

Corso di Chimica

Prof. M. Pasquali

Università degli Studi di Roma

“La Sapienza”

Facoltà di Ingegneria

Corso di Laurea in Ing. Meccanica

Il Docente: M. Pasquali riceve gli studenti per spiegazioni il martedì dalle 11 alle 14

Per tutti gli studenti che si prenotano ad un appello di esame, le spiegazioni e i colloqui saranno sospesi una settimana prima dell'esame; mentre gli non prenotati all'appello, saranno regolarmente ricevuti.

Gli studenti potranno avvalersi di un Tutor che sarà disponibile tutti i venerdì dalle ore 11 alle 13

E-mail: mauro.pasquali@uniroma1.it

Sito: <http://www.sbai.uniroma1.it/persona/mauro.pasquali/>

Tel: 06 49766742 Fax: 06 49766749

Finalità del corso:

Fornire le basi della chimica per la comprensione delle proprietà tecnologiche dei materiali e delle tecnologie industriali. Partendo dalla composizione e dalla struttura della materia, si affronterà su base termodinamica lo studio delle trasformazioni tra fasi diverse della stessa sostanza e delle reazioni spontanee o forzate, attraverso le quali alcuni composti si trasformano in altri.

Referenze Bibliografiche:

Libro di Testo: Chimica Generale e Inorganica a cura di P. Tagliatastesta

Casa editrice EDI ERMES

Testi consigliati: Fondamenti di chimica Aut. P. Silvestroni;

Fondamenti di chimica Aut. Schiavello - Palmisano

Per la parte di esercitazioni numeriche:

Problemi di Chimica Aut. M. Pasquali, A. Dell'Era

Casa editrice ESCULAPIO

PROGRAMMA DETTAGLIATO DEL CORSO: A.A. 2003/2004

Primo Modulo

LA STRUTTURA DELLA MATERIA

- Particelle fondamentali in un atomo. - Numero atomico e numero di massa di un atomo. - Nuclidi, isotopi ed elementi chimici. - Massa atomica relativa. - La mole come unità di misura della quantità di sostanza e il Numero di Avogadro.

STRUTTURA ELETTRONICA DEGLI ATOMI E CLASSIFICAZIONE PERIODICA DEGLI ELEMENTI

- Il modello di Bohr dell'atomo di idrogeno. - Principio di indeterminazione di Heisenberg. - Equazione di De Broglie e cenni sulla trattazione ondulatoria. - L'orbitale atomico. - Costruzione della struttura elettronica di un atomo nel suo stato fondamentale: principio di esclusione di Pauli e della massima molteplicità (o di Hund). Classificazione periodica degli elementi. Energia di ionizzazione, affinità elettronica e carattere metallico di un elemento. - Raggio atomico.

LEGAMI CHIMICI - STRUTTURE E GEOMETRIE MOLECOLARI

- Concetto di legame e l'energia di legame - Il legame atomico (o covalente). - Legami atomici semplici doppi e tripli. Legami atomici dativi (o di coordinazione). - Elettronegatività degli elementi. - Polarità nei legami atomici. Molecole polari e non polari. - Il legame ionico. - L'ibridizzazione degli atomi e le geometrie delle molecole. - Il legame metallico.

SOSTANZE E CALCOLI STECHIOMETRICI

- Composizione elementare di un composto chimico e sua formula minima. - Formule molecolari ed unità di formula. - Masse formali relative. - Massa molare di una sostanza. - Rappresentazione quantitativa di una reazione chimica: equazione stechiometrica (o chimica). - Bilanciamento di una equazione chimica. Reagenti in proporzioni stechiometriche o non stechiometriche. Rendimento di una reazione.

STATI DI OSSIDAZIONE DI ELEMENTI E REAZIONI REDOX

- Stato di ossidazione di un elemento in un composto. - Correlazione tra stati di ossidazione degli elementi e loro classificazione periodica. - Variazione dello stato di ossidazione di un elemento: ossidazione, riduzione e reazioni redox. Bilanciamento di equazioni chimiche redox. Coppie redox.

STATO DI AGGREGAZIONE DELLA MATERIA

Stato gassoso. Proprietà macroscopiche dei gas. Gas ideale ed equazione di stato. Teoria cinetica dei gas. Applicazione della legge dei gas in chimica. Miscugli gassosi: frazioni molari, pressioni parziali, massa molecolare (media). - Gas reali ed equazione di Van der Waals. - Liquefazione dei gas e stato critico.

Stato solido. Solidi ionici, solidi molecolari, solidi covalenti solidi metallici.

Stato liquido. Evaporazione e solidificazione dei liquidi. Soluzioni (liquide): solvente e soluto (gassoso, solido e liquido), concentrazione delle soluzioni e concetto di saturazione.

Secondo Modulo

TERMODINAMICA CHIMICA

Sistemi termodinamico e ambiente: variabili di stato (intensive ed estensive), funzioni di stato. - L'equilibrio termodinamico, trasformazioni reversibili ed irreversibili. - Lavoro meccanico nelle trasformazioni termodinamiche. - 1° Principio della termodinamica. Il calore nelle trasformazioni a volume costante ed in quelle a pressione costante: la funzione di stato, entalpia. - Effetto termico nelle reazioni chimiche: equazione termochimica. - Stati standard delle sostanze. - Additività delle equazioni termochimiche (legge di Hess). - 2° Principio della termodinamica: la funzione di stato entropia. L'entropia allo zero assoluto (3° Principio della termodinamica). - La funzione di stato energia libera (o funzione di Gibbs). - Criteri di spontaneità e di equilibrio nelle reazioni chimiche e nelle trasformazioni di fase. - Il potenziale chimico. - Variazione dell'energia libera del sistema nel progressivo avanzamento di una reazione fino all'equilibrio. - Legge dell'equilibrio chimico: costante standard (di equilibrio) di una reazione. Dipendenza della costante di equilibrio dalla temperatura: equazione di Van t'Hoff. Il rendimento di una reazione.

EQUILIBRI TRA FASI DIVERSE DI SOSTANZE CHIMICAMENTE NON REAGENTI

Sistemi ad un solo componente.

- Equilibri tra fasi diverse di una stessa sostanza: equazione di Clausius - Clapeyron. Diagramma di stato dell'acqua.

Sistemi a due componenti completamente miscibili.

- L'equilibrio liquido-vapore: legge di Raoult. Diagrammi isotermi "pressione di vapore - composizione della fase liquida e della fase vapore in equilibrio". Diagrammi isobari "temperatura di ebollizione - composizione della fase liquida e della fase vapore in equilibrio". Distillazione.

Sistemi a due componenti completamente immiscibili o parzialmente miscibili.

- Concetto di immiscibilità e aspetto chimico del fenomeno. Costante di ripartizione di una sostanza in due liquidi immiscibili.
- Miscibilità parziale e lacuna di miscibilità per liquidi e solidi.

PROPRIETA' DELLE SOLUZIONI DI SOLUTI NON ELETTROLITI ED ELETTROLITI

- Proprietà colligative: Abbassamento della pressione di vapore del solvente nel passare da solvente puro a soluzione; abbassamento della temperatura di congelamento e innalzamento della temperatura di ebollizione di una soluzione.
- Curve di raffreddamento, diagrammi eutettici e peritettici di soluzioni e leghe.
- La conduzione elettrica delle soluzioni elettrolitiche: conduttività, conduttività equivalente e conduttività equivalente limite.

