

LEZ 2

Un qualsiasi elemento è fatto da atomi. Un atomo è composto da un **nucleo**, che a sua volta è fatto da:

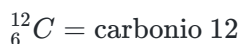
- **protoni**: hanno una carica **+** e una massa che è circa $1,67 * 10^{-24}g$
- **neutroni**: non hanno nessun tipo di carica e hanno una massa circa uguale a quella dei protoni

Attorno al nucleo, ad una distanza relativamente elevata ci sono delle particelle chiamate **elettroni**, che sono le cose più importanti da un punto di vista chimico perché danno le qualità agli atomi. Hanno una carica **-** e hanno una massa di $10^{-27}g$.

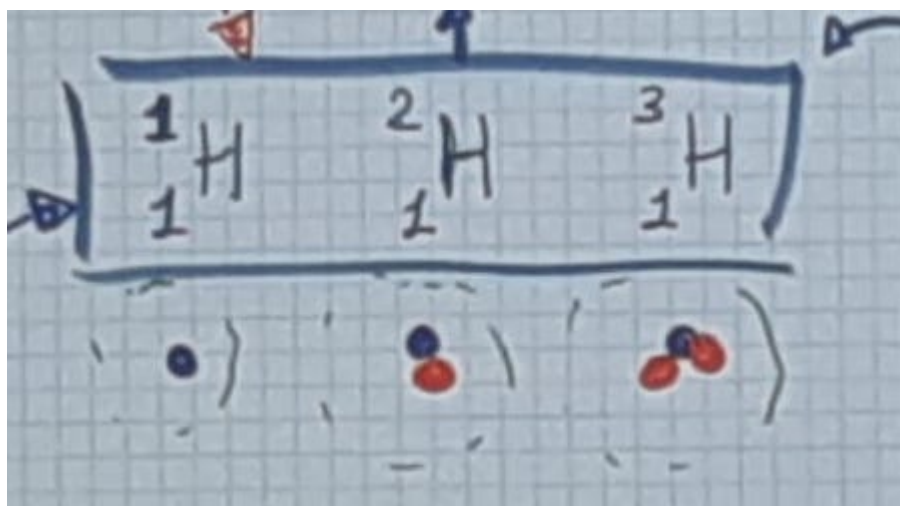
Nella tavola periodica ci sono delle informazioni per ogni elemento:

- **simbolo** (in mezzo): fatto da una lettera maiuscola o due lettere, una maiuscola e una minuscola
- **nome** (sotto il simbolo)
- **Z o numero atomico** (in alto a sinistra): corrisponde al numero dei protoni che sono presenti nel nucleo. E' molto importante perché il numero di protoni definisce il tipo di elemento. Es. tutti gli elementi che hanno 2 protoni nel nucleo sono atomi di idrogeno.
- **massa atomica media** (in alto a destra):
- **A o numero di massa**: indica la somma del numero di protoni e il numero di neutroni, cioè il numero di **nucleoni**. E' un'unità che si chiama UMA, unità di massa atomica, che è simile alla massa di un protone e di un neutrone.

Per dare informazioni riguardo ad un elemento si scrive la il simbolo con in alto a sinistra A e in basso a sinistra Z:



Ci possono essere più versioni dello stesso elemento che si chiamano **isotopi**, ad esempio l'idrogeno:



L'unità di massa atomica vale $\frac{1}{12}$ della massa del carbonio 12, che è circa $1,6 * 10^{-24}$.

Quando scriviamo il simbolo di un elemento qualsiasi lo intendiamo come neutro, cioè ha lo stesso numero di protoni ed elettroni, se non fosse così si chiamerebbe ione ed avrebbe la carica scritta un alto a destra.



Conoscendo tutte le informazioni di ogni elemento: distribuzione, nucleoni... si può trovare la massa media dell'elemento.

1. Storia della chimica

Si parte da Lavoisier che da fuoco a 10g di fosforo bianco e ottiene 22,9g di un altro composto. Questo è il primo step:

Osservazione. Formula una **ipotesi**: il fosforo ha preso qualcosa dall'aria. La terza fase è la **Sperimentazione**: prova a bruciare il fosforo in assenza di aria e non brucia. Con tutte le sostanze funziona la stessa cosa ed enuncia una legge.

Legge della conservazione della massa: tutta la massa che ho all'inizio la ho anche alla fine.

Utilizzando tutti i dati delle leggi empiriche si possono trovare delle spiegazioni sul perché le cose vanno in quel modo. Se tutti i casi in cui applichiamo la legge vale anche la spiegazione si ha una **teoria**.

John Dalton propone la **teoria atomica**: tutta la materia è fatta da diverse unità che non posso né creare né distruggere, ma che posso combinare in diversi modi.

Gli esperimenti sui gas effettuati da **Gay-Lussac** portano a dire che se ho uno stesso volume di qualsiasi sostanza nelle stesse condizioni sarà composto sempre dalla stessa quantità di atomi.

Avogadro da il nome al **numero di Avogadro** o $N_a = 6.02 \cdot 10^{23}$, che definisce la mole. La **mole** è un numero di Avogadro di qualsiasi elemento. Questo numero è stato scelto in un modo ingegnoso: se prendo una mole di un elemento e lo peso esce la massa atomica media trasformata in grammi di quell'elemento. Questo permette di selezionare la quantità di sostanza in base al numero di atomi o molecole che contiene.

$$1,6 \cdot 10^{-24} \frac{g}{u.m.a} * 12,011 \frac{u.m.a}{atomi} * N_a \frac{atomi}{mole} = 12,011 \frac{g}{mole}$$

Quindi una mole di atomi di carbonio ha una massa in grammi uguale al numero della massa atomica (12,011g).

Nel caso di una molecola la massa in grammi si chiama **massa molare** e si calcola sommando le masse molari di ogni atomo che contiene nelle rispettive quantità:

- H_2O formato da $2H$ e $1O$. uguale alla massa di una mole di atomi di ossigeno + la massa della mole di due moli di idrogeno

$$H_2O = (15,9994 + 2(1,0079)) \frac{g}{mole} = 16 + 2(1) = 18 \frac{g}{mole}$$

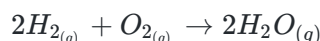
- CH_4

$$CH_4 = 1MM(C) + 4MM(H) = 12 + 4(1) = 16 \frac{g}{mole}$$

- $Ca_3(PO_4)_2$

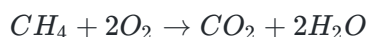
$$Ca_3(PO_4)_2 = 3MM(Ca) + 2MM(P) + 8MM(O)$$

Equazione chimica:



Il pedice g indica la forma gassosa, lo stato solido si indica con s e per lo ione in soluzione si indica aq(acquosa)

Esercizio combustione metano:



Samuele Stasi

Se ho 10g di metano quanta acqua produco?

$$moliCH_4 = \frac{10g}{16g} = 0,625moli$$

1 mole di CH_4 vale 16g

Per determinare quanta acqua produciamo dobbiamo guardare i rapporti stechiometrici: se per ogni mole di CH_4 si fanno 2 moli di H_2O , $0.625 * 2 = 1,25moli$. Per trovare l'acqua si fa $1,25 * 18g = 22.5g$.