CHIMICA studia MATERIA (tutto ciò che ha massa e volume)

- PROPRIETÀ
- COMPOSIZIONE
- TRASFORMAZIONI

→ 3 STATI AGGREGAZIONE:
- SOLIDO (F e V proprio, incomprees.)
- LIQUIDO (V proprio no F, incompress.)
- GASSOSO (no F no V proprio, compress.)

N. fatta da atomi (si pensava indivisibili ma sub-atomiche)

→ dipendono TIPO ATOMI e dal LEGAME TRA ATOMI

→ **FISICHE**
Intrinseche (che presenta sempre)

→ **CHIMICHE**
manifestate a seguito di una reazione

→ **FISICHE**
non modificano la composizione della sostanza ma lo stato di aggregazione
↔ REVERSIBILE

→ **CHIMICHE**
modificano la composizione della sostanza
→ IRREVERSIBILE

→ accompagnate da variazione di energia (compiere lavoro)

E. potenziale (posizione) + E. cinetica (movimento)

no crea no distrugge si trasforma

TUTTE LE SOSTANZE TENDONO A TORNARE IN CONDIZIONI CON CONTENUTO DI ENERGIA MINORE PERCHÉ IN NATURA MAX STABILITÀ

→ **MISCUGLI** (omogenei & eterogenei)

componenti non identificabili
non conservano caratteristiche
no mescolabili a piacere
separabili se in grandi quantità
SOLUZIONI

→ componenti identificabili
conservano caratteristiche
mescolabili tutte proporzioni
separabili senza modifiche

→ **SOSTANZE** (elementi e composti)

sost. ulteriormente scomponibili da stimoli chimici in base alla loro reattività. Sono in natura 118

- sotto forma mol biatomiche tetra o esatomiche
- aggregati con legame metallico o covalente

- METALLI (duttili, malleabili, conduttori t. ambiente solidi eccetto Hg)
- NON METALLI (no duttili, no malleabili, non conduttori temp amb. gas o solidi o Bromo liquido)
- SEMIMETALLI (caratt. intermedie)

sost. ulteriormente scomponibili in sost. + semplici rapp con formule chimiche

- MOLECOLARE (molecole, aggregati di 2 o + atomi)
- IONICO (aggregati di ioni per attrazione elettrostatica)
- POLIMERICO (molecole di atomi giganti)

IONE

Atomo che ha perso o acquistato cariche negative

$A \rightarrow A^+ + e^-$ ⟶ ione positivo (perso e^-) (CATIONE)

$A^- \rightarrow A + e^-$ ⟶ ione negativo (acq e^-) (ANIONE)

LEGGE DI LAVOISIER (CONSERVAZIONE MASSA)

Massa totale prodotti = Massa totale reagenti

$aA + bB \longrightarrow cC + dD$

A, B reagenti

C, D prodotti

a, b, c, d coeff stechiometrici

→ VALIDA MA NON RIGOROSA

Einstein $E = mc^2$

$\Delta E = \Delta m c^2 \rightarrow \Delta m = \frac{\Delta E}{c^2}$

siccome nelle reazioni c'è sempre un ΔE allora x Einstein c'è anche un Δm (vs LAVOISIER)

Ma Δm è talmente piccola → trascurata

LEGGE DELLA COMPOSIZIONE COSTANTE

La composizione di una sostanza chimica è costante indipendentemente da se è stata trovata o ottenuta

$\frac{\text{massa 1 atomo calcio}}{\text{massa 1 atomo zolfo}} = \frac{55,5}{44,5} = 1,25$ atomo calcio ha massa 1,25 volte + grande atomo di zolfo

PESO ATOMICO (relativo)

quante volte il mio atomo pesa più dell'atomo di riferimento

PA(O) = 16 → 16 u.m.a (unità di massa atomica)

1) idrogeno (H) + piccolo e leggero
2) isotopo 16 ossigeno ($^{16}_{8}O$)
3) isotopo 12 carbonio ($^{12}_{6}C$)

PESO MOLECOLARE

si determina sommando fra loro i pesi atomici moltiplicati per il numero di atomi di una certa sostanza

$PM(H_2O) = 2(1) + 16(1) = 18$

$PM(H_2SO_4) = 2(1) + 1(32) + 4(16) = 98$

$PM(NH_3) = 14 + 1(3) = 17$

Se parlo di composti ionici (es NaCl) sommando i pesi atomici ottengo il Peso Formula (rappresenta il composto)

Atomo { numero atomico (Z) / numero di massa (A) } $^{A}_{Z}X$ → n° protoni e n° elettroni → somma n° protoni + n° neutroni

MOLE

quantità in grammi di sostanza → peso atomico se parlo di atomi
→ peso molecolare se parlo di molecole

PA(Na) = 23 → 1 mole di sodio = 23 g. sodio

Numero di Avogadro = quantità sostanza pari a $6{,}022\ 10^{23}$ atomi e molecole

→ peso mole / peso atomico

es. $H_2O = \frac{18\,g}{18(1{,}67\cdot10^{-24})} = 6{,}022\cdot10^{23}$

STRUTTURA DELL'ATOMO

Sistema di forma sferica con raggio $\simeq 10^{-10}$ m

Quasi tutta la massa è concentrata nel NUCLEO (forma sferica con $r \simeq 10^{-14}/10^{-15}$ m)

