

La struttura atomica

1. Introduzione

L'infinitamente grande e l'infinitamente piccolo hanno sempre affascinato l'uomo, al punto da impegnarlo, nel corso dei secoli, in tantissime ricerche di carattere sia filosofico che scientifico.

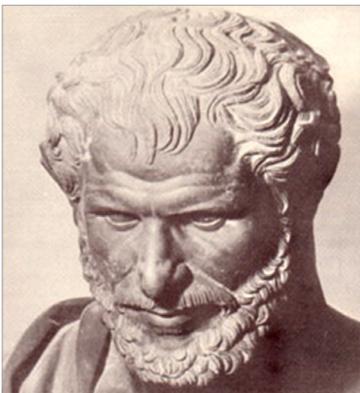


FIGURA 1 Democrito (460 a.C. - 370 a.C.)

I primi ad immaginare la realtà macroscopica come un insieme di minutissime particelle non ulteriormente divisibili furono i filosofi **atomisti** dell'antica Grecia, con i loro massimi esponenti Leucippo e Democrito di Abdera (**FIGURA 1**).

Il termine **atomo** deriva dal greco antico *átomos* che significa «indivisibile»: esso, secondo l'idea originaria, è infatti la particella elementare (non composta da altre sottoparticelle) che compone tutta la materia esistente.

È sorprendente come l'idea di una materia composta da atomi, formulata dagli atomisti più di duemila anni or sono, sia per certi versi ancora attuale.

Gli atomisti ritenevano che se la materia fosse stata composta da particelle ulteriormente divisibili all'infinito si sarebbe dissolta nel vuoto. Essi sostenevano anche che tutti gli atomi non si differenziano per la loro natura, ma solo per le dimensioni e per la forma; la loro unione e la loro disunione determina la vita e la morte delle cose.

Essi inoltre pensavano che con il loro ordine e la loro posizione gli atomi determinassero le diversità presenti in natura e le trasformazioni che la materia può subire.

La teoria atomica non subì ulteriori sviluppi fino alla fine del '700, quando Alessandro Volta realizzò un dispositivo che trasformava l'energia chimica in energia elettrica. Questo dispositivo venne chiamato in seguito **pila**.

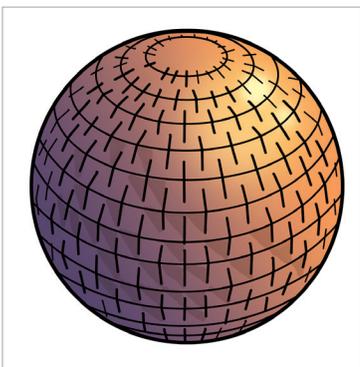


FIGURA 2 Modello atomico a sfera di Dalton (1803)

Con la sua invenzione Volta dimostrò la **natura elettrica della materia**. Si trattò di una scoperta epocale, un notevole passo avanti: era stata scoperta la seconda forza fondamentale della natura, la **forza elettromagnetica**.

Nello stesso periodo Dalton studiava i rapporti di combinazione tra gli atomi quando formano le molecole, che sono aggregati più complessi. Egli dimostrò che le masse di due atomi uguali o diversi, quando si combinano per formare una molecola, stanno tra loro in multipli interi piccoli (legge delle **proporzioni multiple**).

Dalton riprese le teorie degli antichi filosofi greci formulando la prima teoria atomica moderna con il relativo modello (**FIGURA 2**).

Nel modello atomico di Dalton gli atomi venivano immaginati come delle sfere che potevano combinarsi tra loro formando degli aggregati stabili (le molecole).

Tuttavia questo modello non spiegava i meccanismi che stanno alla base dell'unione di due o più atomi.

L'Ottocento fu un secolo importantissimo per la scienza in generale, e in particolare per gli ulteriori sviluppi della conoscenza della natura elettrica della materia:

- nel 1814 Ampère affermò che gli atomi emanano forze elettriche a volte attrattive ed altre repulsive;
- nel 1833 Faraday espresse le due leggi (si veda il paragrafo 10 del Percorso 9) che mettevano per la prima volta in relazione la quantità di materia formatasi agli elettrodi di un processo elettrolitico e la corrente elettrica che attraversa il circuito.

Risultava ormai chiaro che:

- la materia produce, in determinate condizioni, energia elettrica;
- la materia è composta da particelle cariche in movimento;
- la carica elettrica è strettamente legata alla materia sia dal punto di vista qualitativo (carica positiva o negativa) sia da quello quantitativo (la relazione tra numero di cariche e quantità di materia).

Gli scienziati dell'epoca proposero convenzionalmente che le cariche possedute dalla materia potessero essere di due tipi: **positive e negative**; dimostrarono inoltre che le cariche dello stesso tipo si respingono mentre quelle di segno opposto si attraggono.



FIGURA 3 Il tubo catodico o tubo di Crookes

Ma un vero e proprio salto di qualità si ebbe nel 1879, quando lo scienziato inglese W. Crookes (1832-1919) realizzò uno strumento che in seguito avrebbe dato un impulso significativo agli studi sulla struttura degli atomi.

Lo strumento ideato da Crookes (**FIGURE 3 E 4**) era composto da un tubo di vetro contenente un gas, al cui interno erano presenti due elettrodi metallici. Il tubo veniva collegato, attraverso un foro, ad una pompa da vuoto, e gli elettrodi metallici venivano collegati a un generatore elettrico di corrente continua ad alta tensione.

I gas sono isolanti elettrici e non conducono elettricità. Quando però ai gas rarefatti, aventi pressioni dell'ordine di un millesimo di atmosfera, viene applicato un intenso campo elettrico (10.000-20.000 Volt), essi si **ionizzano** e conducono corrente elettrica emettendo un raggio di luce.

Questi raggi, poiché prodotti dal catodo (polo negativo), vennero chiamati **raggi catodici**.

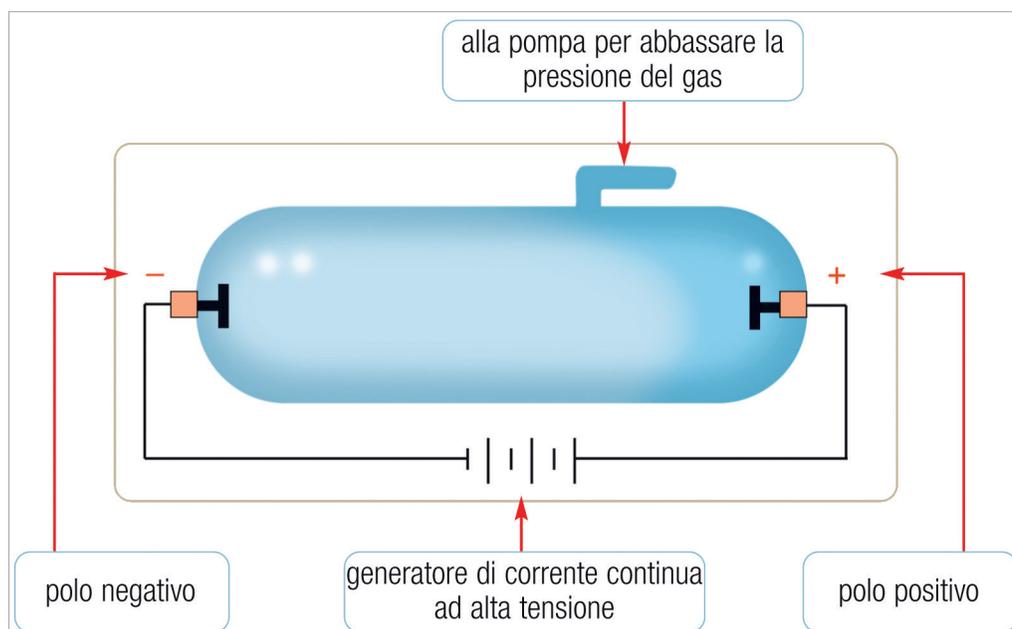
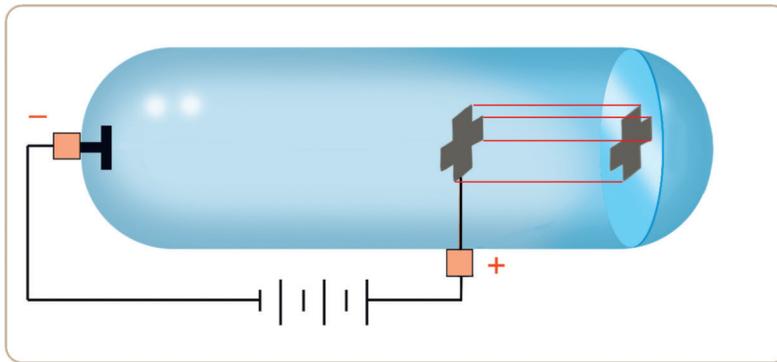


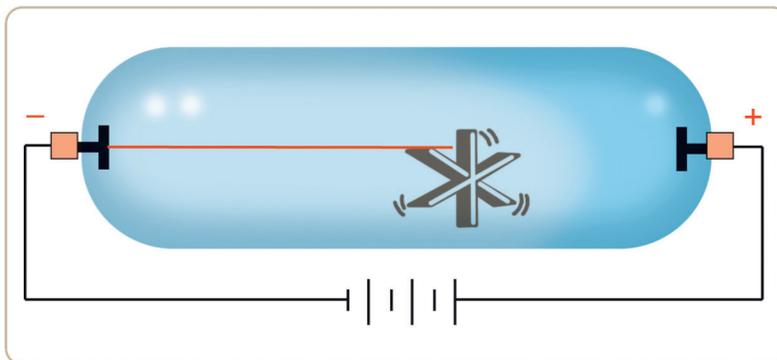
FIGURA 4 Schema di funzionamento del tubo catodico o tubo di Crookes

Sulla base dei numerosi esperimenti effettuati intorno alla fine del XIX secolo si dimostrarono le seguenti proprietà dei raggi catodici (**FIGURA 5**):

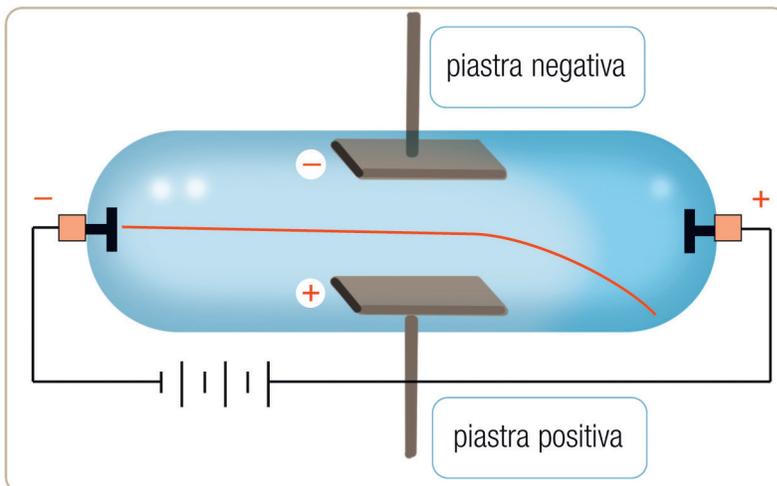
- si propagano in **linea retta**. Se infatti si interpone al raggio una croce di Malta (**FIGURA 6**), l'ombra di quest'ultima si staglia sul vetro. Ciò può avvenire solo in presenza di raggi che si propagano in linea retta;
- sono composti da particelle dotate di **massa**. Se si interpone al raggio un mulinello (**FIGURA 7**), il raggio, urtandone le pale, gli cede quantità di moto e questo comincia a ruotare;
- sono influenzati da campi elettrici e dotati di **carica elettrica negativa**. Se sotto e sopra il raggio si posizionano due armature alle quali è applicata tensione elettrica, il raggio viene deviato dalla parte dell'armatura carica positivamente;
- sono influenzati da **campi magnetici**. Se vicino al raggio si posiziona un magnete il fascio viene deviato (**FIGURA 8**).



I raggi catodici proiettano l'ombra della croce.
Questo dimostra che si propagano in linea retta.



Quando i raggi catodici colpiscono un mulinello, questo ruota (quindi i raggi hanno massa).



I raggi catodici vengono attratti dalla piastra positiva.
Ciò dimostra che sono dotati di carica elettrica negativa.

FIGURA 5 Le proprietà dei raggi catodici



FIGURA 6 Tubo catodico con croce di Malta

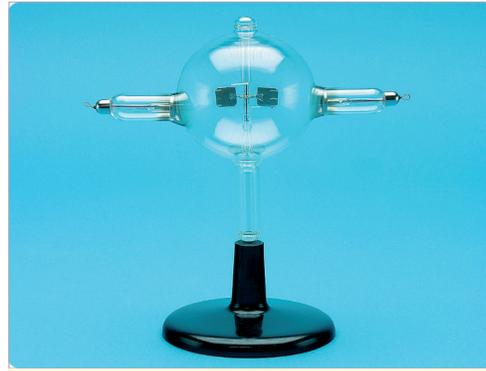


FIGURA 7 Tubo catodico con mulinello

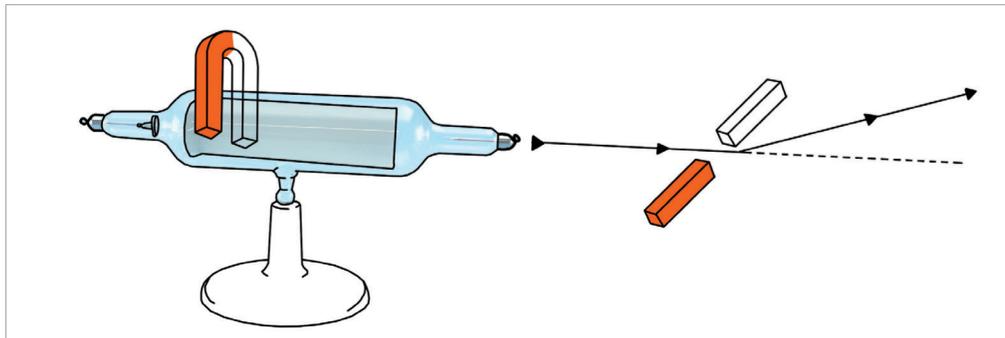


FIGURA 8 Schema della deviazione del raggio catodico sotto l'interferenza di un campo magnetico

A questo punto – come spesso avviene con tutte le grandi scoperte scientifiche – si aprì una disputa sulla **natura dei raggi catodici**. Vi erano sostanzialmente due scuole di pensiero: una riteneva che fossero frammenti ionici di atomi, l'altra affermava che si trattasse di particelle cariche negativamente presenti all'interno degli atomi.

2. L'elettrone

J.J. Thomson, premio Nobel per la Fisica nel 1906 (FIGURA 9), sapeva che la particella responsabile dei raggi catodici era dotata di una carica elettrica negativa, quindi fece costruire sotto sua indicazione un tubo di Crookes (o tubo catodico) opportunamente modificato.



FIGURA 9 Joseph Lohm Thomson (1856-1940) scoprì che gli atomi non sono indivisibili

Questo tubo catodico portava, nella parte anteriore all'anodo (polo positivo), delle piastre alle quali era possibile applicare un campo elettrico esterno variabile (FIGURA 10).

Thomson notò che l'angolo di deflessione δ (FIGURA 10), provocato dalle lamine sul fascio di particelle prodotte dal tubo catodico verso il polo positivo, è proporzionale al campo elettrico applicato \mathbf{E} .

Il campo elettrico applicato \mathbf{E} è dato dalla seguente relazione:

$$E = \frac{F}{e}$$

Dove \mathbf{F} è la forza elettrica ed \mathbf{e} è la carica della particella che attraversa le piastre.

Per cui la forza \mathbf{F} che il campo elettrico applica alle particelle è:

$$F = E \cdot e$$

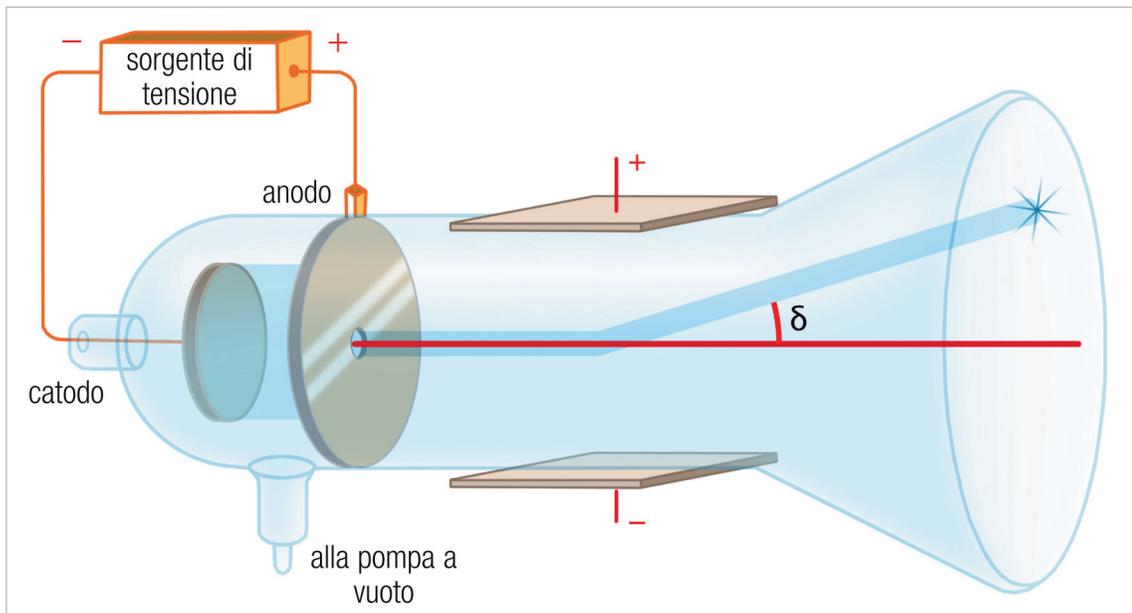


FIGURA 10 La deflessione dei raggi catodici provocata dal campo elettrico esterno nel tubo catodico modificato da Thomson

Risulta chiaro che sulla particella agiscono due forze in equilibrio:

forza del campo elettrico = forza dinamica della particella

La forza del campo elettrico la conosciamo ($\mathbf{E} \cdot \mathbf{e}$), mentre la forza dinamica è data dalla seconda legge di Newton:

$$\mathbf{F} = \mathbf{m} \cdot \mathbf{a}$$

Dove \mathbf{m} è la massa delle particelle prodotte dal tubo catodico ed \mathbf{a} la loro accelerazione. Dall'uguaglianza delle due forze si ottiene:

$$\mathbf{E} \cdot \mathbf{e} = \mathbf{m} \cdot \mathbf{a}$$

Per cui l'accelerazione è:

$$\mathbf{a} = \frac{\mathbf{E} \cdot \mathbf{e}}{\mathbf{m}}$$

L'angolo di deflessione prodotto dalle piastre è dato dalla seguente relazione:

$$\delta = \frac{1}{2} \mathbf{a} \cdot (\mathbf{l}/\mathbf{v})^2$$

Dove \mathbf{l} è la lunghezza delle piastre e \mathbf{v} la velocità delle particelle.

Sostituendo nella relazione dell'angolo δ il valore dell'accelerazione \mathbf{a} ottenuto dall'uguaglianza delle due forze si ottiene:

$$\delta = \frac{1}{2} \frac{\mathbf{E} \cdot \mathbf{e}}{\mathbf{m}} \cdot \frac{\mathbf{l}^2}{\mathbf{v}^2}$$

Per risolvere questa equazione si doveva calcolare o misurare la velocità delle particelle, il che era veramente un problema di difficile risoluzione.

Thomson escogitò dunque un sistema ingegnoso: il campo elettrico applicato dalle armature (**E**) veniva mantenuto costante e provocava una deflessione δ ; all'uscita delle piastre però veniva applicato un campo magnetico (FIGURE 11 E 12) variabile (**H**), il quale veniva opportunamente variato finché il raggio catodico non si allineava di nuovo con la traiettoria rettilinea naturale, cioè quella in assenza del campo elettrico **E**.

