano dati in conflitto con la teoria esistente.

Il metodo da seguire doveva essere quello utilizzato da Einstein che lo aveva portato ad elaborare la teoria della relatività, ossia stabilire i principi fisici prima di passare a sviluppare le minuzie matematiche formali necessarie per tenere insieme il complesso edificio teorico.

Per un quarto di secolo, gli sviluppi della fisica quantistica , dalla legge della radiazione di corpo nero di Planck al quanto di luce di Einstein, dall'atomo quantistico di Bohr-Sommerfeld al dualismo onda-particella per la materia di de Broglie, erano stati il prodotto di un matrimonio infelice tra concetti quantistici e fisica classica.

I fisici dovevano liberarsi di cercare di far rientrare concetti quantistici nella cornice rassicurante e familiare della fisica classica.

Ciò che occorreva era una nuova teoria, una nuova meccanica del mondo quantistico, appunto la **meccanica quantistica**.

Il primo a farlo fu **Heisenberg** (1902-1976; Premio Nobel), quando adottò in modo pragmatico il credo positivista secondo il quale la scienza doveva basarsi su fatti osservabili, e **tentò di costruire una teoria basata esclusivamente sulle grandezze osservabili**.

L'orbita di un elettrone intorno al nucleo di un atomo di idrogeno non era osservabile, per cui l'idea di elettroni in orbita doveva essere abbandonata, così come qualunque tentativo di visualizzare ciò che accadeva all'interno di un atomo.

Pertanto Heisenberg, nel suo tentativo di costruzione di una teoria coerente ed unitaria, decise di ignorare tutto ciò che era inosservabile e concentrando l'attenzione soltanto su quelle grandezze che potevano essere misurate in laboratorio, come le frequenze e le intensità delle righe spettrali associate con la luce emessa o assorbita quando un elettrone salta da un livello energetico ad un altro.

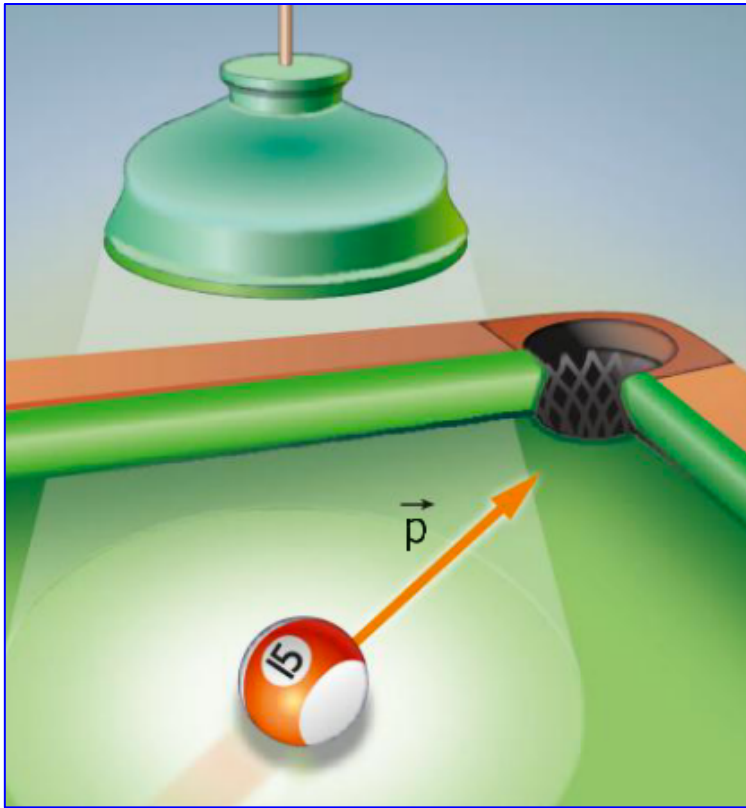
L'osservabilità era il promettente principio di questa nuova meccanica.

Non potendo affrontare nei dettagli questa teoria, chiamata **Meccanica matriciale**, in quanto matematicamente molto complessa, ne esaminiamo il principio fondamentale, il cosiddetto **Principio di indeterminazione**.

Principio di indeterminazione

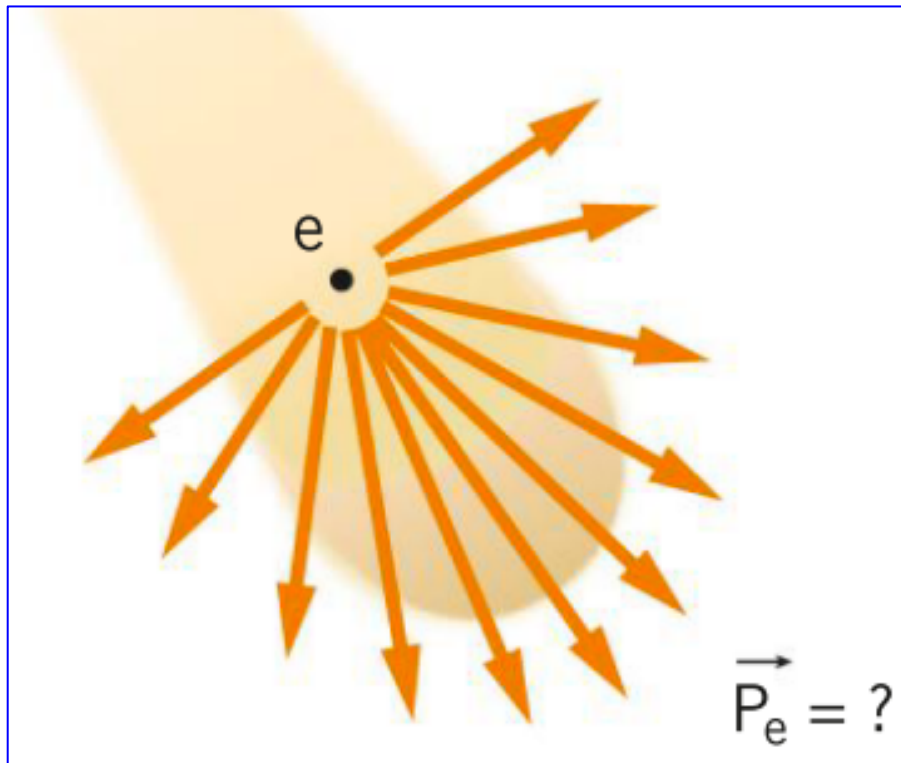
Ogni grandezza fisica deve essere suscettibile di una definizione operativa, nel senso che deve essere sempre possibile, mediante un'osservazione o un'esperienza, misurarne il valore. Nella fisica classica si supponeva che la misura di una grandezza potesse essere eseguita con precisione sempre maggiore, a condizione di utilizzare un dispositivo sempre più qualificato e una tecnica sempre più razionale.

In realtà ciò non è esatto: misurare significa sempre perturbare il sistema e quindi anche le grandezze che lo caratterizzano.

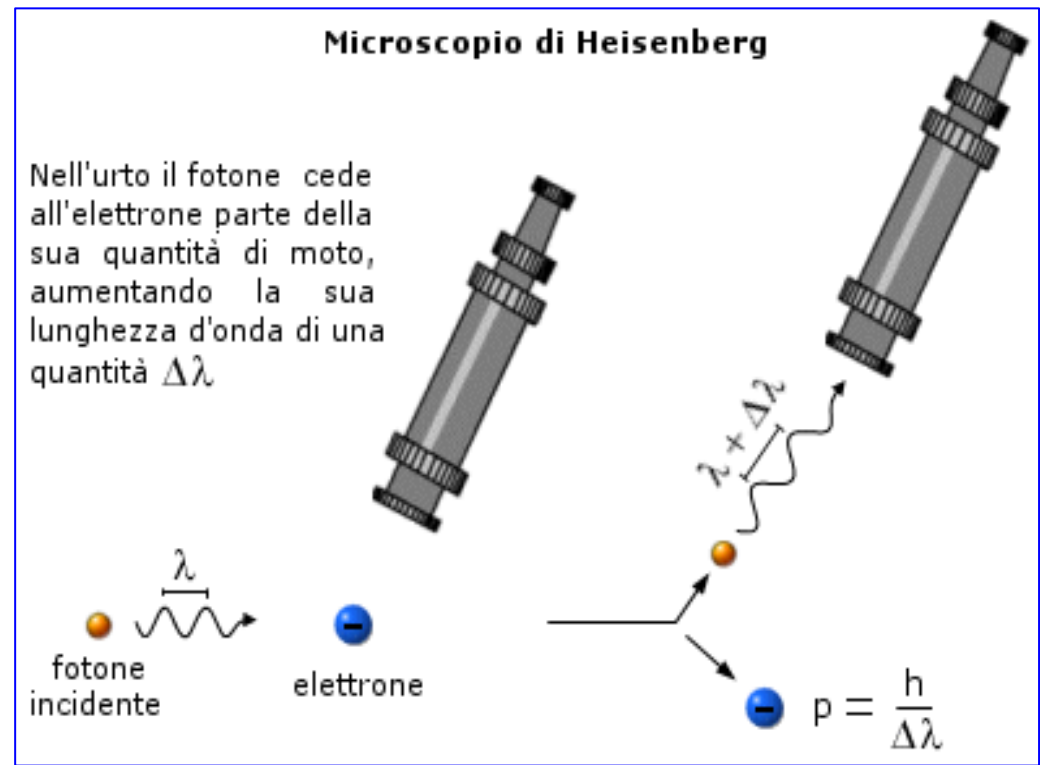


Per esempio, facendo arrivare un fascio luminoso sulla pallina in movimento, possiamo studiare il suo moto senza che esso sia influenzato dalle grandezze, quantità di moto, energia, ecc., associate alla radiazione. Queste sono infatti trascurabili rispetto ai valori delle corrispondenti grandezze fisiche che caratterizzano l'oggetto.

Il moto di un elettrone è invece perturbato in modo imprevedibile dai fotoni con i quali si vuole determinare la sua posizione e, dopo l'osservazione, la quantità di moto dell'elettrone è indeterminata.



Fra l'oggetto (elettrone) e lo strumento di misura si verifica dunque uno scambio energetico, un'interazione che tende a modificare qualche grandezza dinamica dell'oggetto.



Da questo discende in modo inequivocabile che:

"conoscere" significa "misurare" e "misurare" significa "perturbare".

Quindi:

non è possibile conoscere con precisione dove si trova l'elettrone, senza impartirgli una quantità di moto non determinabile.

Anche il concetto di traiettoria, fondamentale nella meccanica classica, perde senso perché si può parlare di traiettoria di un corpo solo se si può osservare il suo moto senza perturbarlo.

Partendo da queste premesse, Heisenberg introdusse un principio secondo il quale è: **impossibile valutare simultaneamente in modo rigoroso e senza alcun limite la posizione e la quantità di moto di un oggetto.**

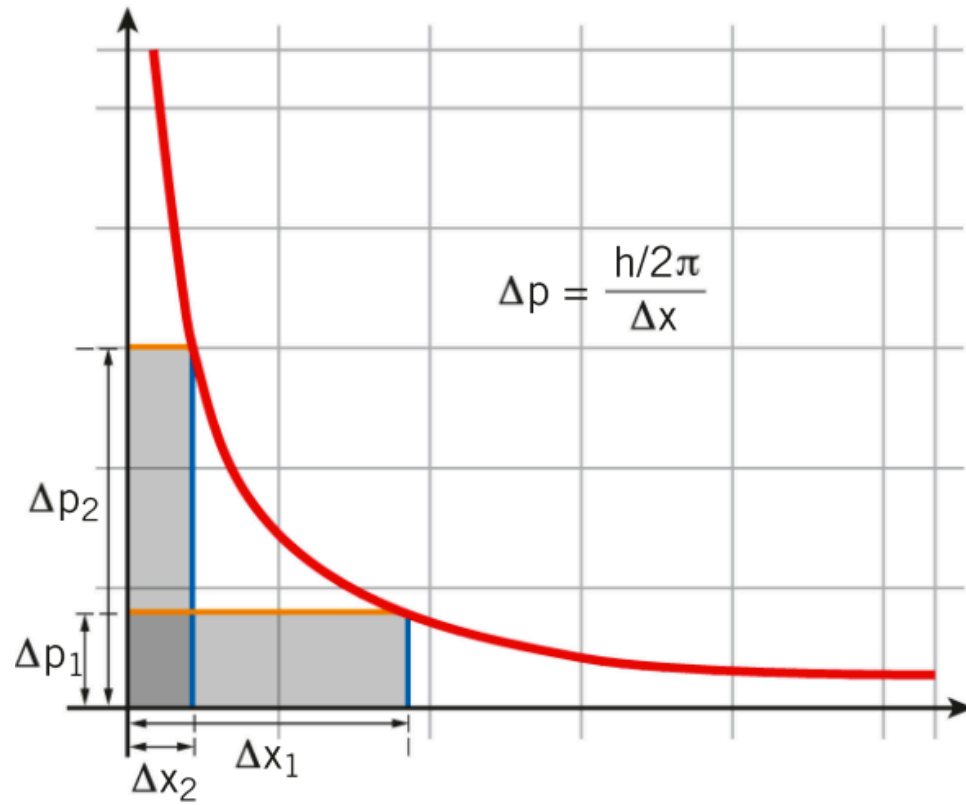
PRINCIPIO DI INDETERMINAZIONE DI HEISENBERG

Ogni qualvolta vogliamo determinare simultaneamente la posizione x di un corpuscolo lungo una data direzione e la sua quantità di moto p_x lungo la stessa direzione, le incertezze Δx e Δp_x delle due grandezze sono legate dalla relazione:

$$\Delta x \cdot \Delta p_x \geq \hbar$$

$$\hbar = \frac{h}{2\pi}$$

L'indeterminazione Δp_x sulla quantità di moto risulta dunque tanto maggiore quanto più esatta è la misura della posizione e viceversa: **Δx e Δp_x sono inversamente proporzionali**



Al limite, se potessimo conoscere perfettamente la quantità di moto di una particella, essendo $\Delta p_x=0$ avremmo $\Delta x=\infty$, e la posizione sarebbe perciò totalmente indeterminata, cioè la particella può essere trovata con eguale probabilità ovunque.

Vale anche una seconda forma del principio di indeterminazione che riguarda le grandezze fisiche energia e tempo: **è impossibile valutare *simultaneamente* in modo rigoroso e senza alcun limite l'istante di *tempo* in cui un sistema si trova in un particolare stato e la corrispondente *energia* del sistema.**

PRINCIPIO DI INDETERMINAZIONE DI HEISENBERG

Se misuriamo l'energia E di un corpuscolo mentre si trova in un determinato stato, impiegando un intervallo di tempo Δt per compiere tale osservazione, l'incertezza ΔE sul valore dell'energia è tale che:

$$\Delta E \cdot \Delta t \geq \hbar$$

$$\hbar = \frac{h}{2\pi}$$

Cosa significa? Se su un sistema si esegue una misura di energia, la precisione intrinseca ΔE con la quale è possibile ottenere il risultato è determinata dalla durata della misurazione: più breve è la misura, più impreciso è il valore trovato dell'energia.

Viceversa, se si vuole conoscere ciò che accade in un intervallo di tempo molto piccolo, il comportamento quantistico dei sistemi impone che si debbano impartire energie grandi: così, dopo la misura, l'energia del sistema è molto indeterminata.

Tuttavia le relazioni di indeterminazione rappresentano delle medie statistiche i cui valori derivano da un elevato numero di misure. Va quindi rilevato che da una verifica più approfondita risulta le relazioni d'indeterminazione assumono la forma:

$$\Delta x \cdot \Delta p_x \geq \frac{\hbar}{2}$$

$$\Delta E \cdot \Delta t \geq \frac{\hbar}{2}$$

In definitiva:

- Quanto più si cerca di migliorare la precisione della misura di una delle due grandezze coniugate (x e p , oppure E e t) tanto più aumenta l'imprecisione della conoscenza dell'altra.

L'indeterminazione nella conoscenza contemporanea dell'energia e del tempo, della velocità e della posizione, non significa che la conoscenza dello stato fisico del sistema è indeterminata, ossia dovuta a tecniche di misura insufficienti, ma che:

l'indeterminazione è insita nello stato fisico del sistema.

Per la coerenza della teoria quantistica, le relazioni di Heisenberg sono valide per ogni fenomeno che avviene in natura e quindi anche per il moto di un oggetto macroscopico. Solo che in questo caso l'indeterminazione quantistica è così piccola che appare trascurabile di fronte all'incertezza che deriva dagli errori sperimentali delle misure.

Le originali idee di de Broglie sulla natura ondulatoria della materia acquistarono un soddisfacente formalismo matematico (**Meccanica ondulatoria**) nel 1926 per opera del viennese **Schrodinger** (1887-1961; Premio Nobel).

La fisica di un'onda, qualunque essa sia, è sempre descritta da un'equazione. Non ci possono essere onde senza un'equazione d'onda. Quindi Schrodinger decise di trovare l'equazione mancante per le onde materiali di de Broglie.

L'atomo d'idrogeno, per ovvi motivi, sarebbe stato il banco di prova dell'equazione d'onda che doveva trovare.

Dopo mesi di lavoro, Schrodinger arrivò a formulare l'equazione (un'equazione differenziale alle derivate parziali) che descriveva le onde di materia, molto simile a quella che descrive la propagazione delle onde meccaniche o elettromagnetiche:

EQUAZIONE D'ONDA DI SCHRODINGER

$$\frac{d^2\psi}{dx^2} + \frac{8\pi^2m}{h^2} [E - V(x)]\psi = 0$$

- ❑ E è l'energia meccanica totale (cinetica+potenziale) della particella di massa m in moto.
- ❑ V(x) è il campo di potenziale che agisce nella regione in cui si muove la particella.

Non entriamo nel merito
dell'equazione, ma analizziamo la
sua importanza e il significato della
funzione $\psi(x,y,z,t)$, chiamata
funzione d'onda.

L'equazione funziona

- L'equazione genera i valori corretti per i livelli energetici dell'atomo di idrogeno di Bohr-Sommerfeld.
- Più complicata delle onde stazionarie unidimensionali di de Broglie che si inserivano nelle orbite circolari, l'equazione genera gli analoghi tridimensionali di quelle onde, gli orbitali elettronici.
- Le energie associate agli orbitali elettronici sono anch'esse generate come parte integrante delle soluzioni accettabili dell'equazione d'onda di Schrodinger.

In sintesi:

Le soluzioni $\psi(x,y,z,t)$ dell'equazione di Schrodinger forniscono le proprietà quantistiche del sistema in esame.

Tutte le ipotesi ad hoc finora introdotte nell'atomo quantistico per dar conto delle sue evidenze sperimentali, adesso scaturiscono in modo naturale dall'interno della struttura della nuova meccanica di Schrodinger, la **meccanica ondulatoria**.

In netto contrasto con l'austera meccanica delle matrici di Heisenberg, Schrodinger offriva un'alternativa familiare e rassicurante e prometteva di spiegare il mondo dei quanti in termini più vicini alla fisica classica.

Qual era, ammesso che ve ne fosse una, la connessione tra meccanica delle matrici e meccanica ondulatoria? Fu lo stesso Schrodinger a trovare la connessione. **Le due teorie** che sembravano così diverse per forma e contenuto, l'una impiegando equazioni d'onda e l'altra algebra matriciale, **erano matematicamente equivalenti**.

Le due teorie potevano anche essere tecnicamente equivalenti, ma la natura della realtà fisica che stava oltre la matematica era del tutto diversa: le onde e le continuità di Schrodinger contro le particelle e la discontinuità di Heisenberg. Ciascuno dei due era convinto che la sua teoria cogliesse la vera natura della realtà fisica. Non potevano avere entrambi ragione.

Il significato della funzione d'onda

La soluzione dell'equazione di Schrodinger, nota come **funzione d'onda** e indicata con la lettera ψ , contiene tutte le informazioni circa l'evoluzione dell'onda-particella nello spazio e nel tempo, ossia dalla cui conoscenza è possibile ricavare lo stato della particella.

Ma c'era una domanda cui Schrodinger trovava difficile rispondere: che cos'era a compiere l'oscillazione? In sostanza, qual è il significato fisico della funzione d'onda?

A compiere l'oscillazione sono le molecole d'aria, nel caso delle onde sonore, o il campo elettromagnetico nel caso delle onde elettromagnetiche.

Schrodinger credeva che le onde di materia fossero altrettanto reali quanto qualsiasi di queste onde, e quindi propose che la funzione d'onda, per esempio, di un elettrone fosse intimamente connessa alla distribuzione a forma di nube della sua carica elettrica mentre si muove attraverso lo spazio.

Da questo punto di vista, la funzione d'onda $\Psi(x, y, z, t)$ non sarebbe altro che la densità di carica elettronica nel punto di coordinate (x,y,z) all'istante t .

Ma presto tale interpretazione andò incontro a difficoltà insormontabili. Da un lato era fisicamente insostenibile, dall'altro lato non era confermata da nessuna osservazione, in quanto in tutte le misure sperimentali la carica non si trova distribuita, ma concentrata in un punto.

Se la funzione d'onda di Schrodinger non rappresentava onde reali nello spazio tridimensionale, di che onde si trattava?

Fu **Born** (1882-1970; Premio Nobel) a fornire la risposta, interpretando la funzione d'onda sulla base di concetti probabilistici.

Infatti, secondo Born:

la funzione d'onda è una
ampiezza di probabilità.

Questo significa che, se stiamo studiando il
comportamento di un elettrone, la quantità:

DENSITA' DI PROBABILITA'

$$|\psi(x, y, z, t)|^2 \Delta V$$

fornisce la probabilità che l'elettrone si trovi, a un
istante di tempo t , in un volume ΔV il cui centro è
posto nel punto di coordinate (x, y, z) .

Nell'espressione precedente, ΔV deve essere abbastanza piccolo da fare sì che la funzione $\Psi(x, y, z, t)$ non vari in modo apprezzabile al suo interno.

La *densità di probabilità* possiede così un significato fisico reale:

- La densità di probabilità non dice dove una particella è in un dato istante, ma semplicemente dove è probabile che sia.
- La funzione d'onda rappresenta non come il sistema fisico è, ma ciò che sappiamo del sistema.

Le probabilità calcolate a partire dalla $\psi(x, y, z, t)$ sono le informazioni più dettagliate che in via di principio è possibile avere sul sistema fisico quantistico in esame.

Non è che la meccanica quantistica sia inadeguata a predire l'esatta posizione o la velocità della particella in un dato istante, è che una particella quantistica semplicemente non possiede un insieme completo di attributi fisici con valori ben precisi.

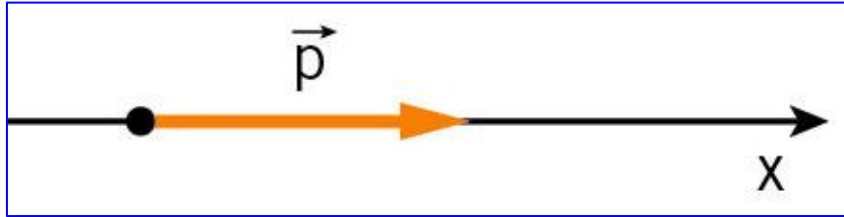
In sintesi, questa interpretazione probabilistica di ψ è il principale strumento per creare il legame tra le formule della fisica quantistica e l'osservazione nell'esperimento.

Tutti i risultati sperimentali sono in accordo con questa visione probabilistica cosicché, alla luce delle conoscenze odierne, dobbiamo rinunciare al determinismo che era tipico della fisica classica.

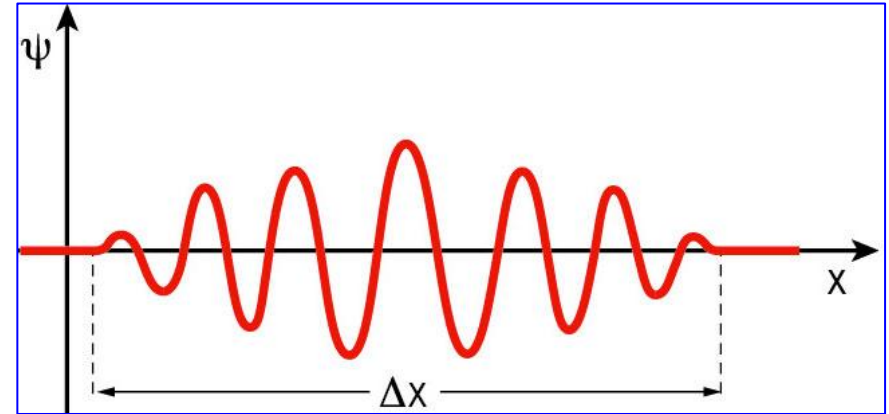
Non possiamo più pretendere di prevedere in dettaglio l'evoluzione di un sistema fisico, ossia la sua traiettoria, o il risultato di una misura sperimentale.

Dobbiamo «accontentarci» di calcolare con quale probabilità avranno luogo le possibili evoluzioni di uno stesso stato fisico, oppure con quali probabilità, eseguendo un esperimento, otterremo uno dei risultati possibili piuttosto che un altro.

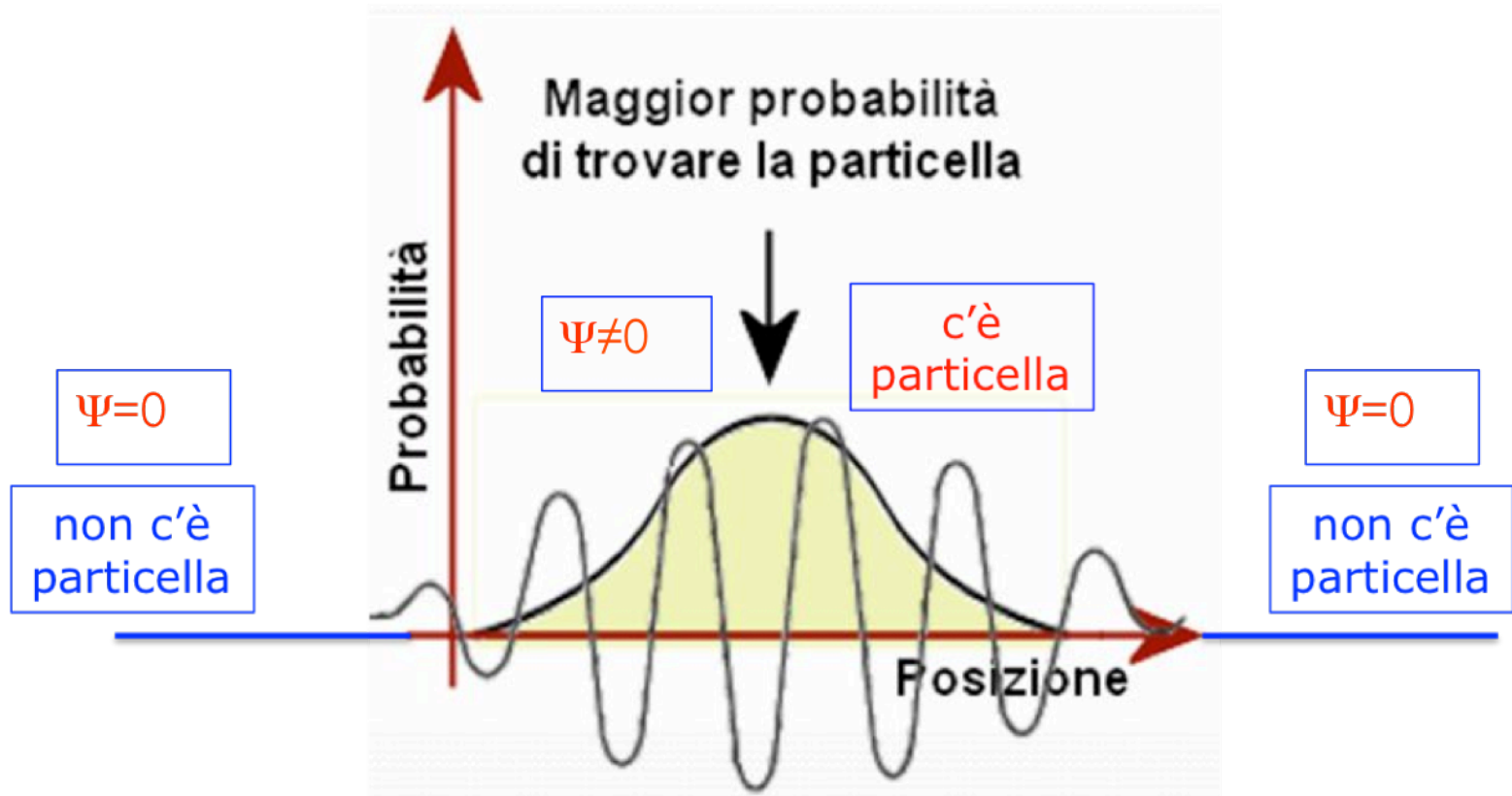
L'introduzione della funzione d'onda comporta un cambiamento radicale nel modo in cui la fisica modella la realtà.



