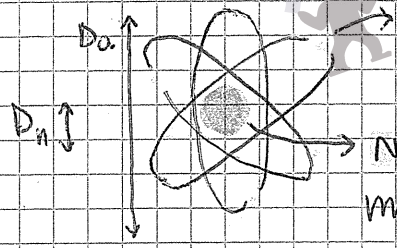
generalità

CHIMICA: studia la materia e le sue trasformazioni

ATOMI: costituenti ultimi della materia

ELEMENTO: un certo tipo di atomo; ne esistono poco più di 110 e sono classificati nella tavola periodica degli elementi



→ ELETTRONI ⊖
$m_e = 9{,}1094 \cdot 10^{-31}$ kg

→ PROTONI ⊕
→ NUCLEO
→ NEUTRONI

$m_p = 1{,}6726 \cdot 10^{-27}$ kg

$m_n = 1{,}6749 \cdot 10^{-27}$ kg

$\frac{m_p}{m_n} = 1836$

$D_a \sim 10^{-10}$ m

$D_n \sim 10^{-15}$ m

$\frac{D_a}{D_n} \sim 10^{-5}$

REAZIONI → CHIMICHE: coinvolgono gli elettroni ($50 \div 5 \cdot 10^3$ KJ/mol)

→ NUCLEARI: coinvolgono i nuclei ($5 \cdot 10^7 \div 5 \cdot 10^9$ KJ/mol)

Z: NUMERO ATOMICO, numero di protoni, ovvero ciò che differenzia le varie specie atomiche

H → "hýdor", "acqua"
→ "gennao", "generare" → "generatore d'acqua"

O → "óxys", "acido"
→ "ghénnao", "generare" → "generatore di acidi" (in realtà O non rientra nella composizione di tutti gli acidi)

→ NUCLIDE

$^{A}_{Z}X$, A → NUMERO DI MASSA, somma di protoni e neutroni

ISOTOPI: atomi con Z uguale ma A diverso

IONE: atomo non neutro, in cui il numero di protoni è diverso dal numero di elettroni

CATIONE: +

ANIONE: −

MOLECOLA: unità fondamentale di un composto

FORMULA CHIMICA: indica quali e quanti atomi compongono una molecola

LEGGE DELLE PROPORZIONI DEFINITE O LEGGE DI PROUST

La composizione percentuale dei vari elementi che formano un composto è definita e costante, indipendentemente da come il composto è stato ottenuto.

COMPOSIZIONE: $\frac{M_{ELEMENTO}}{M_{MOLECOLA}} \cdot 100$

COMPOSIZIONE RELATIVA: $\frac{M_{ELEMENTO\ X}}{M_{ELEMENTO\ Y}}$

ES. Acqua → 11,19 % H

→ 88,81 % O

I RAPPORTI DI COMPOSIZIONE identificano un dato composto.

COMPOSTO: sostanza le cui molecole sono formate da atomi di elementi diversi

Le masse atomiche assolute sono state misurate in tempi recenti, mentre in passato è già stato possibile determinare la massa relativa degli atomi, ovvero il rapporto fra le masse di atomi differenti.

IPOTESI DI AVOGADRO

"Gas diversi nelle stesse condizioni di T, V e P contengono lo stesso numero di particelle"

GAS A → V, P, M_A

GAS B → V, P, M_B

$M_A = N_A \cdot m_A$

$M_B = N_B \cdot m_B$

per Avogadro $N_A = N_B$

$$\frac{M_A}{M_B} = \frac{\cancel{N_A} \cdot m_A}{\cancel{N_B} \cdot m_B} \rightarrow \frac{M_A}{M_B} = \frac{m_A}{m_B}$$

Scegliamo → B = atomo di H

→ A = atomo qualsiasi

$$\frac{M_A}{M_H} = \frac{m_A}{m_H} = PA(A)$$

PESO ATOMICO: quante volte l'atomo di A è più pesante dell'atomo di H

$$PM(H_2O) = \frac{m_{H_2O}}{m_H} = \frac{2m_H + m_O}{m_H} = 2\frac{m_H}{m_H} + \frac{m_O}{m_H} =$$

$$= 2PA(H) + PA(O)$$

GRAMMOATOMO = MOLE: una quantità in grammi di un elemento corrispondente al suo PA

master COPY

$$N_H = \frac{1(g)}{m_H} = \frac{1}{m_H}$$

$$N_O = \frac{16(g)}{m_O} = \frac{16(g)}{16 \cdot m_H} = \frac{1}{m_H}$$

NUMERO DI AVOGADRO $= \frac{1}{m_H} = N_A$: numero di particelle contenuto in 1 grammoatomo di qualunque elemento

$= 6{,}022 \cdot 10^{23}$

$$N_A = \frac{1}{m_H} = \frac{12(g)}{m_{^{12}C}(g)} = \frac{1}{\left(\frac{m_{^{12}C}(g)}{12(g)}\right)} = \frac{1(g)}{u.m.a.}$$

u.m.a : UNITÀ DI MASSA ATOMICA

$$1 : PA(g) = n : q(g) \rightarrow n = \frac{q(g)}{PA(g)} = \frac{q(g)}{PM(g)}$$

master COPY

MODELLI ATOMICI

MODELLO DI THOMSON O "A PANETTONE" 1897

atomo → sferico
→ elettroni all'interno della sfera con carica negativa
→ spazio tra gli elettroni con carica positiva
→ massa omogenea
→ dimensioni crescenti in proporzione alla massa

Thomson trovò una relazione tra D e m di un atomo:

$$m_{sfera} = \rho V = \rho \frac{4}{3}\pi\left(\frac{D}{2}\right)^3 \rightarrow D \propto \sqrt[3]{m_{sfera}}$$

dopodiché considerò l'atomo di C, l'atomo di Au e l'atomo di U:

$$\frac{D_{Au}}{D_C} = \sqrt[3]{\frac{m_{Au}}{m_C}} = \sqrt[3]{\frac{PA(Au)\cdot \cancel{PM_H}}{PA(C)\cdot \cancel{PM_H}}} = 2,54$$

$$\frac{D_U}{D_C} = \sqrt[3]{\frac{m_U}{m_C}} = 2,71$$

Dunque Thomson trovò che $D_{Au} = 2,54 \cdot D_C$ e che $D_U = 2,71 \cdot D_C$

Successivamente fu trovato che queste proporzioni sono errate.

Consideriamo 1 atomo di C.

$Z = 6$

$PA(C) = 12,011$

$\rho = 2,266\ g/cm^3$

$m(1\ cm^3\ C) = 2,266\ g$

$$N_C = \frac{2,266}{12,011}\cdot N_A = 1,136\cdot 10^{23} \text{ atomi}$$

$$V(1 \text{ atomo}) = \frac{1\ (cm^3)}{1,136\cdot 10^{23}} = 8,80\cdot 10^{-24}\ cm^3$$

$$D_C(1 \text{ atomo}) = \sqrt[3]{\frac{6V}{\pi}} = 2,56\cdot 10^{-8}\ cm$$

$$V = \frac{4}{3}\pi\left(\frac{D}{2}\right)^3$$

$$2\sqrt[3]{\frac{3}{4\pi}V} = D$$

$$\sqrt[3]{\frac{24}{4\pi}V} = \sqrt[3]{\frac{6V}{\pi}}$$