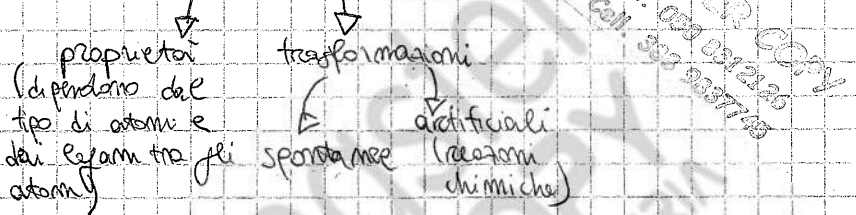
PRINCIPI DI CHIMICA PER INGEGNERIA — 26/09/2017
Lezione 1

PROF. MARIA GRAZIA CASCONE

LIBRI DI TESTO • "Fondamenti di Chimica" - A.M. MANOTTI LANFREDI - A. TRIPICCHIO → Casa AMBROSIANA
• "Fondamenti di Chimica" - (P. SILVESTRONI) - Casa ZANICHELLI

La CHIMICA studia → MATERIA



MATERIA: tutto ciò che ha una massa e che occupa un volume

La materia si presenta sotto 3 stati di aggregazione che dipendono dalla temperatura e dalla pressione: solido, liquido, gassoso

SOLIDI: • hanno forma e volume propri → costituiti da un insieme di particelle che occupano nello spazio una posizione definita; non hanno libertà di movimento ma possono compiere oscillazioni attorno a posizioni fisse → per questo hanno forma e volume propri
• sono sostanze INCOMPRIMIBILI → al variare della pressione, il volume non varia o varia in modo poco significativo

LIQUIDI: • hanno volume proprio ma forma non propria → costituite da particelle a diretto contatto l'una con l'altra; possono muoversi, scivolare l'una sull'altra ma devono rimanere a contatto fra loro → per questo non hanno forma propria ma volume proprio
• sono sostanze INCOMPRIMIBILI

GAS: • non hanno né forma né volume propri → sono costituiti da un insieme di particelle che si muovono in tutte le direzioni
• sono sostanze altamente COMPRIMIBILI → al variare della pressione il volume varia in modo significativo

La materia è fatta da atomi (atomo dal greco "indivisibile"), ma verso la fine dell'800/inizio 900 viene dimostrata l'esistenza delle particelle subatomiche (protoni, elettroni, neutroni).

Esistono diversi tipi di atomi → le proprietà della materia dipendono dai tipi di atomi che la compongono e dal modo in cui gli atomi sono legati tra loro (LEGAMI)

I legami nascono dalla necessità di raggiungere stabilità maggiore

Le proprietà possono essere: FISICHE → INTRINSECHE di una sostanza (sono della sostanza stessa → colore, odore)

CHIMICHE → le sostanze si manifestano in condizioni particolari o dopo le reazioni (reattività con gli acidi, con i metalli, infiammabilità)

Le trasformazioni FISICHE → modificano lo stato fisico ma NON la composizione (H_2O solido $\rightleftarrows$ H_2O liquido o evaporazione acqua)

Le t. fisiche che avvengono per una variazione di temperatura sono processi REVERSIBILI ($\rightleftarrows$)

Le trasformazioni CHIMICHE → modificano la composizione della sostanza (una sostanza si trasforma in sostanze diverse → se si fa passare corrente nell'acqua si formano $H_{2(g)}$ e $O_{2(g)}$ $H_2O \rightarrow H_{2(g)} + O_{2(g)}$)

Le t. chimiche che avvengono per una variazione di temperatura sono processi IRREVERSIBILI

Le trasformazioni sia chimiche sia fisiche comportano una variazione del contenuto di energia del sistema (reazione può essere esotermica o endotermica)

ENERGIA: capacità di compiere un lavoro

L'energia di un sistema non si crea, non si distrugge, ma si trasforma

L'energia può essere: • POTENZIALE → dipende dalla posizione

• CINETICA → dipende dal movimento

La tendenza di un sistema è quella di trovarsi con un contenuto minimo di energia → maggiore stabilità

MASTER COPY
Tel. 0[illegible]
Cell. 0[illegible]

MATERIA → MISCUGLI → ETEROGENEI
MATERIA → MISCUGLI → OMOGENEI (soluzioni)
MATERIA → SOSTANZE PURE → ELEMENTI
MATERIA → SOSTANZE PURE → COMPOSTI

IL MISCUGLIO ETEROGENEO: - è un sistema in cui le proprietà variano in ogni punto
- i componenti possono mescolarsi in tutte le proporzioni
- dell'insieme di essi si possono identificare le diverse sostanze e separarle (tipo sabbia + limatura di ferro)

IL MISCUGLIO OMOGENEO: - è un sistema in cui le proprietà sono uguali in ogni punto
- i componenti possono perdere identità
- i componenti non possono mescolarsi in tutte le proporzioni (si parla di un certo punto di SOLUZIONE SATURA)
- i componenti si possono separare ma durante il processo fisico per la separazione può cambiare lo stato fisico (nella separazione del sale dall'acqua, l'acqua diventa vapore)

Le SOSTANZE PURE si dividono in:

- ELEMENTI → Sostanze pure che non possono essere ulteriormente scomposte in sostanze più semplici
- COMPOSTI → sostanze pure che possono essere ulteriormente scomposte in sostanze più semplici

Gli elementi ora conosciuti sono 118 (alcuni dei quali furono scoperti in laboratorio). Per alcuni il simbolo deriva dal nome latino (Li, Cu, He)

