

CORSO di CHIMICA GENERALE

29/09/21

- MATERIA**: è qualsiasi che occupa uno spazio, ha una proprietà nota come massa e possiede inerzia. La **chimica**: studia la materia e le sue trasformazioni. Si definisce **MASSA**: la proprietà che misura la resistenza della materia a porsi in movimento o la resistenza a cambiare quel movimento.
- COMPOSIZIONE**: si riferisce alle parti o ai componenti di un campione di materia o alle loro proporzioni relative.
- PROPRIETÀ**: qualità o caratteristiche che possono essere utilizzate per distinguere un campione di materia da altri. Queste proprietà della materia si distinguono in:
 - CHIMICHE
 - FISICHE
- PROPRIETÀ FISICHE**: proprietà che un campione di materia presenta senza modificare la propria composizione. In una trasformazione fisica alcune proprietà possono cambiare, ma la composizione resta inalterata.
- PROPRIETÀ CHIMICHE**: uno o più campioni di materia vengono convertiti in nuovi campioni con composizioni chimiche differenti. Una proprietà chimica è la capacità o incapacità di un campione di materia di subire una variazione di composizione in definite condizioni.
- MATERIA**: la materia è costituita da atomi. Esistono diversi tipi di atomi.
- COMPONENTI**: i composti chimici sono sostanze in cui atomi di diversi elementi sono combinati tra loro. Una molecola è la più piccola parte di un composto chimico.

• **SOLUZIONE o MISCELA OMOGENEA**: composizioni e proprietà uniformi in un dato campione. Non si riconoscono le varie FASI (ossia componenti) che compongono la soluzione. → Evaporazione, distillazione, cromatografia

• **MISCELE ETEROGENEE**: i componenti (FASI) sono distinguibili tra loro per cui le proprietà e la composizione delle singole fasi varia → separabili tramite filtrazione o decantazione

• **STATI DELLA MATERIA**:
 SOLIDO = molecole in stretto contatto (es. cristallo). forma definita
 LIQUIDO = molecole unite ma distanti >. Forma variabile
 GASSOSO = molecole libere. Occupano qualunque volume.

• **PRECISIONE**: grado di riproducibilità della misura. Piccola deviazione dalla media

ACCURATEZZA: quanto il valore misurato si avvicina a quello reale.

• **CIFRE SIGNIFICATIVE**:
 1) tutte le cifre $\neq 0$ sono significative
 2) gli 0 sono identificativi **ECCEPTE** gli zero che precedono il numero decimale o che seguono il numero decimale e precedono la prima cifra diversa da zero non sono significative.

• **LEGGI FONDAMENTALI**:
 1) conservazione della massa - Lavoisier (1789)
 2) proporzioni definite - Proust (1799)
 3) proporzioni multiple - Dalton (1803)
 4) volumi di combinazione - Gay-Lussac (1802)

$$y = \frac{g}{PA} \quad g = y \cdot PA \quad PA = \frac{g}{y}$$

1) **Lavoisier - conservazione della materia**: - Applicò il metodo scientifico alla chimica;

- in una reazione chimica la quantità di materia prima e dopo il processo rimane la stessa, ossia, le masse si conservano.

$$\downarrow$$

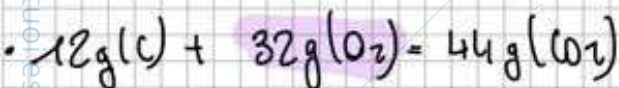
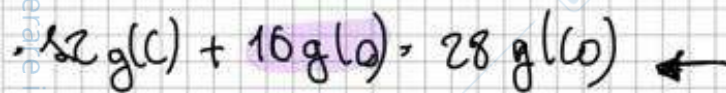
$$E = mc^2 \text{ (relazione tra energia e massa)}$$

2) **Proust - proporzioni definite**: - Nella costituzione di un composto, i diversi elementi si combinano tra loro sempre nello stesso rapporto di massa, indipendentemente da come quel composto viene preparato.

