1. TEORIA ATOMICA DELLA MATERIA

Materia tutto ciò che ha una massa e occupa un volume.
La materia la si può trovare in tre stati detti STATI DI AGGREGAZIONE:
1) solido → forma e volume propri, incomprimibile;
2) liquido → solo volume proprio, incomprimibile;
3) gassoso → né forma né volume propri, altamente comprimibile.

↳ Proprietà dipendono dagli atomi ma soprattutto dal tipo di legame tra essi (due sostanze possono essere formate dagli stessi atomi ma avere proprietà diverse, poiché i legami sono diversi).

FISICHE: sono intrinseche della materia (odore, colore...).
CHIMICHE: si manifestano al momento di una qualche trasformazione.

↳ Trasformazioni FISICHE: non modificano la composizione delle sostanze ma il loro stato di aggregazione.
CHIMICHE: sono delle REAZIONI CHIMICHE → portano ad un cambiamento di composizione (anche di proprietà).

Tutte le trasformazioni avvengono con una variazione di energia → capacità di compiere lavoro $E = E_{pot} + E_{cin}$

Endotermiche: assorbono energia
Esotermiche: liberano energia

La condizione favorita è quella di maggior stabilità, che si realizza con il più basso contenuto di energia.

↳ Composizione la materia è composta da:
1) MISCUGLI: possono essere
Eterogenei (miscele) → componenti separabili e individuabili a occhio nudo; è possibile individuare più fasi (conservazione delle proprietà)
Omogenei (soluzioni) → la composizione è costante in tutti i punti; si ha una sola fase, dunque le componenti non sono individuabili. Le componenti, in più, non sono miscelabili in tutte le proporzioni (SOLUZIONE SATURA). Posso separare le componenti ma è possibile che un elemento debba cambiare il suo stato di aggregazione.

MASTER COPY
Tel. 388/9837745

2) SOSTANZE PURE: si dividono in
Elementi → sostanze non ulteriormente scomponibili in sostanze più semplici che si rappresentano attraverso simboli chimici (spesso derivano dal nome latino).
Li troviamo sottoforma di:
- singoli atomi (gas nobili),
- aggregati di due atomi (molecole biatomiche),
- aggregati di più atomi con legami covalenti,
- aggregati di atomi con legami metallici.

↳ Metalli: duttili, malleabili, buoni conduttori di calore e di elettricità; tutti solidi tranne il mercurio
↳ Non metalli: non duttili, non malleabili, cattivi conduttori; alcuni solidi, alcuni gas, uno liquido bruno.

Composti → ulteriormente scomponibili in sostanze più semplici; si rappresentano attraverso le formule chimiche (descrivono quali e quanti atomi sono presenti nel composto). Possono essere:

- di tipo molecolare (costituiti da molecole singole);
- di tipo polimerico (costituiti da macromolecole → particolare gruppo di atomi che si ripete);
- di tipo ionico (aggregati di atomi particolari, gli ioni, che hanno cariche di segno opposto)

Gli atomi che hanno perso o acquistato elettroni e quindi hanno un eccesso o un difetto di carica

↳ Positivi (cationi) $Na \rightarrow Na^+ + e^-$
↳ Negativi (anioni) $Cl + e^- \rightarrow Cl^-$

MASTER COPY
Tel. 388/9837745

L'attrazione elettrostatica tra ioni dà origine al legame ionico

Nella formula ci dice il rapporto minimo in cui stanno fra loro gli atomi

Legge di Lavoisier (o di conservazione della massa)
In una reazione chimica, la massa totale dei prodotti deve essere uguale alla massa totale dei reagenti (in altre parole la materia non si crea né si distrugge, ma si trasforma).
Tale legge è corretta ma non rigorosa. Consideriamo la legge di Einstein

$E = mc^2$ energia associata ad ogni trasformazione
$\Delta m = \frac{\Delta E}{c^2}$ con $\Delta E \neq 0 \Rightarrow \Delta m \neq 0$ anche se piccolissimo.

Questo ci dice che la massa non rimane costante ma varia di un Δm, anche se, essendo talmente piccolo, è possibile trascurarlo.

Teoria atomica di Dalton
- La materia è costituita da particelle indivisibili chiamate atomi;
- Gli atomi sono caratterizzati dalla loro massa; atomi di uno stesso elemento hanno la stessa massa e le stesse proprietà; elementi diversi sono costituiti da atomi con proprietà diverse e quindi con masse diverse;
- I composti sono formati dalla combinazione chimica di atomi di differenti elementi in un rapporto di numeri interi e piccoli;
- Nel corso di una reazione chimica gli atomi non si creano e non si distruggono mantenendo la loro individualità.

