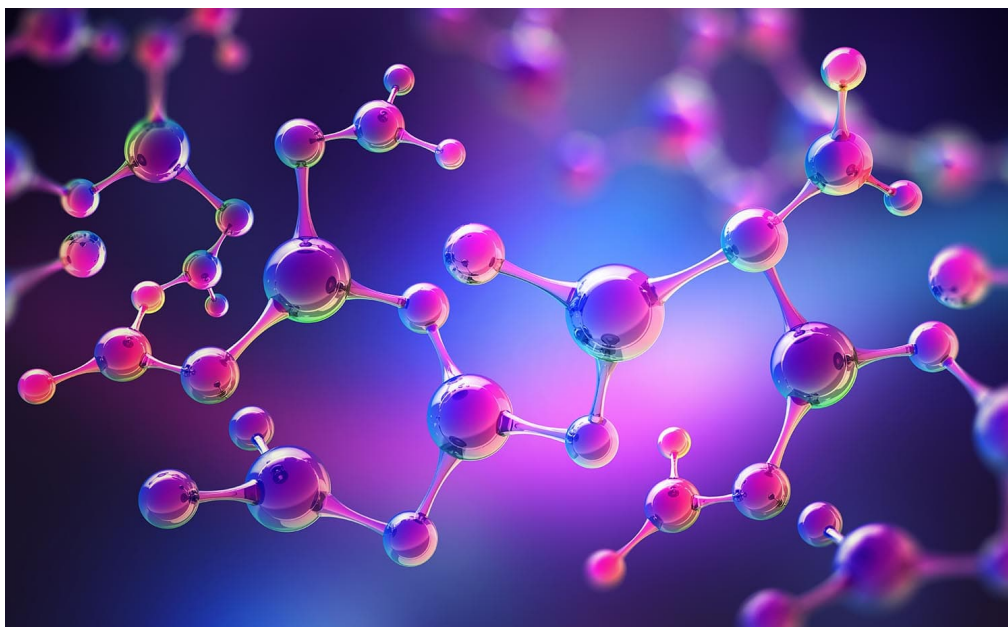


# APPUNTI DI CHIMICA GENERALE

MANUEL DEODATO



## INDICE

<b>1</b>	<b>Gli atomi</b>	<b>3</b>
1.1	Osservazione degli atomi	3
1.1.1	Il modello nucleare	3
1.1.2	Radiazioni elettromagnetiche	3
1.1.3	Gli spettri atomici	4
1.2	La teoria quantistica	5

# 1 GLI ATOMI

## 1.1 Osservazione degli atomi

### 1.1.1 Il modello nucleare

Nel 1987 si ebbe la prima prova dell'esistenza di una struttura interna agli atomi. Questa deriva dal lavoro con i *raggi catodici* di J. J. Thomson: sottoponendo due elettrodi metallici a elevata differenza di potenziale, si generano raggi catodici; Thomson osservò che questi, immersi in campo elettrico, viravano verso il terminale positivo. Le particelle che formano questi fasci vennero denominate *elettroni* dopo aver verificato che avevano tutte le stesse proprietà indipendentemente dal materiale usato per gli elettrodi dei raggi catodici.

Thomson riuscì a misurare il rapporto  $e/m_e$ , ma la misura separata di carica e massa dovette attendere l'esperimento della goccia d'olio di Milikan. Il valore moderno è stimato essere  $e = 1.602 \cdot 10^{-19}$  C e  $m_e = 9.109 \cdot 10^{-31}$  Kg.

Visto che gli atomi risultavano neutri nel complesso, si teorizzò conseguentemente la presenza di cariche positive; il modello inizialmente proposto fu il *modello a panettone* di Thomson, successivamente smentito da Rutherford tramite il bombardamento di una lamina di platino con particelle  $\alpha$ , che si sapevano essere positive e prodotte dal radon. In questo esperimento, dal modello a panettone, che vedeva gli elettroni immersi in una sorta di gelatina positivamente carica, ci si aspettava una deflessione molto piccola dovuta unicamente alla forza esercitata dagli elettroni. Quello che si osservò, invece, era che molte particelle  $\alpha$  passavano senza essere deflesse, mentre solo alcune lo erano; quello che era estremamente in disaccordo era la deflessione di  $180^\circ$  di alcune di queste, cosa non permessa dal modello di Thomson.

A seguito di questo, si teorizzò la presenza di un *nucleo* positivamente carico e, lavori successivi, mostrarono che questo nucleo non era composto solo da *protoni*, ma anche da *neutroni*.