In queste condizioni la forza magnetica ($\mathbf{H} \cdot \mathbf{e} \cdot \mathbf{v}$) bilancia la forza elettrica (FIGURA 12) e si ha:

$$\mathbf{H} \cdot \mathbf{e} \cdot \mathbf{v} = \mathbf{E} \cdot \mathbf{e}$$

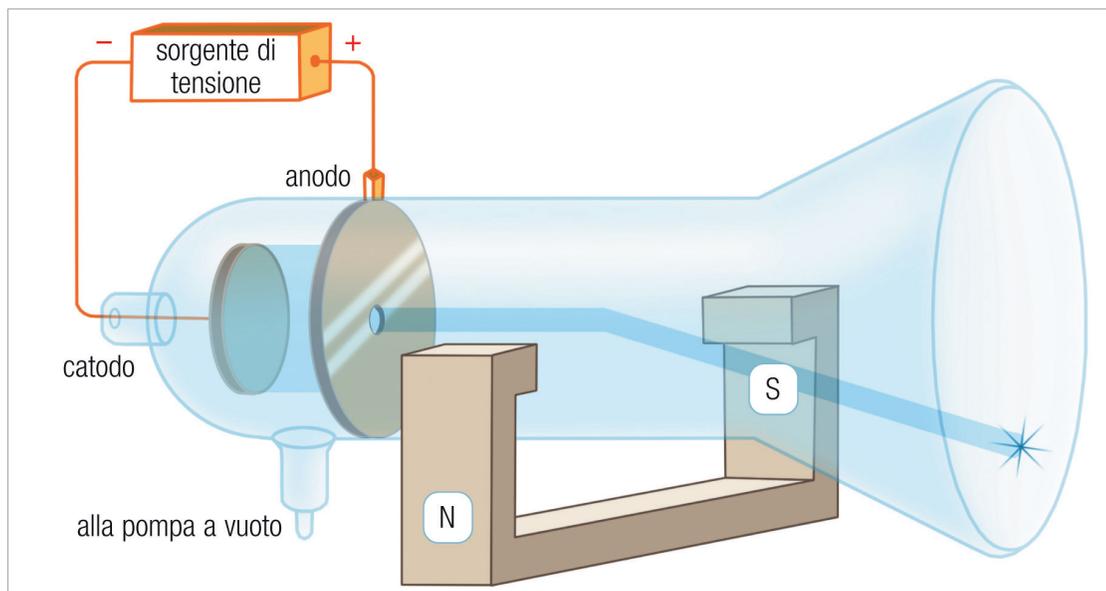


FIGURA 11 La deflessione dei raggi catodici provocata dal campo magnetico esterno nel tubo catodico modificato da Thomson

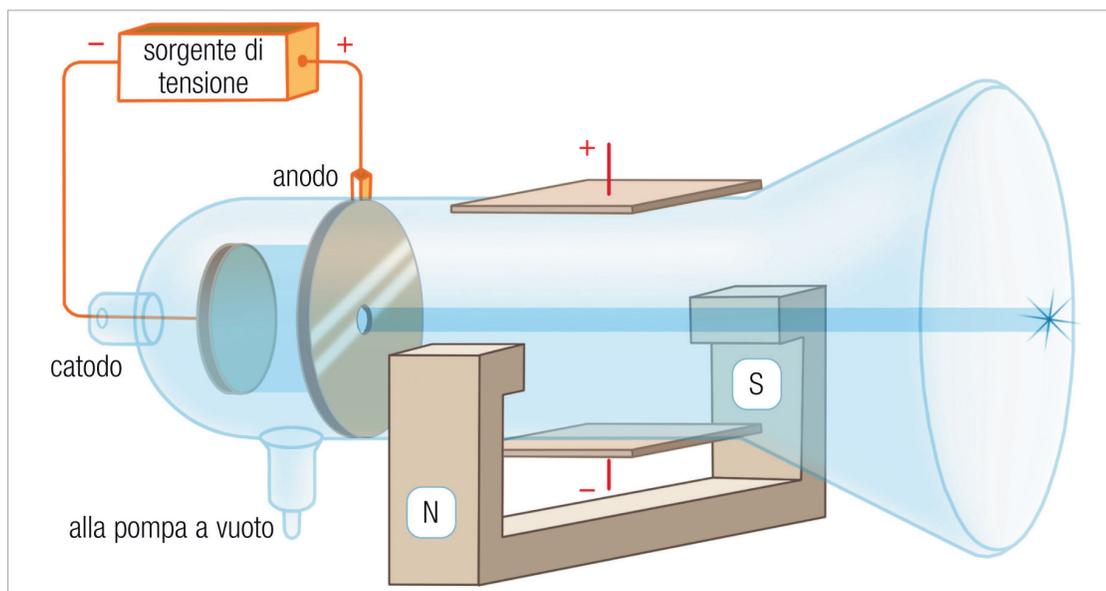


FIGURA 12 Bilanciamento dell'azione del campo elettrico con l'azione del campo magnetico nel tubo catodico modificato da Thomson

Con questa relazione si può calcolare la velocità (v) delle particelle:

$$v = \frac{E \cdot e}{H \cdot e} = \frac{E}{H}$$

Sostituendo il valore di v (E/H) così trovato alla relazione dell'angolo δ si poteva calcolare il rapporto carica, massa della particella prodotta dal tubo catodico:

$$\frac{e}{m} = \frac{2\delta \cdot E}{l^2 \cdot H^2}$$

Thomson determinò così il rapporto carica/massa (e/m) della particella responsabile dei raggi catodici che, misurata con i moderni acceleratori, corrisponde a $1,75882 \cdot 10^{11} \text{ C/kg}$. Successivamente Thomson, non pago della riuscita del suo esperimento, utilizzò per la stessa determinazione tubi con elettrodi composti da metalli diversi e all'interno del tubo impiegò molti tipi di gas, ma il valore del rapporto carica/massa (e/m) determinato era sempre **costante**.

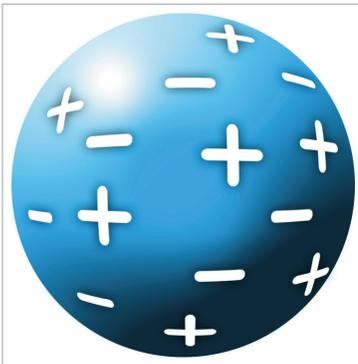


FIGURA 13 Il modello atomico di Thomson (1904)

Con queste prove sperimentali Thomson poté dimostrare, in maniera incontrovertibile, che il raggio catodico non era composto da frammenti ionici di atomi, ma da **particelle universali** contenute da tutti gli elementi, alle quali venne dato il nome di **elettroni** (proposto dall'irlandese G.J. Stoney).

Stoney ricavò il nome dalla denominazione greca dell'ambra (*elektron*) che, se sfregata con forza con un panno di lana, produce effetti elettrostatici (attira pezzetti di carta, solleva i capelli ecc.).

Fu così che J.J. Thomson formulò il primo modello atomico (FIGURA 13) che descriveva l'atomo come formato da particelle subatomiche e quindi **divisibile**.

Un aspetto importante del modello atomico di Thomson (detto «a panettone») è che questo rappresenta l'atomo come composto da particelle puntiformi dotate di carica positiva e negativa; all'interno dell'atomo le particelle negative (elettroni) sono nello stesso numero di quelle positive così che l'atomo, allo stato elementare, risulta **completamente neutro**.

3. L'esperimento di Robert Millikan (determinazione della carica e della massa dell'elettrone)

Il dato numerico del rapporto carica/massa dell'elettrone, determinato da Thomson, fu sicuramente un passo importantissimo per la comprensione della struttura dell'atomo, ma si trattava un dato incompleto poiché non si conosceva né la massa né la carica dell'elettrone.



FIGURA 14 Robert Andrews Millikan (1868-1953)

Robert Andrews Millikan (FIGURA 14) determinò nel 1909 la carica elettrica dell'elettrone con un esperimento semplice ma efficace. A tal fine si servì dello strumento schematizzato nella FIGURA 15.

Vediamo dunque nel dettaglio come è realizzata la strumentazione e come si evolve l'esperimento. Lo strumento è formato da un contenitore cilindrico d'acciaio nel quale sono inseriti un microscopio e un nebulizzatore; all'interno del contenitore si trovano due piastre metalliche orizzontali (condensatore) con dei fori che permettono il passaggio delle goccioline d'olio in caduta libera. Le piastre del condensatore sono collegate a un circuito elettrico con un potenziometro, così da poter variare a piacere il campo (E) applicato allo stesso condensatore.

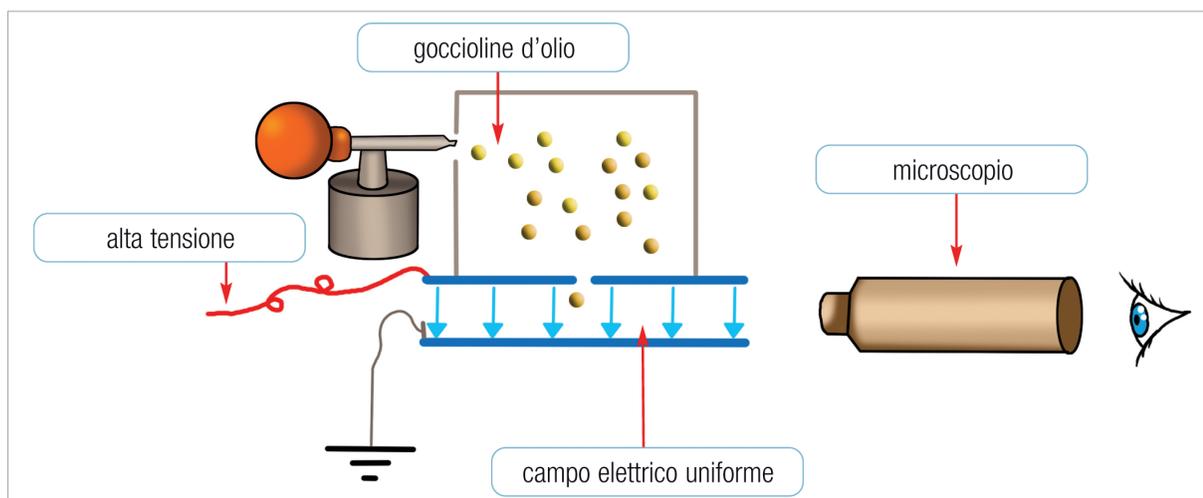


FIGURA 15 Schema della strumentazione per l'esperimento di Millikan

Nell'esperimento l'olio viene nebulizzato in goccioline piccolissime con il nebulizzatore in una zona al di sopra del condensatore; successivamente esse cadono a causa della forza di gravità. Le goccioline, durante la caduta, sono sottoposte a due forze: la **forza di gravità** ($F_g = m \cdot g$) che ne favorisce il moto verso il basso e l'**attrito con l'aria** ($6\pi\eta r$) che si oppone al moto verticale. Pertanto le goccioline, cadendo (quando si raggiunge l'equilibrio tra le due forze), hanno una velocità di caduta costante, che è possibile misurare per mezzo del microscopio con un cronometro.

Con il dato strumentale della velocità di caduta Millikan determinò il raggio delle goccioline d'olio:

$$r = \frac{mg}{6\pi\eta V}$$

Dove:

- **m** è la massa delle gocce d'olio, nota attraverso la sua densità;
- **g** è l'accelerazione di gravità;
- **π** è il pi greco (3,14159265);
- **η** è la viscosità dell'aria (anch'essa nota);
- **V** è la velocità delle goccioline misurabile con le osservazioni.

Successivamente Millikan, utilizzando nell'esperimento un fascio di raggi X, elettrizzò le goccioline d'olio durante la loro caduta naturale. I raggi X, quando colpiscono le goccioline d'olio, le caricano elettricamente. Le goccioline cariche arrivano cadendo tra le armature del condensatore dove si può applicare un campo elettrico esterno avente una forza (F_e) data dalle seguente relazione:

$$F_e = q \cdot E$$

dove **q** è la carica elettrica delle goccioline e **E** il campo elettrico applicato.

Con questo sistema, variando a piacere il campo (**E**), le goccioline d'olio si possono fermare, rimanendo sospese, o si può far variare la loro velocità di caduta. La velocità della gocciolina nel campo elettrico è data dalla seguente relazione:

$$V = \frac{qE - mg}{6\pi\eta r}$$

Dove:

- **q** è la carica elettrica delle goccioline;
- **V** è la velocità delle goccioline, misurabile con le osservazioni;

- **E** è il campo elettrico applicato noto;
- **m** è la massa delle gocce d'olio, nota attraverso la sua densità;
- **g** è l'accelerazione di gravità;
- π è il pi greco (3,14159265);
- η è la viscosità dell'aria, anch'essa nota;
- **r** è il raggio delle gocce d'olio (noto dalla relazione di velocità in caduta libera).

Con questo strumento Robert Millikan eseguì numerose determinazioni della carica (**q**) delle goccioline d'olio, e notò che queste cariche, così determinate, erano multipli interi di una quantità, che corrisponde a **1,602177 • 10⁻¹⁹ C** (Coulomb). Non vi era più dubbio che questa fosse la carica fondamentale dell'elettrone (–). Questa scoperta valse a Millikan il premio Nobel per la Fisica nel 1923. La determinazione della carica dell'elettrone completava il «puzzle» iniziato con la determinazione, da parte di Thomson, del rapporto carica/massa (e/m) dell'elettrone:

$$\frac{e}{m} = 1,75882 \cdot 10^{11} \text{ C/kg}$$

Una volta determinata la carica dell'elettrone si calcolava semplicemente la sua massa:

$$m_{e^-} = \frac{1,602177 \cdot 10^{-19} \text{ C}}{1,75882 \cdot 10^{11} \text{ C/kg}} = 9,10939 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$

È possibile misurare la quantità di carica elettrica anche in unità elettrostatiche (u.e.s.), bisogna però tenere conto che **1 Coulomb** corrisponde a **3 • 10⁹ u.e.s.**, perciò la carica dell'elettrone espressa in unità elettrostatiche corrisponde a **4,806 • 10⁻¹³ u.e.s.**

4. Particelle e radiazioni ionizzanti

Alla fine dell'Ottocento i fisici, come Marie Curie (premio Nobel per la Fisica nel 1903 e per la Chimica nel 1911), Pierre Curie (premio Nobel per la Fisica nel 1903), Henri Becquerel (premio Nobel per la Fisica nel 1903), avevano scoperto che alcuni elementi pesanti emettono naturalmente radiazioni che provocano la ionizzazione dei gas e penetrano la materia.



FIGURA 16 Marie Skłodowska Curie (1867-1935) e Pierre Curie (1859-1906)

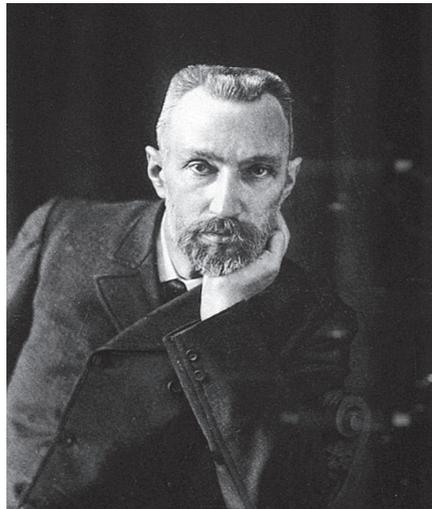


FIGURA 17 Henri Becquerel (1852-1908)

Per rendere visibili i fasci di alcune di queste radiazioni venne costruito uno strumento chiamato **camera a nebbia**.

Questo macchinario (FIGURA 18) è composto da un contenitore a forma di parallelepipedo con le pareti in vetro (una specie di acquario), all'interno del quale si introduce del vapore che crea l'effetto di una nebbia.

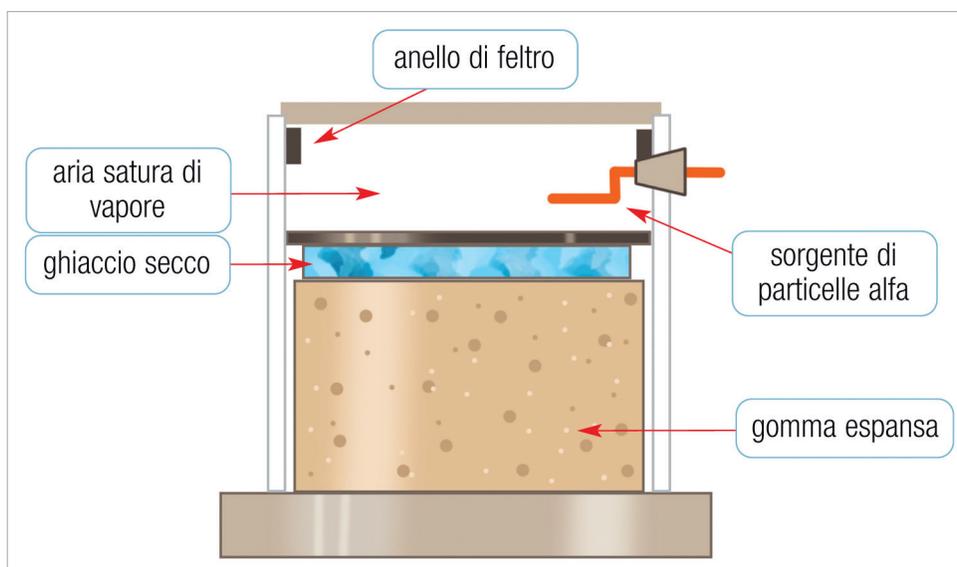


FIGURA 18 Schema di una camera a nebbia o camera di Wilson



FIGURA 19 Henri Becquerel (1852-1908)

La camera a nebbia si rivelò molto utile perché quando si pone un elemento radioattivo (uranio, radio, polonio ecc.) al suo interno, si rendono visibili le scie provocate dai fasci di radiazioni che la attraversano. Tra il 1904 e il 1908 **Ernest Rutherford** (in collaborazione, nelle diverse fasi degli studi, con Soddy, Hahn, Townsend e Geiger) pubblicò i risultati delle sue ricerche sulla **radioattività del radio** che emetteva naturalmente tre tipi di radiazioni, che vennero classificate con le lettere dell'alfabeto greco come **raggi α** , **raggi β** , e **raggi γ** .

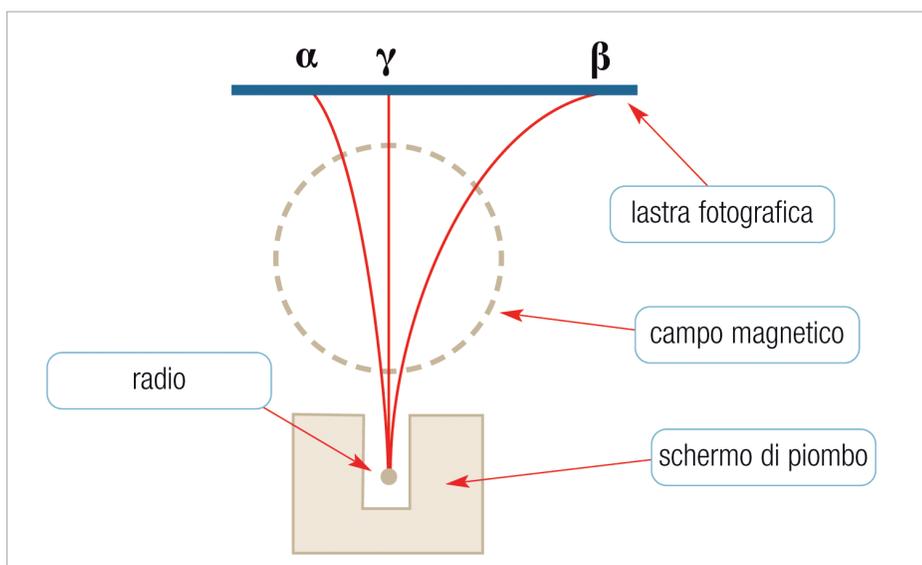


FIGURA 20 Le radiazioni alfa, beta e gamma in un campo magnetico

Nel corso di innumerevoli esperimenti Rutherford e i suoi collaboratori dimostrarono che (FIGURA 20):

- i **raggi α** vengono deviati da un campo magnetico, sono particelle dotate di due cariche positive e hanno una massa atomica vicina a quella dell'elio;
- i **raggi β** sono anch'essi deviati da un campo magnetico e sono elettroni veloci;
- i **raggi γ** sono radiazioni elettromagnetiche (vedi paragrafo 6) ad altissima frequenza e non interagiscono con un campo magnetico.

Oggi sappiamo che i raggi α provengono dal decadimento di tipo alfa dei nuclei pesanti (FIGURA 21), i raggi β dal decadimento di tipo beta (FIGURA 22) e i raggi gamma da transizioni energetiche interne ai nuclei degli atomi (FIGURA 23).

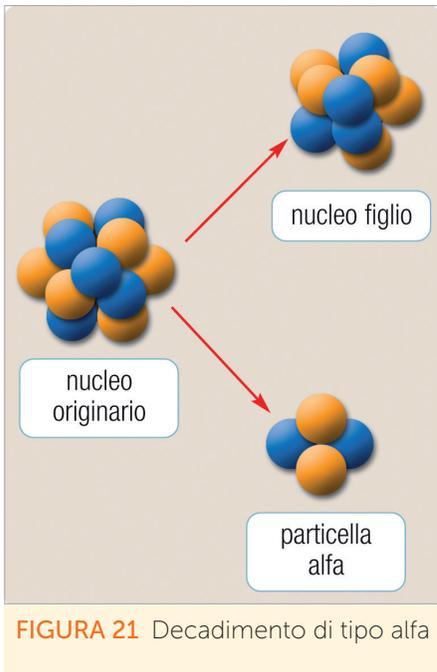


FIGURA 21 Decadimento di tipo alfa

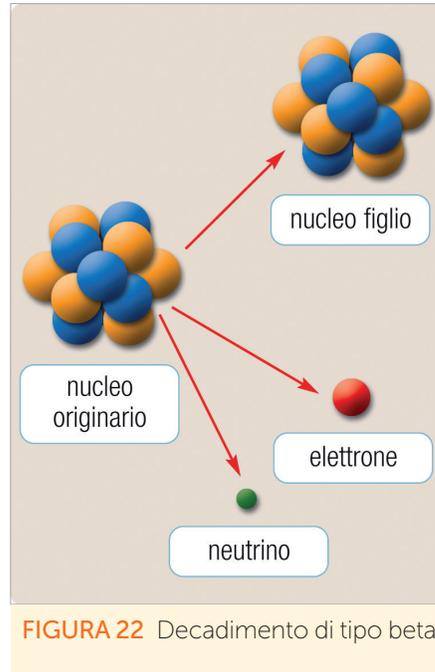


FIGURA 22 Decadimento di tipo beta

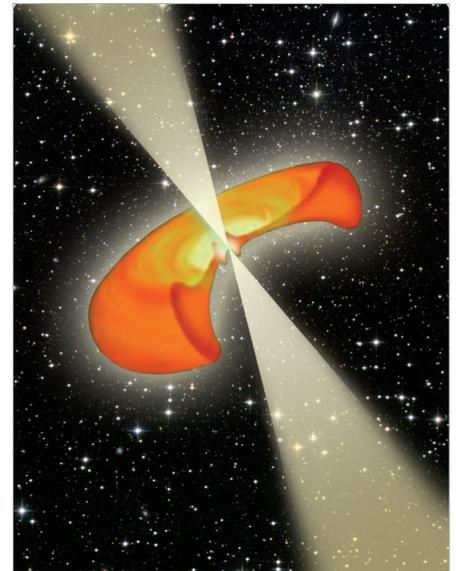


FIGURA 23 Spaccato di un'esplosione di una ipernova con produzione di raggi gamma

Un'importante caratteristica delle radiazioni alfa, beta e gamma è il loro **potere penetrante** ovvero la loro capacità di penetrare la materia.

I raggi alfa, essendo più massicci, hanno una minore velocità e penetrano sottili strati materiali; i raggi beta, gamma e i neutroni hanno un potere penetrante molto maggiore (FIGURA 24).