Nel modello corpuscolare una particella è pensata come un punto materiale che si muove con quantità di moto $\mathbf{p}$ lungo una direzione, che si può scegliere come asse x .



La fisica quantistica utilizza la funzione Ψ della posizione x , che determina la probabilità di osservare la particella in una zona piuttosto che in un'altra.



Nelle zone in cui Ψ oscilla, la probabilità di trovarvi una particella è diversa da zero. Non si trova mai la particella fuori da questa regione, dove Ψ è nulla.

Questa funzione d'onda formalizza il fatto misterioso che sta alla base della meccanica quantistica, la cosiddetta dualità onda-corpuscolo.

Dunque se si vuole descrivere una particella, che è localizzata, con qualcosa che si comporta come un'onda non localizzata, si fa per l'appunto ricorso alla funzione d'onda, che descrive non tanto la particella quanto piuttosto la probabilità di trovarla in una data posizione a un dato istante.

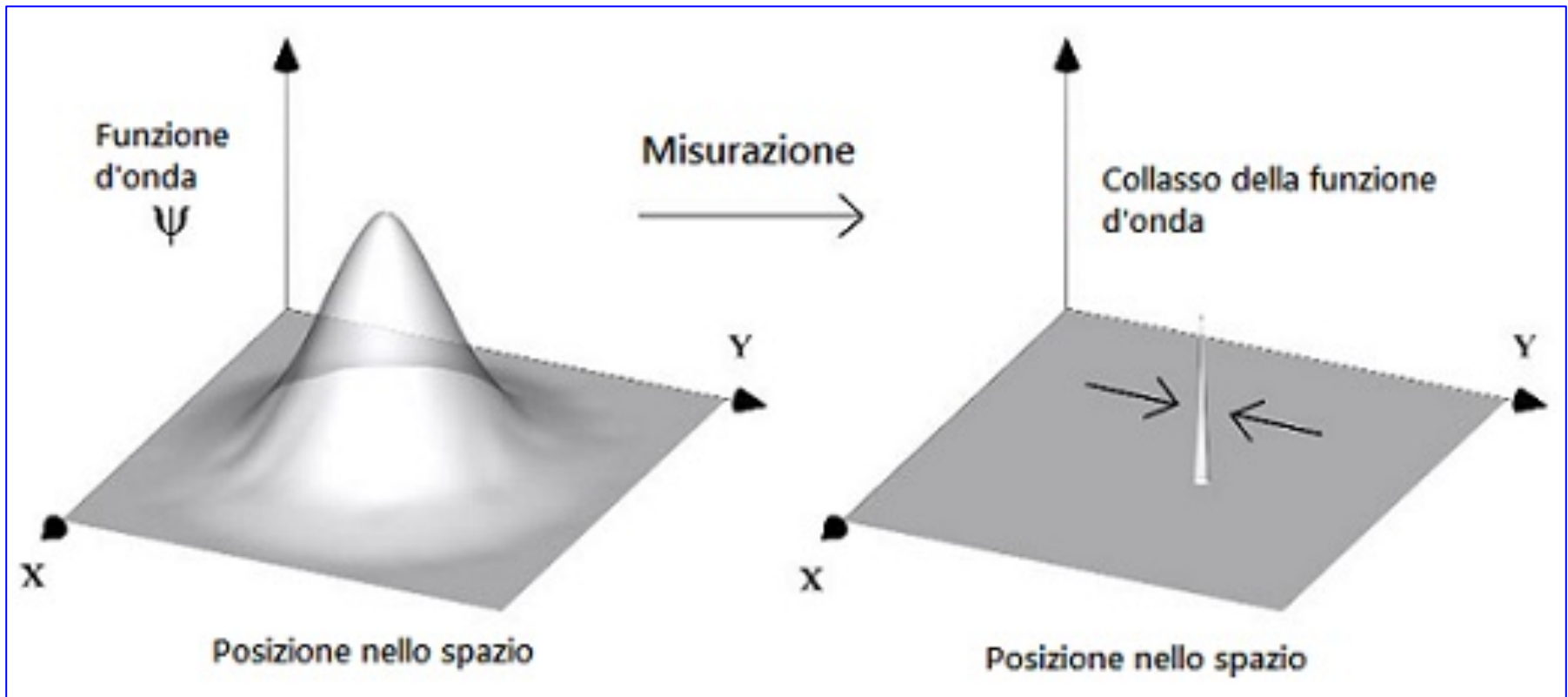
Se la funzione, e dunque la probabilità di trovare la particella, è diversa da zero in molti punti diversi, allora la particella si comporta come se fosse in molti punti diversi allo stesso tempo.

Bohr, nella sua interpretazione della meccanica quantistica, sosterrà che:

Interpretazione di Copenhagen

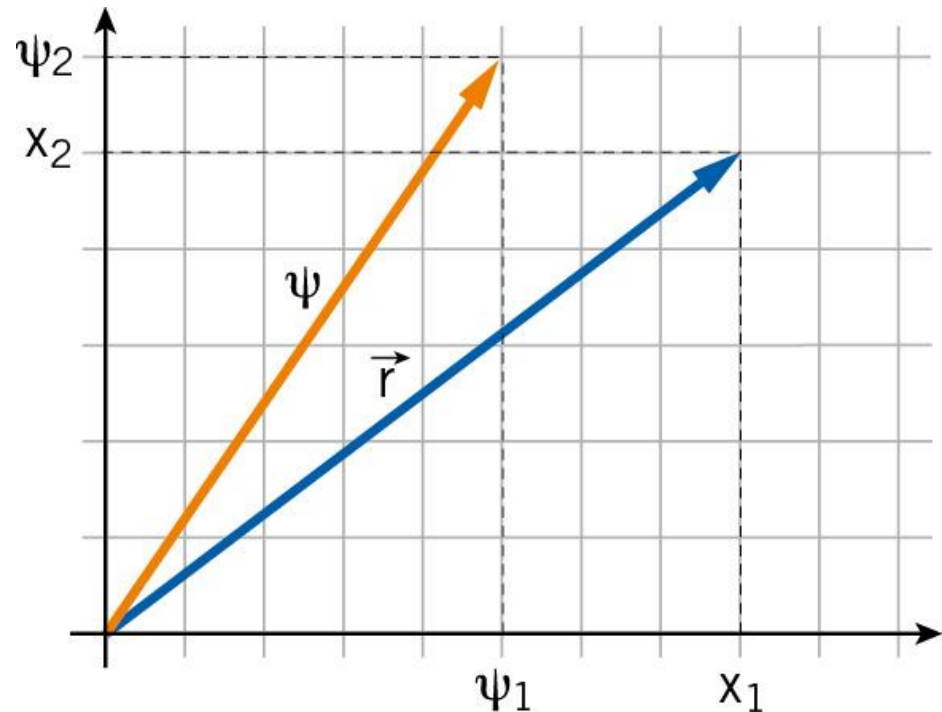
Finché non viene effettuata una misurazione, un oggetto microscopico come un elettrone non esiste da nessuna parte. Tra una misurazione e la successiva esso non ha alcun tipo di esistenza al di fuori delle possibilità astratte della funzione d'onda. Soltanto quando viene compiuta una misurazione la funzione d'onda subisce il collasso mentre uno dei possibili stati dell'elettrone diventa lo stato effettivo e la probabilità di tutte le altre possibilità diventa nulla.

Interpretazione di Copenhagen



In realtà, l'ampiezza di probabilità Ψ non è rappresentata da una funzione sola, ma da una coppia di funzioni, che insieme sono soluzioni dell'equazione di Schrödinger scritta per il particolare sistema fisico a cui la particella appartiene.

Quindi, come per il vettore $\mathbf{r}$ nel piano, anche la funzione d'onda Ψ (che non è un vettore, ma un numero complesso) ha due componenti:



$$\vec{r} = (x_1; x_2) \xrightarrow{\text{teorema di Pitagora}} r^2 = x_1^2 + x_2^2$$

$$\Psi = (\Psi_1; \Psi_2) \Rightarrow (\Psi)^2 = \Psi_1^2 + \Psi_2^2$$

Poiché Ψ è un numero complesso, Ψ_1 e Ψ_2 sono la sua parte reale e la sua parte immaginaria.

Ψ_1 e Ψ_2 sono a loro volta funzioni dell'istante t e delle coordinate (x,y,z) del punto in cui si vuole calcolare la probabilità di trovare la particella.

È molto importante notare che la probabilità di cui stiamo parlando è molto diversa da quella che si incontra in altri campi della fisica.

In sistemi (come i gas) che contengono un gran numero di particelle è impossibile sia conoscere le proprietà di tutte le componenti del sistema, sia calcolarne l'evoluzione. In tale contesto si deve introdurre una **probabilità da ignoranza**: non sapendo fare di meglio, ci limitiamo a calcolare, per esempio, la probabilità che, presa una molecola, essa abbia una certa velocità.

Ciò non toglie che, almeno in linea di principio, possedendo più informazioni e capacità di calcolo rispetto a quelle che abbiamo, la soluzione esatta del problema sarebbe possibile.

La probabilità quantistica rappresenta, invece, il massimo delle informazioni che possiamo avere sul sistema fisico.

Il fatto che gli esiti delle misure su sistemi quantistici risultano casuali, possiamo asserire che, **le probabilità quantistiche risultano**, nel linguaggio della filosofia della scienza, **non epistemiche**, cioè non possono essere attribuite ad ignoranza, ad una mancanza di informazione sul sistema che, se fosse disponibile, ci consentirebbe di trasformare le asserzioni probabilistiche in asserzioni certe.

La probabilità quantistica è una caratteristica
intrinseca della realtà atomica.

Fino ad ora, tutti i risultati sperimentali sono in accordo con questa visione probabilistica cosicché, alla luce delle conoscenze odierne, dobbiamo rinunciare al determinismo che era tipico della fisica classica.

Certo, non è facile farsi una ragione di questa incertezza implicita nella natura. In fondo, la frase di Einstein, "**Non credo che Dio giochi a dadi con l'universo**", sicuramente esprime questo disagio.

In conclusione, possiamo così riassumere:

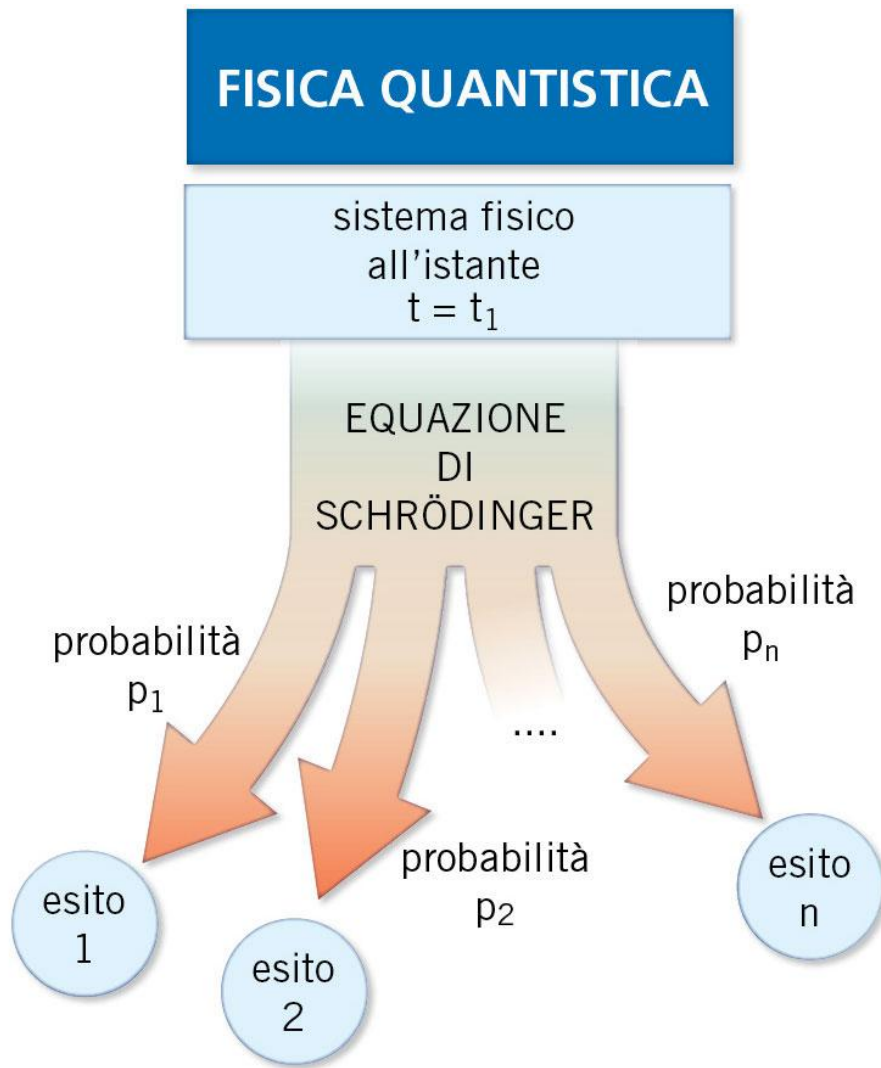
FISICA CLASSICA

sistema fisico
all'istante
 $t = t_1$

LEGGI
DEL
MOTO

sistema fisico
all'istante
 $t = t_1 + \Delta t$

Nella meccanica classica lo stato di un sistema, in linea di principio, è completamente determinato in ogni istante, grazie alle leggi del moto di Newton, se si specificano posizione e velocità ad un dato istante.



Nella meccanica quantistica possiamo solo sapere con quali probabilità avranno luogo le possibili evoluzioni di uno stesso stato fisico, oppure con quali probabilità, eseguendo un esperimento, otterremo uno dei risultati possibili piuttosto che un altro.

AMPIEZZA DI PROBABILITA' E PRINCIPIO DI HEISENBERG

La rappresentazione delle proprietà di un sistema quantistico attraverso la funzione d'onda e il principio di Heisenberg sono strettamente collegati:

Facendo uso dell'ampiezza di probabilità Ψ , la fisica quantistica spiega il principio di indeterminazione di Heisenberg.

Caso particella libera

Consideriamo una particella libera, cioè non soggetta ad alcuna forza. Per il primo principio della dinamica, la sua quantità di moto $\mathbf{p}$ e la sua energia E si conservano per un tempo indefinito.

Per questa particella, l'equazione di Schrödinger fornisce le seguenti funzioni d'onda (soluzioni dell'equazione differenziale):

$$\Psi_1 = a \cos \left(2\pi \left(\frac{Et}{h} - \frac{px}{h} \right) \right) \quad \Psi_2 = a \sin \left(2\pi \left(\frac{Et}{h} - \frac{px}{h} \right) \right)$$

E' facile calcolare Ψ^2 :

$$\Psi^2 = \Psi_1^2 + \Psi_2^2 = a^2 \left[\cos^2 \left(2\pi \left(\frac{Et}{h} - \frac{px}{h} \right) \right) + \sin^2 \left(2\pi \left(\frac{Et}{h} - \frac{px}{h} \right) \right) \right] = a^2$$

dove abbiamo usato: $\cos^2 a + \sin^2 a = 1$

In definitiva:

DENSITA' DI PROBABILITA'
particella libera

$$|\Psi(x, y, z, t)|^2 \Delta V = a^2 \Delta V$$

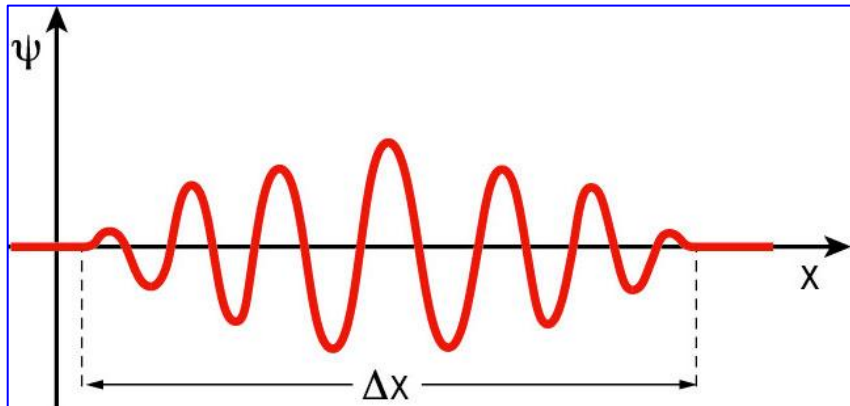
Per un valore di p perfettamente definito, la probabilità di trovare la particella in un volume ΔV all'istante t è la stessa per ogni ΔV e per ogni t , per cui la particella potrebbe essere ovunque.

Questo non è altro che il principio di indeterminazione di Heisenberg:

alla massima determinazione sulla quantità di moto di una particella corrisponde la massima incertezza sulla sua posizione.

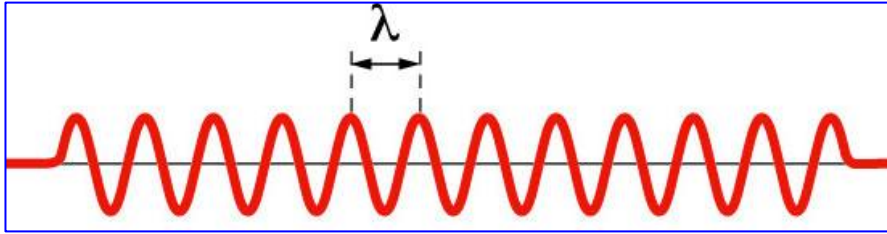
Caso pacchetto d'onde

In fisica quantistica di solito una particella è descritta non da un'onda piana (come nel caso della particella libera), ma come un pacchetto d'onde (contenente un numero arbitrario di onde con diversi λ) che è diverso da zero soltanto in una zona limitata di spazio.



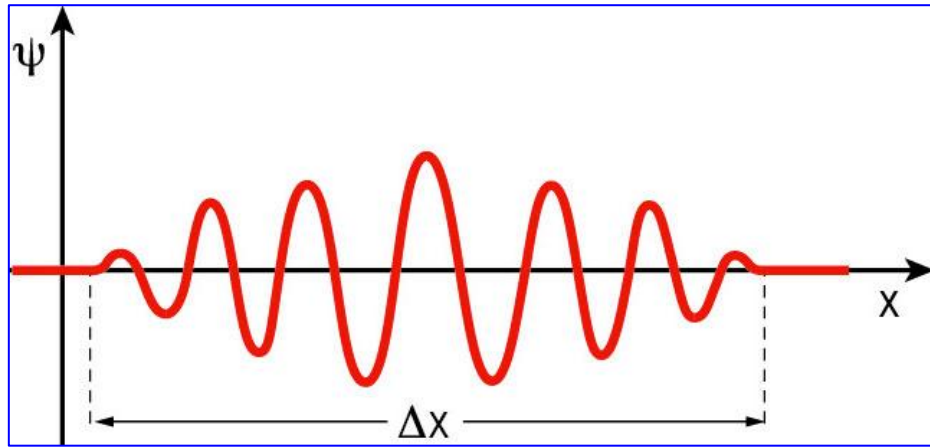
Ricordiamo che, in meccanica quantistica, il modulo al quadrato del pacchetto d'onde descrive la probabilità che una particella o più particelle in un determinato stato (specificato dal pacchetto in questione) abbiano una data posizione nello spazio o una data quantità di moto.

Cosa si può dire della quantità di moto della stessa particella?



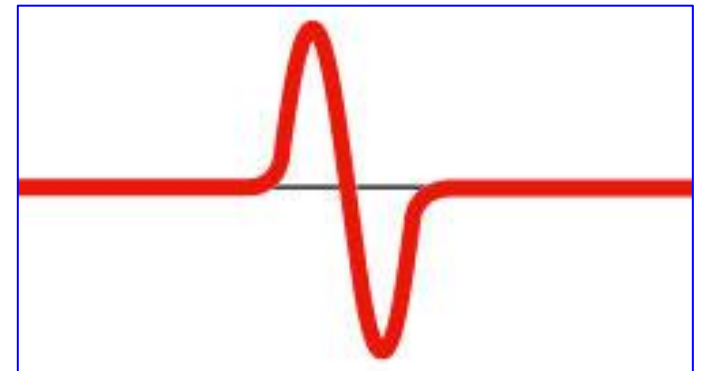
Nel caso estremo di un'onda sinusoidale che si estende a tutto lo spazio, la lunghezza d'onda λ è una e ben definita e lo stesso accade per la quantità di moto $p=h/\lambda$.

Quindi l'indeterminazione Δp è nulla e, contemporaneamente, l'indeterminazione Δx è massima (infinita), dato che la particella si può trovare ovunque.

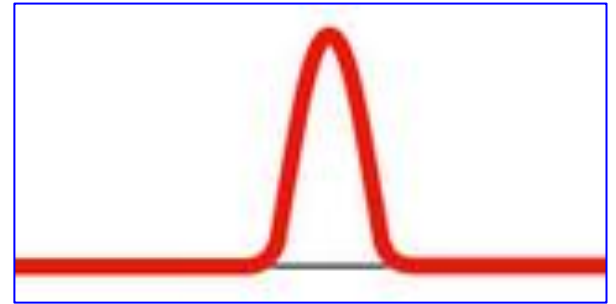


In questo caso, invece, a una posizione meglio definita corrisponde una maggiore incertezza sul valore di λ e quindi su $p=h/\lambda$.

Nel caso in cui la posizione x è nota con precisione, il pacchetto contiene meno oscillazioni e la sua λ è molto mal definita. Per questo la quantità di moto $p=h/\lambda$ ha una grande incertezza Δp .



Quando il pacchetto d'onda è concentrato in un punto ($\Delta x \simeq 0$), il concetto di «lunghezza d'onda» perde senso ($\Delta \lambda \rightarrow \infty$) e la quantità di moto $p = h/\lambda$ è completamente indeterminata ($\Delta p \rightarrow \infty$).



Questi non sono altro che esempi del principio di indeterminazione di Heisenberg:

Quando Δx è grandissimo l'indeterminazione Δp tende a zero, come è previsto dal principio di Heisenberg: $\Delta p \simeq \hbar/\Delta x$. Reciprocamente, più il pacchetto d'onda è corto (Δx piccolo), maggiore è l'incertezza $\Delta \lambda$ e quindi maggiore è Δp .

Consideriamo un insieme di elettroni o fotoni che, propagandosi nello spazio, trasportano energia e costituiscono una «radiazione».

Alla domanda: **si tratta di onde o corpuscoli?** La risposta corretta è: **non si può rispondere**.

Quando si propaga nello spazio, ogni radiazione va pensata come costituita da pacchetti d'onda delle ampiezze di probabilità di tutte le particelle del sistema.

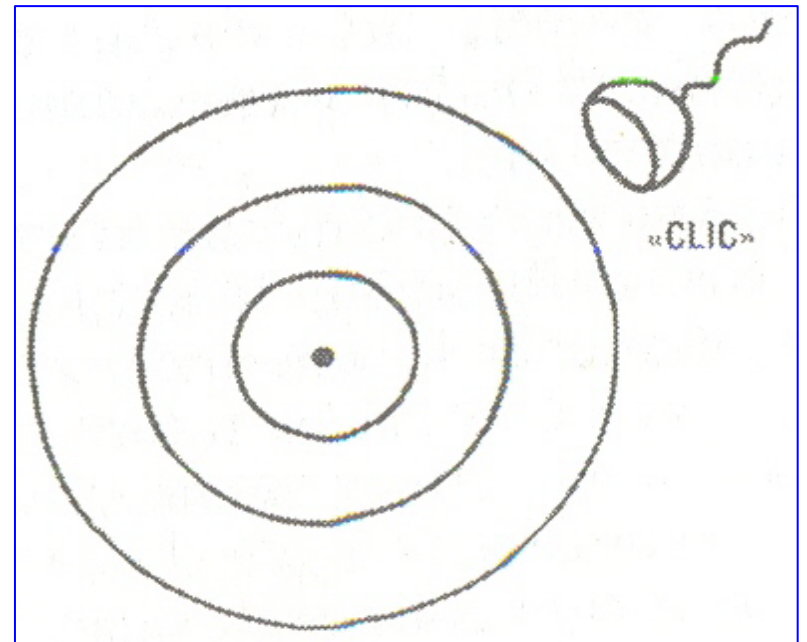
Quando la si osserva interagire con qualche dispositivo, essa si comporta come onda (diffusa nello spazio) o come corpuscolo (concentrato in un punto) a seconda del tipo di misura che su di essa si esegue.

LA NATURA DELLE ONDE QUANTISTICHE

Approfondiamo la questione sulla natura delle onde di probabilità.

Supponiamo che una sorgente emetta onde di luce che si diffonderanno nello spazio in tutte le direzioni, con simmetria sferica.

L'intensità della luce può, però, essere così bassa che viene emesso solo un fotone ogni tanto. Ciò significa che se installiamo da qualche parte un rivelatore, questo registrerà un fotone molto raramente.



Così, mentre l'onda si diffonde in tutto lo spazio, il fotone è misurato solo in un punto singolo. Che cosa succede al resto dell'onda? Che senso ha parlare di onda? Continuerà a diffondersi senza che esista un fotone?

In fisica quantistica dobbiamo parlare di onde di probabilità, e non di onde tridimensionali reali come le onde sonore.

Se un fotone viene emesso dalla sorgente, questo corrisponde a un'onda di probabilità sferica, la cui intensità in una certa posizione indica la probabilità di trovare la particella in quel punto e in un dato istante.

La probabilità calcolata su tutta la sfera deve essere pari a $P=1$, perché la particella deve trovarsi in qualche punto della sfera stessa: non può certo scomparire.

Che cosa succede quando rileviamo la particella in un determinato punto, cioè quando il rivelatore scatta? Se la particella viene rilevata in un certo punto, non può certo essere un altro punto. Quindi, dal momento in cui il rivelatore scatta, la probabilità deve subito diventare zero in tutto il resto della sfera.

Come fece notare Einstein, in caso di distanze molto grandi siamo di fronte a un potenziale problema.

Nel momento in cui il fotone viene rilevato in una certa posizione, in qualsiasi altro punto l'onda sferica scomparirà senza alcun ritardo, in modo assolutamente istantaneo.

È chiaro che questo aspetto attirò le critiche di Einstein, il quale con la teoria della relatività aveva scoperto che niente può superare la velocità della luce. Qui però sembra che l'informazione “il fotone è stato rilevato” si possa effettivamente propagare a qualsiasi velocità, visto che l'onda scompare subito in tutto lo spazio.

Quindi l'immagine realistica di un'onda che si diffonde concretamente nello spazio provoca forti difficoltà concettuali.

L'unica possibilità di evitare questo problema consiste nel:

non vedere l'onda di probabilità come un'onda vera e propria che si diffonde realmente nello spazio, ma come un semplice strumento utile a calcolare la probabilità che un fotone sia rilevato in un determinato punto e in un dato istante.

Quindi, è meglio considerare l'onda di probabilità solo un aiuto per la comprensione, con cui in qualche modo possiamo crearci delle immagini mentali. Per essere precisi, possiamo parlare solo di risultati dell'osservazione, come lo scatto del rivelatore, e delle loro probabilità.

Questo vale anche nel caso di particelle dotate di massa, perché anche in questo caso parliamo di un'onda di probabilità, l'onda di materia di de Broglie.

Abbiamo trovato così un'interpretazione secondo la quale non si parla più di onde che si diffondono nello spazio, e neanche di particelle che seguono una certa traiettoria, ma solo dei singoli fenomeni che vengono effettivamente osservati.

