prof.ssa S.Vitolo : s.vitolo@dicciism.unipi.it 26.09.2012
m.puccini@dicciism.unipi.it

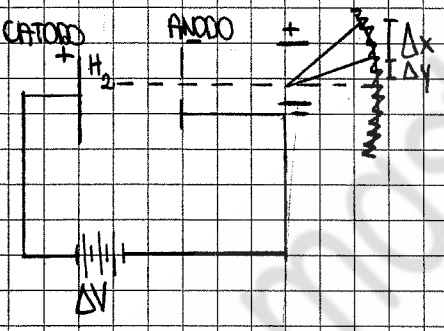
LIBRO: Atkins, Jones "PRINCIPI DI CHIMICA", ZANICHELLI 2ª o 3ª edizione.

CORSO ANNUALE CON COMPITINO A FEBBRAIO (30 DOMANDE RISPOSTA MULTIPLA + ORALE)
TEST GIUGNO: SCRITTO 6 ESERCIZI, ORALE 2 ESERCIZI + COLLOQUIO SULLA PARTE DI LABORATORIO

S.VITOLO

Inizi '900 ee leggi della meccanica classica erano già note; quindi gli atomi erano unità costitutive della materia e gli elementi erano stati spiegati come "MATERIA ELEMENTARE".

J.J. Thomson (fisico) esperto dei tubi catodici scoprì l'esistenza di cariche elettriche negative all'interno di atomi di idrogeno. Come accadde?



All'interno del tubo catodico troviamo l'idrogeno. Variando il valore della ΔV (facendola aumentare gradualmente) Thomson, notò che uscivano dei raggi dal tubo ed andavano a proiettarsi su uno schermo fluorescente. Inoltre, Thomson, inserì all'interno del tubo catodico altre due piastre collegate una al polo positivo e l'altra al polo negativo. Tutto ciò per vedere se i raggi erano sensibili al campo elettrico. Nel momento in cui andava ad aumentare il campo elettrico, egli, notò che il raggio catodico deflettera verso la parte positiva. (ANDO' A MISURARE LA Δx).

Thomson chiamò "elettroni", quelle particelle che venivano attratte dal polo positivo, deducendo, quindi, che queste particelle fossero cariche negativamente.

Le particelle che venivano deviate di una Δy (verso il polo -) erano atomi di H^+ che avevano perso un elettrone. Riuscì quindi a dedurne che: $\Delta x \propto \frac{e^-}{m(-)}$ e

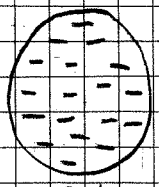
Δx cresceva all'aumentare del campo elettrico.

$\Delta y \propto \frac{e^+}{m(+)}$ $\quad\quad$ $\Delta x \gg \Delta y$; essendo la deflessione Δx molto maggiore di Δy, ma la carica e^- uguale alla carica e^+, dedusse che $m(+) \gg m(-)$.

Millikan successivamente misurò la massa dell'elettrone $m(e^-) = 9{,}11 \cdot 10^{-31}$ Kg e la sua carica: $e^- = 1{,}602 \cdot 10^{-19}$ C

MASTER COPY
Tel. 388/9837745

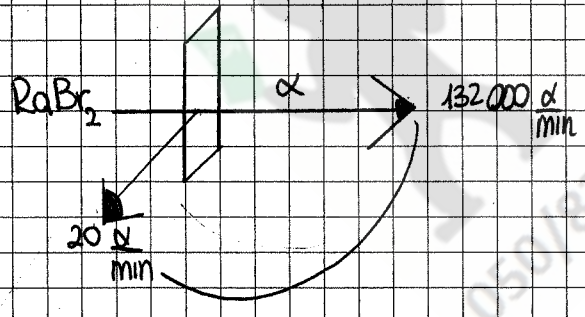
Thomson formulò la sua idea di modello atomico → A PANETTONE: atomo pieno; All'interno dell'atomo vi erano cariche negative ed in superficie una matrice positiva.



Nel 1911 Rutherford → scopre le particelle α.
Attraverso alcuni esperimenti con il bromuro di radio (sostanza fortemente radioattiva) egli scoprì l'esistenza di queste particelle.