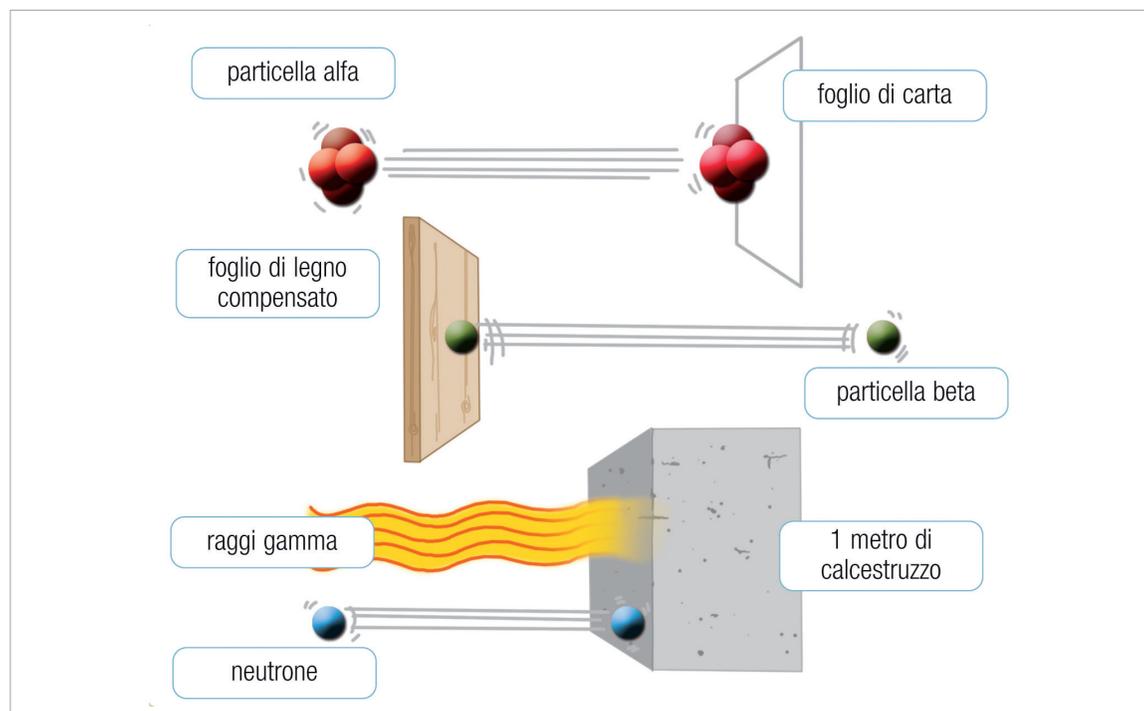


FIGURA 24 I diversi poteri penetranti di raggi alfa, raggi beta, raggi gamma e neutroni

5. L'atomo di Rutherford e i neutroni

Con le prove sperimentali esaminate nel paragrafo precedente, Rutherford si rese conto che la materia, per poter produrre radiazioni, doveva essere per forza composta dagli stessi «ingredienti» che componevano le radiazioni medesime.

Non solo: il fatto che le radiazioni penetrassero facilmente la materia presupponeva che la struttura degli atomi fosse diversa da quella proposta da Thomson, il quale aveva ipotizzato un atomo pieno uniformemente di cariche opposte in eguale numero.



FIGURA 25 Wilhelm Geiger (1882-1945)



FIGURA 26 Ernest Marsden (1889-1970)

A questo punto, assieme ai suoi collaboratori Wilhelm Geiger (**FIGURA 25**) e Ernest Marsden (**FIGURA 26**), escogitò un esperimento geniale (**FIGURA 27**) che sarebbe rimasto nella storia della scienza: pose del radio all'interno di una scatola di piombo, avente su una delle facce un foro piccolissimo (1 mm). All'esterno della scatola, in linea col foro, sistemò una sottilissima lamina di oro (dello spessore di 10.000 atomi) a sua volta circondata da uno schermo fluorescente di solfuro di zinco (**ZnS**).

Il radio contenuto nella scatola emetteva naturalmente particelle alfa (che, ricordiamo, sono nuclei di elio portanti due cariche positive con numero di massa atomica 4) le quali venivano collimate dal piccolo foro e arrivavano sul foglio d'oro in un sottile fascio.

A questo punto le particelle alfa attraversavano la sottile lamina d'oro emergendo da essa quasi indisturbate e venivano rilevate attraverso gli scintillii dello schermo fluorescente di solfuro di zinco (**ZnS**).

Marsden, durante l'esperimento, si accorse che un piccolissimo numero di particelle alfa veniva deviato con un angolo maggiore di 90° (*scattering*), la qual cosa destò subito sorpresa: cosa poteva aver procurato la deflessione delle particelle alfa dotate di una considerevole energia cinetica?

Non potevano essere responsabili di ciò gli elettroni e i protoni per via della loro piccolissima massa: sarebbero stati deviati con estrema facilità dalle particelle alfa.

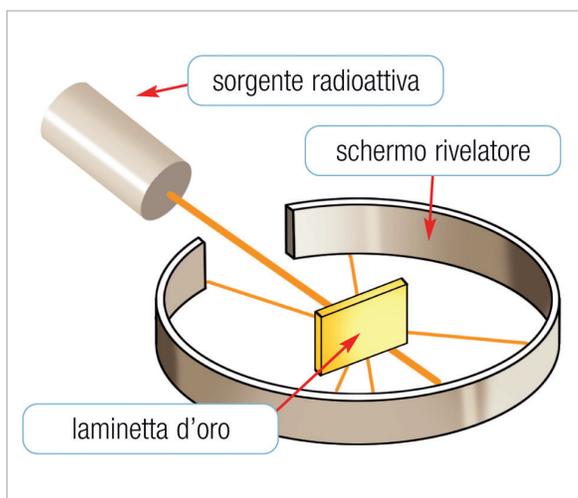


FIGURA 27 Schema (1) dell'esperimento di Rutherford (1911)

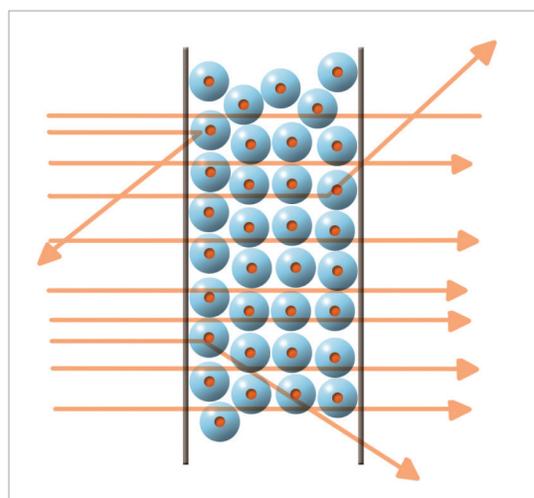


FIGURA 28 Schema (2) dell'esperimento di Rutherford (1911)

I ricercatori dunque ipotizzarono subito che ci dovesse essere, all'interno di un atomo di oro, al suo centro, un «qualcosa» dotato di una enorme densità che fu chiamato **nucleo**; ma che tipo di entità poteva essere? Per capire come fosse composto il nucleo dovevano individuare il tipo forza responsabile delle deviazioni a grandi angoli delle particelle alfa.

Essi intuirono che l'interazione tra il nucleo e le particelle alfa era dovuta alla repulsione coulombiana

(elettrostatica), questo perché le particelle alfa erano cariche positivamente, il problema adesso era dimostrarlo. Ricordiamo per inciso che le forze coulombiane o elettrostatiche sono attrattive tra cariche di segno opposto (+ e -) e repulsive tra cariche dello stesso segno (+ e +, - e -).

Per dimostrare che la forza coulombiana era responsabile dello scattering delle particelle alfa eseguirono migliaia di misurazioni degli angoli di deflessione che le stesse particelle alfa subivano quando venivano deviate dal nucleo.

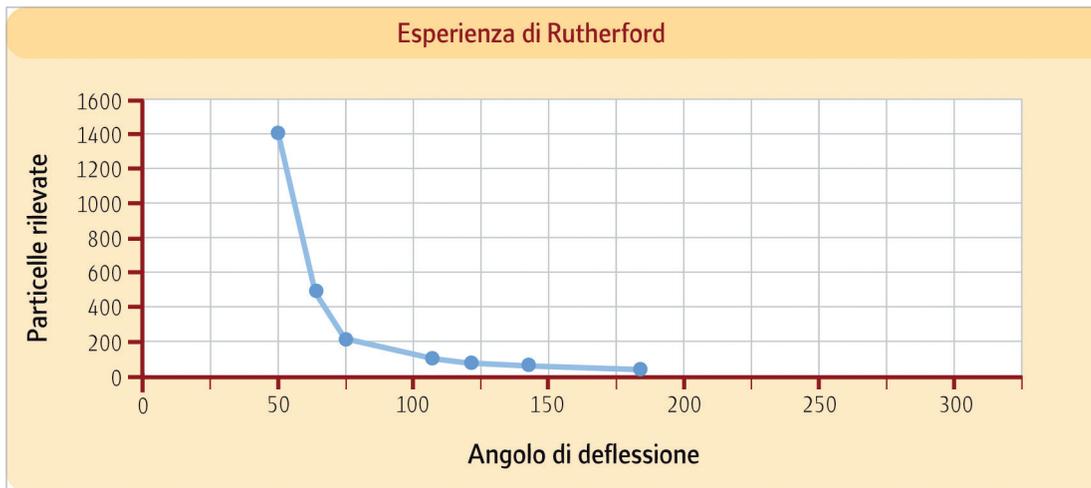


FIGURA 29 Grafico del conteggio delle particelle deviate in funzione degli angoli di deviazione

Marsden e Geiger, in diciotto mesi di duro lavoro di ricerca, misurarono la distribuzione delle particelle deviate in funzione dell'angolo di deflessione. Ne scaturì un grafico come quello mostrato in **FIGURA 29**.

La curva del grafico è in accordo con una forza proporzionale a $1/r^2$ (r è la distanza tra la singola particella e il nucleo); la forza che varia in funzione di $1/r^2$ è la forza di attrazione o di repulsione coulombiana, e le traiettorie descritte dalle particelle alfa che vengono deviate sono delle iperboli.

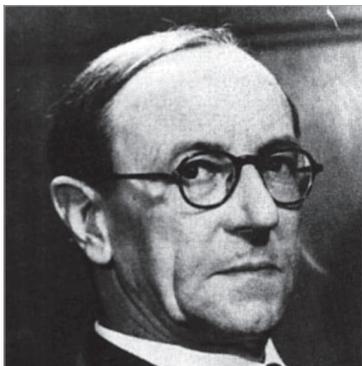


FIGURA 30 James Chadwick (1891-1974)

Da questi risultati Rutherford e i suoi collaboratori affermarono senza ombra di dubbio che l'atomo è composto da un nocciolo super massiccio (**nucleo**) e che gli elettroni ruotano intorno ad esso, come i pianeti ruotano intorno al Sole.

Dalle conclusioni emergeva che il nucleo a sua volta è composto da un ammasso di **protoni**, porta tutta la carica positiva dell'atomo (respinge infatti le particelle alfa) e compone inoltre quasi tutta la massa dell'atomo poiché, come già sappiamo, un protone ha una massa 1.836 volte maggiore di quella dell'elettrone.

Ma Rutherford andò anche oltre: dalle sue misurazioni emergeva che le dimensioni del nucleo sono 100.000 volte inferiori rispetto a quelle dell'atomo e che il volume interno dell'atomo è quasi del tutto vuoto, essendo la massa concentrata quasi tutta nel nucleo. Ma è uno strano tipo di vuoto, poiché impenetrabile da altri atomi. Gli elettroni infatti, ruotando attorno al nucleo a velocità elevatissime, producono un campo elettrico così potente che respinge gli altri atomi che portano anch'essi la carica negativa al loro esterno.

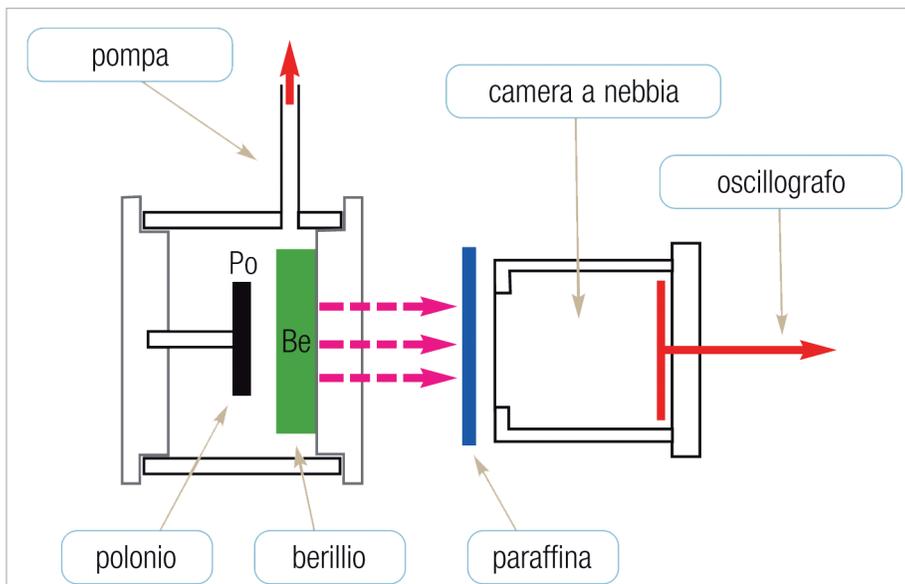


FIGURA 31 Lo strumento impiegato da Chadwick nel 1932, mediante il quale dimostrò l'esistenza del neutrone

Rutherford prevede anche l'esistenza, all'interno del nucleo, di un'altra particella, che egli inizialmente chiamò **protone neutro**, con una massa uguale a quella del protone ma elettricamente neutro; per questo motivo non poteva essere rilevato con gli strumenti impiegati per gli esperimenti sui protoni e sugli elettroni.

Fu però un suo allievo, James Chadwick (premio Nobel per la Fisica nel 1935, **FIGURA 30**), che dimostrò l'esistenza di questa particella molti anni dopo (nel 1932).

Chadwick utilizzò allo scopo uno strumento (**FIGURA 31**) formato da una camera da vuoto al cui interno erano posizionati un disco di polonio e, più avanti, un disco di berillio; all'esterno della camera da vuoto vi era un disco di paraffina, seguito da una camera a nebbia portante, nella parte finale, un oscillografo.

Il polonio era la sorgente delle particelle alfa, le quali colpivano il disco di berillio che produce-

va i neutroni (le frecce viola nella **FIGURA 31**) secondo la seguente reazione:



I neutroni così prodotti uscivano a grande velocità dal disco di berillio e colpivano il disco di paraffina; a questo punto, i neutroni colpivano i protoni della paraffina che venivano successivamente espulsi e rivelati dalla camera a nebbia prima e dall'oscillografo poi. Dalle misurazioni della velocità dei protoni espulsi dalla paraffina si stabilì la massa della particella che ne aveva provocato l'espulsione, e che era simile a quella del protone (TABELLA 1).

Particella	Carica formale	Carica elettrica (Coulomb)	Massa (Kg)	Massa (U.M.A.)
Protone	+1	$+1,602177 \cdot 10^{-19}$	$1,67262 \cdot 10^{-27}$	1,0073
Neutrone	0	0	$1,67493 \cdot 10^{-27}$	1,0087
Elettrone	-1	$-1,602177 \cdot 10^{-19}$	$9,10939 \cdot 10^{-31}$	$5,490 \cdot 10^{-4}$

6. Le onde elettromagnetiche

Le onde elettromagnetiche (FIGURA 32), dette anche **radiazioni elettromagnetiche**, sono energia radiante che si propaga nello spazio a una velocità costante che si indica con **c** (nel vuoto $c = 2,99792 \cdot 10^8$ m/s).

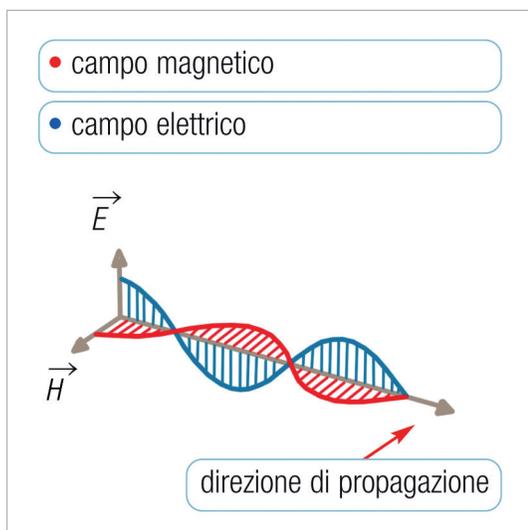


FIGURA 32 Rappresentazione di un'onda elettromagnetica

Possono essere rappresentate con un vettore campo elettrico sinusoidale che oscilla perpendicolarmente a un vettore campo magnetico sinusoidale.

La parte superiore dell'onda si chiama **cresta**, la parte inferiore **valle**.

La distanza in metri tra due creste o due valli (un **ciclo dell'onda**) si chiama **lunghezza d'onda**, e si indica con la lettera greca λ (lambda).

La **frequenza** delle onde elettromagnetiche, ovvero quanti cicli si ripetono in un secondo, si indica con la lettera greca ν (ni); l'unità di misura della frequenza è l'**hertz** (s^{-1}).

Queste due grandezze sono legate dalle seguenti relazioni matematiche:

$$\lambda = c / \nu$$

$$\nu = c / \lambda$$

$$c = \nu \cdot \lambda$$

Un'altra caratteristica importante delle radiazioni elettromagnetiche è la loro **ampiezza (A)**. Per spiegare il significato di ampiezza prendiamo in considerazione solo uno dei due vettori delle onde elettromagnetiche, il vettore campo magnetico o il vettore campo elettrico.

L'**ampiezza** di un'onda elettromagnetica è la distanza massima della valle o della cresta di un'onda elettromagnetica rispetto al suo asse di simmetria (FIGURA 33).

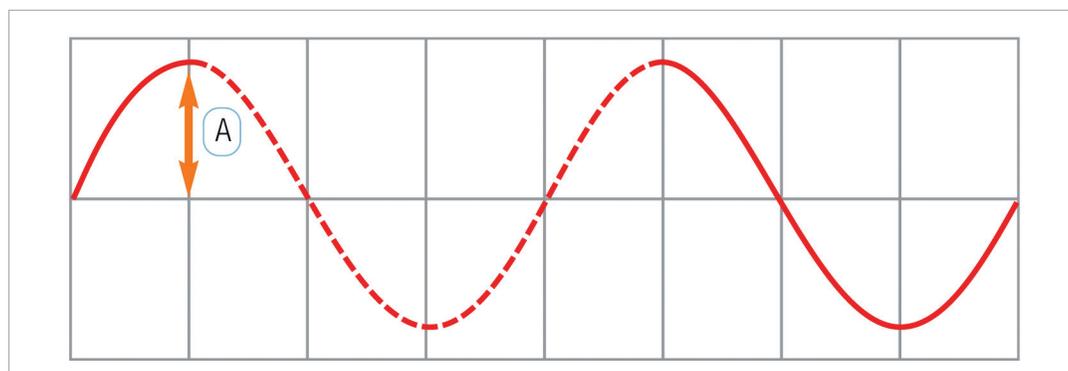


FIGURA 33 L'ampiezza (A) di un vettore di un'onda elettromagnetica (la linea tratteggiata evidenzia il ciclo di un'onda)

L'ampiezza è direttamente proporzionale all'intensità della radiazione elettromagnetica.

Da queste relazioni possiamo capire che la frequenza (ν) è inversamente proporzionale alla lunghezza d'onda (λ) e che la loro costante di proporzionalità è la velocità della luce (c), quindi, all'aumentare della frequenza (ν), la lunghezza d'onda (λ) diminuisce.

Tutto l'insieme delle radiazioni elettromagnetiche costituisce il cosiddetto **spettro elettromagnetico** (FIGURA 34).

Una volta fatta questa breve premessa introduttiva, descriveremo tre fenomeni molto importanti legati alle onde elettromagnetiche: la **rifrazione**, l'**interferenza** e la **diffrazione**.

Questi fenomeni sono molto importanti perché, come vedremo in seguito, ci forniranno le prove sperimentali per poter capire la struttura più intima degli atomi.