Terzo Modulo

EQUILIBRI IONICI IN SOLUZIONE ACQUOSA

La legge dell'equilibrio chimico per reazioni in soluzione (K_c). La reazione di auto-ionizzazione dell'acqua e sua costante di reazione (K_w). Definizione di acido e di base secondo Arrhenius. Reazione acido-base secondo Bronsted e Lewis. Soluzioni neutre, acide e basiche: il pH. Calcolo del pH di soluzioni di acidi, basi, e sali. Calcolo del pH di miscele di acidi, basi e acido forte con base forte: neutralizzazione.

Elettroliti poco solubili: solubilità e prodotto di solubilità (K_{so})

ELETTROCHIMICA

- Semi reazioni redox e loro bilanciamento con il metodo ionico-elettronico. - Reazioni redox e possibilità di conversione di "energia chimica" in "energia elettrica" e viceversa in dispositivi elettrochimici. - L'equazione di Nernst. - Forza elettromotrice di un elemento galvanico. - Potenziale elettrodo e potenziale elettrodo standard di un semi elemento. – Semi elemento standard di idrogeno. - Tabella dei potenziali standard di riduzione di coppie redox, potere ossidante e riducente delle coppie redox.

CINETICA CHIMICA

Cenni sulla velocità di reazione .

Unità di misura del Sistema Internazionale (SI)

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

Unità di misura derivate del Sistema Internazionale

Grandezza fisica	Nome e Simbolo	unità di misura	Forma equivalente
Area	metro quadro	m ²	superficie
Volume	metro cubo	m ³	
Densità	chilog. al metro cubo	kg m ⁻³	Massa/volume
Velocità	metro al secondo	m s ⁻¹	
Massa molare	chilogrammo a mole	kg mol ⁻¹	
Concentrazione	mole a metro cubo	mol m ⁻³	
Forza	Newton N	kg m s⁻²	massa*accelerazione
Pressione	Pascal Pa	kg m⁻¹ s⁻²	forza / superficie
Energia	Joule J	kg m² s⁻²	forza*spostamento
Potenza	Watt W	kg m² s⁻³	energia/sec. (J s⁻¹)
Carica elettrica	Coulomb C	A s	
Intensità di corrente	Ampere A	A	coulomb/sec.
Differenza di Potenziale	Volt V	kg m² A⁻¹ s⁻³	J A⁻¹s⁻¹
Resistenza elettrica	Ohm Ω	kg m² A⁻² s⁻³	V A⁻¹
Conducibilità elettrica	Siemens S	kg⁻¹ m⁻² A² s³	AV⁻¹
Capacità elettrica	Farad F	m⁻² kg⁻¹ s⁴ A²	A s V⁻¹
Frequenza	Hertz Hz	s⁻¹	
Flusso magnetico	Weber Wb		
Induttanza	Henri H		

Prefissi del Sistema Internazionale

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

Costanti		In altre unità di misura
Massa dell' elettrone (rest mass)	$m_e = 9.0995 \cdot 10^{-28} \text{ g}$	$m_e = 9.0995 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$
Carica dell' elettrone	$q_e = 1.6022 \cdot 10^{-19} \text{ coulomb}$	
Unità di massa atomica	$\text{u.m.a} = 1.6605 \cdot 10^{-24} \text{ g}$	$\text{u.m.a.} = 1.6605 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Velocità della luce	$c = 2.99792 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}$	
Volume molare gas ideale (1 atm , 0 °C)	$V_m = 0.022414 \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1}$	
Costante di Avogadro	$N = 6.022045 \cdot 10^{23} \text{ mol}$	
Costante di Boltzmann	$k = 1.38066 \cdot 10^{-23} \text{ JK}^{-1}$	
Costante di Faraday	$F = 9.6490 \cdot 10^4 \text{ C}$	
Costante di Plank	$h = 6.62618 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$	
Costante dei Gas	$R = 0.0821 \text{ l atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$	$8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

Che cos'è la chimica?

Per capire l'importanza della chimica proviamo a pensare cosa sarebbe il nostro vivere senza la Chimica

Campo medico: Disinfettanti, Antibiotici, Vaccini, Anestetici, Antipiretici, Tranquillanti ecc...

Agricoltura: Fertilizzanti e Antiparassitari

Abbigliamento: Fibre sintetiche

Ingegneria: Leghe speciali, Vastissima gamma dei polimeri, Materiali compositi, Materiali per l'elettronica, carburanti ad alto rendimento;
nel campo delle costruzioni, cementi, vetri, ceramici,

La chimica come materia interdisciplinare

La chimica è la scienza che studia le sostanze che compongono la terra in cui viviamo e l'universo intero, la loro struttura e le loro proprietà per sfruttarle direttamente e per trasformarle in altre sostanze utili per le più svariate applicazioni.

La Chimica studia:

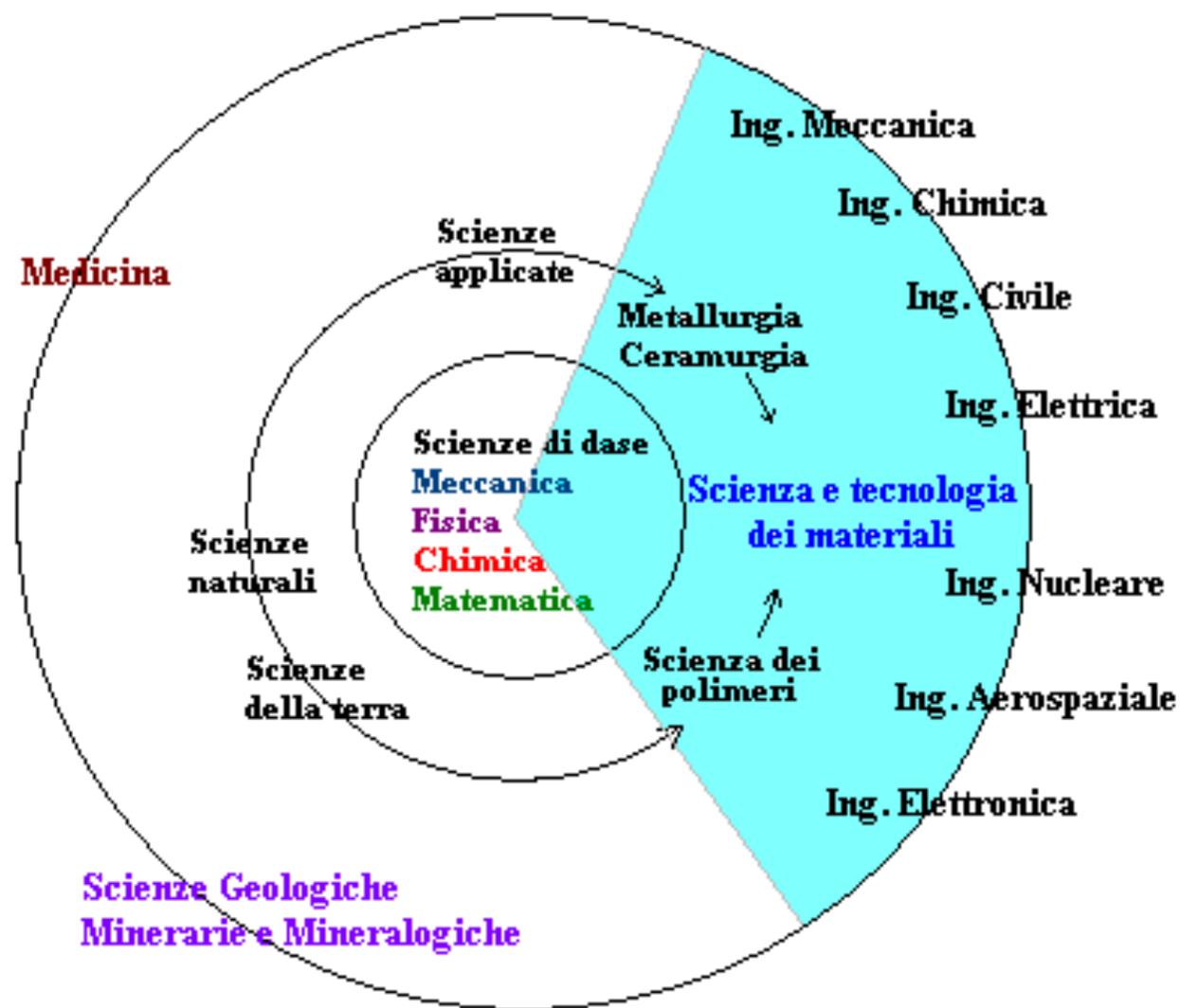
1) Composizione

2) Caratterizzazione

3) Trasformazione



Della materia in tutte le sue varietà



Processo logico induttivo

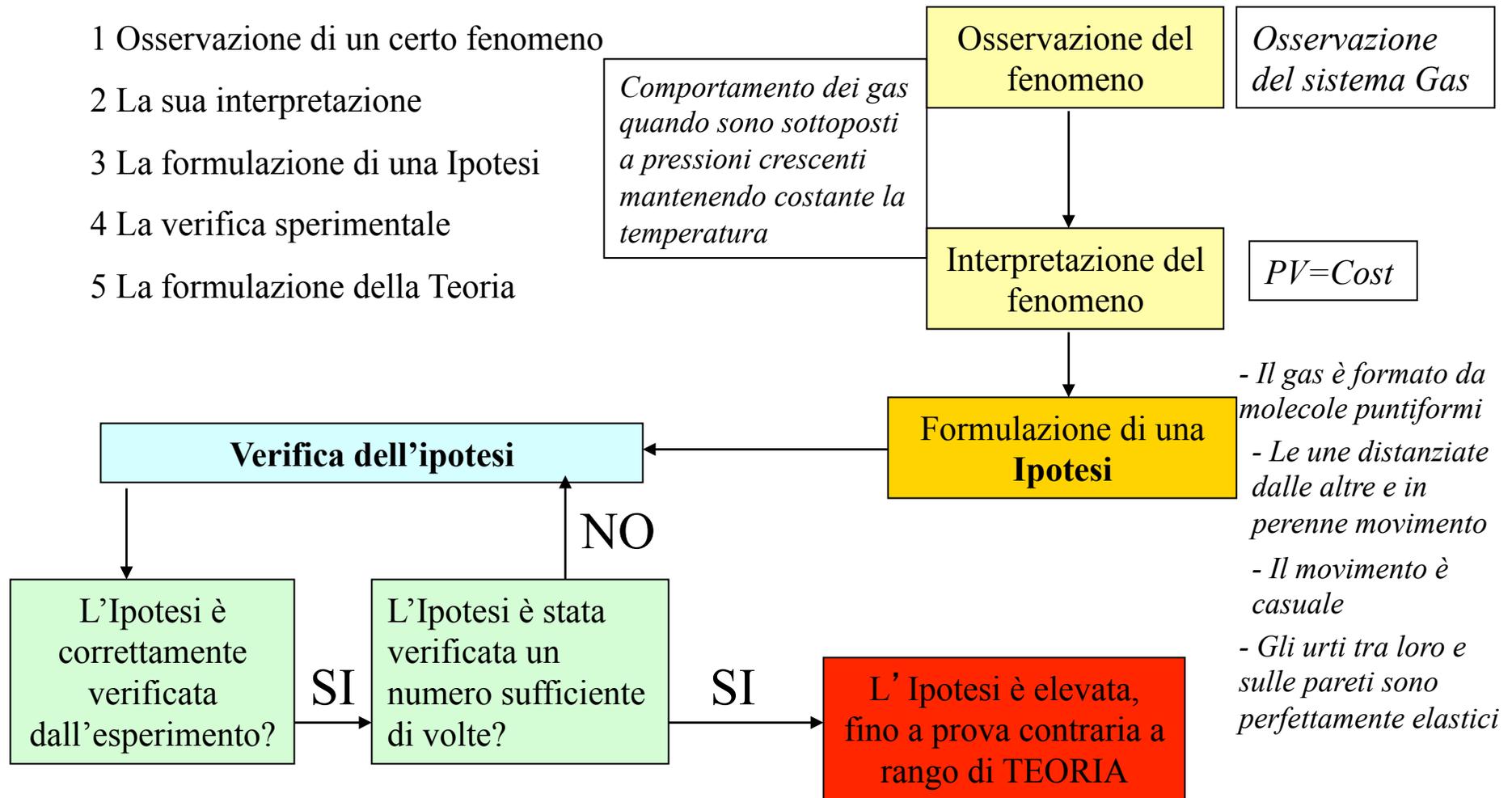
1 Osservazione di un certo fenomeno

2 La sua interpretazione

3 La formulazione di una Ipotesi

4 La verifica sperimentale

5 La formulazione della Teoria



Teoria Cinetica dei Gas

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 di 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),

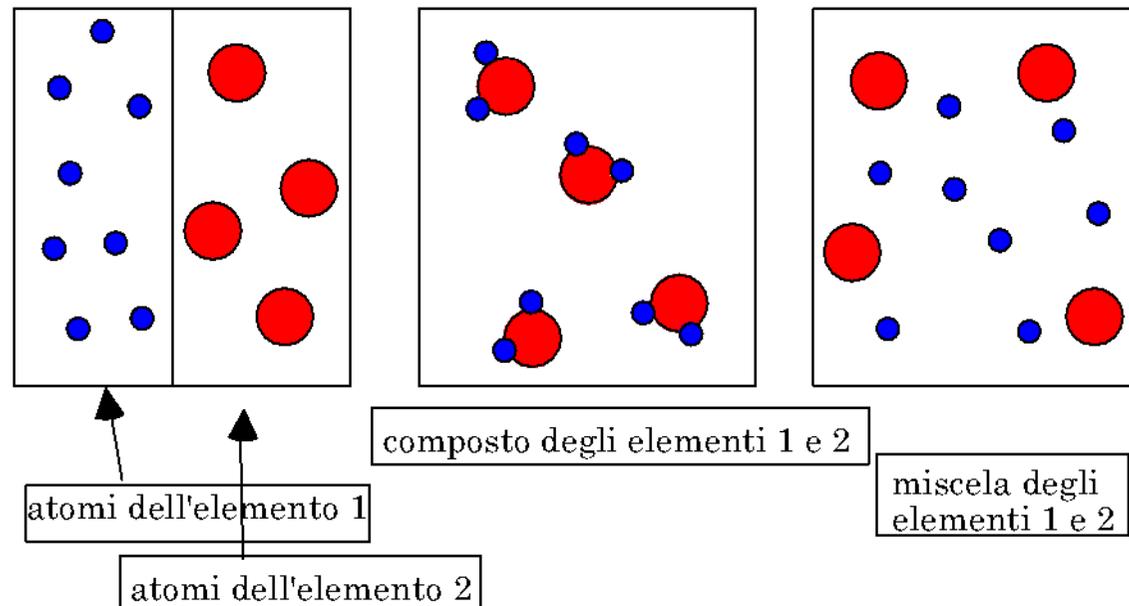
-delle proporzioni definite (Proust, 1799),

