

## 1. La struttura atomica

### Le particelle subatomiche

L'atomo, per molti secoli ritenuto indivisibile, è formato da particelle più piccole. Le particelle fondamentali che costituiscono l'atomo sono:

- **Il protone**, una particella carica positivamente, con massa all'incirca pari ad un u. m. a.
- **L'elettrone**, una particella carica negativamente, con massa all'incirca 1840 volte più piccola di quella del protone.
- **Il neutrone**, una particella neutra, con massa leggermente superiore a quella del protone.

I protoni ed i neutroni si trovano nel nucleo, che costituisce il cuore dell'atomo, gli elettroni in zone dello spazio intorno al nucleo chiamate **orbitali**.

Il numero atomico caratterizza gli elementi chimici, infatti non esistono due elementi con uguale numero atomico, esso è uguale al numero dei protoni e si indica con Z. Gli elettroni ed i protoni hanno carica uguale ma di segno contrario, quindi in un atomo neutro il numero dei protoni è sempre uguale a quello degli elettroni.

Il numero dei neutroni può variare anche per atomi che appartengono ad uno stesso elemento, esso si indica con N. Gli atomi di uno stesso elemento che differiscono per il numero dei neutroni vengono chiamati isotopi. Ad esempio l'idrogeno è formato da tre isotopi: il prozio, il deuterio e il trizio. Il prozio possiede un elettrone ed un protone. Il deuterio un elettrone, un protone, ed un neutrone. Il trizio un elettrone, un protone e due neutroni.

Il numero di massa è uguale alla somma dei protoni e dei neutroni (nucleoni) e si indica con A.

Come abbiamo già detto la massa dell'elettrone è piccolissima, se paragonata a quella del protone e del neutrone. La massa dell'atomo risiede quasi completamente nel nucleo anche se la maggior parte del suo volume è occupata dagli elettroni, infatti il raggio atomico è circa 100.000 volte più grande del raggio nucleare.

### Modello atomico secondo la fisica classica

Fin dall'antichità l'uomo ha cercato di capire come fosse costituita la materia. La prima teoria atomica risale al 400 a. C. ed è stata formulata da Democrito. Secondo il filosofo greco il mondo era costituito da spazio vuoto e da minuscole particelle chiamate **atomi** (dal greco indivisibile).

Per poter osservare dei progressi significativi è stato necessario attendere il XVII secolo

quando Dalton formulò la sua teoria atomica. La teoria di Dalton era simile a quella di Democrito. Egli però riteneva che gli atomi di elementi diversi erano completamente diversi, e che gli atomi si potevano unire tra loro per formare i composti.

Nei primi anni del XX secolo, grazie alle scoperte dell'elettrone e del protone, avvenute alla fine del XIX secolo, Rutherford ed un gruppo di scienziati che lavoravano con lui, attraverso ipotesi ed esperimenti, formularono la teoria atomica che è nota come Teoria atomica di Rutherford.

Bombardando una sottile lamina d'oro, con delle particella alfa, osservarono che la maggior parte delle particelle passavano indisturbate, soltanto una su ottomila rimbalzava in direzione opposta. Dedussero che l'atomo è per la maggior parte costituito da spazio vuoto. Il modello atomico di Rutherford per la sua somiglianza con il sistema solare viene detto planetario.

La teoria atomica di Rutherford era in contrasto con i principi della fisica classica. Secondo tali principi l'elettrone, emettendo energia, doveva percorrere una traiettoria a spirale e cadere in poco tempo sul nucleo. La teoria di R. fu poi ripresa e perfezionata da Bohr. Partendo dal principio che non era corretto applicare all'atomo le leggi valide per corpi, che se paragonati ad esso sono di dimensioni enormi, B. considera l'atomo formato da un nucleo centrale, nel quale risiede quasi tutta la massa, e dagli elettroni che ruotano intorno al nucleo descrivendo orbite ben precise. Gli elettroni possono acquistare o cedere energia per passare da un orbita all'altra, la quantità di energia acquistata o ceduta è pari alla differenza di energia esistente tra le due orbite. Le ipotesi di B. si dimostrarono valide per l'idrogeno (1 solo elettrone), errate per atomi più complessi. Infatti, prendendo in considerazione lo spettro di emissione dell'idrogeno, le frequenze ottenute sperimentalmente coincidevano con quelle calcolate teoricamente, mentre con atomi più complessi il numero di radiazioni emesse era superiore a quello ipotizzato da Bohr. Sommerfeld per spiegare la presenza di queste radiazioni ipotizzò l'esistenza anche di orbite ellittiche. Tuttavia, nello stesso periodo, altri scienziati stavano prendendo in considerazione una teoria diversa, nota come teoria ondulatoria.

