

# Corso di Chimica

*Prof. A. Dell'Era*

Università degli Studi di Roma

“La Sapienza”

Facoltà di Ingegneria

Corso di Laurea in Ing. Meccanica

**Libro di Testo:** Fondamenti di Chimica Aut. P. Silvestroni.

Chimica generale e inorganica Aut. Tagliatesta, Failla, Paolesse, Pasquali, Pasini, Valli

**Per la parte di esercitazioni numeriche sono consigliati i seguenti testi:**

Problemi di Chimica, autori M. Pasquali e A. Dell'Era, edizione Esculapio

### Unità di misura del Sistema Internazionale (SI)

<b>Grandezze fisiche fondamentali</b>	<b>Nome Unità di misura</b>	<b>Simbolo dell'Unità di misura</b>
<b>Lunghezza</b>	<b>metro</b>	<b>m</b>
<b>Massa</b>	<b>chilogrammo</b>	<b>kg</b>
<b>Tempo</b>	<b>secondo</b>	<b>s</b>
<b>Intensità corrente elettri.</b>	<b>ampere</b>	<b>A</b>
<b>Temperatura termodin.</b>	<b>kelvin</b>	<b>K</b>
<b>Intensità luminosa</b>	<b>candela</b>	<b>cd</b>
<b>Quantità di materiale</b>	<b>mole</b>	<b>mol</b>

## Unità di misura derivate del Sistema Internazionale

<i>Grandezza fisica</i>	<i>Nome e Simbolo</i>	<i>unità di misura</i>	<i>Forma equivalente</i>
<i>Area</i>	<i>metro quadro</i>	$m^2$	<i>superficie</i>
<i>Volume</i>	<i>metro cubo</i>	$m^3$	
<i>Densità</i>	<i>chilog. al metro cubo</i>	$kg\ m^{-3}$	<i>Massa/volume</i>
<i>Velocità</i>	<i>metro al secondo</i>	$m\ s^{-1}$	
<i>Massa molare</i>	<i>chilogrammo a mole</i>	$kg\ mol^{-1}$	
<i>Concentrazione</i>	<i>mole a metro cubo</i>	$mol\ m^{-3}$	
<i>Forza</i>	<i>Newton</i> <i>N</i>	$kg\ m\ s^{-2}$	<i>massa*accelerazione</i>
<i>Pressione</i>	<i>Pascal</i> <i>Pa</i>	$kg\ m^{-1}\ s^{-2}$	<i>forza / superficie</i>
<i>Energia</i>	<i>Joule</i> <i>J</i>	$kg\ m^2\ s^{-2}$	<i>forza*spostamento</i>
<i>Potenza</i>	<i>Watt</i> <i>W</i>	$kg\ m^2\ s^{-3}$	<i>energia/sec. (J s<sup>-1</sup>)</i>
<i>Carica elettrica</i>	<i>Coulomb</i> <i>C</i>	$A\ s$	
<i>Intensità di corrente</i>	<i>Ampere</i> <i>A</i>	$A$	<i>coulomb/sec.</i>
<i>Differenza di Potenziale</i>	<i>Volt</i> <i>V</i>	$kg\ m^2\ A^{-1}\ s^{-3}$	$J\ A^{-1}\ s^{-1}$
<i>Resistenza elettrica</i>	<i>Ohm</i> $-$	$kg\ m^2\ A^{-2}\ s^{-3}$	$V\ A^{-1}$
<i>Conducibilità elettrica</i>	<i>Siemens</i> <i>S</i>	$kg^{-1}\ m^{-2}\ A^2\ s^3$	$A\ V^{-1}$
<i>Capacità elettrica</i>	<i>Farad</i> <i>F</i>	$m^{-2}\ kg^{-1}\ s^4\ A^2$	$A\ s\ V^{-1}$
<i>Frequenza</i>	<i>Hertz</i> <i>Hz</i>	$s^{-1}$	
<i>Flusso magnetico</i>	<i>Weber</i> <i>Wb</i>		
<i>Induttanza</i>	<i>Henri</i> <i>H</i>		

## Prefissi del Sistema Internazionale

<i>Fattore</i>	<i>prefisso</i>	<i>simbolo</i>
$10^{-12}$	<i>pico</i>	<i>p</i>
$10^{-9}$	<i>nano</i>	<i>n</i>
$10^{-6}$	<i>micro</i>	$\mu$
$10^{-3}$	<i>milli</i>	<i>m</i>
$10^{-2}$	<i>centi</i>	<i>c</i>
$10^{-1}$	<i>deci</i>	<i>d</i>
<i>1</i>	<i>Unità di misura</i>	<i>Unità di misura</i>
<i>10</i>	<i>deca</i>	<i>da</i>
$10^2$	<i>etto</i>	<i>h</i>
$10^3$	<i>chilo</i>	<i>k</i>
$10^6$	<i>mega</i>	<i>M</i>
$10^9$	<i>giga</i>	<i>G</i>
$10^{12}$	<i>tera</i>	<i>T</i>

## **Introduzione allo studio della struttura della materia:**

### **L'avvento della teoria atomica e le tappe fondamentali della sua evoluzione**

L'idea che la materia sia costituita **da particelle piccolissime**, anche se i corpi che osserviamo appaiono avere una struttura continua, e che le varie proprietà delle sostanze e i diversi stati di aggregazione — solido, liquido, gassoso — possano essere determinati dalla diversa forma di queste particelle e dal diverso modo con cui esse si uniscono fra loro e si dispongono l'una accanto all'altra fu già presente nel pensiero di alcuni filosofi antichi:

**Democrito (V –IV° sec a.C.)** fu il primo a parlare di *atomi* considerandoli particelle ultime della materia fisicamente indivisibili.

**Lucrezio (I sec. a. C.)** lo espose in forma artistica nel famoso poema « De rerum natura » indicando queste particelle primordia rerum, prima corpora, ecc.

*L'atomismo di Democrito deve essere considerato solo un sistema filosofico, non una teoria fisica neppure in embrione.*

L'atomismo Democriteo fu ripreso poi da **Gassendi (1592-1655)**, ma rimase pur sempre soltanto oggetto di speculazione filosofica, e si ritrova anche nelle opere di **Bacone (1561-1626)**, di **Galilei (1564-1642)**, di **Boyle (1627-1691)** e di **Newton (1642-1727)**, ove tuttavia non si coglie ancora alcun tentativo di costruzione d'una teoria fisica.