PRINCIPIO DI SOVRAPPOSIZIONE

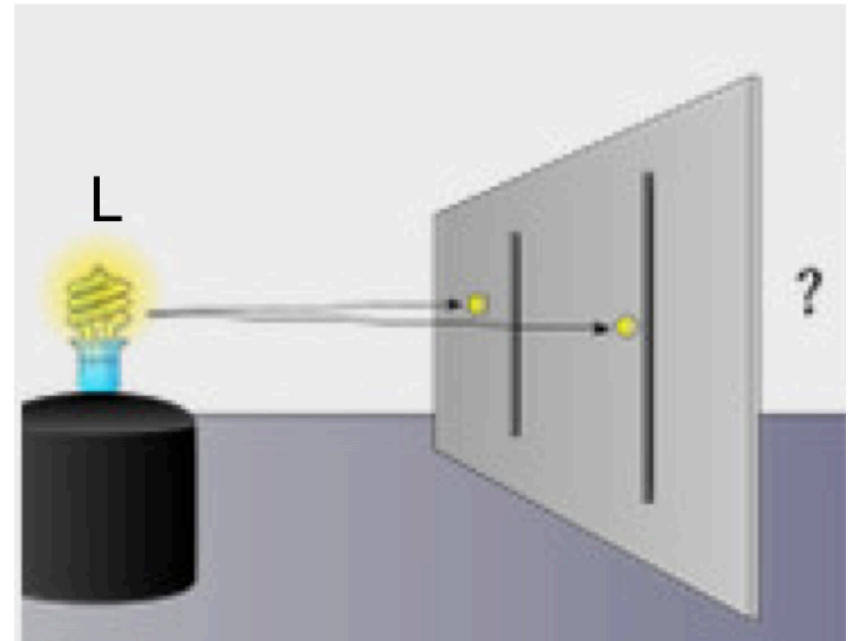
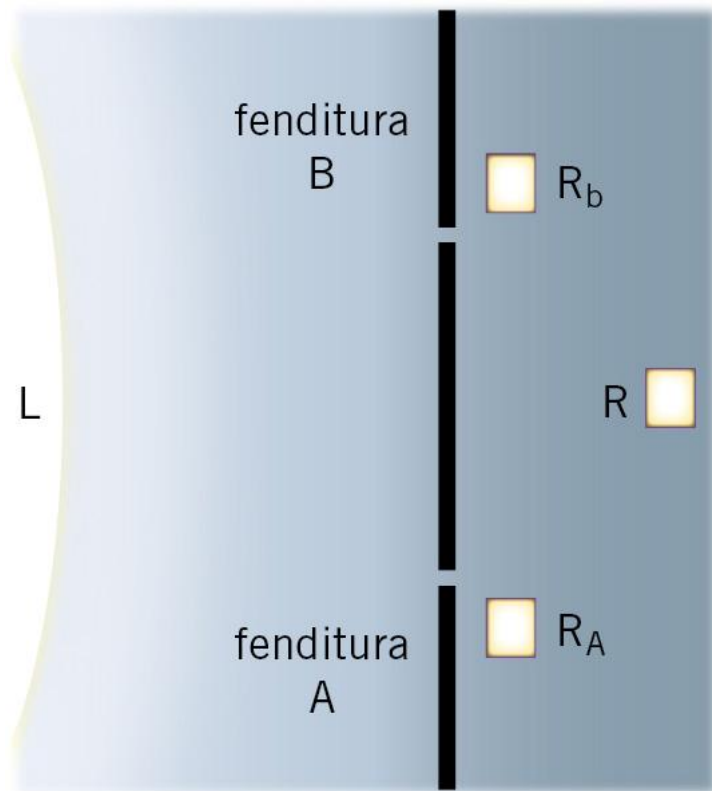
Se un sistema fisico ammette due ampiezze di probabilità ψ_a e ψ_b che descrivono due stati del sistema, allora lo stesso sistema può essere descritto anche dall'ampiezza ψ somma delle ampiezze ψ_a e ψ_b :

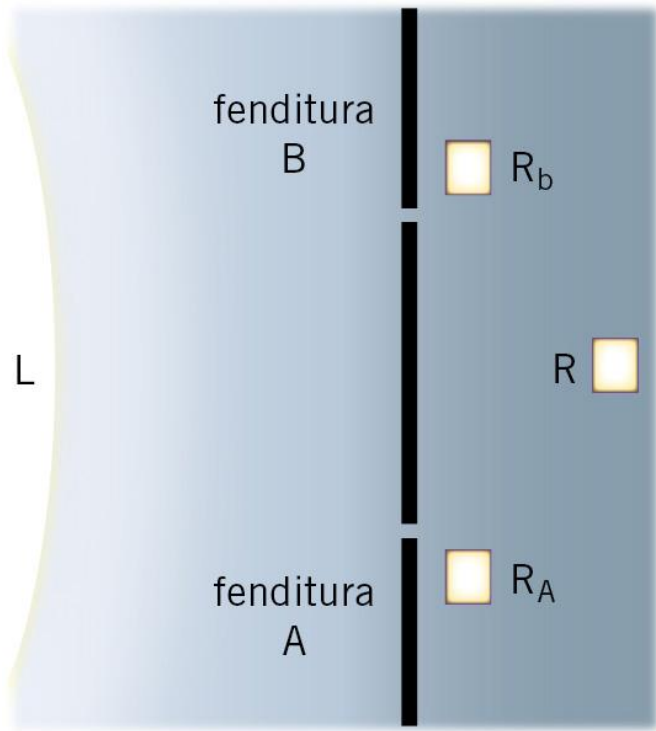
$$\Psi = a\Psi_a + b\Psi_b$$

Si dice che il sistema fisico è descritto da una sovrapposizione di stati.

Vediamo cosa significa questo principio e quali sono le sue conseguenze.

Consideriamo un elettrone (ma vale anche per un fotone o qualsiasi altra particella) emesso dalla sorgente L.





L'elettrone che giunge sul rivelatore R può essere descritto da due funzioni d'onda fondamentali: la prima, che chiameremo Ψ_a , descrive un elettrone che è passato dalla fenditura A; la seconda, Ψ_b , descrive un elettrone che è passato dalla fenditura B.

Da un punto di vista quantistico, lo stato dell'elettrone è descritto dalla seguente funzione d'onda:

$$\Psi = a\Psi_a + b\Psi_b$$

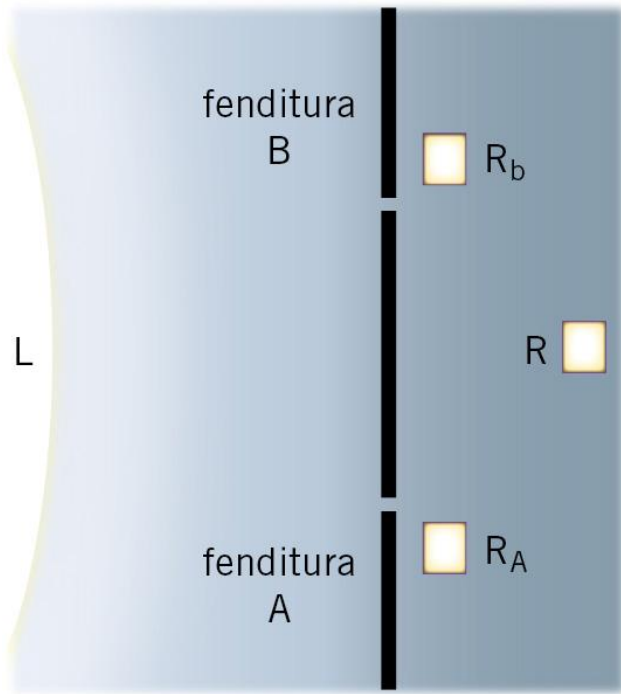
a,b
numeri relativi

Non significa che esso è passato per entrambe le fenditure né, se la cosa può avere senso, che è passato un po' attraverso la prima e un po' attraverso la seconda. Significa soltanto che, per esso, **la domanda** «qual è la fenditura attraversata dall'elettrone?» non ha una risposta definita.

ψ descrive una situazione in cui la fenditura attraverso cui l'elettrone, o qualsiasi altra particella, passa non è definita.

Dal punto di vista classico questa descrizione non ha significato, mentre dal punto di vista delle onde di probabilità è del tutto coerente.

Tutto ciò che è possibile calcolare è la probabilità che un elettrone passi attraverso una determinata fenditura.



Se la sorgente L emette in successione soltanto elettroni descritti dalla funzione d'onda $\Psi = a\Psi_a + b\Psi_b$, possiamo mettere altri due rivelatori R_A e R_B per verificare se gli elettroni passano attraverso la fenditura A oppure attraverso la B.

Non sarà possibile sapere in anticipo da quale fenditura passerà un determinato elettrone. L'unica cosa che possiamo dire sull'elettrone è che esso si trova in una sovrapposizione di entrambe le possibilità.

Qualche volta un elettrone è rivelato da R_A e altre volte da R_B , ma **mai due elettroni sono rivelati contemporaneamente**.

Quindi, l'esperimento mostra che, su N elettroni che attraversano lo schermo, N_A passano per la fenditura A e i rimanenti $(N - N_A)$ attraverso la B. Il risultato di ogni singola misurazione non è in alcun modo prevedibile a priori, ma le due probabilità (che l'elettrone passi, rispettivamente, attraverso la prima o la seconda fenditura):

$$p_A = \frac{N_A}{N} \quad p_B = \frac{N - N_A}{N}$$

sono in accordo con i valori che si possono calcolare teoricamente conoscendo i coefficienti a e b :

$$p_A = \frac{a^2}{a^2 + b^2} \quad p_B = \frac{b^2}{a^2 + b^2}$$

Quando si esegue questo tipo di misura l'elettrone è certamente passato per una fenditura determinata e, quindi, non è più descritto dallo stato $\Psi = a\Psi_a + b\Psi_b$ ma da uno dei due stati fondamentali Ψ_a e Ψ_b (a seconda di qual è la fenditura da cui risulta passato).

Quindi la misura ha solo due possibili risultati e quando avviene una delle due, lo stato quantistico “collassa” in ψ_a o ψ_b , e l'altro stato sarà escluso.

In generale una particella, prima della misura, si trova in una sovrapposizione di tutti i diversi risultati che possiamo ottenere in un esperimento. La misura ci darà uno dei possibili risultati dell'esperimento escludendo tutti gli altri possibili prima della misura.

Sempre secondo la concezione classica della fisica quantistica (interpretazione di Copenaghen), possiamo sostenere che:

Interpretazione di Copenaghen

Finché non viene effettuata una misurazione, non ha senso porsi la domanda: da dove è passato l'elettrone (o un'altra particella). L'atto di compiere una misura fa "collassare" la funzione d'onda dallo stato di sovrapposizione a uno dei due stati fondamentali.

I coefficienti numerici (a,b) che compaiono nella sovrapposizione delle funzioni d'onda determinano le probabilità dei diversi eventi e quindi del fatto che la funzione d'onda Ψ collassi nello stato Ψ_a piuttosto che nello stato Ψ_b .

Secondo la fisica quantistica questo è il massimo di informazione che si può avere sul sistema.

Dunque, l'introduzione della funzione d'onda cambia in modo radicale il modo con cui si ragiona sulle caratteristiche di un sistema: ci sono condizioni nelle quali si deve rispondere **«vero, falso, o indefinito»** (logica a tre valori).

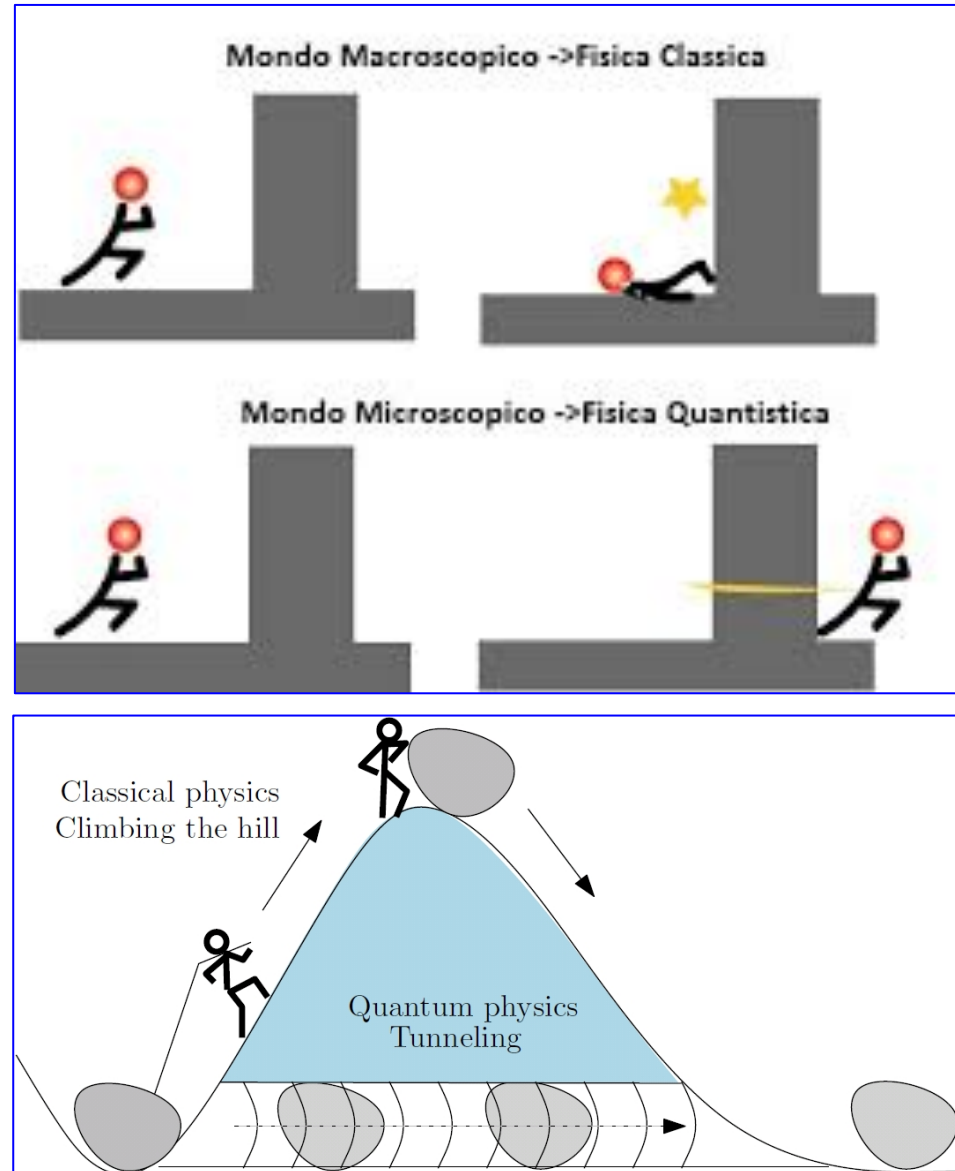
Nel caso della doppia fenditura, quando lo stato quantico dell'elettrone è descritto dall'ampiezza di probabilità $\Psi = a\Psi_a + b\Psi_b$, alla domanda tipica della descrizione classica: «l'elettrone è passato per la fenditura A?» questa logica a tre valori ci obbliga a rispondere «né vero, né falso, ma indefinito».

La condizione di «indefinito» non è equivalente alla condizione che si ha nella logica classica dove il «non so» implica che si potrebbe rispondere, se si avessero più informazioni.

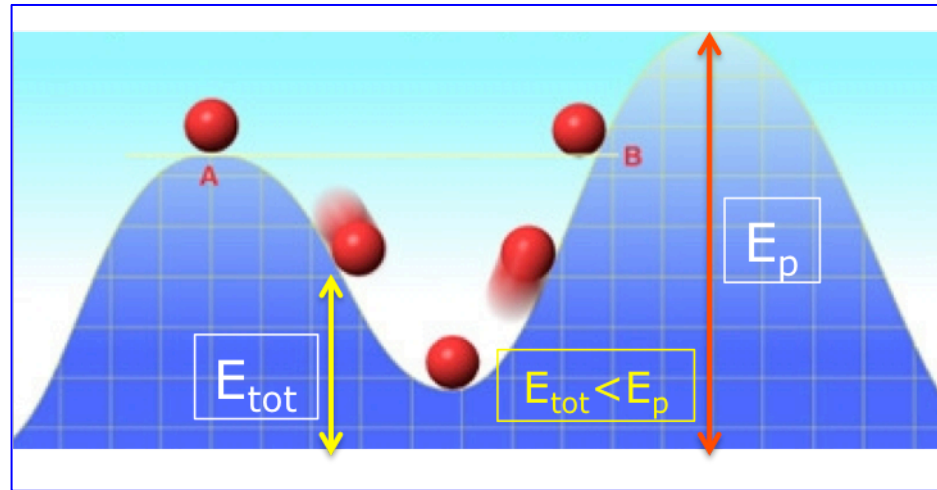
Invece, nel caso quantistico non è logicamente possibile rispondere alla domanda: da dove è passato? (Non è mancanza di informazioni, ma è la natura a comportarsi così).

Effetto tunnel

Un ulteriore esperimento che dà origine a una sovrapposizione di diversi stati di posizione è *l'effetto tunnel*, in base al quale una particella, senza alcuna azione esterna, riesce a creare una specie di canale per attraversare una barriera di potenziale, che possiamo immaginare come una parete di un certo spessore.



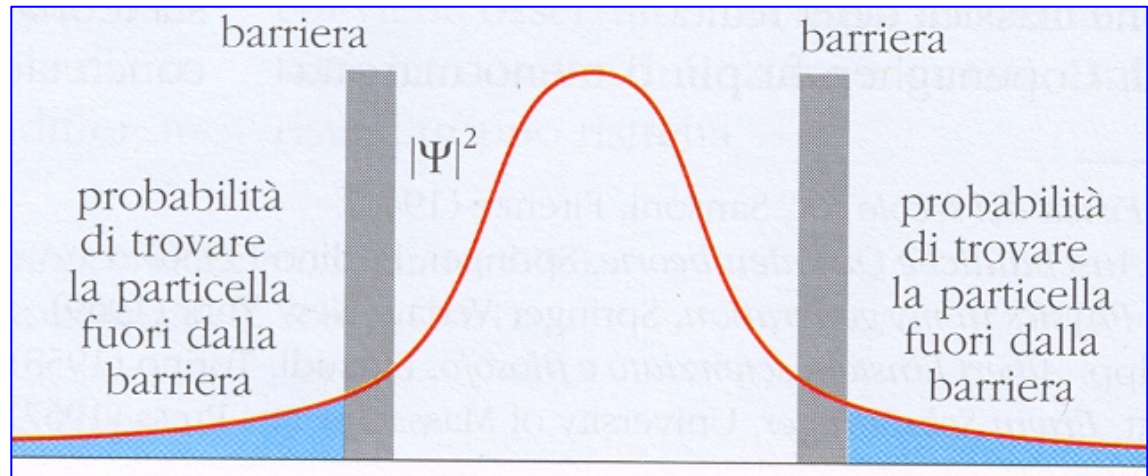
In generale, per una particella soggetta a un campo di forze, una barriera di potenziale è una regione in cui l'energia potenziale associata al campo supera l'energia totale della particella, per cui essa, secondo la fisica classica, sarebbe destinata a rimanere confinata all'interno del campo.



Secondo la meccanica quantistica, una particella può superare la barriera-ostacolo ed è possibile trovarla in una regione dello spazio classicamente inaccessibile.

Il problema può essere affrontato applicando l'equazione di Schrodinger: la funzione d'onda che risolve l'equazione non si annulla sulla barriera, ma si prolunga al suo esterno.

Poiché $|\Psi|^2$ rappresenta la densità di probabilità di localizzare la particella in un determinato punto,



se la funzione d'onda è non nulla all'esterno vuol dire che **c'è una probabilità, per quanto piccola, di trovare la particella oltre la barriera.**

Questo comportamento quantistico può essere spiegato anche grazie al principio d'indeterminazione di Heisenberg, nella sua seconda forma:

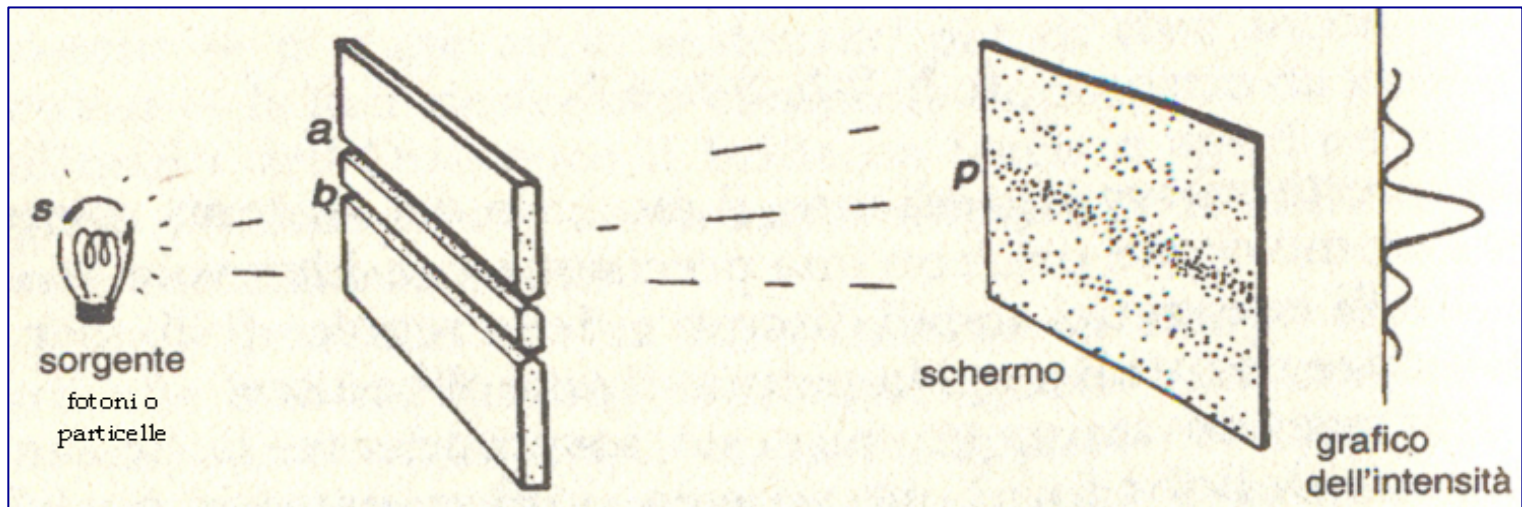
$$\Delta E \cdot \Delta t \geq \hbar$$

Ossia, l'incertezza sull'energia legata all'incertezza sui tempi, consente alla particella di avere in un certo intervallo di tempo l'energia sufficiente per oltrepassare la barriera.

L'effetto tunnel gioca un ruolo estremamente importante in alcuni fondamentali processi nucleari quali la *disintegrazione radioattiva*, nonché in numerose e notevoli applicazioni tecnologiche, fra cui il *microscopio a scansione a effetto tunnel* (STM), capace di produrre immagini di superfici con una risoluzione confrontabile con le dimensioni di un singolo atomo, e nella realizzazione dei *chips* per microprocessori.

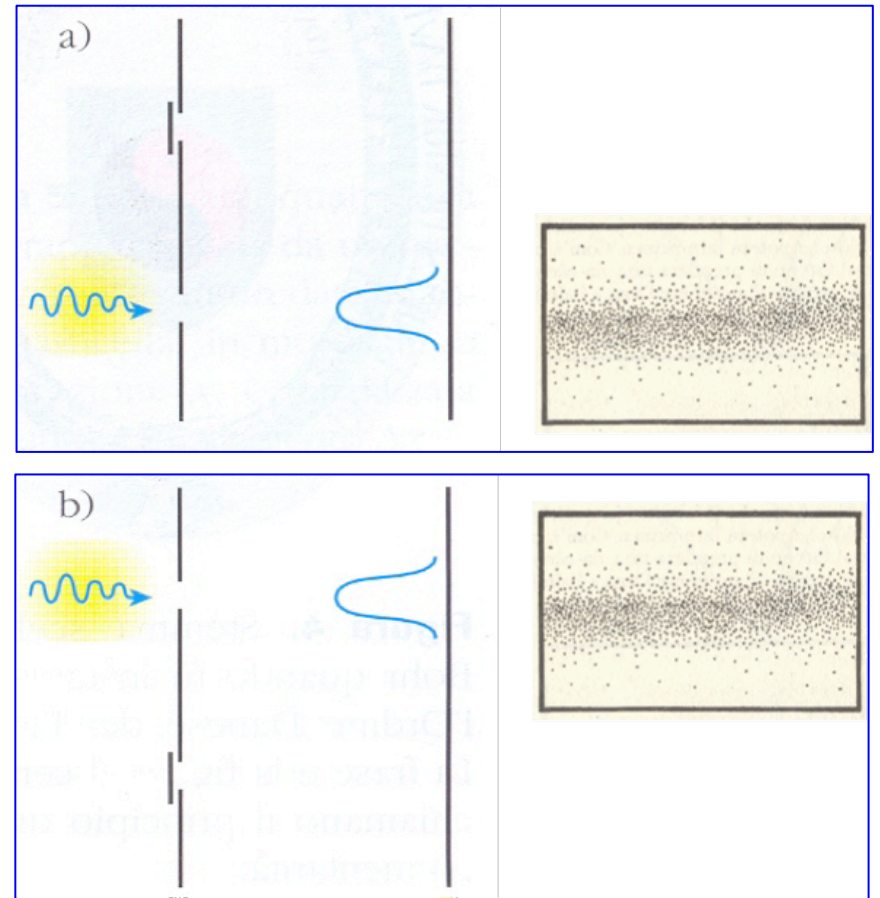
IL PRINCIPIO DI COMPLEMENTARIETA'

La doppia natura (corpuscolare-ondulatoria) della luce e della materia può essere messa in evidenza attraverso il classico esperimento di Young della doppia fenditura.



Un fascio di luce monocromatica e un fascio di elettroni monocromatici (aventi tutti la stessa lunghezza d'onda di de Broglie) producono la stessa figura di interferenza.

Ripetendo l'esperimento dopo aver chiuso una delle due fenditure, in modo da essere sicuri che il fotone o l'elettrone passino attraverso l'altra, la figura interferenziale scompare.



Sullo schermo si osserva solo una piccola macchia luminosa allineata con l'asse della fenditura rimasta aperta.

Gli elettroni manifestano proprietà ondulatorie quando entrambe le fenditure sono aperte. Quando, invece, si cerca di rivelare il loro percorso (la traiettoria), nel caso specifico di stabilire da quale fenditura siano passati, essi assumono il loro aspetto corpuscolare. Allo stesso modo la luce si comporta, a seconda delle condizioni sotto cui è osservata, come un'onda o come un flusso di fotoni.

Quindi: sia gli elettroni che la luce esibiscono effetti d'interferenza (si comportano come onde), ma quando vengono osservati, si manifestano come dei quanti (si comportano come particelle), ciascuno in un sol luogo.

Quali conclusioni possiamo trarre da questa fondamentale esperienza?

- la dualità onda-corpuscolo rappresenta un aspetto universale; come la luce, così anche gli oggetti materiali, elettroni, protoni, neutroni, nuclei..., tutti dotati di massa, presentano potenzialmente una doppia natura.
- ✓ Non è possibile osservare la figura di interferenza della doppia fenditura e contemporaneamente conoscere la traiettoria della particella.

Questo è vero in generale: ogni esperienza capace di rivelare una particella da un punto di vista corpuscolare esclude la possibilità di evidenziare il suo aspetto ondulatorio, e viceversa.

Questi esperimenti ci rivelano che il modello di onda e il modello di particella, la traiettoria e la figura di interferenza, sono complementari: non è possibile soddisfare entrambe le condizioni contemporaneamente e nello stesso esperimento.

La complementarità fu assunta come principio da Bohr nel 1927, e rappresenta uno dei punti fondamentali della meccanica quantistica:

PRINCIPIO DI COMPLEMENTARITÀ

Se un esperimento permette di osservare un aspetto di un fenomeno fisico, esso impedisce al tempo stesso di osservare l'aspetto complementare dello stesso fenomeno.

osservazioni filosofiche

L'errore che si commette nell'interpretare la filosofia quantistica è quello di supporre che il fotone, l'elettrone, e le particelle in generale, abbiano una forma reale, cioè l'aspetto che il mondo macroscopico assegna a un'onda o a un corpuscolo.

Soprattutto nei riguardi di certi particolari fenomeni, sarebbe meglio considerare queste entità microscopiche come intrinsecamente indefinite fino all'istante in cui, per effetto di un intervento strumentale, vengono evidenziate o come onde o come corpuscoli.

La "realtà" del mondo microscopico sta nelle interazioni che possiamo stabilire con esso, cioè nei risultati dei nostri esperimenti.