Gli elementi esistono in natura sotto forma di:
- SINGOLI ATOMI (i gas nobili → unici che hanno l'ottetto completo che conferisce stabilità)
- MOLECOLE BIATOMICHE (la molecola è un aggregato di due o più atomi) [H_2, O_2, N_2, Cl_2]
- AGGREGATI DI TANTI ATOMI: - per LEGAME METALLICO [Na, Ca, K]
  - per LEGAME COVALENTE [CARBONIO → diamante, grafite] FORME ALLOTROPICHE del carbonio
  (il diamante e la grafite hanno stesso numero ma diversa disposizione degli atomi)

Gli elementi che esistono in natura si dividono in:

- METALLI → duttili, malleabili, buoni conduttori di calore ed elettricità
  SEMIMETALLI → 6/7 elementi → caratteristiche medie tra metalli e non metalli
- NON METALLI → non duttili, non malleabili, cattivi conduttori di calore ed elettricità

I METALLI a temperatura ambiente sono solidi (tranne il mercurio che è liquido)

I NON METALLI a temperatura ambiente molti sono gassosi, qualcuno solido e il bromo (Br_2) è liquido

I composti si rappresentano attraverso formule chimiche.

Le formule dicono quali e quanti atomi compongono la molecola

Le formule non dicono come i composti possono essere: - MOLECOLARE → come è fatta la molecola

Uno IONE è un atomo che ha perso o acquistato elettroni. Lo ione ha una carica elettrica che può essere positiva (CATIONE) o negativa (ANIONE)

$Na \rightarrow Na^+ + e^-$ perdo elettroni

$Cl^- = Cl + e^-$ ione cloruro → acquistato elettroni

- IONICO → rapporto tra gli elementi del composto ($NaCl$ → rapporto tra Na : Cl → 1:1)
- POLIMERICO

I composti ionici sono composti costituiti da elementi che stanno sempre insieme grazie all'attrazione tra cariche di segno opposto

I POLIMERI sono fatti da molecole che si ripetono (PVC → polivinilcloruro)

$$-\underset{H}{\overset{H}{C}}-\underset{Cl}{\overset{H}{C}}- \quad (-CH_2-CHCl-)_n$$

LEGGE DI CONSERVAZIONE DELLA MASSA (LAVOISIER)

"In una qualunque reazione la massa totale dei prodotti deve essere uguale alla massa totale dei reagenti"

Il bilanciamento serve a far rispettare la legge (bilanciare prima gli altri elementi e poi O e H)

LEGGE VERA MA NON RIGOROSA

A e B = reagenti

C e D = prodotti

$$aA + bB \rightarrow cC + dD$$

a, b, c, d = coefficienti stechiometrici (numeri)

$E = mc^2$

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

$\Delta m = \frac{\Delta E}{c^2}$ → anche se piccolissima, c'è variazione di massa

→ reazione IRREVERSIBILE (può procedere solo nel senso della freccia)

Quando la velocità della reazione diretta è uguale alla velocità della reazione inversa si raggiunge l'EQUILIBRIO

⇌ reazione REVERSIBILE (può procedere in entrambe le direzioni) o → reazione di EQUILIBRIO

28/09/2021
Lezione 2

LEGGE DELLA COMPOSIZIONE COSTANTE

La composizione di una sostanza chimica è la stessa indipendentemente dal modo in cui la otteniamo (natura o sintetizzata in laboratorio)

Es. $CaCO_3$ (carbonato di calcio) 12% C, 40% Ca, 48% O

$\frac{\text{massa 1 atomo Ca}}{\text{massa 1 atomo C}} = \frac{40}{12} = 3{,}33$ ← La massa di 1 atomo di Ca è 3,33 volte maggiore della massa di 1 atomo di C.

MASSA ATOMICA O PESO ATOMICO (RELATIVO)

$PA(O) = 16$ → l'atomo di O pesa 16 volte più rispetto all'atomo di riferimento

$= 16$ u.m.a (unità di massa atomica)

ATOMO DI RIFERIMENTO:

1) H: il primo atomo di riferimento è l'atomo di H, perché è il più piccolo, il più semplice, il più leggero (ha solo 1 protone e 1 elettrone)

2) ^{16}O: in seguito si abbandona H e si sceglie ^{16}O come atomo di riferimento dei pesi atomici che vengono ricalcolati.

3) ^{12}C: $\boxed{\frac{1}{12}\,{}^{12}C}$ → si abbandona ^{16}O e si sceglie l'elemento ^{12}C e in particolare $\frac{1}{12}\,{}^{12}C$ ⇒

$PA(O) = 16$ → l'atomo di O pesa 16 volte di più rispetto a 12esima parte dell'atomo di ^{12}C

1 u.m.a. $= \frac{1}{12}\,{}^{12}C$

PESO MOLECOLARE: somma dei pesi atomici di ogni atomo della molecola

Es. H_2O $PM = (2)1 + 16 = 18$ u.m.a

1 molecola di H_2O pesa 18 volte più rispetto a 1 u.m.a (ricordo $\frac{1}{2}$ di ^{12}C)

H_2SO_4 ⇒ $PM = (2)1 + 32 + (4)16 = 98$ u.m.a

LA MOLE

MOLE → ① una quantità in g pari al peso atomico (o peso molecolare)
Es. 1 mole O = 16 g

② una quantità di atomi (o molecole) pari a un numero costante di atomi (o molecole)
pari a $\boxed{6{,}023 \times 10^{23}}$ atomi (o molecole)
↑ n° di Avogadro

Es. $A + 2B = C + 3D$

dire una mole o una molecola è la stessa cosa perché una mole indica un numero costante di atomi (o molecole)