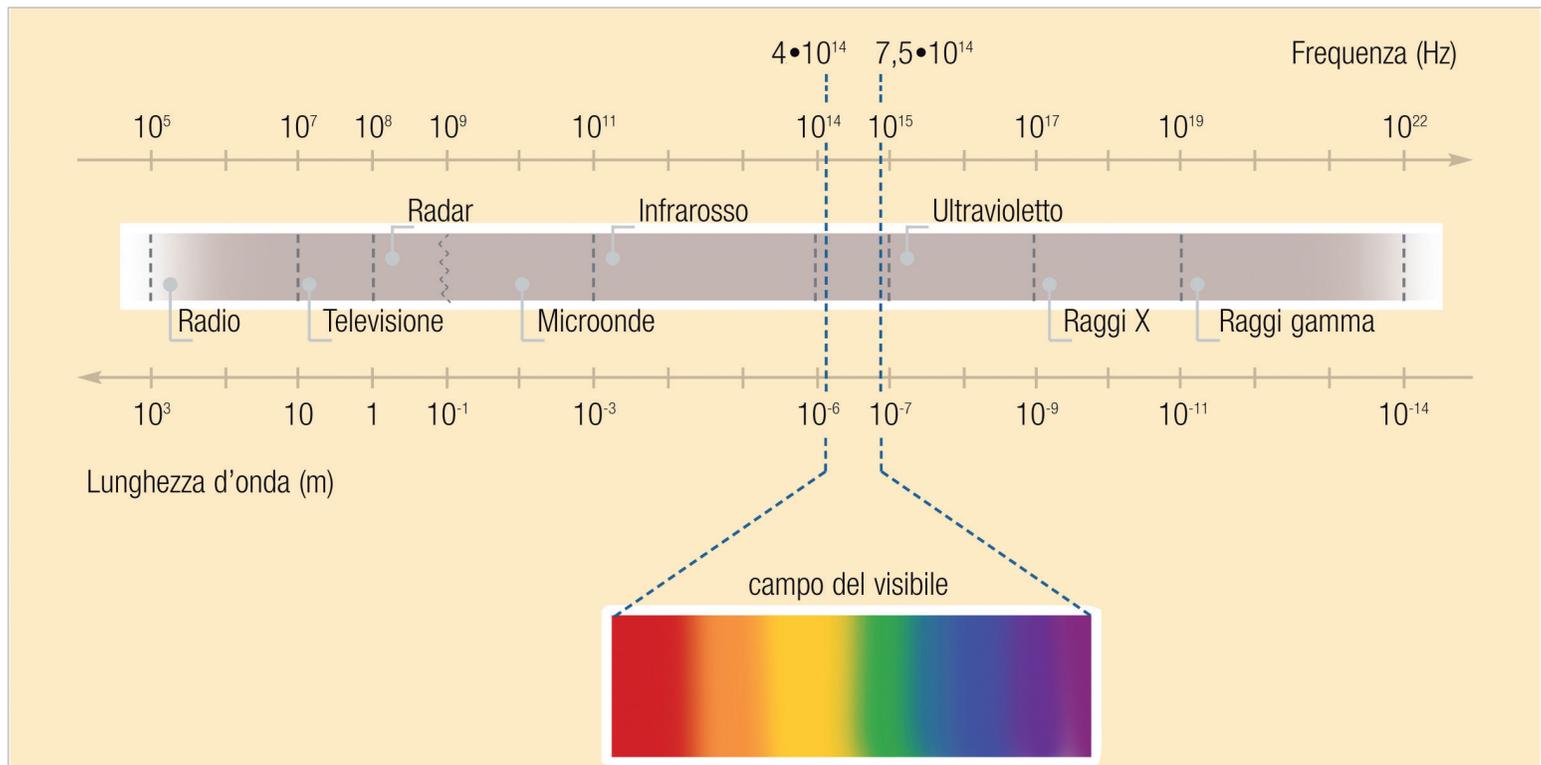


FIGURA 34 Lo spettro elettromagnetico

7. La rifrazione

La rifrazione è quel fenomeno ottico dovuto al fatto che **la luce cambia la propria velocità in funzione del mezzo in cui si trova**.

Vi sarà capitato di stare in barca su un lago o a mare e di aver notato che il remo immerso nell'acqua sembra spezzato: in realtà è solo l'immagine virtuale del remo che risulta sfalsata ai nostri occhi.

Questo fenomeno avviene perché la luce che ci fa vedere il remo cambia mezzo, passando dall'aria all'acqua: in questi due mezzi la luce ha una velocità leggermente diversa (minore nell'acqua) e quindi viene rallentata (e subisce una deviazione con un angolo caratteristico).

La rifrazione è un fenomeno molto interessante poiché scompone la luce policromatica bianca del sole nei suoi sette colori (dal rosso al violetto), come accade per esempio nell'arcobaleno.

La luce naturale, come quella del sole, è composta da un insieme di radiazioni elettromagnetiche aventi diverse frequenze (ν). Per questo motivo i fasci di radiazioni elettromagnetiche di questo tipo vengono detti **policromatici**. Un fascio di luce monocromatico, invece, è un insieme di radiazioni per così dire «pure», cioè composto solo da radiazioni aventi tutte la stessa frequenza (ν).

Il fenomeno della rifrazione può essere prodotto artificialmente utilizzando ad esempio un prisma trasparente di quarzo. Attraversando questo materiale, le singole radiazioni subiscono una deviazione con un angolo proporzionale alla loro frequenza (ν): **maggiore è la frequenza della radiazione, maggiore sarà l'angolo di deviazione.**

Risulta chiaro allora che se un fascio di luce policromatica attraversa un prisma trasparente (FIGURA 35) si scompone in una serie di fasci monocromatici, che possono essere selezionati uno per uno con opportune feritoie.

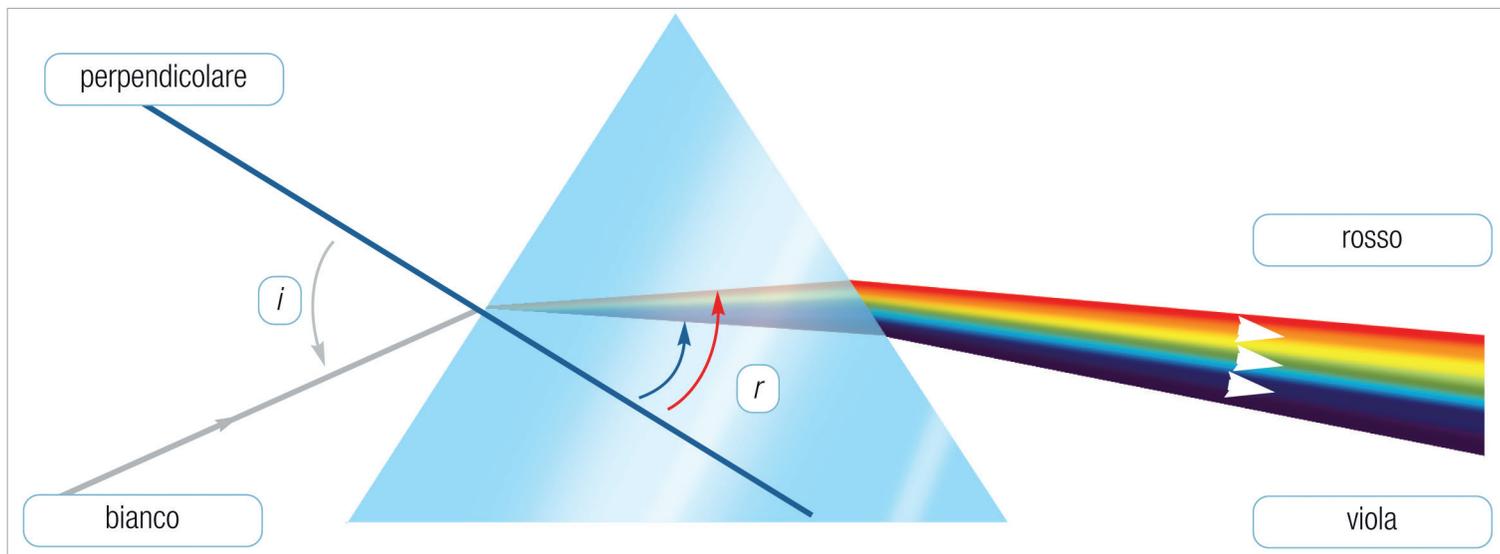


FIGURA 35 La rifrazione di un prisma in sezione longitudinale. Gli angoli «i» e «r» sono rispettivamente l'angolo di incidenza e l'angolo di rifrazione rispetto alla linea perpendicolare al lato del prisma

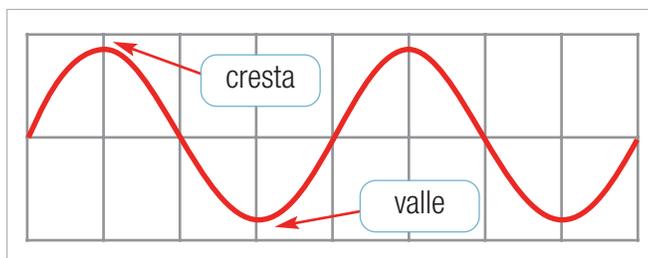


FIGURA 36 Creste e valli di un'onda elettromagnetica

8. Interferenza e diffrazione

L'interferenza è quel fenomeno fisico secondo il quale le onde interagiscono tra loro aumentando la propria ampiezza oppure, nel caso opposto, annullandosi a vicenda.

Per descrivere con semplicità il fenomeno dell'interferenza considereremo uno solo dei due campi oscillanti.

Come sappiamo, il punto più alto della sinusoide rispetto all'asse di simmetria è detto cresta dell'onda mentre il punto più basso valle (FIGURA 36).

Se due o più onde con la stessa lunghezza d'onda λ (o frequenza ν) di uno stesso fascio sono «in fase», e cioè la cresta e la valle dell'una corrispondono alla cresta e la valle dell'altra, si ha un'interferenza positiva: le due onde «fondono» l'una nell'altra producendo una nuova onda.

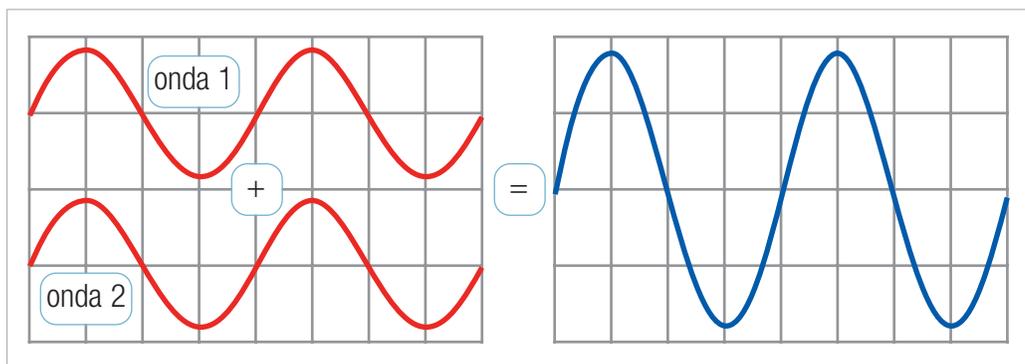


FIGURA 37 Interferenza positiva

La nuova onda ha la stessa lunghezza d'onda λ di quella originaria, ma ha un'ampiezza maggiore. L'ampiezza di un'onda, lo ricordiamo, è la distanza della cresta (o della valle) dall'asse di simmetria; una maggiore ampiezza dell'onda corrisponde a una maggiore intensità del fascio di onde (FIGURA 37).

Se invece due o più onde con la stessa lunghezza d'onda λ (o frequenza ν) di uno stesso fascio sono in **contrappo-**

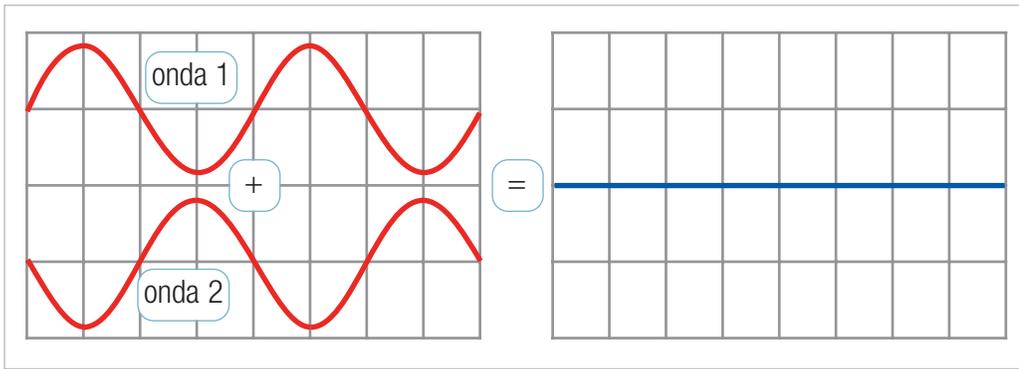


FIGURA 38 Interferenza negativa

sizione di fase (cioè la cresta dell'una corrisponde alla valle dell'altra) si ha una **interferenza negativa**: le due onde si annullano (FIGURA 38).

Un'interferenza si verifica, ad esempio, quando si fa passare la luce attraverso delle fenditure sottilissime (con una larghezza dello stesso ordine della λ della radiazione); si ottengono così delle **frange di diffrazione** (FIGURA 39).

Il fenomeno viene spiegato con il principio di Huygens-Fresnel secondo

do il quale tutti i punti della fenditura si comportano come se fossero delle sorgenti di luce indipendenti. Queste sorgenti indipendenti producono interferenze, sia positive che negative.

Nello schermo posto dietro le fenditure (FIGURA 39) si notano delle frange nere le quali sono il risultato di interferenze negative e frange con una colorazione intensa le quali sono il risultato di interferenze positive.

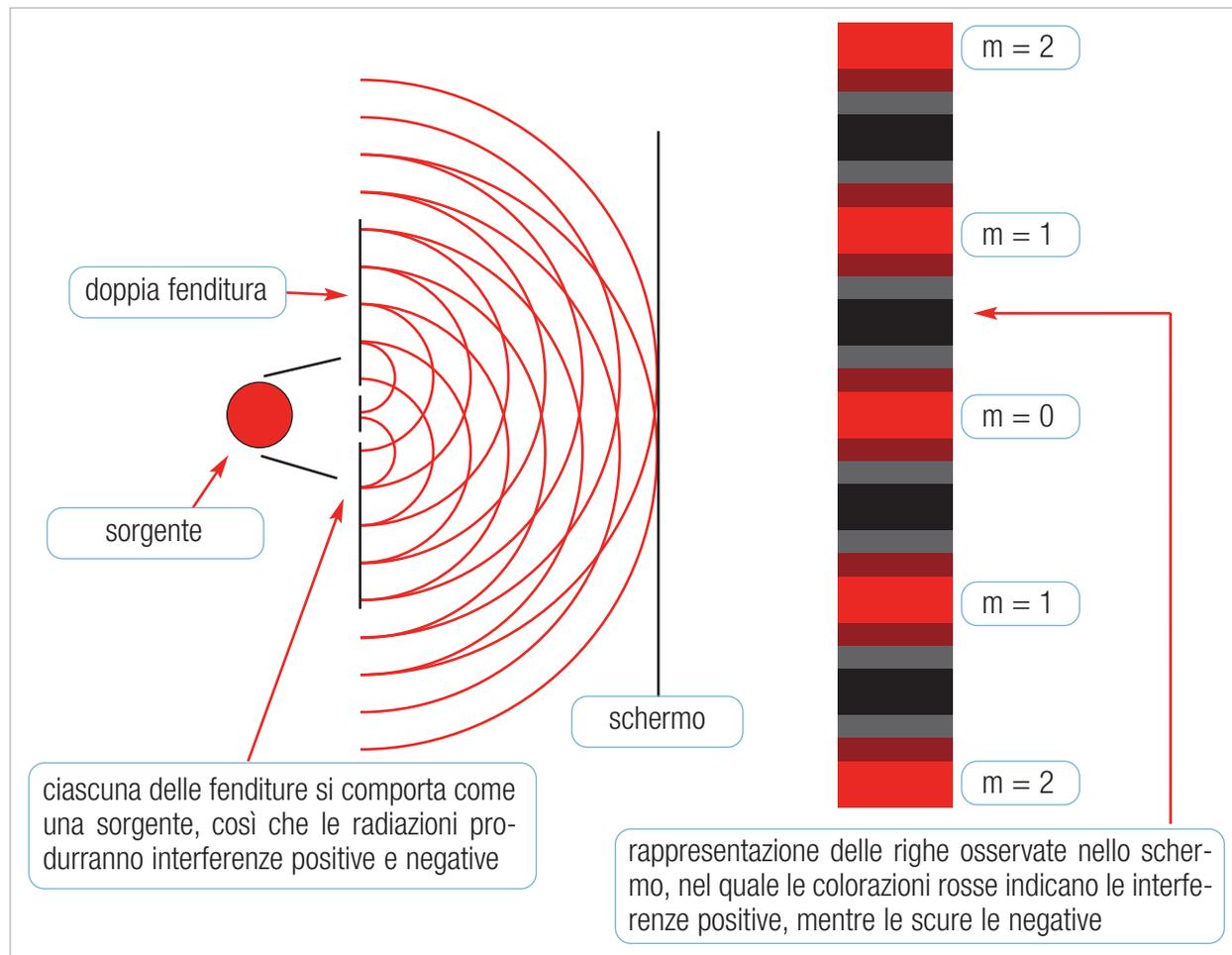


FIGURA 39 Frange di diffrazione

9. L'emissione del corpo nero e l'effetto fotoelettrico

Alla fine del diciannovesimo Secolo ('800) la teoria ondulatoria (classica), che spiegava bene diversi fenomeni delle radiazioni elettromagnetiche (diffrazione, rifrazione ecc.), affermava che l'energia associata a una radiazione elettromagnetica è proporzionale ai quadrati delle ampiezze (**A**) del campo elettrico (**E**) e del campo magnetico (**H**) della radiazione stessa e non alla sua frequenza (**ν**):

$$E \propto (A_E^2 + A_H^2)$$

Per la teoria classica, l'energia associata a un'onda elettromagnetica è quindi indipendente dalla sua frequenza (**ν**) o dalla sua lunghezza d'onda (**λ**).

La teoria classica della radiazione, inoltre, prevedeva che un corpo ad altissima temperatura dovesse emettere delle onde elettromagnetiche con uguale distribuzione in tutte le regioni dello spettro elettromagnetico.

Ma questa teoria, che aveva pur dato un buon contributo nella spiegazione dei fenomeni ottici, non riusciva a spiegare i fenomeni quali l'**emissione del corpo nero e l'effetto fotoelettrico**.

Il fenomeno dell'**emissione del corpo nero** si verifica quando, riscaldando la superficie di un corpo nero resistente al calore, esso libera energia sotto forma di radiazioni elettromagnetiche.

I fisici dell'epoca videro con enorme sorpresa che, aumentando progressivamente la temperatura del corpo nero, il colore della luce irradiata dal corpo passava progressivamente al rosso, poi al giallo e infine al bianco.

Questo significava che all'aumentare della sua temperatura il corpo emetteva radiazioni con una frequenza (**ν**) maggiore (FIGURA 40).

La progressione dell'aumento della frequenza (**ν**) della radiazione emessa non era continua ma a sbalzi, cioè si passava a frequenze maggiori in maniera discontinua.

Analogamente a quanto osservato per l'emissione del corpo nero anche l'effetto fotoelettrico non era spiegabile con la teoria classica della radiazione.

L'**effetto fotoelettrico** è quel fenomeno fisico che si manifesta quando, nel vuoto spinto, una lamina metallica, colpita da una radiazione elettromagnetica, emette elettroni.

Vi sono inoltre due aspetti sorprendenti, che la teoria classica della radiazione non riesce a spiegare.

Il primo è che per far avvenire l'effetto fotoelettrico occorre che la radiazione incidente sulla lamina abbia una certa frequenza di soglia (**ν_0**).

Il secondo è che l'energia posseduta dagli elettroni emessi è proporzionale alla frequenza della radiazione incidente (FIGURA 41).

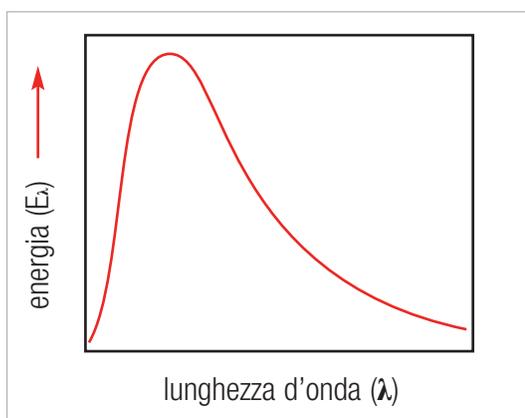


FIGURA 40 Distribuzione delle energie delle radiazioni emesse dal corpo nero in funzione della loro lunghezza d'onda

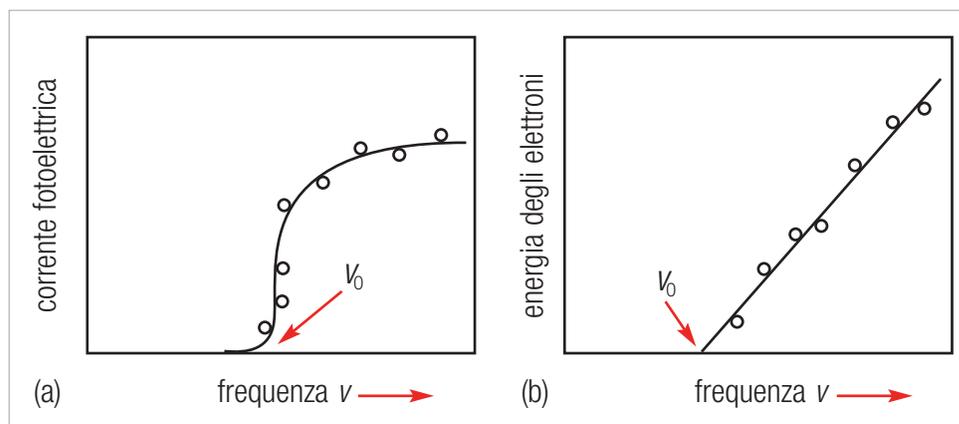


FIGURA 41 La corrente elettronica emessa in funzione della frequenza (a) e l'energia degli elettroni in funzione della frequenza (b)

10. Le origini della teoria dei quanti

La spiegazione teorica dei fenomeni osservati nel paragrafo precedente fu trovata nel 1900 da **Max Planck** (premio Nobel per la Fisica nel 1918), il quale dimostrò come la materia non può possedere una qualsiasi quantità di energia, ma solo **determinate quantità di energia**.

Riferendoci all'emissione del corpo nero, notiamo che esso emette una radiazione con una certa frequenza (ν) che dipende dalla temperatura a cui si trova, poiché le particelle di cui è composto oscillano con quella stessa frequenza (ν).

Allo stesso modo, per allontanare un elettrone da una lamina metallica sotto vuoto per mezzo dell'effetto fotoelettrico, si deve irradiare la lamina con una radiazione che abbia una frequenza (ν_0) tale da conferire agli elettroni un'energia sufficiente per poter sfuggire agli atomi.

Questi due fenomeni ci fanno capire che le interazioni che si realizzano tra la materia e l'energia non hanno una proporzione continua e lineare, cioè la materia non può assorbire o emettere una qualsiasi quantità di energia.

La materia può possedere e liberare quantità precise di energia (**quantizzate**): nel gergo dei fisici si dice che questa energia è «a pacchetti»; questi pacchetti vengono detti **quanti**. La teoria formulata da Planck venne dunque chiamata **teoria dei quanti**.

