

CHIMICA GENERALE

per il
Corso di Laurea triennale in
BIOTECNOLOGIE Facoltà di Scienze
UNIVERSITA' DI VERONA

6 CFU (18 Ottobre 2010 - 28 gennaio 2011)

Prof. Ulderico MAZZI

Orario:

Lunedì dalle 15.30 alle 17.30, Martedì dalle 8.30 alle 10.30
AULA Gino Tessari

Testi Consigliati:

CHIMICA: La natura molecolare della materia e delle sue trasformazioni

Martin S. Silberberg, Seconda Edizione

Casa Editrice: McGraw-Hill

CHIMICA GENERALE

Peter Atkins, Loretta Jones, Seconda Edizione

Casa Editrice: Zanichelli

**CHIMICA : Scienza che studia le proprietà
della materia e le sue trasformazioni**

La Scienza usa il metodo Scientifico (ipotesi-tesi)

L'osservazione dei fenomeni porta alla formulazione delle leggi, che poi vengono confermate da ulteriori esperimenti.

Se un esperimento è in contrasto con una legge, questa non è più valida, e se ne deve formulare un'altra

Argomenti del corso:

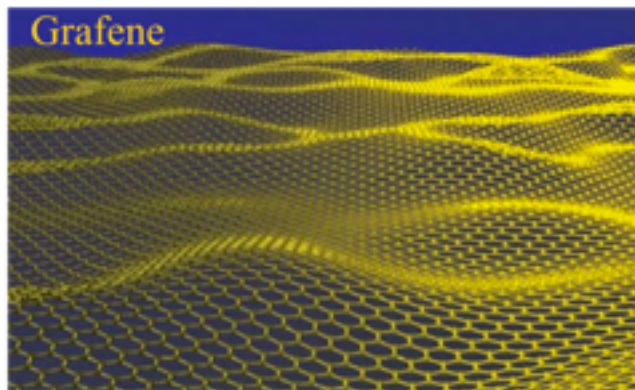
- PROPRIETA' della MATERIA
- TRASFORMAZIONI della MATERIA

MATERIA

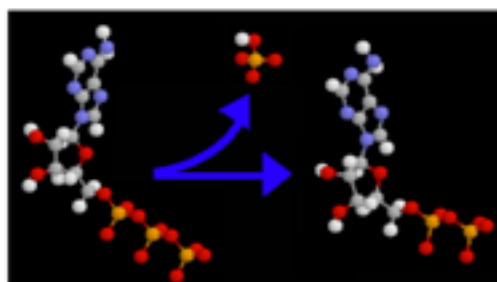


RECENTI RISULTATI CHIMICI

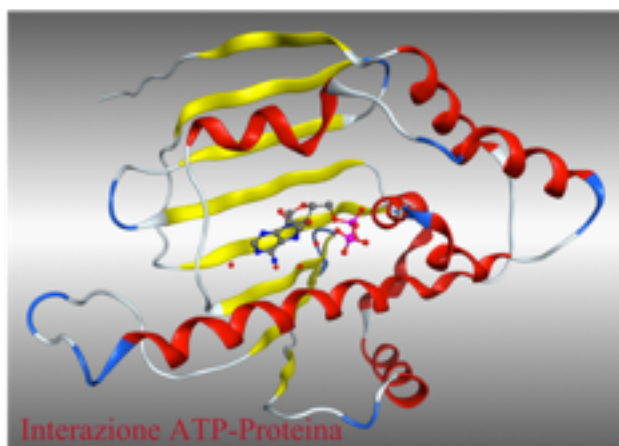
Grafene



Doppia elica
DNA



L'ATP, scindendosi, fornisce energia
e libera un fosfato



Interazione ATP-Proteina

MATERIA: Miscuglio di Sostanze

SOSTANZA : Materia caratterizzata da definite proprietà sempre riproducibili (sostanza pura)

Le Sostanze sono costituite da: •Elementi o da
•Composti

ELEMENTI

Aristotele (300 a.C.) "Ogni cosa o è un elemento o è composta da elementi. Un elemento è quello in cui gli altri corpi possono essere scissi e che esiste in essi sia potenzialmente che attualmente, ma che non può esso stesso essere scisso in un qualche cosa di più semplice o differente"

Robert Boyle (1600) "Un elemento è una sostanza che guadagna sempre peso quando subisce una trasformazione chimica"

COMPOSTI

Insieme di elementi in rapporti definiti con proprietà che li identificano come sostanze pure

PROPRIETA' DELLA MATERIA

Proprietà fisiche:

- Massa
- Volume
- pressione
- temperatura
- energia
- Colore
- conducibilità elettrica etc.
- Stati fisici: Solido, Liquido, Gas

Proprietà chimiche:

- Energia di ionizzazione,
- acidità,
- potere redox, etc. etc.

Le proprietà chimiche sono determinate attraverso la misura di grandezze fisiche sulla sostanza pura durante le sue trasformazioni

- L'insieme delle proprietà fisiche e chimiche caratterizzano una sostanza differenziandola da un'altra.
- Ogni sostanza, sia essa elemento o composto, non può avere tutte le proprietà fisiche e chimiche uguali ad un'altra, perché non potrebbe differenziarsi da essa e quindi sarebbe la stessa sostanza.

Proprietà estensive: dipendono dalla quantità di materia che si considera (massa, volume, etc.)

Proprietà intensive: non dipendono ... (temperatura, pressione, colore etc.)

LA MASSA

La materia nel campo gravitazionale terrestre possiede un proprio peso.

- La bilancia è lo strumento che determina il peso della materia, prendendo come unità di misura di riferimento il Chilogrammo.

Ogni sostanza pura può venir definita sulla base del peso di una sua quantità ben precisa, che viene chiamato massa.

La massa atomica o molecolare di una sostanza è caratteristica di ogni sostanza.

Di solito si ritiene che ci debba essere, sulla terra, equivalenza tra peso e massa.

(Lavoisier -1789)

"In una trasformazione chimica nulla si crea e nulla si distrugge"

ovvero in ogni trasformazione chimica la massa viene conservata:

Principio fondamentale di CONSERVAZIONE DELLA MASSA

IL VOLUME

- Come la materia possiede una propria massa, così essa occupa un volume.

Il volume viene espresso in metri cubi o in litri.

Mentre i solidi hanno forma propria e quindi definiscono il loro volume, i liquidi ed i gas occupano il volume del recipiente, in particolare i gas occupano sempre tutto il volume del recipiente, il quale deve essere chiuso.

Utilizzando le due grandezze sino ad ora descritte si può definire un'altra grandezza o proprietà della materia:

LA DENSITA'

La densità definisce la massa che sta nell'unità di volume che occupa la sostanza.

$$\delta = m/V$$

Per le sostanze solide e liquide la densità può essere una caratteristica della sostanza, per le sostanze gassose essa varia in funzione di altri parametri quali la pressione e la temperatura.

L'ENERGIA

La materia possiede:

ENERGIA CINETICA



- Energia legata al movimento
- Proporzionale alla Temperatura

e

ENERGIA POTENZIALE



- Energia contenuta nella materia
- Costituita da varie componenti

Forme di Energia espresse dalla materia:

Energia Meccanica
Energia Elettrica
Energia Luminosa

Energia Acustica
Energia Termica
Energia Chimica (?)

