CHIMICA GENERALE

L'**ATOMO** è la più piccola porzione della materia e conserva tutte le stesse caratteristiche della materia (infatti cambia solo la massa)

Fino al 1950 si riteneva che l'atomo fosse costituito da:
- NUCLEO: contiene protoni e neutroni
- da uno spazio esterno: contiene gli elettroni.

In seguito si scoprì l'esistenza dei **QUARK**, particelle che costituiscono sia i protoni che i neutroni.

IN PARTICOLARE:

- Il PROTONE possiede carica positiva
  $M_p = 1,0098$ UMA
- L'ELETTRONE possiede carica negativa
  $M_E = 5,48 \cdot 10^{-4}$ UMA
- Il NEUTRONE ha carica NEUTRA
  $M_N = 1,0086$ UMA

Dato che l'ATOMO è neutro, esso contiene lo stesso n° di protoni che di elettroni.

$n°_p = n°_E$

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

- Il NUCLEO ha: diam. $= 10^{-12}/10^{-13}$ cm; Dens. $= 10^{11}$ kg/cm^3
- L'atomo ha: diam. $= 10^{-8}$ cm; Dens. $= 22,5$ gr/cm^3

→ Nella TAVOLA PERIODICA, per ogni singolo elemento, si ha:

caratterizza univocamente un elemento ← • Il n° Atomico → fu scoperto nel 1912 e corrisponde al numero di protoni che contiene l'atomo.

[UMA] $= \frac{1}{12} \cdot {}^{12}C$ ← • Il PESO ATOMICO → corrisponde al peso della molecola dunque è dato dalla somma delle masse di protoni, elettroni e neutroni

• Il n° di MASSA → corrisponde alla somma dei protoni e dei neutroni contenuti nell'atomo.

→ Gli **ISOTOPI** sono elementi che possiedono un numero differente di neutroni ⇒ • stesse proprietà chimiche
• differente massa e n° di massa

Gli Isotopi si indicano → $\boxed{{}^{x}_{y}U}$, in cui
- x = n° di massa
- y = n° atomico

ESEMPIO
Isotopi Idrogeno → Idrogeno: ${}^{1}_{1}H$ → 0 neutroni
- Deuterio: ${}^{2}_{1}H$ → 1 neutrone
- Trizio: ${}^{3}_{1}H$ → 2 neutroni

EXPERIMENTO RUTHERFORD = scoperta dei NEUTRONI

Rutherford adoperò una sorgente di PARTICELLE α (2 protoni, 2 neutroni = CARICA 2+) generate dal decadimento radioattivo del polonio.
in modo tale che esse venissero a scontrarsi con un LAMA METALLICA di oro.

Ne riscontrò che:
- la maggior parte di particelle oltrepassava la lamina.
- pochissime venivano respinte dalla lamina
- poche erano deviate.

Dalla deviazione delle particelle α ipotizzò l'esistenza dei neutroni, poiché se le particelle fossero state costituite ESCLUSIVAMENTE dai protoni non avrebbero subito deviazioni.

La MOLECOLA è un aggregato di 2 o più atomi, elettricamente neutra, in cui le interazioni sono dovute ai legami chimici; ovvero alla messa in compartecipazione degli elettroni che costituiscono le molecole.
* degli atomi

SE si * alla molecola degli elettroni esso diventa uno IONE; in particolare
* sottrae/aggiunge
- SOTTRAENDO → CATIONE
- AGGIUNGENDO → ANIONE

LA MATERIA

La MATERIA si suddivide in:

SOSTANZE PURE = possiedono una composizione costante e definite proprietà.

MISCELE = possiedono una composizione variabile dovuta alla MESSA del soluto e sono la combinazione di 2 o più sostanze.

ELEMENTI: sono sostanze che non possono essere separate in sostanze più semplici tramite mezzi chimici.
In natura esistono 117 ELEMENTI, che sono indicati:
- con una lettera MAIUSCOLA
- con due lettere: 1° = maiuscola → C, N, O; 2° = minuscola → Co, Na, Cu

COMPOSTI: sono sostanze costituite da 2 o più elementi chimicamente legati in proporzioni definite e costanti.

OMOGENEE: sono miscele in cui la composizione è la stessa in tutto il campione.

ETEROGENEE: sono miscele in cui la composizione non è uniforme.

MASTER COPY 050 8312126 Cell. 3[illegible] 9837745

STORIA DELLA CHIMICA

→ 1820 → LEGGE DI DALTON → 1- tutti gli atomi di un dato elemento sono IDENTICI ed INDIVISIBILI → atomi = costituenti sulla materia

2- gli atomi di elementi diversi possiedono massa differente

3- in un dato composto gli elementi costituenti sono sempre presenti in rapporti ponderali COSTANTI

← LEGGE delle PROPORZIONI DEFINITE ← stesso risultato di Proust

4- quando due elementi si combinano per generare un composto, mantenendo costante la quantità di un elemento la quantità dell'altro è in rapporto con la precedente di numeri interi e generalmente piccoli.

← LEGGE delle PROPORZIONI MULTIPLE

→ 1769 → LEGGE DI LAVOISIER → In una reazione chimica la MASSA si conserva ⇒ $m_{reagenti} = m_{prodotti}$

↓ PRINCIPIO di CONSERVAZIONE della MASSA

→ 1799 → LEGGE DI PROUST → Il rapporto di massa tra elementi che costituiscono un composto è definito e costante.

