La chimica studia la materia: la materia è tutto ciò che occupa un volume e ha una massa.

LA MATERIA
- COMPOSIZIONE → come sono fatte le sostanze
- PROPRIETÁ → dipendono dagli atomi che costituiscono una sostanza. Sostanze con legami diversi hanno PROPRIETÁ DIVERSE
  Es. UREA $H_2N\diagdown\!\!\diagup C=O$ (H_2N)
  CIANATO DI AMMONIO $NH_4^+ -N\equiv C=O$
- TRASFORMAZIONI → dipendono dal modo in cui gli atomi sono legati tra loro (LEGAMI)

PROPRIETÁ
- FISICHE: sono quelle caratteristiche delle sostanze: colore, odore, temperatura
- CHIMICHE: sono quelle che si manifestano durante una reazione: infiammabilità, reattività con metalli, interazione con acidi, tossicità.

TRASFORMAZIONI
- FISICHE: sono quelle che modificano lo stato fisico (STATO DI AGGREGAZIONE), ma non la composizione.
  Es. acqua che diventa ghiaccio
  In genere si tratta di trasformazioni reversibili.
- CHIMICHE: sono quelle che, oltre allo stato fisico, modificano anche la composizione.
  Es. Reazioni chimiche, possono avvenire con un cambio di temperatura. Sono processi irreversibili.

Tutte le trasformazioni vengono accompagnate da un cambiamento di ENERGIA (capacità di compiere lavoro) Tutte le reazioni possono essere: ESOTERMICI o ENDOTERMICI (assorbimento di energia)

ENERGIA → capacità di compiere lavoro. È data da:

- ENERGIA POTENZIALE (E_p) (dipende dalla posizione)
- ENERGIA CINETICA (E_c) (dipende dal movimento)

Ep è più stabile quando ha il minimo contenuto di energia (posizione in basso).

La materia può avere tre stati di aggregazione:

- Solido: Forma e volume propri ben definiti, poco comprimibile (differenze minime con variazioni di pressione).
- Liquido: Volume proprio ma non forma propria (poco comprimibili)
- Gassoso: Né forma né volume propri. Le particelle sono molto piccole e tendono ad occupare tutto lo spazio. Sono molto comprimibili e una variazione di pressione tende a variare molto il volume.

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

La materia è costituita da:

MISCUGLI omogenei (soluzioni): I componenti possono essere solubili ionizzati, non si possono distinguere e non possono essere visti in tutte le proporzioni: soluzioni SATURE Si possono separare ma possono alterare nuovamente la composizione Es ACQUA + SALE

MISCUGLI eterogenei (emulsioni): i componenti conservano inalterate le loro proprietà e si possono distinguere. Sono miscelabili in tutte le proporzioni e si possono separare senza alterare le proprietà.

SOSTANZE PURE

- ELEMENTI: sono sostanze pure che non possono essere scomposte in sostanze più semplici: Es H_2, O_2 Si conoscono 116 elementi - Sono rappresentati da simboli che derivano dal latino. Possono esistere come: GAS NOBILI (poco reattivi) → 8° GRUPPO, sono molto stabili e non si legano con altri atomi. MOLECOLE BIATOMICHE aggregati di atomi H_2, O_2, Cl_2, I_2 aggregati di tanti atomi tenuti insieme da legami metallici: Na Cu.
Aggregati di atomi: legame covalente: carbonio → GRAFITE, DIAMANTE

- COMPOSTI: possono essere scomposti Es H_2O

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

Gli elementi si dividono in:
METALLI: (sinistra) → duttili, malleabili e buoni conduttori di elettricità. A temperatura ambiente sono solidi (tranne il mercurio)

NON METALLI: (destra) → a temperatura ambiente alcuni sono gassosi, altri solidi e il bromo liquido. Non duttili, non malleabili.

Esistono poi i SEMIMETALLI con proprietà comprese tra metalli e non.

