(1)

materia (= ciò che ha massa e occupa volume) → ha 3 stati di aggregaz.

- Solido → forma e volume definiti – sostanza incomprimibile (a variaz. pressione significativa NO variaz. volume significativa)
- Liquido → × una ✓ " " ; assume forma recipiente ; sostanza incomprimibile
- Gassoso → × né × ; forma e volume del recipiente, sono altamente comprimibili

Studia

In base a...

1) Composizione → data da atomi (a loro volta dati da particelle subatomiche) che si legano formando sostanze più o meno complesse, alla ricerca di MAGGIORE STABILITÀ (NB: Gas nobili !!) → le proprietà della sostanza dipendono da { tipo di atomi / " " legami

Es: Urea $(NH_2)_2C=O$ — Cianato di ammonio $NH_4^+N=C=O$

2) Proprietà
- Chimiche → manifestate solo in certe condizioni (es: infiammabilità, reattività all'acido o ai metalli)
- Fisiche → proprie di una sostanza (Colore, p. fusione, p. ebollizione, sapore)

3) Trasformazioni subite
- spontanee provocate da uomo ⇒ reazioni chimiche
- fisiche
  - se avvengono per Δtemp, sono solitamente reversibili (doppia freccia)
  - modificano forma/stato, ma non le caratteristiche
  - Es: evaporazione - fusione ghiaccio: $H_2O_{(s)} \rightleftarrows H_2O_{(l)}$
- chimiche
  - da una sostanza passo ad un'altra (o altre) completamente diverse
  - se dovuta a Δtemp., difficilmente ripristino situazione iniziale.
  - es: $H_2O(l) \rightarrow H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g)$ (dopo passaggio corrente ritrovo acqua non hanno a che fare con acqua)

in generale accompagnate da Δ contenuto energia

energia = capacità di compiere lavoro (→ implica movimento)

energ. di un sistema è somma di En. potenziale (= legata alla posizione) ed En. cinetica (= " al movimento)

$E_{tot} = E_p + E_c$

NB ① Qualsiasi sistema ricerca il minimo contenuto di energia, perché corrisponde a MAX STABILITÀ

② Energia non distrutta, ma trasformata ⇒ en. nell'Universo è costante.

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

Materia { Sostanze pure
Miscugli

Chimica – 1 ott. 2014

Miscugli { eterogeneo ⇒ miscele — ① Componenti mescolati in tutte le proporzioni, composizione identificabile anche dopo miscelazione e conservano proprietà possano essere separati senza alterare proprietà [Es: sabbia e limatura] a causa delle diverse
omogeneo ⇒ soluzioni

② componenti mescolabili in proporzioni fisse non sempre identificabili dopo il mescolamento che può alterare le proprietà dei singoli componenti. Possono separarsi ma può essere necessaria la modifica parziale dei componenti [Es H_2O e NaCl]

Sostanze pure { elementi ⇒ sostanze non ulteriormente scomponibili in sostanze più semplici
composte ⇒ " ulteriormente scomponibile " "

Elementi - circa 116 se ne conoscono, in parte esistono in natura, altri sintetizzati in lab
- rappresentati attraverso simboli chimici (da lingua di derivazione latina)
- sottoforma di: singoli atomi (-Gas nobili, es He) [Na: da Natrium; Li: da Litium]
  - molecole biatomiche (molecola = aggregato di 2 o più atomi) es: Cl_2, H_2, O_2, N_2
  - aggregati di più atomi legati da legame metallico (Na, K, Cu)
  - " " " " " covalente (C) — esiste in 2 forme delle ALLOTROPICHE: diamante e grafite
- Si dividono in { semimetalli ⇒ proprietà intermedie
  metalli (>) ⇒ malleabili, duttili, buoni conduttori di temp. ed elettricità –, a temp ambiente tutti solidi (tranne Hg, liquido)
  non-metalli (<) ⇒ né duttili, né malleabili, cattivi conduttori di calore / elettricità – solidi / gas / liquido (tranne Bromo)

Composti — molecolari: sottoforma di molecole, rappresentabili come formule chimiche che descrivono quali e quanti atomi formano la molecola (es: H_2O, NH_3, H_2SO_4 acido solforico)

ionici: sistemi costituiti da ioni che stanno insieme grazie all'attrazione elettrostatica tra cariche di segno opposto (es: NaCl Cloruro di Sodio)
Ione = atomo che ha perso / acquistato elettroni
Na^+ = ione sodio (catione) — e^-; es: Cl^- = ione cloruro (anione) (aggiunge desinenza -uro)
(mantiene nome di elemento)

La formula rappresenta il rapporto stechiometrico tra ioni nel composto, ma non sono uniti in molecola (altro esempio: $CaCl_2$)

polimeri: un'unità fondamentale si ripete molte volte a formare un polimero
es: $\left(-CH_2-\underset{OH}{CH}-\right)_n$

NB: Azoto / Ossigeno... allo stato ELEMENTARE... "N_2, O_2..."