In questa prospettiva **chiedersi se la luce, o l'elettrone, sia un'onda o una particella è privo di senso.**

L'unica domanda che è lecito farsi è: la luce o l'elettrone si comporta come una particella o come un'onda? La risposta è che talvolta **si comporta come una particella, altre volte come un'onda, e questo lo stabilisce l'esperimento scelto.**

Ci è concesso cogliere vari aspetti di questa complessa realtà, ma non è dato di coglierli simultaneamente.

Nella logica di Bohr i concetti di corpuscolo e di onda, e di qualsiasi coppia di grandezze fisiche complementari, non sono incompatibili; per cogliere appieno alcuni aspetti del mondo microscopico occorrono entrambe le descrizioni, che singolarmente si escludono, ma che insieme si completano.

La complementarietà per Bohr non era soltanto pura teoria o un principio, ma la struttura concettuale ancora mancante necessaria per descrivere la strana natura del mondo quantistico, e quindi lo strumento per superare il carattere paradossale del dualismo onda-particella.

La complementarietà evitava in modo semplice e chiaro le difficoltà che derivavano dalla necessità di utilizzare due disparate rappresentazioni classiche, onde e particelle, per descrivere un mondo non classico.

Sia le particelle che le onde erano, secondo Bohr, indispensabili per una descrizione completa della realtà quantistica, ma entrambe le descrizioni erano di per sé solo parzialmente vere.

Il principio di complementarità portò a utilizzare un linguaggio tutto particolare per descrivere il mondo atomico. Non tutta la logica della meccanica quantistica fu pienamente condivisa dai grandi fisici del tempo.

STABILITÀ DEGLI ATOMI E ORBITALI ATOMICI

L'equazione di Schrodinger, a parte gli effetti relativistici, fornisce la più ampia descrizione del comportamento di una particella quantistica. Per quanto riguarda in particolare l'atomo di idrogeno, l'equazione permette di determinare non solo la forma degli orbitali, ma anche il valore dei corrispondenti livelli di energia.

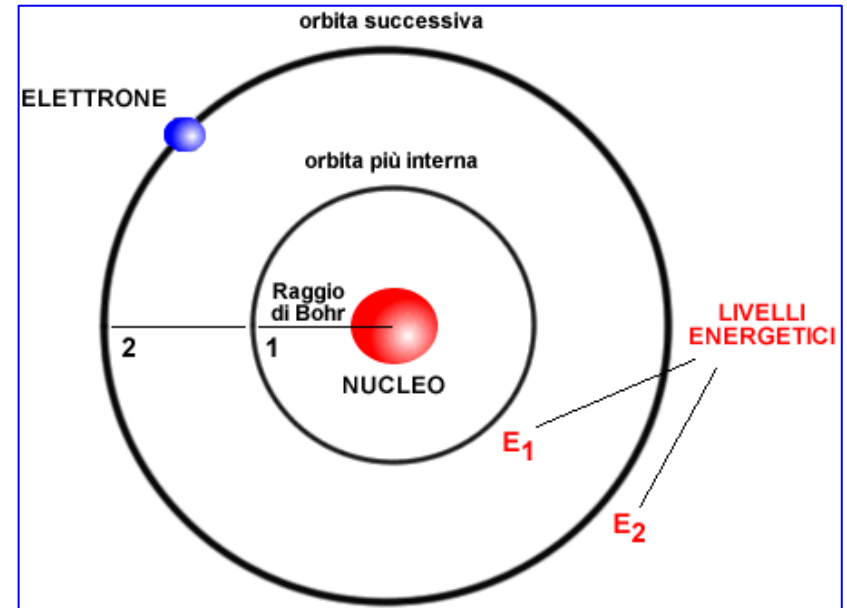
L'equazione di Schrodinger svolge nella fisica quantistica la stessa funzione che la seconda legge di Newton svolge nella fisica classica.

Poiché la fisica quantistica in generale, e l'equazione di Schrodinger in particolare, richiede un apparato matematico complesso, è preferibile fare ricorso a modelli specifici.

Usiamo il modello corpuscolare per studiare la stabilità degli atomi. Anche se questo modello è lontano dalla realtà, l'uso del principio di indeterminazione ci aiuta a introdurre nelle sue applicazioni le correzioni necessarie.

Nel modello corpuscolare dell'atomo di idrogeno, l'energia potenziale del sistema elettrone-nucleo è:

$$U(r) = -k \frac{e^2}{r}$$



Se l'elettrone si trova in una sferetta di raggio r , la sua quantità di moto p non può essere inferiore all'incertezza dovuta al principio di indeterminazione:

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \hbar \Rightarrow p \geq \frac{\hbar}{r}$$

Quindi anche l'energia cinetica dell'elettrone ha un limite inferiore:

$$K = \frac{1}{2} m_e v^2 \xrightarrow{p=mv; \hbar=\frac{h}{2\pi}} K = \frac{1}{2m_e} p^2 \geq \frac{1}{2m_e} \frac{h^2}{(2\pi)^2 r^2}$$

Il raggio r di equilibrio è quello per cui l'energia potenziale e cinetica sono all'incirca uguali in valore assoluto:

$$U(r) = K \Rightarrow \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r} = \frac{1}{2m_e} \frac{h^2}{4\pi^2 r^2}$$



Raggio di Bohr

$$r \cong \frac{\epsilon_0 h^2}{2\pi m_e e^2} = 2,65 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

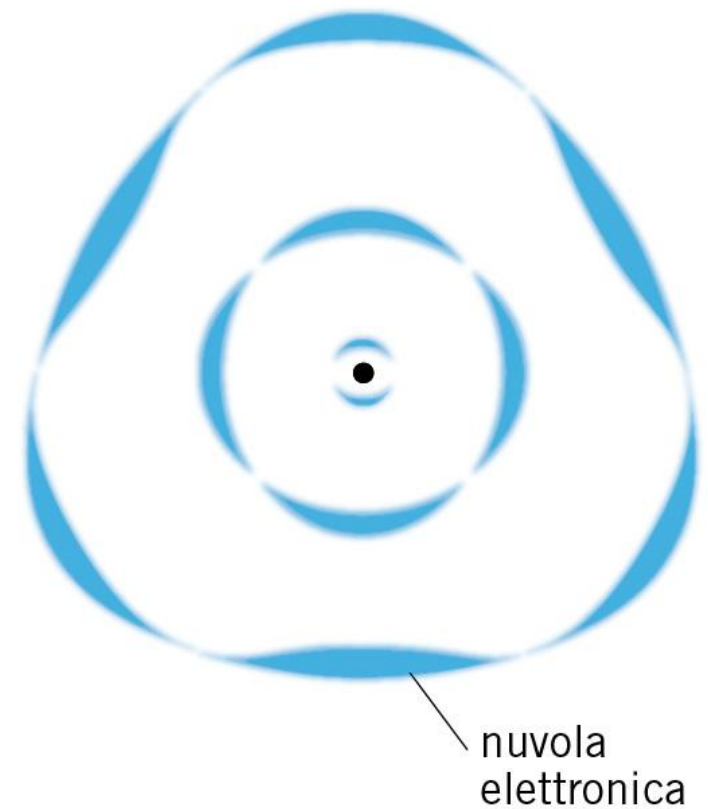
Con questo semplice argomento si ricava quindi, entro un fattore 2, il raggio della prima orbita dell'atomo di Bohr.

Questo ragionamento non è però sufficiente se si vuole spiegare la struttura di un atomo, con un nucleo di carica $+Ze$, attorno a cui «ruotano» Z elettroni.

E come cambia, con la meccanica ondulatoria, la descrizione degli stati stazionari atomici, introdotti nel modello di Bohr?

Abbandonato il concetto classico di traiettoria (non ci sono elettroni che “girano” attorno al nucleo), gli stati stazionari non sono più pensati come orbite circolari percorse da un elettrone puntiforme, ma sono caratterizzati da funzioni d'onda che definiscono, tramite il loro modulo quadro, la densità di probabilità di trovare l'elettrone in un determinato punto intorno al nucleo.

A ogni stato stazionario è dunque assegnata una distribuzione di probabilità, chiamata **orbitale**. Questo può essere visualizzato mediante una "nuvola", più densa nei punti dove è più facile trovare l'elettrone, più rarefatta dove l'elettrone si trova con minore probabilità.

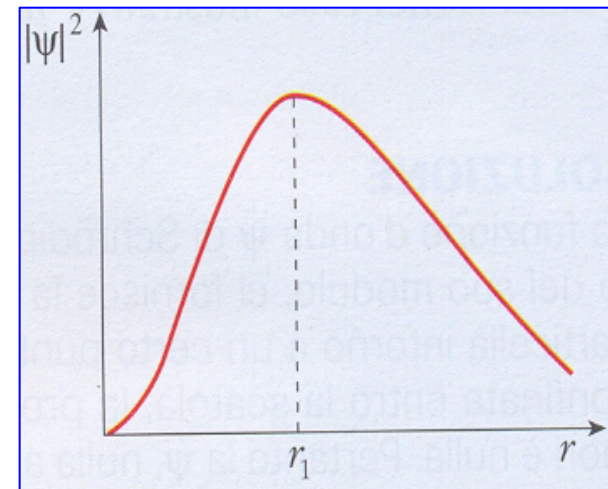
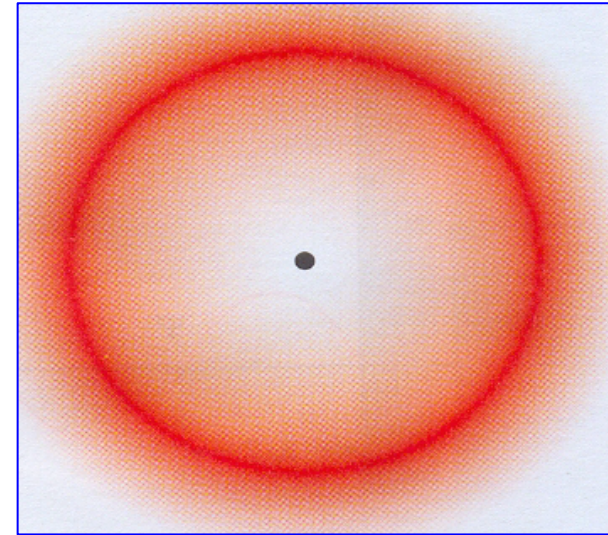


Nel guscio definito dal «numero quantico principale» $n=1$ è contenuta una sola oscillazione dell'ampiezza di probabilità, in quanto si ha $\lambda=2\pi r$. Nel secondo guscio vi sono due oscillazioni ($n=2$) e nel terzo guscio tre oscillazioni ($n=3$).

Dunque, le “nuvole stazionarie” sono quelle in cui la probabilità di trovare un elettrone a una certa distanza dal nucleo non cambia nel tempo.

Esempio: il primo orbitale dell'atomo di idrogeno, corrispondente allo stato fondamentale, ha una distribuzione di probabilità a simmetria sferica, con un massimo a una distanza dal nucleo uguale al raggio della prima orbita di Bohr.

Il raggio di Bohr, quindi, non è più una distanza fissa dal nucleo alla quale si muove l'elettrone, ma il “posto” più probabile dove trovare l'elettrone.



Esercizio

Calcolare per quale valore della distanza r dal nucleo è massima la densità di probabilità per l'atomo d'idrogeno.

La soluzione dell'equazione di Schrodinger per lo stato fondamentale dell'atomo d'idrogeno è data dalla seguente funzione d'onda:

$$\Psi(r) = \frac{1}{\sqrt{\pi a_0^3}} e^{-r/a_0} \quad a_0 = 5,29 \cdot 10^{-11} m \quad \text{raggio di Bohr}$$

Per la quale corrisponde la seguente densità radiale di probabilità:

$$P(r) = \frac{4}{a_0^3} r^2 e^{-2r/a_0}$$

La funzione $P(r)$ può essere considerata come il prodotto di due funzioni:

$$P(r) = \frac{4}{a_0^3} [f(x) \cdot g(x)] \quad \text{dove: } f(x) = r^2 \quad g(x) = e^{-2r/a_0}$$

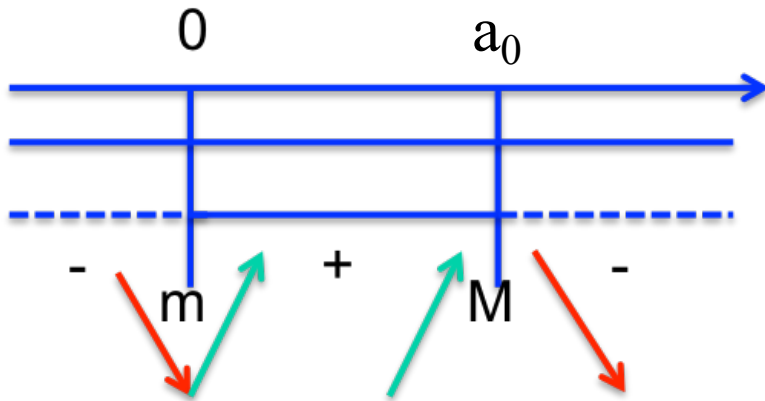
per cui, derivando rispetto alla variabile r si ottiene:

$$\frac{dP}{dr} = \frac{4}{a_0^3} \left[2r \cdot e^{-2r/a_0} + r^2 \cdot \left(-\frac{2}{a_0} \right) e^{-2r/a_0} \right] = \frac{8}{a_0^3} e^{-2r/a_0} \left[r - \frac{1}{a_0} r^2 \right]$$

Studiamo il segno della derivata di $P(r)$:

$$\frac{dP}{dr} > 0 \Rightarrow \frac{8}{a_0^3} e^{-2r/a_0} \left[r - \frac{1}{a_0} r^2 \right] > 0 \rightarrow e^{-2r/a_0} \left[r - \frac{1}{a_0} r^2 \right] > 0$$

$$e^{-2r/a_0} \left[r - \frac{1}{a_0} r^2 \right] > 0 \Rightarrow \begin{cases} e^{-2r/a_0} > 0 \rightarrow \forall r \\ r - \frac{1}{a_0} r^2 > 0 \rightarrow r^2 - a_0 r < 0 \rightarrow 0 < r < a_0 \end{cases}$$



La densità radiale di probabilità $P(r)$ ha un massimo per $r=a_0$, ossia quando l'elettrone si trova ad una distanza r dal nucleo pari al raggio a_0 di Bohr.

Si osserva pure che la $P(r)$ è nulla (ossia ha un minimo) per $r=0$ e per $r \rightarrow \infty$.



Infatti, come esprime il grafico della funzione $P(r)$, il massimo della curva si ha in corrispondenza del raggio a_0 di Bohr, e il minimo per $r=0$ e per $r \rightarrow \infty$.

Nello stato fondamentale l'elettrone dell'atomo d'idrogeno si trova con maggiore probabilità nelle vicinanze di questa distanza dal nucleo.

Per completare il quadro bisogna ancora rispondere a una domanda: come mai gli elettroni atomici, che nel modello corpuscolare ruotano attorno al nucleo, non irradiano?

La risposta è implicita nel concetto di «onda elettronica stazionaria». Gli elettroni non ruotano in realtà attorno al nucleo: la loro ampiezza di probabilità è diversa da zero, ma non si ha un flusso circolare di carica elettrica.

In questa situazione stazionaria, gli elettroni non irradiano.

Anche questa apparente contraddizione del modello di Bohr è risolta come conseguenza della natura ondulatoria degli elettroni.

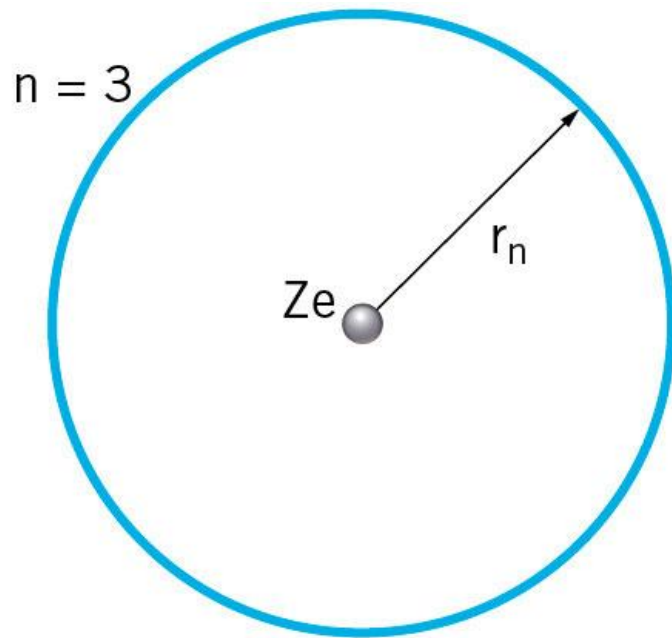
ORBITE ELLITTICHE

Abbiamo già discusso delle orbite ellittiche introdotte da Sommerfeld nel modello di Bohr, che prevedeva le orbite circolari per gli elettroni, per spiegare la struttura fine (sdoppiamento delle righe).

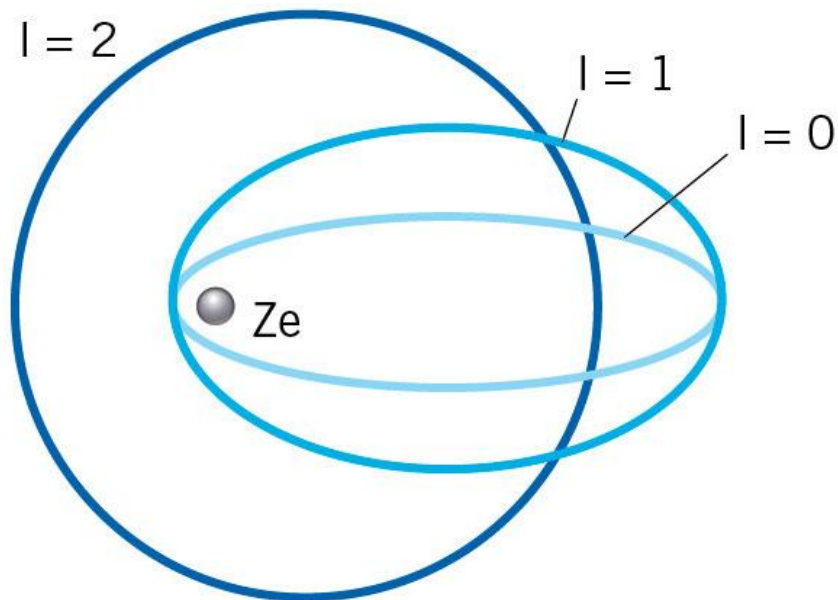
Adesso approfondiamo l'argomento alla luce della meccanica ondulatoria.

Sommerfeld dimostrò che:

il livello energetico numero n
dell'atomo di idrogeno si può
realizzare in n modi diversi.



Nel modello originale di Bohr, le orbite circolari sono definite dal numero quantico principale n .



Nel modello Bohr-Sommerfeld, a un numero principale n ($n=3$) corrispondono n ($l=0,1,2$) orbite ellittiche.

Le orbite ellittiche sono caratterizzate da un **numero quantico orbitale** l che varia tra 0 e $(n-1)$:

$$l = 0, 1, 2, \dots, n-1$$

Tutte le orbite ellittiche hanno il semiasse maggiore a_n uguale al raggio r_n dell'orbita circolare del modello di Bohr:

$$a_n = r_n = n^2 \frac{\varepsilon_0 h^2}{\pi m_e e^2} = (5,29 \cdot 10^{-11}) \cdot n^2$$

Il semiasse minore vale, invece:

$$b_l = \frac{l+1}{n} a_n$$

Nel modello di Bohr abbiamo visto che il momento angolare di un elettrone che percorre un'orbita circolare è quantizzato e assume un unico valore:

**CONDIZIONE DI QUANTIZZAZIONE DEL
MOMENTO ANGOLARE MODELLO DI BOHR**

Il modulo L del momento angolare dell'elettrone rispetto al nucleo è un multiplo intero della costante h di Planck:

$$L = n \frac{h}{2\pi} \quad n = 1, 2, \dots \text{ numero quantico principale}$$

Anche gli elettroni che percorrono le orbite ellittiche di Sommerfeld, caratterizzate dal numero quantico orbitale l ($0 \leq l \leq n-1$), hanno momenti angolari quantizzati:

**CONDIZIONE DI QUANTIZZAZIONE DEL MOMENTO
ANGOLARE MODELLO DI BOHR-SOMMERFELD**

Il modulo L del momento angolare dell'elettrone rispetto al nucleo è legato al numero quantico orbitale dalla relazione:

$$L = \sqrt{l(l+1)}\hbar$$

$$l = 0, 1, 2, \dots, n-1 \text{ numero quantico orbitale}$$

Cosa significa questa condizione?

Qualsiasi sistema atomico possiede un momento angolare, che, al pari dell'energia e della quantità di moto, si conserva. Con questa espressione si intende asserire che esiste un asse privilegiato attorno al quale il sistema ruota, nell'analogia con un sistema classico, come una "trottola".

Questo equivale ad asserire che:

la "trottola" non può ruotare con un'arbitraria velocità angolare attorno al suo asse, ma solo con alcune velocità corrispondenti ai valori tipici della quantizzazione.

Non soltanto il modulo L del momento angolare è quantizzato, lo sono anche i possibili valori delle sue componenti lungo una direzione fissata.

Sarebbe come se nel caso classico si asserisse che una trottola non può ruotare in modo che il suo asse formi un angolo arbitrario con la verticale ma che quest'angolo può assumere solo alcuni valori fissati.

Per questo, dal punto di vista quantistico, il momento angolare è descritto da due soli parametri: il modulo L e la componente L_z lungo una direzione z fissata.

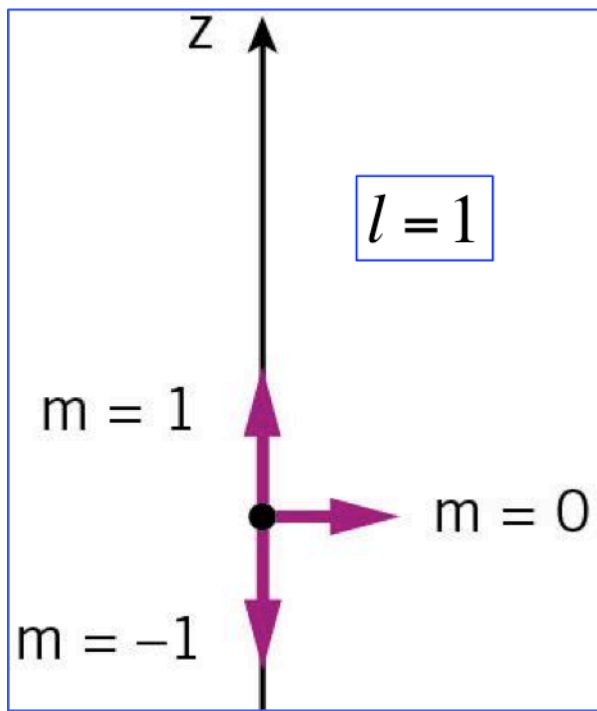
CONDIZIONE DI QUANTIZZAZIONE SPAZIALE DEL MOMENTO ANGOLARE

Per un dato numero quantico orbitale l , i valori permessi per L_z sono multipli interi della costante di Planck:

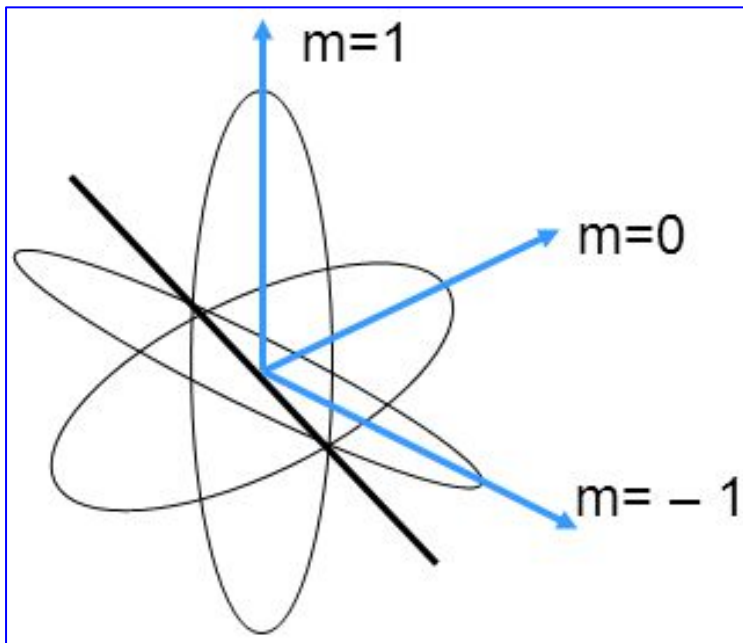
$$L_z = m_l \hbar$$

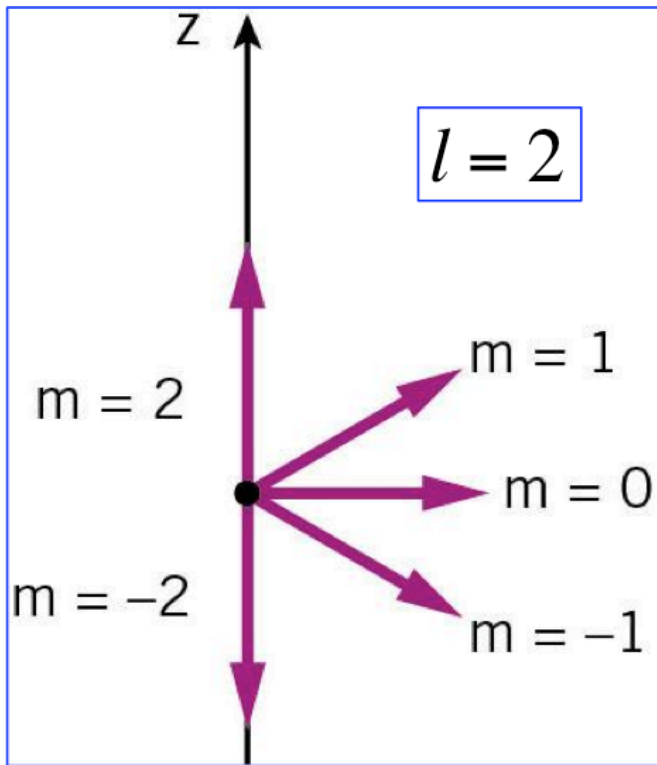
$-l < m_l < l$ *numero quantico magnetico*

La **quantizzazione spaziale**, ossia la presenza del numero quantico magnetico m_l , è conseguenza del principio fondamentale che ha portato Bohr alla regola di quantizzazione delle orbite e quindi alla **quantizzazione delle energie**: in un sistema legato non tutte le energie sono permesse.



Un vettore momento angolare L corrispondente al valore $l=1$, può essere rivolto soltanto lungo 3 direzioni.



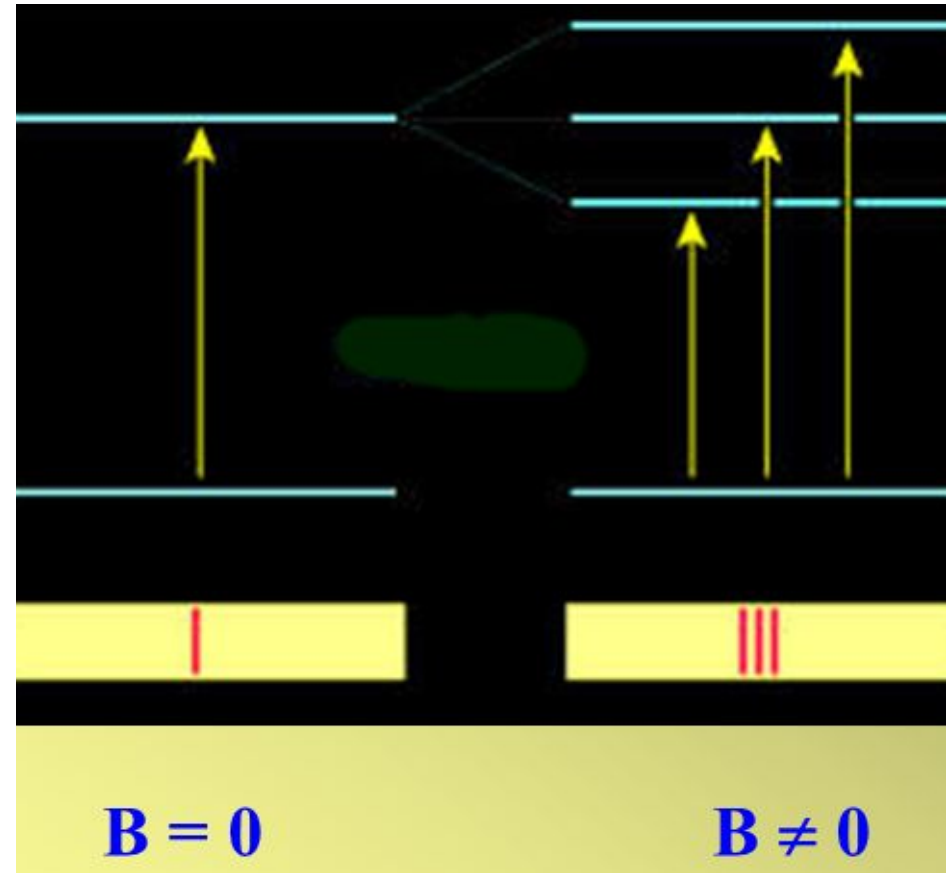


Un vettore momento angolare L corrispondente al valore $l=2$, può essere rivolto soltanto lungo 5 direzioni.