→ 1809 → LEGGE DI GAY-LUSSAC → I volumi delle sostanze gassose coinvolte in una reazione stanno sempre tra loro in RAPPORTI SEMPLICI.

→ 1805 → AVOGADRO → lavorando sui GAS Avogadro notò che volumi uguali di gas differenti, sottoposti alle stesse condizioni di pressione e temperatura, contengono lo stesso n° di atomi.

↓

Nacque così il concetto di MOLE, ovvero una quantità di sostanza che contiene un preciso n° di atomi, la cui quantità corrisponde al n° di AVOGADRO: $N_A = 6{,}03 \cdot 10^{23}$

↓ NE DERIVA CHE

• per calcolare il n° di moli contenute in una certa massa m_r di un composto si applica la formula

$$n° \text{ moli} = \frac{m_r}{P_{ATOMICO}}$$

in cui

- m_r = massa in gr del composto
- P_A = somma delle masse atomiche degli elementi che costituiscono il composto

• per calcolare il n° di molecole si applica la formula:

$$n° \text{ molecole} = n° \text{moli} \cdot N_A$$

MASTER COPY
Tel. 050 831 2126
Cell. 388 9837745

FORMULE MINIME & MOLECOLARI

- La formula minima, o empirica, di una sostanza indica il numero relativo di atomi dei diversi elementi contenuti nella sostanza.

numeri interi più piccoli possibili che possono indicare il rapporto tra gli atomi di una molecola

Ad esempio considerando un composto organico allo stato liquido, ovvero contenente C, H e Cl, la formula minima sarà del tipo

$C_a H_b Cl_n$

in cui a, b ed n sono i più piccoli numeri interi che esprimono il rapporto tra il n° di atomi delle tre componenti della sostanza.

Si divide per il n° di moli + piccolo

Inoltre la FORMULA MINIMA viene determinata utilizzando i risultati dell'analisi quantitativa della sostanza, che sono espressi in PERCENTUALE.

→ ESEMPIO

Abbiamo un composto che possiede Pm = 34,10 ed è costituito al 5,9 % da idrogeno e al 94% da ossigeno. Trovare la formula minima.

1- Si trova il n° di moli presenti per ogni elemento nel composto, considerando un campione di 100 gr = 5,9 gr e 94 gr

$$n°\ H = \frac{5,9}{1} = 5,9 \text{ moli}$$

$$n°\ O = \frac{94}{16} = 5,87 \text{ moli}$$

2- Si osserva in che rapporto sono gli elementi del composto

$$\frac{H}{O} = 1$$

Di conseguenza la formula minima sarà

$$F_{min} = OH.$$

3 - Si trova la formula molecolare adoperando le masse molecolari degli elementi.

Infatti $Pm_{(OH)} = 16 + 1 = 17$, ovvero la metà del peso molecolare che sappiamo corrisponde al composto dato

la formula molecolare sarà H_2O_2.

(INFATTI)

- La formula molecolare di un composto contiene tutte le informazioni ricavabili dalla formula minima, ovvero natura e numero effettivo di atomi del composto.

Si ricava adoperando la formula minima e la massa molecolare.

MASTER COPY
Tel. 050 831 21 26
Cell. 388 9837745

N.B.

→ **ACQUA CRISTALLIZZAZIONE**: se abbiamo un composto che contiene H e O, che al tempo stesso sono impegnati nella formazione di acqua cristallizzata, allora dobbiamo:

↓

vengono così definite molecole d'acqua combinate in un rapporto* come una parte integrante del cristallo

*definito

1- troviamo quanti moli di acqua sono presenti.

2- troviamo quante moli di H e O sono impegnate nella formazione di acqua e le sottraiamo al n° totale di moli di H e O.

⇓

ora possiamo calcolare la formula minima, che moltiplico il n° di molecole di H_2O che si formano.

RICORDA: anche il n° di molecole di acqua devono essere proporzionali al n° di moli più piccolo.

→ **RISALIRE DALLA FORMULA ALLA PERCENTUALE**:

1- trovare peso atomico del composto

2- trovare n° moli = $\frac{Mr}{PA}$

3- moltiplicare per 100

MATERIA

→ Si adopera il termine **materiale** per indicare un campione di materia che possiede delle **proprietà** che lo distinguono da qualsiasi altro campione di materia.

SOSTANZA PURA = quando un materiale possiede proprietà peculiari: possono essere

- **COMPOSIZIONE** → definisce atomi e rapporti numerici
- **STRUTTURA** → definisce come sono legati tra loro gli atomi che costituiscono una sostanza

ELEMENTI: sostanze che non possono essere ulteriormente separate mediante interventi chimici.

COMPOSTI: sostanze costituite da 2 o più atomi, legati tra di loro in proporzioni ben definite e costanti.

MISCELA: composto della materia che presenta una composizione variabile, la tipologia di miscela dipende dalla **FASE** = porzione del sistema che presenta proprietà identiche.

MISCELA OMOGENEA: miscela costituita da un'unica fase

MISCELA ETEROGENEA: miscela costituita da 2 o + fasi; può essere

- **miscela grossolana** → se le singole fasi sono distinguibili ad occhio nudo
- **miscela dispersa** → se almeno una delle fasi non è distinguibile ad occhio nudo.

SOSPENSIONE: fase solida finemente dispersa in una fase gassosa o liquida

EMULSIONE: fase liquida finemente dispersa in un'altra fase liquida

DISPERSIONE: altri casi

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745