CHIMICA GENERALE INORGANICA — PASQUALI → LUNEDÌ 17:00 RICEVIMENTO

1° LEZIONE 21/09/12

FINO AL 1950 IL MODELLO ACCETTATO DELL'ATOMO PREVEDEVA CHE FOSSE COMPOSTO DA UN NUCLEO (FORMATO DA PROTONI + NEUTRONI) E DA ELETTRONI: L'ATOMO È ELETTRICAMENTE NEUTRO. I FISICI POI HANNO DIMOSTRATO CHE PROTONI E ELETTRONI SONO COSTITUITI DA QUARK (CHE HANNO MASSA E CARICA)

PROTONE
- QUARK UP $+\frac{2}{3}e^-$
- QUARK UP $+\frac{2}{3}e^-$
- QUARK DOWN $-\frac{1}{3}e^-$

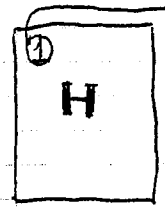
NEUTRONI
- QUARK UP $+\frac{2}{3}e^-$
- QUARK DOWN $-\frac{1}{3}e^-$
- QUARK DOWN $-\frac{1}{3}e^-$

NON HA INCIDENZA QUESTA SCOPERTA SULLA "NOSTRA" CHIMICA PERCHÈ PER LA REATTIVITÀ CHE TRATTIAMO IN QUESTO CORSO DI LAUREA CONTANO SOLO GLI ELETTRONI E NON I NUCLEI.

1909 MILLIKAN DETERMINÒ IL RAPPORTO TRA CARICA E MASSA DI e $\frac{e}{m} = -1,76 \cdot 10^8 \frac{\text{Coulomb}}{\text{grammo}}$

1910 RUTHERFORD IPOTIZZA LA PRESENZA DI PARTICELLE NEUTRE (NEUTRONI) NEL NUCLEO

1932 CHADWICK SCOPRE IL NEUTRONE CON MASSA = $1,6748 \cdot 10^{-24}$ g



→ NUMERO ATOMICO : NUMERO DI PROTONI (E QUINDI ELETTRONI) DI UN ELEMENTO, IDENTIFICA L'ELEMENTO

NUMERO DI MASSA : È UN NUM. INTERO CHE INDICA LA SOMMA DI PROTONI E NEUTRONI

PESO ATOMICO : È UN NUMERO DECIMALE CHE È DATO DALLA SOMMA DELLE MASSE DELLE PARTICELLE CHE COMPONGONO L'ATOMO. L'UNITÀ DI MISURA È L'UNITÀ DI MASSA ATOMICA.

1 UNITÀ DI MASSA ATOMICA = 1 UMA è $\frac{1}{12}$ DELLA MASSA DELL'ATOMO DI ^{12}C IL CUI NUCLEO È COSTITUITO DA 6 PROTONI E 6 NEUTRONI

$1\ \text{UMA} = 1,66 \cdot 10^{-24}$ g

Massa protone = 1,0078 UMA
massa neutrone = 1,0086 UMA
massa elettrone = $5,48 \cdot 10^{-4}$ UMA (massa circa 2000 volte inferiore a quella di un protone)

LA MASSA EFFETTIVA DELL'ATOMO È LEGGERMENTE INFERIORE ALLA SOMMA DELLE MASSE DELLE PARTICELLE CHE LO COSTITUISCONO

↓

PERCHÈ GLI ELEMENTI SI SONO FORMATI PER FUSIONE NUCLEARE* UN PROCESSO ATTRAVERSO IL QUALE DA NUCLEI PIÙ LEGGERI SI FORMANO NUCLEI PIÙ PESANTI CON UNA CONSEGUENTE LIBERAZIONE DI ENERGIA SECONDO LA RELAZIONE DI EINSTEIN

$E = m \cdot c^2$ → velocità della luce
→ difetto di massa: la massa che viene consumata e trasformata in energia

* CON LA CONSEGUENTE PERDITA DI PARTE DELLA MASSA. IL PROCESSO INVERSO È LA FISSIONE NUCLEARE: SI BOMBARDANO NUCLEI PESANTI E INSTABILI PER LIBERARE ENERGIA E SI FORMANO NUCLEI PIÙ LEGGERI