-proporzioni multiple (Dalton, 1807),

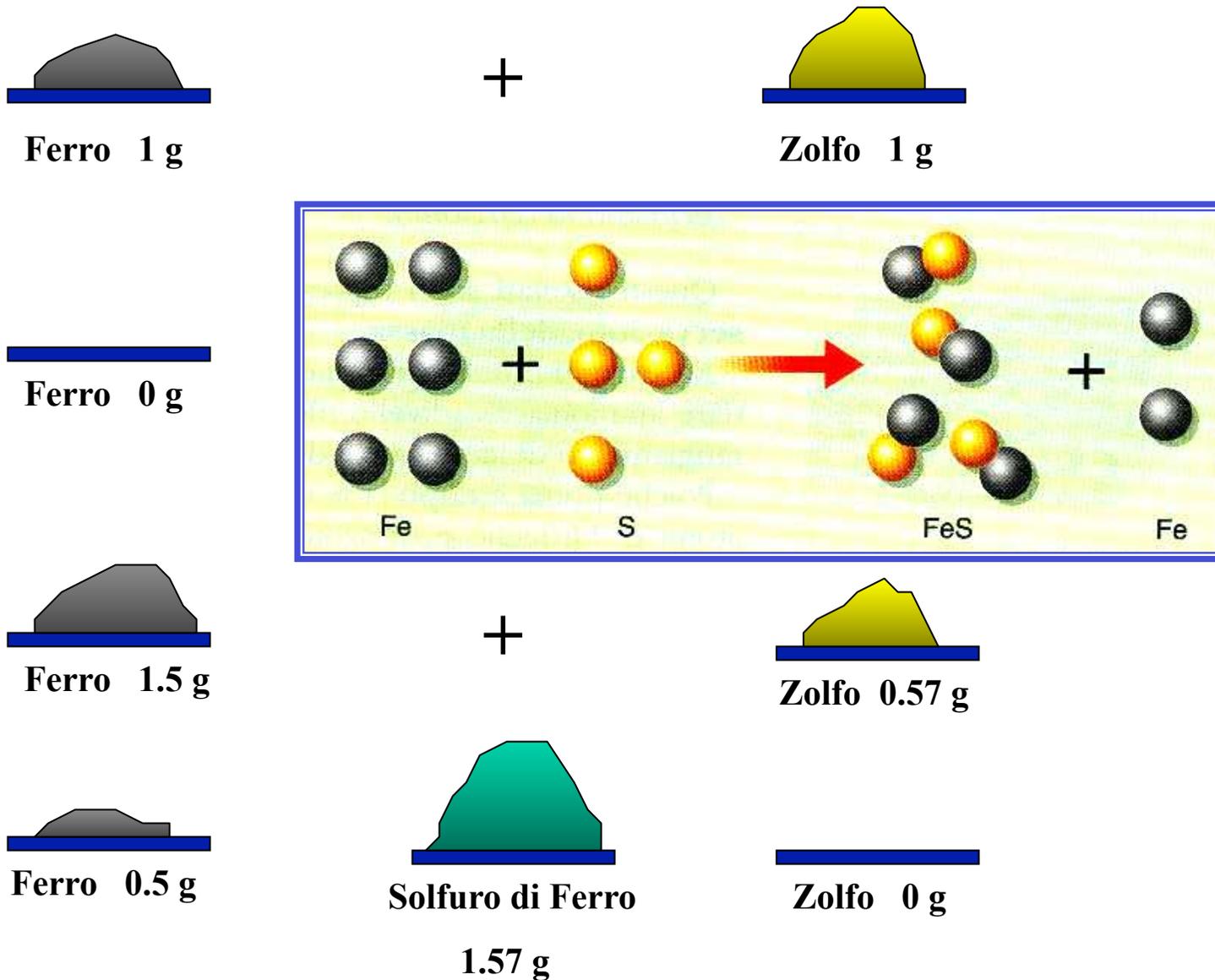
L'ipotesi atomica fece il suo ingresso definitivo nella **SCIENZA**, perché parve un punto di riferimento irrinunciabile per spiegare razionalmente i risultati sperimentali inquadrati in quelle leggi.

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)

H₂O	11.2 % di Idrogeno	88.8 % di Ossigeno
	2 grammi di Idrogeno	16 grammi di Ossigeno
	2 atomi di H	1 atomo di O

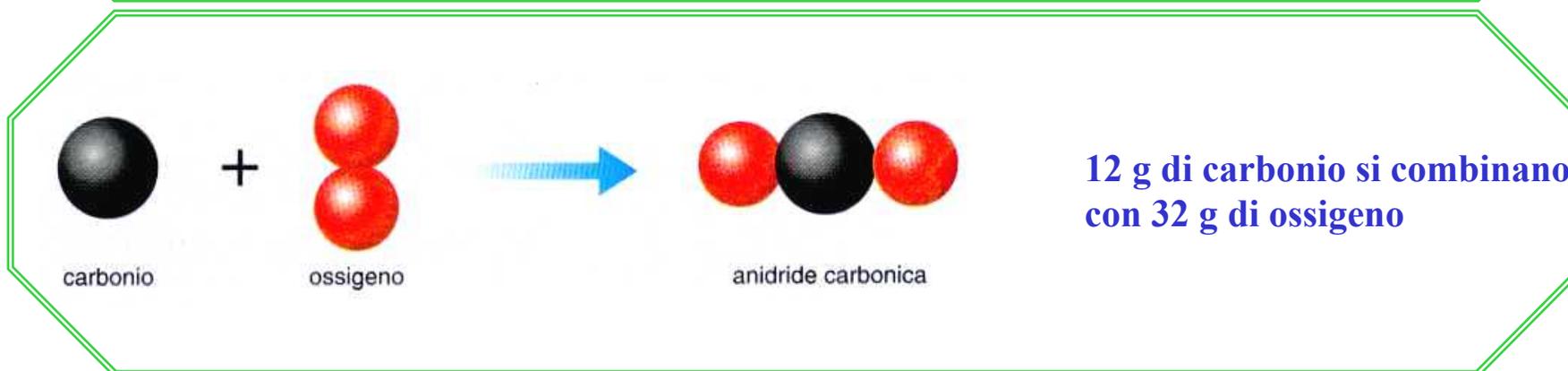
FeO	77.73 % di Ferro	22.27 % di Ossigeno
	55.85 grammi di Ferro	16 grammi di Ossigeno
	1 atomodi Fe	1 atomo di O

Fe₂O₃	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)