Legge della composizione costante
La composizione di una sostanza rimane sempre la stessa

CaS Ca : S = 1 : 1 $\frac{1 \text{ atomo Ca}}{1 \text{ atomo S}} = \frac{55,6}{44,9} = 1,25$ posso dedurne che 1 atomo di Ca pesa 1,25 volte di più di 1 atomo di S.

Peso atomico numero puro che mi dice quante volte l'atomo pesa di più rispetto a un atomo di riferimento

Inizialmente questo riferimento era l'atomo di idrogeno H perché il più leggero. Ad esso fu attribuito PA=1 ma si vide che esso non si combinava con tutti gli altri atomi;

come nuovo riferimento fu preso l'isotopo 16 dell'ossigeno e vennero ricalcolati tutti gli altri P.A.; si notò che i nuovi valori erano piuttosto simili a quelli calcolati rispetto all'H;

attualmente il riferimento preso è l'isotopo 12 del carbonio C; più precisamente il PA=1 corrisponde a $\frac{1}{12}$ ^{12}C

(anche in questo caso gli altri valori dei PA sono rimasti pressoché gli stessi).

Peso molecolare numero puro che mi dice quante volte la molecola pesa di più rispetto a un riferimento.

E' dato dalla somma di tutti i pesi atomici degli atomi che compongono la molecola, considerando quante volte essi si ripetono.

Per i composti ionici si parla di peso formula.

Mole quantità in grammi pari al peso atomico (se si tratta di un atomo) o al peso molecolare (se si tratta di una molecola);

corrisponde ad un numero di atomi pari al NUMERO DI AVOGADRO = numero costante di atomi per quella specie che vale $6,023 \cdot 10^{23}$

I pesi atomici e molecolari sono relativi; per calcolare il peso reale di un atomo (o di una molecola) viene utilizzato lo spettrometro di massa.

Peso reale H = $1,6 \cdot 10^{-24}$ g → il peso reale degli altri atomi viene calcolato moltiplicando il PA dell'atomo col peso reale di H

Na PA=23

$$\frac{\overbrace{23\,g}^{\text{peso corrispondente ad 1 mole}}}{\underbrace{23 \cdot (1,6 \cdot 10^{-24})}_{\text{peso reale}}} = 6,023 \cdot 10^{-23} \text{ atomi}$$

MASTER COPY

Tel. 388/9837745

master COPY COPISTERIA
050/8312126 388/9837745

2. STRUTTURA ELETTRONICA DEGLI ATOMI

Particelle subatomiche più piccole dell'atomo: elettroni, protoni, neutroni.

L'atomo è una struttura neutra: contiene sia particelle con carica elettrica negativa (elettroni) sia con carica elettrica positiva (protoni).

Numero atomico (Z): numero di protoni che caratterizza l'atomo.
Numero di massa (A): numero di protoni + numero di neutroni. $^{A}_{Z}X$

Isotopi: atomi di uno stesso elemento che hanno stesso numero atomico ma diverso numero di massa.

Isotopi dell'idrogeno: $^{1}_{1}H$ PROTIO 1 protone 0 neutroni; $^{2}_{1}H$ DEUTERIO 1 protone 1 neutrone; $^{3}_{1}H$ TRIZIO 1 protone 2 neutroni

Particelle α: nuclei di He con carica elettrica +2.
Particelle β: carica elettrica −1 (elettroni).
Raggi γ: carica elettrica inesistente (neutroni).

Emissioni primarie → particelle α e β.
Emissioni secondarie → raggi γ (accompagnano le emissioni di α o β).

Decadimento α: nuclei con numero eccessivo di protoni → tanta di diminuirli.
Decadimento β: nuclei con numero eccessivo di neutroni → non troppo diminuiti una scissi in protoni e neutroni.

1° POSTULATO DI BOHR

Il valore del momento della quantità di moto dell'elettrone che ruota intorno al nucleo deve essere multiplo intero della costante di Planck, dunque l'energia di un elettrone dipende solo dal numero quantico principale.

$mvR = n\frac{h}{2\pi}$ quantizzazione del momento

$R = n^2\frac{h^2}{4\pi^2 me^2}$ quantizzazione del raggio

L'energia dell'elettrone determina la distanza di questo dal nucleo.

$E = -\frac{1}{n^2}\frac{2\pi^2 me^4}{h^2}$ quantizzazione dell'energia

2° POSTULATO DI BOHR

L'atomo irraggia energia solamente quando un elettrone effettua un salto da uno stato stazionario all'altro. La frequenza della radiazione è legata all'energia del livello di partenza e all'energia del livello di arrivo.

$\nu = \frac{E_i - E_f}{h}$