Energia Chimica (energia legata alla materia in quanto sostanza chimica)

Si esprime come energia termica, se non viene ulteriormente trasformata (e.elettrica, e.luminosa, e.meccanica). Essa viene scambiata con l'ambiente esterno aumentandone o diminuendone l'energia cinetica (temperatura)

ENERGIA TERMICA (Calore)

Legata alla grandezza : TEMPERATURA

Unità di Misura della T: Gradi centigradi, o Kelvin

Strumento di misura: Termometro

L'Energia Termica si trasferisce da un corpo (di materia) all'altro come Energia Cinetica

$$E_c = \frac{1}{2} mv^2$$

$$E_c = \frac{3}{2} RT$$

.. e può essere misurata con il termometro!

- Una trasformazione chimica è sempre accompagnata da una variazione energetica, che di solito si esprime come acquisto o cessione di energia termica. Tale variazione, misurabile con il termometro, è relativa all'energia chimica coinvolta nella trasformazione.

Anche per i sistemi chimici vale infatti la

I^a legge della termodinamica o della CONSERVAZIONE DELL'ENERGIA, per cui l'energia può cambiare forma, passare da un corpo all'altro, ma si conserva sempre.

UNITA' DI MISURA DELL'ENERGIA

ENERGIA = Capacità di compiere lavoro

$$W = F \times S$$

Lavoro = Forza x spazio

Unità di misura = **Joule**

$$F = m \times a$$

Forza massa x accelerazione

unità = Newton

Accelerazione: unità = metro/sec²

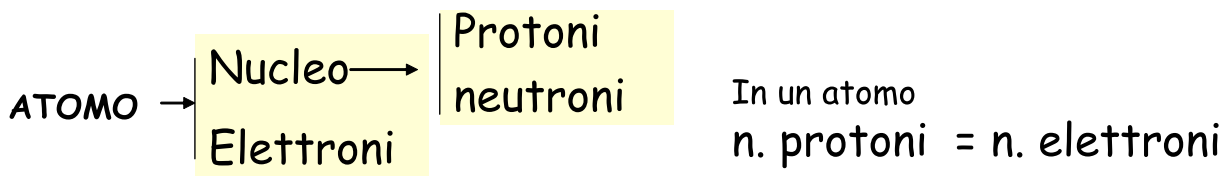
Distanza: unità = metro

Massa: unità = chilogrammo

Joule = 1 Newton x metro = 1Kg m²/sec²

Caloria: Quantità di calore necessaria per aumentare di 1°C la temperatura di un grammo di acqua (**energia termica**)

L'ATOMO



Numero atomico = Z = numero di protoni

Numero di massa = A = numero di protoni più numero di neutroni



**Gli elementi esistenti sono caratterizzati da valori diversi di Z .
Gli elementi sono oltre 103 ed ognuno ha Z diverso con valori
interi da 1 a 103 ed oltre.**

A, per lo stesso valore di Z, definisce gli isotopi dello stesso elemento

The periodic table is displayed with elements color-coded by groups. The main body of the table is as follows:

1 H																	2 He						
3 Li	4 Be																	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg																	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr						
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe						
55 Cs	56 Ba	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu							
87 Fr	88 Ra	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr							

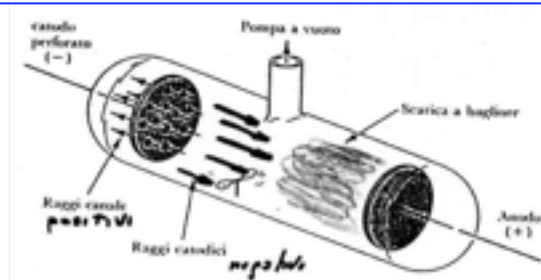
The lanthanide and actinide series are shown below the main table:

57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

-
- The graph illustrates the relationship between the number of protons (Z) and the number of neutrons (N) in stable nuclei. The x-axis represents the number of protons (0 to 100), and the y-axis represents the number of neutrons (0 to 140). A diagonal line indicates the condition where the neutron-to-proton ratio is 1. The data points, represented by red dots, show that for low atomic numbers, the number of neutrons is approximately equal to the number of protons. As the atomic number increases, the number of neutrons must increase more rapidly than the number of protons to maintain stability, resulting in a curve that bows upwards from the N/Z = 1 line. Points A, B, and C are marked on this curve, with point C being the furthest from the origin.

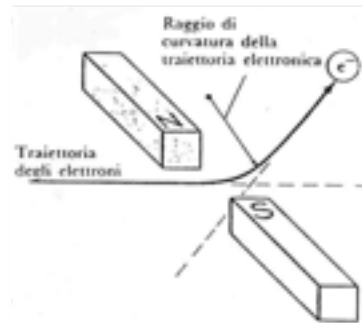
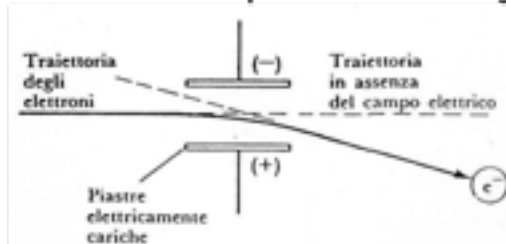
SCOPERTA dell' ELETTRONE

Particella di carica negativa



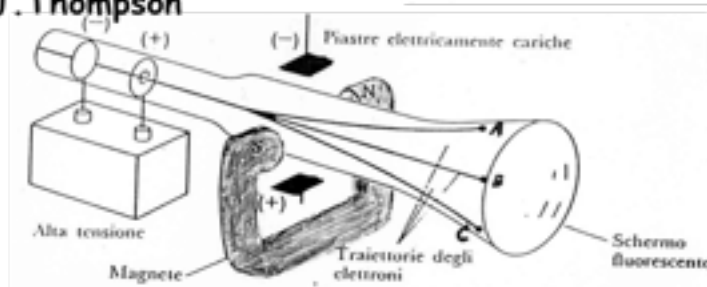
Tubo di Crookes

Comportamento in campo elettrico e magnetico



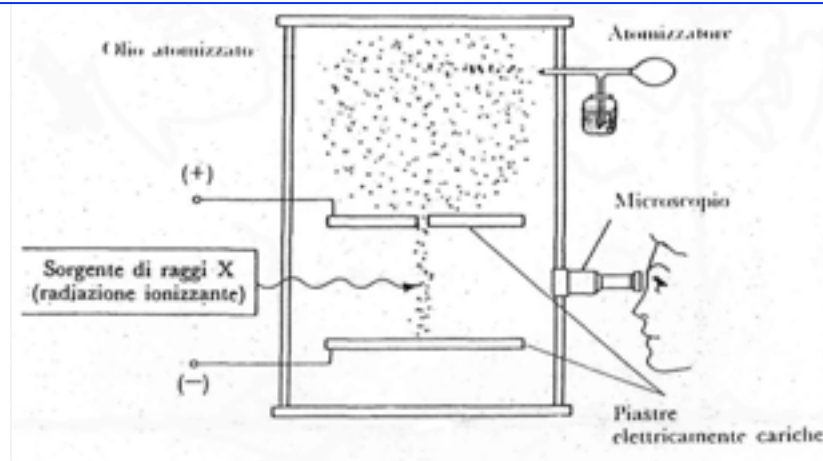
Esperimento di J.J. Thompson

Misura il rapporto
carica/massa (e/m)