Legge delle proporzioni multiple

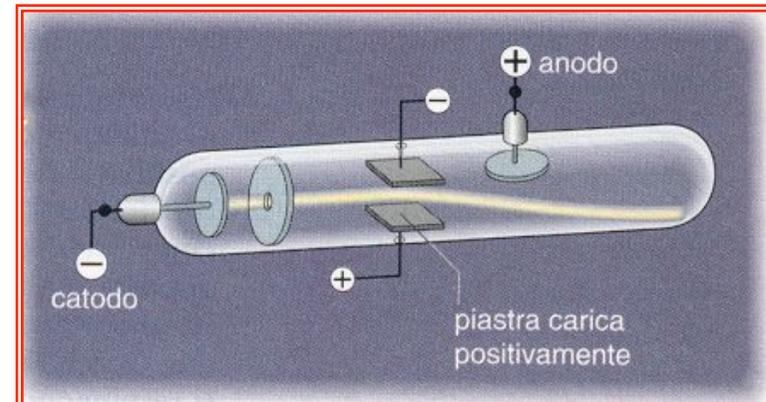
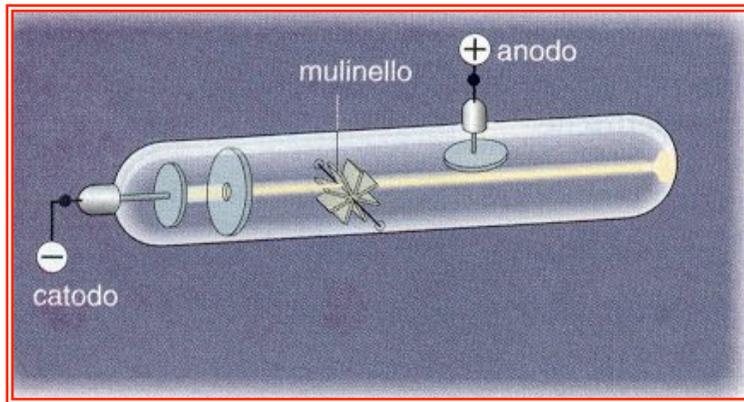
FeO	77.73 % di Ferro	22.27 % di Ossigeno
	1 g di Fe : 0.2865 g di O	1 : 1
Fe₂O₃	69.95 % di Ferro	30.05 % di Ossigeno
	1 g di Fe : 0.4297 g di O (1.5 * 0.2865)	1 : 1.5

N₂O	Protossido di Azoto	1 g di N : 0.571 g di O = 1 : (1*0.571)	2 : 1	N₂O
NO	Ossido di Azoto	1 g “ : 1.142 g “ = 1 : (2*0.571)	2 : 2	N₂O₂
N₂O₃	Anidride nitrosa	1 g “ : 1.713 g “ = 1 : (3*0.571)	2 : 3	N₂O₃
N₂O₄	Ipoazotite	1 g “ : 2.284 g “ = 1 : (4*0.571)	2 : 4	N₂O₄
N₂O₅	Anidride nitrica	1 g “ : 2.855 g “ = 1 : (5*0.571)	2 : 5	N₂O₅

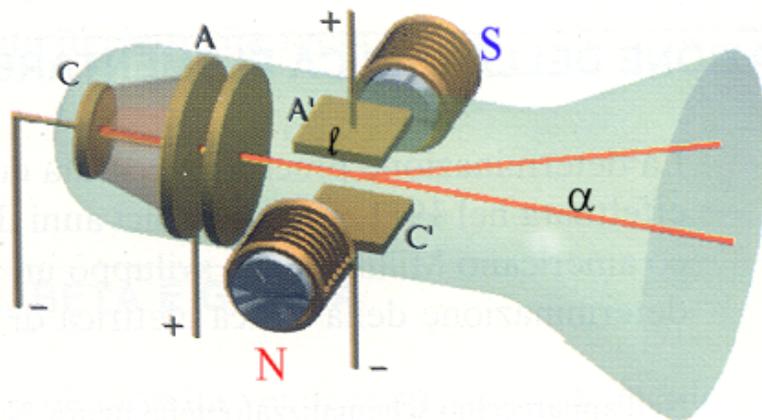
Particelle subatomiche

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)

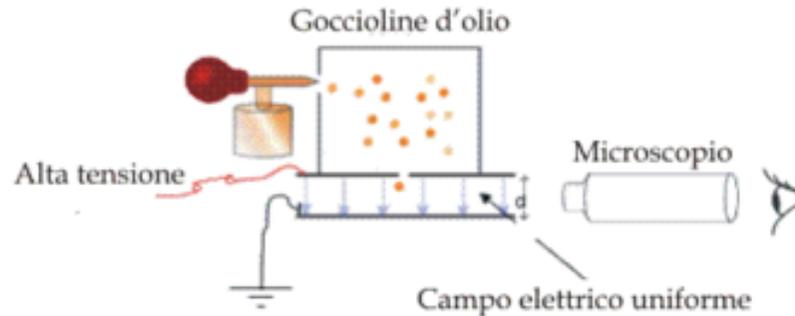


$$\frac{q}{m} = \frac{2 \tan \alpha}{\ell} \cdot \frac{E}{H^2}$$

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

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

Esperienza di Millikan per la determinazione della carica dell'elettrone



In assenza di campo elettrico, queste sperimentano un attrito con l'aria e quindi raggiungono rapidamente una velocità di regime v_1 (costante) che dipende dal loro raggio r e dalla loro densità ρ tramite la relazione

$$v = \frac{m g}{6\pi \eta r}$$

In cui η è la viscosità dell'aria mentre m ed r sono rispettivamente la massa e il raggio della goccia, le due grandezze sono correlate dalla densità d dell'olio

$$d = \frac{3 m}{4 \pi r^3}$$

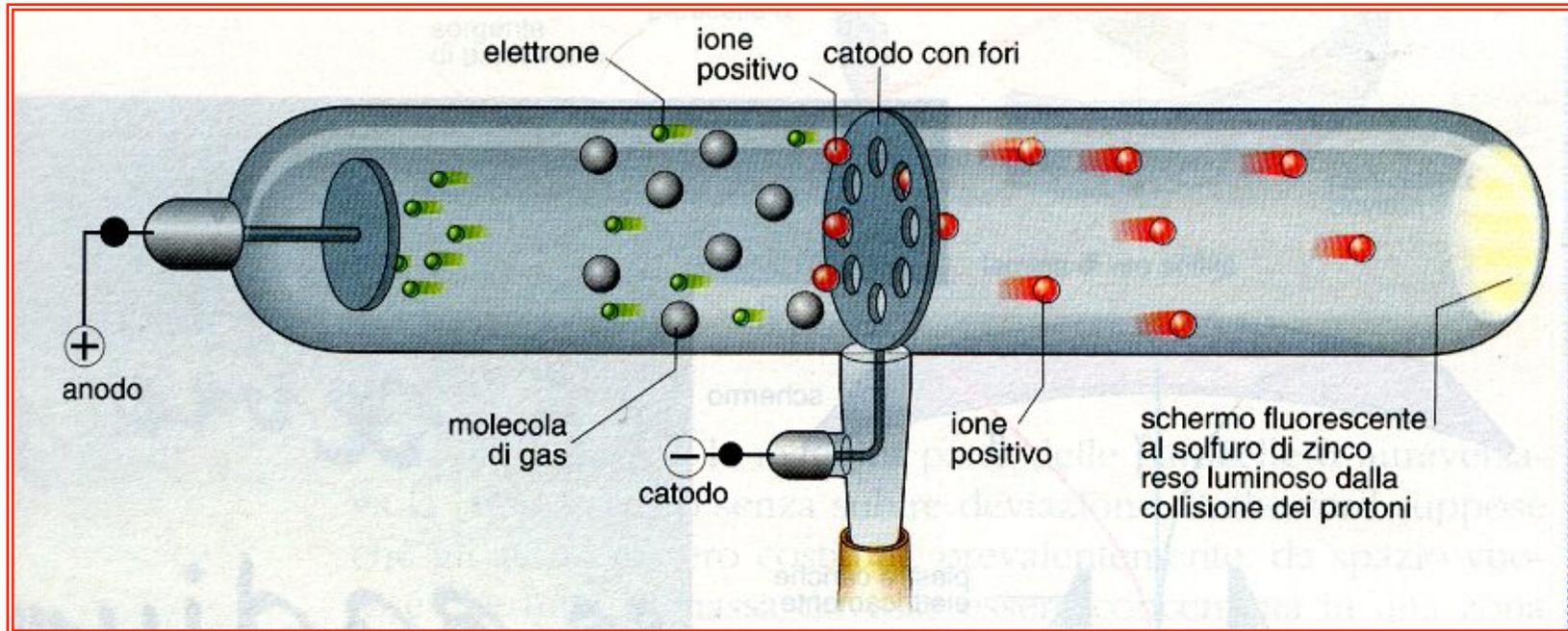
In presenza di campo elettrico in modo che la forza agisca in direzione contraria a quella di gravità la goccia si muove ora con una velocità v' . La cui misura consente di calcolare l'unica incognita q :