La direzione z viene definita solo in presenza di un campo elettrico o magnetico che orienti il vettore.

EFFETTO ZEEMAN

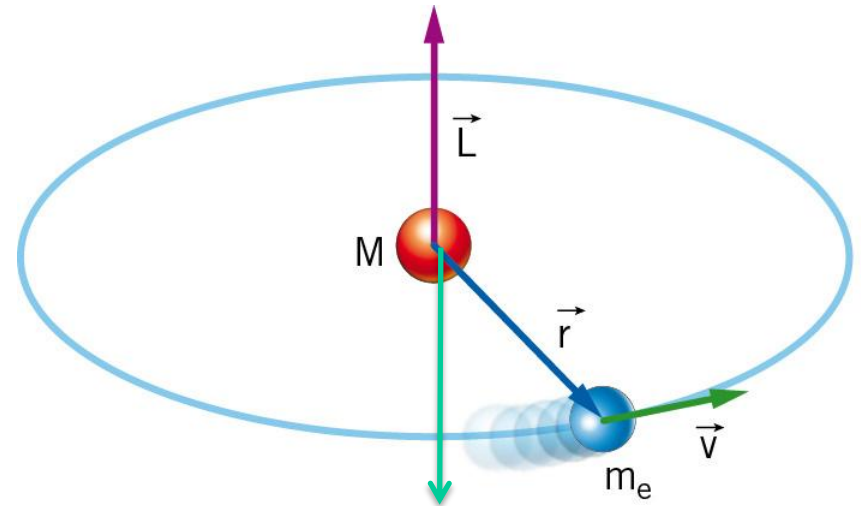
Se poniamo un atomo di idrogeno in un campo magnetico esterno, osserviamo che le righe spettrali si scindono in un certo numero di componenti molto vicine fra loro (effetto Zeeman).



Questo effetto dimostra sperimentalmente come le orbite elettroniche, oltre che essere quantizzate nel momento angolare L , devono essere quantizzate anche nell'orientazione. **Ecco il motivo dell'introduzione del numero quantico magnetico m_l .**

Vediamo il motivo fisico.

In base al modello di Bohr, l'elettrone dell'atomo d'idrogeno, che percorre l'orbita chiusa, può essere assimilato a una spira percorsa da corrente.



Si dimostra che il momento magnetico di tale spira (il cui concetto è stato affrontato nel magnetismo), ossia dell'elettrone, è dato da:

$$\vec{\mu}_m = -\frac{e}{2m_e} \vec{L}$$

Anche se nella meccanica ondulatoria abbiamo abbandonato l'idea dell'elettrone che ruota, e quindi il modello di Bohr, quello che interessa è che **il momento magnetico μ associato all'elettrone è quantizzato come il momento angolare L :**

il suo modulo è individuato dal numero quantico l e la sua componente lungo una data direzione z (scelta parallela al campo magnetico esterno) è individuata dal numero quantico magnetico m_l (quantizzazione spaziale).

L'effetto Zeeman rivela anche che in presenza del campo magnetico esterno, i livelli energetici non dipendono solo dal numero quantico principale n , come sosteneva Bohr nel suo modello:

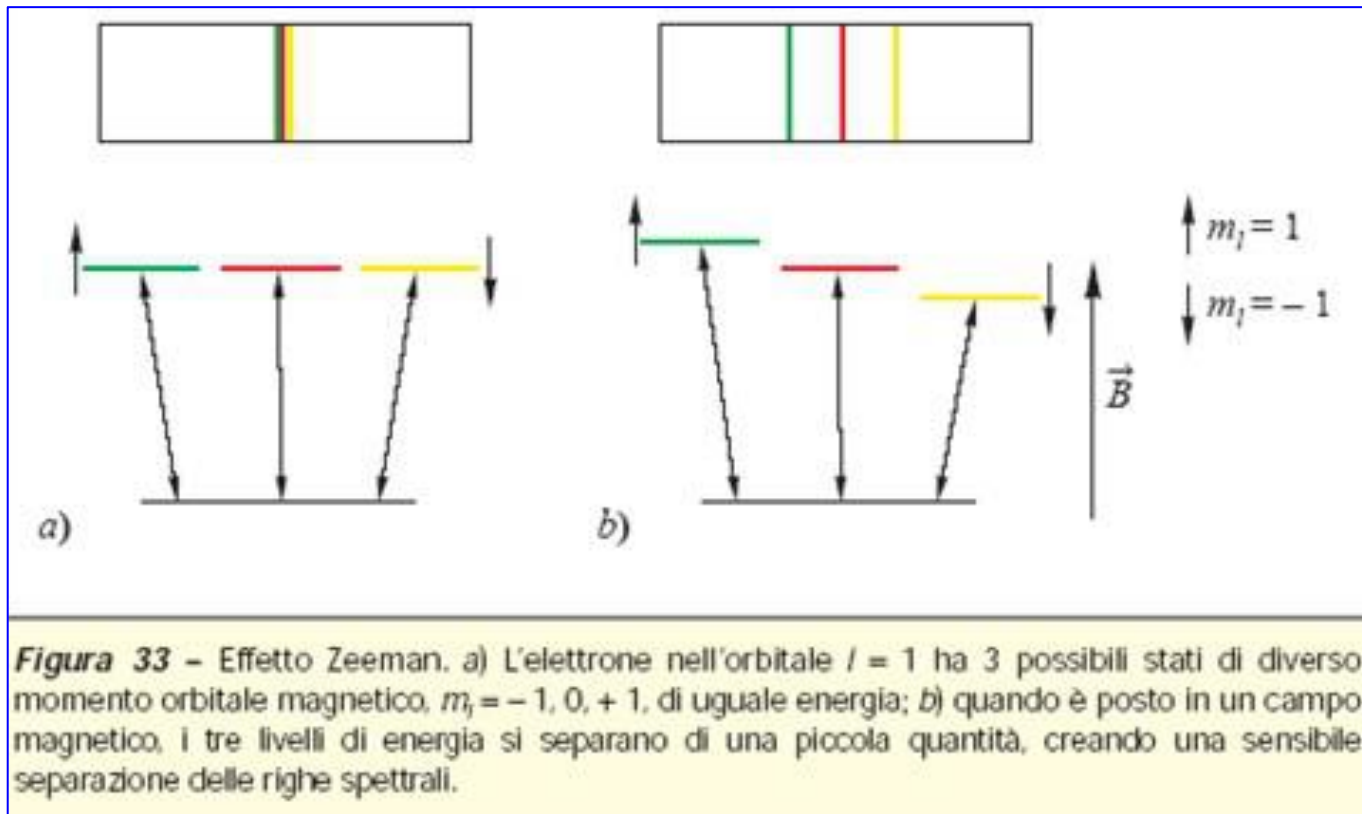
$$E_n \propto \frac{1}{n^2}$$

ma anche dal numero quantico magnetico m_l .

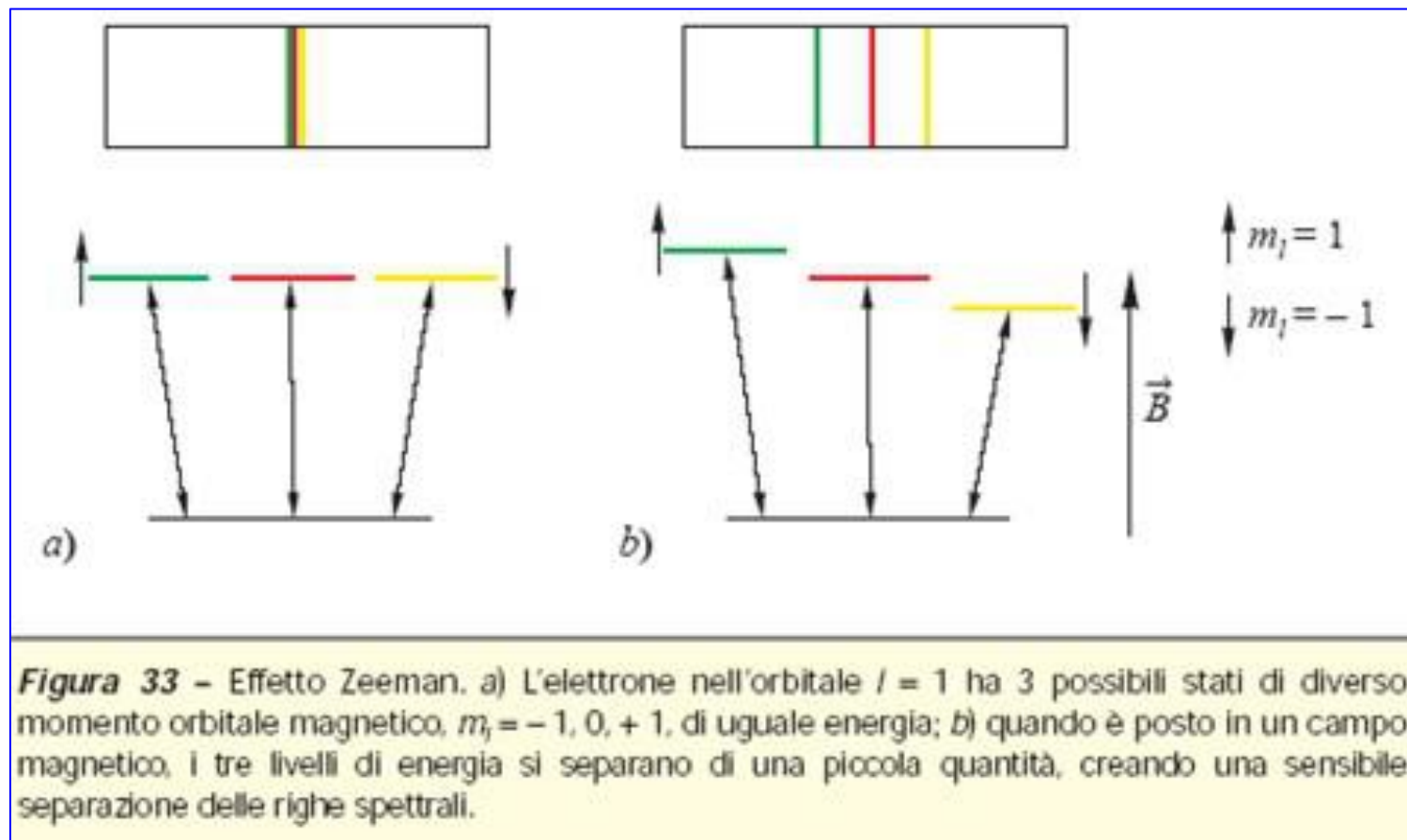
Questo comporta che si devono apportare delle correzioni a E_n . Correzioni che dipendono proprio da m_l :

$$\Delta E_{m_l} \propto m_l$$

Questo significa che in presenza del campo magnetico esterno, l'energia degli stati quantici dell'atomo e quindi il numero di righe dello spettro, viene modificata in funzione dell'orientazione del momento magnetico μ dell'elettrone rispetto al campo, ovvero in funzione del numero quantico magnetico m_l .



Questo comporta che si devono apportare delle correzioni a E_n . Correzioni che dipendono proprio da m_l :



I NUMERI QUANTICI

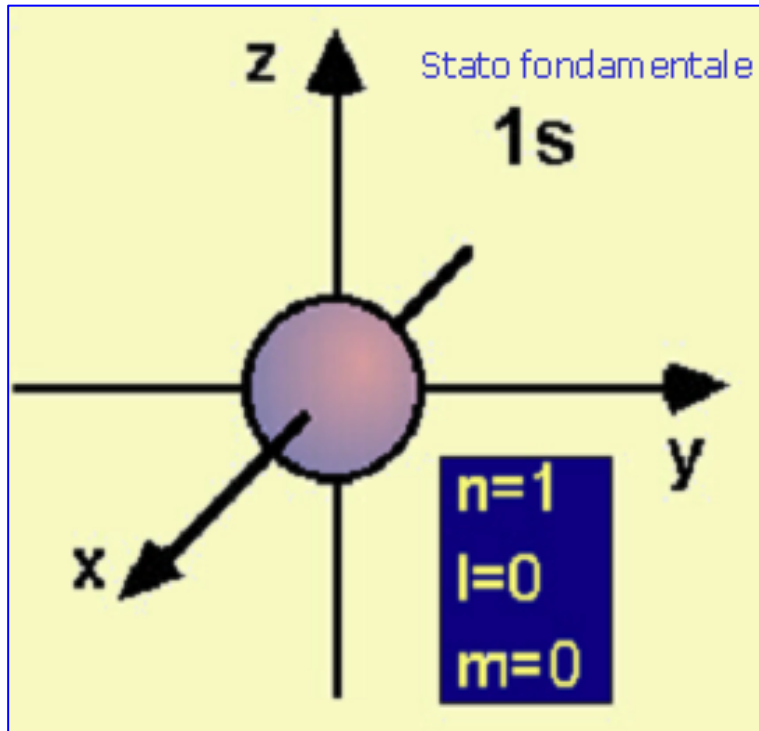
Uno dei risultati fondamentali della meccanica ondulatoria è rappresentato dal fatto che non si parla più di orbite ma di “ampiezze di probabilità” di trovare l'elettrone in determinate zone dello spazio (orbitali) che circondano il nucleo.

Queste nuvole elettroniche sono onde stazionarie, orbitali chiusi su stessi, che sono completamente definiti da tre numeri quantici, ciascuno associato a una particolare grandezza fisica e che può assumere un certo insieme di valori:

I TRE NUMERI QUANTICI

SIMBOLO	NOME	ASSOCIATO A	VALORI AMMESSI
n	numero quantico principale	energia	1,2,3,...
l	numero quantico orbitale	modulo del momento angolare	0, 1,2,... $n - 1$
m_l	numero quantico magnetico	direzione del momento angolare	-1... -2, - 1, 0, 1,2, ...1

Se consideriamo l'atomo di idrogeno nel suo stato fondamentale si ha:



numero quantico principale

$$n = 1$$

numero quantico orbitale

$$l = 0, 1, 2, \dots, n - 1 \xrightarrow{n=1} l = 0$$

numero quantico magnetico

$$-l \leq m \leq l \xrightarrow{l=0} m = 0$$

Per lo stato fondamentale $n=1$ è possibile una sola configurazione:

$$(n, l, m_l) = (1, 0, 0)$$



La densità di probabilità di questo stato quantico è rappresentata da un diagramma a punti a simmetria sferica, e ciò significa che la densità di probabilità $P(r)$ è funzione della sola coordinata radiale ed è indipendente dalle coordinate angolari.

Tutti gli stati con $l=0$ hanno funzione d'onda a simmetria sferica. Infatti, poiché il numero quantico orbitale l è una misura del momento angolare L associato a un determinato stato, allora $l=0$ significa $L=0$ e di conseguenza la densità di probabilità che rappresenta lo stato non ha assi preferenziali di simmetria.

Lo stato eccitato $n=2$ può avere:

numero quantico principale

$$n = 2$$

numero quantico orbitale

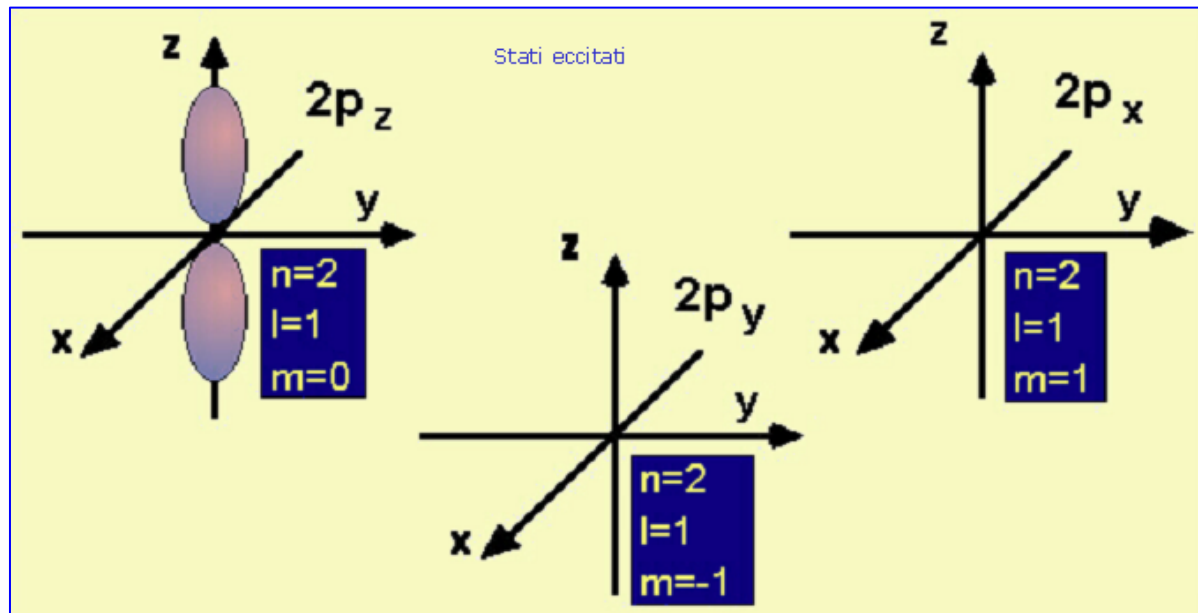
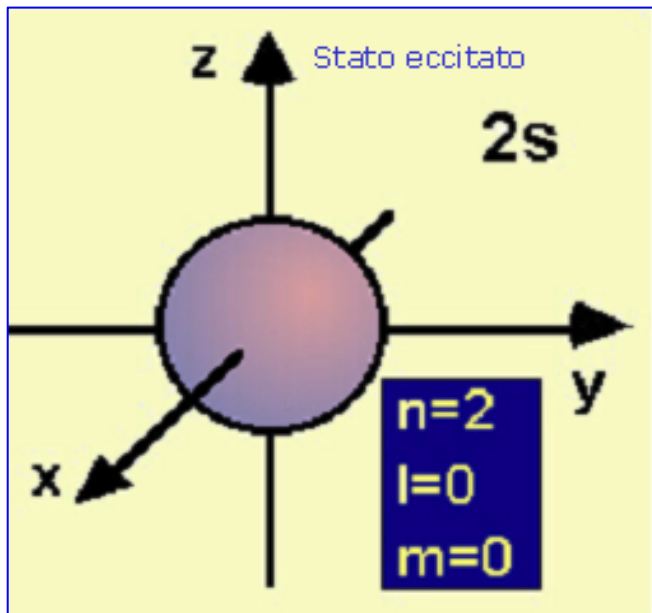
$$l = 0, 1, 2, \dots, n-1 \xrightarrow{n=2} l = 0, 1$$

numero quantico magnetico

$$-l \leq m \leq l \xrightarrow{l=0} m = 0$$

$$-l \leq m \leq l \xrightarrow{l=1} m = -1, 0, 1$$

Per lo stato eccitato $n=2$ sono possibili **quattro configurazioni** che si distinguono almeno per un numero quantico. Avendo lo stesso numero quantico principale, queste sono caratterizzate dalla stessa energia, ma rappresentano quattro stati di moto differenti, cui corrispondono orbitali distinti (funzioni d'onda distinte).

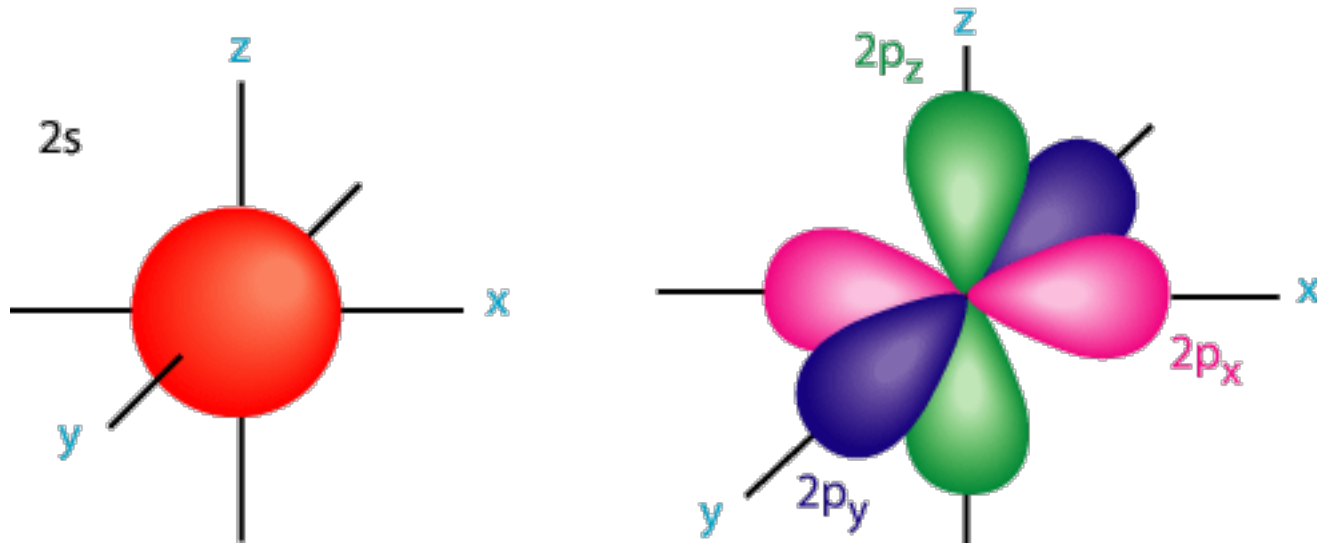


L'insieme dei tre numeri quantici (n, l, m) individua infatti una particolare funzione d'onda, risultante dall'equazione di Schrodinger.

A ciascuna terna (n, l, m_l) corrisponde una diversa distribuzione dell'elettrone nello spazio.

A ciascuna terna (n, l, m_l) corrisponde una diversa funzione d'onda ψ .

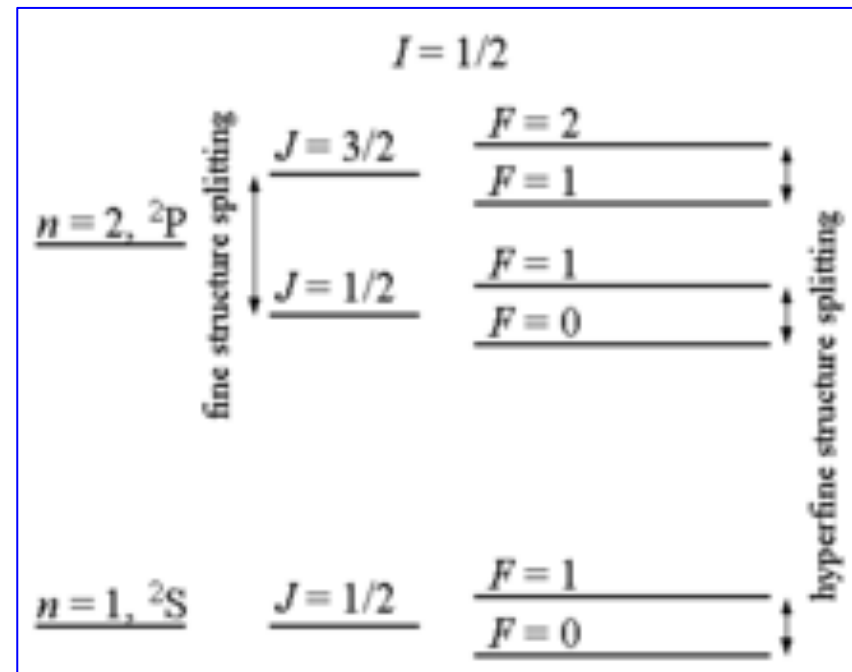
La densità di probabilità dello stato quantico $(2,0,0)$ ha la stessa simmetria sferica dello stato $(1,0,0)$.



Gli stati $(2,1,0)$, $(2,1,1)$, $(2,1,-1)$ sono rappresentati da diagrammi simmetrici rispetto all'asse z , ma non hanno simmetria sferica (forma a goccia) e ciò significa che le densità di probabilità per questi tre stati sono funzioni sia della coordinata radiale r che di quella angolare θ .

Per completare la descrizione degli stati atomici, oltre ai tre numeri quantici esaminati, che derivano dalla teoria originale di Schrodinger, è necessario introdurre un quarto: **il numero quantico di spin**.

Se si osservano infatti le righe spettrali emesse dagli atomi con uno spettroscopio ad alta risoluzione, si nota che esse si suddividono in più righe separate da alcuni angstrom. Questa *struttura fine dello spettro* non può essere in nessun modo spiegata con i soli primi tre numeri quantici.



Per interpretare i risultati sperimentali, nel 1925 **Pauli** (1900-1958; Premio Nobel) ipotizzò l'esistenza di un ulteriore numero quantico m_s , che a differenza degli altri tre poteva assumere soltanto due valori:

numero quantico di spin

$$m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Era questa bivalenza che spiegava il motivo per cui **in un guscio chiuso il numero degli elettroni era pari a $2n^2$** , e non n^2 come prevedevano i tre numeri quantici.

Quindi, il numero degli stati elettronici raddoppiava: dove prima c'era un singolo stato di energia con un insieme unico di tre numeri quantici (n, l, m) , ora c'erano due stati di energia: (n, l, m, A) e (n, l, m, B) .

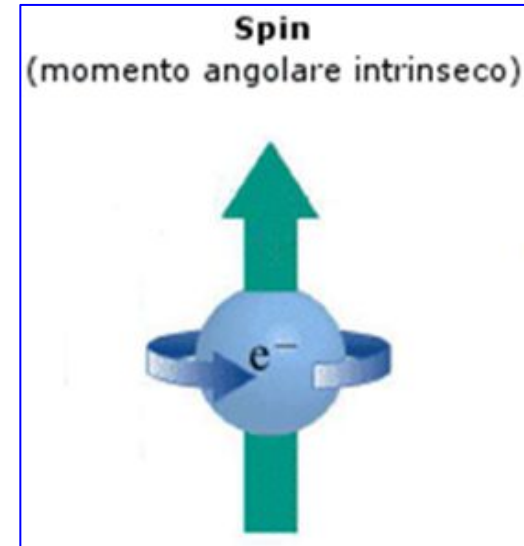
Il quarto numero quantico “a due valori” porterà Pauli al principio di esclusione (due elettroni in un atomo non possono mai avere lo stesso insieme di quattro numeri quantici), che tratteremo subito dopo, e che fornirà la spiegazione della disposizione degli elementi nella tavola periodica.

Perché fossero necessari quattro numeri, e non tre, per specificare la posizione degli elettroni in un atomo era un mistero.

Si era ammesso fin dal tempo delle originarie ricerche di Bohr e Sommerfeld che un elettrone in moto orbitale intorno ad un nucleo si muovesse in tre dimensioni e quindi richiedesse tre numeri quantici per la sua descrizione.

Qual era la base fisica del quarto numero quantico di Pauli?

Nel 1925 **Goudsmit** (1902-1978; Premio Nobel) e **Uhlenbeck** (1900-1988; Premio Nobel) ipotizzarono che gli elettroni fossero dotati di un momento angolare intrinseco **S**.



A differenza dei tre esistenti (n, l, m) che specificano rispettivamente il momento angolare dell'elettrone nella sua orbita, la forma di tale orbita e la sua orientazione spaziale, *la bivalenza è una proprietà intrinseca dell'elettrone*: tutti gli elettroni sono dotati di un momento angolare intrinseco, lo spin **S**, oltre al momento angolare orbitale **L**.