PROTONI E NEUTRONI (nucleoni) → CARICA NEUTRA

CARICA POSITIVA (+1)
1836 (massa e^-)
$e^- = +1{,}6\cdot10^{-19}$

dell'esterno ci sono gli ELETTRONI

CARICA NEGATIVA (−1)
MASSA $= 9{,}11\cdot10^{-31}$ Kg
$e^- = -1{,}6\cdot10^{-19}$

ISOTOPI

Atomi di uno stesso elemento con stesso numero atomico (Z) ma diverso numero di massa (A)

es. Idrogeno { Protio ^1_1H ; Deuterio ^2_1H ; Trizio ^3_1H



SCOPERTA PARTICELLE SUBATOMICHE

1° scoperta furono i protoni da Thompson che facevano esperimenti con i RAGGI CATODICI (particelle con carica negativa ma con massa)

Successivamente scoprì le particelle negative (elettroni) e la loro massa.

RADIOATTIVITÀ

↳ nasce da una instabilità del nucleo atomo → decade, x trovare stabilità, emettendo particelle radioattive

X bassi valori di numero atomico $Z = 20$ STABILI ni neutroni = ni protoni
$Z > 20$ stabili se ni neutroni > ni protoni

3 DECADIMENTI RADIOATTIVI

→ α : eccesso protoni rispetto condizioni stabilità

→ β : eccesso neutroni // // //

→ γ : secondario rispetto α e β

RUTHERFORD modello atomico planetario

↳ lamine oro sottilissime bombardate con particelle α

- quasi tutte attraversano
- alcune deflesse
- poche rimbalzano

→ ATOMO → prettamente vuoto, nucleo è la massa del centro dell'atomo e ha carica + e elettroni ruotano attorno nucleo con ORBITE CIRCOLARI

crisi xke elettroni non possono non cadere addosso nucleo

BOHR

Elemento atomo idrogeno (+ semplice) → tra tutti stati possibili in cui elettrone sta → devi sono STAZIONARI

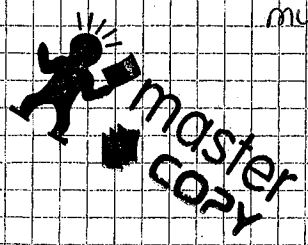
nei quali l'elettrone ruota attorno nucleo senza cadere e perdere energia

I postulato Bohr

- QUANTIZZAZIONE MVR → momento angolare ($m \cdot v \cdot r$) deve essere multiplo intero della grandezza $\frac{h}{2\pi}$ → costante Planck

$mvr = n \frac{h}{2\pi}$ → numero quantico principale, $n = 1, 2, 3 \ldots$

↓
livello energetico



- QUANTIZZAZIONE RAGGIO ORBITA → ruota solo a una certa distanza

$$r = n^2 \frac{h^2}{4\pi^2 m e^2}$$

- QUANTIZZAZIONE ENERGIA → assume solo dei valori

$$E = -\frac{1}{n^2} \cdot \frac{2\pi^2 m e^4}{h^2}$$

Elettrone stato fondamentale → energia minima → max stabilità

→ man a mano che si allontana dal nucleo → stati eccitati

→ nell'orbita $n=\infty$ $E=0$ → no interazione tra nucleo e elettrone

II postulato di Bohr

Atoma assorbe e poi emette energia solo se l'elettrone può saltare da stato stazionario a un altro con + energia (xke energia è quantizzata)

$$(Ni)\ \nu = \frac{E_2 - E_1}{h} \qquad \bar{\nu} \text{ numeri d'onda} = \frac{\nu}{c}$$

$$\bar{\nu} = \frac{E_2 - E_1}{hc} = \left(\frac{2\pi^2 m e^4}{h^3 c}\right)\left(\frac{1}{(n_1)^2} - \frac{1}{(n_2)^2}\right)$$

($\frac{1}{2}R$ (costante di Rydberg))

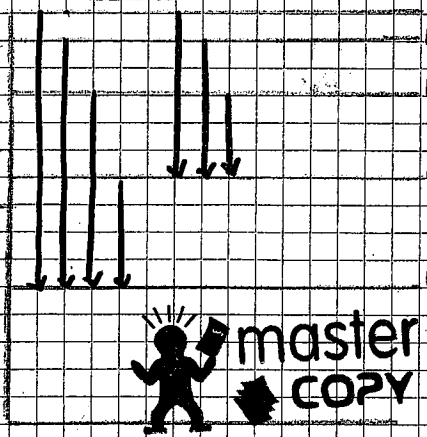
Crisi modello Bohr con studio spettri emissione

SPETTRO EMISSIONE

Serie di righe = insieme frequenze della radiazione elettromagnetica emessa quando elettroni transizione da stato a altro

- SERIE DI LYMAN
- SERIE DI BALMER
- SERIE DI PASCHEN

- da $n>1$ a $n=1$ EMISSIONI ULTRAVIOLETTE
- da $n>2$ a $n=2$ VISIBILE
- $n>3$ a $n=3$ INFRAROSSO



Crisi Bohr con scoperta raggruppamenti di righe → MULTIPLETTI → ORBITA ELLITTICA

crisi teorie Bohr → raggruppamenti di righe vicine → MULTIPLETTI → ORBITA ELLITTICA