CHIMICA ⇒ è la scienza che studia la materia, la sua COMPOSIZIONE, le sue PROPRIETÀ e le sue TRASFORMAZIONI.

MATERIA = tutto ciò che ha una massa e occupa un volume.

↳ ha tre stati di aggregazione:

- SOLIDO: forma e volume propri (incomprimibili)
- LIQUIDO: volume proprio e forma del recipiente (incomprimibili)
- GASSOSO: né forma, né volume propri (molto comprimibili)

① COMPOSIZIONE

La materia è costituita da atomi, per molto tempo la parte più piccola:

ATOMO < ELETTRONI, PROTONI, NEUTRONI

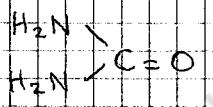
MASTER COPY
Tel. 050 83112126
Cell. 388 9837745

② PROPRIETÀ

le proprietà dipendono dagli atomi e dalla loro combinazione (legami)

Esempio H_4N_2CO

UREA



CIANATO di AMMONIO



FISICHE = proprietà intrinseche della sostanza che non modificano la composizione della materia (ex. fusione del ghiaccio)
Sono processi REVERSIBILI

CHIMICHE = proprietà manifestate dopo una reazione che modifica la composizione della sostanza (ex. infiammabilità, tossicità)
Sono processi IRREVERSIBILI

③ TRASFORMAZIONI

FISICHE = modificano lo stato fisico ma non la composizione.
È un processo REVERSIBILE (ex. fusione del ghiaccio)

CHIMICHE = modificano lo stato fisico e anche la composizione (reazioni)
È un processo IRREVERSIBILE (ex. scissione dell'acqua)

Tutte le trasformazioni sono caratterizzate da una VARIAZIONE DI ENERGIA

- PROCESSI ESOTERMICI: liberazione di energia
- PROCESSI ENDOTERMICI: assorbimento di energia

ENERGIA ⇒ capacità di compiere lavoro

$E_{TOTALE} = E_c + E_p$ < E_p = energia in virtù della posizione; E_c = energia che dipende dal movimento

MINORE E' L'ENERGIA, MAGGIORE E' LA STABILITA' | N.B.

ogni sistema tende sempre al minimo contenuto di energia, quindi ad avere più stabilità.

MATERIA
- MISCUGLI
  - OMOGENEI (soluzioni)
  - ETEROGENEI (miscele)
- SOSTANZE PURE
  - ELEMENTI
  - COMPOSTI

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

1 MISCUGLI

OMOGENEI (sale e acqua)
- non si distinguono le diverse componenti (1 fase)
- non si possono mescolare in tutte le proporzioni
- si possono separare, ma ciò può comportare alterazioni

ETEROGENEI (limatura di ferro e sabbia)
- le componenti mantengono inalterate le loro caratteristiche (+ fasi)
- si possono mescolare in tutte le proporzioni
- si possono separare senza alterare le caratteristiche

2 SOSTANZE PURE

ELEMENTI
- sostanze pure che non si possono scomporre in sostanze più semplici

Sono circa 114 di cui la maggior parte si trovano in natura.

COMPOSTI
- sostanze pure scomponibili in sostanze più semplici (acqua)

ELEMENTI

- **METALLI**: • DUTTILI • MALLEABILI • BUONI CONDUTTORI DI ELETTRICITA' — A temperatura ambiente sono tutti solidi tranne il MERCURIO.
- **NON METALLI**: sono il contrario dei metalli. A temperatura ambiente sono solidi, gassosi e uno liquido (Bromo)
- **SEMIMETALLI**: hanno proprietà intermedie

COMPOSTI

- TIPO MOLECOLARE
- TIPO IONICO: sistemi fatti di ioni → atomi che hanno perso o acquistato elettroni
  - A^+ = CATIONE / IONE POSITIVO → perso un elettrone
  - A^- = ANIONE / IONE NEGATIVO → acquistato un elettrone
- TIPO POLIMERICO: molecole molto grandi caratterizzate da un raggruppamento di atomi che si ripete tante volte

1) LEGGE DELLA CONSERVAZIONE DELLA MASSA (Legge di Lavoisier)

In una reazione chimica la massa totale dei reagenti deve essere uguale alla massa totale dei prodotti.

$aA + bB \longrightarrow cC + dD$

$\longrightarrow$ = REAZIONE IRREVERSIBILE

$\rightleftharpoons$ = REAZIONE REVERSIBILE

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

2) LEGGE DELLA COMPOSIZIONE COSTANTE

La composizione di una qualunque sostanza è sempre la stessa ed è sempre presente in un rapporto di peso (massa) definito e costante.

ex. 100 g di CaS $\longrightarrow$ 55,6 g di Ca + 44,4 g di S

$\frac{\text{massa Ca}}{\text{massa S}} = \frac{55,6}{44,4} = 1,25 \longrightarrow$ Quindi tra Ca ed S c'è un rapporto 1 : 1,25

PESO ATOMICO RELATIVO

Quel numero che mi dice quante volte il mio atomo pesa rispetto all'atomo di riferimento.