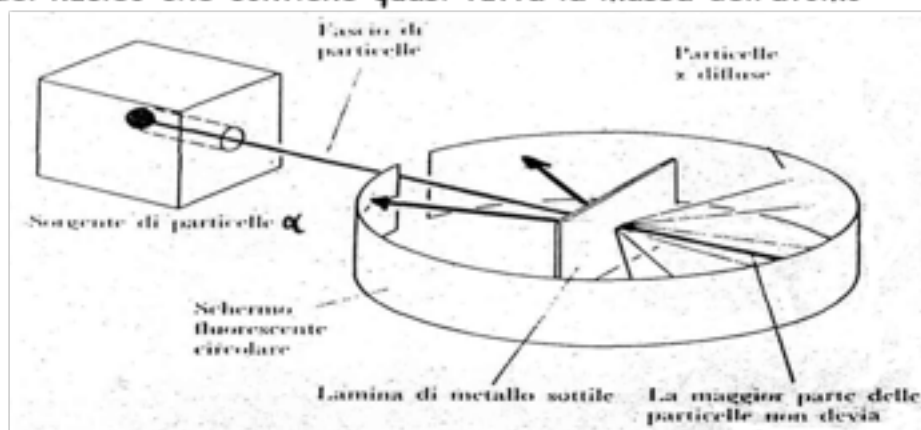
Esperimento di MILLIKAN

Misura la carica
dell'elettrone



Esperimento di RUTHERFORD

Esistenza del nucleo che contiene quasi tutta la massa dell'atomo



Nell'esperimento di J.Thomson

$$e/m = -1.76 \times 10^8 \text{ Coulomb/grammo}$$

Coulomb = unità di carica elettrica

e = carica

m = massa

Nell'esperimento di Millikan

la quantità di carica era sempre multiplo di
 -1.60×10^{-19} Coulomb

ponendo tale valore al posto di e nel rapporto e/m si ha

$$m = \frac{-1.60 \times 10^{-19} \text{ Coulomb}}{-1.76 \times 10^8 \text{ Coulomb/grammo}} = 9.11 \times 10^{-28} \text{ g (massa dell'elettrone)}$$

Unità di Massa Atomica (u.m.a.)

l'unità di misura è il Dalton

$$1 \text{ Dalton} = 1.6605665 \times 10^{-24} \text{ grammi}$$

$$1 \text{ grammo} = 6.022 \times 10^{23} \text{ Dalton}$$

particella	massa (g) $\times 10^{24}$	massa (Dalton)	carica
Elettrone	0.0009109534	0.0005486	-1
Protone	1.672649	1.0072276	+1
Neutrone	1.674954	1.008665	0

Numero di massa: numero intero somma del numero di protoni e numero di neutroni.

Massa Atomica di un elemento: vicina alla somma della massa dei nucleoni nell'atomo dell'elemento e, per ogni isotopo vicina al suo numero di massa. ma non uguale!

UNITA' DI RIFERIMENTO

1 u.m.a.(Dalton) = 1/12 della massa del ^{12}C

Allora la massa del ^{12}C in grammi è $1.9926786 \times 10^{-23} \text{ g}$

1 u.m.a. = $1.9926786 \times 10^{-23}/12 = 1.6605555663 \times 10^{-24} \text{ g}$
Come precedentemente indicato

Il ^{12}C , per definizione, è l'unico elemento che ha la massa atomica costituita da un numero intero uguale al numero di massa

Ma la massa del ^{12}C calcolata come somma della massa dei suoi componenti non è 12 !!

Contrazione di Massa del ^{12}C

Massa del ^{12}C ricavata come somma della massa dei suoi componenti:

Particella	Massa unitaria	totale
6 protoni	1.00728 u.m.a.	6.044368 u.m.a.
6 neutroni	1.00867 "	6.05202 "
6 elettroni	0.00055 "	0.00330 "
		massa 12.09900 u.m.a.

Massa effettiva in u.m.a. per definizione = **12.0000000...** u.m.a.

La differenza è 0.0990 u.m.a. : questa massa, sottratta della massa degli elettroni: **0.09570**, è trasformata in energia nucleare.

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

$\Delta E = 0.09570 \times 1.6606 \times 10^{-24}/1000 \times (3.00 \times 10^8)^2 = 1.4303 \times 10^{-11} \text{ Kgm}^2/\text{sec}^2(\text{Joule})$ per 12 nucleoni. L'energia per nucleone è: $1.4303 \times 10^{-11}/12 = 1.19 \times 10^{-12} \text{ Joule per nucleone}$

Notevole quantità di energia!

Contrazione di Massa del ^4He

Massa misurata 4.002603 u.m.a. -

Massa di due elettroni $\frac{0.001097 \text{ u.m.a.}}{2} =$

Massa del nucleo 4.001506 u.m.a.

Massa del nucleo calcolata: due protoni 2.014554 u.m.a.

due neutroni $\frac{2.017330 \text{ u.m.a.}}{2} =$

4.033184 u.m.a.

Differenza: $\frac{4.031884 - 4.001506}{2} =$
0.030378 u.m.a.

$$\Delta E = \Delta m c^2 = 0.030378 \times 1.6606 \times 10^{-24} / 1000 (3.00 \times 10^8)^2 =$$

$$4.54 \times 10^{-12} \text{ Kg m}^2/\text{sec}^2 (\text{Joule}) \text{ per 4 nucleoni}$$

L'energia per nucleone è: $4.54 \times 10^{-12} / 4 = 1.4 \times 10^{-12} \text{ Joule per nucleone}$

Quantità di energia per nucleone diversa
da quella per nucleone nel ^{12}C !

Ogni nuclide sottostà ad una propria contrazione di massa!!