### **Teoria atomica moderna**

Molti studiosi tra cui Heisenberg, non si trovavano d'accordo con quelle teorie che consideravano l'elettrone come un corpuscolo, essi ritenevano che, date le piccole dimensioni e l'elevata velocità con cui si muoveva, fosse più corretto considerarlo come una nuvola. Secondo la teoria atomica oggi accettata gli elettroni non descrivono delle orbite intorno al nucleo ma si trovano sugli orbitali. L'orbitale viene definito come

la zona dello spazio intorno al nucleo dove si ha la maggiore probabilità di trovare l'elettrone.

La teoria atomica moderna si basa su un'equazione matematica nota come Equazione di Schrödinger. I numeri quantici sono soluzioni di questa equazione e consentono di definire forma, dimensioni ed energia degli orbitali.

I numeri quantici sono:

**n**, numero quantico principale, indica il livello energetico e le dimensioni degli orbitali. Insieme ad  $l$  determina l'energia dell'orbitale. Può assumere valori interi, in genere, compresi tra 1 e 7.

**l**, numero quantico secondario o angolare, indica il sottolivello energetico e la forma degli orbitali. Dipende dal valore di **n**. Può assumere tutti i valori compresi tra 0 e  $n-1$ .

**m**, numero quantico magnetico, indica l'orientamento nello spazio della nuvola elettronica ed il numero degli orbitali. Dipende dal valore di  $l$ . Può assumere tutti i valori compresi tra  $-l$  e  $+l$ .

➤ **s**, numero quantico magnetico di spin, indica il senso di rotazione dell'elettrone intorno al proprio asse, può avvenire in senso orario o antiorario, assumendo rispettivamente i valori  $+\frac{1}{2}$  e  $-\frac{1}{2}$ .

## 2) Struttura elettronica degli elementi

### I numeri quantici e gli orbitali

I sottolivelli energetici ed i relativi orbitali vengono indicati da alcune lettere minuscole dell'alfabeto. In questo corso prenderemo in considerazione gli orbitali **s, p, d, f**.

Il sottolivello s è identificato dal valore  $l=0$ , possiede un solo orbitale e può contenere due elettroni.

Il sottolivello p è identificato dal valore  $l=1$ , possiede tre orbitali e può contenere sei elettroni.

Il sottolivello d è identificato dal valore  $l=2$ , possiede cinque orbitali e può contenere dieci elettroni.

Il sottolivello f è identificato dal valore  $l=3$ , possiede sette orbitali e può contenere quattordici elettroni.

Il primo livello energetico possiede soltanto il sottolivello **s**, e quindi un solo orbitale.

Il secondo livello energetico possiede i sottolivelli **s** e **p**, per un totale di quattro orbitali.

Il terzo livello energetico possiede i sottolivelli **s, p** e **d**, per un totale di nove orbitali.

Il quarto livello energetico possiede i sottolivelli **s, p, d** e **f**, per un totale di sedici orbitali.

n=1	$l=0$	$m=0$	1s	primo livello energetico
n=2	$l=0$	$m=0$	2s	Secondo livello energetico
	$l=1$	$m=-1$	2p	
		$m=0$		
$m=+1$				
n=3	$l=0$	$m=0$	3s	terzo livello energetico
	$l=1$	$m=-1$	3p	
		$m=0$		
		$m=+1$		
	$l=2$	$m=-2$	3d	
		$m=-1$		
$m=0$				
$m=+1$				
$m=+2$				
n=4	$l=0$	$m=0$	4s	quarto livello energetico
	$l=1$	$m=-1$	4p	
		$m=0$		
		$m=+1$		
	$l=2$	$m=-2$	4d	
		$m=-1$		
		$m=0$		
		$m=+1$		
		$m=+2$		
	$l=3$	$m=-3$	4f	
		$m=-2$		
$m=-1$				
$m=0$				
$m=+1$				
$m=+2$				
$m=+3$				