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

ESISTONO ELEMENTI CON ≠ NUMERO DI PROTONI ⟶ SONO ISOTOPI

ISOTOPI	ABBONDANZA
$^{1}_{1}H$ un solo protone ⟶ "PROZIO"	99,985 %
$^{2}_{1}H$ ⟶ "DEUTERIO" (D)	0,015 %
$^{3}_{1}H$ ⟶ "TRIZIO"	..... ⟶ ABBONDANZA PRATICAMENTE NULLA PERCHÈ QUESTO ISOTOPO DECADE (SI TRASFORMA) VELOCEMENTE.
$^{32}_{16}S$	95 %
$^{33}_{16}S$	0,76 %
$^{34}_{16}S$	4,22 %
$^{36}_{16}S$	0,014 %

GLI ISOTOPI NON HANNO ≠ COMPORTAMENTO CHIMICO

SI USA LA SPETTROMETRIA DI MASSA PER INDIVIDUARE LA MASSA IN MODO PRECISO E QUINDI ARRIVARE A INDIVIDUARE GLI ISOTOPI DI UN ELEMENTO

$^{24}_{12}Mg$	78,7 %
$^{25}_{12}Mg$	10,1 %
$^{26}_{12}Mg$	11,2 %

LA STABILITÀ DI UN NUCLEO DIPENDE DAL RAPPORTO TRA NUMERO DI PROTONI E NEUTRONI. DI SOLITO QUESTO RAPPORTO È = A 1

ESPERIMENTO DI RUTHERFORD 1910

RUTHERFORD BOMBARDA CON PARTICELLE α (= NUCLEO DI 2 PROTONI E 2 NEUTRONI) UNA LASTRA D'ORO. ATOMO He A CUI SONO STATI ALLONTANATI 2 ELETTRONI

MOLTE PARTICELLE α ATTRAVERSANO LA LASTRA, UNA PICCOLA PARTE È RESPINTA PERCHÈ LE α VANNO A FINIRE ESATTAMENTE SUI NUCLEI DI Au. IL FATTO CHE MOLTE α ATTRAVERSANO LA LASTRA DI Au SIGNIFICA CHE ESSE NON SONO VENUTE A INTERAGIRE CON I NUCLEI DI Au ⟶ I NUCLEI QUINDI OCCUPANO POCO VOLUME: IL VOLUME DI UN ATOMO È IN MAGGIOR PARTE VUOTO

DIAMETRO MEDIO DI UN NUCLEO ATOMICO = $10^{-12} - 10^{-13}$ cm

DIAMETRO ATOMICO MEDIO ≃ 10^{-8} cm

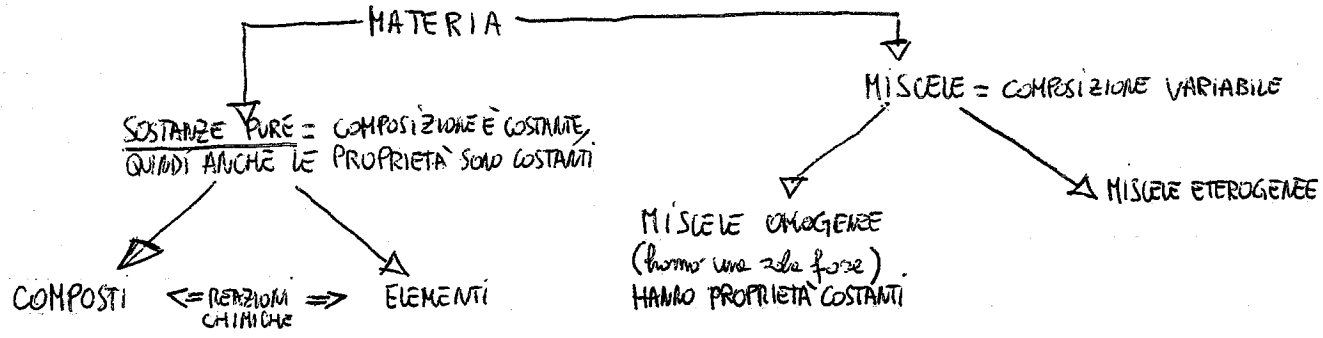
DENSITÀ MEDIA DI UN NUCLEO ≃ 10^{11} $\frac{Kg}{cm^3}$