**I primi lineamenti d'una teoria fisica corpuscolare emergono invece dall'opera di Daniele Bernoulli (1700-1782), che nella sua « Hydrodynamique » (1738)**

Con la scoperta delle leggi ponderali fondamentali che regolano le combinazioni chimiche, cioè delle leggi

-della conservazione della massa (Lavoisier, 1785),

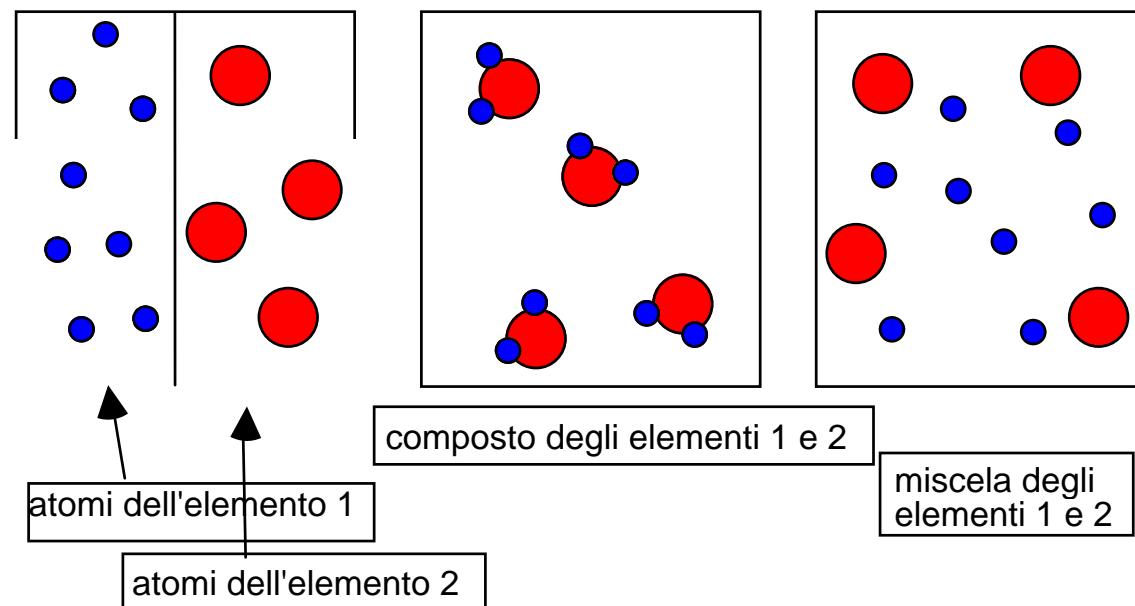
-delle proporzioni definite (Proust, 1799)

-proporzioni multiple (Dalton, 1807),

l'ipotesi atomica fece il suo ingresso definitivo nella scienza, perché parve un punto di riferimento irrinunciabile per spiegare razionalmente i risultati sperimentali inquadrati in quelle leggi.

# Postulati fondamentali della teoria atomica di John Dalton

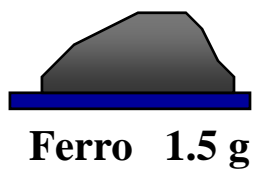
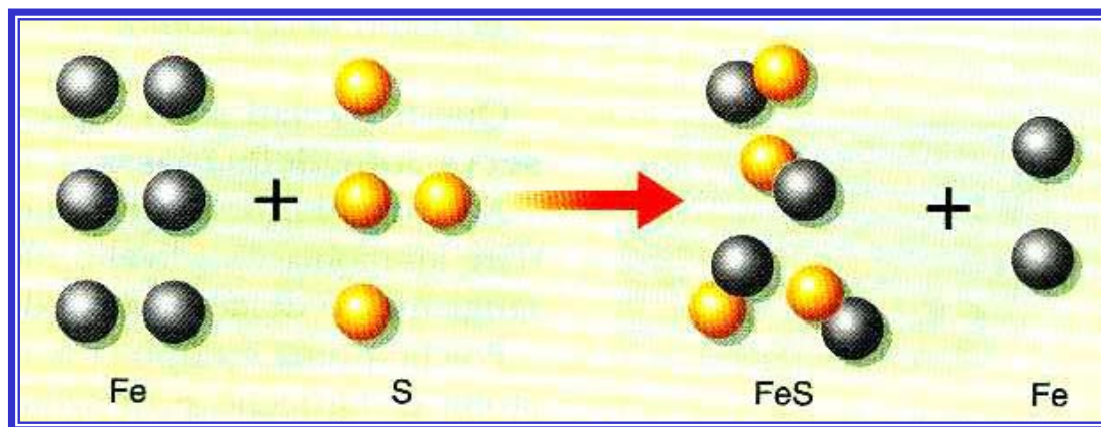
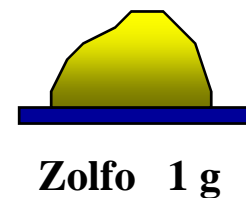
- 1 Ciascun elemento è costituito da particelle molto piccole dette atomi.
- 2 Tutti gli atomi di un dato elemento sono identici.
- 3 Gli atomi di elementi differenti hanno proprietà differenti (compresa la massa)
- 4 Le reazioni chimiche non riescono a mutare gli atomi di un elemento in quelli di un altro; nel corso delle reazioni chimiche gli atomi non si creano ne si distruggono.
- 5 I composti traggono origine dalla combinazione di atomi di almeno due elementi.
- 6 In un dato composto il numero relativo e la specie degli atomi sono costanti .



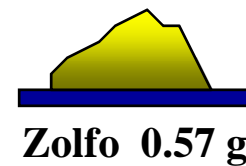
# Leggi ponderali fondamentali della chimica



+



+





# Legge delle proporzioni definite (**legge di Proust**)

**Due elementi si combinano tra di loro secondo un rapporto in massa definito e costante**

*J.P. Proust (1754-1826)*

<b>H<sub>2</sub>O</b>	11.2 % di Idrogeno	88.8 % di Ossigeno
	2 grammi di Idrogeno	16 grammi di Ossigeno
	2 atomi di H	1 atomo di O

<b>FeO</b>	77.73 % di Ferro	22.27 % di Ossigeno
	55.85 grammi di Ferro	16 grammi di Ossigeno
	1 atomodi Fe	1 atomo di O

<b>Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	69.95 % di Ferro	30.05 % di Ossigeno
	111.7 g (55.85 * 2) di Fe	48.0 g (16 * 3) di Ossigeno
	2 atomi di Fe	3 atomi di O

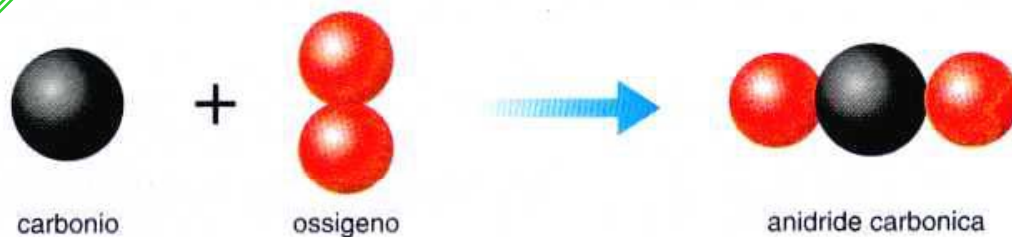
## Legge delle proporzioni multiple

Quando due elementi si combinano in rapporti diversi per formare più composti differenti, con massa fissa di un elemento, si combinano masse dell'elemento che si trovano fra loro in un rapporto semplice e intero.