3) **Dalton - proporzioni multiple**: - studiò reazioni in fase gassosa;

- Formulò la teoria atomica;

- Se due elementi si combinano secondo rapporti ponderali diversi per formare composti, con una quantità costante di uno di essi si combinano quantità dell'altro che sono tutte multiple della più piccola di loro. Ossia, le masse di un elemento combinate con una massa fissa del secondo elemento, stanno tra loro come numeri interi e piccoli.



Rapporto ossigeno con una quantità fissa di carbonio è 1:2

e sono multipli (16; 32 = 1:2)

La Teoria Atomica di Dalton:

a) La materia è costituita da particelle invisibili detti atomi.

b) Atomi sono caratterizzati dalla loro massa; atomi di uno stesso elemento hanno stessa massa e proprietà. Elementi diversi sono costituiti da atomi con proprietà e masse diverse;

c) I composti sono formati dalla combinazione chimica di atomi di diversi elementi in un rapporto di numeri interi e piccoli;

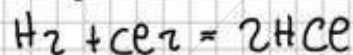
d) In una reazione chimica gli atomi non si creano né si distruggono, mantenendo la loro individualità;

- 4) **Gay-Lussac - Volumi di combinazione:**
- Se due sostanze reagiscono allo stato gassoso: i loro volumi sono in un rapporto che è uguale al rapporto di due numeri interi;
 - Se il composto che si forma è anch'esso gassoso, il rapporto tra il suo volume e quello di ciascuna componente è uguale al rapporto di due numeri interi (RAPPORTI SEMPLICI)
- $$\begin{array}{rcccl} \hookrightarrow & \text{H} & + & \text{Cl}_2 & = & \text{HCl} & (1) \\ & (1 \text{ volume}) & & (1 \text{ volume}) & & (2 \text{ volumi}) \end{array}$$

- **Molecola:** la più piccola particella di una sostanza, composta o elemento capace di esistere indipendentemente. \rightarrow AVOGADRO ipotizzò che gli elementi potessero essere anche molecole es. H_2 è fatto da molecole biatomiche

- **Principio di Avogadro:** Volumi uguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di particelle (molecole e atomi)

\hookrightarrow Da ciò viene spiegato bene quanto detto da Gay-Lussac nella (1) anche considerando



$$1 : 1 = 2$$

- **Pesi atomici e molecolari:** s'indichiano con W_A, W_B : masse di volumi uguali di gas f con lo stesso numero di molecole
- b) W_A/W_B : Rapporto masse delle molecole che costituiscono i due gas.

Canizzaro, accettando che le molecole di H fossero biatomiche, determinò il peso molecolare in base a misure di **densità relativa**

$$d_A = W_A/V ; d_B = W_B/V ; d_{rel} = d_A/d_B = W_A/W_B = M_A/M_B$$

Se A e B sono le singole molecole; M_A ed M_B sono i pesi molecolari

- Il **peso atomico relativo** di un elemento è dato dalla più piccola quantità in peso con cui l'elemento si trova nei pesi molecolari dei suoi vari composti.
- Per elementi pesanti che non formano composti gassosi, si usa la regola di

Dulong-Petit → $C_s \cdot P_A = 6,4 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$



Watch Out!

Massa atomica e peso atomico esprimono entrambi la massa di un atomo ma il peso atomico è un numero ADIMENSIONALE, la massa è espressa in U.M.A. g, Kg;

Massa (peso) atomico: È dato dalla media delle masse isotopiche, pesate in base all'abbondanza naturale degli isotopi di quell'elemento. Ovviamente il valore, si avvicinerà a quello dell'isotopo più presente in natura.

Per convenzione, i chimici hanno introdotto un'unità relativa di riferimento comune al **u.m.a.** → **1 u.m.a. (unità massa atomica) = 1/12 della massa atomica del CARBONIO-12**

↓
isotopo + abbondanza + stabile

- Per calcolare la **MASSA MOLECOLARE** di un composto, bisognerà dunque **sommare** i **pesi atomici** dei singoli elementi, tenendo in considerazione anche il numero di volte che quell'atomo è stato preso.