ELEMENTI CON DENSITÀ ALTE

I_r = 22,61 g/cm^3

O_s = 22,58 g/cm^3

2° LEZIONE 24/09/12



ELEMENTI: SONO LE SOSTANZE PURE + SEMPLICI CHE SI OTTENGONO DALLA TRASFORMAZIONE DELLA MATERIA ATTRAVERSO REAZIONI CHIMICHE O PRESENTI COME TALI IN NATURA.

LA STECHIOMETRIA DI UNA REAZIONE INDICA I RAPPORTI DEI REAGENTI CHE SI COMBINANO PER OTTENERE I PRODOTTI

$C + O_2 \rightarrow CO_2$ il coefficiente stechiometrico di C è 1

$C + \frac{1}{2}O_2 \longrightarrow CO$

MASTER COPY
Tel. 050 0312126
Cell. 388 9837745

PASSI FONDAMENTALI PER L'EVOLUZIONE DELLA CHIMICA

1820 DALTON → AFFERMA CHE GLI ATOMI SONO INDIVISIBILI E IDENTICI TRA LORO

1769 LAVOISER → "LEGGE DI CONSERVAZIONE DELLE MASSE: NELLE REAZIONI CHIMICHE LA MASSA SI CONSERVA"

1799 PROUST → "LEGGE SULLE PROPORZIONI SEMPLICI: IN UN COMPOSTO DUE ELEMENTI SI COMBINANO SEMPRE NELLO STESSO RAPPORTO DI MASSA"

1809 GAY-LOSSAC → "LEGGE DELLE PROPORZIONI MULTIPLE: LA STESSA QUANTITÀ DI UN ELEMENTO SI PUÒ COMBINARE CON DIVERSE QUANTITÀ DI UN ALTRO ELEMENTI FORMANDO COMPOSTI DIVERSI EX: CO e CO_2

MOLECOLE = SONO AGGREGATI DI 2 O + ATOMI (IDENTICI O DIVERSI). LE MOLECOLE SONO ELETTRICAMENTE NEUTRE E LE FORZE CHE TENGONO INSIEME GLI ATOMI DI UNA MOLECOLA DERIVANO DALLA CONDIVISIONE DI ELETTRONI TRA GLI ATOMI CHE PARTECIPANO ALLA FORMAZIONE DELLA MOLECOLA.

PESO MOLECOLARE = SOMMA DEI PESI ATOMICI DI TUTTI GLI ELEMENTI CHE COMPONGONO LA MOLECOLA

EX: P.M. $H_2O = (2 \cdot 1) + 16 = 18$ UMA

AVOGADRO 1805 DAI SUOI ESPERIMENTI CONCLUDE CHE "VOLUMI UGUALI DI DIVERSI GAS, NELLE STESSE CONDIZIONI DI VOLUME E TEMPERATURA CONTENGONO LO STESSO NUMERO DI PARTICELLE"

IL RIFERIMENTO PER INDIVIDUARE IL NUMERO DI PARTICELLE È LA MOLE

UNA MOLE DI UNA SOSTANZA, È DATA DALLA MASSA CHE CONTIENE UN NUM. DI PARTICELLE DI QUELLA SOSTANZA PARI AL NUMERO DI AVOGADRO (P.M. o P.A.)

$1\ mol = 6{,}022 \cdot 10^{23}$ (particelle)

può essere una mole di qualsiasi cosa

3° LEZIONE 1/10/12

UNA MOLE DI UNA SOSTANZA È UNA MASSA ESPRESSA IN GRAMMI PARI AL PESO MOLECOLARE ESPRESSO IN UMA

↳ UNA CONFERMA AL NUM. DI AVOGADRO SONO STATE LE INDAGINI STRUTTURALI A RAGGI X CHE PERMISERO DI CONTARE LE PARTICELLE

-(1)