*J. Dalton (1766-1844)*



12 g di carbonio si combinano  
con 16 g di ossigeno



12 g di carbonio si combinano  
con 32 g di ossigeno

## Legge delle proporzioni multiple

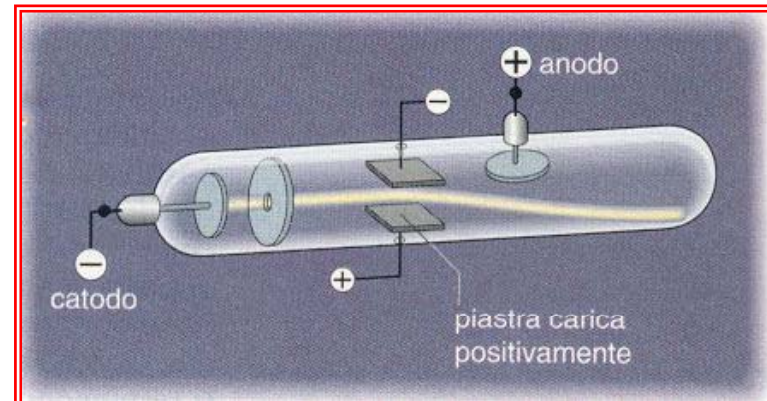
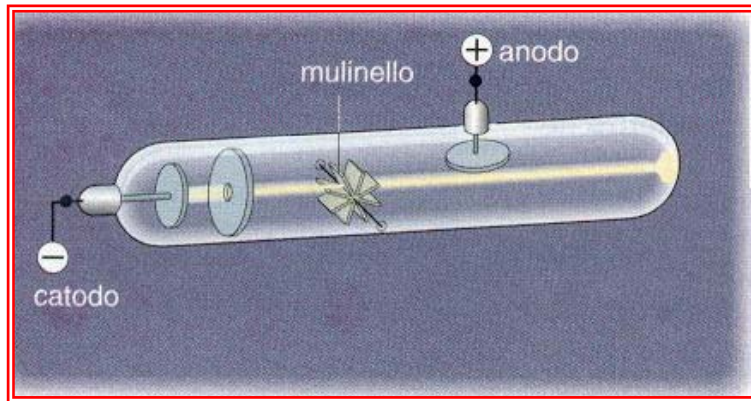
<b>FeO</b>	77.73 % di Ferro	22.27 % di Ossigeno
	<b>1 g di Fe : 0.2865 g di O</b>	<b>1 : 1</b>
<b>Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	69.95 % di Ferro	30.05 % di Ossigeno
	<b>1 g di Fe : 0.4297 g di O (1.5 * 0.2865)</b>	<b>1 : 1.5</b>

<b>N<sub>2</sub>O</b>	Protossido di Azoto	<b>1 g di N : 0.571 g di O = 1 : (1*0.571)</b>	2 : 1	<b>N<sub>2</sub>O</b>
<b>NO</b>	Ossido di Azoto	<b>1 g “ : 1.142 g “ = 1 : (2*0.571)</b>	2 : 2	<b>N<sub>2</sub>O<sub>2</sub></b>
<b>N<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	Anidride nitrosa	<b>1 g “ : 1.713 g “ = 1 : (3*0.571)</b>	2 : 3	<b>N<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>
<b>N<sub>2</sub>O<sub>4</sub></b>	Ipoazotite	<b>1 g “ : 2.284 g “ = 1 : (4*0.571)</b>	2 : 4	<b>N<sub>2</sub>O<sub>4</sub></b>
<b>N<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b>	Anidride nitrica	<b>1 g “ : 2.855 g “ = 1 : (5*0.571)</b>	2 : 5	<b>N<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b>

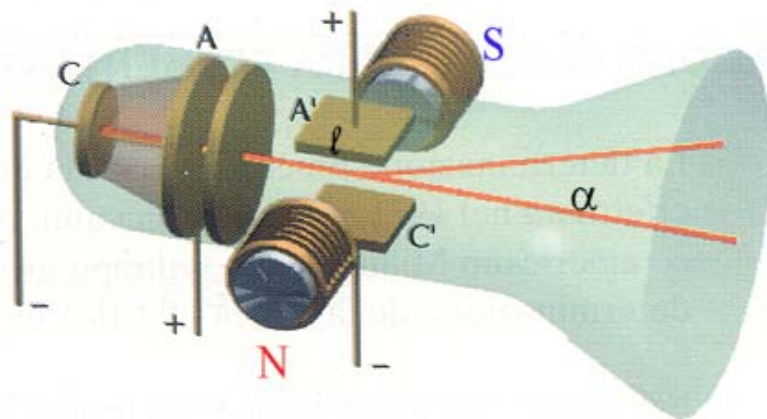
# Particelle subatomiche

Numerosi esperimenti condotti fin dalla fine del XIX secolo hanno evidenziato che gli atomi sono costituiti da particelle più piccole, chiamate subatomiche.

## Elettroni



Esperimento di J.J. Thomson (1856-1940) con un tubo sotto vuoto (dal 1897 al 1899)



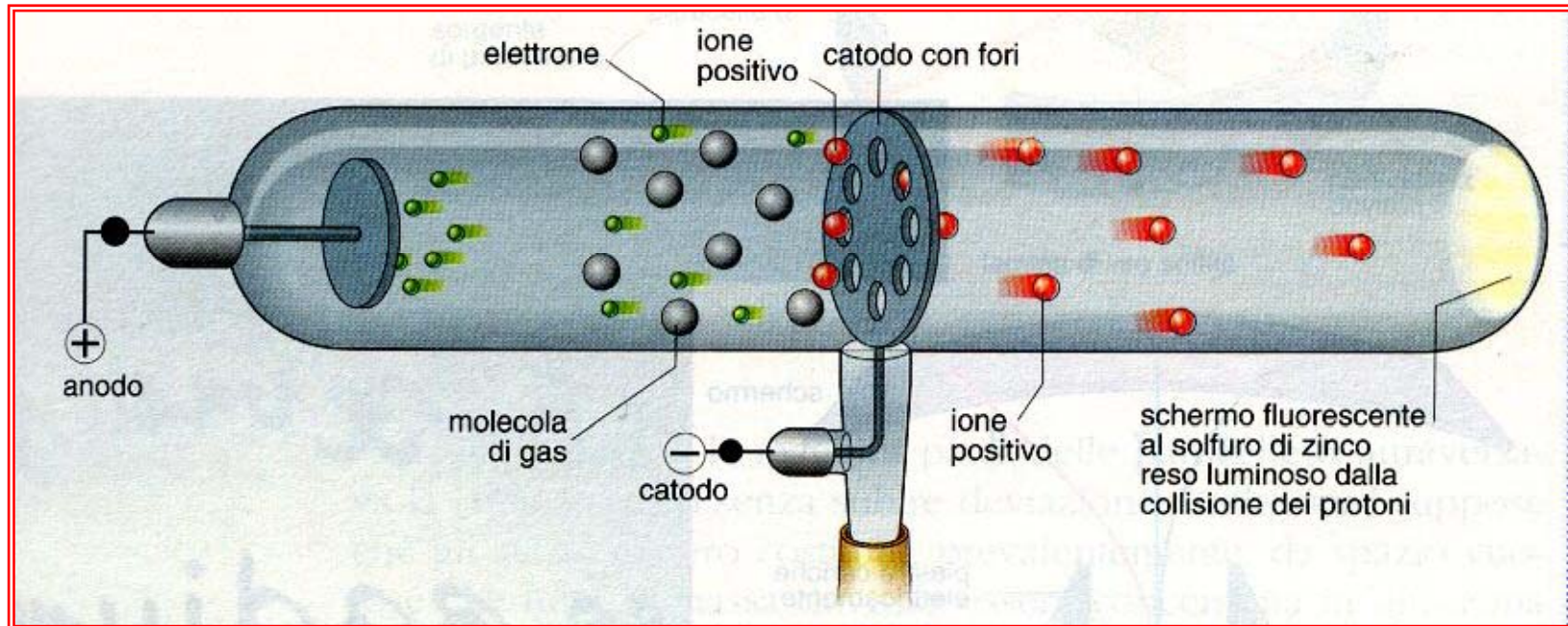
$$\frac{q}{m} = \frac{2 \tan \alpha}{l} \cdot \frac{E}{H^2}$$

Massa dell'elettrone =  $9.11 \cdot 10^{-31}$  kg

Carica dell'elettrone =  $-1.6 \cdot 10^{-19}$  C

## Protoni

Esperimento di J.J. Thomson (1856-1940) con un tubo contenente un gas rarefatto (nel 1911)



