Appunti delle lezioni

I compitino (dall'inizio fino alla corrosione)

II compitino (stato solido: da "gap" a fine quaderno)

III compitino (Leganti su fogli a parte)

MASTER COPY

Tel. 388/9837745

NB: nell'ultima pagina del quaderno ci sono le "cose da ricordare"

SOSTANZE PURE composti e elementi
MISCELE se composizione variabile (es H2O e zucchero)

STATI della materia variano in base a P e T → solido, liquido, gassoso

elemento = atomi aventi tutte le stesse proprietà (H, C, O, N...) → sono 108

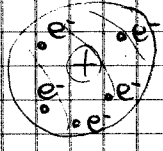
composto = due o più elementi in proporzioni definite (H_2O, $CaSO_4$)

atomo (4 ordini di grandezza minori)
- elettrone → massa $9.109 \cdot 10^{-28}$ g (Millikan) e $\frac{me}{carica}$ (THOMSON)
- protone → $1.673 \cdot 10^{-24}$ g
- neutrone → $1.675 \cdot 10^{-24}$ g (CHADWICK) ← NE DIMOSTRÒ L'ESISTENZA

sono pesanti → che contribuiscono essenzialmente alla massa atomica

se protoni fossero liberi di muoversi si respingerebbero, ma non lo sono x forze nucleari

modello atomo Thomson (a panettone)



FASTCOPY
Tel. 050/556414

modello atomo RUTHERFORD → la massa di un atomo è concentrata nel nucleo



$R_{nucleo} = 10^{-13}$ cm

$R_{atomo} = 10^{-8}$ cm

$R_n : R_a$ = stadio : biglia

NUMERO ATOMICO (Z) = numero di protoni presenti nel nucleo di quell'elemento (= n° elettroni)

e 6 prot 6 elett

^{6}C ^{7}N ^{8}O

se atomo neutro

tutti gli isotopi di un solito elemento hanno stesso Z (ciò che cambia è il numero di protoni e quindi la massa)

Numero di massa (A) = n° protoni + n° neutroni = Z + n° neutroni

$^{23}_{11}Na$

A, Z

11 protoni
11 e^-
23 − 11 neutroni

n° neutroni = A − Z

IONE → particelle che non sono più atomi (sono particelle cariche elettricamente)

- ⊕ CATIONE (e^- in meno)
- ⊖ ANIONE (e^- in più)

$^{23}_{11}Na^+$ 11 protoni, 23 − 11 neutroni, 10 elettroni

^{17}Cl Cl^-

17 prot. 17 prot
17 e^- 18 e^-

ISOTOPO: stesso n° protoni (Z) (e quindi di elettroni) ma ≠ n° massa (A) → cambia n° neutroni → stesse prop. chimiche ma masse leggermente diverse

Abbondanza relativa = percentuale dei singoli isotopi di un elemento

es. H ha 3 isotopi

idrogeno $^{1}_{1}H$ 1 protone, 1 elettrone, 0 neutroni

deuterio $^{2}_{1}H$ 1 protone, 1 elettrone, 1 neutrone

trizio $^{3}_{1}H$ 1 protone, 1 e^-, 2 neutroni

es. $^{35}_{17}Cl$ $^{37}_{17}Cl$

75,8% 24,2% → indicano l'abbondanza in natura

es. isotopi del carbonio

$^{12}_{6}C$ 98,89%

$^{13}_{6}C$ 1,11

$^{14}_{6}C$ isotopo radioattivo

quando una sostanza organica muore il ^{14}C presente all'interno decade e in base alla % di ^{14}C su resti/oggetti risale al suo periodo storico (tempo di emivita (dimezzamento) 5700 anni)

MASTER COPY
Tel. 388/9837745

MASSA ATOMICA RELATIVA (peso atomico)

1 atomo di carbonio 12 ha la massa di 12 u.m.a

→ 1 amu = $\frac{1}{12}$ della massa di un atomo di carbonio 12 = 1 atmo

si esprime la massa di un atomo in u.m.a (u)

1 u = 1 uma = 1 massa atomica di ^{12}C / 12

= massa atomo in esame / 1/12 massa $^{12}_{6}C$

per ^{12}C → $m^{12}C$ = 12 u.m.a

se ci sono + isotopi la massa è la media pesata dei vari isotopi in base alla loro abbondanza relativa

per ciò nella tavola periodica (A) vediamo che massa atomica di C non ha la virgola (12,011) perché è la massa media pesata della massa dei suoi isotopi:

^{12}C 98,89 %

^{13}C 1,11 %

→ 12 · 0,9889 + 13,0033 · 0,011

dal n° di massa ricavo il peso atomico arrotondato (vedi pag 21 dispense)

il concetto di peso atomico elimina il problema di contare gli atomi direttamente
→ trasforma numeri di atomi in masse
difficili da contare facilmente misurabili

NaCl
peso atomico Na = 23
" Cl = 35,5
} peso atomico tot. di NaCl (= peso molecolare) è la somma dei p.a

se composto è ionico parlo di PESO FORMULA

H_2SO_4
(2) 1 + 32 + 4·16

una mole di qualsiasi sostanza rappresenta una massa in grammi pari alla somma dei pesi atomici di tutti i suoi elementi

MOLE = massa in grammi di un numero di Avogadro di atomi o molecole (se composti) di tutti gli elementi

* $N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}$

es. 1 mole Fe = $6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomi di Fe

1 mole H_2SO_4 =

MASSA MOLARE = m(g) di una mole = peso molecolare

es. 10g NaCl → peso molecolare =

moli di NaCl = $\frac{10}{23+35,5}$ → m(g) di 1 mole

m(g) di 1 mole · n° moli = m(g)
(peso molecolare = PM)
(dipende da un numero di Avogadro di atomi/molecole)

es. 2,5 moli HNO_3 → = g ?

(peso molecolare = 1 + 14 + 3·16) (H, N, O) m(g) = 2,5 · PM

MASTER COPY
Tel. 388/9837745