A cui corrisponde il valore dell'energia nucleare coinvolta nel suo nucleo

Diagramma perdita di massa

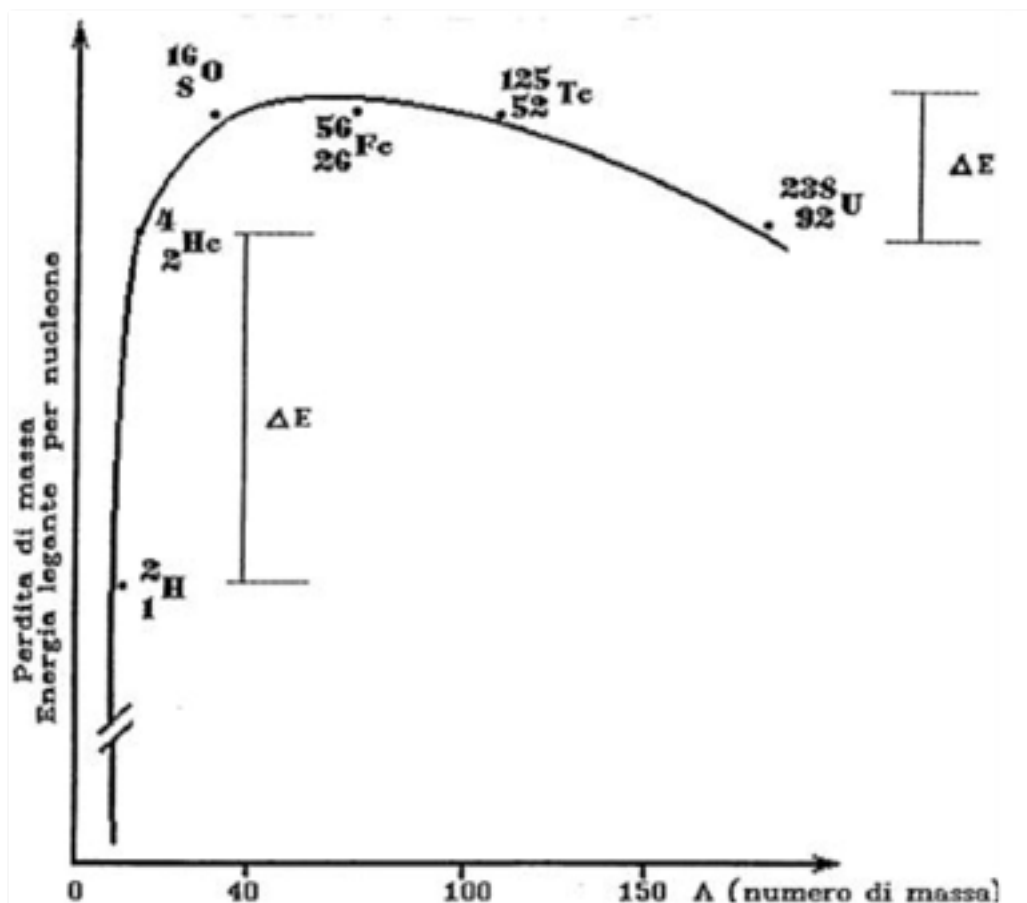


Tavola periodica con le masse atomiche

1 1A																	18 8A	
1 H 1.00794	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	2 He 4.00260	
3 Li 6.941	4 Be 9.01218											5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.0067	8 O 15.9994	9 F 18.9984	10 Ne 20.1797	
11 Na 22.9898	12 Mg 24.3050	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 9B	10 10B	11 11B	12 12B	13 Al 26.9815	14 Si 28.0855	15 P 30.9738	16 S 32.066	17 Cl 35.4527	18 Ar 39.948	
19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.9559	22 Ti 47.88	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.9383	26 Fe 55.847	27 Co 58.9332	28 Ni 58.69	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	31 Ga 69.723	32 Ge 72.61	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80	
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.9059	40 Zr 91.224	41 Nb 92.9064	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.906	46 Pd 106.42	47 Ag 107.868	48 Cd 112.411	49 In 114.82	50 Sn 118.710	51 Sb 121.75	52 Te 127.60	53 I 126.904	54 Xe 131.29	
55 Cs 132.905	56 Ba 137.327	57 *La 138.906	72 Hf 178.49	73 Ta 180.948	74 W 183.85	75 Re 186.207	76 Os 190.2	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.967	80 Hg 200.59	81 Tl 204.383	82 Pb 207.2	83 Bi 208.980	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)	
87 Fr (223)	88 Ra 226.025	89 †Ac 227.028	104 Unq (261)	105 Unp (262)	106 Unh (263)	107 Uns (262)	108 Uno (265)	109 Une (266)										
			* Serie dei Lantanidi															
			58 Ce 140.115	59 Pr 140.908	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.965	64 Gd 157.25	65 Tb 158.925	66 Dy 162.50	67 Ho 164.930	68 Er 167.26	69 Tm 168.934	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967		
			† Serie degli Attinidi															
			90 Th 232.038	91 Pa 231.036	92 U 238.029	93 Np 237.048	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (260)		

PERCHE' ????

Gli ELEMENTI in natura sono presenti con i loro isotopi in percentuali pressoché costanti per ogni elemento su tutta la terra -Abbondanza Isotopica Naturale -

	Isotopo	abbondanza%
Es. Lo Zolfo (Z = 16) naturale contiene	^{32}S	95.0
	^{33}S	0.76
	^{34}S	4.22
	^{36}S	0.0014

Es. L'Idrogeno naturale contiene	idrogeno ^1H	99.985
	deuterio ^2H	0.015

Le masse atomiche scritte nella Tavola periodica tengono conto del contributo di massa di ogni isotopo dell'elemento moltiplicato per la sua percentuale definita dall'abbondanza naturale.

PERCHE'???

Es. Cloro (Z = 17)	abbondanza %	massa atomica
^{37}Cl	24.47	36.97 u.m.a.
^{35}Cl	75.33	34.97 u.m.a.

Massa atomica tabulata =

$$(36.97 \text{ u.m.a} \times 0.2447) + (34.97 \text{ u.m.a} \times 0.7553) = 35.46 \text{ u.m.a.}$$

MOLE (grammomole, grammoatomo, grammoione)

- Quantità di sostanza che contiene tante particelle quanti sono gli atomi presenti in 12 grammi di carbonio-12
- Viene espressa come numero puro, ovvero numero di moli
- La massa di una mole di particelle, espressa in grammi, è numericamente uguale alla massa di una singola particella espressa in u.m.a.

Il numero di particelle che stanno in una mole sono:

$$N = 6.022 \times 10^{23} \quad \text{- NUMERO DI AVOGADRO}$$

Da ciò deriva che:

- La mole consente di trattare gli atomi, le molecole, gli ioni a gruppi di 6.022×10^{23} e quindi ad operare a livello ponderale alla stessa stregua che con le stesse particelle singole.

$$N = 6.022 \times 10^{23} \quad \text{- NUMERO DI AVOGADRO}$$

Definisce il numero di atomi o molecole o ioni contenuti in una mole (grammoatomo, grammomole o grammoione)

Esso diventa così il fattore di conversione tra grammi e u.m.a.:

$$1 \text{ grammo} = 6.022 \times 10^{23} \text{ u.m.a. (Dalton)}$$

Pertanto,

la massa atomica di un elemento espressa in uma, ha lo stesso valore della massa di una mole di quell'elemento espressa in grammi

Determinazione di N

Faraday misurò la quantità di corrente che corrisponde ad una mole di elettroni in 96485 Coulomb.

Millikan misurò la carica di un elettrone in 1.6×10^{-19} Coulomb

$$96485 / (1.6 \times 10^{-19}) = 6.022 \times 10^{23}$$

PESI DI COMBINAZIONE

Gli elementi si combinano tra loro per dare i composti.
Le combinazioni avvengono sempre tra quantità, in peso, ben definite ovvero con ben precisi rapporti ponderali.

Proust (legge delle proporzioni definite):

Le proprietà dei composti sono invariabili come lo è il rapporto dei loro costituenti

Richter (Legge delle proporzioni equivalenti):

Le stesse quantità relative di due elementi che si combinano tra loro si combineranno anche con un terzo elemento

Prendendo come riferimento 1 g di Idrogeno (H) sono stati definiti i **pesi di combinazione** di altri elementi con esso

Es: 1 g di H si combina con 8g di ossigeno per dare acqua

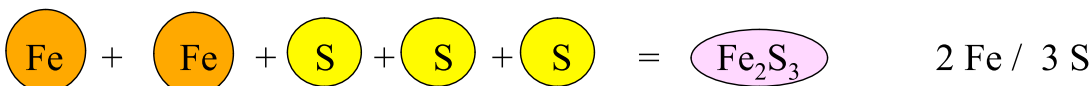
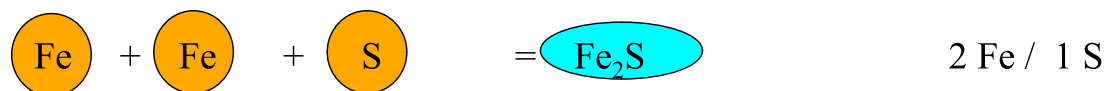
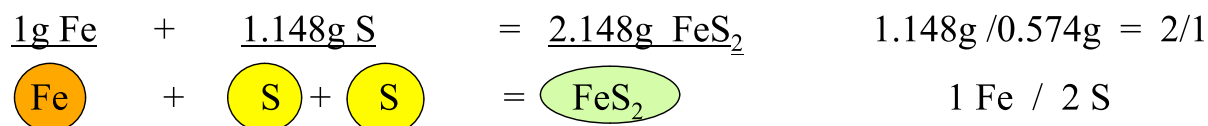
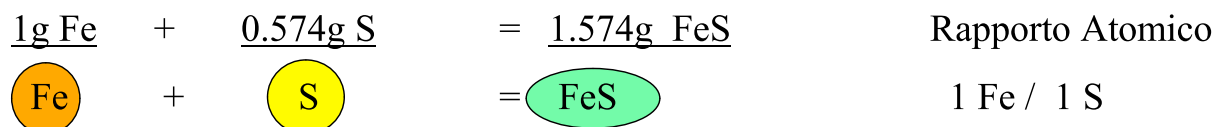
1 g di H " " " 3g di carbonio per dare metano

1 g di H " " " 35.45 g di cloro per dare acido cloridrico

PESI DI COMBINAZIONE

Dalton (Legge delle proporzioni multiple)

Quando due elementi formano più composti, le diverse masse di uno che si combinano con la medesima massa dell'altro sono in un rapporto di numeri piccoli interi.