Massa del protone =  $1.67 \cdot 10^{-27}$  kg = 1836 volte la massa dell'elettrone

Carica del protone =  $+1.6 \cdot 10^{-19}$  C

## Neutroni

**Nel 1933 J. Chadwick (1891-1974) scoprì un'altra particella subatomica con massa di  $1.68 \cdot 10^{-27}$  kg, cioè circa uguale a quella del protone, ma senza carica elettrica, effettuando esperimenti sulla diffusione di particelle alfa su un bersaglio di berillio.**

**I neutroni funzionano come “colla”, perché la loro presenza permette di tenere assieme più protoni**

**L'unico nucleo a non aver bisogno della “colla neutronica” è quello dell'idrogeno perché formato da un solo protone**

## Cenni di chimica nucleare e radiochimica

Nel 1896 H. BECQUEREL notò, casualmente che i sali di uranio posti accanto a lastre fotografiche, chiuse nei loro contenitori di cartone, ne provocavano l'annerimento. Tali sali emettevano radiazioni più penetranti, cioè di frequenza più elevata e quindi a maggiore contenuto di energia di quelle luminose.

Infatti

Ad ogni radiazione di frequenza  $\nu$  è associato un quanto di energia  $\varepsilon$  (fotone)

$$\varepsilon = h\nu \quad \text{dove } h = \text{cost. di Planck } 6.626 \cdot 10^{-34} \text{ J sec}$$

Questa espressione esprime che una radiazione manifesta la propria energia in modo discontinuo per quanti di energia  $\varepsilon$

### Richiami sulle onde

$\varepsilon = h\nu$  energia di 1 fotone; se considero una mole di fotoni cioè  $6.022 \cdot 10^{23}$  unità fotoniche, abbiamo l'Einstein (E)

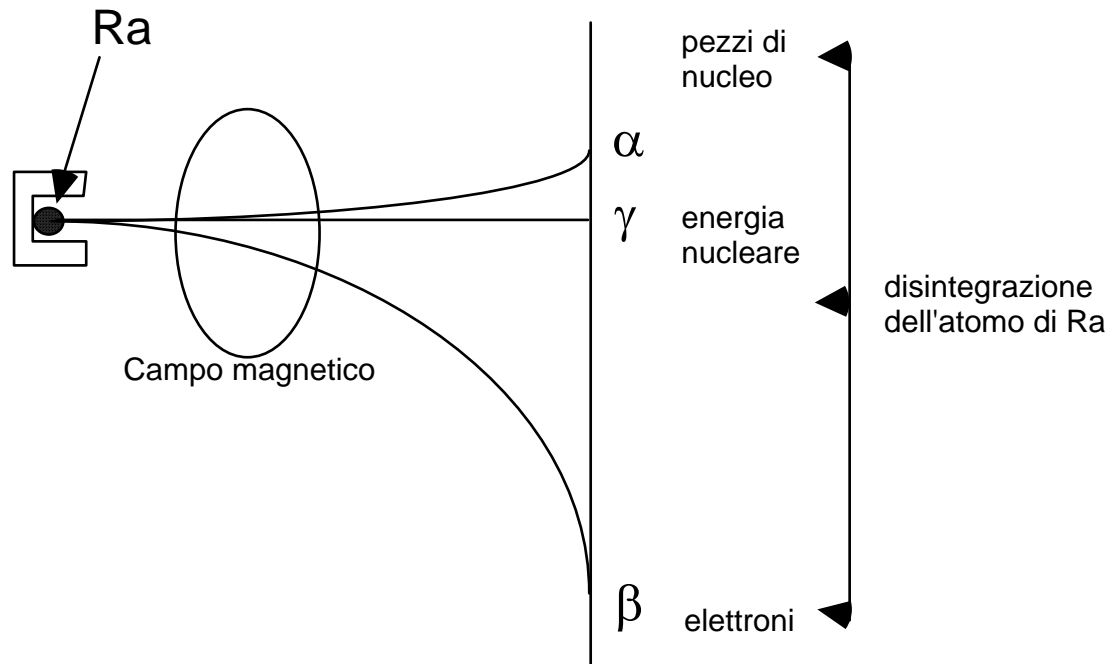
$E = N h \nu$  J/mol essendo  $\nu = c/\lambda$  si ha

$$E = \frac{N^\circ h \nu}{\lambda} = \frac{6.022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \cdot 6.626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{sec} \cdot 2.998 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{sec}^{-1}}{\lambda} \text{ J mol}^{-1}$$

$$E = \frac{11.963 \cdot 10^4}{\lambda} \text{ kJ/mol}$$

Madam CURIE scoprì, 1899-1900, che vi era un elemento che chiamò " radio " , che era ~106 volte più radioattivo dell'Uranio.

Le radiazioni emesse dal radio (Ra) fatte passare in campo magnetico si scindono in tre radiazioni



**Radiazione α** – Nucleo di elio

La velocità della particella α

$$V_{\alpha} = 2 \cdot 10^9 \text{ cm/sec} = 1/10 C$$

Le particelle hanno vita breve, nell'aria a P= 1 atm percorrono solo pochi cm (7-8 cm)

**Radiazione β** – elettroni

$$V_{\beta} \sim C.$$

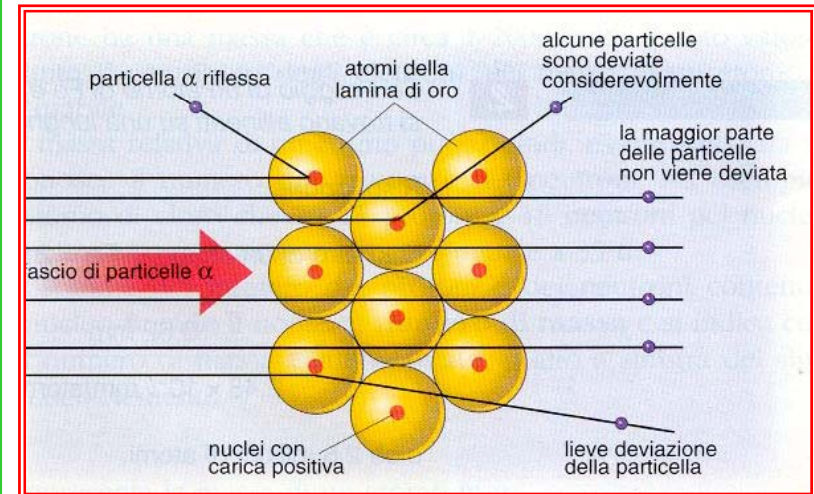
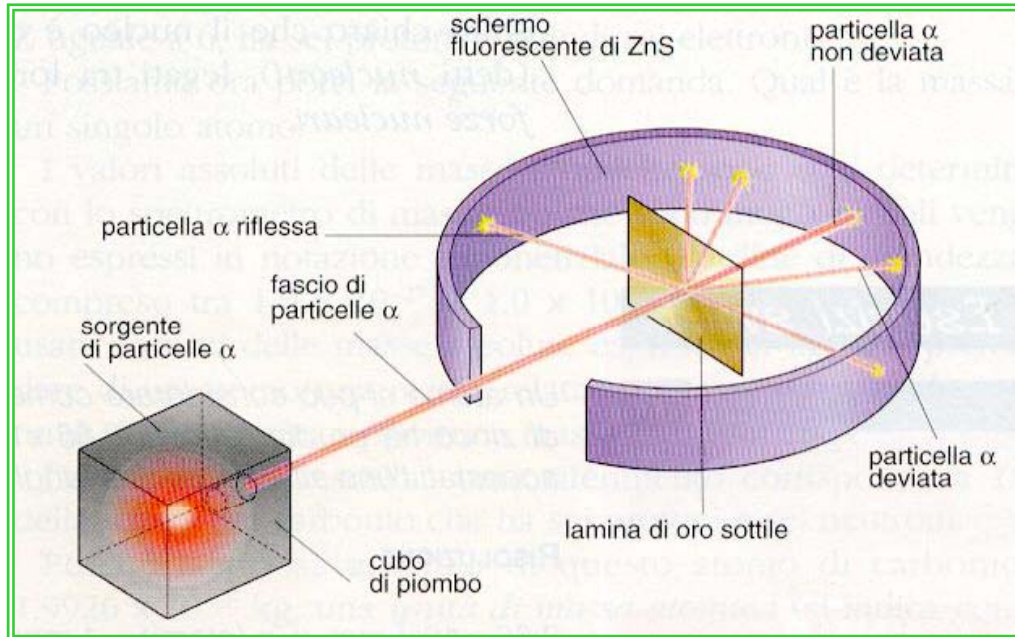
attraversano sottili fogli metallici

