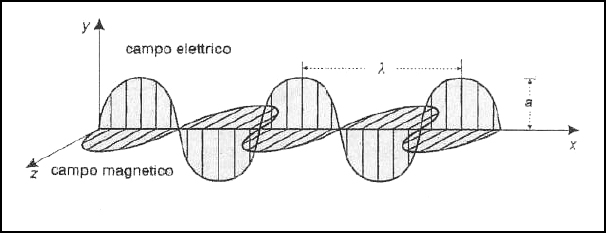
**Struttura elettronica degli atomi**

La struttura elettronica degli atomi, intendendo per tale la disposizione degli elettroni attorno al nucleo, è strettamente correlata alle colorazioni emesse quando essi vengono opportunamente eccitati.

Una corretta interpretazione delle radiazioni emesse dalle sostanze eccitate presuppone una certa conoscenza delle radiazioni elettromagnetiche.

Cenni sulle radiazioni elettromagnetiche

Le radiazioni elettromagnetiche sono delle onde, caratterizzate da un campo elettrico e da un campo magnetico, perpendicolari tra di loro, che variano lungo la direzione di propagazione dell’onda in modo sinusoidale.   
  


Le principali caratteristiche delle onde elettromagnetiche sono:

* La ***lunghezza d’onda***: indicata con  λ (lambda) ed espressa in metri o sottomultipli, rappresenta la distanza tra due picchi.
* La ***frequenza***: indicata con v (nu) ed espressa in s-1 o Hz (hertz), rappresenta il numero di onde che passa attraverso un punto in un secondo.

La lunghezza d’onda e la frequenza sono correlate dalla seguente relazione:   
  λ \* v = c oppure v = c / λ  
 dove c = velocità della luce = 300\*108 km/s

* L’***ampiezza***: indicata con a, rappresenta l’altezza dell’onda

Ipotesi di Planck

Nel 1901 Max Planck, allo scopo di spiegare la dipendenza dell’intensità delle radiazioni luminose (emesse dai corpi caldi) dalla temperatura dei corpi emittenti, sviluppo la *Teoria dei Quanti*.

Planck ipotizzò che le particelle che costituiscono la materia possono assorbire o emettere energia non con continuità (secondo la teoria elettromagnetica classica) ma secondo quantità che sono tute multiple di una quantità fondamentale minima chiamata *quanto*, la cui energia E è legata alla frequenza dalla relazione (dove h è chiamata costante di Planck.):  
 E = h \* v = h \* (c/λ) h = 6,626 \* 10-34 J\*s   
In altre parole, l’energia viene emessa o assorbita per quantità discrete (pacchetti), chiamate *quanti*.  
Quanto maggiore è il numero di *quanti* che costituisce una radiazione, tanto maggiore è l’intensità della radiazione.

L’ipotesi di Planck fu ripresa da Einstein per spiegare *l’effetto fotoelettrico*, cioè l’emissione di elettroni da parte di una superficie metallica quando viene bombardata dalla luce.   
Le quantità discrete che costituiscono i raggi luminosi sono state chiamate da Einstein *fotoni*.   
Se l’energia dei fotoni che bombardano una superficie metallica è sufficientemente alta, essi riescono a liberare gli elettroni dall’atomo metallico: tanto maggiore è il numero di fotoni con l’energia necessaria (cioè tanto maggiore è l’intensità della luce incidente), tanto maggiore è il numero di elettroni estratti.   
Ma se i fotoni che costituiscono una radiazione, anche di alta intensità, non hanno l’energia sufficiente per l’estrazione elettronica non si verifica l’effetto fotoelettrico.

Modello atomico planetario di Rutherford

Secondo il modello atomico planetario di Ernest Rutherford, gli elettroni si muovono attorno al nucleo su orbite circolari secondo le leggi della meccanica classica.   
In tal caso però, per le leggi dell’elettromagnetismo, gli elettroni avrebbero dovuto continuamente perdere energia sotto forma di onde elettromagnetiche e cadere sul nucleo, con conseguente vita brevissima dell’atomo.   
Inoltre in questo modello gli elettroni potevano trovarsi a qualsiasi distanza dal nucleo e assumere tutti i valori dell’energia. Ciò contrastava con le scoperte fatte sugli spettri atomici. Infatti quando gli atomi vengono opportunamente eccitati (riscaldandoli ad esempio), gli elettroni in essi presenti, a seguito dell’energia assorbita ad esempio sotto forma di calore, passano da uno stato all’altro (*transizione elettronica*) e quando gli elettroni ritornano allo stato normale restituiscono l’energia sotto forma di energia elettromagnetica.

Modello atomico di Bohr

Nel 1913 Niels Bohr propose un modello atomico, rappresentativo del solo atomo di idrogeno, facendo uso della sola meccanica e fisica classica.   
Egli propose un modello con le seguenti caratteristiche:

* L’elettrone si muove attorno al nucleo solo su determinate orbite circolari a ciascuna delle quali corrisponde un valore costante dell’energia (*stati stazionari*)
* Finché l’elettrone rimane in un determinato stato stazionario non assorbe e non cede energia.
* Il momento angolare dell’elettrone ( m\*v\*r) è quantizzato cioè può assumere solo un numero definito di valori.

Quantizzazione del momento angolare

In altre parole, le orbite permesse all’elettrone di massa m e di velocità v, in ogni stato stazionario sono solo quelle il cui raggio r è tale che il prodotto m\*v\*r è un multiplo intero di h/2π:  
 m \* v \* r = n \* h/2π n=1,2,3…∞  
o semplificando:  
 m \* v \* r = n \* ħ dove ħ = h / 2 π   
 (Costante ridotta di Planck)

Il numero quantico n è chiamato *Numero Quantico Principale*.

Raggio delle orbite quantizzato

Applicando la meccanica classica e la quantizzazione del momento angolare ad una particella di massa *m* e carica *e* (elettrone) che si muove su un’orbita circolare di raggio *r* con velocità *v* si ha:

r = a0 \* n2

cioè il raggio delle orbite è Quantizzato e dipende da n.