Planck stabilì così che l'energia associata ad una radiazione elettromagnetica è direttamente proporzionale alla frequenza (ν) e inversamente proporzionale alla lunghezza d'onda (λ); la costante di proporzionalità tra l'energia e la frequenza (o la lunghezza d'onda) è la **costante di Planck «h»** ($h = 6,626075 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$).

L'**equazione di Planck** pertanto è:

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

Dove:

- **h** è la costante di Planck;
- **ν** è la frequenza della radiazione elettromagnetica;
- **c** è la velocità della luce ($3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$);
- **λ** la lunghezza d'onda della radiazione elettromagnetica.

Nel 1905 Albert Einstein ipotizzò inoltre che l'effetto fotoelettrico producesse particelle dotate di energia **h ν** ; a queste particelle venne dato il nome di **fotoni**.

Le teorie più moderne definiscono i fotoni come particelle mediatrici della forza elettromagnetica, poiché l'effetto di queste particelle si manifesta solo all'atto dell'esplicazione della stessa forza elettromagnetica, come potrebbe essere l'emissione di un quanto di luce da parte di un elettrone.

11. L'atomo di Bohr

Rutherford aveva dimostrato, in maniera inoppugnabile, l'esistenza del nucleo all'interno dell'atomo e aveva previsto una disposizione spaziale simile a quella di un piccolo sistema solare dove i pianeti (elettroni) ruotano attorno al sole (nucleo).

Ma il suo modello non spiegava con quale meccanismo gli elettroni effettivamente si muovevano.

Inoltre la teoria classica delle radiazioni elettromagnetiche affermava, e ciò era dimostrato sperimentalmente, che una carica in movimento produce un campo magnetico.

Quindi la rotazione dell'elettrone carico negativamente attorno al nucleo avrebbe sottratto energia allo stesso elettrone.

Per questo motivo molti scienziati dell'epoca sostenevano che se, sulla base del modello di Rutherford, gli elettroni ruotavano attorno al nucleo, essi avrebbero perso energia descrivendo traiettorie a spirale fino a disintegrarsi su di esso.

Ma dato che gli atomi che compongono la materia sono stabili, si doveva trovare un modello più evoluto che descrivesse il moto degli elettroni attorno al nucleo.

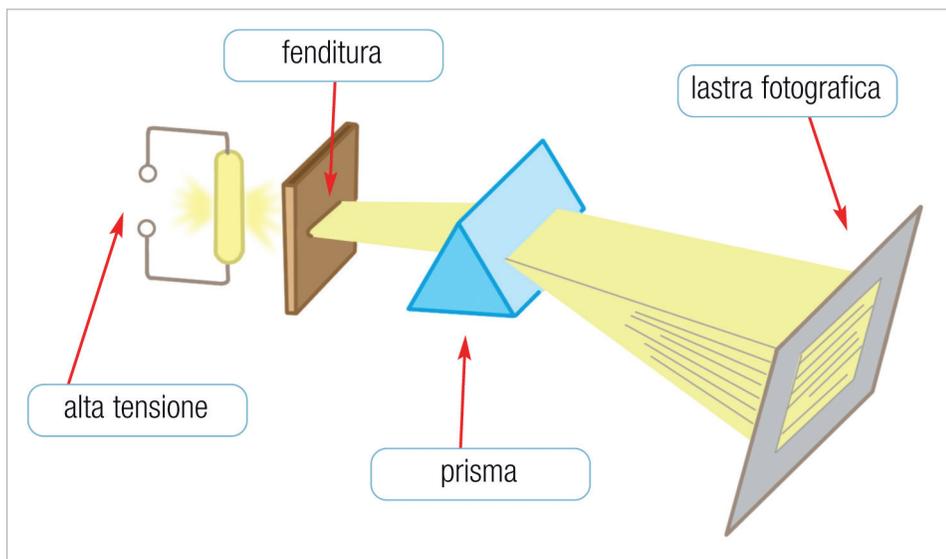


FIGURA 42 Schema di uno spettrografo

- un tubo a scarica simile a un tubo catodico che funge da generatore di luce;
- una fenditura che compatta il fascio luminoso;
- un prisma che scompone la luce;
- una lastra fotografica che, venendo impressionata dalla luce scomposta, ne registra l'immagine.

Il prisma, attraverso la rifrazione, scompone la luce del fascio policromatico in una serie di linee monocromatiche che, impressionando la lastra fotografica, producono un'immagine con diversi colori (spettro a righe, FIGURA 43).

Per poter spiegare come effettivamente gli elettroni ruotano attorno al nucleo partiamo dalle ricerche dei fisici di fine '800, i quali studiarono le radiazioni elettromagnetiche prodotte dalle scariche dei tubi a gas con degli apparecchi chiamati **spettrografi** (FIGURA 42).

Thomson aveva dimostrato che i raggi catodici erano composti da fasci di elettroni, di cui come sappiamo erano state determinate nel tempo la carica e la massa.

Ma gli elettroni dei tubi catodici producevano anche luce ed era chiaro che queste radiazioni elettromagnetiche erano strettamente correlate con gli stessi elettroni; bisognava solo capire che tipo di connessione ci fosse.

Gli spettrografi sono composti da:

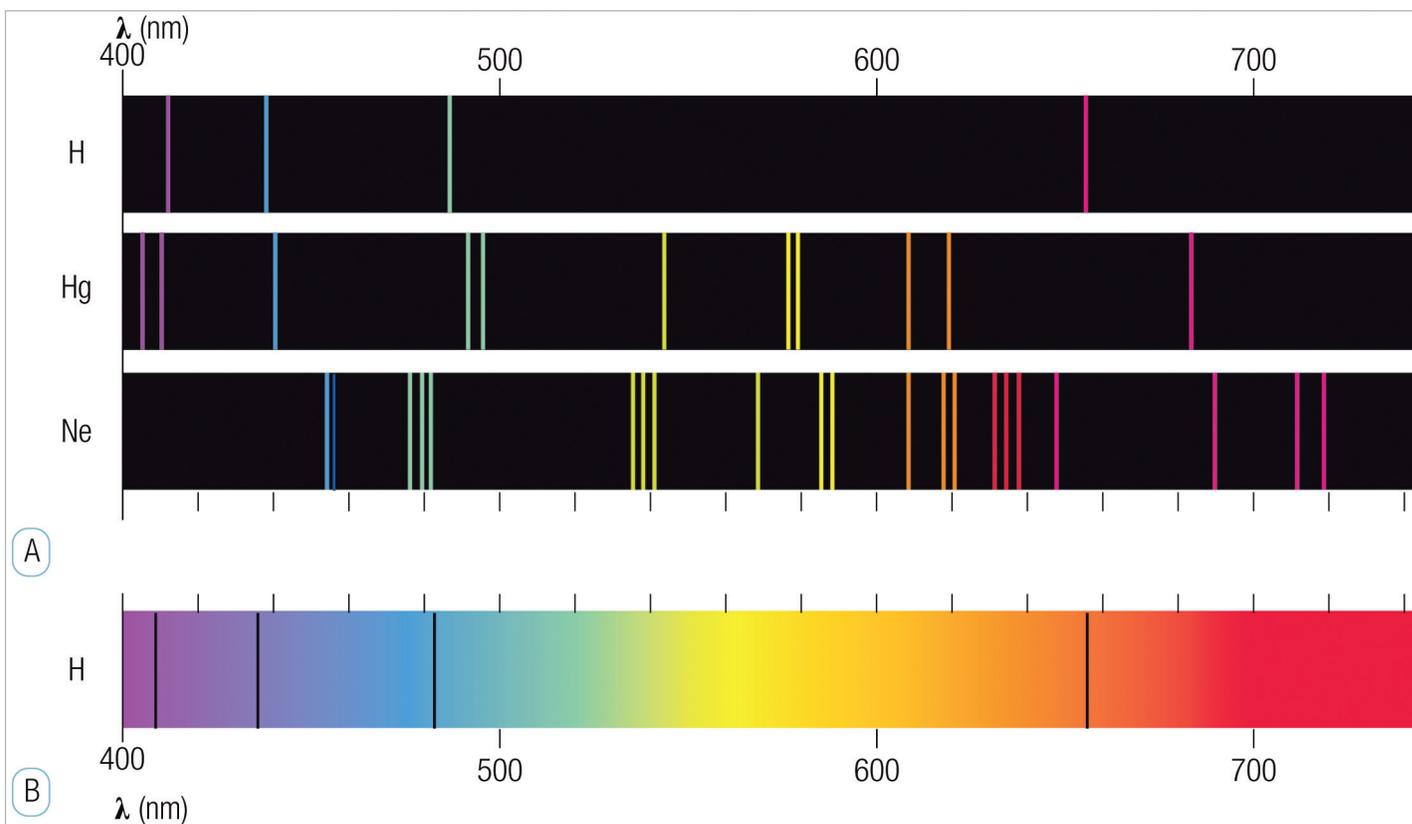


FIGURA 43 Spettro a righe dell'idrogeno rispetto ad altri elementi e rispetto al visibile

Le righe dello spettro si posizionano sulla lastra fotografica in funzione del loro angolo di rifrazione, ed è possibile determinarne la frequenza (ν) o la lunghezza d'onda (λ) dalla loro precisa posizione.

Con lo spettrografo si studiò lo spettro dell'idrogeno che, come sappiamo, è l'atomo più leggero. Si notò subito come l'idrogeno emettesse solo a determinate lunghezze d'onda (λ), che nel campo del visibile sono: 656,38 nm, 486,13 nm, 434,05 nm, 410,17, 397,00 nm (1 nm = $1 \cdot 10^{-9}$ m).

Nel 1885 lo svizzero Balmer trovò una formula matematica che mette in relazione le lunghezze d'onda nel visibile dello spettro dell'idrogeno (TABELLA 2).

Lunghezza d'onda in nm	b in nm	Formula
656,38	364,6	$\lambda = 364,6 \cdot [3^2 / (3^2 - 2^2)]$
486,13	364,6	$\lambda = 364,6 \cdot [4^2 / (4^2 - 2^2)]$
434,05	364,6	$\lambda = 364,6 \cdot [5^2 / (5^2 - 2^2)]$
410,17	364,6	$\lambda = 364,6 \cdot [6^2 / (6^2 - 2^2)]$
397,00	364,6	$\lambda = 364,6 \cdot [7^2 / (7^2 - 2^2)]$



FIGURA 44 Niels Bohr (1885-1962)

Questa serie di risultati è detta **serie di Balmer**, nella quale le lunghezze d'onda delle radiazioni elettromagnetiche prodotte dall'idrogeno sono correlate matematicamente con un numero «**n**» intero maggiore o uguale a 3:

$$\lambda = \frac{b \cdot n^2}{n^2 - 4}$$

Dove **b** è una costante che rappresenta il fattore comune a tutte le lunghezze d'onda.

Nel 1913 il fisico danese Niels Bohr (premio Nobel per la Fisica nel 1922), partendo dai dati sperimentali degli spettri d'emissione dell'idrogeno e applicando la teoria dei quanti di Planck, ipotizzò che gli elettroni ruotassero attorno al nucleo in orbite circolari di equilibrio, dove non assorbono e non emettono energia: a queste orbite venne dato il nome di **orbite stazionarie**.

In questo modello, nelle orbite stazionarie la forza centripeta d'attrazione elettrostatica verso il nucleo viene bilanciata dalla velocissima rotazione dell'elettrone attorno al nucleo, che produce forza centrifuga. Questo equilibrio può essere turbato solo dall'esterno fornendo energia sotto varie forme (calore, elettricità, luce ecc.).

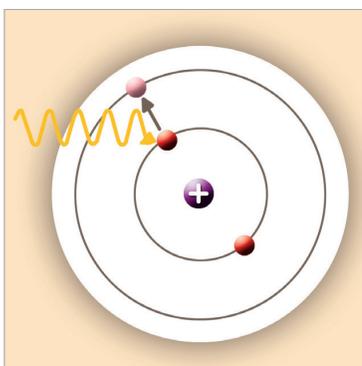


FIGURA 45 L'elettrone dell'idrogeno acquista energia ed effettua il salto quantico da un orbitale inferiore a uno superiore (eccitazione)

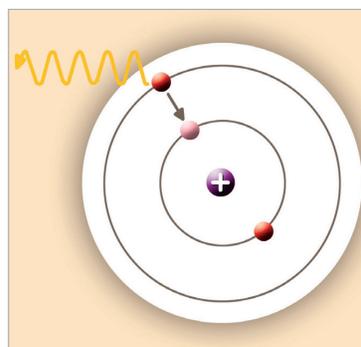


FIGURA 46 L'elettrone dell'idrogeno cede energia ed effettua il salto quantico da un orbitale superiore a uno inferiore (rilassamento ed emissione)

L'atomo d'idrogeno ha un solo elettrone e la sua orbita stazionaria fondamentale si trova alla distanza di 0,529 Å (1 angstrom equivale a $1 \cdot 10^{-10}$ m).

Quando l'elettrone dell'idrogeno riceve energia dall'esterno «salta» in un'altra orbita più lontana dal nucleo, detta **orbita di eccitazione** (FIGURA 45).

L'elettrone permane nell'orbita di eccitazione finché ha l'energia necessaria e sufficiente. Questa fase viene detta di **eccitazione**.

Quando però l'energia di eccitazione si esaurisce l'elettrone torna nell'orbita stazionaria di partenza emettendo una radiazione elettromagnetica con energia **hν** (fotone); questa fase viene detta di **rilassamento** (FIGURA 46).

L'energia del fotone **hν** emesso nella fase di rilassamento è uguale al dislivello energetico che intercorre tra l'orbita stazionaria di partenza e l'orbita eccitata. Queste energie non sono arbitrarie o varie ma sono costanti e **quantizzate**.

Bohr, partendo dall'equazione di Planck ($\Delta E = h\nu$), calcolò le frequenze teoriche dello spettro atomico d'emissione dell'idrogeno. Come esempio riportiamo l'equazione per il calcolo della frequenza (ν) del fotone emesso quando l'elettrone si rilassa passando dal livello n_2 (più alto) al livello n_1 (più basso):

$$\nu = \frac{E_2 - E_1}{h} = \frac{2\pi^2me^4}{h^3} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Dove:

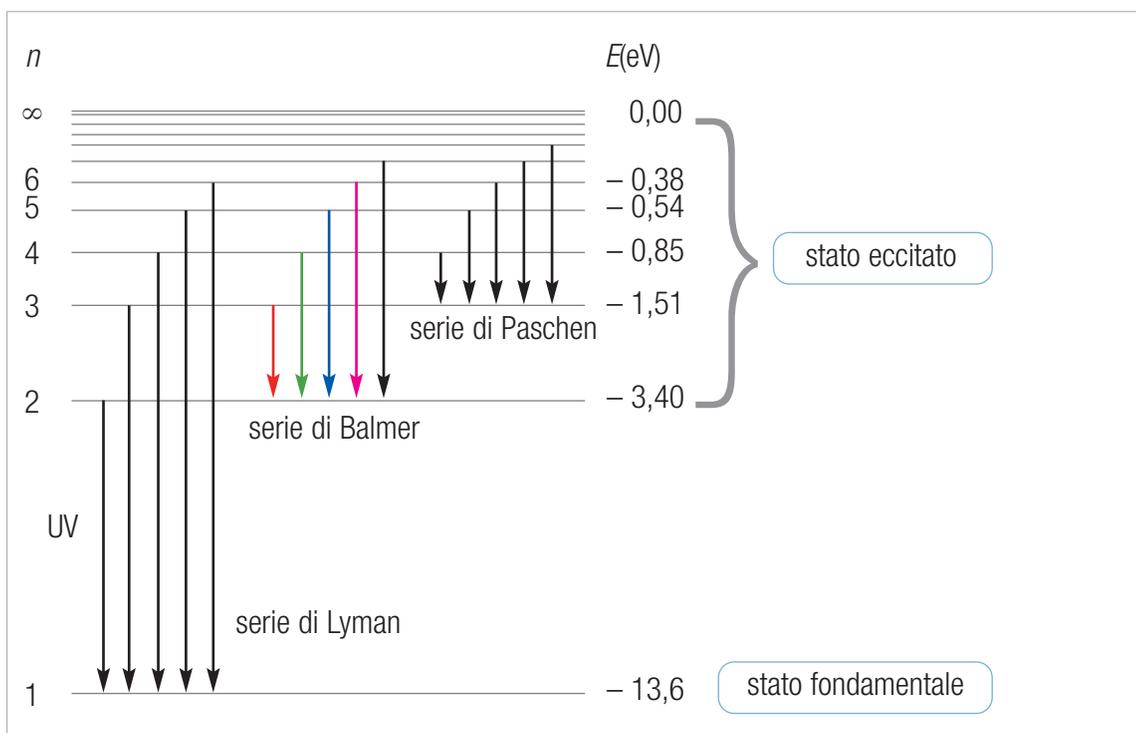
- E_2 è l'energia del livello superiore;
- E_1 è l'energia del livello inferiore;
- h è la costante di Planck ($6,626075 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$);
- π è il pi greco (3,14159265);
- m è la massa dell'elettrone;
- e è la carica dell'elettrone;
- n_1 è il livello energetico più basso;
- n_2 è il livello energetico più alto.

Bohr definì il numero « n » come il numero intero che indica il livello energetico in cui si può trovare l'elettrone; si parte $n = 1$, che è il livello più vicino al nucleo (0,529 Å) e si sale di livello in livello allontanandosi sempre più, fino ad arrivare a un livello massimo di energia (∞) dove la carica positiva del nucleo non ha più effetto sulla carica negativa dell'elettrone.

A questo punto si ha l'espulsione definitiva dell'elettrone dall'atomo; l'energia che serve ad espellere l'elettrone dall'atomo è detta **energia di ionizzazione**.

Il numero « n » venne definito **numero quantico principale**, e indica il **livello energetico** in cui si trova l'orbita quantizzata nella quale l'elettrone può ruotare attorno al nucleo.

Negli anni successivi alla scoperta della serie di Balmer altri studiosi studiarono le frequenze dello spettro dell'idrogeno:



- **Lyman** trovò nuove righe nell'ultravioletto delle transizioni con $n_1 = 2$ e $n_2 = 2, 3, 4$;
 - si dimostrò che la serie di **Balmer** nel visibile era provocata da transizioni con $n_1 = 3$ e $n_2 = 4, 5, 6$;
 - **Paschen** trovò nuove righe nell'infrarosso delle transizioni con $n_1 = 3$ e $n_2 = 4, 5, 6$;
 - **Brackett** trovò nuove righe nell'infrarosso delle transizioni con $n_1 = 4$ e $n_2 = 5, 6, 7$.
- I livelli energetici vennero poi indicati con le lettere maiuscole: K ($n = 1$), L ($n = 2$), M ($n = 3$), N ($n = 4$), O ($n = 5$), P ($n = 6$).

FIGURA 47 Transizioni dell'atomo d'idrogeno: serie di Lyman; serie di Balmer (il colore delle frecce rappresenta il colore dell'emissione nel visibile) e serie di Paschen. Le energie (in elettronvolt) sono negative perché viene posta come zero l'energia di ionizzazione, ovvero l'energia che serve a strappare un elettrone (∞)

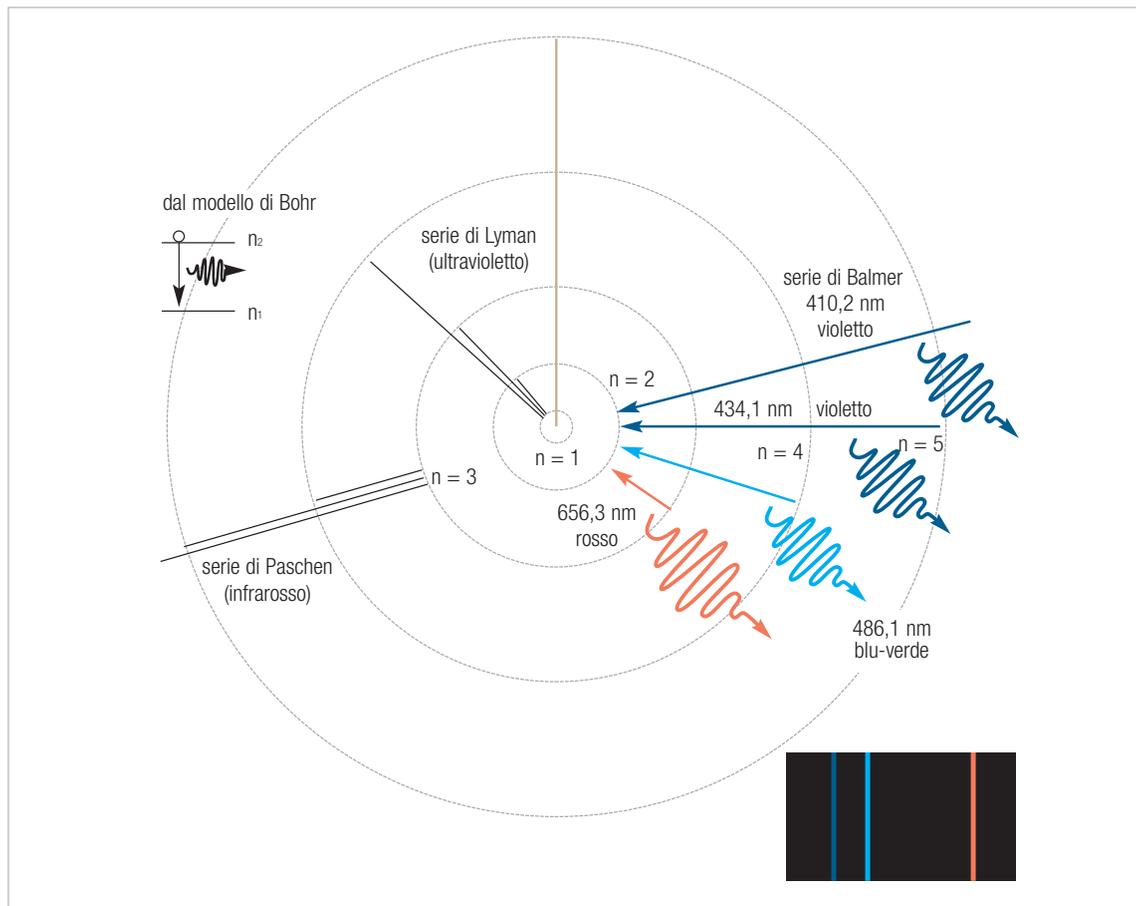


FIGURA 48 Orbite di Bohr e serie di Lyman, Balmer, Paschen

12. Applicazione del modello di Bohr ad atomi più complessi dell'idrogeno

La teoria di Bohr spiegava accuratamente le transizioni dello spettro dell'idrogeno, ma mostrava molte difficoltà nello spiegare spettri di atomi più complessi.