**Radiazione γ** – di natura elettromagnetica ;  $\lambda = 1 - 10^3 \text{ \AA}$  ;  $V_{\gamma} = C$

È ad elevata energia e quindi estremamente penetrante, attraversa spessori di piombo di parecchi cm



Per studiare la struttura atomica Rutherford (1871-1937) nel 1910 bombardò una lamina d'oro con particelle  $\alpha$  (cioè atomi di elio con due cariche positive)

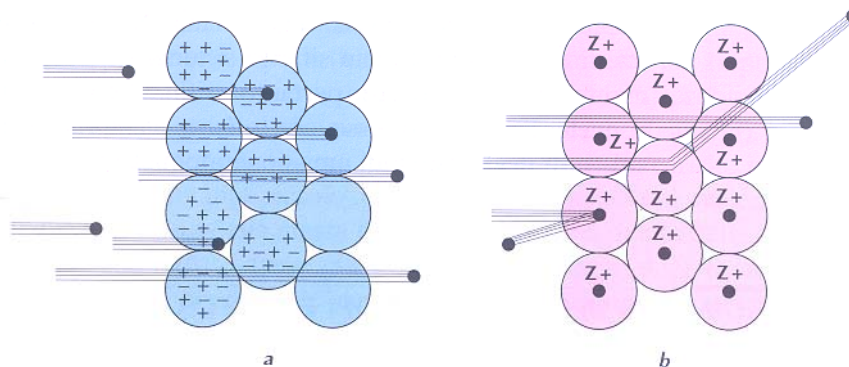


Rutherford suppose che gli atomi fossero costituiti da grandi spazi vuoti e che tutta la massa dovesse essere concentrata in una zona piccolissima, carica positivamente, che chiamò **nucleo**.

$$V_{\text{nucleo}} = 10^{-39} - 10^{-36} \text{ cm}^3$$

$$V_{\text{atomo}} = 10^{-25} - 10^{-24} \text{ cm}^3$$

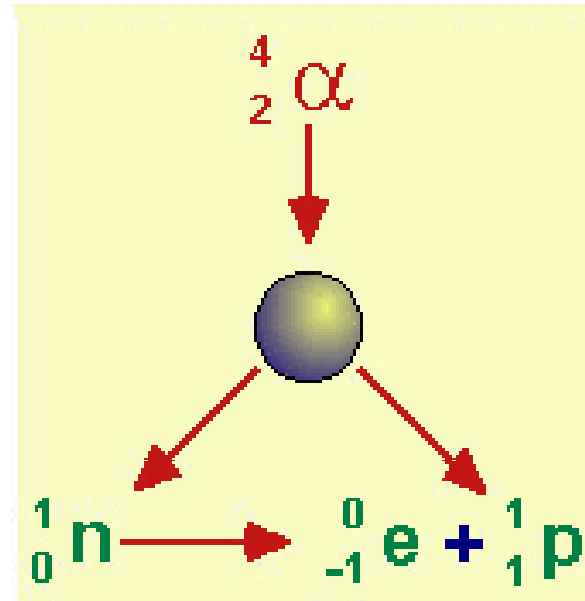
La densità del nucleo è di  $\sim 10^{11} \text{ kg/cm}^3$  equivalenti a 100000 Ton/mm<sup>3</sup> !!



**James Chadwick** (1891-1974; premio Nobel nel 1935) scoprì nel 1932 che si potevano ottenere ioni  $\text{H}^+$  (**protoni**) **p** per bombardamento con particelle  $\alpha$  di certi materiali: riscontrò che la carica positiva del protone ha lo stesso valore di quella negativa dell'elettrone.

Scoprì anche che, per bombardamento mediante radiazioni  $\alpha$  di elementi leggeri (**Be, B**) si ottenevano particelle senza carica e di massa circa eguale a 1 u.m.a., che furono chiamate **neutroni n**. Dedusse perciò che protoni e neutroni fossero costituenti del nucleo.

Le particelle costituenti il nucleo, in particolare neutroni e protoni, sono chiamate in generale **nucleoni**; i nucleoni possono essere soggetti a mutue relazioni:



Schema che rappresenta il bombardamento di un atomo con una particella  $\alpha$  e la relazione tra neutrone **n**, elettrone **e**, protone **p**.

## L'atomo

Entità subatomiche	Carica elettrica	Massa (u.m.a)
Protone	+1e	1.0073
Neutrone	0	1.0087
elettrone	-1e	$5.48 \cdot 10^{-4}$

**e = Carica elettrica elementare  $1.6022 \cdot 10^{-19}$  Coulomb**  
**u.m.a.= Unità di Massa Atomica  $1.6605 \cdot 10^{-24}$  grammi**

## Il Nuclide



Z (numero atomico) = n° di protoni

A (numero di massa) = n° di protoni + n° di neutroni

**Isotopi** sono i nuclidi che hanno uguale numero atomico ma diverso numero di massa

**Elementi** sono i nuclidi che hanno diverso numero atomico, a questi è stato dato un nome e sono rappresentati da simboli

## Esempio 1

**Elencare le informazioni che si possono ricavare dal seguente simbolo**  ${}^{63}_{29}\text{Cu}$

Secondo la convenzione stabilita, i numeri all'apice e alla base del simbolo dell'elemento rappresentano rispettivamente il numero di massa  $A$  e il numero atomico  $Z$  di un atomo dell'elemento.

- 1) Si tratta di un atomo dell'elemento rame
- 2) Il numero di protoni del nucleo è pari a  $Z$  cioè 29
- 3) La carica nucleare è +29
- 4) Il numero di elettroni dell'atomo è 29
- 5) Il numero di nucleoni è 63:

29 Protoni e  $(63 - 29)$  34 Neutroni

## Esempio 2

L'elemento ossigeno è costituito da una miscela di tre isotopi di numero atomico 8 e numero di massa rispettivamente 16, 17 e 18; di ciascun isotopo scrivere il simbolo, calcolare la carica nucleare e il numero di elettroni.