### 1.1.2 Radiazioni elettromagnetiche

Per indagare strutture interne di oggetti piccoli come atomi, si usano osservazioni basate sulle proprietà della luce emessa da tali oggetti quando soggetti a calore o scarica elettrica.

La luce è una forma di *radiazione elettromagnetica*, cioè l'insieme di un campo elettrico e un campo magnetico che oscillano e si propagano nel vuoto alla

velocità  $c = 3.00 \cdot 10^8$  m/s. La frequenza di una radiazione si indica con  $\nu$  e indica il numero di cicli di radiazione per secondo che passano in un punto dello spazio. La luce visibile, per esempio, ha  $\nu \sim 10^{15}$  Hz.

Un'onda em ha una sua *ampiezza*, cioè la sua altezza rispetto all'asse orizzontale, e il quadrato dell'ampiezza restituisce l'*intensità*. La lunghezza d'onda  $\lambda$ , invece, misura la distanza tra due picchi.

Una lunghezza d'onda breve corrisponde ad una frequenza elevata e viceversa; questo è esplicitato dalla legge:

$$\lambda \nu = c \quad (1.1.1)$$

**ESEMPIO 1.1.** La lunghezza d'onda di una radiazione elettromagnetica di frequenza  $4.3 \cdot 10^{14}$  Hz è data da  $\lambda = \nu/c = 7.0 \cdot 10^{-7}$  m = 700 nm.

La lunghezza d'onda della radiazione visibile ha  $\lambda \sim 500$  nm: complessivamente, si percepiscono radiazioni nel range 400 nm – 700 nm. La luce bianca è una miscela di tutte le lunghezze d'onda nel visibile.

La radiazione *ultravioletta* ha  $\lambda < 400$  nm, mentre l'*infrarossa* ha  $\lambda > 700$  nm. Le microonde, invece, hanno lunghezze d'onda nel range dei millimetri o centimetri.

Tipo di radiazione	Frequenza ( $10^{14}$ Hz)	Lunghezza d'onda (nm)	Energia del fotone ( $10^{-19}$ J)
Raggi $\gamma$	$> 10^6$	$< 0,01$	$> 6600$
Raggi X	$> 10^5$	$< 10$	$> 660$
Ultravioletto	7,5 – 30	10 – 400	5 – 124
Luce violetta	7,5	400	5
Luce blu	6,7	450	4,4
Luce verde	5,5	550	3,6
Luce gialla	5,1	590	3,3
Luce arancione	4,8	620	3,1
Luce rossa	4,3	700	2,8
Infrarosso	0,3 – 4,3	700 – 10000	0,2 – 2,8
Microonde / Onde radio	$< 0,3$	$> 10^6$	$< 0,2$

### 1.1.3 Gli spettri atomici

Il passaggio di luce bianca attraverso un prisma restituisce uno spettro continuo perché essa è composta di tutte le lunghezze d'onda del visibile. Ripetendo lo stesso, ma con la luce emessa da atomi di idrogeno eccitati, si osserva uno spettro composto da un certo numero di componenti, dette *righe spettrali*; il picco più luminoso corrisponde alla luce rossa ( $\sim 657$  nm). Questo spettro è composto anche da radiazione ultravioletta e infrarossa.

Nel caso particolare dell'idrogeno, le righe spettrali, divise in serie in base alla ragione di spettro a cui appartenevano, si può riprodurre tramite la formula

$$\nu = \mathcal{R} \left\{ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right\}, \quad n_1 = 1, 2, \dots, \quad n_2 = n_1 + 1, n_1 + 2, \dots \quad (1.1.2)$$

con  $\mathcal{R} = 3.29 \cdot 10^{15}$  Hz *costante di Rydberg*. In particolare, la *serie di Balmer* si trova nel visibile e poco sopra ed è relativa a  $n_1 = 2$ ; la *serie di Lyman* si trova nell'ultravioletto ed è relativa a  $n_1 = 1$ .

**ESEMPIO 1.2.** Prendendo  $n_1 = 2$  e  $n_2 = 3$ , si trova di trovarsi nella serie di Balmer; più esattamente

$$\nu = \frac{5}{36} \mathcal{R} \implies \lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{36}{5} \frac{c}{\mathcal{R}} \approx 657 \text{ nm}$$

quindi corrisponde alla riga rossa nello spettro dell'idrogeno.

Lo *spettro di assorbimento* di un elemento è ottenuto osservando la luce rimanente dopo che la luce bianca ha attraversato un vapore di tale elemento. Questo è composto da una serie di righe nere relative alle frequenze che quel tale elemento è in grado di emettere.

## 1.2 La teoria quantistica