

CAPITOLO 2 - ATOMI, MOLECOLE E IONI

Teoria atomica di Dalton

La natura della materia venne studiata da Dalton che formulò la sua teoria atomica che può essere riassunta nei seguenti punti:

- Gli elementi sono formati da particelle estremamente piccole chiamate **atomi**
- Tutti gli atomi di un dato elemento sono **identici** e sono diversi dagli atomi di tutti gli altri elementi
- I composti sono formati da atomi di almeno due elementi diversi. In qualsiasi composto il **rapporto** del numero di atomi di qualsiasi coppia di elementi presenti è un **numero intero o una frazione semplice**
- Una reazione chimica non crea né distrugge gli atomi, essa coinvolge solamente la loro **composizione, riarrangiamento o separazione**.

Legge delle proporzioni definite (Proust)

Campioni differenti dello stesso composto contengono sempre gli stessi elementi costituenti nelle stesse proporzioni di massa.

Legge delle proporzioni multiple

Se due elementi possono combinarsi per formare più di un composto, le masse di un elemento, che si combinano con una determinata massa dell'altro elemento, stanno tra di loro in un rapporto esprimibile con numeri interi e piccoli.

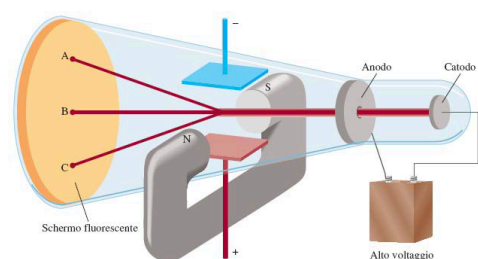
Legge di conservazione della massa

La materia non può essere né creata né distrutta. Ciò significa che in una qualsiasi reazione chimica la massa dei reagenti è uguale alla massa dei prodotti.

La struttura dell'atomo

Un **atomo** può essere definito come l'**unità base** della materia, la più piccola porzione di un elemento chimico che conserva le proprietà chimiche dell'elemento stesso. Gli atomi sono a loro volta composti da particelle più piccole chiamate **particelle subatomiche**.

Attorno al 1890, attraverso lo studio delle radiazioni e gli esperimenti con il **tubo a raggi catodici** vennero analizzati gli **elettroni**, delle particelle subatomiche con carica negativa. Il tubo a raggi catodici è un tubo di vetro contenente un gas rarefatto (che dunque è in grado di condurre elettricità) con due piastre fissate alle estremità. Quando le due piastre sono collegate ad una sorgente ad alta tensione, la piastra con carica negativa, denominata **catodo**, emette un raggio chiamato **catodico**. Il raggio catodico è dunque attratto dalla piastra caricata positivamente, chiamata **anodo**. Qui passa attraverso un foro e prosegue il suo viaggio fino all'altra estremità del tubo sulla quale è posto uno schermo, opportunamente tratto in modo da diventare fluorescente una volta entrato in contatto con il raggio.



In esperimenti successivi vennero aggiunti un magnete e due piastre cariche all'esterno del tubo che evidenziarono la tendenza del raggio ad essere attratto dal polo positivo del magnete e dunque respinto dal polo negativo portando alla conclusione che quindi il raggio catodico dovesse essere composto da particelle cariche negativamente.

Grazie agli esperimenti di **Thomson** sul tubo a raggi catodici fu possibile misurare il **rapporto** tra la **carica** elettrica e la **massa** di un elettrone.

Successivamente **Millikan** riuscì a determinare il valore della **carica** di un elettrone ($-1.6022 \times 10^{-19} \text{ C}$) e si risalì dunque al valore della sua

massa ($9.10 \times 10^{-28} \text{ g}$).