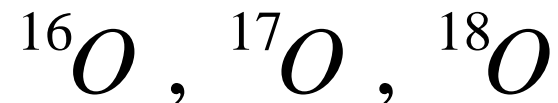
Ricordando che per un generico atomo

$Z = n^\circ$  atomico (numero di protoni) e che  $A = n^\circ$  di massa (protoni + neutroni)

**1) Il simbolo dell'idrogeno è  $O$**

**2) La carica nucleare è data dal numero di protoni e cioè 8**

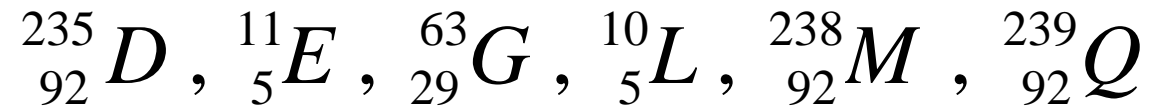
**3) In un atomo neutro il  $n^\circ$  di elettroni è uguale al  $n^\circ$  di protoni quindi è 8**



Il numero di neutroni è dato da  $(A - Z)$  e quindi sono rispettivamente 8, 9 e 10

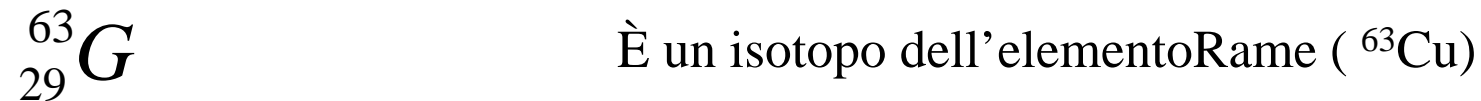
## Esempio 3

**Si osservi la seguente serie di atomi:**

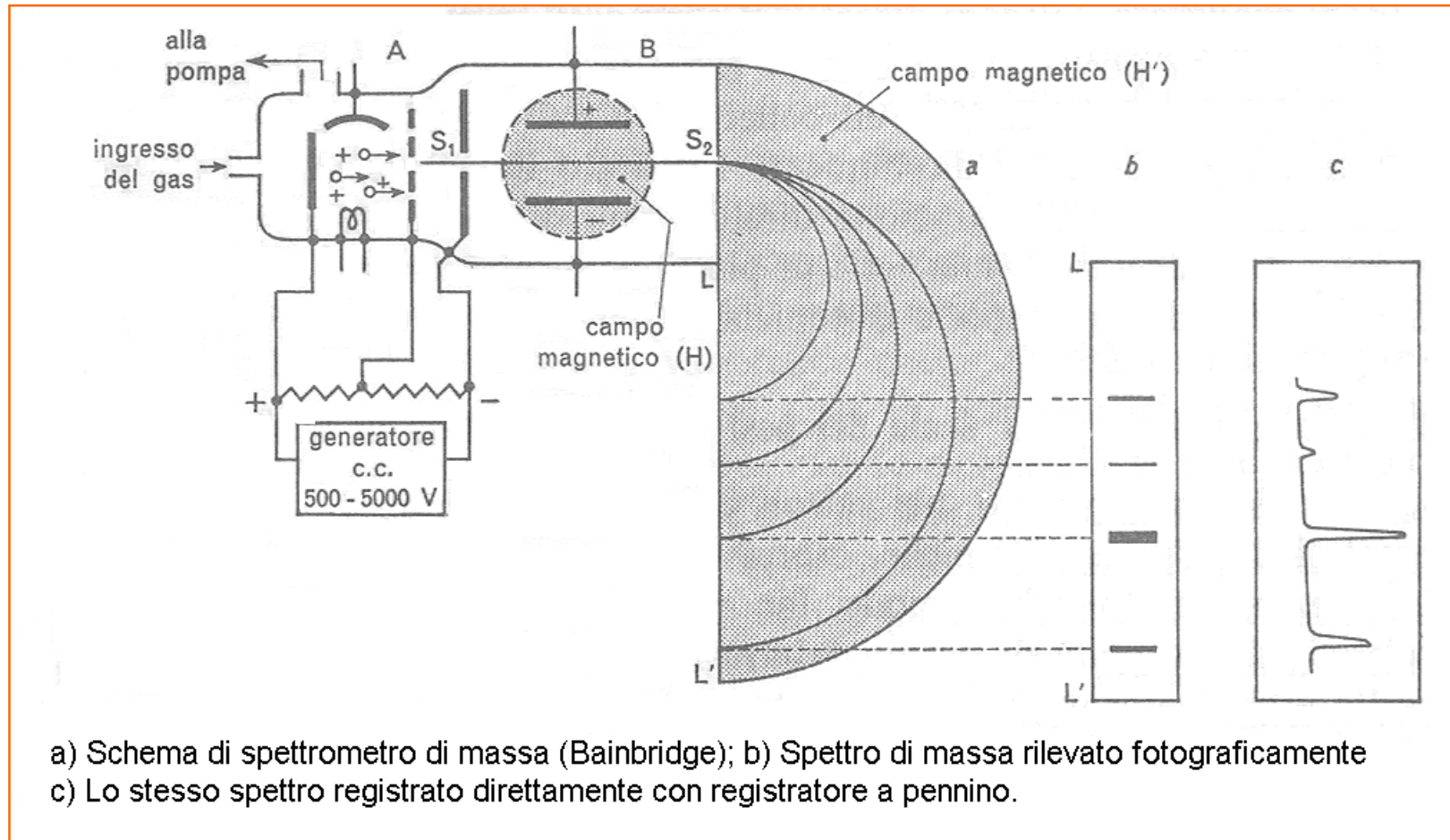


Individuare gli atomi dello stesso elemento.

Sono atomi dello stesso elemento quelli che hanno lo stesso numero atomico Z.



# Spettrometro di massa



$$r = \frac{m}{q} \frac{E}{H H'}$$

# Stabilità dei nuclidi

La zona racchiusa tra le curve che comprendono tutti i nuclidi stabili rappresenta la cosiddetta **fascia di stabilità**: fuori di essa nessun nuclide può essere stabile e dovrebbe decadere (modificarsi) in qualche modo, così da rientrare, in uno o più stadi, nella fascia di stabilità (è una condizione necessaria ma non sufficiente: qualche nuclide all'interno della fascia potrebbe comunque non essere stabile).

