Proprietá della materia

Le proprietá dipendono della nature degli elementi costituenti la materia e dalle interazioni che si instaurano tra gli atomi. Possono essere:

(i) FISICHE → misurabili e caratterizzano la sostanza. Possono essere:
  ① ESTENSIVE → dipendono dalla quantitá di materia
  ② INTENSIVE → non dipendono dalla quantitá di materia

(ii) CHIMICHE → si presentano quando una sostanza reagisce con altre

Teoria atomica della materia

Fu Lavoisier il primo ad utilizzare la bilancia nelle reazioni chimiche, facendolo si accorse che "la materia non si crea né si distrugge".

Legge della conservazione di massa (Lavoisier)

"In una trasformazione chimica la somma delle masse dei reagenti é uguale a quella dei prodotti"

In realtá l'equazione $E=mc^2$ ci dice che la massa si puó trasformare di energia, ma:

$$E=mc^2 \Rightarrow \Delta E = \Delta m \cdot c^2 \Rightarrow \Delta m = \frac{\Delta E}{c^2}$$

C é molto grande, per cui per ΔE come quelli che troviamo nelle reazioni $\Delta m \to 0$

Teoria atomica di Dalton

① La materia é costituita da particelle indivisibili chiamate atomi

② Gli atomi sono caratterizzati dalla loro massa: atomi di uno stesso elemento hanno stessa massa e quindi stesse proprietá

③ I composti sono formati dalla combinazione chimica di atomi di diversi elementi in un rapporto di numeri interi e piccoli

④ Nel corso di una reazione gli atomi mantengono la loro individualità: non si creano e non si distruggono

master COPY

ES

Reagenti → Prodotti

$$C_3H_8 + 5O_2 \longrightarrow 3CO_2 + 4H_2O$$

Il numero di atomi rimane inverato ai due membri, cambia solo il loro modo di raggrupparsi ottenendo sostanze con diverse caratteristiche chimiche.

⚠ Una reazione da solo info quantitative: non indica la resa o le fasi intermedie del processo

TRUCCO: Per bilanciare una reazione bilancia per ultimi O e H

DEF: • NUMERO ATOMICO (Z) := numero di protoni di un elemento

• NUMERO DI MASSA (A) := numero di nucleoni di un elemento

NUCLEONI → protoni e neutroni

È il numero atomico a caratterizzare l'atomo

$^{A}_{Z}X$ → simbolo elemento

DEF: ISOTOPI := atomi di uno stesso elemento che differiscono per il numero di massa

master COPY

ES

$^{1}_{1}H$ $^{2}_{1}H$ $^{3}_{1}H$ isotopi dell'idrogeno

prozio deuterio trizio

master COPY

DEF: -ABBONDANZA RELATIVA := frazione in cui si trova un isotopo in una miscela di atomi di uno stesso ele

mento

• ABBONDANZA PERCENTUALE := abbondanze relative · 100

DEF: UNITÁ DI MASSA ATOMICA (uma) := $\frac{1}{12}$ della massa di $^{12}_{6}C$

L'unitá di massa atomica ci permette di definire il peso atomico

DEF: PESO ATOMICO := $\frac{\text{massa atomo}}{\frac{1}{12}\ \text{massa}\ ^{12}_{6}C}$

Pesi atomici utili

ISOTOPO $^{12}_{6}C$ ⟶ 12
PROTONE ≃ 1
NEUTRONE ≃ 1
ELETTRONE ≃ 0

Il peso atomico di un elemento costituito da miscele di isotopi rappresenta la massa media della "miscela isotopica naturale" di quell'elemento:

$$\text{PESO ATOMICO} = \sum x_i \cdot m_i$$

(x_i: abbondanza relativa; m_i: massa isotopo in u.m.a.)

DEF: PESO MOLECOLARE := somma dei pesi atomici di tutti gli atomi costituenti la molecola

es

peso molecolare $H_2O = 2 \cdot 1 + 2 \cdot 16 = 18$

DEF: • CATIONE := ione carico positivamente

• ANIONE := ione carico negativamente

Gli ioni si ottengono per sottrazione / addizione di elettroni, i nucleoni non si spostano!

DEF: • MOLE := quantità di sostanza che contiene N_A atomi

$$N_A = 6.022 \times 10^{23}$$

↓ numero di Avogadro

• MASSA MOLARE := massa di una mole (in grammi)

Una mole di sostanza ha un peso in grammi numericamente uguale alla massa atomica/molecolare in u.m.a dei singoli atomi/molecole

master COPY

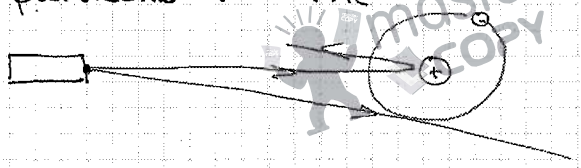
master COPY

master COPY

Struttura elettronica degli atomi

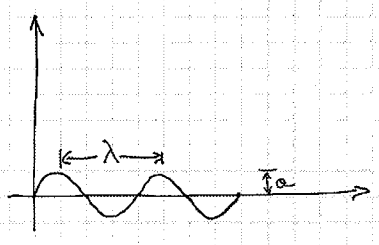
Nella tavola periodica ci sono 118 elementi, di cui solo 90 trovati in natura. In natura sono pochi a trovarsi sotto forma di elemento. Il modello atomico "a pianeti" fu inserito da Rutherford che, osservando con il suo esperimento come alcune particelle rimbalzano sulla lamina d'oro, ipotizzò l'esistenza di un nucleo sul quale fossero concentrate le cariche positive, in grado così di respingere le particelle α sparate ad alta velocità.

particelle $\alpha \rightarrow {}^4He^{++}$



master COPY

Per conoscere più a fondo la struttura di un atomo, fondamentale per comprenderne la reattività è necessario però un cenno alla meccanica quantistica.
Le cariche accelerate producono onde elettromagnetiche che si propagano alla velocità della luce.



$\lambda \rightarrow$ lunghezza d'onda (metri)

$a \rightarrow$ ampiezza (metri)

$\nu \rightarrow$ frequenza (s^{-1} oppure Hz) numero di onde che passano in un pto in un secondo

$$\lambda \cdot \nu = c$$

$480nm < \lambda < 700nm$: spettro visibile

$E = h \cdot \nu$ → l'energia di una particella può assumere solo valori multipli interi di h

Secondo il modello di Rutherford gli elettroni avrebbero dovuto emettere onde elettromagnetiche, perciò perdere energia e collassare sul nucleo. Inoltre gli elettroni potevano assumere valori diversi di energia con continuità. Questo contrariava con le scoperte fatte sugli spettri atomici. Infatti se gli elettroni vengono eccitati passano ad uno stato energetico più alto, per tornare allo stato normale perdono l'energia sotto forma di radiazioni.

DEF: • SPETTRO DI EMISSIONE := risultato dell'analisi della radiazione emessa da un atomo facendola passare da un prisma (per rifrazione). Lo spettro ottenuto è a righe, ogni riga corrisponde ad un preciso λ e da preciso ν.

• SPETTRO DI ASSORBIMENTO := insieme delle radiazioni assorbite da un atomo