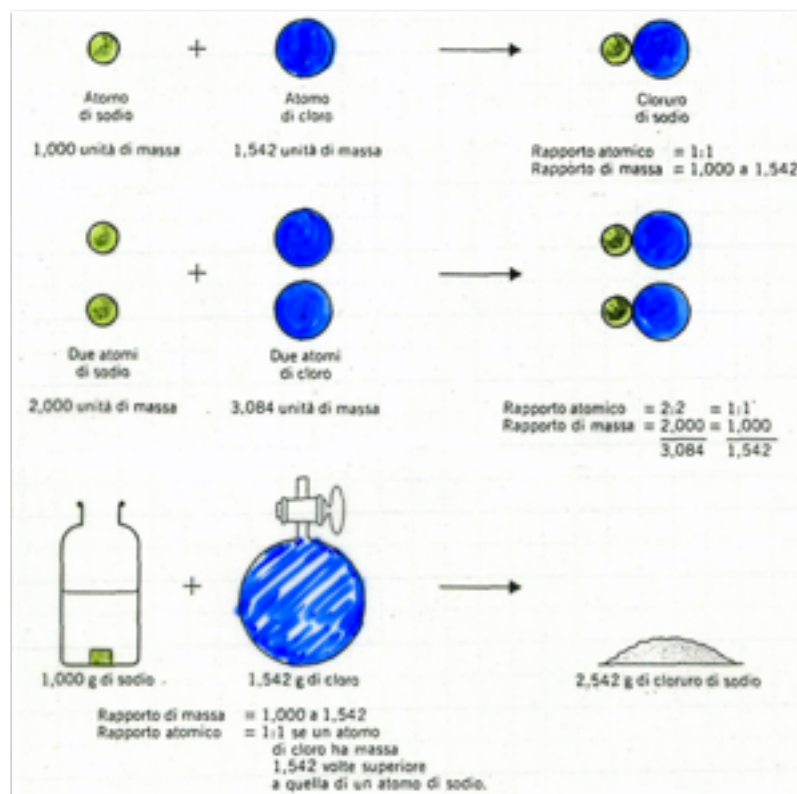


Teoria Atomica di DALTON

1. Tutta la Materia è costituita da atomi: particelle indivisibili ed indistruttibili
2. Tutti gli atomi di un dato elemento sono uguali, sia in peso che in proprietà chimiche.
3. Atomi di elementi differenti hanno peso e proprietà chimiche differenti.
4. Atomi di elementi diversi possono combinarsi in numeri interi piccoli dando luogo ai composti.
5. Quando un composto è scisso, gli atomi sono recuperati inalterati e possono formare lo stesso composto o nuovi composti.

Le basi della CHIMICA MODERNA

Ciò che succede a livello di singolo atomo o molecola, succede anche a livello macroscopico con popolazioni (moli) di atomi o molecole



FORMULA CHIMICA

Simbolismi:

TAVOLO

(nome di un oggetto)

$E = mc^2$

(equazione matematica e fisica)

CaCO_3

(Formula Chimica)

La formula chimica denomina una sostanza definendo gli elementi in essa contenuti scritti con il loro simbolo ed il loro rapporto descritto dal numero al piede di ognuno.

Nell'esempio: la sostanza **carbonato di calcio** contiene gli elementi calcio (Ca), carbonio (C) e ossigeno (O) in rapporto 1/1/3.

La formula si chiama più precisamente formula minima e/o formula bruta per distinguerla dalla formula di struttura che definisce anche la posizione spaziale ed i legami tra gli atomi nella molecola.

Formule chimiche

Formule brute o molecolari:

H_2 ,

Idrogeno

H_2O ,

Acqua

NH_3 ,

Ammoniaca

CH_4 ,

Metano

CH_4O (CH_3OH)

Alcol metilico

Formule di struttura:

$\text{H}-\text{H}$, $\text{H}-\text{O}-\text{H}$, $\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$, $\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ | \\ \text{O}-\text{H} \end{array}$

$\begin{array}{ccccccc} \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & & \\ | & | & | & | & | & & \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} & (\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3) \\ | & | & | & | & | & & \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & & \end{array}$

NOMENCLATURA

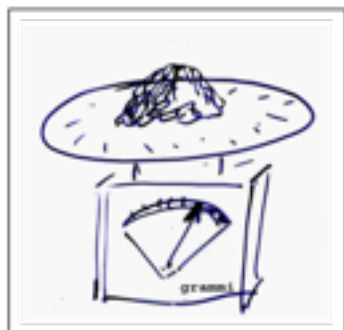
MASSA MOLECOLARE

Elemento $\longrightarrow$ Atomo $\longrightarrow$ massa atomica

Composto $\longrightarrow$ molecola $\longrightarrow$ massa molecolare

Massa molecolare = somma delle masse atomiche degli elementi nei rapporti che stanno nella formula chimica

Quante moli stanno in una certa massa di sostanza?



50 grammi di sostanza

Una mole di qualsiasi sostanza pesa in grammi quanto la sua massa atomica in u.m.a.

$$\frac{MM_{\text{gr}}}{1 \text{ mole}} = \frac{\text{massa}_{\text{ingr}}}{n_{\text{moli}}}$$

$$n_{\text{moli}} = \frac{\text{massa}_{\text{in gr}}}{MM_{\text{in gr}}}$$

Rapporti Ponderali

all'interno della molecola



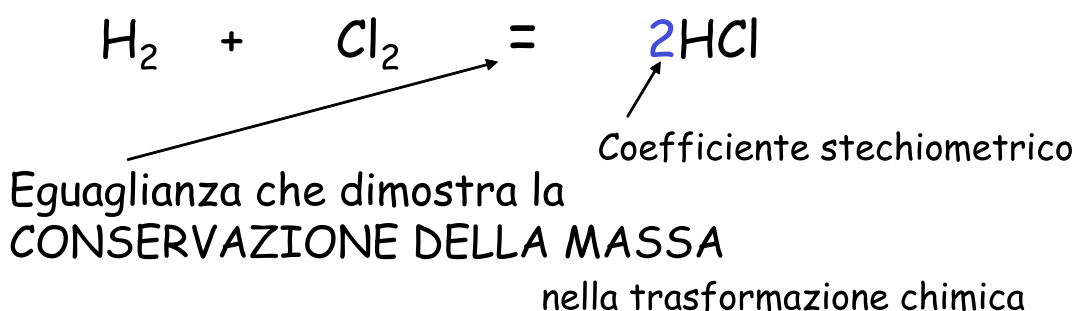
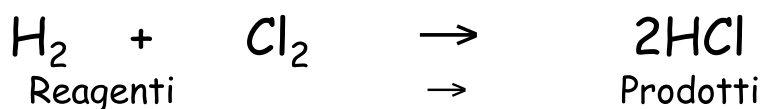
MM = 100.09 u.m.a.