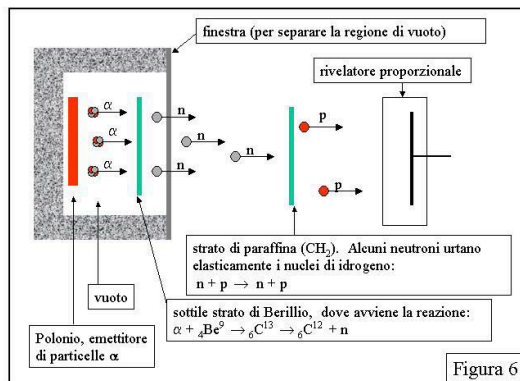
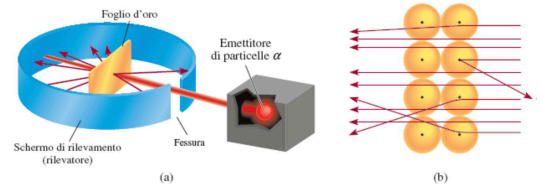
La radioattività

Nel 1895 il fisico Röntgen scoprì che i raggi catodici provocavano in diversi materiali l'emissione di radiazioni inusuali che non venivano deflessi da un campo magnetico e dunque non potevano essere costituiti da particelle cariche. Denominò queste particelle raggi X. Qualche anno dopo Marie Curie suggerì il nome di **radioattività** per questa emissione spontanea di particelle e/o radiazioni riscontrata in alcuni elementi. Di conseguenza qualsiasi elemento che emette radiazioni si chiama radioattivo. In seguito si scoprirono diverse tipologie di radiazioni e particelle che vennero suddivise in **raggi alfa** (particelle di carica positiva), **raggi beta** (elettroni) e **raggi gamma** (raggi ad alta energia privi di carica e dunque non influenzabili da campi elettrici o magnetici esterni).

Il protone e il nucleo

Essendo un atomo elettricamente neutro, avevano essere presenti all'interno di esso delle cariche positive che potessero equilibrare le cariche negative degli elettroni. Thomson propose dunque un modello chiamato "**modello a panettone**" secondo il quale un atomo poteva essere visto come una sfera carica positivamente contenente gli elettroni caricati negativamente.

Nel 1910 Rutherford eseguì un esperimento utilizzando le particelle alfa per indagare la struttura interna dell'atomo. Lo scopo era quello di osservare la deviazione delle particelle alfa dopo aver colpito una sottile lamina di metallo. Si notò dunque che la maggior parte di queste particelle passavano indisturbate attraverso il metallo mentre solamente una piccola percentuale subiva delle deviazioni. Per spiegare queste deviazioni Rutherford sviluppò un nuovo modello atomico suggerendo che la maggior parte dell'atomo dovesse essere composta da spazio vuoto (in tal modo spiegava perché la maggior parte delle particelle alfa attraversava la lamina senza subire deviazioni). Egli propose infatti che la carica positiva dell'atomo fosse tutta concentrata nel **nucleo**, un cuore centrale denso all'interno dell'atomo. Grazie a questi esperimenti venne formulato un modello atomico secondo il quale la maggior parte della massa dell'atomo è concentrata nel nucleo ma che questo a sua volta occupa solo $1/10^{13}$ del volume dell'atomo.



Tuttavia questo esperimento non giustificava il rapporto 4:1 tra la massa dell'atomo di elio e quella dell'atomo di idrogeno, fatto che Rutherford aveva cercato di giustificare postulando l'esistenza di un'altra particella subatomica. Grazie agli esperimenti di Chadwick (bomba berillio con particelle alfa e vengono prodotti raggi ad elevata energia simili ai raggi gamma) e ad altri esperimenti si dimostrò che i raggi consistevano di particelle elettricamente neutre aventi massa leggermente superiore a quella del protone. Queste particelle venendo chiamate **neutroni**.

Numero atomico, numero di massa e isotopi

Tutti gli atomi possono essere identificati mediante il numero di protoni che contengono (i neutroni non contano nella definizione della specie atomica). Il numero di protoni nel nucleo di ciascun atomo di un elemento è chiamato **numero atomico (Z)**. Questo numero indica anche il numero di elettroni presenti in un atomo (non in uno ione). Il **numero di massa (A)** è la somma del numero di protoni e dei neutroni presenti nell'atomo di un elemento. La maggior parte delle volte il numero di massa è un numero decimale, questo è motivato dal fatto che A è espresso come la media ponderata degli isotopi di un elemento. Un **isotopo** è una tomo dello stesso elemento che ha un numero diverso di neutroni (un elemento si suddivide in tanti isotopi quanti sono i suoi possibili numeri di massa). Gli isotopi di uno stesso elemento hanno proprietà simili quindi formano gli stessi tipi di composti e presentano una reattività simile.