Un suo allievo, il tedesco Arnold Sommerfeld (1868-1951), propose l'idea che non esistessero solo orbite circolari, ma anche ellittiche. Ciò presupponeva che si dovesse introdurre un ulteriore numero quantico oltre al numero quantico principale « n ».

Questo numero quantico venne indicato con la lettera « l » e venne detto **numero quantico secondario** o meglio **numero quantico angolare**.

Il rapporto tra il numero quantico principale « n » e il numero quantico angolare « l » era identico al rapporto tra il semiasse maggiore e quello minore dell'ellissi che descriveva l'orbita ellittica in questione; inoltre il numero quantico angolare poteva assumere valori da 0 fino a $n-1$.

L'introduzione del numero quantico angolare « l » fece capire ai fisici dell'epoca che i livelli energetici caratterizzati dal numero quantico principale « $n > 1$ » contenevano una serie di sottolivelli energetici aventi diversi numeri quantici angolari « l ».

Con il numero quantico angolare $l = 0$ si ha il sottolivello **s** (dall'inglese *sharp*, nitido), con $l = 1$ si ha il sottolivello **p** (dall'inglese *principal*, principale), con $l = 2$ si ha il sottolivello **d** (dall'inglese *diffuse*, diffuso) e con $l = 3$ si ha il sottolivello **f** (dall'inglese *fundamental*, fondamentale).

Zeeman (premio Nobel per la Fisica nel 1902) già nel 1896 aveva scoperto che sottoponendo gli atomi a un campo magnetico esterno, alcune righe degli spettri di questi atomi si sdoppiavano (effetto Zeeman). L'effetto Zeeman fu però interpretato molto dopo, alla luce delle teorie quantiche di Bohr e dei suoi collaboratori.

L'**effetto Zeeman** è dovuto al fatto che il campo magnetico esterno applicato interferisce con il campo magnetico prodotto dall'elettrone quando ruota attorno al nucleo.

In assenza di campo magnetico esterno gli elettroni di un atomo possono ruotare attorno al nucleo in particolari sottolivelli aventi tutti la stessa energia, e nello spettro di emissione dello stesso atomo si rileva una sola riga spettrale.

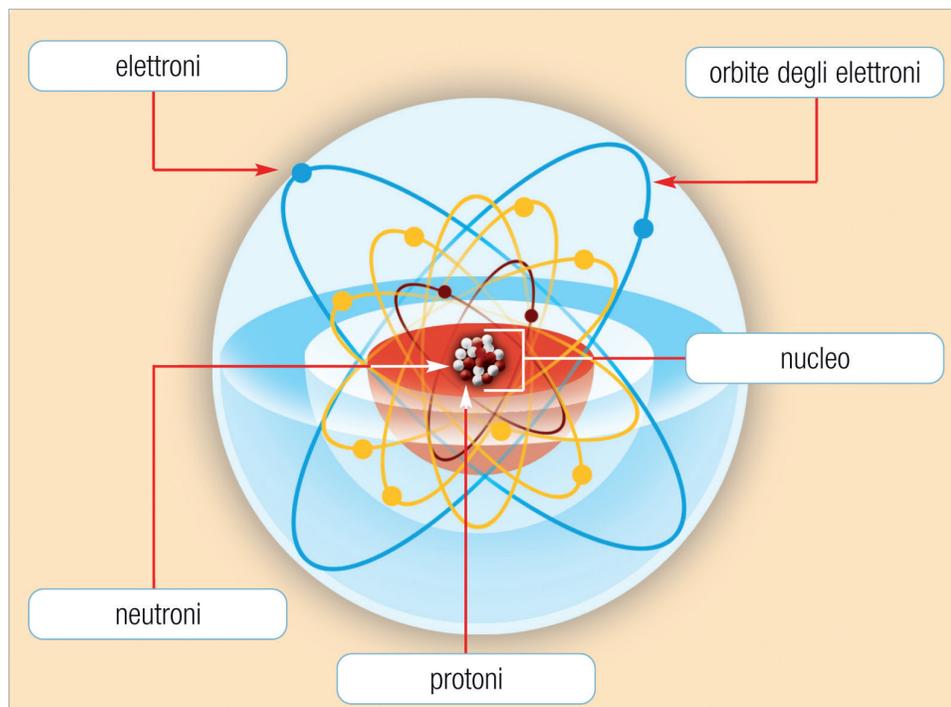


FIGURA 49 Rappresentazione di un atomo

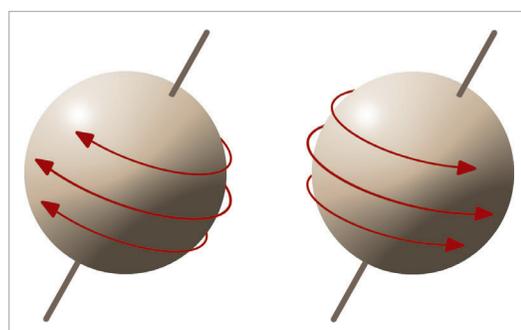


FIGURA 50 Rappresentazione grafica del concetto di spin

Nel 1925 Goudsmit e Uhlenbeck interpretarono alcune righe sdoppiate degli spettri dei metalli alcalini come prodotte dal debole campo magnetico generato dal movimento di rotazione che l'elettrone compiva su se stesso.

L'elettrone era così paragonato a un magnete rotante (FIGURA 50) che può ruotare attorno al proprio asse in due modi: uno orario e l'altro antiorario.

Il campo magnetico prodotto dalle due possibili rotazioni che l'elettrone può effettuare attorno al proprio asse interferisce col campo magnetico che l'elettrone produce ruotando attorno al nucleo; questo fenomeno produce due ulteriori sottolivelli energetici con una piccolissima differenza di energia tra loro. Questo fenomeno venne chiamato **spin dell'elettrone** (dall'inglese *spin*, rotazione intorno al proprio asse), il numero quantico associato ai due stati (destrorso e levogiro) venne indicato con la sigla « m_s » e venne detto **numero quantico magnetico di spin**.

Il **numero quantico magnetico di spin** può assumere due valori: rispettivamente $+1/2$ e $-1/2$.

13. Dualismo onda-particella dell'elettrone e principio di indeterminazione

I fisici di inizio '900 sapevano che le onde elettromagnetiche in alcune circostanze, come nell'esempio dell'effetto fotoelettrico, si possono comportare come particelle materiali. Einstein, nel 1905, aveva ipotizzato l'esistenza di particelle materiali responsabili della forza elettromagnetica: i **fotoni**.

Gli elettroni, fino al 1924, vennero considerati piccole sfere materiali dotate di una massa piccolissima, portanti la carica fondamentale negativa e che ruotavano attorno al nucleo in orbite quantizzate a velocità elevatissime.

Quando invece si applica, dall'esterno, un campo magnetico, questi sottolivelli assumono diversi orientamenti, aventi tra loro piccole differenze di energia.

Questi diversi orientamenti provocano gli sdoppiamenti delle righe spettrali.

L'effetto Zeeman ci dimostra come in particolari orbite l'elettrone abbia la possibilità di ruotare attorno al nucleo con diversi orientamenti, ognuno dei quali è associato a un ulteriore numero quantico.

Il numero quantico in questione venne indicato con la lettera « m » e venne detto **numero quantico magnetico**.

Il **numero quantico magnetico** (m) può assumere valori che possono andare da $-l$ a $+l$ passando per lo zero.

Così i sottolivelli **s** ($l = 0$) hanno un solo possibile stato ($m = 0$), il sottolivello **p** ($l = 1$) ne ha tre ($m = -1, m = 0, m = 1$), il sottolivello **d** ($l = 2$) ne ha cinque ($m = -2, m = -1, m = 0, m = 1, m = 2$) e il sottolivello **f** ($l = 3$) ne ha sette ($m = -3, m = -2, m = -1, m = 0, m = 1, m = 2, m = 3$).

Un fisico francese, Louis De Broglie (premio Nobel per la Fisica nel 1929) ipotizzò, come nel caso delle onde elettromagnetiche, che queste piccolissime particelle si potessero comportare come onde ed esistere in un dualismo onda-particella.

L'elettrone-onda, al contrario delle onde elettromagnetiche, che hanno una velocità costante ($3 \cdot 10^8$ m/s), ha una lunghezza d'onda (λ) che dipende dalla sua velocità.

Il ragionamento che fece fu molto semplice; egli eguagliò l'equazione di Einstein a quella di Plank:

$$E = m \cdot c^2 = h \cdot \nu$$

Dove m è la massa dell'elettrone, c la sua velocità, h è la costante di Plank, e ν la frequenza della radiazione associata alla particella (l'elettrone).

Ma noi sappiamo che la frequenza di un'onda è data dal rapporto tra la sua velocità (c) e la sua lunghezza d'onda (λ), per cui la relazione sopra diviene:

$$m \cdot c^2 = h \cdot c / \lambda$$

Dunque la lunghezza dell'onda associata all'elettrone è data dalla seguente relazione:

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

Questa relazione fornisce risultati con validità fisica (TABELLA 3) per particelle che hanno masse piccolissime (dell'ordine della scala atomica), mentre per corpi materiali di dimensioni macroscopiche non ha nessuna validità.

TABELLA 3 Lunghezze dell'onda associata ad alcune particelle. Ricordiamo che l'elettronvolt (eV) è un'unità di energia: è l'energia che l'elettrone acquisisce nel momento in cui il suo potenziale aumenta di 1 volt ($1\text{eV} = 1,6021 \cdot 10^{-19}\text{J}$)

Particella	Massa (Kg)	Velocità (m/s)	λ (m)
Elettrone a 300°K	$9,10939 \cdot 10^{-31}$	$1,2 \cdot 10^5$	$6,06 \cdot 10^{-9}$
Elettrone da 1 eV	$9,10939 \cdot 10^{-31}$	$5,9 \cdot 10^5$	$1,23 \cdot 10^{-9}$
Elettrone da 100 eV	$9,10939 \cdot 10^{-31}$	$5,9 \cdot 10^6$	$1,23 \cdot 10^{-10}$
Atomo di elio a 300°K	$6,64631 \cdot 10^{-27}$	$1,4 \cdot 10^3$	$7,12 \cdot 10^{-11}$
Atomo di xeno a 300°K	$2,18007 \cdot 10^{-25}$	$2,4 \cdot 10^2$	$1,27 \cdot 10^{-11}$



FIGURA 51 Werner Karl Heisenberg (1901 - 1976)

Nel 1927 Davison (premio Nobel per la Fisica nel 1937) e Germer provarono che gli elettroni si comportano come delle onde poiché vengono riflessi da una lamina metallica.

Successivamente G.P. Thomson (premio Nobel per la Fisica nel 1937) e Reid dimostrarono che, facendo passare un fascio di elettroni attraverso una sottilissima lamina metallica, si produce l'effetto della diffrazione (si veda il paragrafo 8). Questi risultati (ed altri che ne seguirono) confermarono l'ipotesi di De Broglie: **l'elettrone esiste in un dualismo onda-particella.**

Nel 1927 Werner Heisenberg (premio Nobel per la Fisica nel 1932) affermò il cosiddetto **principio di indeterminazione** che porta il suo nome.

Il principio di indeterminazione afferma che **non si può determinare contemporaneamente posizione e velocità di una piccola particella come l'elettrone.** Ciò è dovuto al fatto che per determinare con maggiore accuratezza la posizione in un certo istante di una particella delle dimensioni dell'elettrone dobbiamo utilizzare una radiazione con una lunghezza d'onda molto piccola.

Più piccola è la lunghezza d'onda utilizzata e maggiore sarà l'accuratezza della determinazione. Ma una radiazione elettromagnetica avente una lunghezza d'onda (λ) piccola ha, viceversa, una frequenza (ν) molto alta ($\nu = c / \lambda$), quindi possiede un'elevata energia ($E = h\nu$).

Quando la radiazione colpisce la particella le cede una parte della sua energia, e la particella si comporta come un boccino colpito da una boccia molto più grande: schizza via e rende impossibile la determinazione della sua velocità.

La radiazione, colpendo la particella, ne modifica la quantità di moto «p»; ricordiamo che la quantità di moto è il prodotto della velocità di un corpo (la particella) per la sua massa ($p = mv$).

Se immaginiamo di poter determinare la posizione dell'elettrone utilizzando una radiazione elettromagnetica con una lunghezza d'onda di $0,001 \text{ \AA}$ ($1 \cdot 10^{-13} \text{ m}$) il valore della variazione di quantità di moto (Δp) che subisce l'elettrone nella determinazione è di:

$$\Delta p = 1,32 \cdot 10^{-20} \text{ kg} \cdot \text{m} / \text{s}$$

Siccome la massa di un elettrone è molto piccola, pari a $9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$, risulta chiaro che il cambiamento della quantità di moto sarà enorme, e quindi sarà enorme la sua indeterminazione; per corpi macroscopici il principio di indeterminazione perde ogni validità.

14. L'equazione d'onda

Nel 1927 il fisico austriaco Erwin Schrödinger (premio Nobel per la Fisica nel 1933), partendo dalle conclusioni di De Broglie (si veda il paragrafo 13), che aveva ipotizzato l'elettrone come una particella avente due forme esistenziali, una particellare (dotata di massa) e l'altra ondulatoria, propose un'equazione per descrivere il moto di un elettrone-onda di un atomo d'idrogeno quando ruota attorno al nucleo.



FIGURA 52 Erwin Schrödinger (1887 - 1961)

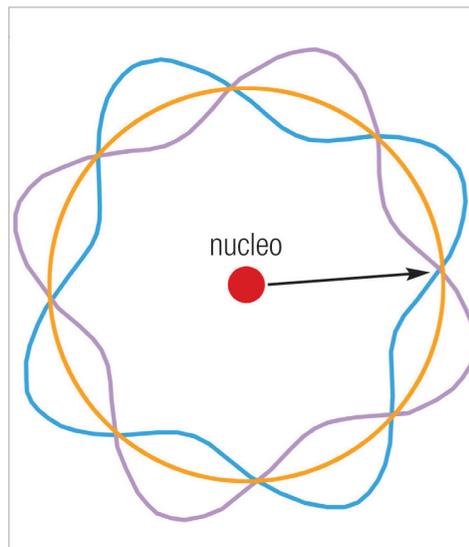


FIGURA 53 Rappresentazione dell'onda stazionaria di un elettrone; la lunghezza dell'orbita corrisponde a $n\lambda$

Nell'equazione di Schrödinger l'onda-elettrone viene considerata come vincolata all'interno dell'atomo in delle particolari traiettorie, le cui lunghezze sono un multiplo intero delle lunghezze d'onda (λ) dell'onda-elettrone; le onde di questo tipo vengono dette stazionarie (FIGURA 53).

Questa affermazione si basa sul fatto che se l'onda-elettrone ruotasse attorno al nucleo con una traiettoria (l) avente una lunghezza diversa da un multiplo intero della lunghezza d'onda ($l \neq n\lambda$), dopo alcuni cicli la cresta dell'onda si troverebbe nella posizione della valle e si produrrebbe, per effetto di un'interferenza negativa, l'annullamento della stessa onda (fenomeno che avviene nella diffrazione degli elettroni).

Invece l'onda-elettrone ruota attorno al nucleo con una traiettoria avente una lunghezza uguale a un multiplo intero

della lunghezza d'onda ($l = n\lambda$), e ad ogni ciclo la cresta dell'onda si trova nella stessa posizione, producendosi così un rafforzamento della stessa onda, per effetto di una interferenza positiva.

Come per la teoria dei quanti di Planck e il modello atomico di Bohr le energie possedute dalle onde-elettroni non sono arbitrarie e si possono calcolare risolvendo equazioni della teoria ondulatoria.

L'equazione di Schrödinger può essere scritta nella seguente forma:

$$\frac{\delta^2 \psi}{\delta x^2} + \frac{\delta^2 \psi}{\delta y^2} + \frac{\delta^2 \psi}{\delta z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \psi = 0$$

Dove:

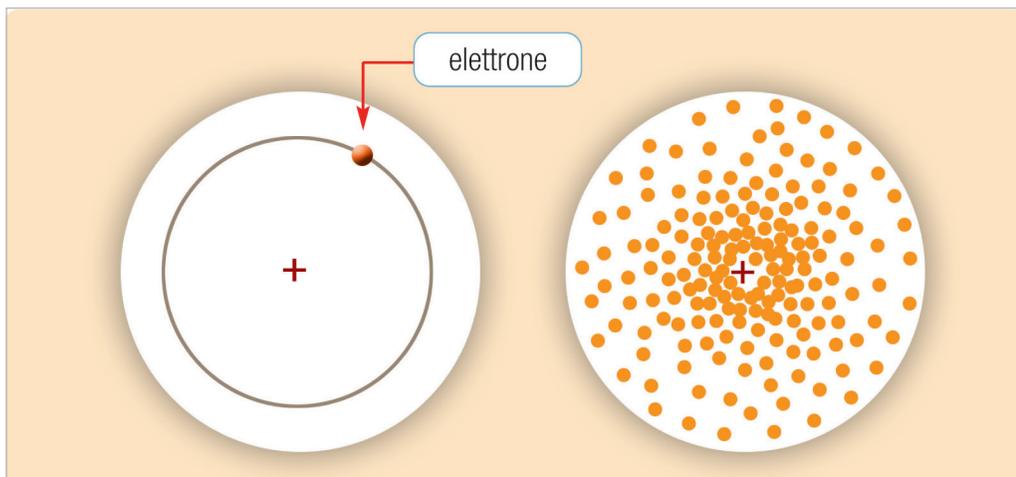
- ψ (*psi*) è la funzione d'onda delle coordinate cartesiane spaziali (x , y e z) che descriveremo meglio in seguito;
- π è il pi greco;
- m è la massa dell'elettrone;
- h è la costante di Planck;
- E è l'energia totale;
- V è l'energia potenziale.

Spiegare in maniera completa tutta la procedura matematica dell'equazione di Schrödinger è molto complicato e andrebbe oltre gli obiettivi di questo corso, ma daremo una spiegazione del suo significato fisico e della sua importanza scientifica.

La funzione ψ è la funzione d'onda dell'ampiezza (si veda il paragrafo 6) dell'onda associata all'elettrone, mentre il quadrato di questa funzione (ψ^2) ha un significato importantissimo: esso rappresenta **la probabilità di trovare un elettrone in una certa quantità di spazio**.

Questo aspetto (ψ^2) dell'equazione di Schrödinger è di notevole importanza perché dalla maggiore o minore probabilità di trovare l'elettrone in un determinato spazio si può capire e descrivere come ruota un elettrone intorno al nucleo.

Il concetto è complicato, ma cerchiamo di semplificarlo con un esempio: immaginiamo ipoteticamente di poter filmare il moto di un elettrone attorno al nucleo di un atomo di idrogeno. Analizzando istante per istante il filmato saremmo in grado di definire la sua posizione con una serie di punti in un grafico a tre dimensioni x , y , z .



Il grafico, una volta completo, ci apparirà come una specie di nuvola (**nube elettronica**), che in alcuni punti sarà più densa e in altri meno (FIGURA 54).

Se si riesce a definire con un'appropriata funzione (ψ) un luogo dello spazio vicino al nucleo dell'atomo di idrogeno dove vi è la probabilità ψ^2 del 95% di trovare carica elettronica allora quel luogo può essere definito **orbitale**.

Le conclusioni a cui si arriva con la meccanica ondulatoria di De Broglie e Schrödinger sono in perfetto accordo con il modello quantistico derivato dall'analisi degli spettri di emissione di Bohr, Sommerfeld e colleghi.

Risulta evidente il grande passo in avanti che la strutturistica atomica fece con l'equazione di Schrödinger

FIGURA 54 Differenza tra orbita e orbitale: nel modello di Bohr (a sinistra) l'orbita è una traiettoria fissa. L'orbitale teorizzato dal principio di indeterminazione di Heisenberg (a destra) è invece una regione di spazio nella quale è molto probabile che si trovi l'elettrone. È tuttavia impossibile determinare la posizione dell'elettrone in un dato momento

nella comprensione del moto di un elettrone in un atomo di idrogeno; questa equazione, contemplando il dualismo onda-particella ci spiega, nei limiti del principio di indeterminazione di Heisenberg, come avviene questo moto.

La meccanica ondulatoria supera, facendoli propri, i concetti deterministici del modello atomico di Bohr e Sommerfeld che ritenevano le traiettorie che gli elettroni seguono attorno al nucleo racchiuse nei livelli energetici, detti orbite.

Per tale motivo questa teoria, che fonde in un'unica teoria la teoria dei quanti con la meccanica ondulatoria, prende il nome di **meccanica quantistica**.

Questa nuova teoria è **indeterministica** e **probabilistica** in quanto assume il concetto di massima probabilità definendo l'**orbitale** il luogo più probabile (95%) in cui trovare un elettrone o, che è la stessa cosa, il luogo dove l'elettrone passa la maggior parte del suo tempo (95%).

15. Gli orbitali

Le soluzioni della funzione d'onda (ψ) dell'equazione d'onda sono state trovate in maniera tale da essere in accordo con i numeri quantici: il numero quantico principale (n), il numero quantico angolare (l) e il numero quantico magnetico (m).

Quando i numeri quantici assumono i seguenti valori: numero quantico principale $n = 1$, numero quantico angolare $l = 0$, il numero quantico magnetico ha un solo valore $m = 0$ e le soluzioni della funzione d'onda (ψ) rappresentano l'orbitale 1s.