$$v' = \frac{(m g - E q)}{6 \pi \eta r}$$

$$q = \pm n e = \pm n 1.60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

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

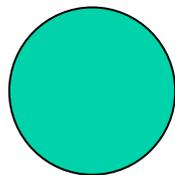
Carica del protone = $+1.6 \cdot 10^{-19}$ C

Neutroni

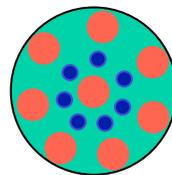
Nel 1933 J. Chadwick (1891-1974) scoprì un'altra particella subatomica con massa di $1.68 \cdot 10^{-27}$ kg, cioè circa uguale a quella del protone, ma senza carica elettrica, effettuando esperimenti sulla diffusione di particelle alfa su un bersaglio di berillio.

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



Atomo di Dalton



Atomo di Thomson



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 ν è associato un quanto di energia ε (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 ε

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)

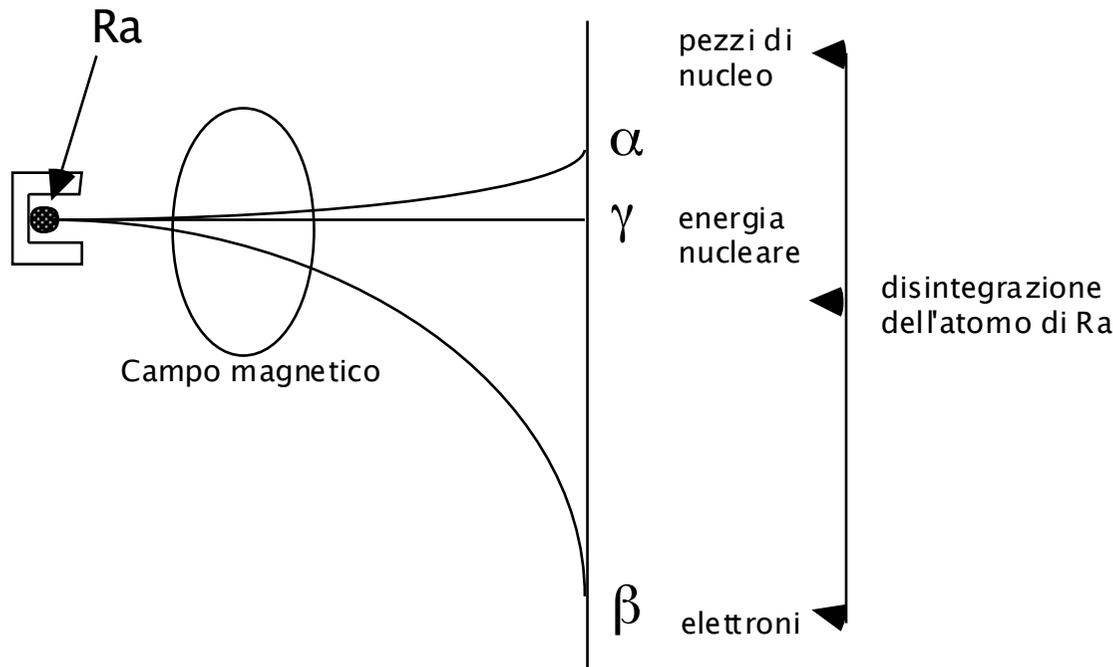
$E = N h \nu$ J/mol essendo $\nu = c/\lambda$ si ha

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

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

Madam CURIE scoprì, 1899-1900, che vi era un elemento che chiamò " radio " , che era $\sim 10^6$ 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 $P = 1 \text{ atm}$ percorrono solo pochi cm (7-8 cm)

Radiazione β – elettroni

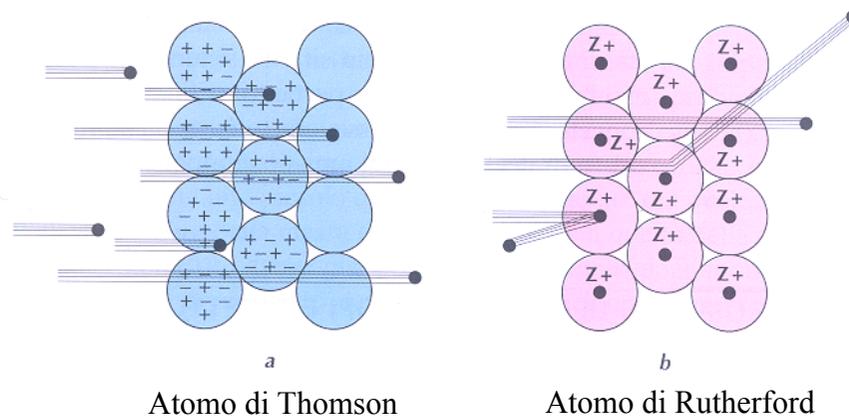
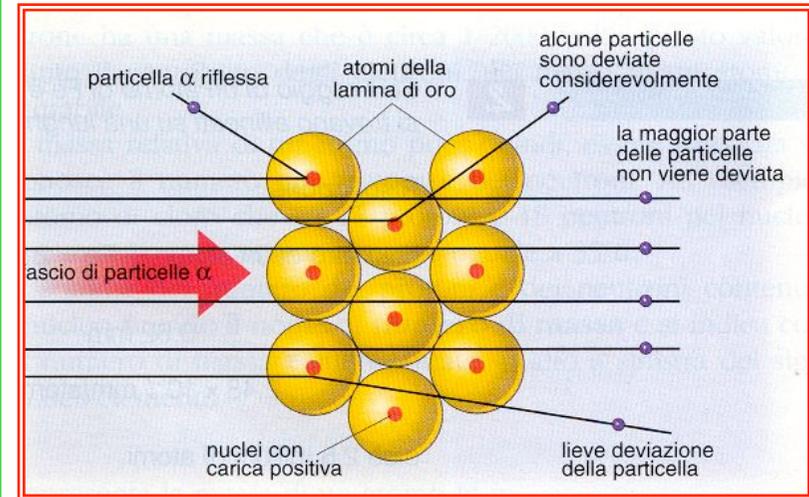
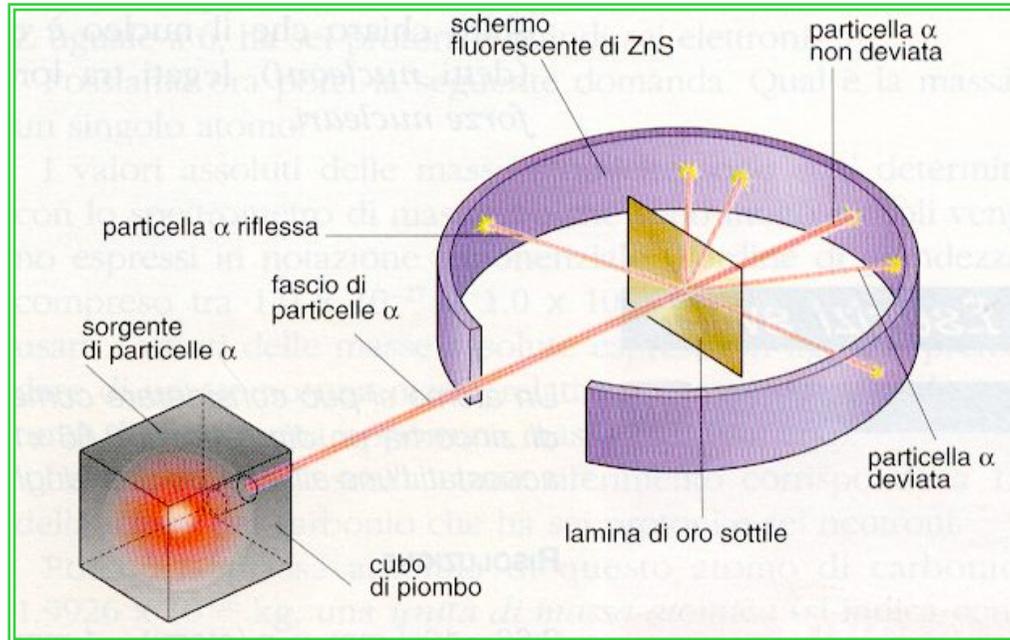
$$V_{\beta} \sim C.$$