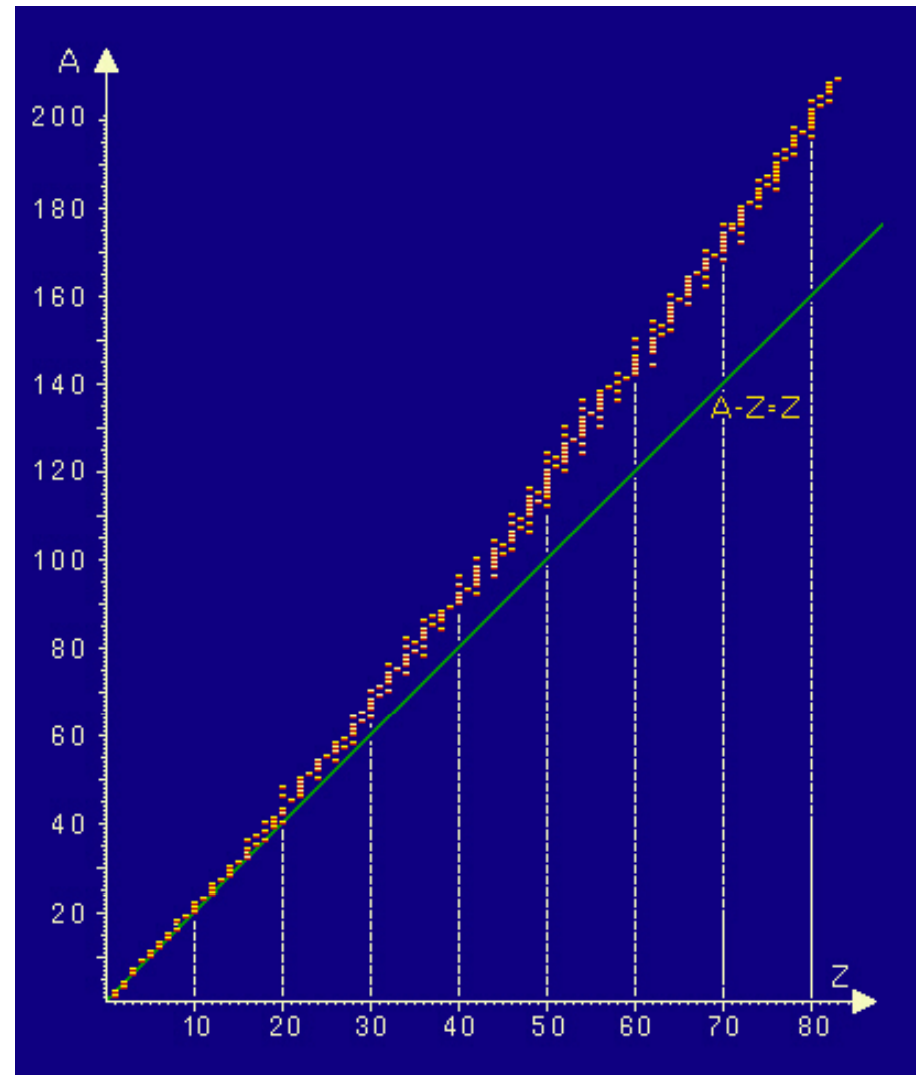


Tabella dei nuclidi naturali stabili (non radioattivi).



Esistono gruppi di nuclidi stabili che possiamo caratterizzare in base alla parità o alla disparità del numero di protoni  $Z$ , di neutroni  $N$ , di nucleoni (o numero di massa)  $A$

<b>numero di nuclidi</b>	<b><math>Z</math></b>	<b><math>N = A - Z</math></b>	<b><math>A</math></b>
<b>166</b>	<b>pari</b>	<b>pari</b>	<b>pari</b>
<b>57</b>	<b>pari</b>	<b>dispari</b>	<b>dispari</b>
<b>53</b>	<b>dispari</b>	<b>pari</b>	<b>dispari</b>
<b>7</b>	<b>dispari</b>	<b>dispari</b>	<b>pari</b>

Ci sono poi dei valori "**magici**" di Z ed N, che corrispondono a nuclidi di alta stabilità e abbondanza naturale: **Z o N = 2, 8, 20, 28, 50, 82, 126.**

<b>Z</b>	<b>2</b>	<b>8</b>	<b>20</b>	<b>28</b>	<b>50</b>	<b>82</b>
<b>Simbolo</b>	${}^2_2\text{He}$	${}^8_8\text{O}$	${}^{20}_{20}\text{Ca}$	${}^{28}_{28}\text{Ni}$	${}^{50}_{50}\text{Sn}$	${}^{82}_{82}\text{Pb}$
<b>Numero nuclidi naturali</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>6</b>	<b>5</b>	<b>10</b>	<b>4</b>

<b>A-Z</b>	<b>2</b>	<b>8</b>	<b>20</b>	<b>28</b>	<b>50</b>	<b>82</b>	<b>126</b>
	${}^4_2\text{He}$	${}^{15}_7\text{N}$	${}^{36}_{16}\text{S}$	${}^{48}_{20}\text{Ca}$	${}^{86}_{36}\text{Kr}$	${}^{136}_{54}\text{Xe}$	${}^{207}_{81}\text{Tl}$
		${}^{16}_8\text{O}$	${}^{37}_{17}\text{Cl}$	${}^{50}_{22}\text{Ti}$	${}^{87}_{37}\text{Rb}$	${}^{138}_{56}\text{Ba}$	${}^{208}_{82}\text{Pb}$
			${}^{38}_{18}\text{Ar}$	${}^{51}_{23}\text{V}$	${}^{88}_{38}\text{Sr}$	${}^{139}_{56}\text{La}$	${}^{209}_{83}\text{Bi}$
			${}^{39}_{19}\text{K}$	${}^{52}_{24}\text{Cr}$	${}^{89}_{39}\text{Y}$	${}^{140}_{58}\text{Ce}$	${}^{210}_{84}\text{Po}$
			${}^{40}_{20}\text{Ca}$	${}^{54}_{26}\text{Fe}$	${}^{90}_{40}\text{Zr}$	${}^{141}_{59}\text{Pr}$	
					${}^{92}_{42}\text{Mo}$	${}^{142}_{60}\text{Nd}$	
						${}^{144}_{62}\text{Sm}$	

## Massa Atomica Relativa o Peso Atomico

Abbiamo visto che **u.m.a. = 1.6605\*10<sup>-24</sup> g** ( 1.6605\*10<sup>-27</sup> Kg )

il Protone ha massa pari a 1.0073u.m.a. = 1.6726\*10<sup>-24</sup>g. e il Neutrone 1.0087 u.m.a.= 1.6749\*10<sup>-24</sup>g

L'unità di massa atomica (u.m.a.) o unità chimica di massa, che è pari a 1/12 della massa del  $^{12}_6\text{C}$  .  
La determinazione esatta della sua massa è stata fatta con lo spettrometro di massa e fu definita in 1.9926\*10<sup>-23</sup> grammi e da questa 1/12 corrisponde all'attuale 1.6605\*10<sup>-24</sup> g

Da principio (nel 1800) quando si cominciò a costruire il sistema dei pesi atomici, si pensò di adottare come riferimento l'idrogeno (H) e assunsero uguale ad 1 il suo peso atomico.

Si determinarono così le MAR H di molti elementi. **L'O aveva massa 15.872 (più della massa dell'H.**

Successivamente si convenne di assumere come elemento di riferimento l'ossigeno perché si combinava con molti più elementi che non l'idrogeno e **15.872 fu arrotondato a 16.000** tutti i pesi atomici furono corretti **16.000/15.872=1.008**.

Successivamente l'ossigeno fu sostituito con il Carbonio  $^{12}_6\text{C}$

**Si definisce la massa atomica relativa (MAR) o peso atomico di un nuclide il rapporto tra la massa effettiva dell'elemento considerato e la massa campione pari a 1/12 della massa del  $^{12}\text{C}$  (1.6605\*10<sup>-24</sup> g). In quanto rapporto tra due masse la "MAR" ovvero il peso atomico è un numero adimensionale che dice quante volte il nuclide considerato pesa più dell'unità chimica di massa**

Esempio 1) Si calcoli (il peso atomico) la Massa Atomica Relativa dell'atomo  $^{14}\text{N}$  la cui massa per atomo è di  $2.3252 \cdot 10^{-23} \text{g}$

Si ha immediatamente: 
$$\frac{2.3252 \cdot 10^{-23}}{1.6605 \cdot 10^{-24}} = 14.003$$

Esempio 2) Il Magnesio ha tre isotopi

Isotopo	Abbondanza %	Massa atomica relativa
$^{24}\text{Mg}$	78.60	23.993 u.m.a.
$^{25}\text{Mg}$	10.11	24.994 “
$^{26}\text{Mg}$	11.29	25.991 “

Calcolare la Massa Atomica Relativa media

$$\overline{\text{MAR}} = \frac{\sum_{i=1}^n m_{(\text{Nu}_i)} (\%_i)}{100}$$

$$\overline{\text{MAR}} = 0.7860 \cdot 23.993 + 0.1011 \cdot 24.994 + 0.1129 \cdot 25.991 = 24.3198$$

## Difetto di massa

In relazione alla Massa Atomica Relativa o peso atomico perché non calcolarlo direttamente facendo la somma dei protoni e dei neutroni e moltiplicare queste per le rispettive masse (1.00728 u.m.a. e 1.00867 u.m.a.).