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

2 Leggi

1) L. di conservazione della massa (di Lavoisier) In una qualunque reaz chimica
m_{tot} dei reagenti = m_{tot} prodotti

$aA + bB \rightarrow cC + dD$ { A, B = reagenti; C, D = prodotti; a, b, c, d = coeff stechiometrici

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

Se "$\rightarrow$" ⇒ Reazione irreversibile
"$\rightleftarrows$" ⇒ " reversibile (∃ e n. di equilibrio)
{ n. diretta A+B → C+D; n. inversa C+D → A+B

quando $v_{n.diretta} = v_{n.inversa}$ ho EQUILIBRIO

ma.. L'Lavoisier è vera ma non leggesa: infatti se ha Δmassa ma è trascurabile, perché $E = mc^2 \Rightarrow \Delta E = \Delta m \cdot c^2$
↓
nella reazione chimica ho sempre $\Delta E \neq 0$; quindi $\Delta m = \frac{\Delta E}{c^2} \neq 0$

2) L. della composizione costante La composizione di una sostanza chimica è sempre la stessa qualunque venga preparata o da qualsiasi parte venga ottenuta

Es: CaS (= solfuro di Calcio) 100 g { 55,6 g Ca; 44,4 g di S } quindi $\frac{m \text{ di 1 atomo Ca}}{m \text{ di 1 atomo S}} = \frac{55,6}{44,4} = 1,25$
↓
ragionamento usato dai chimici per i Pesi atomici

PESO ATOMICO (è relativo, è un numero relativo all' atomo di riferimento (Es: PA(N)=14, PA(O)=16)
o MASSA " "
all' inizio si scelse l'H e gli si attribuì PA(H) = 1
↓
poi abbandonato (perché non reagiva con molti altri elementi) e si prese l'isotopo ^{16}O
↓
poi si scelse come unità di massa atomica $\left(\frac{1}{12}{}^{12}C\right)$
↓
16 volte il peso atomico dell'atomo di riferimento
↓
passo avere anche → PA(O) = 16 "uma" (unità di massa atomica)

Quindi PA(N) = 14 significa che un atomo di N pesa 14 volte la 12esima parte di ^{12}C

PESO MOLECOLARE (= somma p. atomici atomi) ⇒ $PM(H_2O) = 18$ (= 16+1+1)
$PM(H_2SO_4) = 2+32+64 = 98$

PESO FORMULA es: NaCl è un aggregato di ioni in rapporto di 1:1, ma NON è una MOLE

Mole ① "quantità di grammi della sostanza in questione pari al PA/PM" (1 mol di Na = 23 g, PA(Na) = 23; 1 mol di NH_3 = 17, PM(NH_3) = 17)
② Spettrometro di massa si è stabilito peso in g di atomo di H, grazie a che pesa $1,67 \cdot 10^{-24}$ g; quindi 1 mol di H = 1 g di H,
Quanti atomi di H ci sono in una mole di H?
$\frac{1 g}{1,67 \cdot 10^{-24} g} = 6,023 \cdot 10^{23}$ atomi
E di Ossigeno? $\frac{16 g}{16 \cdot 1,67 \cdot 10^{-24} g} = 6,023 \cdot 10^{23}$ atomi
↓
= 1 di ^{12}C

{ si è scoperto che vale per tutti. Quindi, "(N di Avogadro =) $6,023 \cdot 10^{23}$ a = 1 mole"

Particelle Subatomiche

ORDINE SCOPERTA:

1) Elettroni: e^-; carica = −1; detto "carica elementare"; $m = \frac{1}{1836}$ m atomo di H

2) Protone: carica = +1; m ≈ m atomo di H

3) Neutrone: no carica; m ≈ m protone

Elementi

$^{A}_{Z}X$ A = numero di massa (= n° protoni + n° neutroni)
Z = numero atomico (= numero protoni)

Es: $^{1}_{1}H$ non ha neutroni, ma solo 1 protone

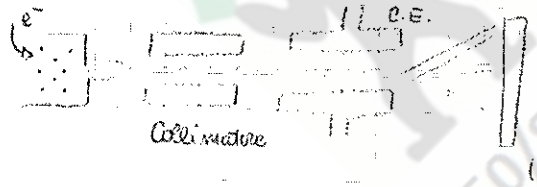
Isotopi = atomi di uno stesso elemento che hanno lo stesso numero atomico, ma diverso numero di massa

^{12}C, ^{16}O, ^{15}O; es: $^{1}_{1}H$ idrogeno (protio) → 99% di idrogeno
$^{2}_{1}H$ deuterio
$^{3}_{1}H$ trizio

P.A. (Cl) = 35,25 → perché con la virgola? Perché ho vari isotopi di diversa massa, presenti in diverse percentuali (No solo semplice media, ma tengo conto anche della percentuale con cui sono presenti.)

SPETTROMETRO di MASSA → per determinare MASSA e PERCENTUALE di isotopi
(allo stato gassoso)

Atomi di un elemento bombardati con elettroni provenienti da sorgente esterna. Quindi si ha la formazione di cationi, che vanno a formare un fascio. Questo viene fatto passare attraverso un C.E. e il fascio si scompone in n fasci singoli, tanti n di numeri di diversi isotopi. Ogni fascio ha diversa inclinazione e vanno a colpire una lastra, costituendo uno spettro.
(causa: diversa energia cinetica) (causata da C.E.)



Inclinazione ← massa
intensità ← percentuale dell'isotopo

Thompson → ipotizza modello atomico: atomo = massa caricata positivamente con cariche negative distribuite come uvetta nel panettone

Rutherford → modello atomico planetario.

PREMESSA: ci sono particelle radioattive.
In questo periodo si scoprì elementi che decadevano spontaneamente, causa instabilità, emettendo particelle radioattive.

- Per elem con Z ≤ 20, i nuclei stabili sono quelli in cui n. protoni = n. di neutroni
- " " Z > 20, " " " " n protoni < n neutroni → i neutroni vanno ad attenuare la repulsione tra protoni, che sono aumentati in numero.
- Per Z > 83, cominciamo a trovare elem radioattivi; decadimento radioattivo.

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745