Calcola la massa (in g e UMA) di 10^{20} molecole di H_2O

P.M H_2O = 18 UMA

1 molecola H_2O : 18 UMA = 10^{20} molecole H_2O : X

$$X = \frac{18 \cdot 10^{20}}{1} = 1{,}8 \cdot 10^{21} \text{ UMA}$$

1 UMA = $1{,}66 \cdot 10^{-24}$ g

Per trovare i grammi → massa in UMA × $1{,}66 \cdot 10^{-24}$ g

oppure:

$6{,}022 \cdot 10^{23}$: 18 g = 10^{20} molecole di H_2O : X

se una mole ($6{,}022 \cdot 10^{23}$ molecole) di H_2O ha una massa di 18 g, 10^{20} molecole hanno una massa di X g

$$X = \frac{18\,g \cdot 10^{20}}{6{,}022 \cdot 10^{23}} = 3 \cdot 10^{-3}\,g$$

COME SI RISALE AGLI UMA / grammi?

Una molecola di H_2O (18 g corrisponde a una mol di H_2O) ha una massa = $\frac{18\,g}{6{,}022 \cdot 10^{23}} = 3 \cdot 10^{-23}$ g

Un UMA quindi è ≈ $\frac{3 \cdot 10^{-23}}{18 \text{ UMA}} = 1{,}66 \cdot 10^{-24}$ g

(2) Calcolare il numero di moli corrispondenti a 10 g di SO_3

Peso molecolare (P.M.) SO_3 = 32 + 48 = (80 UMA) → è il

la massa di una mole è quindi 80 g (è il peso molecolare espresso in grammi)

1 mole : 80 g = X : 10 g

$$X = \frac{1 \text{ mol} \cdot 10\,g}{80\,g} = 0{,}125 \text{ mol } SO_3$$

quante molecole di SO_3 sono contenute in 0,125 mol? $0{,}125 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}$

(3) Calcolare i grammi di SO_2 corrispondenti a 0,5 moli

P.M SO_2 = 64 UMA → 64 g è la massa molare

1 mol : 64 g = 0,5 mol : X

$$X = \frac{64\,g \cdot 0{,}5 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 32\,g$$

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745

④ Calcolare il numero di molecole presenti in 5 g di H_2

P.M H_2 = 2 UMA

massa molare = 2 g

$2\,g : 6{,}022 \cdot 10^{23} = 5\,g : X$

$X = \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \cdot 5\,g}{2\,g} = 1{,}5 \cdot 10^{24}$

⑤ 15,4 g di I_2 reagiscono con QUANTITÀ STECHIOMETRICA di H_2 per formare HI.
La reazione è quantitativa quanti grammi di H_2 sono necessari? Quanti g di HI si formano?

$H_{2(g)} + I_{2(g)} \longrightarrow 2HI$

un rapporto di moli 1:1

SIGNIFICA CHE TUTTI I REAGENTI SI TRASFORMANO IN PRODOTTI. QUANDO UNA REAZIONE NON È QUANTITATIVA SI USA LA DOPPIA FRECCIA ($\rightleftharpoons$)

Essendo il rapporto di moli dei reagenti pari a 1:1 calcolo il num. moli di I_2

P.M (I_2) = 127·2 = 253,8 UMA

massa molare = 253,8 g

253,8 g : 1 mol = 15,4 g : X

$X = \frac{1\,mol \cdot 15{,}4\,g}{253{,}8\,g} = 0{,}06$ moli I_2

} le moli di H_2 sono 0,06 anch'esse perché il rapporto è 1:1

PM (H_2) = 2 UMA → massa molare = 2 g

1 mol : 2 g = 0,06 mol : X

$X = \frac{2\,g \cdot 0{,}06\,mol}{1\,mol} = 0{,}12\,g\ H_2$

PM (HI) = 128 UMA → massa molare HI = 128 g

moli HI → 0,06 · 2 = 0,12 moli HI

0,12 mol : X = 1 mol : 128 g

$X = \frac{0{,}12\,mol \cdot 128\,g}{1\,mol} = 15{,}36\,g$

RIPROVA

$H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$

0,12 g (H_2) + 15,4 = 15,52 g

→ non è preciso come calcolo

MASTER COPY
Tel. 050 8312126
Cell. 388 9837745