Ex. P. A. (O) = 16 [U.M.A.] $\longrightarrow$ unità di massa atomica

- Inizialmente, venne scelto come riferimento l'atomo di idrogeno (H), il più piccolo e leggero, e si attribuì ad H il valore 1.
  Tuttavia l'idrogeno non si combina facilmente con tutti gli altri atomi;
- Successivamente, venne scelto come riferimento 1/16 dell'isotopo 16 dell'ossigeno (^{16}O)
  I nuovi valori non erano significativamente diversi;
- Infine, la Commissione IUPAC, scelse come u.m.a. 1/12 dell'isotopo 12 del carbonio (^{12}C), non molto diverso dall'unità di riferimento iniziale, cioè l'H.

[MASSA ATOMICA RELATIVA] Il rapporto tra la massa di un elemento e l'unità di massa atomica (u.m.a.)

[PESO MOLECOLARE] La somma dei pesi atomici degli atomi che costituiscono la molecola.

Ex. $H_2O = 1(\times 2) + 16 = 18$ u.m.a.

[PESO FORMULA] L'equivalente peso molecolare per i composti ionici

Ex. NaCl = 23 + 35,3 = 58,3 u.m.a.

[MOLE] Quantità di materia espressa in grammi, pari al peso atomico o molecolare di un atomo o molecola.

È pari anche al numero di Avogadro (N) = $6,023 \cdot 10^{23}$

Ex. P. A. (Na) = 23 $\Rightarrow$ 1 mole = 23 g = $6,023 \cdot 10^{23}$

STRUTTURA DELL'ATOMO

Per molto tempo si è pensato che l'atomo fosse la particella più piccola. Ma alla fine dell'Ottocento sono state scoperte le PARTICELLE SUBATOMICHE.

ATOMO
- **ELETTRONI** particelle dotate di carica elettrica negativa (−1); considerata la carica elettrica elementare = $1{,}116 \cdot 10^{-19}$ C; massa = 1/1836 massa H
- **PROTONI** particelle dotate di carica elettrica positiva (+1) massa = massa H
- **NEUTRONI** particelle prive di carica elettrica massa = massa H (molto simile)

$^{A}_{Z}X$

A = NUMERO DI MASSA (nº protoni + nº neutroni)

Z = NUMERO ATOMICO (nº protoni)

ISOTOPI ⇒ atomi di uno stesso elemento che differiscono per il numero di massa (A), quindi per il numero di neutroni.

$^{1}_{1}H$ PROZIO $^{2}_{1}H$ DEUTERIO $^{3}_{1}H$ TRIZIO

Quando di sono più isotopi si fa la media per determinare il peso atomico dell'elemento, tenendo conto anche della percentuale in cui sono presenti (P.A (H) è dato quasi del tutto dal prozio).

SPETTROMETRO DI MASSA (strumento per trovare gli isotopi)

Il campione da analizzare (H) è dapprima allo stato gassoso. Poi viene colpito da un fascio di elettroni che produce ioni positivi (H^+), che passano attraverso un collimatore. Si crea un fascio di idrogeni che vengono fatti passare attraverso un campo elettrico. Il fascio principale si scompone in tanti fasci quanti sono gli isotopi, poiché la deflessione è diversa. L'intensità determina le percentuali.

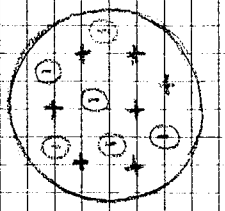


MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

MODELLO DI THOMSON

Secondo Thomson, l'atomo era una massa caricata positivamente, al cui interno erano presenti gli elettroni.
L'atomo, essendo neutro, presentava una carica positiva uguale alla somma delle cariche negative degli elettroni.



IONI POSITIVI → atomi che hanno perso elettroni
IONI NEGATIVI → atomi che hanno acquistato elettroni

RADIOATTIVITA'

La RADIOATTIVITA' è il fenomeno per cui certi elementi chimici decadono spontaneamente ed emettono particelle radioattive.
Il DECADIMENTO riguarda i nuclei ed è la conseguenza di un'instabilità.
Per raggiungere la stabilità emettono radiazioni di tipo α e β.
La stabilità di un nucleo è legata al numero di neutroni e protoni.

- $Z > 0$: più stabili atomi con [n° neutroni > n° protoni]
- $Z = 20$: più stabili atomi con [n° neutroni = n° protoni]
- $Z > 83$: non ci sono elementi stabili, sono cioè [RADIOATTIVI]

Le radiazioni emesse possono essere di tre tipi:

- PARTICELLE α (ECCESSO PROTONI) → $\alpha \quad +2 \rightarrow {}^{4}_{2}He$ — ${}^{A}_{Z}X \longrightarrow {}^{A-4}_{Z-2}Q + {}^{4}_{2}He$
- PARTICELLE β (ECCESSO NEUTRONI) → $\beta \quad -1 \rightarrow e^{-}$ — ${}^{A}_{Z}X \longrightarrow {}^{A}_{A+1}Y + e^{-}$
- PARTICELLE γ → $\gamma \rightarrow$ FOTONI (neutri)

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745