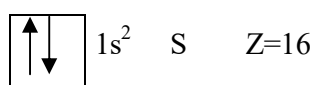
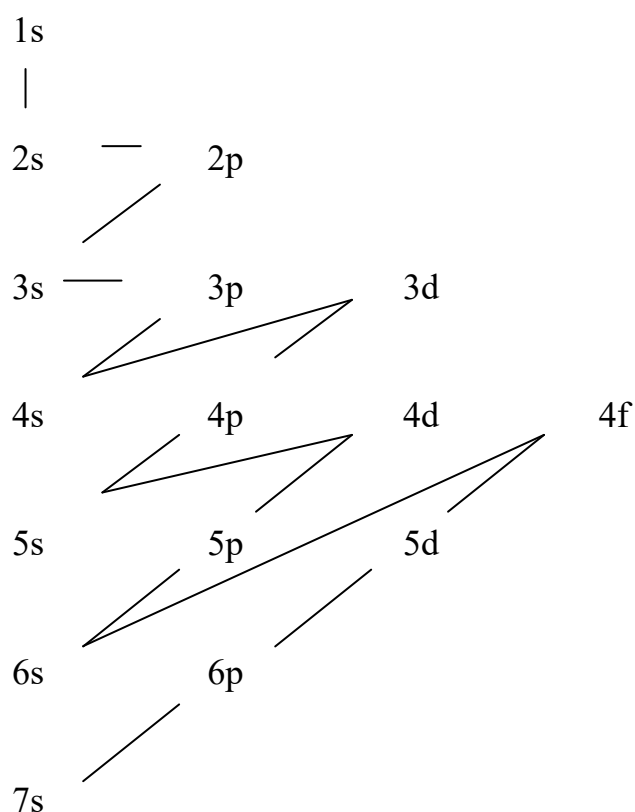
Ogni orbitale può contenere al massimo due elettroni che si disporranno con spin

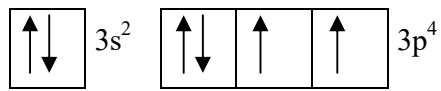
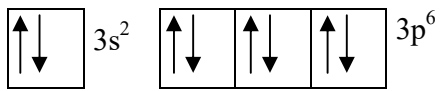
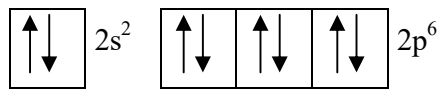
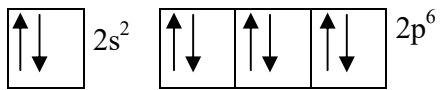
opposto. Quindi il primo livello energetico può contenere al massimo due elettroni, il secondo otto, il terzo sedici, il quarto trentadue. Gli elettroni occuperanno per primi gli orbitali di più bassa energia. L'energia cresce con il livello energetico e con la complessità della forma degli orbitali. In uno stesso livello energetico l'energia cresce nel seguente ordine:  $s < p < d < f$ , gli orbitali appartenenti allo stesso sottolivello energetico hanno la stessa energia ( orbitali degeneri ). Quando gli elettroni vanno ad occupare orbitali con uguale energia li riempiono prima parzialmente, disponendosi con lo stesso spin, e poi li completano.

L'ordine di riempimento degli orbitali, che si può ricavare ricorrendo alla regola della diagonale, è il seguente:

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p.

A volte può essere utile scrivere la struttura elettronica rappresentando gli orbitali con dei quadratini e gli elettroni con delle frecce orientate in modo da tenere conto dello spin.





## Lo spettro elettromagnetico.

L'energia radiante è costituita da forze elettriche e magnetiche che si propagano nello spazio con moto ondulatorio, cioè come le onde. Fig. 1.

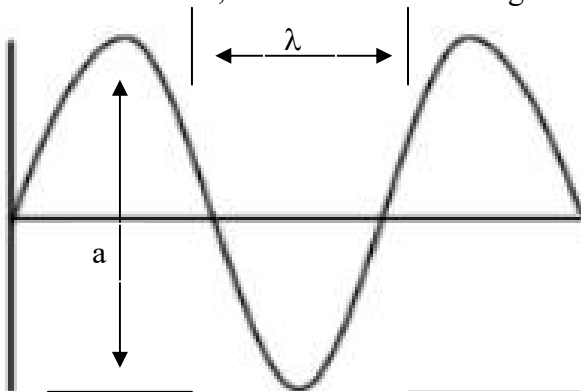


Fig. 1 Moto ondulatorio: lunghezza d'onda ( $\lambda$ ) e ampiezza (a).