Si è visto che la massa di un qualsiasi nuclide (misurabile sperimentalmente con molta precisione mediante lo spettrometro di massa) **risulta inferiore** alla somma delle masse dei nucleoni componenti.

Esempio 1) Il deuterio  ${}^2\text{D}$ , un isotopo dell'idrogeno, ha una massa sperimentale pari a **2.01300 u.m.a.**

mentre la somma della massa di un protone più la massa del neutrone risulta:

$$1.00728 \text{ u.m.a.} + 1.00867 \text{ u.m.a.} = 2.01595 \text{ u.m.a.}$$

Esempio 2) L  ${}^4\text{He}$  ha una **massa sperimentale = 4.00150 u.m.a.**

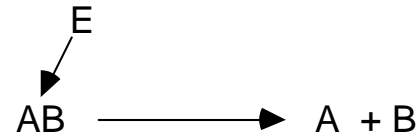
mentre la somma delle masse dei nucleoni è pari a **4.03190**

**La differenza tra la massa ottenuta mediante la somma delle masse dei nucleoni componenti il nuclide e il valore, sperimentale, effettivo della massa nucleare è detto DIFETTO DI MASSA.**

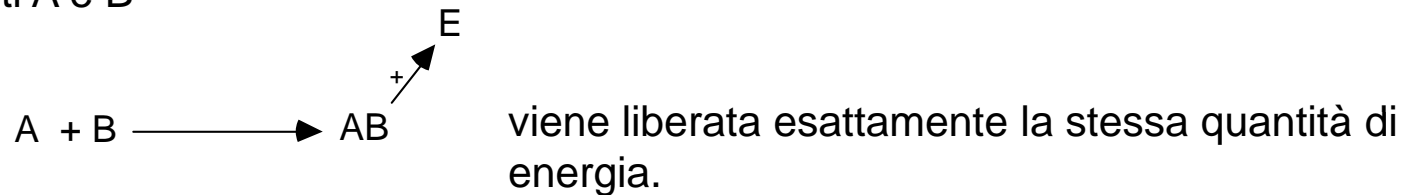
$$\text{Difetto di massa : } \Delta m = [Z m_p + (A - Z) m_n] - m_{\text{sperim. Nu}}$$

Il difetto di massa quindi per il  ${}^2\text{D}$  è 0.00295 e per il  ${}^4\text{He}$  è 0.0304

Il difetto di massa è la misura dell'energia nucleare cioè dell'energia di legame tra i protoni e i neutroni che formano il nucleo.



E' ovvio pensare che nel momento in cui si forma l'aggregato AB partendo dai costituenti A e B



Riferendoci al nucleo di un atomo semplice come è il deuterio abbiamo:



per quanto detto sopra questa energia è uguale a quella necessaria per rompere il legame tra protone e neutrone (Energia nucleare del  $^2\text{D}$  )

La sua relazione con il difetto di massa discende dalla equivalenza tra massa ed energia di Einstein

$$E = m c^2$$

Per ogni variazione  $\Delta E$  di energia si accompagna una contemporanea variazione di massa  $\Delta m$  quindi si ha:  **$\Delta E = \Delta m c^2$  Ad una diminuzione di massa del sistema corrisponde una diminuzione di energia.**

Difetto di massa :  $\Delta m = [Z m_p + (A - Z) m_n] - m_{\text{sp. Nu}}$

$m_p = 1.0073 * 1.6605 * 10^{-27} \text{ kg}$  ;  $m_n = 1.0087 * 1.6605 * 10^{-27} \text{ kg}$

$c = 2.9979 * 10^8 \text{ m/sec}$  ;  $\text{u.m.a.} = 1.6605 * 10^{-27} \text{ kg}$

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

$$E_{\text{nu}} = [Z m_p + (A - Z) m_n - m_{\text{sp. Nu}}] c^2$$

**analisi dimensionale:**                      **kg**                      \*                      **m<sup>2</sup> sec<sup>2</sup> = Joule**

$$E_{\text{nu}} = \left[ Z 1.0073 + (A - Z) 1.0087 - \frac{m_{\text{sp. Nu}}}{(\text{u.m.a.})} \right] (\text{u.m.a.}) c^2$$

$$E_{\text{nu}} = \left[ Z 1.0073 + (A - Z) 1.0087 - \frac{m_{\text{sp. Nu}}}{(\text{u.m.a.})} \right] (\text{u.m.a.}) (2.9979 * 10^8 \text{ m/sec})^2$$

$$E_{\text{nu}} = [Z 1.0073 + (A - Z) 1.0087 - \overline{M}_{\text{Nu}}] 1.4922 * 10^{-10} \text{ J}$$

Equivalenze:  $1\text{eV} = 1.6022 * 10^{-19} \text{ J}$  ,  $1\text{MeV} = 10^6 * 1.6022 * 10^{-19} = 1.6022 * 10^{-13} \text{ J}$

$$E_{\text{nu}} = [Z 1.0073 + (A - Z) 1.0087 - \overline{M}_{\text{Nu}}] 931.34 \text{ MeV}$$

## Esempio

Si calcoli il valore dell'energia complessiva di legame tra i costituenti del nucleo dell'atomo con  $Z=4$  e  $A=9$  ;

${}^9_4\text{Be}$  noto che per esso risulta  $m({}^9_4\text{Be})=9.01$  u.m.a.

$$E_{({}^9\text{Be})} = [4 \cdot 1.0073 + (9 - 4) \cdot 1.0087 - 9.01] \cdot 931.34 \text{ MeV} = 58.4 \text{ MeV}$$

(Nota: L'energia di legame elettroni-nucleo per il Be è di  $39.9 \cdot 10^{-5} \text{ MeV} = 399 \text{ eV}$  )



# La Mole e la Grammomole

Domanda: Quanti atomi sono presenti in una certa quantità di grammi di sostanza?

$$n^{\circ}_{\text{atomi}} = \frac{X_{\text{g(sostanza)}}}{\text{MAR} * 1.6605 * 10^{-24} \text{ g}}$$

Esempio 1) Quanti atomi di carbonio sono presenti in 1.73 grammi di questa sostanza?

$$\frac{1.73_{\text{g(C)}}}{12.011 * 1.6605 * 10^{-24} \text{ g}} = 8.67 * 10^{22} \text{ atomi}$$

Esempio 2) Quanti atomi di carbonio sono presenti in 12.011 grammi di questa sostanza?

$$\frac{12.011_{\text{g(C)}}}{12.011 * 1.6605 * 10^{-24} \text{ g}} = 6.022282 * 10^{23} \text{ atomi}$$

Esempio 3) Quanti atomi di azoto sono presenti in 14.003 grammi di questa sostanza?

$$\frac{14.003_{\text{g(C)}}}{14.003 * 1.6605 * 10^{-24} \text{ g}} = 6.022282 * 10^{23} \text{ atomi}$$

**La Mole corrisponde a  $6.022282 * 10^{23}$  unità**

**La Grammomole è la quantità di grammi di sostanza che contiene 1 mole di unità**