PROF. LUIGI LAZZERI lu.lazzeri@diccism.unipi.it 04.10.13

ATOMI CHIMICA

- Atomi: sono i costituenti della materia, l'atomo è indivisibile tramite che con la fissione.

  Esistono circa 110 elementi, atomi elementari nella tavola periodica

  Ogni atomo è specifico di un elemento.

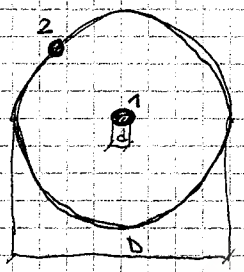
  ATOMO → ELEMENTO

  1÷92 sono atomi che esistono in natura tranne il 43

  L'atomo più semplice è l'idrogeno H

  H, nelle stelle è il combustibile. Gli elementi sintetizzati dal Sole partono dall'Idrogeno e arrivano fino al ferro (Z=26). Tutti gli elementi successivi non vengono sintetizzati dal Sole ma solo da stelle che liberano molta più energia come ad esempio le supernovae

STRUTTURA ATOMO



1) NUCLEO: • protoni → (p) → + → $1,6727 \cdot 10^{-27}$ kg
• neutroni → (n) → ... → $1,6749 \cdot 10^{-27}$ kg

2) orbita: • elettroni → (e) → − → $9,9094 \cdot 10^{-31}$ kg

$D/d \cong 10^5$ → si deduce quindi che l'atomo è vuoto

(unica eccezione: H non ha n nel nucleo)

• Numero di p = Numero di e

$m_p/m_e = 1836$ → la massa dell'atomo è concentrata nel nucleo.

INTERAZIONI

1) L'atomo può interagire con altri atomi attraverso gli elettroni, con una reazione chimica che richiede $10 \div 10^3$ kCal/mol

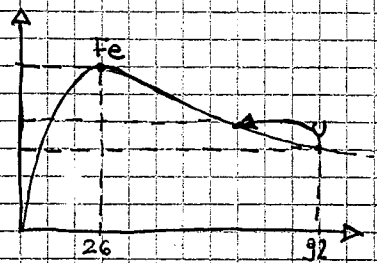
2) L'atomo può interagire con altri atomi attraverso il nucleo, con una reazione nucleare che richiede $10^7 \div 10^{10}$ kCal/mol.

Z = numero atomico, numero di protoni nel nucleo

A = numero di massa, protoni + neutroni

$^{A}_{Z}H$

ESEMPIO



(Fe) è l'elemento più stabile

Attraverso la fissione dell'uranio U cioè spaccando l'atomo, ottengo due elementi differenti con meno protoni ma più stabili

La fusione invece unisce due atomi leggeri per ottenerne uno più pesante ma per renderlo possibile occorrono grandissime potenze

Sotto il ferro Fe è possibile la fusione e dopo solo la fissione

ISOTOPI

Gli atomi differiscono chimicamente in base al numero di protoni Z.

Se 2 atomi hanno Z uguali sono atomi dello stesso elemento.

$^{12}_{6}C$ $^{13}_{6}C$ $^{14}_{6}C$ sono chimicamente uguali. → n=6 n=7 n=8

Sono Isotopi del carbonio, hanno cioè lo stesso posto nella tavola periodica. In questo caso la composizione isotopica è per il 98,90% di $^{12}_{6}C$, 1,10% per il $^{13}_{6}C$. Per una centrale che produce energia bruciare l'uno o l'altro è uguale.

• Isotopi dell'Uranio

$^{235}_{92}U$ → con 143 neutroni è instabile → spontaneamente rilascia particelle $^{4}_{2}\alpha$ → α = particella di elio. $^{4}_{2}\alpha + n$ può provocare la fissione di un altro atomo di uranio.

$^{235}_{92}U + n =$  l'uranio si spezza in due atomi più piccoli diversi dall'uranio.