La tavola periodica

La tavola periodica è una tabella in cui elementi aventi proprietà chimiche e fisiche simili sono raggruppati. Essi sono disposti con numero atomico crescente in righe chiamati **periodi** e sono raggruppati in colonne note come **gruppi** o **famiglie** che evidenziano elementi con analogie nelle loro proprietà chimiche.

Gli elementi possono essere divisi in tre categorie: metalli, non metalli e metalloidi:

- Metalli: buoni conduttori di elettricità e di calore, duttili e malleabili
- Non metalli: solitamente cattivi conduttori di elettricità e di calore
- Metalloidi: hanno proprietà intermedie tra quelle dei metalli e dei non metalli

La maggioranza degli elementi sono metalli, solamente diciassette sono non metalli e otto sono metalloidi. Sposandosi da sinistra a destra lungo i periodi le proprietà chimiche e fisiche degli elementi variano gradualmente e il loro carattere passa dall'essere metallico al non metallico.

Le molecole e gli ioni

Molecole

Una **molecola** è costituita da almeno due atomi secondo una ben definita struttura che è tenuta assieme da forze chimiche. Una molecola non è necessariamente un composto che, per definizione, deve essere costituito da almeno due atomi diversi. Una **molecola diatomica** contiene solamente due atomi (della stessa specie chimica o di specie diverse) mentre una **molecola poliatomica** contiene tre o più atomi. Atomi e molecole sono elettricamente neutri.

Ioni

Uno ione è un atomo o un gruppo di atomi che presenta una carica complessiva positiva o negativa. Non sono dunque elettricamente neutri. La cessione di un elettrone di un atomo neutro a seguito di una reazione chimica comporta la formazione di uno ione con carica positiva, chiamato **catione**. Se invece il numero di elettroni aumenta si forma un'**anione** che presenta una carica negativa.

Un **composto ionico** è un composto costituito da ioni che presentano una carica diversa, come ad esempio NaCl.

Uno ione **monoatomico** è costituito da un solo atomo mentre uno ione **poliatomico** è costituito da più di un atomo.

Le formule chimiche

Le formule chimiche servono per rappresentare la composizione di molecole e composti ionici attraverso i simboli chimici.

Formule molecolari

La **formula molecolare** mostra il tipo e il numero esatto di atomi che compongono la più piccola unità di una sostanza. Un **allotropo** è ognuna delle possibili forme in cui può presentarsi un elemento (ad esempio ossigeno O_2 ed ozono O_3 , oppure il diamante e la grafite come forme allotropiche del carbonio).

Per rappresentare graficamente le molecole si può ricorrere a due tipologie standard di **modelli molecolari**: "ball-and-stick" e "space filling". Nel primo gli atomi sono rappresentati come sfere e i legami come dei bastoncini che collegano le sfere tra loro. Gli angoli che risultano sono simili a quelli che gli atomi formano nella realtà. Nel secondo gli atomi sono rappresentati come sfere che si compenetrano dove dovrebbe avvenire il legame ed esso non è dunque direttamente visualizzabile.

Per poter creare un modello molecolare bisogna analizzare la **formula di struttura** che rappresenta il modo in cui gli atomi sono legati tra loro per formare una molecola.

Formule empiriche

La formula empirica, o formula bruta, indica quali elementi sono presenti all'interno di un composto e il rapporto minimo tra di essi. Essa è la formula chimica più semplificata. Mentre la formula molecolare del perossido di idrogeno è H_2O_2 la sua formula bruta è HO.

Formule dei composti ionici

Le formule dei composti ionici sono solitamente identiche alle loro formule empiriche perché non sono costituiti da singole molecole (si ha per la maggior parte un rapporto 1:1 per avere la neutralità).