↳ esempio: $2H = 2,0016 \text{ u.m.a.} + O = 18,999 \text{ u.m.a.}$
→ $H_2O = 18,0006 \text{ u.m.a.}$

- Grazie all'impiego della **SPETTROSCOPIA di MASSA**, siamo riusciti a ricavare che la **MASSA ASSOLUTA** di un atomo di C_{12} è: $1,99265 \cdot 10^{-23} \text{ g}$
 $\rightarrow 1 \text{ umz} = \frac{1,99265 \cdot 10^{-23}}{12} = 1,6606 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

- Il rapporto tra le masse non cambia se le moltiplichiamo entrambe per lo stesso numero e rimane sempre uguale al rapporto dei loro pesi atomici relativi: $\frac{Q_A}{Q_B} = \frac{N \cdot m_A}{N \cdot m_B} = \frac{m_A}{m_B} = \frac{m_A}{\left(\frac{1}{12} m_{C_{12}}\right)} = \frac{\text{Peso Atomico A}}{\text{Peso Atomico B}}$
 $N = \text{numero}$
 $Q = \text{quantità (g)}$

- È meglio considerare le Q (g) numericamente uguali al peso atomico relativo: $Q_{\text{carbonio}} = 12 \text{ g}$
 $Q_{\text{idrogeno}} = 1,008 \text{ g}$ } Entrambi devono avere lo stesso N di atomi rispettivamente di C e H $\rightarrow N = \frac{1,008 \text{ g H}}{1,99265 \cdot 10^{-23} \text{ g}} = 6,022 \cdot 10^{23}$
 $N = \frac{12 \text{ g carbonio}}{1,99265 \cdot 10^{-23} \text{ g}} = 6,022 \cdot 10^{23}$

- N_A (NUMERO di AVOGADRO) = $6,022 \cdot 10^{23}$
 \rightarrow possiamo chiamarlo **MOLE** (simbolo "mol")

- **MOLE**: quantità di sostanza che contiene tante particelle elementari (e^- , p^+ , n^+) quante sono contenute in 12g di Carbonio-12

- **Legge di conservazione degli atomi**: in qualsiasi processo chimico gli atomi si conservano. Questo permette di descrivere le reazioni chimiche in maniera sintetica e semplice
 \downarrow
 $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS} \rightarrow$ solfuro di ferro

Numero di moli (n) = a) $\frac{\text{massa in (g)}}{\text{massa molare (g mol}^{-1}\text{)}}$ $\left\{ \begin{array}{l} M_m (\text{massa molare}) = \frac{m_g (\text{massa in g})}{n} \\ m_g = n \cdot M_m \end{array} \right.$

b) $n = \frac{g}{PM (\text{g mol}^{-1})}$ $\left\{ \begin{array}{l} g = n \cdot PA \\ PM = \frac{g}{n} \end{array} \right.$

N° di part. c. (atomi) = $n \cdot N_A = \frac{6,022 \cdot 10^{23}}{1 n}$

REAGENTE LIMITANTE: è quel reagente dal quale dipende la quantità massima di prodotto che posso ottenere.

↳ esempio: massa di FeS ottenuta facendo reagire

5g di Fe e 5g di S

$$n_{Fe} = 5g / 55,845g \cdot mol^{-1} = 0,089 \text{ mol}$$

$$n_S = 5g / 32,066g \cdot mol^{-1} = 0,156 \text{ mol}$$

$$g \text{ oppure } m_g = n \cdot PA (\text{g mol}^{-1}) = 0,089 \cdot 87,91g \cdot mol^{-1} = 7,824$$

viene scelta questa n° di moli perché essendo il **reagente limitante**, esso, definisce quanti grammi di composto posso ottenere al massimo

Si ragiona sempre in termini di **MOLE!** **mai** di **MASSA!** e bisogna

considerare i **RAPPORTI STECHIOMETRICI!** e, quando occorre, **BILANCIARE LA REAZIONE!**