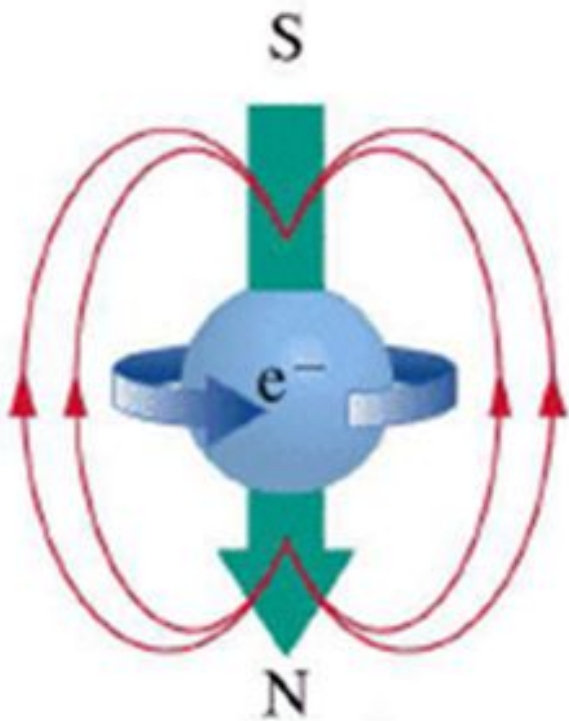
Certo la scelta del nome spin (giro vorticoso in inglese) evoca immagini di oggetti in rotazione, mentre lo spin dell'elettrone è un concetto puramente quantistico:

Lo spin dell'elettrone non è una grandezza legata allo stato di moto dell'elettrone, come la velocità o l'energia cinetica, ma è una caratteristica intrinseca dell'elettrone, come la sua massa o la sua carica.

Lo spin risulta del tutto e per tutto analogo al momento angolare a parte alcune significative differenze.

E allora, come accade per il momento angolare **L**, al momento angolare intrinseco corrisponde il **momento magnetico intrinseco**:

$$\vec{\mu}_s = -\frac{e}{m_e} \vec{S}$$



La rotazione dell'elettrone (che è una carica elettrica) produce un campo magnetico associato all'elettrone, per cui si comporta come un minuscolo magnete.

Quindi, sempre in analogia con il momento angolare **L** che era specificato da due numeri quantici (l, m_l), anche **S** è individuato da due numeri quantici.

Il primo, indicato con s (*spin*), determina il modulo del vettore **S**:

MOMENTO ANGOLARE INTRINSECO

Il modulo S del momento angolare intrinseco dell'elettrone è dato da:

$$S = \sqrt{s(s+1)}\hbar$$
$$s = \textit{spin}$$

s può assumere, a differenza dell'analogo l , oltre ai valori $0, 1, 2, \dots$ anche valori semi-interi positivi, vale a dire $s=1/2, 3/2, 5/2 \dots$ e così via.

Pertanto, come il momento angolare orbitale $\mathbf{L}$, anche $\mathbf{S}$ è spazialmente quantizzato.

Un'altra importante differenza tra $\mathbf{L}$ ed $\mathbf{S}$ deriva dal fatto che il valore assoluto dello spin è una caratteristica invariabile e caratteristica di ogni particella come la sua massa o la sua carica.

In altre parole, mentre un elettrone può ruotare attorno al nucleo in modo da avere uno qualsiasi dei valori permessi per il suo momento angolare $\mathbf{L}$, esso "ruota su sé stesso" solo in un modo preciso che corrisponde a una proprietà specifica e immutabile di questo tipo di particelle ed è solo la direzione dell'asse di tale spin che può variare.

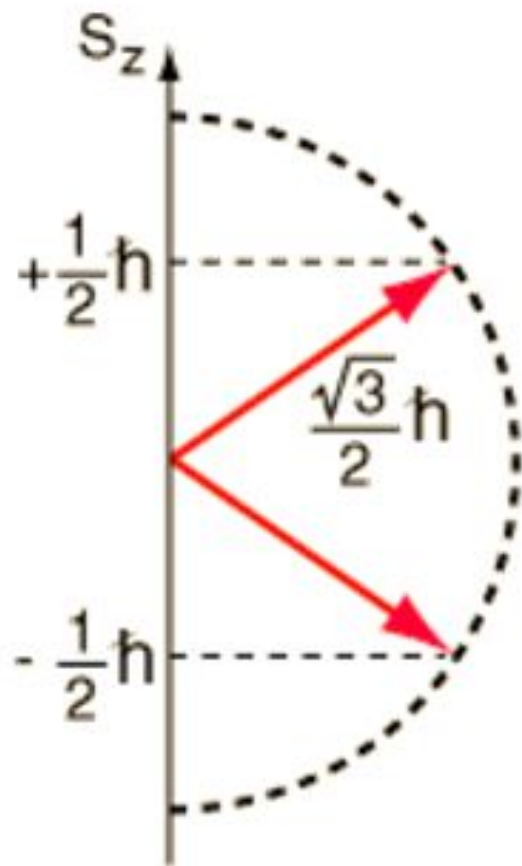
Il secondo è il **numero quantico di spin m_s** , che determina proprio la componente S_z di **$\mathbf{S}$** lungo un prefinito asse z:

MOMENTO ANGOLARE INTRINSECO LUNGO UNA DIREZIONE PREFISSATA

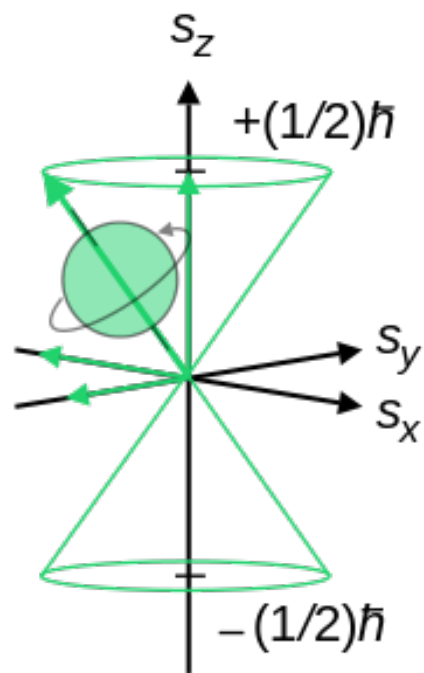
Per un dato numero quantico s , i valori permessi per S_z sono dati da:

$$S_z = m_s \hbar$$
$$m_s = \pm \frac{1}{2} \text{ numero quantico di spin}$$

Poiché per l'elettrone (ma anche per protoni e neutroni) è sempre $s=1/2$, può orientarsi rispetto a una direzione qualsiasi solo in due modi corrispondenti a proiezioni eguali a $+ \hbar/2$ e $- \hbar/2$ rispettivamente.

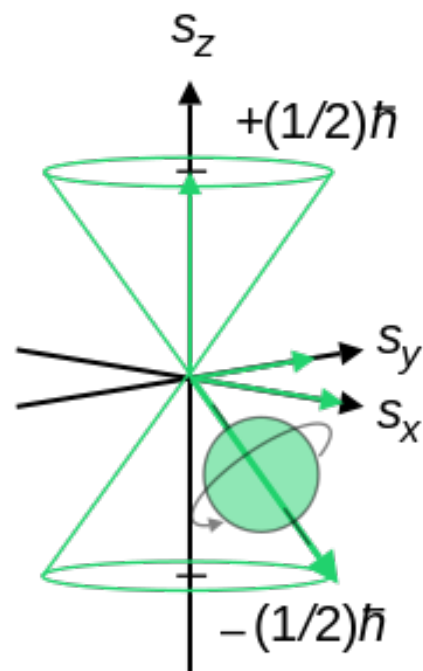


Spin angular momentum (spin-1/2 particles)



$$|\uparrow\rangle \equiv \left|+\frac{1}{2}\right\rangle$$

spin-up



$$|\downarrow\rangle \equiv \left|-\frac{1}{2}\right\rangle$$

spin-down

Una particella di questo tipo, si dice, può avere solo lo spin in su o in giù lungo la direzione considerata.

Le particelle con spin semintero (elettroni, protoni e neutroni), si chiamano **fermioni**. Le particelle con spin intero, come i fotoni, si chiamano **bosoni**.

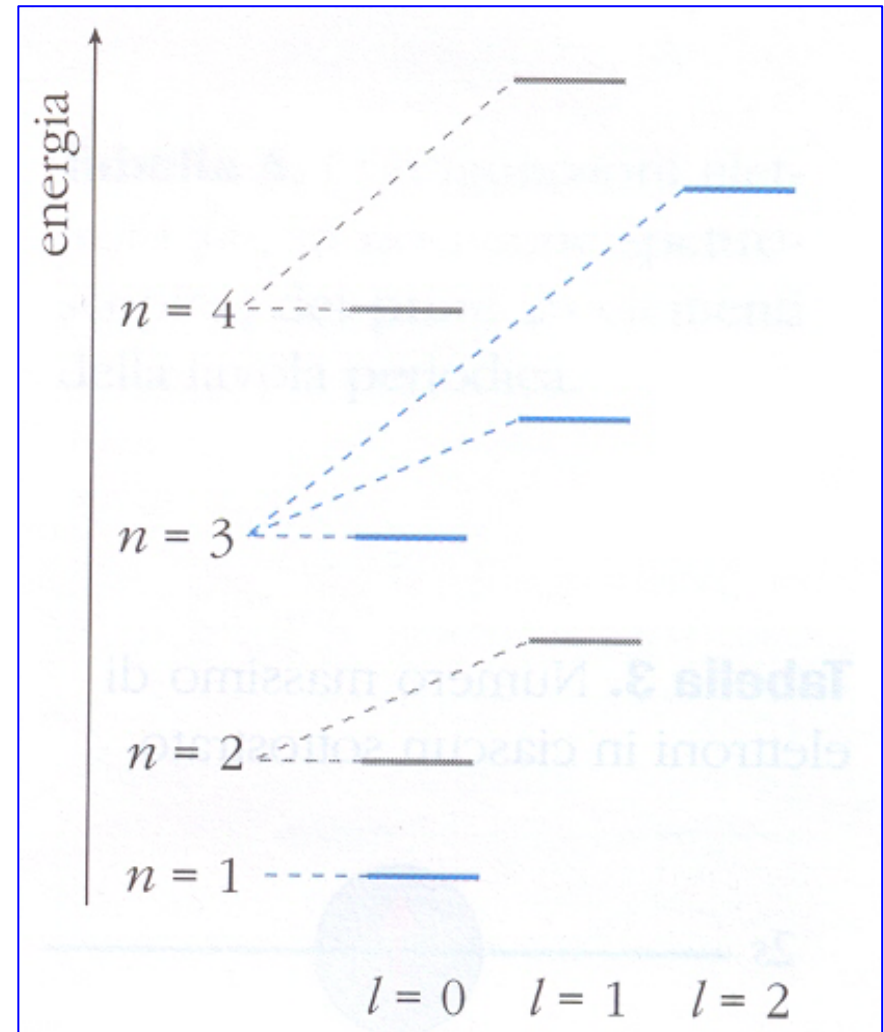
**PRINCIPIO
ESCLUSIONE DI PAULI**

Il modello di Bohr non è in grado di descrivere gli atomi complessi formati da più elettroni, in quanto non tiene conto delle reciproche interazioni elettroniche.

Applicando la teoria quantistica a questi **atomi complessi**, si trova che gli stati dei singoli elettroni possono essere descritti dagli stessi numeri quantici (n, l, m_l, m_s) utilizzati per l'atomo di idrogeno, con la differenza che i valori dei corrispondenti **livelli energetici dipendono, oltre che dal numero quantico principale n , anche dal numero quantico orbitale l .**

Gli altri numeri quantici influiscono debolmente sul valore dell'energia associata a un dato stato elettronico e, in prima approssimazione, nel calcolo dei livelli possono essere trascurati.

Fissato n , l'energia è crescente all'aumentare di l e, fissato l , è crescente con n ; non necessariamente, però, i livelli con un dato n hanno energia minore di tutti i livelli corrispondenti a $n+1$ (il livello con $n=3$ e $l=2$ ha energia maggiore di quello con $n=4$ e $l=0$).

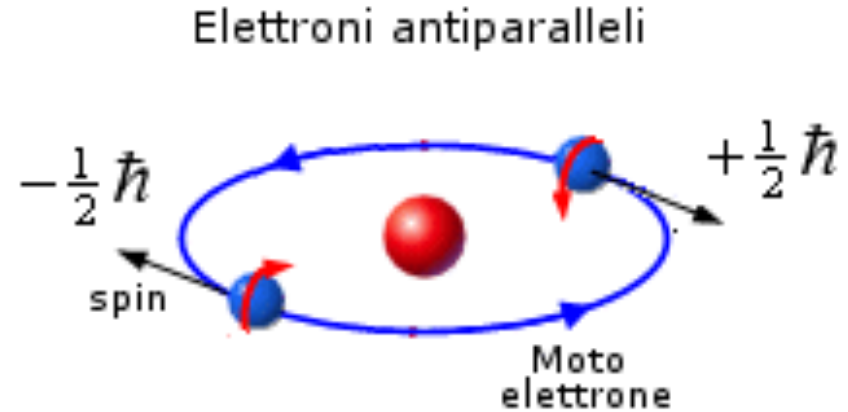


Stabiliti i numeri quantici che individuano i possibili stati elettronici, nonché la forma delle corrispondenti funzioni d'onda e il valore dell'energia associata a ciascuno stato, un fondamentale principio dovuto a Pauli fissa il criterio con cui gli elettroni sono distribuiti negli stati permessi:

PRINCIPIO DI ESCLUSIONE DI PAULI

In un atomo non possono mai trovarsi due elettroni aventi la stessa quaterna (n, l, m_l, m_s) di numeri quantici.

Per esempio, due elettroni di un atomo hanno i primi tre numeri quantici (n, l, m_l) uguali, il quarto numero quantico (m_s) dell'uno deve essere opposto a quello dell'altro, in modo che i due spin siano *antiparalleli*.



La terna di numeri quantici (n, l, m_l) descrive completamente la forma della "nuvola elettronica", cioè individua un ben preciso orbitale.

Pertanto, il **principio di esclusione** diventa:

ogni orbitale può essere occupato al massimo da due elettroni, con diverso numero quantico di spin.

Il principio di Pauli:

- impedisce agli elettroni di “ammassarsi” tutti nel livello fondamentale;
- fornisce la spiegazione della disposizione degli elementi nella tavola periodica. Pertanto, le proprietà chimiche di un elemento, in questo modo, non sono determinate dal numero totale degli elettroni presenti nel suo atomo, ma soltanto dalla distribuzione dei suoi elettroni di valenza. Se tutti gli elettroni in un atomo occupassero il livello energetico più basso, tutti gli elementi avrebbero le medesime proprietà chimiche;
- è la chiave per capire una numerosa serie di fenomeni sperimentali, dalla fisica atomica a quella nucleare.

STRATI E SOTTOSTRATI ATOMICI

Gli orbitali caratterizzati dallo stesso numero quantico principale n appartengono allo stesso *guscio* (o allo stesso *strato*). Si usa anche la notazione secondo la quale lo strato con $n=1$ è indicato con la lettera K e gli strati corrispondenti ai numeri successivi con L, M, N, O , ecc.

Per un dato strato, l'insieme degli orbitali caratterizzati dallo stesso numero quantico l (e differenziati dal diverso valore del numero quantico m_l) costituisce un *sottostrato*. Poiché i livelli di energia degli elettroni atomici dipendono pressoché soltanto dai due numeri quantici n e l , tutti gli stati elettronici appartenenti a un determinato sottostrato hanno la stessa energia.

In spettroscopia si usa la notazione che fa corrispondere a ogni valore di l una lettera dell'alfabeto. Così lo strato K , caratterizzato da $n=1$ (e, necessariamente, $l=0$), viene detto strato $1s$, il sottostrato con $n=3$ ed $l=2$ è indicato come $3d$, ecc.:

Numero quantico orbitale l	0	1	2	3	4	5	...
Notazione spettroscopica	s	p	d	f	g	h	...

Poiché lo strato K contiene un solo orbitale ($n=1$, $l=0$, $m_l=0$), esso può ospitare al massimo 2 elettroni.

Lo strato L , invece, è formato da 4 orbitali, i cui numeri quantici sono specificati nello schema che segue:

$$n = 2 \begin{cases} l = 0 & m_l = 0 \\ l = 1 & \begin{cases} m_l = 1 \\ m_l = 0 \\ m_l = -1 \end{cases} \end{cases}$$

Gli elettroni che può contenere sono non più di 8.

In modo analogo si vede che lo strato M ($n=3$) contiene al massimo 18 elettroni, e così via. In generale, l' n -esimo strato, cioè quello con numero quantico principale n , può ospitare $2n^2$ elettroni:

Per un dato numero quantico principale n , vi sono $2n^2$ diversi stati possibili (con la stessa energia).

All'interno di uno strato, il numero massimo di elettroni che può essere contenuto in uno specifico sottostrato è indicato nella seguente tabella:

Sottostrato	s	p	d	f	g	h	...
Numero massimo di elettroni	2	6	10	14	18	22	...

CONFIGURAZIONE ELETTRONICA DEGLI ATOMI NELLO STATO FONDAMENTALE

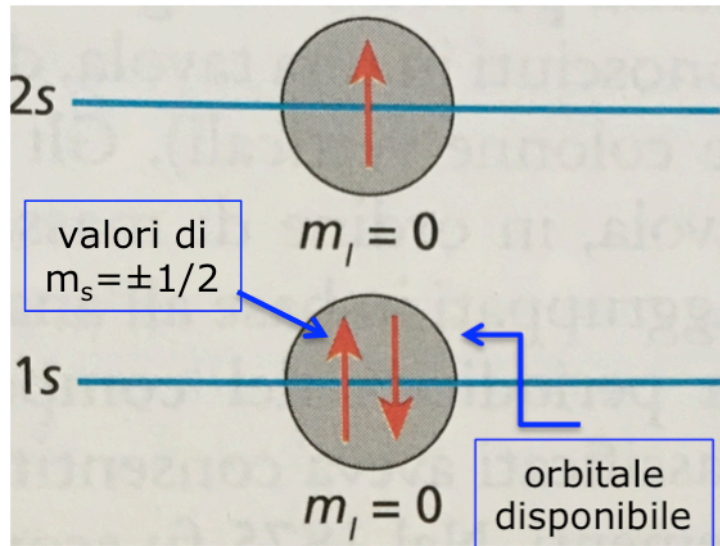
Principio di minima energia

ogni elettrone tende a occupare, fra gli stati disponibili, quello di minima energia.

In base a questo principio, "costruiamo" un atomo con numero atomico Z , contenente cioè Z elettroni, partendo dal nucleo e inserendo negli orbitali un elettrone alla volta (naturalmente la nostra costruzione è puramente astratta dal momento che non ha senso parlare di orbitali vuoti, dal momento che un orbitale ha senso, e quindi esiste, solo quando in esso è presente almeno un elettrone).

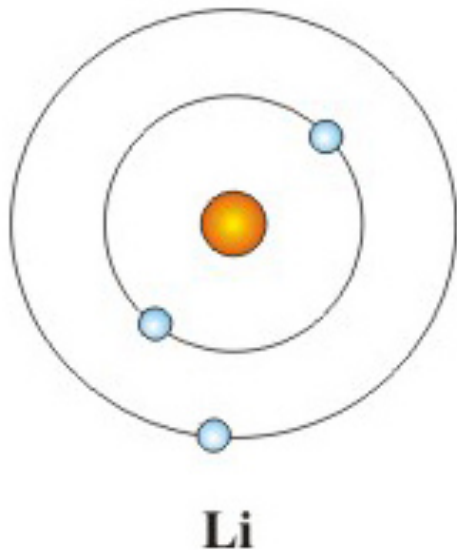
Regola: i primi due elettroni vanno nell'orbitale più interno, l'unico che costituisce lo strato $1s$. I due successivi si dispongono nell'orbitale del sottostato $2s$. Poi cominciano a essere riempiti i tre orbitali del sottostato $2p$ e così via.

Esempio: configurazione elettronica atomo di litio $Z=3$



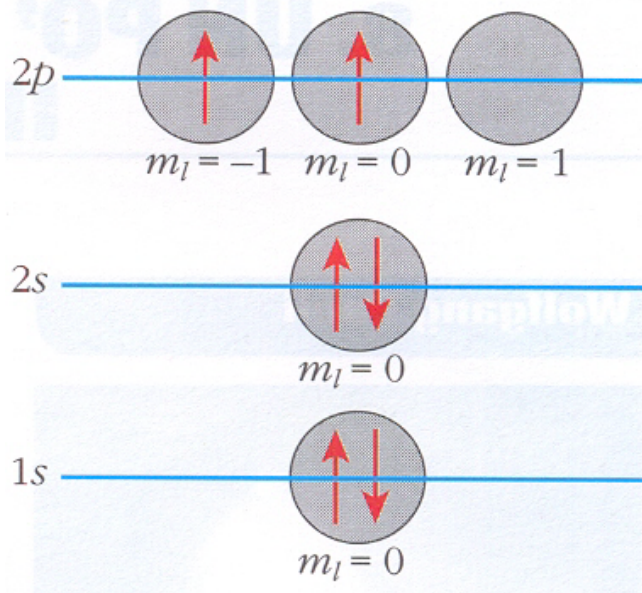
Tale configurazione corrisponde al minimo valore dell'energia totale del sistema atomico, per cui rappresenta lo stato fondamentale dell'atomo di litio.

Stato atomico del Li: **$1s^2 2s^1$**



Due elettroni occupano lo strato $1s$ e un elettrone occupa il sottostato $2s$.

Esempio: configurazione elettronica atomo di carbonio $Z=6$



Tale configurazione corrisponde al minimo valore dell'energia totale del sistema atomico, per cui rappresenta lo stato fondamentale dell'atomo di carbonio.

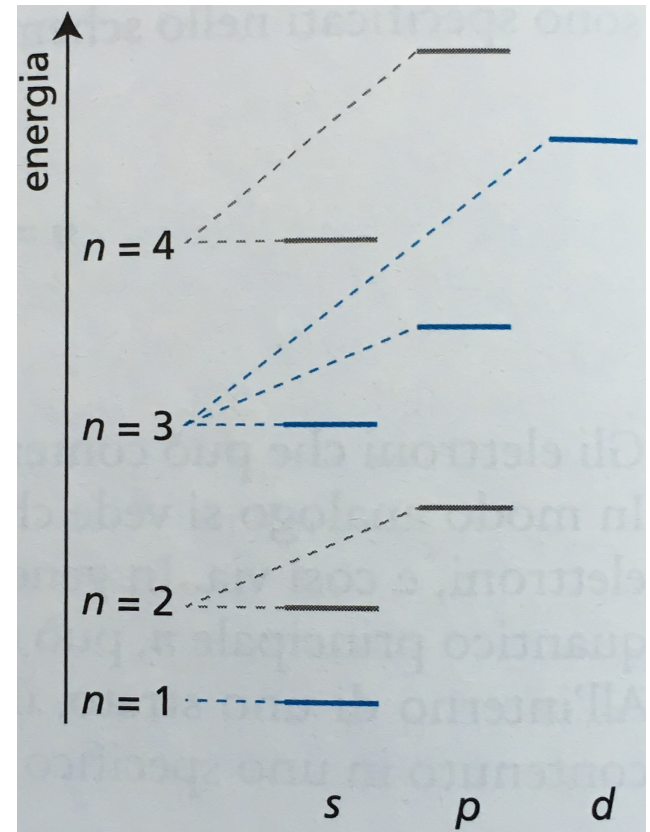
Stato atomico del C: **$1s^2 2s^2 2p^2$**

I due elettroni del sottostrato $2p$ non sono disposti nello stesso orbitale con spin antiparalleli, ma in orbitali diversi con spin paralleli. Questa è una regola generale che assicura all'edificio atomico una condizione di minima energia complessiva.

Spesso, per brevità, si indica solamente la configurazione degli elettroni dello strato più esterno, trascurando gli strati interni che sono completamente occupati. Quindi:

Stato atomico del Li: **$2s^1$**
Stato atomico del C: **$2s^2 2p^2$**

Nella configurazione di alcuni elementi si tenga presente che il sottostrato $4s$, avendo energia minore del sottostrato $3d$, si riempie prima.



Esempio: configurazione elettronica del cobalto $Z=27$

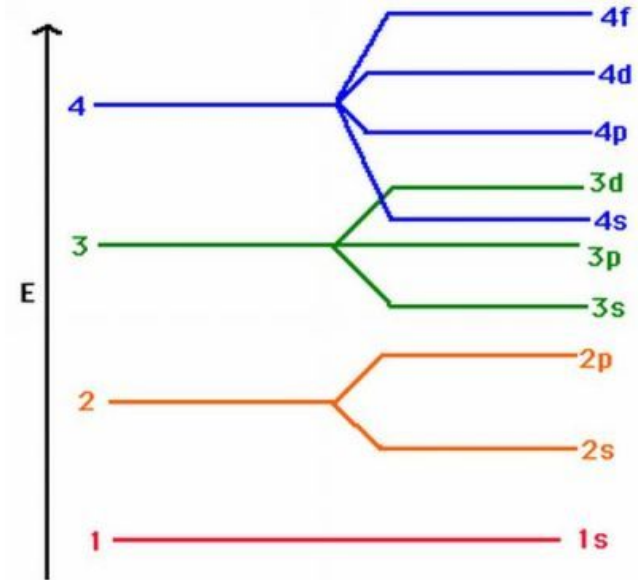
La configurazione elettronica si realizza attraverso:

- Il principio di minima energia: ogni elettrone tende a occupare, fra gli stati disponibili, quello di minima energia.
- Il principio di esclusione di Pauli: ogni orbitale può essere occupato al massimo da due elettroni con spin opposto.
- Dai numeri quantici (n, l, m_l) che assumono i seguenti valori:

$$n = 1, 2, 3, \dots \quad l = 0, 1, 2, \dots, n-1 \quad -l < m_l < l$$

In base ai criteri suindicati i 27 elettroni andranno a sistemarsi negli orbitali atomici nel seguente modo:

- Nello strato $n=2$, formato da 4 orbitali (uno di tipo s e tre di tipo p), collochiamo 2 elettroni divisi in 4 coppie con spin opposto: $2s^2 2p^6$.
- Nello strato $n=3$, formato da 9 orbitali (uno di tipo s, tre di tipo p e cinque di tipo d), collochiamo i rimanenti 17 elettroni.

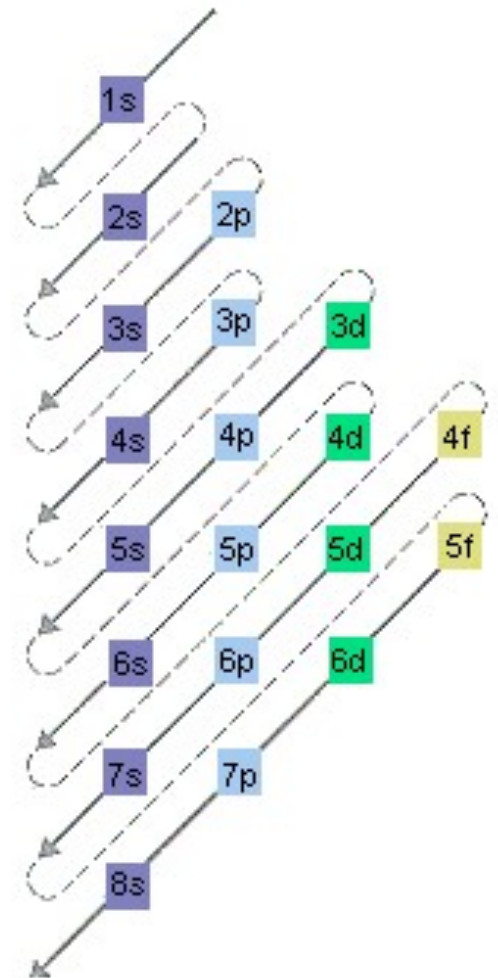


Però è presente un'inversione: l'orbitale 4s, appartenente allo strato $n=4$, ha energia inferiore all'orbitale 3d e perciò si riempie prima di quest'ultimo. Quindi **il riempimento avviene nel seguente modo: $3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$** .