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 α (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.**

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

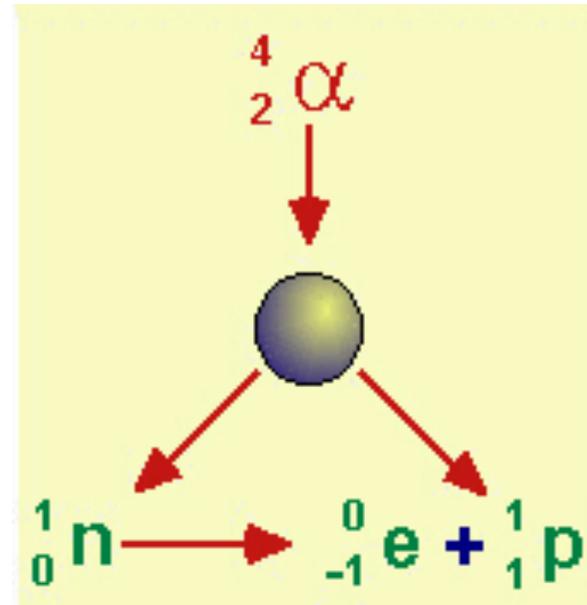
$$V_{\text{atomo}} = 10^{-25} - 10^{-24} \text{ cm}^3$$

La densità del nucleo è di $\sim 10^{11} \text{ kg/cm}^3$ equivalenti a 100000 Ton/mm³ !!

James Chadwick (1891-1974; premio Nobel nel 1935) scoprì nel 1932 che si potevano ottenere ioni H^+ (**protoni**) **p** per bombardamento con particelle α 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 α 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 α 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 ${}_{29}^{63}\text{Cu}$

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.

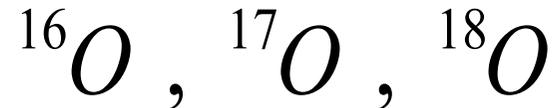
Ricordando che per un generico atomo ${}^A_Z Nu$

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

1) Il simbolo dell'elemento ossigeno è O

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

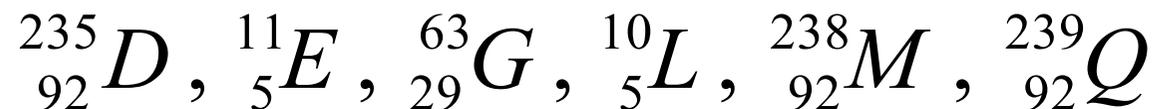
3) In un atomo neutro il n° di elettroni è uguale al n° di protoni quindi è 8



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

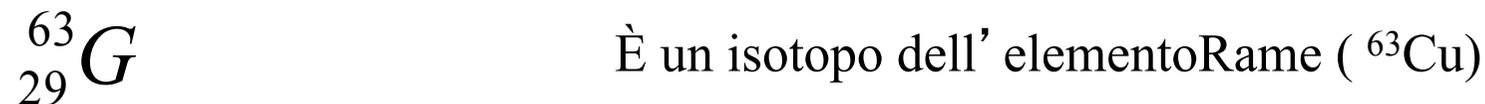
Esempio 3

Si osservi la seguente serie di atomi:

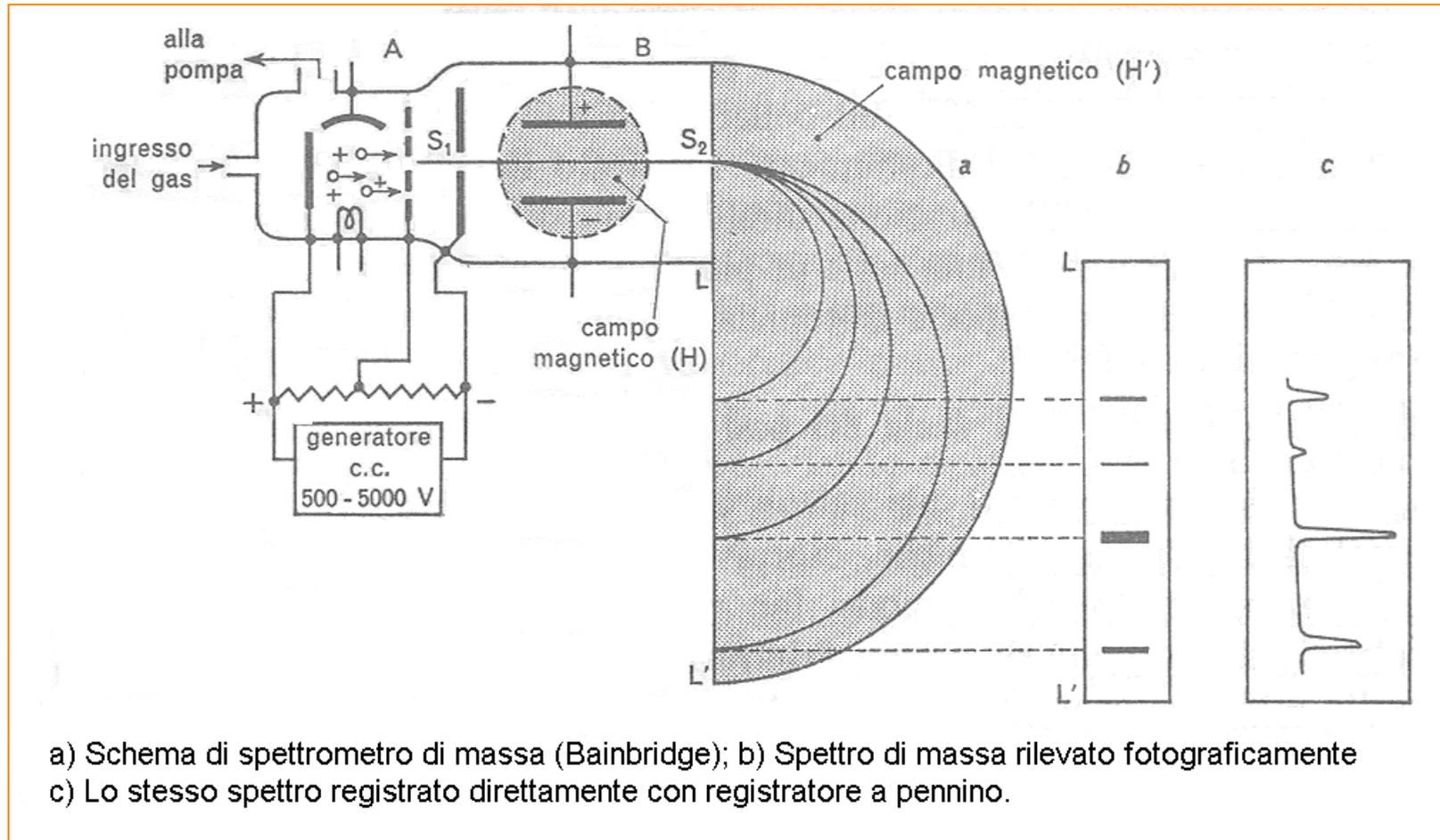


Individuare gli atomi dello stesso elemento.

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).

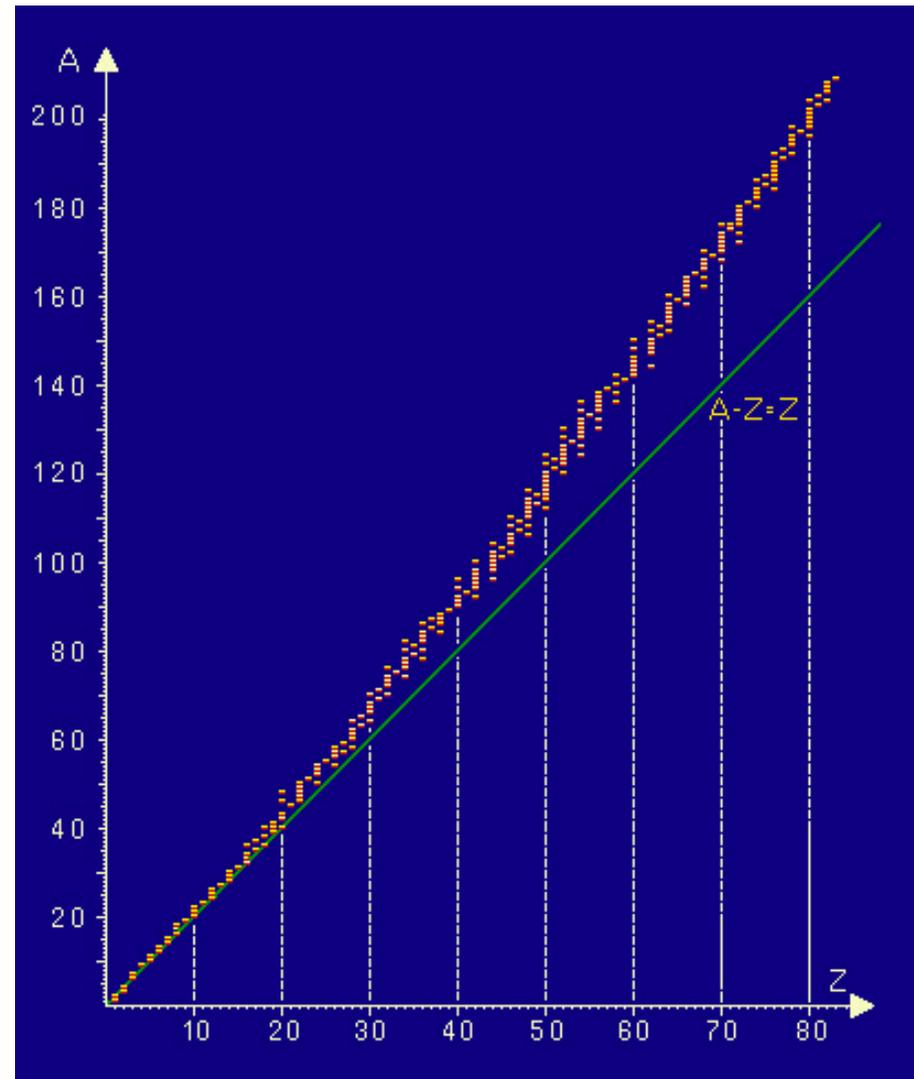


Tabella dei nuclidi naturali stabili (non radioattivi).

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

numero di nuclidi	Z	$N = A - Z$	A
166	pari	pari	pari
57	pari	dispari	dispari
53	dispari	pari	dispari
7	dispari	dispari	pari

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.**

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

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

Massa Atomica Relativa o Peso Atomico

Abbiamo visto che **u.m.a. = $1.6605 \cdot 10^{-24}$ g** ($1.6605 \cdot 10^{-27}$ Kg)

il Protone ha massa pari a $1.0073 \text{ u.m.a.} = 1.6726 \cdot 10^{-24} \text{ g}$. e il Neutrone $1.0087 \text{ u.m.a.} = 1.6749 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

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 $1.9926 \cdot 10^{-23}$ grammi, da questa 1/12 corrisponde all'attuale $1.6605 \cdot 10^{-24}$ 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 del ($1.6605 \cdot 10^{-24}$ 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}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}Mg	78.60	23.993 u.m.a.
^{25}Mg	10.11	24.994 “
^{26}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.

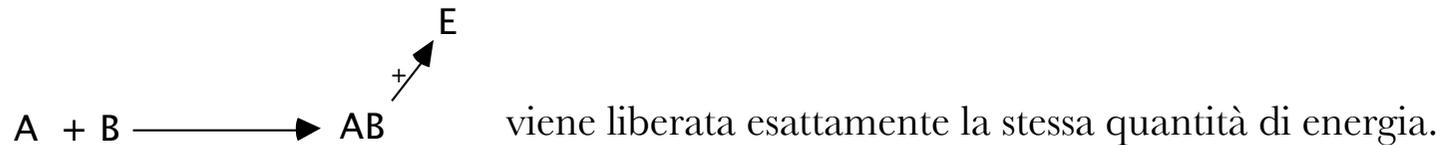
$$\text{Difetto di massa : } \Delta m = [Z m_p + (A - Z) m_n] - m_{\text{sperim. Nu}}$$

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 ^2D)

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

$$E = m c^2$$

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

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

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

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

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

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

analisi dimensionale: kg * m² sec² = **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: 1eV = 1.6022 * 10⁻¹⁹ J , 1MeV = 10⁶ * 1.6022 * 10⁻¹⁹ = 1.6022 * 10⁻¹³ 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