

RIPASSO PER INTERROGAZIONE DI CHIMICA

1) QUALI SONO LE LEGGI PONDERALI

Le leggi ponderali sono le seguenti:

legge di Lavoisier

legge Proust

legge Dalton

A) LEGGE DI LAVOISIER: in una reazione chimica la somma delle masse dei reagenti è uguale alla somma delle masse dei prodotti.

b) LEGGE DI PROUST : in un composto chimico gli elementi chimici che lo costituiscono sono presenti tra loro in proporzioni di massa definite e costanti.

c) LEGGE DI DALTON: se due elementi si combinano tra loro per dare due o più composti, le quantità in peso di uno, che si combinano con una quantità fissa dell'altro, stanno tra loro in rapporti esprimibili mediante numeri interi e piccoli.

2) LEGGE DI AVOGADRO : volumi uguali di gas differenti, misurati nelle stesse condizioni di pressione e temperatura contengono lo stesso numero di molecole.

Che cos'è il numero di Avogadro?

Il numero di Avogadro, indicato con il simbolo N_A , corrisponde al numero di particelle elementari, atomi o molecole presenti in una mole di sostanza.

Il valore del numero di Avogadro si può ottenere sperimentalmente con misurazioni basate sui più disparati fenomeni, per esempio sulla [teoria cinetica dei gas](#), sulla [diffusione della luce](#) nell'atmosfera, sulla [radioattività](#), sull'[elettrolisi](#).

Il suo valore corrisponde a $6,022 \cdot 10^{23}$ particelle/mol.

Quindi: una mole di qualsiasi sostanza contiene sempre $6,022 \cdot 10^{23}$ particelle, siano esse atomi, molecole o ioni.

Il numero di Avogadro rappresenta quindi il numero di entità contenute nella unità mole. Ad esempio:

- una mole di ioni K⁺ corrisponde a $6,022 \cdot 10^{23}$ ioni K⁺;
 - una mole di atomi di Fe corrisponde a $6,022 \cdot 10^{23}$ atomi di Fe;
 - una mole di elettroni corrisponde a $6,022 \cdot 10^{23}$ elettroni.

MOLE E MASSA MOLARE

Una **mole** è definita come la quantità di una data sostanza che contiene tante molecole, o unità formula, pari al numero di atomi presenti in 12 g di **carbonio-12**.

Il numero di atomi in un campione di 12 g di carbonio-12 è chiamato

numero di Avogadro

$$N_A = 6,022 \times 10^{23}$$

Si sceglie il valore di N_A in modo che N_A molecole abbiano una massa in grammi numericamente uguale alla massa molecolare.

N_A particelle (atomi, molecole, etc.) = 1 mole

Una mole di particelle = un numero di Avogadro di particelle

$$1,0 \text{ mol di molecole di ossigeno} = 6,022 \times 10^{23} \text{ molecole di ossigeno}$$

$$1,0 \text{ mol di} \quad = \quad 6,022 \times 10^{23} \text{ elettroni}$$

**3) LA MASSA MOLARE DI UNA SOSTANZA è LA MASSA DI UNA MOLE...MA
COME SI CALCOLANO I MOLI ?**

Calcoli di moli

1) **grammi \Rightarrow moli**

A quante moli corrispondono 10,0 g di C_2H_5OH ?

$$PM(C_2H_5OH) = 12,0 \times 2 + 16,0 + 6 \times 1,01 = 46,1 \text{ u.m.a.}$$

Massa molare = 46,1 g/mol

$$\boxed{\text{numero di moli (n)} = \frac{\text{massa (g)}}{\text{massa molare (g/mol)}}}$$

$$n = \frac{10,0 \text{ g}}{46,1 \text{ g/mol}} = 0,217 \text{ mol}$$

2) **Moli \Rightarrow grammi**

Quanto pesano 0,0654 moli di ZnI_2 ?

$$PM(ZnI_2) = 65,39 + 126,90 \times 2 = 319,2$$

Massa molare di ZnI_2 = 319,2 g/mol

$$\text{Peso} = 0,0654 \text{ mol} \times 319,2 \text{ g/mol} = 20,9 \text{ g}$$

3) **Numero di molecole per una data massa**

Quante molecole ci sono in 3,46 g di HCl?

$$PM(HCl) = 1,0 + 35,5 = 36,5$$

$$n_{HCl} = \frac{3,46 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 0,0948 \text{ mol}$$

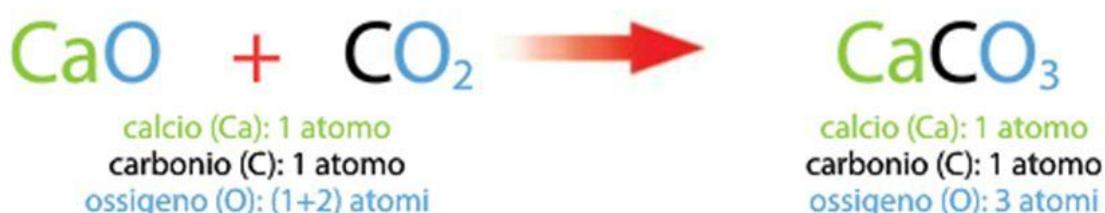
$$\begin{aligned} \text{Numero di molecole} &= 0,0948 \text{ mol} \times 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molecole/mol} = \\ &= 5,71 \cdot 10^{22} \text{ molecole} \end{aligned}$$

4) COME SI SCRIVONO LE REAZIONI CHIMICHE ?... . Facciamo un esempio.....

Le Reazioni Chimiche

Come si scrivono le reazioni chimiche

L'ossido di calcio (CaO) reagisce con l'anidride carbonica (CO_2) formando un minerale, il carbonato di calcio (CaCO_3).



LE FORMULE CHIMICHE

FORMULA CHIMICA

E' una notazione che usa i simboli atomici con dei numeri a pedice per indicare le quantità relative degli elementi che costituiscono la sostanza.
In tale accezione è anche nota come **formula empirica** o **formula minima**.



Questo è il tipo più semplice di formula chimica.

Prima di passare a formule chimiche più elaborate occorre considerare la classificazione delle sostanze in due tipi principali:

sostanze molecolari o sostanze ioniche