$RaBr_2 \xrightarrow{\alpha}$ un detector era in grado di contare il numero di particelle α al minuto (frequenza). Il detector ne contò $\frac{192\,000}{1\ min}$

Provando a spostare il detector a 360° intorno al bromuro di radio e posizionandogli davanti una lamina sottile di oro (Au), noto che il detector contò $\frac{20\,\alpha}{min}$



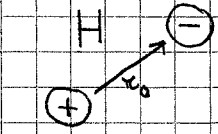
Così venne rimodellizzato il concetto di atomo → l'atomo non era più pieno ed "a panettone"; l'atomo era ~~stato~~ costituito da una parte centrale positiva, il nucleo, e gli elettroni orbitavano attorno al nucleo. Rutherford riuscì a calcolare il diametro del nucleo (ragionando in termini di probabilità)

$d_N \simeq 10^{-14}\,m$ $\qquad$ $d_{ATOMO} = 10^{-10}\,m$

Rutherford sostenne l'idea dell'atomo elettricamente neutro ma con un nucleo positivo, e successivamente scoprì che nel nucleo non c'era un'unica carica complessiva positiva ma un INSIEME DI CARICHE POSITIVE: i protoni.

Il numero di protoni (NUMERO ATOMICO, Z) è l'identificativo dell'elemento, poichè ogni elemento ha all'interno del nucleo un certo numero di protoni che differisce da elemento ad elemento.

LEGGE DI COULOMB. ci dice come varia la forza in base alle cariche, ma non



$r_0 = 10^{-10}$ m

ci dice come varia nel tempo. $F(r) = \frac{(et)(-e)}{4\pi\varepsilon_0 \cdot r^2}$

se $F = m \cdot a = m \cdot \frac{dv}{dt} = m \cdot \frac{d^2r}{dt^2} \Rightarrow r(t)$ equazione differenziale di II grado

Se $r = 0$ l'elettrone collassa sul protone (ciò è impossibile) a $t = 10^{-10}$ s

CHIMICA e COMPLEMENTI DI CHIMICA M. PUCCINI 27·09·2012

ricevimento MERCOLEDÌ 14^{30} - 16^{30}

Chimica → studio i cambiamenti della materia

Materia → tutto ciò che occupa uno spazio e possiede una massa propria.

Sostanza → forma di materia che ha composizione definita e proprietà distinte.

Miscele → combinazione di due o più sostanze

MASTER COPY
Tel. 388/9837745

MISCELE

OMOGENEE
• COMPOSIZIONE UNIFORME
(aria, bibite, leghe)

ETEROGENEE
• composizione non uniforme
(limature di ferro e sabbia).

Attraverso mezzi fisici è possibile separare una miscela nei suoi componenti puri, non variando l'identità dei composti componenti stessi.

SOSTANZE

ELEMENTI
non scindibili in sostanze più semplici attraverso mezzi chimici (114 elementi)
• 82 NATURALI
• 32 SINTETICI (di laboratorio)

COMPOSTI
sostanza composta da atomi di 2 o più elementi uniti chimicamente in proporzioni definite. Se vengono cambiate le proporzioni, cambia il composto. Dal COMPOSTO posso tornare all'elemento solo attraverso mezzi chimici

MATERIA

MISCELE — MEZZI FISICI → SOSTANZE PURE

OMOGENEE ETEROGENEE

COMPOSTI ⟹ ELEMENTI
MEZZI CHIMICI

PROPRIETÀ FISICHE:	PROPRIETÀ CHIMICHE:
Trasformazioni in cui non cambia l'identità della sostanza. ES. PASSAGGI DI STATO	trasformazioni in cui varia la composizione o l'identità delle sostanze coinvolte. ES COMBUSTIONE. $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

PROPRIETÀ:

- ESTENSIVE → (di un materiale) dipende da quanta materia viene presa in considerazione: MASSA, LUNGHEZZA, VOLUME.
- INTENSIVE → non dipende dalla materia presa in considerazione (DENSITÀ, TEMPERATURA, COLORE).