In definitiva, la configurazione elettronica del cobalto è:



Compresi i principi fisici che sono alla base della configurazione elettronica degli elementi, utili è lo schema empirico per il riempimento degli orbitali atomici.



z	Elemento	Configurazione elettronica
1	H	$1s^1$
2	He	$1s^2$
3	Li	[He] $2s^1$
4	Be	$2s^2$
5	B	$2s^2 2p^1$
6	C	$2s^2 2p^2$
7	N	$2s^2 2p^3$
8	O	$2s^2 2p^4$
9	F	$2s^2 2p^5$
10	Ne	$2s^2 2p^6$
11	Na	[Ne] $3s^1$
12	Mg	$3s^2$
13	Al	$3s^2 3p^1$

z	Elemento	Configurazione elettronica
14	Si	$3s^2 3p^2$
15	P	$3s^2 3p^3$
16	S	$3s^2 3p^4$
17	Cl	$3s^2 3p^5$
18	Ar	$3s^2 3p^6$
19	K	[Ar] $4s^1$
20	Ca	$4s^2$
21	Sc	$3d^1 4s^2$
22	Ti	$3d^2 4s^2$
23	V	$3d^3 4s^2$
24	Cr	$3d^5 4s^1$
25	Mn	$3d^5 4s^2$
26	Fe	$3d^6 4s^2$

Infatti, osservando la tabella notiamo che quando l'occupazione del 3p è completata (Ar con $Z=18$), gli elettroni cominciano a disporsi nel 4s (K con $Z=19$ e Ca con $Z=20$). Solo con gli elementi successivi (a partire dallo Sc con $Z=21$) comincia a riempirsi il sottostrato 3d.

TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

Caratterizzando gli orbitali atomici mediante quattro numeri quantici, la fisica atomica giustifica nei dettagli il sistema periodico degli elementi e le loro proprietà chimiche.

Mendeleev nel 1869 propose il primo **sistema periodico degli elementi**, disponendo gli elementi chimici allora conosciuti in una tavola, divisi in **periodi** (righe orizzontali e in ordine di massa atomica crescente) e in gruppi (colonne verticali, raggruppati per analogia delle proprietà chimiche).

La periodicità del comportamento chimico-fisico degli elementi così classificati, consentì a Mendeleev di prevedere l'esistenza di nuovi elementi.

Nella moderna tavola periodica gli elementi sono disposti per numero atomico Z crescente (Z =numero protoni).

Diagram illustrating the arrangement of elements in the periodic table, showing the first three elements:

numero atomico	massa atomica	Elemento
1	1.0079	H
3	6.941	Li
4	9.0122	Be

La periodicità del comportamento chimico-fisico degli elementi così classificati, consentì a Mendeleev di prevedere l'esistenza di nuovi elementi.

Nella moderna tavola periodica gli elementi sono disposti per numero atomico Z crescente (Z =numero protoni)

numero atomico

massa atomica

1 H 1.0079	
3 Li 6.941	4 Be 9.0122

TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H Idrogeno 1.00794																	2 He Elio 4.002602
2	3 Li Litio 6.941	4 Be Berillio 9.012182																10 Ne Neon 20.1797
3	11 Na Sodio 22.98976...	12 Mg Magnesio 24.3050																18 Ar Argon 39.948
4	19 K Potassio 39.0983	20 Ca Calcio 40.078	21 Sc Scandio 44.955912	22 Ti Titanio 47.867	23 V Vanadio 50.9415	24 Cr Cromo 51.9961	25 Mn Manganese 54.938045	26 Fe Ferro 55.845	27 Co Cobalto 58.933195	28 Ni Nichel 58.6934	29 Cu Rame 63.546	30 Zn Zinco 65.38	31 Ga Gallio 69.723	32 Ge Germanio 72.64	33 As Arsenico 74.92160	34 Se Selenio 78.96	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Kriptone 83.798
5	37 Rb Rubidio 85.4678	38 Sr Stronzio 87.62	39 Y Ittrio 88.90585	40 Zr Zirconio 91.224	41 Nb Niobio 92.90638	42 Mo Molibdeno 95.96	43 Tc Tecnecio (98)	44 Ru Rutenio 101.07	45 Rh Rodio 102.90550	46 Pd Palladio 106.42	47 Ag Argento 107.8682	48 Cd Cadmio 112.411	49 In Indio 114.818	50 Sn Stagno 118.710	51 Sb Antimonio 121.760	52 Te Tellurio 127.60	53 I Iodio 126.90447	54 Xe Xeno 131.290
6	55 Cs Cesio 132.9054...	56 Ba Bario 137.327	57-71	72 Hf Hafnio 178.49	73 Ta Tantalio 180.94788	74 W Tungsteno 183.84	75 Re Renio 186.207	76 Os Osmio 190.23	77 Ir Iridio 192.217	78 Pt Platino 195.084	79 Au Oro 196.966569	80 Hg Mercurio 200.59	81 Tl Tallio 204.3833	82 Pb Piombo 207.2	83 Bi Bismuto 208.98040	84 Po Polonio (209)	85 At Astatina (210)	86 Rn Radone (222)
7	87 Fr Francio (223)	88 Ra Radio (226)	89-103	104 Rf Rutherfordio (261)	105 Db Dubnio (268)	106 Sg Seaborgio (271)	107 Bh Bohrio (272)	108 Hs Hassio (270)	109 Mt Meitnerio (276)	110 Ds Darmstadtio (281)	111 Rg Roentgenio (280)	112 Uub Ununbio (285)	113 Uut Ununtrio (284)	114 Uuq Ununquadio (289)	115 Uup Ununpentio (288)	116 Uuh Ununhexio (293)	117 Uus Ununseptio (294)	118 Uuo Ununoctio (294)

Le masse atomiche tra sono quelle degli isotopi più stabili o più comuni.

Tavola Periodica Design and Interface Copyright © 1997 Michael Dayah. <http://www.ptable.com/> Last updated: December 08, 2008

57 La Lantanio 138.90547	58 Ce Cerio 140.116	59 Pr Praseodimio 140.90765	60 Nd Neodimio 144.242	61 Pm Promezio (145)	62 Sm Samarzio 150.36	63 Eu Europio 151.964	64 Gd Gadolino 157.25	65 Tb Terbio 158.92535	66 Dy Disprosio 162.500	67 Ho Olimio 164.93032	68 Er Erbio 167.259	69 Tm Tulio 168.93421	70 Yb Itterbio 173.054	71 Lu Lutezio 174.9668
89 Ac Attinio (227)	90 Th Torio 232.03806	91 Pa Protattinio 231.03688	92 U Uranio 238.02891	93 Np Nettunio (237)	94 Pu Plutonio (244)	95 Am Americio (243)	96 Cm Curio (247)	97 Bk Berkelio (247)	98 Cf Californio (251)	99 Es Einstenio (252)	100 Fm Fermio (257)	101 Md Mendelevio (258)	102 No Nobelio (259)	103 Lr Lawrencio (262)

Le proprietà chimiche degli elementi dipendono dalla loro configurazione elettronica, in particolare da come sono disposti gli elettroni dell'ultimo strato che sono coinvolti nelle reazioni.

Gli elementi che hanno lo stesso comportamento chimico hanno la stessa configurazione elettronica esterna (stesso numero di elettroni nei sottogusci più esterni).

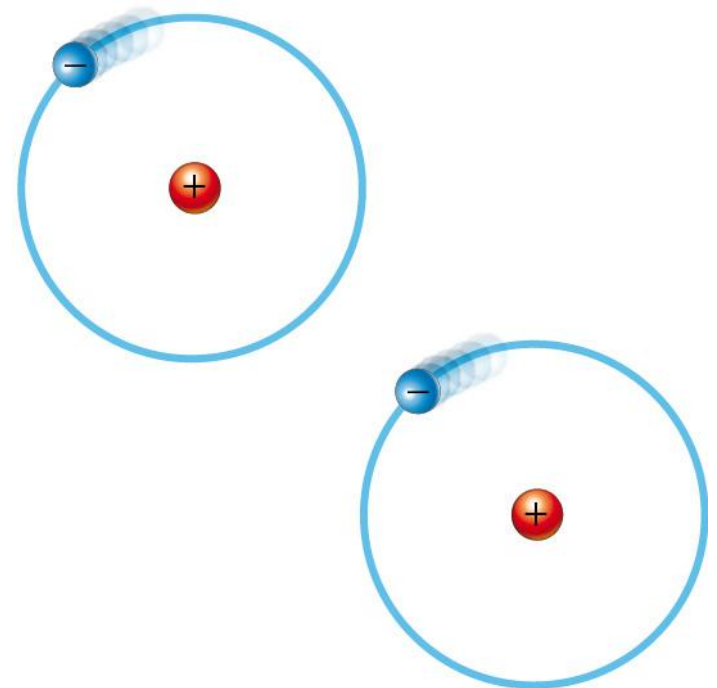
Questi elementi sono disposti in uno stesso gruppo della tavola periodica.

- I metalli alcalini (sodio e potassio), e gli elementi analoghi rame, gallio, argento e oro, contengono nel sottoguscio esterno un solo elettrone, debolmente legato e quindi facilmente estraibile.

- Proprietà complementari caratterizzano il settimo gruppo (alogeni come il fluoro, cloro, bromo, ecc.), i cui elementi hanno un posto vacante nell'ultimo sottostato per cui hanno la tendenza ad accettare un elettrone, formando così ioni negativi, oppure legami con elementi che cedano facilmente elettroni.
- I gas nobili (ottavo gruppo: neon, argon, krypton, xenon e radon) hanno il sottostato esterno completamente occupato (**ottetto**). Questa configurazione elettronica è estremamente stabile, per cui difficilmente un gas nobile prenda parte a reazioni chimiche (ceda o assorba elettroni).

In **meccanica classica le particelle**, anche dello stesso tipo, **sono considerate distinguibili tra loro** e, così, se due di esse si scambiano di posto, il risultato è un microstato diverso dal precedente (ricordiamo i microstati della termodinamica).

Nel mondo microscopico, invece, due elettroni di due atomi possono scambiarsi di posto e non si può fare nulla per metterlo in evidenza.



Pertanto, in meccanica quantistica, i diversi «microstati» ottenuti scambiando tra loro particelle identiche devono essere contati come un unico stato microscopico.

Allora, nello studiare le proprietà del mondo microscopico dobbiamo tener presente che:

gli elettroni e tutte le particelle subatomiche (come i fotoni e i nuclei), sono indistinguibili tra loro, cioè non hanno una propria identità «personale».

Queste considerazioni ci conducono a una trattazione statistica dei sistemi a molte particelle, nel mondo microscopico, completamente diversa da quella classica.

La teoria quantistica ammette due tipi di distribuzioni statistiche:

statistica di Bose-Einstein e
statistica di Fermi-Dirac.

Queste due statistiche quantistiche sono collegate in modo molto stretto allo spin delle particelle a cui si riferiscono.

La statistica di Bose-Einstein si applica a tutte le particelle subatomiche di spin intero (0,1,2, ...), come i fotoni. A tali particelle è stato assegnato il nome di **bosoni**.

Per i bosoni non vale il principio di esclusione di Pauli.
Cosa significa?

Che in un sistema è possibile trovare un numero arbitrariamente grande di bosoni che, occupando lo stesso stato microscopico, sono caratterizzati dagli stessi numeri quantici. Ossia, un numero illimitato di particelle può occupare lo stesso stato energetico contemporaneamente.

Questo spiega perché a basse temperature, vicine allo zero assoluto, i bosoni tendono ad ammassarsi nello stesso livello di bassa energia, formando ciò che è noto come **condensato di Bose-Einstein**.

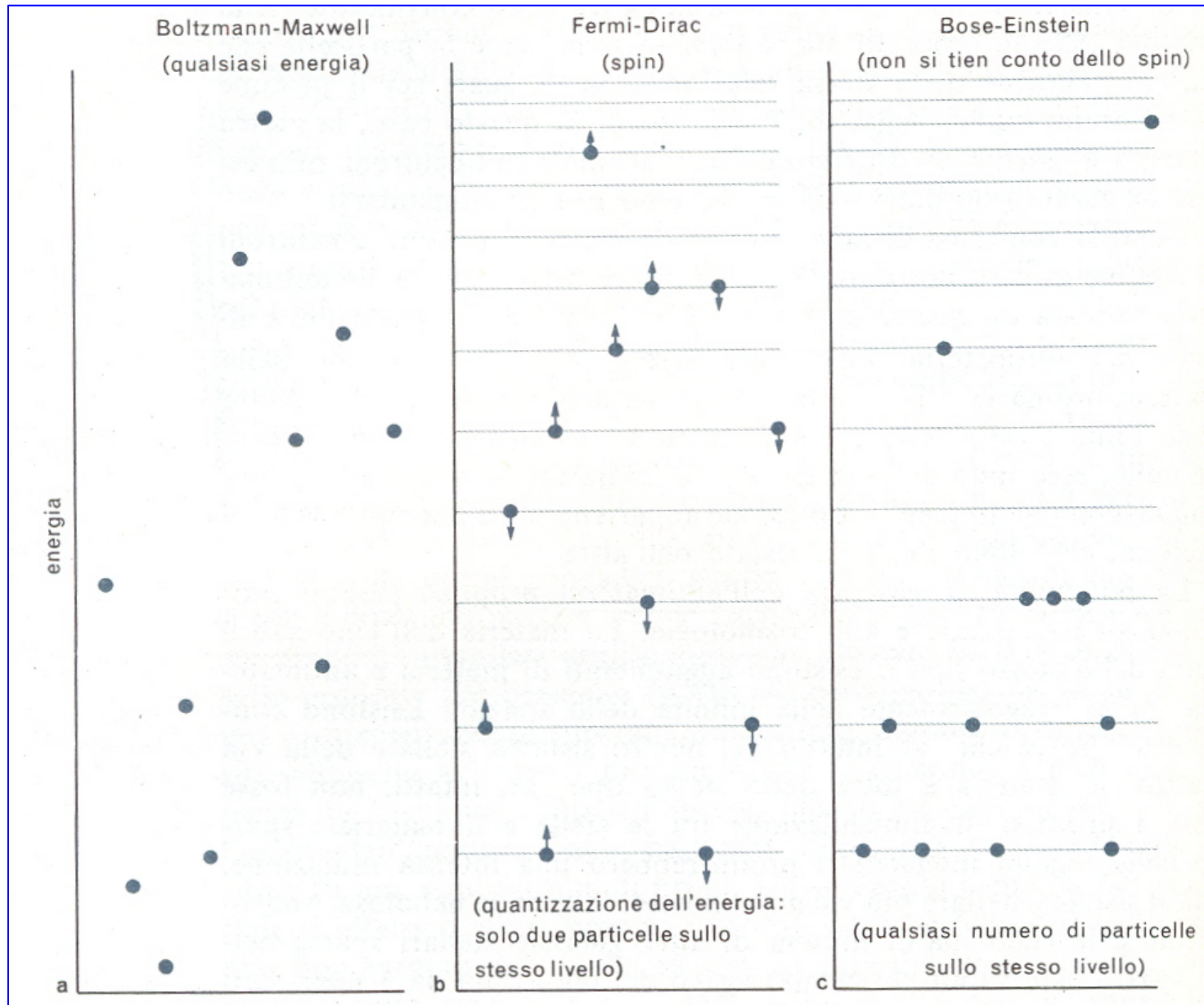
La statistica di Fermi-Dirac si applica a tutte le particelle subatomiche di spin semiintero ($1/2, 3/2, \dots$), come gli elettroni o i protoni. A tali particelle è stato assegnato il nome di **fermioni**.

Per i fermioni vale il principio di esclusione di Pauli: non è possibile avere due particelle dello stesso tipo (per esempio due elettroni) nello stesso stato, definito dagli stessi numeri quantici.

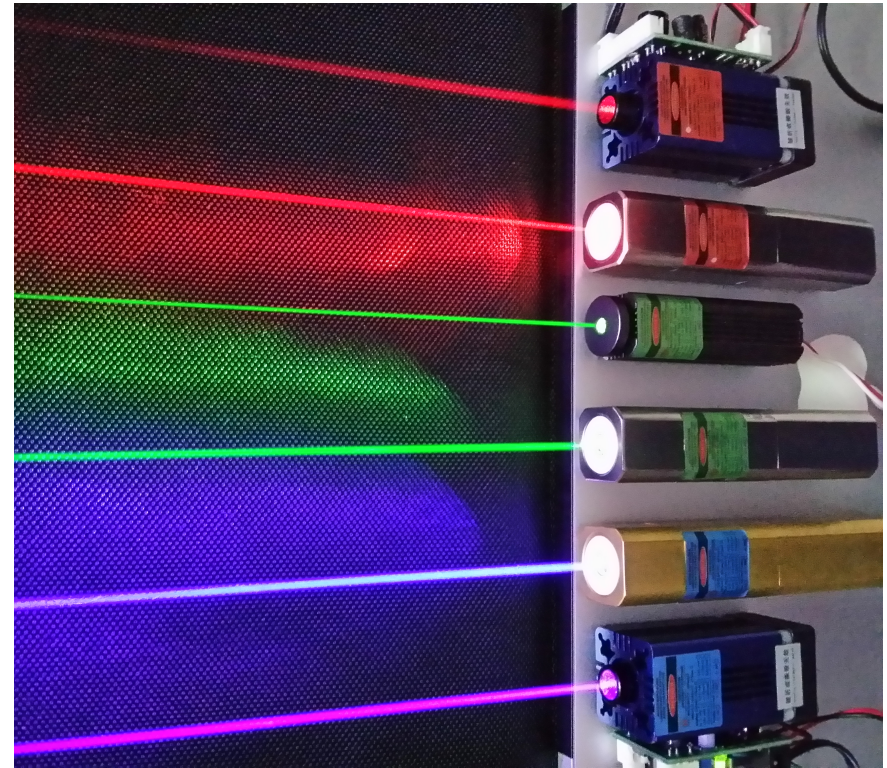
La statistica di Fermi-Dirac è particolarmente adatta nello studio delle nane bianche (stelle di piccole dimensioni, paragonabili a quelle della Terra, che rappresentano siano l'ultima fase dell'evoluzione di stelle di massa piccola e medio-piccola).

La statistica di Bose-Einstein e la statistica di Fermi-Dirac sono approssimate dalla statistica di Maxwell-Boltzmann nel caso in cui siano coinvolte alte temperature o relativamente basse densità.

In sintesi:

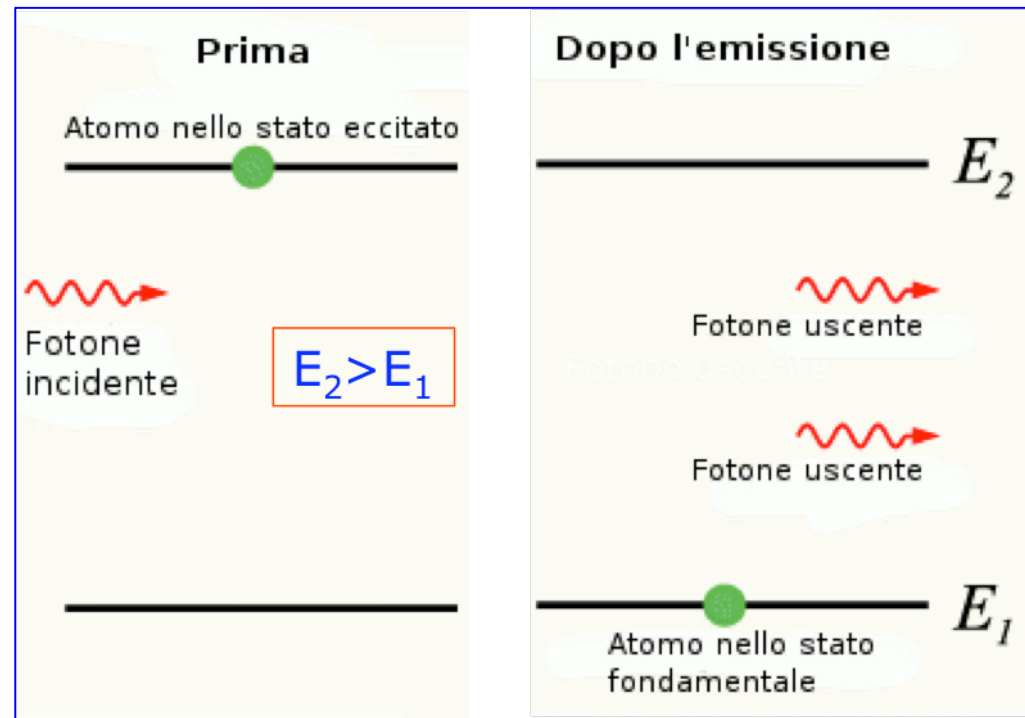


Il **laser** (*light amplification by stimulated emission of radiation*), è un dispositivo in cui vengono prodotti moltissimi fotoni che hanno caratteristiche identiche. Questo è possibile perchè il fotone è un bosone.



Il primo laser fu costruito nel 1960 da **Maiman** (1927-2007), fisico americano.

La luce laser viene emessa quando gli atomi subiscono un salto quantico, ossia passano da uno stato quantico E_2 a un altro di minor energia E_1 .



A differenza delle normali sorgenti luminose, la luce laser ha determinate caratteristiche:

- **La luce laser è estremamente monocromatica:** cioè caratterizzata da una lunghezza d'onda precisa di circa 1 parte per 10^{15} .

- **La luce laser è notevolmente coerente:** la fase iniziale dell'onda emessa è costante su distanze di centinaia di chilometri (la luce di una normale lampadina perde la coerenza dopo circa 1 metro);
- **La luce laser è fortemente direzionale:** il fascio laser, essendo fatto di bosoni, ha un parallelismo che non si riesce ad ottenere con i sistemi di focalizzazione della luce.
- **La luce laser può essere focalizzata in modo netto:** come conseguenza del parallelismo, si possono ottenere intensità di luce laser focalizzata dell'ordine di 10^{17} W/cm^2 .

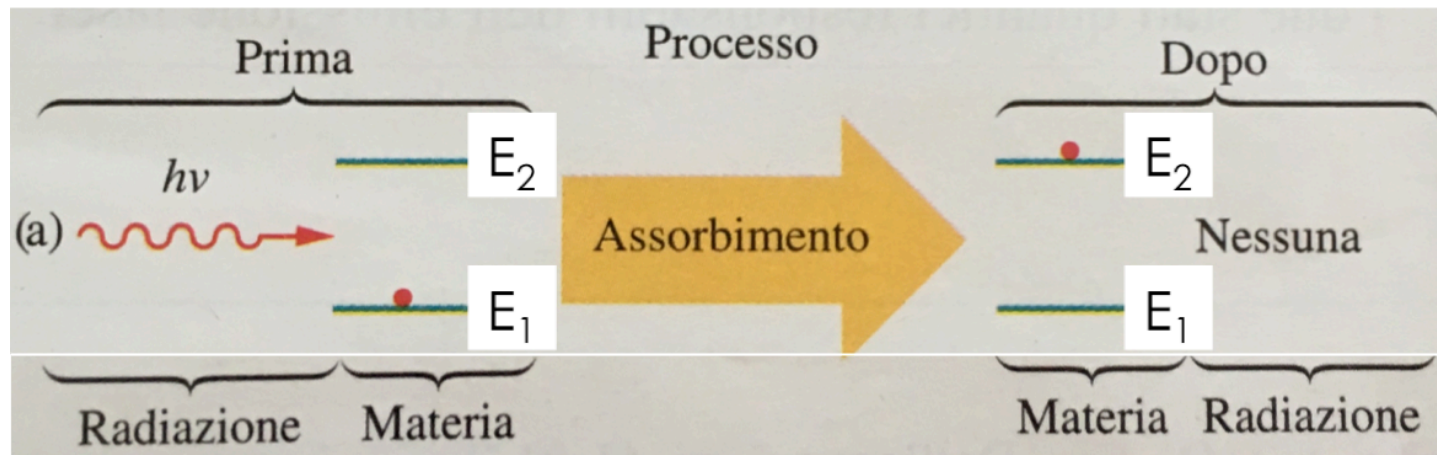
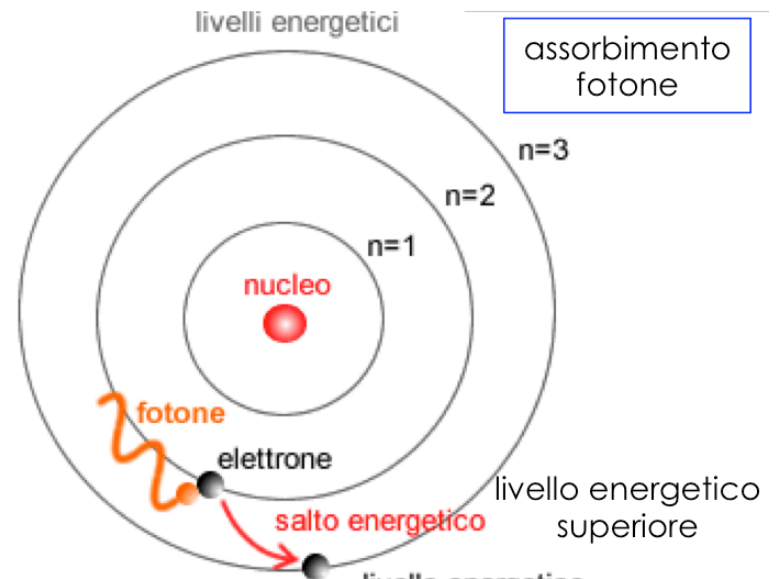
La luce laser ha moltissime applicazioni:

- Comunicazioni telefoniche su fibre ottiche
- Ricerca sulla fusione nucleare
- In medicina nella saldatura delle retine distaccate o disintegrare calcoli urinari
- Perforazione di diamanti
- Industria (meccanica, dell'abbigliamento, ecc.)
- Interferometria
- Misure di precisione di flusso in liquidi mediante l'effetto Doppler
- Ecc.

FUNZIONAMENTO DEL LASER

Studiamo i tre meccanismi
(assorbimento, emissione spontanea,
emissione stimolata) attraverso i quali
un atomo passa da uno stato
energetico E_1 a uno superiore E_2 o
viceversa.

L'atomo inizialmente si trova nello stato di energia E_1 . In seguito all'assorbimento di un fotone di energia $h\nu$, salta nello stato di energia più elevata $E_2 > E_1$.

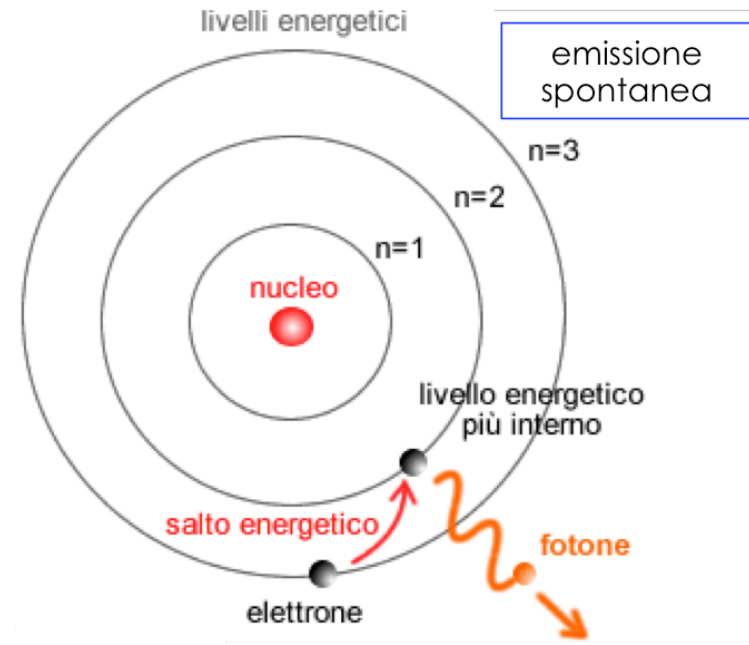


Per il principio di conservazione dell'energia si ha:

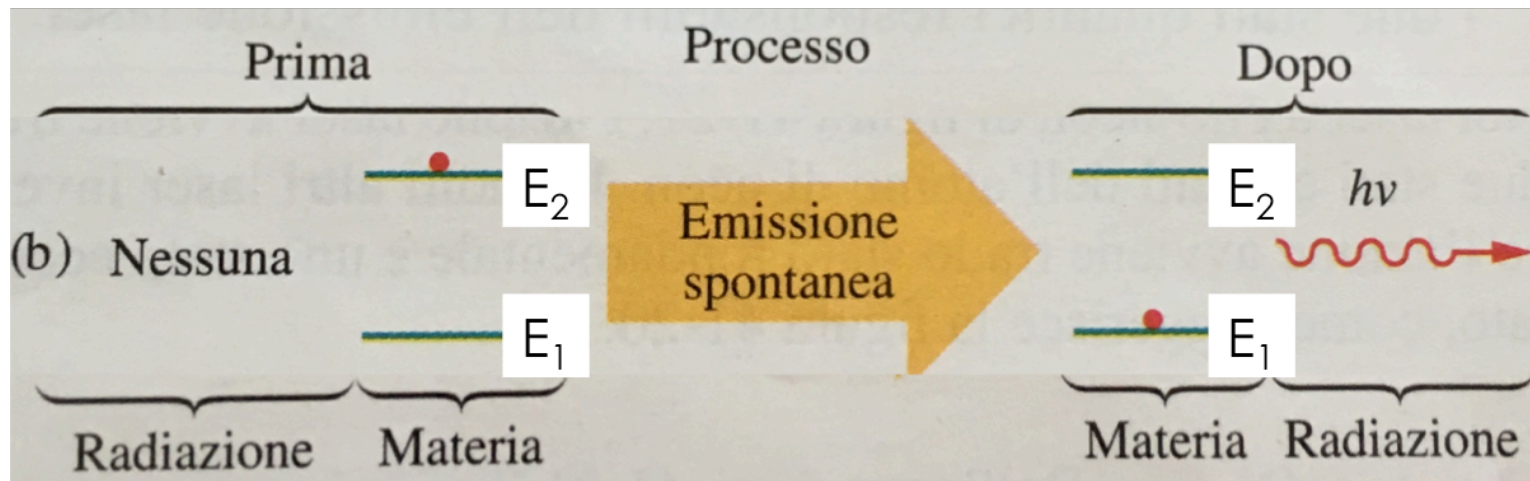
$$h\nu = E_2 - E_1$$

Questo processo si chiama **assorbimento**.