Qual'è la percentuale in peso del carbonio nel carbonato di calcio?

$$MA_C / MM_{\text{CaCO}_3} \times 100 = 12 / 100.09 \times 100 \cong 12 \%$$

Ovvero, nel carbonato di calcio il carbonio è presente per il 12 % in peso

REAZIONE CHIMICA - EQUAZIONE CHIMICA



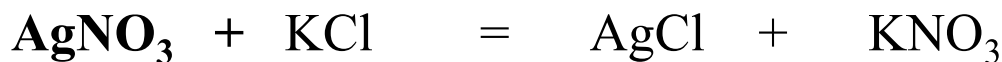
Altro esempio:



Rapporti Ponderali

nella reazione chimica

10g



MM AgNO_3 = 169.91 u.m.a.

$$n \text{ AgNO}_3 = 10\text{g}/169.91\text{g} = 5.9 \times 10^{-2}$$

e si avrà che:

$$n \text{ AgNO}_3 = n \text{ KCl} = n \text{ AgCl} = n \text{ KNO}_3 \quad \text{e quindi:}$$

$$g_{\text{KCl}} = 5.9 \times 10^{-2} \times \text{MM}_{\text{KCl}} = 5.9 \times 10^{-2} \times 74.55 = 4.398$$

$$g_{\text{AgCl}} = 5.9 \times 10^{-2} \times \text{MM}_{\text{AgCl}} = 5.9 \times 10^{-2} \times 143.35 = 8.457$$

$$g_{\text{KNO}_3} = 5.9 \times 10^{-2} \times \text{MM}_{\text{KNO}_3} = 5.9 \times 10^{-2} \times 101.10 = 5.965$$

Nota la quantità in peso di una sostanza (reagente o prodotto) che partecipa ad una reazione chimica bilanciata (ovvero con i relativi coefficienti stechiometrici) è possibile ricavare le quantità relative di tutte le altre sostanze note le loro Masse Molecolari

Numeri di Ossidazione (N.O.)

1. Per gli elementi vale zero (0)
Es. Ferro metallico (Fe), N_2 , O_2 , S_8 etc.
2. Per l'idrogeno (H) nei composti vale +1
eccetto per gli idruri dove vale -1 (NaH)
3. Per l'ossigeno vale -2
eccetto nei perossidi dove vale -1, o in OF_2 dove è +2
4. Per i metalli alcalini nei composti vale +1 e
per gli alcalino-terrosi vale +2.
5. Per alogenuri vale -1.

La somma algebrica dei N.O. in un composto è sempre **zero**
Perché le sostanze in condizioni normali sono sempre neutre.

Se la specie chimica è scritta in forma ionica la somma algebrica dei N.O. è quel numero esplicitato nella carica

IONI

- Cationi (ioni carichi positivamente) o
- Anioni (ioni carichi negativamente)

Sono presenti nei **Sali** (specie con legami di tipo ionico)

Sono presenti come tali in soluzioni con solventi in grado di separare i sali negli ioni che essi contengono.

In condizioni normali le soluzioni dei sali non sono mai cariche;

ciò significa che nelle soluzioni il numero di cariche positive derivanti dai cationi sono uguali al numero di cariche negative derivanti dagli anioni.

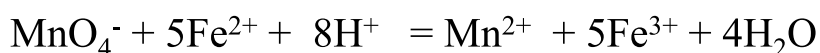
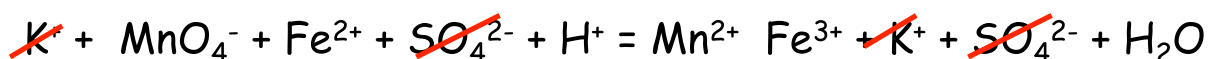
Le soluzioni sono quindi **Neutre**

come sono neutri i Sali prima della dissoluzione

BILANCIAMENTO delle reazioni ossido riduttive (REDOX)



Forma ionica:



ESERCIZI sulle percentuali degli elementi

Calcolo della formula minima.

Calcolo della composizione percentuale

1. Calcolare la composizione percentuale in K, Cr e O nel bicromato di potassio ($K_2Cr_2O_7$)

$$MMK_2Cr_2O_7 = 2 \times 39.1 + 2 \times 52.0 + 7 \times 16 = 294.2$$

$$\%K = 2 \times 39.1 / 294.2 \times 100 = 26.58$$

$$\%Cr = 2 \times 52.0 / 294.2 \times 100 = 35.8$$

$$\%O = 7 \times 16 / 294.2 \times 100 = 37.9$$

2. Inversamente, noto che all'analisi elementare si ha

$$K = 26.3\%, Cr = 35.8\% \text{ e } O = 37.9\%$$

determinare la formula minima della sostanza

$$\%_g / MA_g = n_{\text{moli}} \text{ (in 100 grammi di sostanza)}$$

Quando i rapporti delle moli dei vari elementi sono numeri interi allora
Quei numeri sono i rapporti degli elementi nella formula minima

3. 0.185g di un composto danno per completa combustione
0.440g di CO_2 e 0.225g di acqua. Calcolare la formula minima.



Soluzione:

$$nCO_2 = 0.440 / 44 = 0.01 = nC$$

$$nH_2O = 0.225 / 18.016 = 0.0124 = \frac{1}{2} nH \quad nH = 2 \times 0.0124 = 0.0248$$

$$\%C = 0.01 \times 12 / 0.185 \times 100 = 64.864 \quad +$$

$$\%H = 0.0248 \times 1.008 / 0.185 \times 100 = 13.512$$

$$\hline 78.376$$

$$100 - 78.376 = 21.624 = \%O \quad \text{allora sar\`a } C_xH_yO_z$$

$$x = 64.864 / 12 = 5.405 \quad 5.405 / 1.35 = 4$$

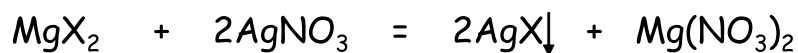
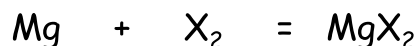
$$y = 13.512 / 1.008 = 13.40 \quad 13.40 / 1.35 = 10$$

$$z = 21.624 / 16 = 1.35 = 1.35 / 1.35 = 1$$



$$MM \ 74.08$$

4. 6g di Magnesio (Mg) sono fatti reagire con un alogeno X. Il prodotto ottenuto viene fatto reagire con una soluzione di AgNO_3 e si ottengono 116g di AgX . Di quale alogeno si tratta?