SISTEMA INTERNAZIONALE DI UNITÀ DI MISURA

UNITÀ DI MISURA:

- FONDAMENTALI: Temperatura (KELVIN, K) → $0°C = 273\,K$, $100°C = 373\,K$; $K = °C + 273,15$

$0°C = 32°F$, $100°C = 212°F$

$°F = \frac{9}{5} \times °C + 32$

$°C = \frac{5}{9} \times (°R - 32)$

QUANTITÀ DI SOSTANZA (MOLE, mol).

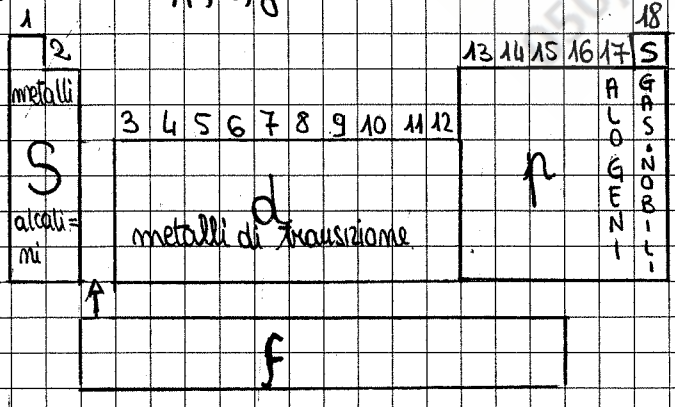
- DERIVATE: densità, velocità etc.

TAVOLA PERIODICA:

periodi →

GRUPPI ↓

BLOCCHI: s, p, d, f.



colonne da 1 a 12 → n° colonna = n° valenza

dalla colonna 13 alla 18, n° valenza = n° colonna meno 10.

blocco p → ha un nocciolo

blocco S → METALLI ALCALINI (NON HA NOCCIOLO)

blocco d → METALLI di TRANSIZIONE

17° gruppo → ALOGENI

18° gruppo → gas NOBILI

È possibile fare un'ulteriore distinzione:

Metalli (duttili, malleabili) – Non Metalli (non lavorabili) – Metalloidi (B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po) (proprietà intermedie)

COMPOSTI:

- **ORGANICI**

formati principalmente da:

C, H, S, O.

- **INORGANICI**

elementi legati da legami chimici; si ottiene al composto attraverso una SINTESI

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

CH_4 è una formula del composto ed indica il rapporto tra atomi di C e atomi di H (1:4) → IDENTIFICA UN METALLO

Na^+ e Cl^- non formano una molecola ma una UNITÀ FORMULA.

CHIMICA:

- QUALITATIVA: Quali atomi reagiscono per dare una molecola?
- QUANTITATIVA → stechiometria: quantità di sostanza (mole)

1 mole = numero di atomi pari a quelli di 12 g di ^{12}C

12 g di C_{12} = 1 mole di C

SPETTROMETRIA DI MASSA → 1 ATOMO C_{12} $1,9926 \times 10^{-23}$ g

$$\text{Numero Atomi} = \frac{12\ g}{1,9926 \cdot 10^{-23}\ g} = 6,022 \cdot 10^{23} = N_A$$

1 mole = $6,022 \cdot 10^{23}$ particelle.

$N = m \cdot N_A$ dove, N_A = NUMERO di AVOGADRO, m = n° MOLI

$$m = \frac{m(g)}{M(g/mol)}$$

M = massa molare = $m_{\text{MEDIA ATOMO}} \cdot N_A$

TROVA MASSA MOLARE PONDERATA

		ABBONDANZA
cloro 35	$5,807 \cdot 10^{-23}$ g	75,77%
cloro 37	$6,139 \cdot 10^{-23}$ g	24,23%

$$m_{\text{MEDIA ATOMO}} = \frac{0,75 \cdot 5,807 \cdot 10^{-23} + 0,2423 \cdot 6,139 \cdot 10^{-23}}{2} = 5,89 \cdot 10^{-23}\ g$$

$$M_{Cl} = 5,89 \cdot 10^{-23}\ g \cdot 6,022 \cdot 10^{-23}\ mol^{-1} = 35,45\ \frac{g}{mol}$$