Ora l'atomo è nello stato eccitato E_2 e spontaneamente (senza la presenza di nessuna radiazione esterna) può tornare allo stato di partenza E_1 , o a un altro stato di energia comunque inferiore a E_2 , emettendo nel processo un fotone di energia $h\nu$, tale da conservare l'energia totale:



$$h\nu = E_2 - E_1$$



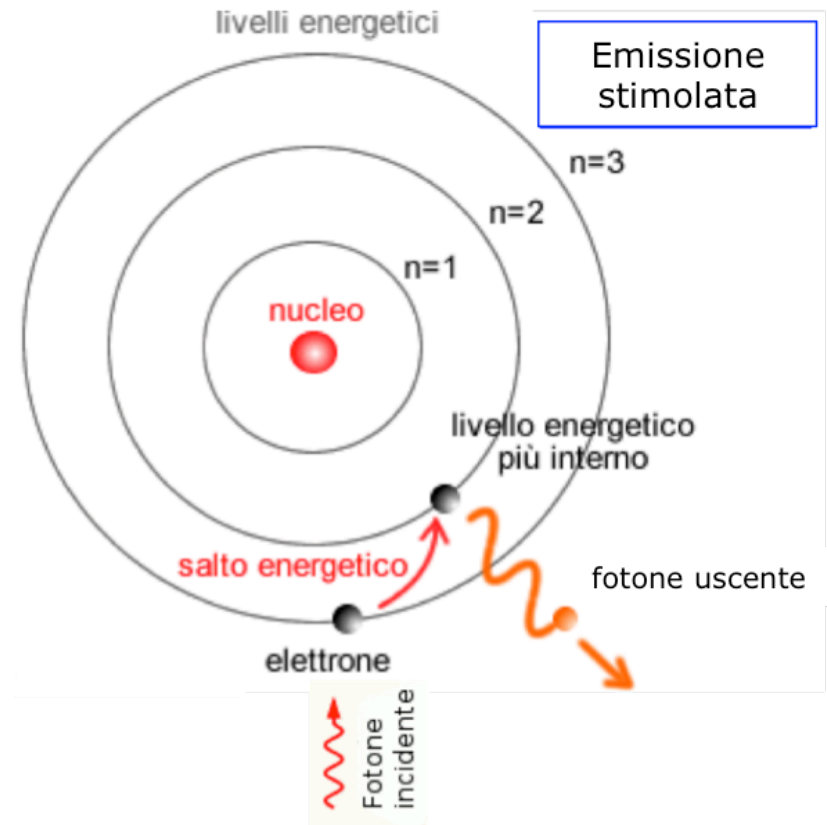
Questo processo si chiama **emissione spontanea**, perché non è attivato da nessuna influenza esterna.

Normalmente l'atomo rimane nello stato di energia superiore, prima che avvenga l'emissione spontanea, per un intervallo di tempo (vita media) dell'ordine di 10^{-8} s.

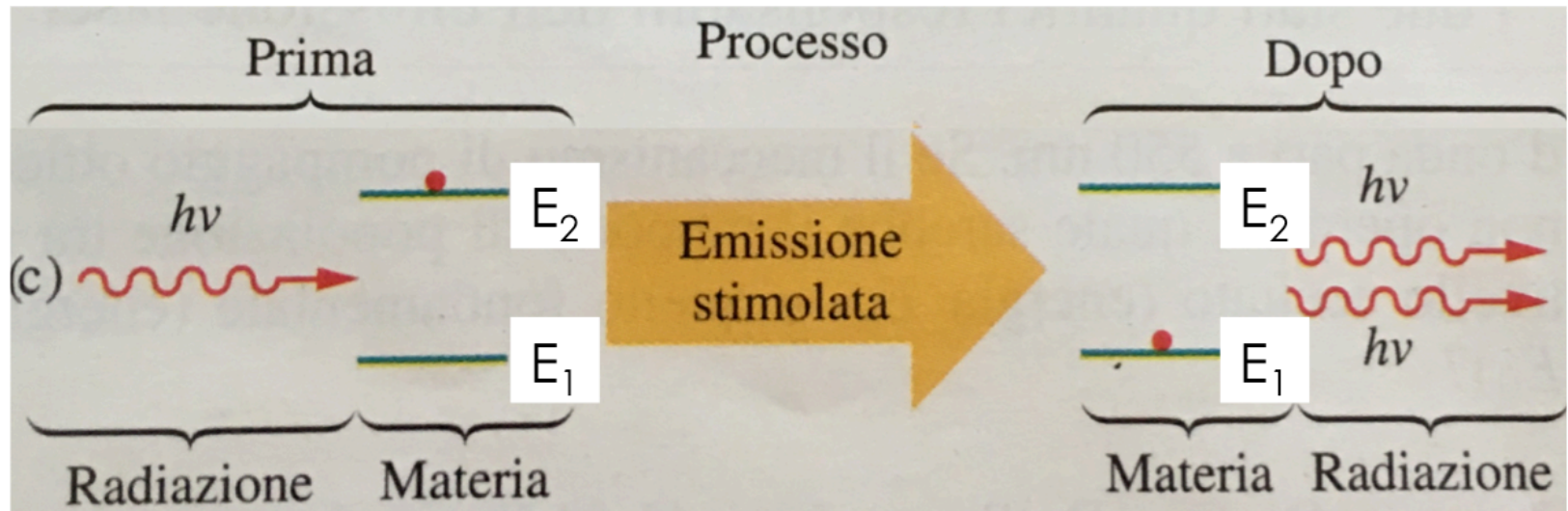
Esistono però alcuni stati, chiamati **metastabili** (quasi stabili), per i quali la vita media è più lunga, intorno ai 10^{-3} s. Sono questi stati che assumono rilevanza particolare nel funzionamento del laser.

L'acronimo di laser è *light amplification by stimulated emission of radiation*, per cui è l'emissione stimolata (concetto introdotto da Einstein nel 1917) la chiave per comprendere il funzionamento del laser.

L'atomo si trova ancora nello stato di energia E_2 come nel caso dell'emissione spontanea, ma adesso è sottoposto a una radiazione, ossia subisce l'assorbimento di un fotone di energia $h\nu = E_2 - E_1$.



Come conseguenza dell'assorbimento del fotone, l'atomo viene stimolato a scendere al livello energetico E_1 , provocando l'emissione di un secondo fotone identico al primo (stessa energia, direzione, fase e polarizzazione):



Questo processo si chiama **emissione stimolata**.

Possiamo immaginare una reazione a catena di simili processi innescata da un evento di emissione stimolata: **la luce laser si genera in questo modo.**

Questo fenomeno a valanga è possibile perché la luce laser è fatta di fotoni che sono bosoni, ossia tendono a occupare lo stesso stato quantico (per i bosoni non vale il principio di esclusione di Pauli).

Poiché gli atomi in gioco sono molteplici, e gran parte di essi sono in equilibrio a una certa temperatura T , è doveroso chiedersi quanti di essi si trovano nel livello fondamentale E_0 e quanti nel livello eccitato E_x .

Boltzmann ha dimostrato che il numero N_x di atomi presenti in un certo stato di energia E_x è dato da:

$$N_x = N_0 e^{-(E_x - E_0)/kT}$$

Quanto più alta è la temperatura T , tanti più atomi salteranno, per agitazione termica, al livello E_x . Quindi:

$$N_x = N_0 e^{-(E_x - E_0)/kT} \xrightarrow{\text{poichè: } E_x > E_0} N_x < N_0$$

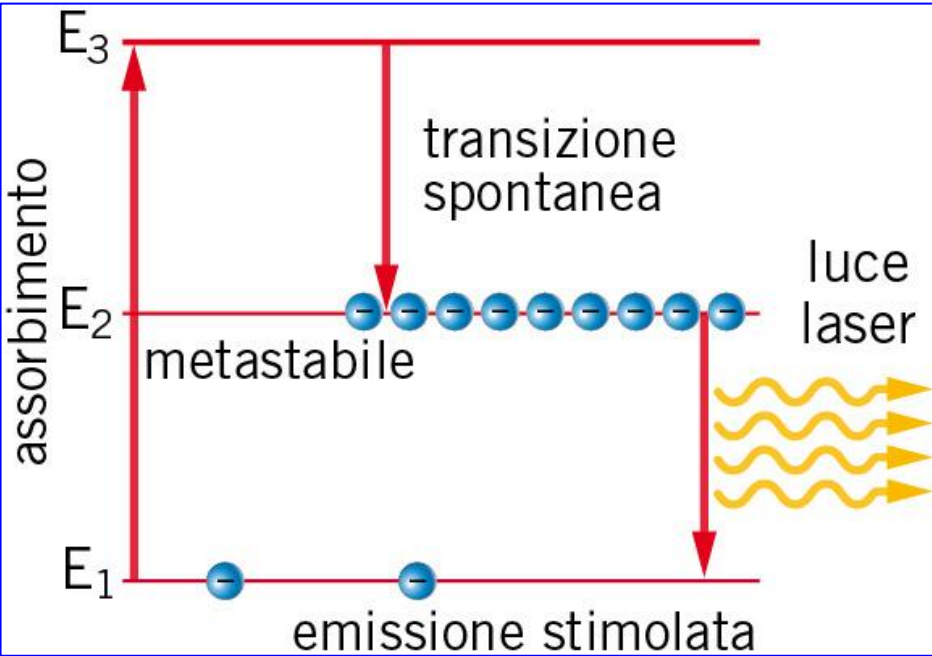
Questo significa che per effetto della sola agitazione termica, ci saranno sempre meno elettroni nello stato eccitato rispetto a quello fondamentale.

Se, invece, provochiamo un'emissione stimolata, alcuni fotoni verranno definitivamente assorbiti, altri emessi. Però Einstein ha dimostrato che le probabilità di questi due processi sono uguali, per cui, essendo lo stato fondamentale maggiormente popolato, l'effetto totale netto sarà un assorbimento di fotoni.

Ma in un laser devono essere generati fotoni, non assorbiti. Quindi? Dobbiamo creare una situazione in cui prevalga l'emissione stimolata sull'assorbimento.

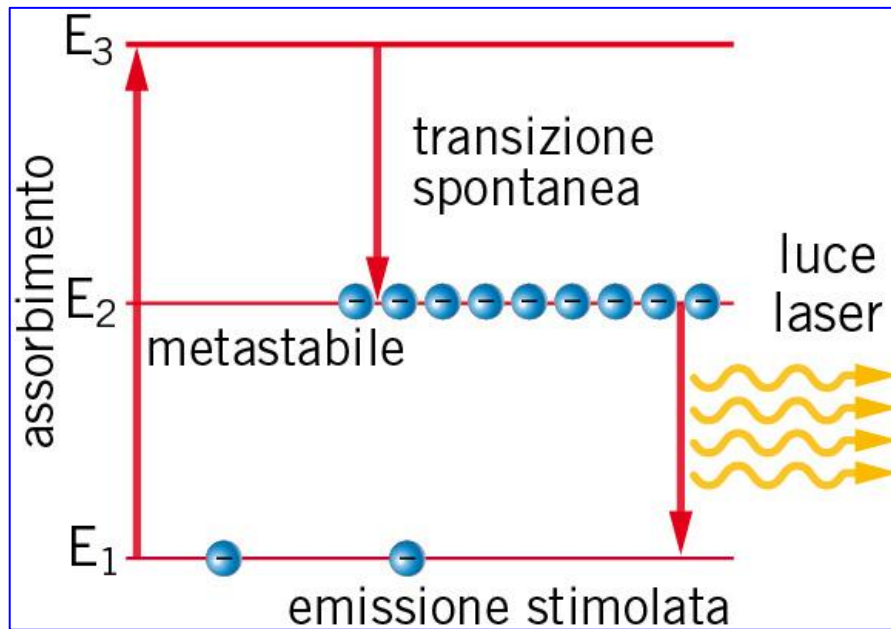
Ossia, fare in modo da ottenere più atomi che si trovino nel livello energetico superiore rispetto a quelli nel livello energetico inferiore. Tale condizione è detta **inversione di popolazione**.

In figura è illustrato il meccanismo, utilizzato nei laser a rubino, per ottenere un'inversione di popolazione.



In condizioni normali la banda di energia E_1 è popolata, mentre sono vuoti gli stati con energia E_2 ed E_3 . Per ottenere l'inversione di popolazione, il livello E_2 deve essere metastabile.

Inviando un intenso fascio di luce, i fotoni di frequenza $h\nu = E_3 - E_1$ provocano il passaggio di elettroni dagli stati di energia E_1 a quelli di energia E_3 .



Dal livello energetico E_3 , essendo uno stato metastabile, gli elettroni passano velocemente a quelli di energia E_2 dove, invece, rimangono per tempi relativamente lunghi.

Il primo fotone di energia $h\nu = E_3 - E_1$, che si trova nella zona di spazio interessata, innesca la catena delle emissioni stimolate tra i livelli E_2 ed E_1 e causa la produzione del fascio laser.

La meccanica ondulatoria di Schrodinger valeva per il moto non relativistico, e quindi bisognava estenderla anche alle particelle relativistiche, in modo da unificare le due grandi teorie, quella della relatività e quella dei quanti.

Inoltre l'equazione delle onde di Schrodinger considerava l'elettrone come un punto e tutti i tentativi di applicarla all'elettrone che “ruotasse su se stesso” e si comportava come un “magnete elementare”, furono infruttuosi.

Nel suo famoso articolo, pubblicato nel 1930, **Dirac** (1902-1984; Premio Nobel) formulò una nuova equazione, la più bella della fisica, insieme a quella di Einstein ($E=mc^2$):

Equazione di Dirac

$$(i\hat{\phi} - m)\psi = 0$$

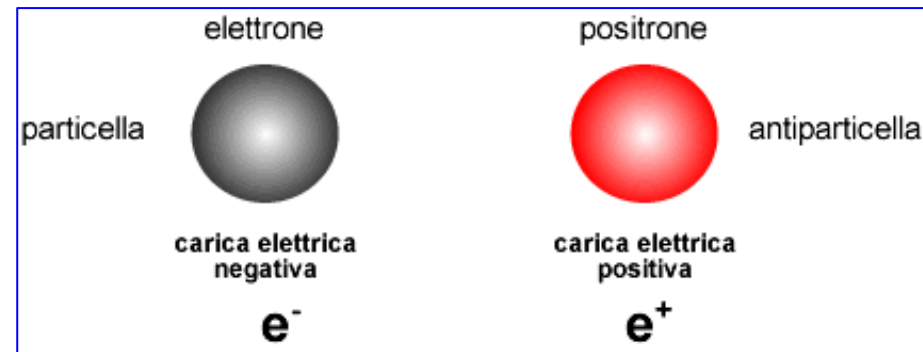
Non ci addentreremo nei misteriosi meandri matematici di questa equazione. Ci basta osservare che risponde a tutte le domande inevase dall'equazione di Schrodinger.

Infatti, tale equazione soddisfa a tutte le condizioni relativistiche, è applicabile ad elettroni di qualunque velocità e, nello stesso tempo, porta alla conclusione che l'elettrone deve comportarsi come una “trottola” rotante magnetizzata.

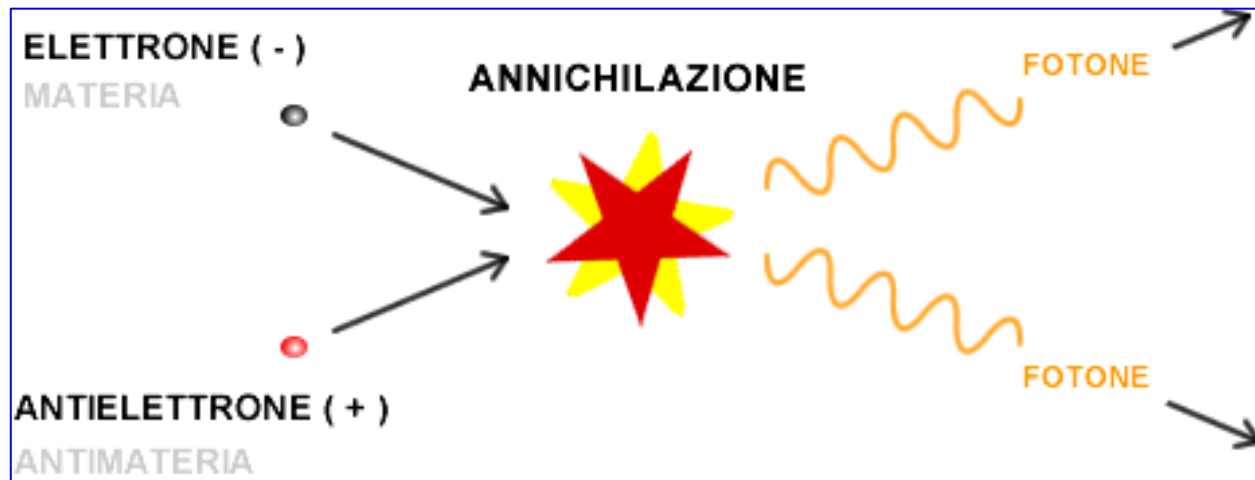
Pur essendo veramente geniale come concezione, l'equazione di Dirac portò, immediatamente, ad una seria complicazione:

la meccanica quantistica relativistica ammetteva la possibilità matematica dell'esistenza di due mondi, una simmetria tra il nostro mondo, fatto di materia, ed uno strano mondo, fatto di **antimateria**.

La simmetria tra materia e antimateria implica che per ogni particella esista un'antiparticella con massa uguale e carica opposta.



Se l'energia a disposizione è sufficiente, possono crearsi coppie di particelle e antiparticelle, che a loro volta si ritrasformano in energia pura nel processo inverso di annichilazione.

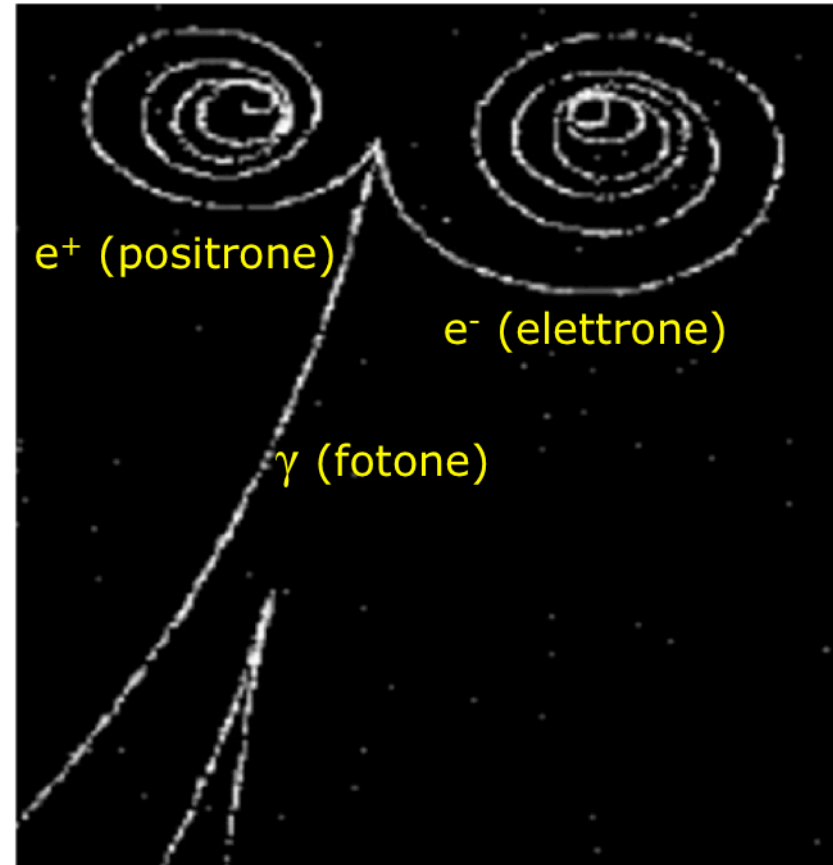


Questi processi di creazione e di annichilazione delle particelle erano stati previsti dalla teoria di Dirac prima che fossero effettivamente scoperti in natura.

La creazione di particelle materiali da energia pura è certamente l'effetto più spettacolare della teoria della relatività.

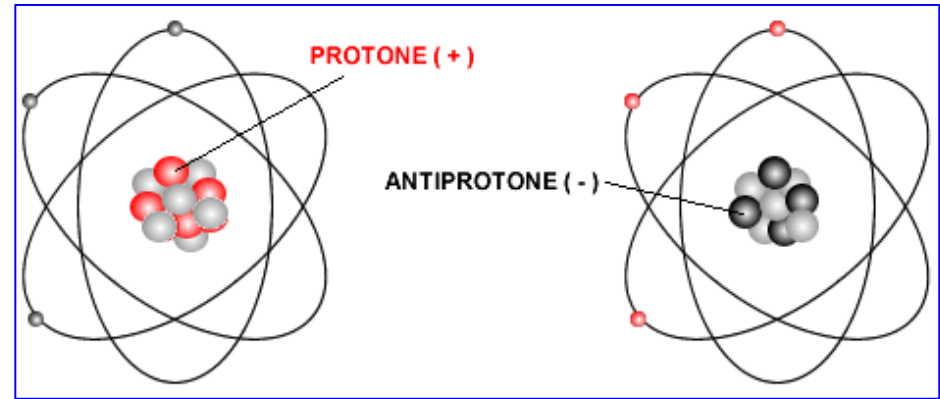
Nel 1931, il fisico americano **Anderson** (1905-1991; Premio Nobel) scoprì le antiparticelle previste dalla teoria di Dirac, mediante un esperimento nel quale studiò le tracce prodotte in una camera a nebbia dagli elettroni ad alta energia degli sciami cosmici.

Per misurare la velocità di questi elettroni, circondò la camera a nebbia con un intenso campo magnetico e le fotografie eseguite mostrarono che circa la metà degli elettroni era deviata in una direzione per la presenza del campo magnetico, e l'altra metà in direzione opposta: cioè il 50% erano elettroni negativi e il 50% elettroni positivi, chiamati **positroni**, entrambi con la stessa massa.



Fotone decade in una
coppia elettrone
(materia)-positrone
(antimateria)

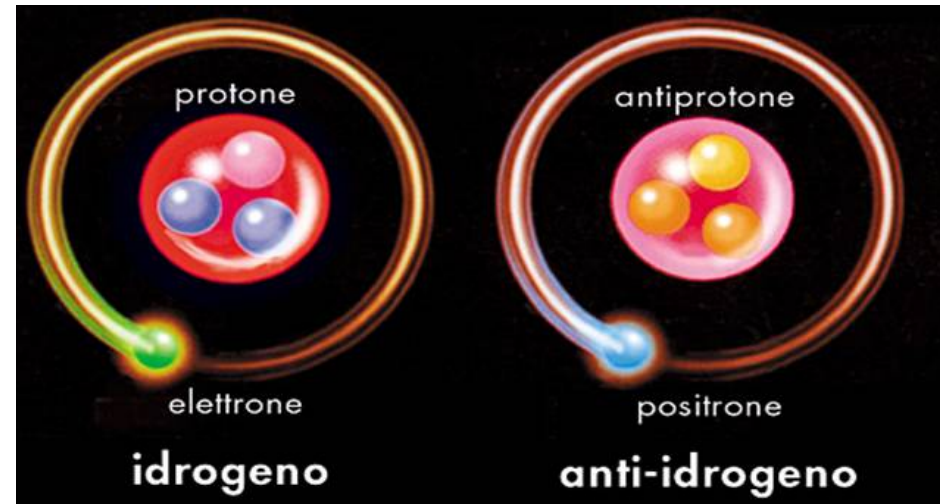
Dopo la scoperta degli elettroni positivi, i fisici sognavano la possibilità di scoprire i protoni negativi.



La scoperta avvenne nel 1955 ad opera dello scienziato italiano **Segrè** (1905-1989; Premio Nobel) ed altri ricercatori, nell'acceleratore di particelle di Berkeley in California.

Alla fine del 1956 fu scoperto anche l'antineutrone.

Dopo le conferme sperimentali dell'esistenza di antistati per elettroni, protoni e neutroni, si deve quindi pensare ad un'antimateria (antiatomi) con le stesse caratteristiche fisiche e chimiche della materia ordinaria.



L'esistenza dell'antimateria pone, però, seri interrogativi alla cosmologia: la materia dell'Universo è tutta dello stesso tipo o esistono agglomerati di antimateria sparsi nell'infinità dello spazio?

Agli inizi del XX secolo gli scienziati, per poter spiegare determinati fenomeni che avvengono nel mondo micro e macrofisico, hanno dovuto abbandonare la visione meccanicistica newtoniana dell'universo, dando vita alle due grandi e rivoluzionarie teorie del Novecento: la **relatività** e la **meccanica quantistica**.

Si pensi all'interpretazione nel mondo microfisico: della discontinuità (come la quantizzazione dell'energia o del momento angolare), della dualità della rappresentazione corpuscolare e ondulatoria delle particelle elementari, dell'indeterminatezza di principio nell'attribuzione simultanea di valori a grandezze coniugate (velocità e posizione, energia e tempo).

Oppure alla necessità di considerare la massa e le dimensioni spaziali di un corpo non più come le sue proprietà più inalterabili e intrinseche, ma come variabili in funzione della sua velocità, per non parlare delle interdipendenze fra spazio e tempo, due entità per secoli considerate assolute e concettualmente distinte.

Ma allora questi risultati ci obbligano a rigettare tutta la fisica classica? Certamente no. La fisica classica continua a essere applicabile, con risultati in perfetto accordo con l'esperienza, quando si considerano oggetti le cui velocità sono piccole rispetto alla velocità della luce e le cui dimensioni non sono microscopiche.

Anzi, alla luce dei risultati della relatività e della meccanica quantistica, siamo in grado di specificare con maggior precisione l'ambito di validità della fisica classica.

Poiché la teoria della relatività contiene come grandezza caratteristica la costante $c=3 \times 10^8 \text{m/s}$ (velocità delle onde elettromagnetiche) e la fisica quantistica la costante $\hbar \simeq 10^{-34} \text{J}\cdot\text{s}$ (costante di Planck), possiamo affermare che affinché a un oggetto si possano applicare le leggi della fisica classica, è necessario che siano soddisfatte le seguenti condizioni:

- la velocità del corpo deve essere piccola rispetto alla velocità della luce c ($v \ll c$);
- il prodotto della quantità di moto per la dimensione caratteristica del corpo deve essere grande rispetto ad $\hbar$ ($p \cdot \Delta x \gg \hbar$).