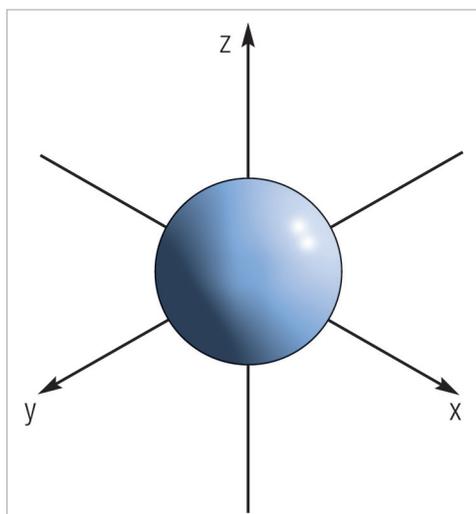


FIGURA 55 Rappresentazione dell'orbitale 1s

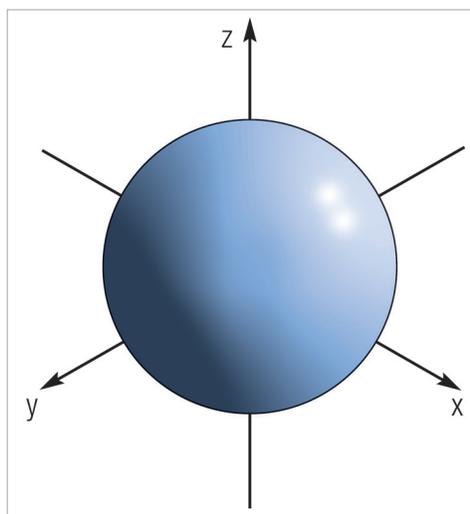


FIGURA 56 Rappresentazione dell'orbitale 2s

Come si può notare (**FIGURA 55**), la forma dell'orbitale 1s è sferica e il valore del raggio dell'orbitale 1s, per l'atomo di idrogeno, calcolato con l'equazione d'onda, coincide col raggio calcolato da Bohr ($0,529 \text{ \AA}$). Quando invece i numeri quantici assumono i seguenti valori: numero quantico principale $n = 2$, numero quantico angolare $l = 0$, il numero quantico magnetico ha un solo valore $m = 0$ e le soluzioni della funzione d'onda (ψ) rappresentano l'orbitale 2s. L'orbitale 2s (**FIGURA 56**) è un orbitale singolo ($m = 0$) ed è sferico; all'aumentare del numero quantico principale (n) aumenta la distanza dal nucleo e quindi le dimensioni della sfera (si confrontino le **FIGURE 55** e **56**).

Quando i numeri quantici assumono i seguenti valori: numero quantico principale $n = 2$, numero quantico angolare $l = 1$, il numero quantico magnetico ha tre valori $m = -1$, $m = 0$ e $m = 1$ e le soluzioni della funzione d'onda (ψ) rappresentano i tre orbitali 2p. Gli orbitali 2p (**FIGURA 57**) sono tre ($m = -1$, $m = 0$ e $m = 1$) ed hanno la forma di lobi sferoidali disposti sui tre assi spaziali ($2p_x$, $2p_y$ e $2p_z$).

Quando i numeri quantici assumono i seguenti valori: numero quantico principale $n = 3$, numero quantico angolare $l = 2$, il numero quantico magnetico ha cinque valori $m = -2$, $m = -1$, $m = 0$, $m = 1$ e $m = 2$ e le soluzioni della funzione d'onda (ψ) rappresentano i cinque orbitali 3d.

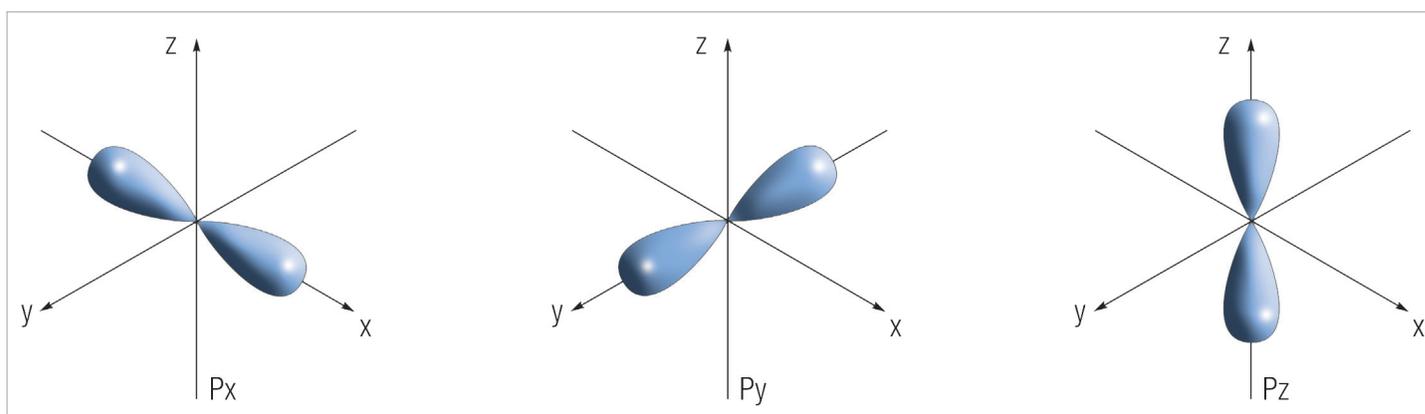


FIGURA 57 Rappresentazione degli orbitali 2p

Gli orbitali 3d (**FIGURA 58**) sono cinque ($m = -2$, $m = -1$, $m = 0$, $m = 1$ e $m = 2$) ed hanno la forma di lobi sferoidali disposti sia sui tre assi spaziali che fuori da essi.

Quando i numeri quantici assumono i seguenti valori: numero quantico principale $n = 4$, numero quantico angolare $l = 3$, il numero quantico magnetico ha sette valori $m = -3$, $m = -2$, $m = -1$, $m = 0$, $m = 1$, $m = 2$ e $m = 3$, le soluzioni della funzione d'onda (ψ) rappresentano i sette orbitali 4f.

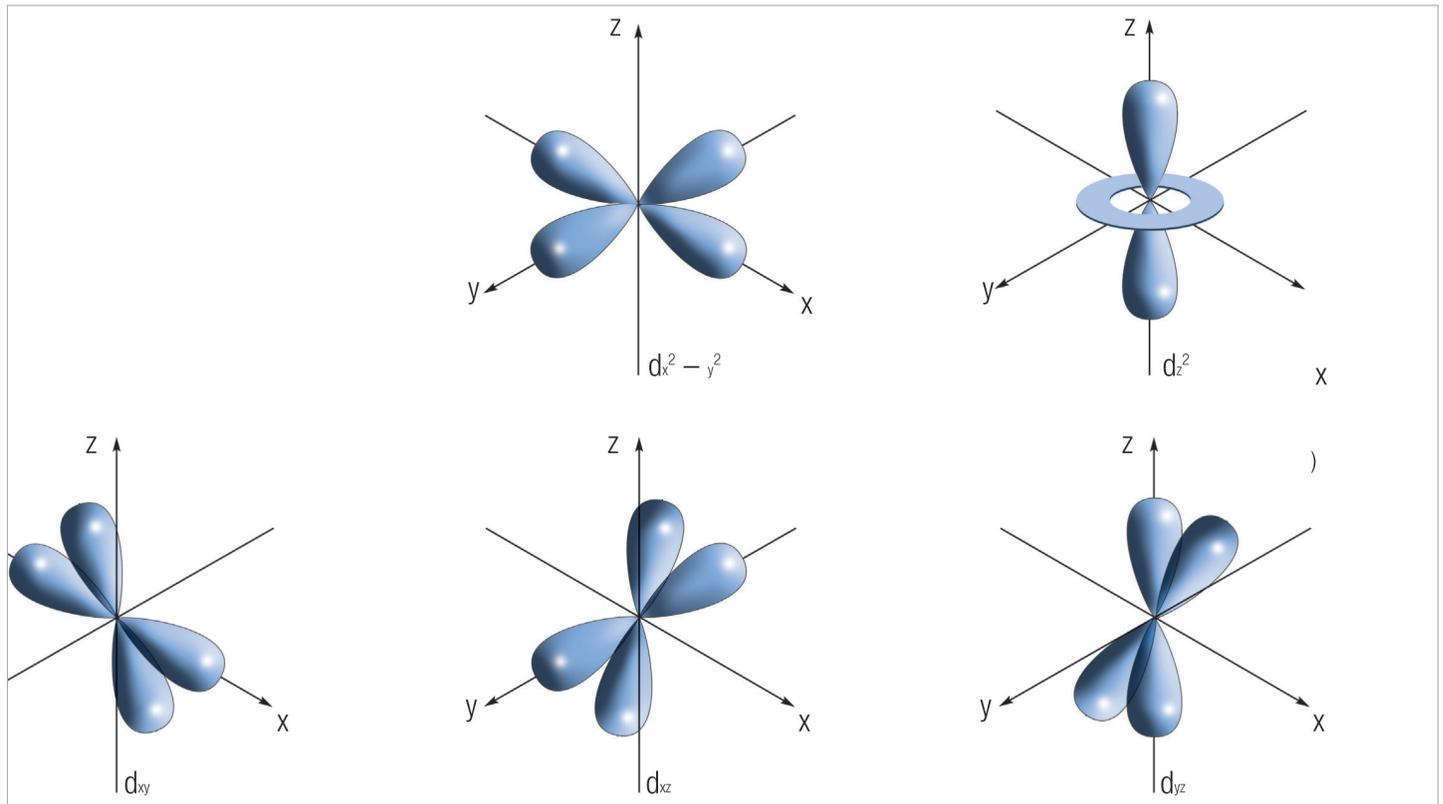


FIGURA 58 Rappresentazione degli orbitali 3d

Gli orbitali 4f (FIGURA 59) sono sette ($m = -3, m = -2, m = -1, m = 0, m = 1, m = 2$ e $m = 3$) ed hanno la forma di lobi sferoidali complessi, anche questi disposti sia sui tre assi spaziali che fuori da essi.

Nelle TABELLE 7 e 8 vengono riassunte sinteticamente le relazioni tra i numeri quantici e i relativi orbitali.

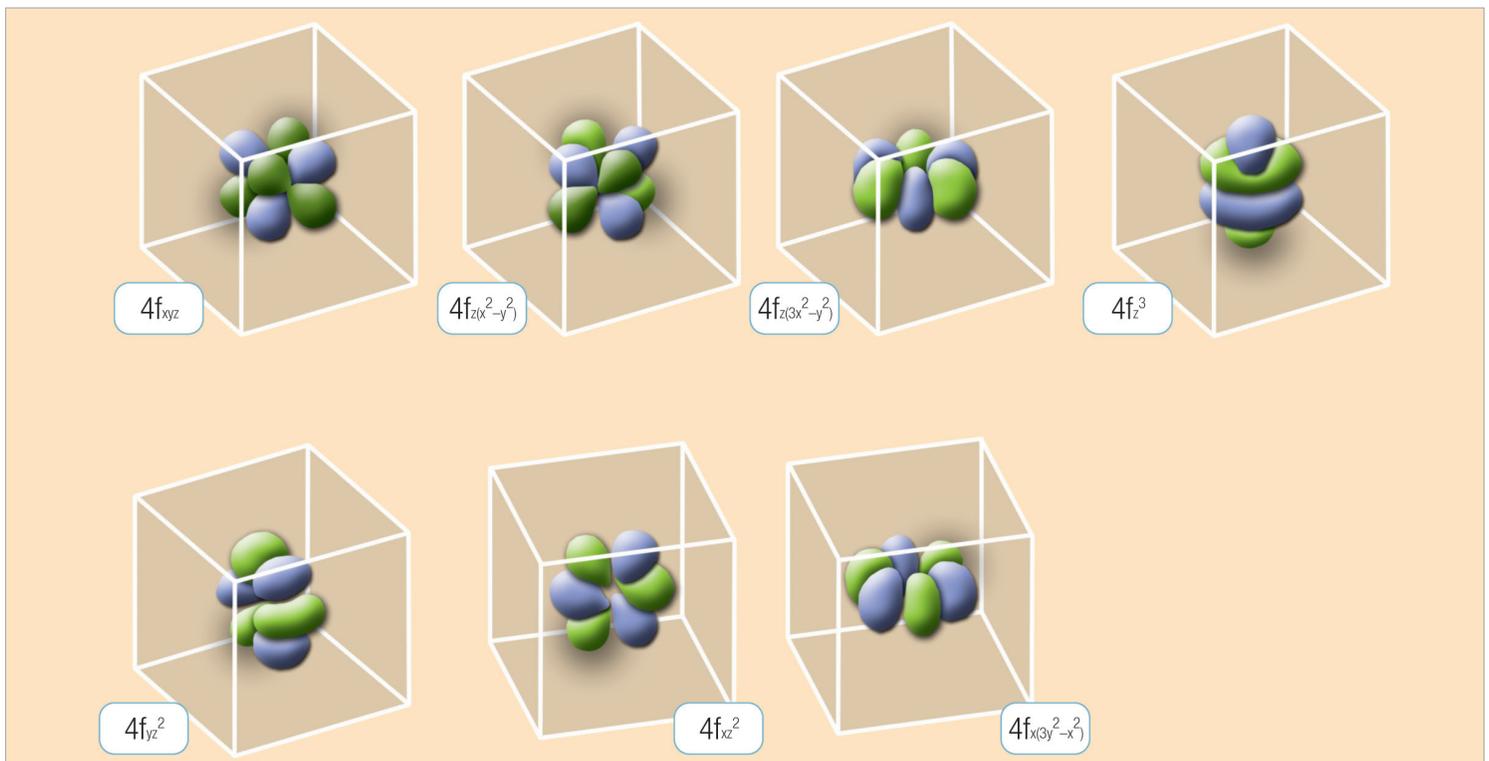


FIGURA 59 Rappresentazione degli orbitali 4f

TABELLA 4 Orbitali e numeri quantici

Orbitale	n	l	m	m _s
1s	1	0	0	+1/2, -1/2
2s	2	0	0	+1/2, -1/2
2p	2	1	-1, 0, 1	+1/2, -1/2
3s	3	0	0	+1/2, -1/2
3p	3	1	-1, 0, 1	+1/2, -1/2
3d	3	2	-2, -1, 0, 1, 2	+1/2, -1/2
4d	4	2	-2, -1, 0, 1, 2	+1/2, -1/2
4f	4	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	+1/2, -1/2

TABELLA 5 Orbitali e livelli energetici

n	Orbitali s	Orbitali p	Orbitali d	Orbitali f
1	1s			
2	2s	2p		
3	3s	3p	3d	
4	4s	4p	4d	4f

16. La configurazione elettronica

Abbiamo definito, attraverso le soluzioni della funzione d'onda, la forma degli orbitali; adesso ci occuperemo di quali sono le loro **modalità di riempimento**. Questa operazione viene detta **configurazione elettronica** (in tedesco *auf bau* e in inglese *build up*).

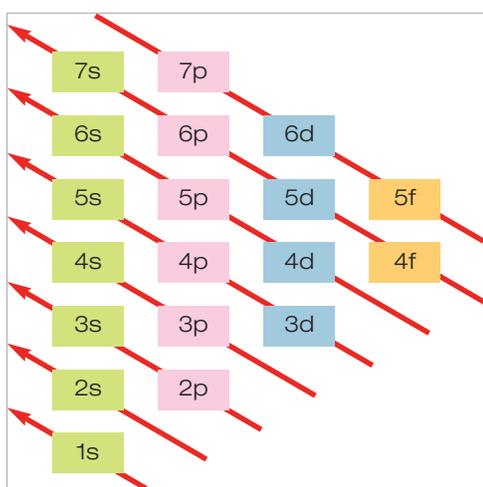


FIGURA 60 Rappresentazione dell'ordine di riempimento degli orbitali nella *auf bau*

Ogni livello elettronico può contenere al massimo $2n^2$ elettroni (n è il numero quantico principale), ciò significa che il primo livello (K) può contenere 2 elettroni ($2 \cdot 1^2$), tutti e due nell'orbitale 1s; il secondo livello (L) può contenere 8 elettroni ($2 \cdot 2^2$), 2 nell'orbitale 2s e 6 nel 2p; il terzo livello (M) può contenere 18 elettroni ($2 \cdot 3^2$), 2 nell'orbitale 3s, 6 nel 3p e 10 nel 3d; il quarto livello (N) può contenere 32 elettroni ($2 \cdot 4^2$), 2 nell'orbitale 4s, 6 nel 4p, 10 nel 4d e 14 nel 4f.

Ogni singolo orbitale (qualunque esso sia) può ospitare al massimo due elettroni. Gli orbitali possono essere rappresentati, schematicamente, ciascuno con un quadratino.

Ogni quadratino può portare al suo interno due frecce con orientamento antiparallelo rappresentanti due elettroni (**FIGURA 61**); il verso delle frecce rappresenta il diverso spin degli elettroni ($+1/2$ e $-1/2$).

Nel 1925 il fisico tedesco Wolfgang Pauli (premio Nobel nel 1945) espose il **principio di esclusione** che porta il suo nome, il quale afferma che non è possibile che due elettroni dello stesso atomo abbiano tutti e quattro i numeri quantici (n, l, m, m_s) uguali, il che equivale a dire che due elettroni che occupano lo stesso orbitale non possono avere lo stesso spin.

Le frecce che rappresentano gli elettroni vengono disposte in senso antiparallelo (**FIGURA 62**) perché i due elettroni che occupano lo stesso orbitale hanno spin opposto ($+1/2$ e $-1/2$) e viene rispettato così il **principio di esclusione di Pauli** (per un approfondimento si legga il box a fine paragrafo).

La **FIGURA 60** mostra l'ordine di riempimento degli orbitali: questo ordine vale per tutti gli atomi: si parte sempre dagli orbitali 1s.

Alcuni esempi ci aiuteranno a capire come si esegue la configurazione elettronica degli atomi più leggeri, partendo dall'idrogeno che ha numero atomico $Z = 1$.

Il **numero atomico Z** è il numero di protoni posseduto da un atomo. Dato che un atomo neutro ha lo stesso numero di protoni ed elettroni, per eseguire la configurazione dell'idrogeno ($Z = 1$) bisogna sistemare un solo elettrone.

La configurazione dell'**idrogeno** si esegue semplicemente disegnando una freccia rivolta verso l'alto all'interno del quadratino raffigurante l'orbitale 1s (FIGURA 61).

Dopo l'idrogeno, nella tavola periodica si trova l'**elio** che ha numero atomico $Z = 2$, il che significa che ha due elettroni, i quali completano l'orbitale 1s (FIGURA 62).

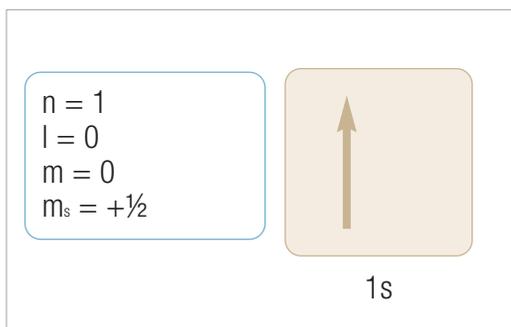


FIGURA 61 L'orbitale 1s dell'idrogeno con i relativi numeri quantici

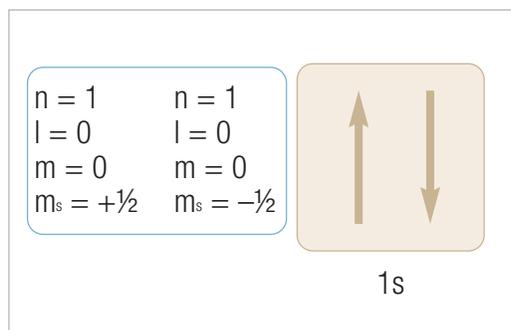


FIGURA 62 L'orbitale 1s dell'elio con i relativi numeri quantici. Si può notare come i numeri quantici dei due elettroni non siano tutti e quattro uguali, perché essi hanno spin opposto (viene rispettato il principio di esclusione)

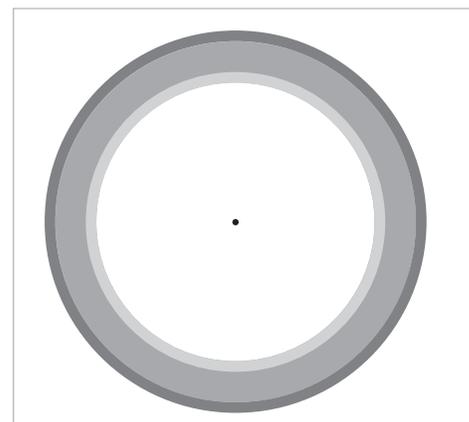


FIGURA 63 Rappresentazione dell'orbitale 1s

Il terzo elemento è il **litio**, che ha $Z = 3$, quindi bisogna sistemare 3 elettroni: i primi due vanno nell'orbitale 1s e il terzo nel 2s (FIGURA 64).

Si noti nella FIGURA 64 come i quadratini che rappresentano gli orbitali vengano messi sfalsati in altezza, ciò per raffigurare la loro energia crescente.

Il quarto elemento è il **berillio**, che ha $Z = 4$, quindi bisogna sistemare 4 elettroni: i primi due vanno nell'orbitale 1s il terzo e il quarto completano il 2s (FIGURA 65).