COMPOSTI = vengono rappresentati da formule che ci dicono da quali e da quanti atomi sono composti

H_2O → acqua 2H 1O

NH_3 → ammoniaca 1N 3H

Possono essere:
Molecolari → sostanze che esistono sotto forma di aggregati di atomi, la formula rappresentativa corrisponde a come è fatta la molecola
Ionici → aggregati di ioni positivi e negativi che stanno insieme tramite l'attrazione tra CAT e XIUT
Ione: atomo che ha perso o acquistato elettroni quindi dotato di carica elettrica: positivo = CATIONE (ha perso uno o più elettroni), negativo = ANIONE (ha acquistato uno o più elettroni)
Polimerico → molecole giganti, aggregati di atomi che si formano lungo una catena che si ripete tante volte. La formula ci dice la sequenza

FORMULA MINIMA = indica il minimo rapporto che c'è tra gli atomi
FORMULA MOLECOLARE = ci dice quanti atomi ci sono ($C_2H_4O_2$)
A volte formula minima e molecolare coincidono (H_2O)
FORMULA DI STRUTTURA = ci dice come sono legati gli atomi Es. $H_2O \rightarrow H-O-H$

LEGGI DELLA CHIMICA

1. Legge di conservazione della massa = In una reazione la massa totale dei prodotti deve essere uguale alla massa totale dei reagenti

Reazione gen. $Aa + Bb \longrightarrow Cc + Dd$ (reagenti → prodotti)

a, b, c, d = Coeff. stechiometrici

$2A + B \rightarrow 2C + 3D$

Legge vera ma non rigorosa

$E = mc^2 \rightarrow$ velocità $\quad \Delta m = \frac{\Delta E}{c^2} \neq 0$ $\quad c^2 = cost$

$\Delta E = \Delta m c^2$

$\Delta E \neq 0$

$\Delta m \neq 0 \rightarrow$ piccolissima variazione $\neq 0$ (si può trascurare) NON RIGOROSA

$\rightleftharpoons$ reazione reversibile o equilibrio: avviene in entrambe le direzioni. In un certo intervallo di tempo avviene l'equilibrio, le reazioni avvengono nello stesso momento

$\rightarrow$ Reazione irreversibile (procede solo verso destra)

! Legge importante perché una reazione deve essere bilanciata

2. Legge della composizione costante

↓

in qualunque reazione è sempre costante

Es 100 g CaS è composto da 55,6 g di Ca
44,4 g di S

Facendo il rapporto: $\frac{\text{massa di Ca}}{\text{massa di S}} = 1{,}25$ (l'atomo di Ca è 1,25 più grande dell'atomo S)

I pesi atomici sono relativi e sono stati calcolati prendendo in considerazione come un elemento - Ci dice quanto un atomo è grande rispetto all'atomo di riferimento -

$O_2 = 16$ u.m.a $\rightarrow$ unità di massa atomica

L'atomo di riferimento era H (più piccolo e più semplice). Venne dato ad H PA = 1. Successivamente venne scelto l'ossigeno (O) $\rightarrow$ isotopo 16 perché poteva legarsi con più atomi. I valori con O erano simili a quelli con H - Successivamente venne scelto 1/12 massa del carbonio 12, che viene utilizzato ancora oggi e andava in questo caso non ci sono molte differenze. Il PA. è tratto sulla tavola periodica
Il PESO MOLECOLARE è un numero che si calcola partendo dalla formula

$H_2O \rightarrow PM = (1*2) + 16 = 18 \rightarrow H_2O$ è grande 18 volte di 1/12 di massa C_{12}

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

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

PESO FORMULA: quando abbiamo composti ionici $NaCl = 23+35,4$
Viene chiamato peso FORMULA dove la composizione non da quanti atomi si formano.

MOLE = rappresenta una quantità in grammi di sostanza pari al peso atomico (atomi) o (sostanze) molecolare.

$Pa(Ne) = 23$ $\quad$ 1 mole = 23g di Ne

Oppure viene indicato come numero di atomi o molecole pari a $6,023 \cdot 10^{23}$ atomi o molecole (numero di Avogadro).