(la fusione, a differenza della fissione è sicura)

Composizione isotopica dell'Uranio. ^{238}U → 99,27%

^{235}U → 0,72% → in natura è pochissimo per cui si deve provvedere a crearlo. (Arricchimento) Tutto quello utilizzato per produrlo resta indietro ed è definito impoverito.

^{234}U → ...

CASO PARTICOLARE DI ISOTOPI

$^{1}_{1}H$ $^{2}_{1}H$ = Deuterio $^{3}_{1}H$ = Trizio } la composizione influenza anche quella chimica. Essi sono instabili, radioattivi.

(Le pallottole di piombo sono pericolori rispetto a quelle di uranio, la densità del Pb ≅ 11,5 mentre quella dell'U ≅ 19,5)

05·10·13

ATOMI & MOLECOLE

H → Idrogeno, O → Ossigeno, Na → Sodio, Cu → Rame

Gli atomi si organizzano tra loro per costituire una molecola attraverso la interazione degli elettroni più esterni dell'atomo.

MOLECOLE → costituenti dei composti → Formule chimiche



acqua → H_2O → ossido di idrogeno

cloruro di sodio → NaCl → sale

nitrato di sodio → $NaNO_3$

Carbonato di Calcio → $CaCO_3$

In natura H, N, O, F, Cl si presentano: H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2 e si chiamano molecole biatomiche di un elemento.

Tutte le molecole di un composto sono uguali tra di loro

REAZIONI CHIMICHE

$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$ (acido+base)

$H_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow H_2O$ (combustione H)

$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ (metallo che brucia)

} Ognuna di queste reazioni nonostante i diversi elementi, formano H_2O

• LEGGE DI PROUST, legge delle proporzioni definite (1799). Legge che regola la formazione dei composti chimici a partire dagli elementi che li compongono. Quando due o più elementi reagiscono per formare un determinato composto, si combinano sempre secondo proporzioni in massa definite e costanti.

La composizione ponderale dell'acqua: H: 11,19% e O: 88,81%

O/H = 7,936

Se il numero è diverso da questo non si ha l'acqua.

- LEGGE DI DALTON: Legge delle proporzioni multiple. Quando due elementi si combinano in modi diversi per formare un diverso composto, posta fissa la quantità di uno di due elementi, la quantità dell'altro elemento necessaria per reagire per formare un diverso composto risulterà essere multiplo o sottomultiplo di se stessa, in rapporti esprimibili con numeri interi

H e $O \rightarrow H_2O$ oppure H_2O_2 (acqua ossigenata)

ES. 1° composto $1\,g\,C + 1{,}33\,g\,O = CO$ (inquinante)

2° composto $1\,g\,C + 2{,}66\,g\,O = CO_2$ (prodotto della respirazione)

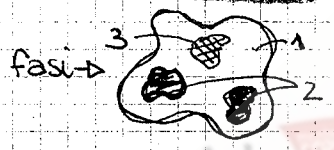
ES. 1° composto $1\,g\,Fe + 1{,}27\,g\,Cl = FeCl_2$

2° composto $1\,g\,Fe + 1{,}90\,g\,Cl = FeCl_3$

SOSTANZE PURE (ELEMENTI + COMPOSTI) → COMPOSIZIONE DEFINITA

MISCELE (Miscugli): Come la materia si presenta veramente a noi. Non hanno una composizione definita. Sono l'insieme di composti differenti che mantengono le loro proprietà. Le miscele possono essere:

1) ETEROGENEE: Si possono individuare le varie fasi con un certo livello di ingrandimento. La fase ha caratteristiche uniformi.