$$6/24.30 = 0.246 = n\text{Mg} = \frac{1}{2} n\text{AgX}$$

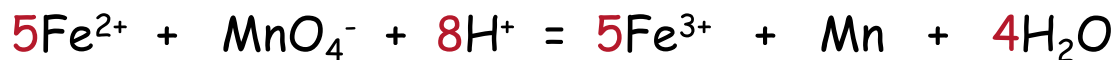
$$n\text{AgX} = 2 \times 0.246 = 0.492$$

$$116/0.492 = 234.91 = \text{MMAgX}$$

$$\text{MMX} = 234.91 - 107.86 = 127.05$$

$$\text{X} = \text{I} \text{ (Iodio)}$$

5. Calcolare i grammi di $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ necessari per la riduzione di una quantità di KMnO_4 tale da contenere 0.25 g di Mn



$$n\text{Mn} = 0.25/\text{MA}_{\text{Mn}}(54.94) = 4.55 \cdot 10^{-3} = n\text{MnO}_4^-$$

$$n\text{Fe}^{2+} = 5 n\text{MnO}_4^- = 2.275 \cdot 10^{-2}$$

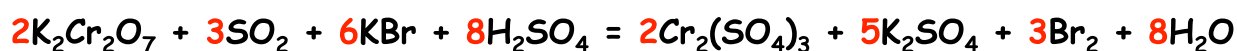
$$g\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} = 2.275 \cdot 10^{-2} \times \text{MMFeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} = 6.3$$

Bilanciamenti di reazioni

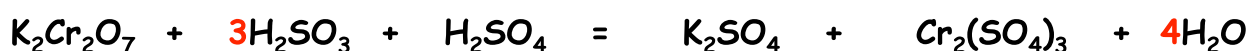
- Il solfato stannoso viene ossidato dal permanganato di potassio in ambiente acido di acido solforico, a solfato stannico. Dalla reazione si formano anche solfato manganoso, solfato di potassio ed acqua. Scrivere la reazione con gli opportuni coefficienti.



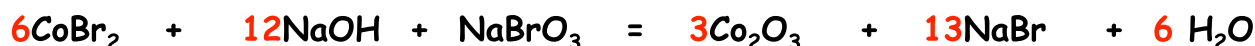
- Bilanciare la reazione:



- Il bicromato di potassio reagisce con l'acido solforoso in acido solforico per produrre solfato di potassio solfato di cromo(III) ed acqua. Scrivere e bilanciare la reazione.

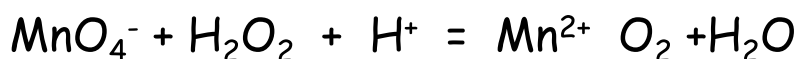


- Bilanciare la reazione:



Esercizi sui rapporti ponderali

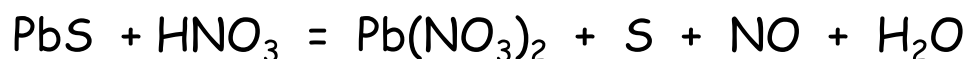
1. Bilanciare la reazione



e calcolare quanti grammi di KMnO_4 vengono consumati per ottenere 5 g di ossigeno.

2. 3g di PbS vengono trattati con 2g di acido nitrico.

Bilanciare la reazione



e calcolare quanti grammi di zolfo si otterranno.

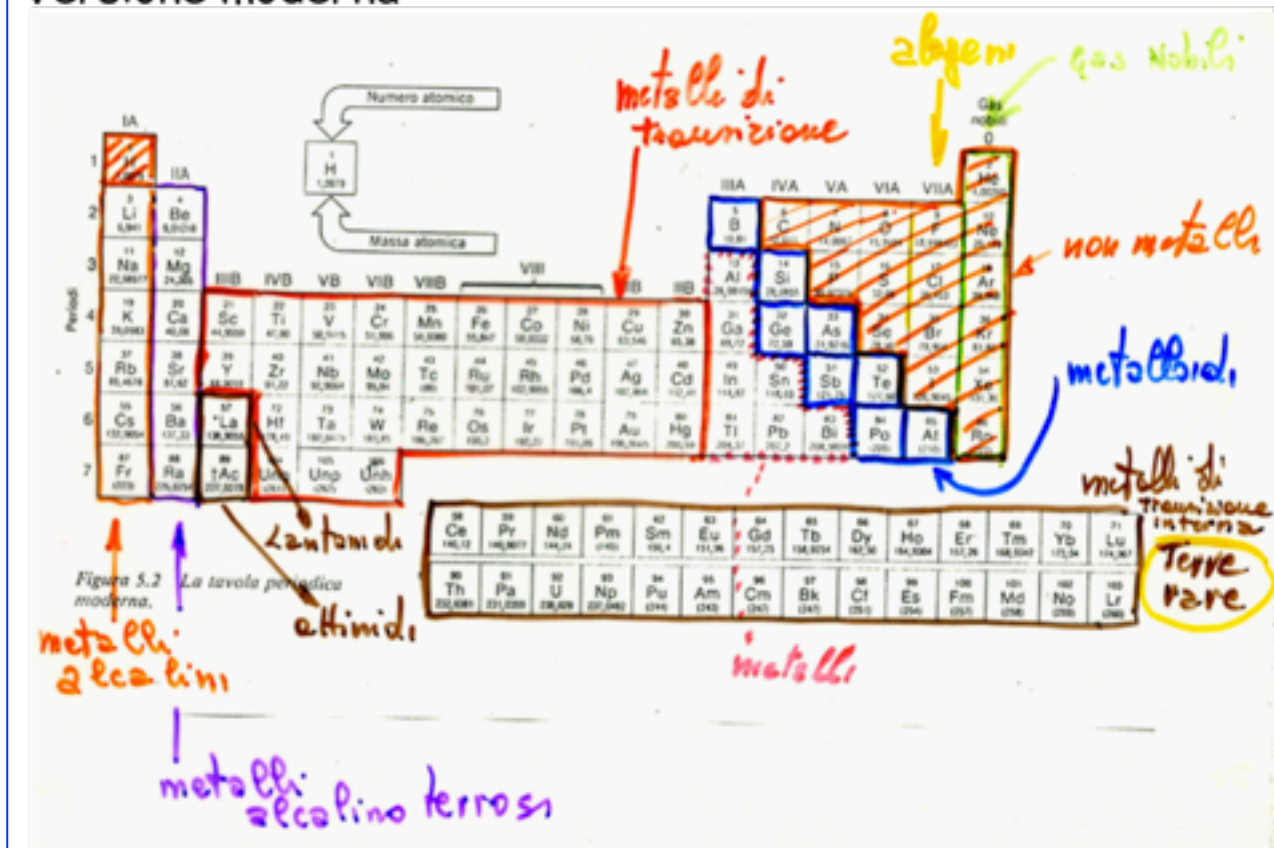
3. Facendo reagire 5g di KMnO_4 con 10g di FeSO_4 , in ambiente acido, quanti grammi di MnSO_4 e di $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ si ottengono?

4. Una quantità non nota di Na_2CO_3 viene trattata con eccesso di H_2SO_4 . L'anidride carbonica che si sviluppa viene fatta gorgogliare in una soluzione di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ con ottenimento di 0.218g di BaCO_3 .

Quanti grammi di Na_2CO_3 sono stati impiegati?