Tutte le onde elettromagnetiche si propagano con la velocità della luce  $c = 3 \cdot 10^{10}$  cm/sec. La distanza tra due picchi di un'onda si chiama lunghezza d'onda e si indica con  $\lambda$  (lambda); il numero di onde che passano in un secondo si chiama frequenza e si indica con  $\nu$  (ni). Vale la relazione  $\lambda\nu=c$ ; quindi se la frequenza è grande, la lunghezza d'onda è piccola e viceversa. Nella fig. 2 è illustrato lo spettro delle varie radiazioni.

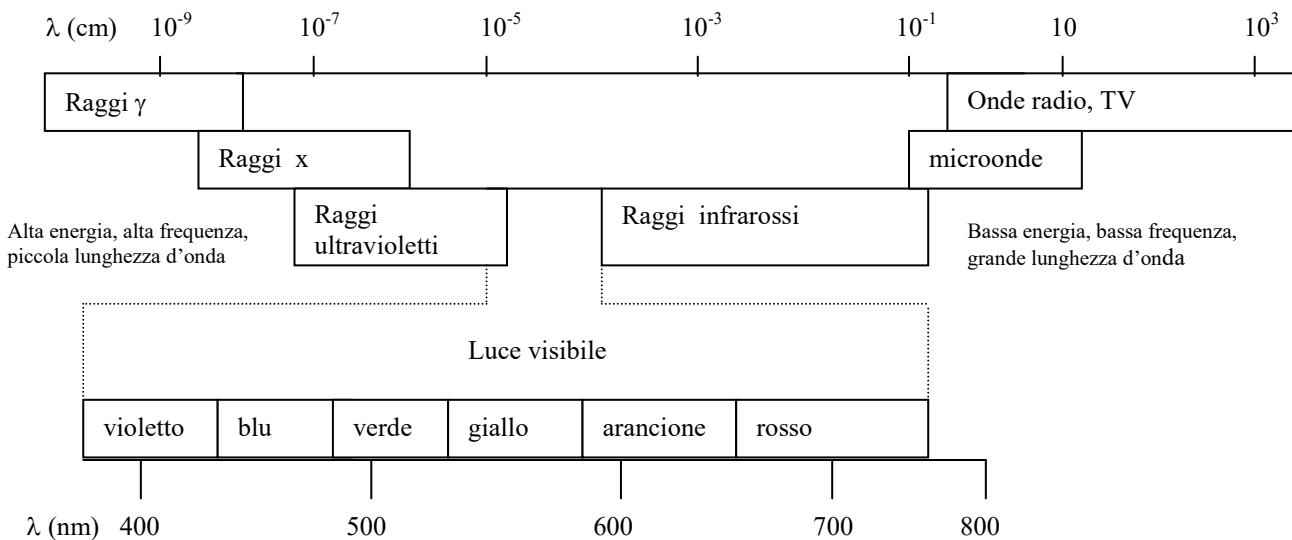


Fig. 2 Le radiazioni elettromagnetiche

Nel 1900 Max Planck propose una teoria secondo la quale l'energia può essere assorbita o emessa solo per quantità discrete, chiamate <<quanti>>. L'energia di un quanto (E) è proporzionale alla frequenza della radiazione, cioè:  $E = h\nu$ , dove h è una costante di proporzionalità, chiamata costante di Planck. Radiazioni che hanno elevata frequenza hanno, quindi, anche elevata energia.

Se si fa passare attraverso un prisma la luce bianca, come quella emessa da un solido incandescente, le radiazioni che si ottengono formano uno spettro continuo, cioè una successione graduale di tutti i colori dell'arcobaleno, sfumati dal rosso al blu. Fig. 3.