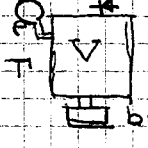
ES. solido-solido: sabbia
liquido-liquido: latte
liquido-gas: bevanda
solido-gas: fumo

2) OMOGENEE: Sono miscugli di sostanze dove le diverse sostanze non sono riconoscibili neanche con ingrandimenti, unica fase.
⇓
SOSTANZE
ES. solido-solido: lega metallica
liquido-liquido: acqua-alcool
liquido-gas: acqua gassata

MATERIA → tutto ciò che ha Volume e massa.
⇓
MISCELE → Compongono la materia
↓
(processi FISICI)
↓
SOSTANZE PURE → COMPOSTO, ELEMENTO ↕ Processi chimici

- Legge di Avogadro, Massa relativa dell'atomo

dati: Volume costante
Temperatura costante
Pressione costante



N_x = n° particelle

m_x = massa di una particella

Si inserisce all'interno del recipiente un gas noto. V resta uguale e anche T mentre P aumenta.

$GAS_x \rightarrow M_x = N_x \cdot m_x$ [caso: P pari alle altre]

$GAS_y \rightarrow M_y = N_y \cdot m_y$ $\quad N_y = N_x$

A Parità di P, V, T si ha il solito numero di particelle → N quindi è uguale

$M_x / M_y = N_x / N_y \cdot m_x / m_y \rightarrow m_y = M_y / M_x \cdot m_x$

master COPY COPISTERIA

Ipotesi di Avogadro

x = atomo di Idrogeno

$m_y = {}^{M_y}/_{M_H} \cdot m_H$

$m_p = 1{,}6726 \cdot 10^{-27}\ kg$

$m_n =$

$m_e =$

PA = peso atomico $\Rightarrow {}^{PA}(y) = M_y / M_H$ è un numero puro

- PA (H) = 1 per convenzione
- PA (He) ≅ 4 → $m_{(He)} = 4 \cdot m_H$
- PA (Li) ≅ 7
- PA (O) ≅ 16
- PA (C) ≅ 12
- PA (N) ≅ 14

ecc.

scala dei pesi atomici

ESEMPIO: H_2O

$m_{H_2O} = m_H + m_H + m_O = PA(H) \cdot m_H + PA(H) \cdot m_H + PA(O) \cdot m_H = \underbrace{[2PA(H) + PA(O)]}_{\text{peso molecolare PM}} \cdot m_H = 18$

PM è anch'esso un numero puro

10.10.13

H PA(H) = 1

quantità di H(g) = 1g

$N_H = \frac{1G}{m_H}$

O PA(O) = 16

quantità in g(O) = 16G

$N_O = \frac{16G}{m_O} = \frac{16G}{16 \cdot m_H} \rightarrow \frac{1G}{m_H} = N_H$

[Per un atomo qualunque utilizzare una quantità in grammi pari al peso atomico PA]

H_2O: 2g C, 16g C → $PM(H_2O) = 16 + 1 + 1 = 18_g$

1 Grammoatomo → $X = PA(X)_g$

1 Grammo molecola → $C_x = PM(C_x)_g$

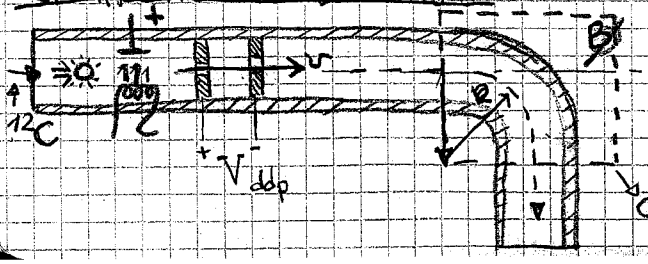
$N_H = \frac{1}{m_H} = \frac{16}{m_O} = \frac{18}{m_{H_2O}}$

MOLE quante entità sono presenti in un Grammoatomo.