ATOMO = particella più piccola - Successivamente vennero scoperte particelle ancora più piccole (che lo compongono): (ELETTRONI, PROTONI, NEUTRONI)

Gli ELETTRONI hanno carica elettrica negativa; massa elettrone $\frac{1}{1836}$ massa H
carica: $1,16 \cdot 10^{-15}$ Coulomb

I PROTONI hanno carica elettrica positiva] massa uguale
I NEUTRONI sono privi di carica

ATOMO GENERICO $\quad {}^{A}_{Z}X$

Z = n° atomico → numero di protoni ed elettroni
A = n° di massa → somma protoni + neutroni

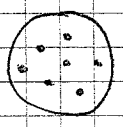
ISOTOPI = atomi di uno stesso elemento che hanno numero di massa diverso (n° neutroni diverso)

Ci sono tanti elementi che hanno isotopi
ESEMPIO: ${}^{1}_{1}H$ ${}^{2}_{1}H$ ${}^{3}_{1}H$

Protio	Deuterio	Trizio
↓	1 prot	1 prot
Idrogeno	1 neut	2 neut

Questo ha fatto capire perché il peso atomico non è un numero intero ma decimale. Il peso atomico viene calcolato facendo una media tra gli isotopi successivamente si fa il calcolo tenendo conto della percentuale dell'isotopo presente maggiormente
Gli isotopi sono stati scoperti tramite lo SPETTROMETRO DI MASSA (usato anche per calcolare il peso in grammi degli elementi)

Thompson = scoprendo gli elettroni, ipotizzò come fosse costituito un atomo → massa positiva con carica negativa all'interno



Si deve poi a RUTHERFORD il modello atomico planetario. Egli scoprì la vera struttura dell'atomo (prima scoprì la radioattività → emissione particelle radioattive e dipende dal nucleo). Per bassi valori di Z quelli più stabili sono quelli con n° di protoni = n° neutroni. Per valori + alti

di Z quelli + stabili sono quelli con numero di neutroni > n° protoni

Esperimento di Rutherford

Sottile lamina d'oro, bombardata con particelle radioattive di tipo α che attraversano la lamina, come ci fosse il vuoto, altre subiscono una deviazione, altre rimbalzano.

RISULTATO = il fatto che la maggior parte di atomi passa allora vuol dire che l'atomo è una struttura vuota. Le poche deviate sono quelle che passano vicino al nucleo, quelle che rimbalzano sono quelle che vanno sul nucleo carico positivamente (PROTONI) - Le cariche negative ruotano poi attorno al nucleo - Si tratta dunque di un modello dinamico, che naturalmente però sarà completato.

LA STRUTTURA DELL'ATOMO

Il nucleo è l'unità centrale, formato da protoni e neutroni (dotati di massa uguale a quella dei protoni ma privi di carica) - Gli elettroni ruotano invece attorno al nucleo (sistema planetario) - Ciò lascia pensare che una particella carica negativamente (appunto l'elettrone) dovrebbe subito precipitare sul nucleo compromettendo la stabilità dell'atomo.
Bohr, partendo dal modello proposto da Rutherford, risolse questo problema - Prese in considerazione l'atomo di idrogeno - L'elettrone nel suo stato fondamentale ha la possibilità di ruotare senza perdere energia. Tra tutti i possibili stati ci sono alcuni, detti stazionari, in corrispondenza dei quali l'elettrone, ruotando, non perde energia.

CONDIZIONE NECESSARIA AFFINCHÉ L'ELETTRONE SIA IN UNO STATO STAZIONARIO È CHE IN VALORE DEL MOMENTO ANGOLARE (mvr) SIA UN MULTIPLO INTERO DI $n\frac{h}{2\pi}$, DOVE N È DETTO "NUMERO QUANTICO PRINCIPALE" E h È LA COSTANTE DI PLANCK

$$mvr = n\frac{h}{2\pi}$$

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

Bohr quantizza quindi il momento angolare dell'elettrone (imponendo a tale grandezza di assumere solo certi valori)

Egli quantizza altre due grandezze:

- IL RAGGIO dell'orbita: l'elettrone non può ruotare su qualunque orbita, ma solo su quelle dove $r = n^2\frac{h^2}{4\pi^2 me^2}$ quantizzazione del raggio dell'orbita

$n = 1 \quad r_1 = 0{,}053$ nm (1° orbita nell'atomo H, quella con distanza minima dal nucleo. Corrisponde uno stato stazionario detto fondamentale, poiché garantisce stabilità [= energia])

- L'ENERGIA: l'elettrone può assumere valori di energia dipendenti da n

$$E_{(pot)} = -\frac{1}{n^2}\frac{2\pi^2 me^4}{h^2}$$

! "E" diminuisce man mano che l'elettrone si avvicina al nucleo