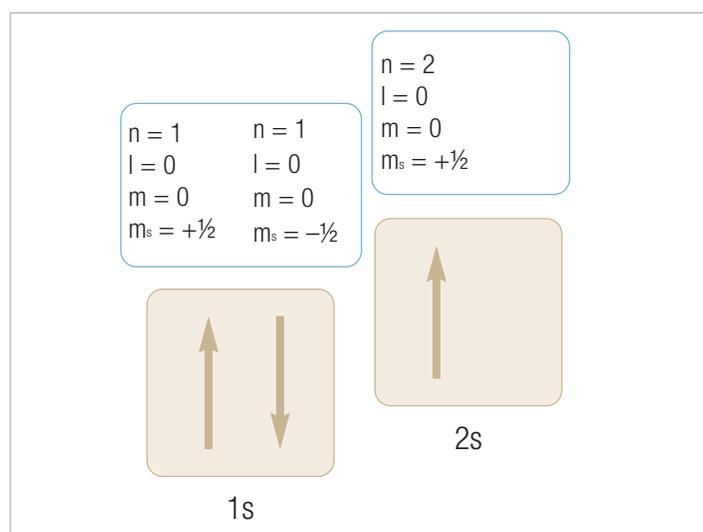


FIGURA 64 Gli orbitali 1s e 2s del litio con i relativi numeri quantici

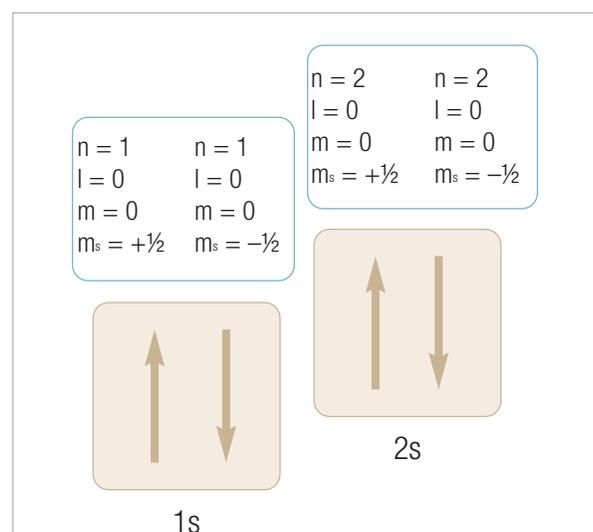


FIGURA 65 Gli orbitali 1s e 2s del berillio con i relativi numeri quantici

Il quinto elemento è il **boro**, che ha $Z = 5$, quindi bisogna sistemare 5 elettroni, i primi due vanno nell'orbitale 1s il terzo e il quarto completano il 2s, mentre il quinto inizia gli orbitali 2p occupando l'orbitale $2p_x$ (FIGURA 67).

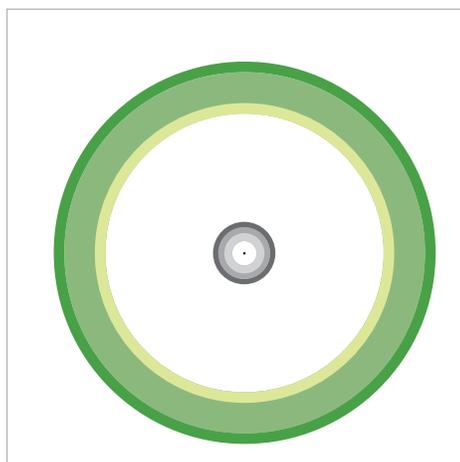


FIGURA 66 Rappresentazione degli orbitali 1s e 2s

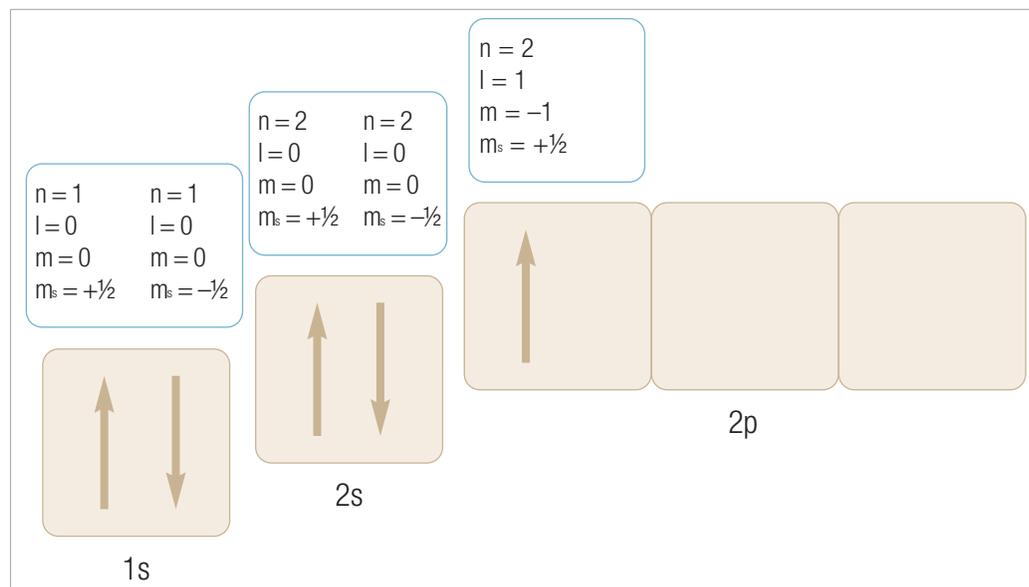


FIGURA 67 Gli orbitali 1s, 2s e 2p del boro con i relativi numeri quantici

Il sesto elemento è il **carbonio**, che ha $Z = 6$, quindi bisogna sistemare 6 elettroni: i primi due vanno nell'orbitale 1s, il terzo e il quarto completano il 2s, il quinto inizia gli orbitali 2p occupando l'orbitale $2p_x$ e il sesto occupa l'orbitale $2p_y$ (FIGURA 69).

La disposizione degli elettroni negli orbitali $2p_x$ e $2p_y$ soddisfa la **regola di massima molteplicità di Hund**, che afferma che gli elettroni **occupano quanto più spazio possibile a loro disposizione**.

Come si può osservare dalla FIGURA 69 i due elettroni occupano due orbitali 2p (p_x e p_y) con spin paralleli (freccie parallele).

Questa soluzione attenua le forze repulsive tra elettroni, in quanto le due cariche di uguale segno orbitano attorno al nucleo in spazi più ampi.

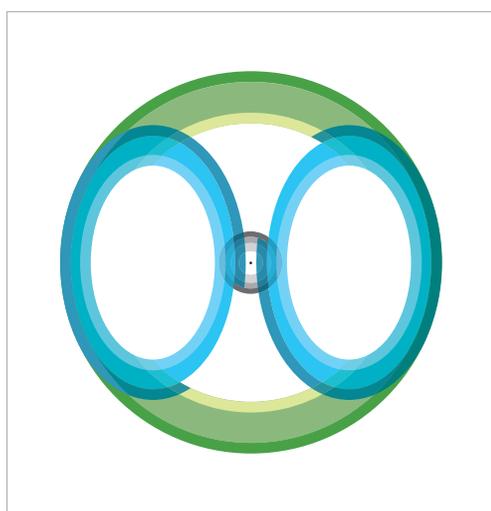


FIGURA 68 Gli orbitali 1s, 2s e 2p del boro

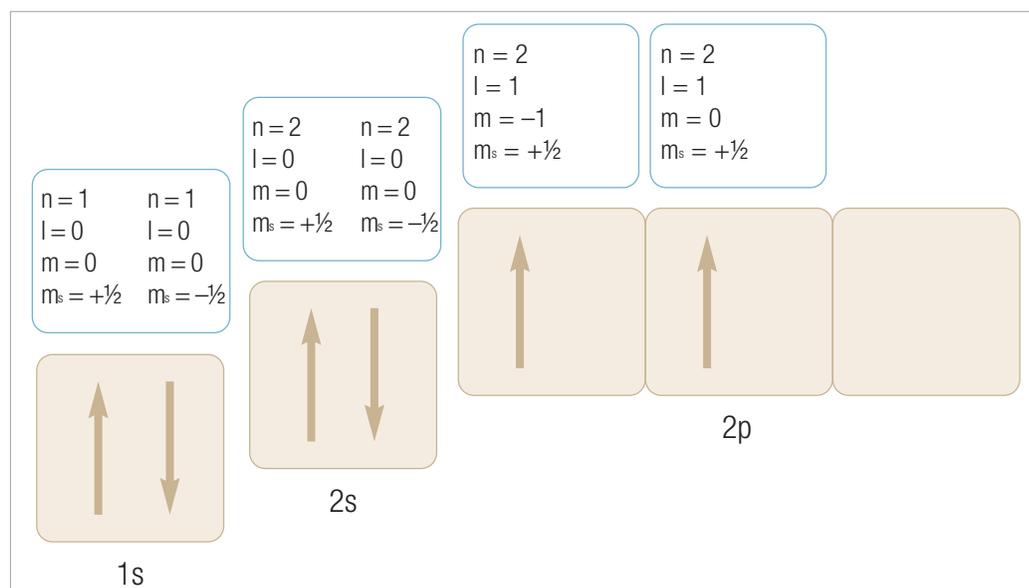


FIGURA 69 Gli orbitali 1s, 2s e 2p del carbonio con i relativi numeri quantici

Il settimo elemento è l'**azoto**, che ha $Z = 7$, quindi bisogna sistemare 7 elettroni. I primi due vanno nell'orbitale 1s, il terzo e il quarto completano il 2s, il quinto inizia gli orbitali 2p occupando l'orbitale $2p_x$, il sesto occupa l'orbitale $2p_y$ e il settimo occupa l'orbitale $2p_z$ (FIGURA 71).

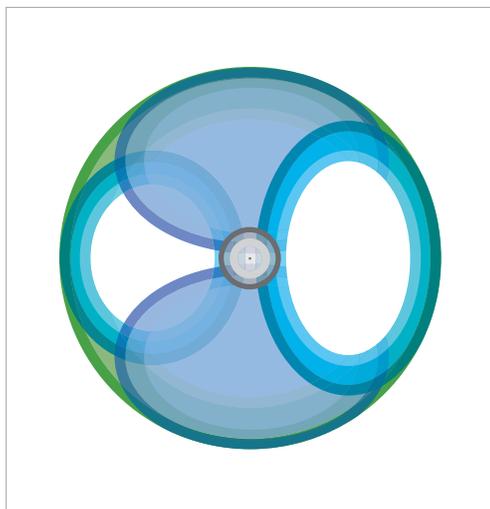


FIGURA 70 Gli orbitali 1s, 2s e 2p del carbonio

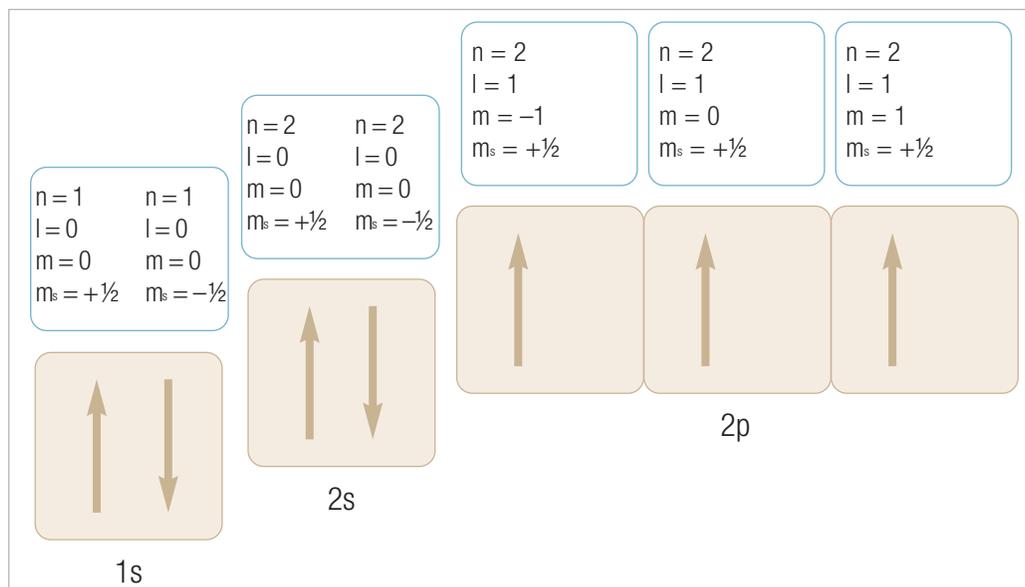


FIGURA 71 Gli orbitali 1s, 2s e 2p dell'azoto con i relativi numeri quantici

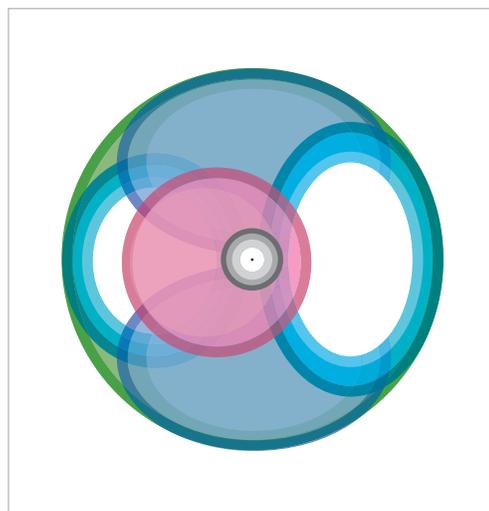


FIGURA 72 Gli orbitali 1s, 2s e 2p dell'azoto

Negli esempi che abbiamo esposto (FIGURE 62, 64, 65, 67, 69 e 71) si evince che la configurazione elettronica degli elementi esaminati rispetta il principio di esclusione di Pauli, in quanto tutti gli elettroni di questi atomi non hanno i quattro numeri quantici uguali.

Dalle FIGURE 69 e 71 si evince inoltre come venga rispettata la regola di Hund, in quanto gli elettroni si dispongono su più orbitali 2p con spin paralleli.

17. Proprietà atomiche

Le proprietà che caratterizzano gli atomi, oltre quelle che conosciamo già, sono: il potenziale di ionizzazione, l'affinità elettronica e l'elettronegatività.

Il potenziale di ionizzazione è l'energia che serve a strappare l'elettrone più esterno, così da formare un **catione** (ione positivo). Può essere espresso in **J/mole**, **Kcal/mole** o **eV** (elettronvolt, ovvero l'energia dell'elettrone sottoposto a un campo elettrico di 1 volt).

L'energia che viene fornita all'atomo ha convenzionalmente segno positivo.

L'affinità elettronica è l'energia liberata dagli atomi quando assumono carica negativa (cioè quando viene aggiunto un elettrone ad un atomo neutro), quindi ha convenzionalmente segno negativo, può essere espressa in **J/mole**, **Kcal/mole** o **eV** (elettronvolt).

L'elettronegatività è la capacità di un atomo di assumere carica negativa, secondo la scala di Pauling è un numero adimensionale, lo si trova sulla tavola periodica degli elementi.

TABELLA 6 Elettronegatività e potenziali di prima ionizzazione di alcuni elementi

Elemento	Elettronegatività (di Pauling)	Energia di ionizzazione (in elettronvolt)
H	2,1	13,6
Li	1,0	5,39
Be	1,5	9,32
B	2,0	8,30
C	2,5	11,26
N	3,0	14,53
O	3,5	13,61
F	4,0	17,42
Na	0,9	5,14
Mg	1,2	7,64
Al	1,5	5,98
Si	1,8	8,15
P	2,1	10,48
S	2,5	10,36
Cl	3,0	13,01
K	0,8	4,34
Ca	1,0	6,11
Br	2,8	11,84

18. Configurazione elettronica e valenza

La configurazione elettronica è strettamente legata alle proprietà chimiche di un elemento.

Come vedremo in maniera più approfondita nel Percorso 3, sono gli elettroni più esterni di un atomo che realizzano i legami con altri atomi.

Gli elettroni più esterni occupano il cosiddetto «**guscio esterno**».

Il guscio esterno è l'insieme degli elettroni presenti negli orbitali che posseggono il numero quantico principale (**n**) più elevato, ovvero nel livello energetico più lontano dal nucleo.

Il guscio esterno è detto anche **guscio di valenza** poiché determina la valenza (o le valenze) che l'elemento può possedere.

La **valenza** è un concetto molto importante in Chimica perché rappresenta la carica formale che l'elemento può assumere.

Un elemento puro, come per esempio il **ferro** (Fe), avendo un numero uguale di cariche positive (26 protoni) e di cariche negative (26 elettroni) ha una carica totale risultante nulla, quindi una valenza zero. Lo stesso ferro, però, esiste in natura anche sotto forma di due diversi atomi carichi (ioni positivi).

Quando il ferro perde due elettroni (negativi) ha un surplus di due cariche positive (26–24). La valenza di questo ione ferro (detto **ferroso**) è +2.

Quando, invece, il ferro perde tre elettroni (negativi) ha un surplus di tre cariche positive (26–23).

La valenza di questo ione ferro (detto **ferrico**) è +3.

La valenza viene anche detta **stato di ossidazione**.

Facciamo adesso un esempio per collegare la valenza al guscio esterno degli elementi.

Il guscio esterno dell'azoto (FIGURA 73) mostra una situazione a 5 elettroni dei quali 2 sono appaiati e formano un doppietto e 3 sono spaiati.

Ne segue che un atomo di azoto potrà impegnare, per formare legami con altri atomi, un massimo di 5 elettroni e potrà assumere così una valenza massima pari a +5.

Mostriamo adesso due esempi di guscio esterno di due diversi elementi: l'ossigeno (FIGURA 74) e il fluoro (FIGURA 75).

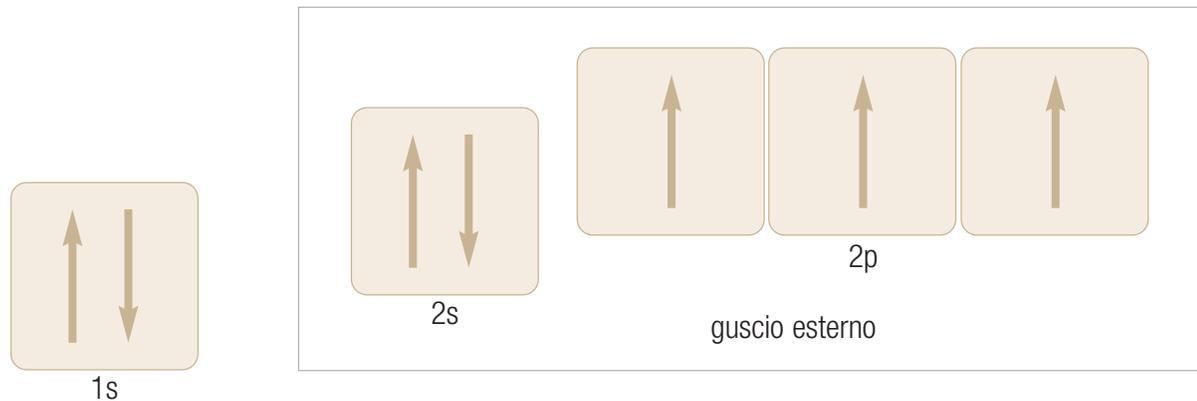


FIGURA 73 Guscio esterno dell'azoto ($Z = 7$)

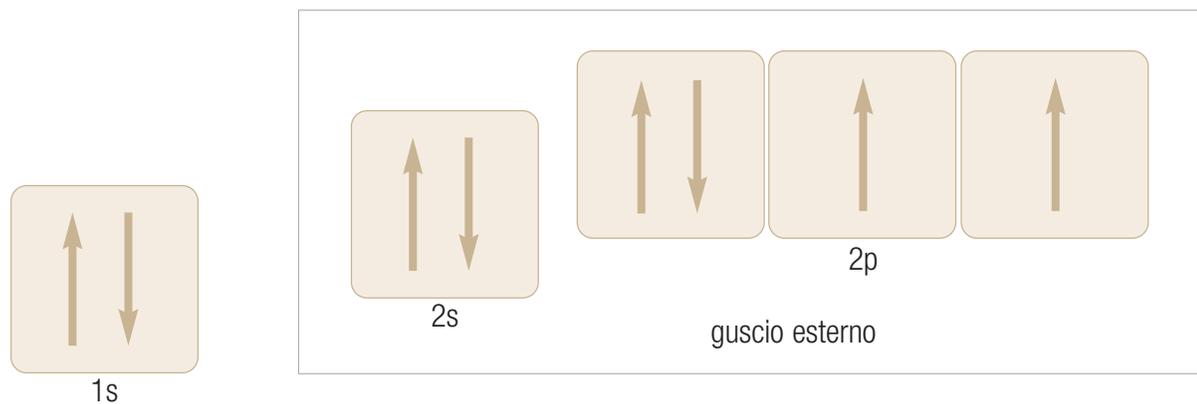


FIGURA 74 Guscio esterno dell'ossigeno ($Z = 8$)

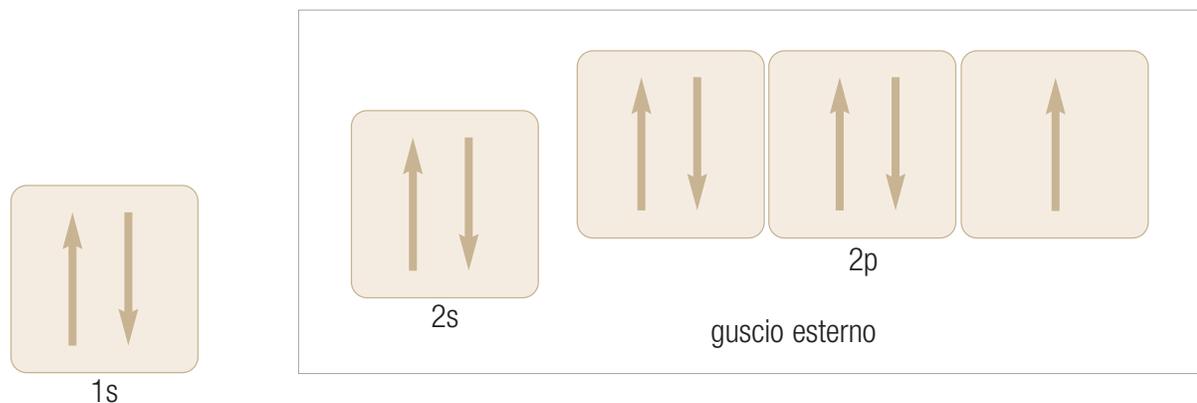


FIGURA 75 Guscio esterno del fluoro ($Z = 9$)

L'ossigeno ha 6 elettroni di valenza: 2 coppie di elettroni (doppietti) e 2 elettroni spaiati.

Il fluoro ha 7 elettroni di valenza: 3 coppie di elettroni (doppietti) e 1 elettrone spaiato.