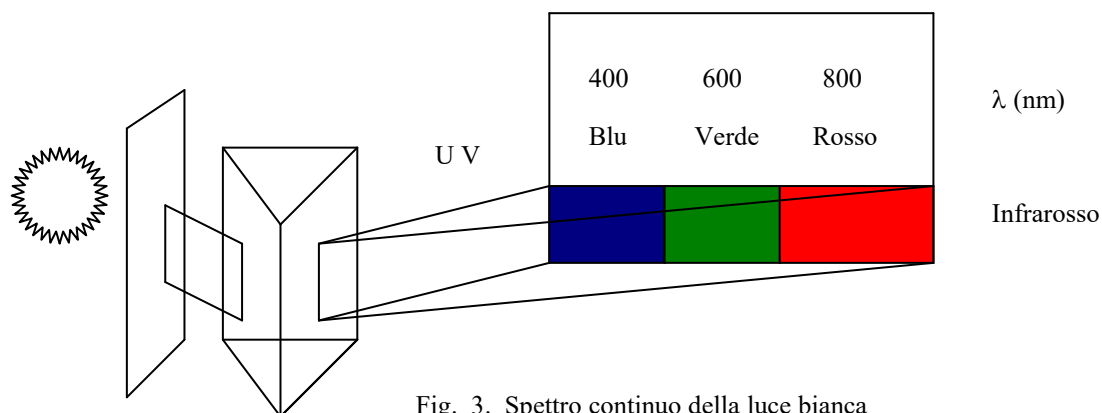


Fig. 3. Spettro continuo della luce bianca

Se invece della luce bianca si fa passare la luce emessa da una sostanza gassosa riscaldata opportunamente, lo spettro che si ottiene non è continuo, ma è formato da una serie di righe di colore diverso, ognuna delle quali corrisponde a una determinata lunghezza d'onda, cioè ad una determinata energia. Fig. 4. Nella fig. 5 è rappresentato lo spettro dell'idrogeno.

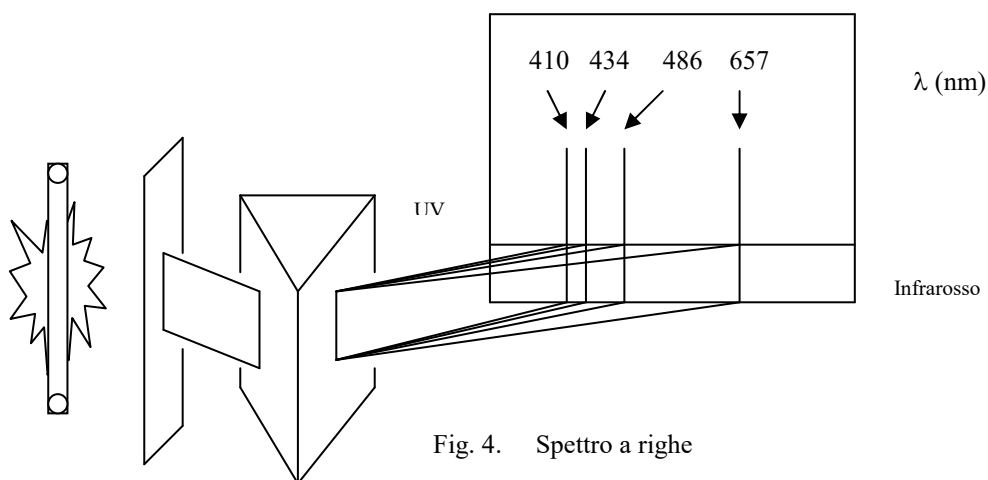


Fig. 4. Spettro a righe

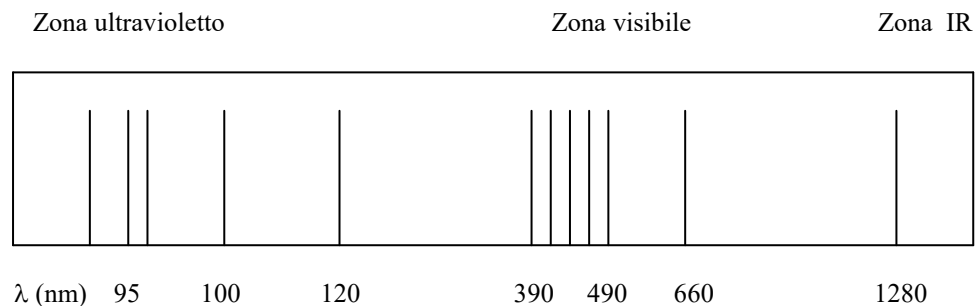


Fig. 5. Spettro dell'idrogeno