NUMERO DI AVOGADRO $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{+23}$

per pesare un atomo ci vuole una bilancia molto grande:

SPETTROMETRO DI MASSA



inserisco atomi di un qualsiasi elemento

ES. CARBONIO

no L'IDROGENO perché esplode.

master COPY COPISTERIA

$N_A = 12 / \frac{m_{^{12}C}}{12} = \frac{1}{u}$

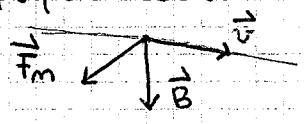
Il processo che avviene inviando degli atomi di ^{12}C, che vengono bombardati dagli elettroni prodotti dal filamento di Tungsteno W, si chiama

IONIZZAZIONE → (IONI) $\quad C \rightarrow C^+ + e$

l'atomo C^+ quando passa attraverso i due elettrodi aumenta la sua velocità.

$$\frac{1}{2} m v^2 = qV \qquad q = \text{carica elementare}$$

La velocità prima degli elettrodi è praticamente zero. Dopo la velocità diventa v e è costante fino a quando incontra il campo magnetico B perpendicolare.



$$\vec{F}_m = q\vec{v} \times \vec{B}$$

$$|F_m| = qvB$$

La particella quindi quando incontra il campomagnetico cambia direzione; inizia a percorrere un arco di cerchio di 90°. quando la particella esce da B continua colla solita velocità ma con direzione perpendicolare.

$$v^2 = 2qV/m \rightarrow qvB = mv^2/R \rightarrow m/q = RB/v$$

$$\left(\frac{m}{q}\right)^2 = \frac{R^2B^2}{v^2} \rightarrow \left(\frac{m}{q}\right)^2 = \frac{R^2B^2}{2qV} \cdot m \rightarrow \left(\frac{m}{q}\right)^{\frac{1}{2}} = \frac{RB}{2v} \cdot \frac{m}{q} \rightarrow \frac{m}{q} = \frac{R^2B^2}{2v}$$

$$m = q \cdot \frac{R^2B^2}{2V} \quad \text{massa atomo di carbonio.}$$

In fondo al tubo c'è un rivelatore che quando viene colpita manda un segnale. Se la massa non colpisce il rivelatore significa che non rispetta la formula e quindi va a colpire le pareti del tubo, eseguendo un arco o inferiore o superiore al raggio R del tubo

$m_{^{12}C} = 1,992648 \cdot 10^{-23}\,g \rightarrow u = \frac{m_{^{12}C}}{12} = 1,660540 \cdot 10^{-27}\,kg$

$N_A = \frac{1}{u} = \frac{1}{\frac{m_{^{12}C}}{12}} = 6,022137 \cdot 10^{23} \rightarrow 1\,MOLE \equiv 1\,N_A$ oggetti

N_A = numero di particelle contenute in una Mole → 1 Mole = N° atomi in 1 grammo atomo.

$$N_A = \frac{1}{m_H} = \frac{PA(\text{elemento})\,g}{PA(\text{elemento}) \cdot u} \qquad u = \frac{1}{12} m_{^{12}C}$$

1 mole di atomi di $H = 6,022 \cdot 10^{23}$ atomi $H = PA(H)\,g$

1 mole di atomi di $O = 6,022 \cdot 10^{23}$ atomi $O = 16\,g\,O = PA(O)\,g$

1 mole di atomi di $C = 6,022 \cdot 10^{23}$ atomi $C = 12\,g\,C = PA(C)\,g$

1 mole di atomi di $H_2O = 6,022 \cdot 10^{23}$ molecole $H_2O = 18\,g\,H_2O$ ...

u = unità di massa atomica = u.m.a = $m_{^{12}C}/12$

$12\,g\,C$ = 1 grammo atomo di carbonio = $1\,N_A$ = 1 mole

$18\,g\,H_2O$ = 1 grammo molecola di acqua = $1\,N_A$ = 1 mole

ESEMPIO

q grammi di un elemento → posso calcolare il numero di moli presenti in $q(g)$.

1 mole : $PA(g) = n : q(g) \rightarrow n = \frac{q(g)}{PA(g)}$ numero di moli