Tavola periodica degli elementi

Versione moderna



Concentrazione delle soluzioni

Soluzione

- Solvente (liquido) (in quantità molto maggiore)
- Soluto (liquido, solido, gas)

Modi di misura della concentrazione:

1. Percentuale in massa

$$\text{massa}_{\text{soluto}} / \text{massa}_{\text{soluzione}} \times 100 = \% \text{ in massa}$$

Poiché $d = m/V$ (g/mL) si può trasformare questo modo di definire la concentrazione nell'altra $M = n/V$

$$\text{massa} = n_{\text{moli}} \times MM$$

$$\% \text{ massa} = n_{\text{soluto}} \quad MM \text{ in } 100 \text{ g}$$

$$d \times V(1\text{mL}) = \text{massa in } 1\text{mL} \quad (\% \text{ massa} / 100) \times d \times V = g_{\text{soluto}} \text{ in } 1\text{mL}$$

$$(\% \text{ massa} / 100) \times d \times V / MM = n_{\text{soluto}} \text{ in } 1 \text{ mL}$$

$$(\% \text{ massa} / 100) \times d \times 1000 / MM = M \text{ (Molarità, } n_{\text{moli}} / \text{Litro)}$$

Concentrazione delle soluzioni

2. Molarità

numero di moli per unità di volume (in litri)

$$M = n_{\text{moli}} / \text{volume di soluzione} = \frac{\text{massa}}{\text{Massa Mol.}} / V_{\text{sol}}$$

3. Molalità

$$m = n_{\text{moli}} / \text{massa di solvente (in kg)}$$

4. Normalità

$$N = n_{\text{eq}} / \text{volume di soluzione (in litri)}$$

L'equivalente è quella parte di molecola che fornisce o acquista una **particella (protone, elettrone, etc.)** nella reazione che si considera.

E quindi n_{eq} = numero di moli di parti di molecole che scambiano una particella. $n_{\text{eq}} = n_{\text{moli}} \times v$ dove $v = \text{numero di particelle scambiate}$

ME = massa della parte di molecola che scambia una particella

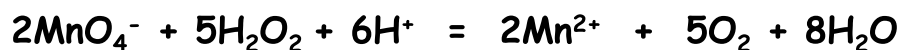
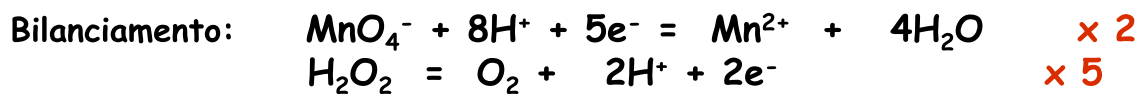
$$ME = MM/v$$

Esempio

Bilanciare la reazione



calcolare quanti mL di una soluzione 0.1 N di MnO_4^- bisogna usare per ottenere 5 g di ossigeno da questa reazione (gli altri reattivi sono in eccesso!)



$$n_{\text{O}_2} = 5/32 = 0.156 \quad n_{\text{eqO}_2} = 0.156 \times 2 = 0.312 = n_{\text{eqMnO}_4^-}$$

$$N = n/V \quad \text{da cui} \quad V = n/N = 0.312/0.1 = 3.120 \text{ L} = 3120 \text{ mL}$$

Altra soluzione:

$$n_{\text{O}_2} = 5/32 = 0.156 \quad n_{\text{MnO}_4^-} = 2/5 n_{\text{O}_2} = 2/5 \times 0.156 = 0.0624$$

$$n_{\text{eqMnO}_4^-} = 0.0624 \times 5 = 0.312$$

$$V = n/N = 0.312/0.1 = 3.120 \text{ L} = 3120 \text{ mL}$$

Diluizioni

Numero di moli $n_{\text{moli}} = \text{Molarità} \times \text{volume (litri)}$

- Se si diluisce una soluzione con il solvente, si varia il volume e non il n_{moli}

Se 1 indica i valori prima della diluizioni e 2 quelli dopo, sarà:

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

-Se si mescolano volumi diversi di soluzioni (a e b) a concentrazione diversa della stessa sostanza, bisogna sempre sommare il numero di moli e metterli nel volume totale:

$$n_a + n_b = n_{\text{tot}} \quad \text{e} \quad V_a + V_b = V_{\text{tot}}$$

$$M_a V_a + M_b V_b = M_{\text{tot}} \times V_{\text{tot}} \quad M_{\text{tot}} \text{ deve essere intermedia tra le due soluzioni}$$

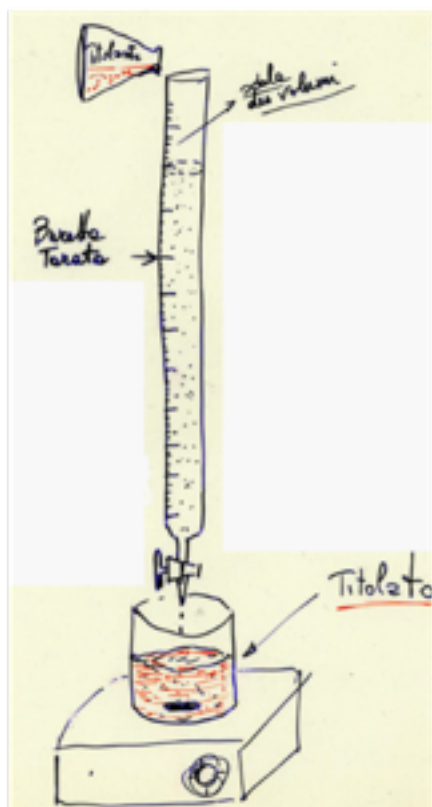
Regola della croce:

se $M_a > M_b$

$$\begin{array}{ccc} M_a & & M_{\text{tot}} - M_b \\ & \searrow & \nearrow \\ & M_{\text{tot}} & \\ & \nearrow & \searrow \\ M_b & & M_a - M_{\text{tot}} \end{array}$$

$$\frac{V_a}{V_b} = \frac{M_{\text{tot}} - M_b}{M_a - M_{\text{tot}}}$$

Titolazione



Esperimento per determinare la concentrazione incognita di un soluto (titolato) nota la concentrazione del titolante.

La concentrazione del soluto si misura se è possibile determinare, con appropriate tecniche, il punto equivalente della titolazione.

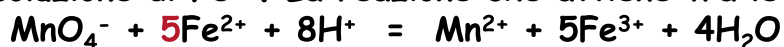
Il punto equivalente è il momento nel quale sono stati aggiunti, con la "buretta", un volume di soluzione nota che contiene tanti equivalenti di titolante quanti sono quelli di titolato nella soluzione incognita.

$$n_{\text{eq titolante}} = n_{\text{eq titolato}}$$

Infatti, per la definizione di equivalente, gli equivalenti reagiscono sempre 1 a 1.

Esempio

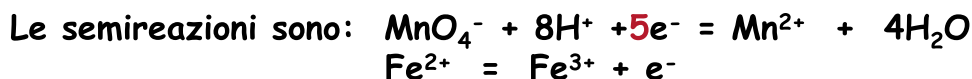
100 mL di una soluzione 0.1N di MnO_4^- sono utilizzati per titolare 50 mL di una soluzione di Fe^{2+} . La reazione che avviene tra le due sostanze è



Qual'è la concentrazione molare di MnO_4^- ?

Calcolare la concentrazione di Fe^{2+} nella soluzione sia in Normalità che in Molarità.

Risposta:



quindi per MnO_4^- $v = 5$ e $M = N/5 = 2 \times 10^{-2}$

Al punto equivalente

$$n_{\text{eq}} \text{MnO}_4^- = n_{\text{eq}} \text{Fe}^{2+} = 10^{-2} \quad N_{\text{Fe}^{2+}} = 10^{-2}/0.05 = 0.2 = M \quad \text{perché per } \text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+} \quad v = 1$$

Se si utilizza invece la reazione bilanciata si avrà:

$$n_{\text{MnO}_4^-} = 2 \times 10^{-2} \times 0.1 = 2 \times 10^{-3} \quad \text{e} \quad n_{\text{Fe}^{2+}} = 5 \times 2 \times 10^{-3} = 10^{-2}$$

$$M = 10^{-2}/0.05 = 0.2$$