

Presentazione

Paolo Fornasiero

Ed. C11, 5 piano, stanza 523

tel: 5583973

e-mail: pfornasiero@units.it

Testi

CHIMICA DI BASE - G. Bandoli, A. Dolmella, G. Natile -
EdiSES (Livello base)

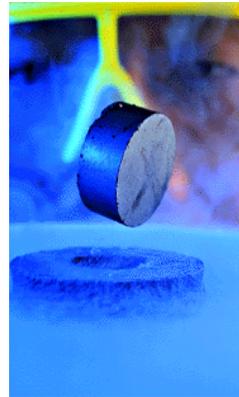
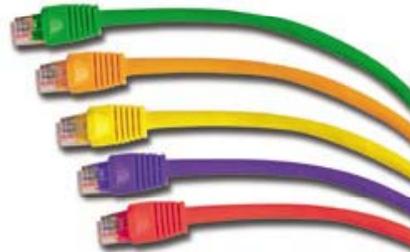
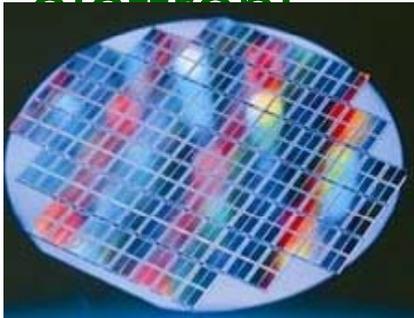
FONDAMENTI DI CHIMICA, M. Schiavello e L. Palmisano
EdiSES

CHIMICA - J.C.Kotz, P-Treichel Jr. - EdiSES

Chimica Generale e Inorganica - Sacco, Pasquali, Marchetti
Ed. Ambrosiana

Proprietà 'elettroniche' dei solidi:

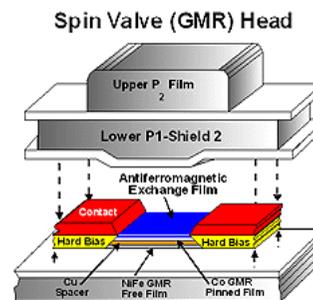
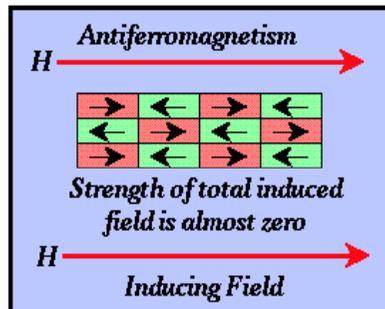
....sono dominate dal comportamento degli elettroni



● **Conduzione elettrica:**
isolanti, semiconduttori,
metalli, superconduttori



● **Proprietà ottiche:**
assorbimento, emissione,
amplificazione e modificazione
della luce



IBM

● **Proprietà magnetiche:**
paramagnetismo,
ferromagnetismo,
antiferromagnetismo

Definizione di Chimica

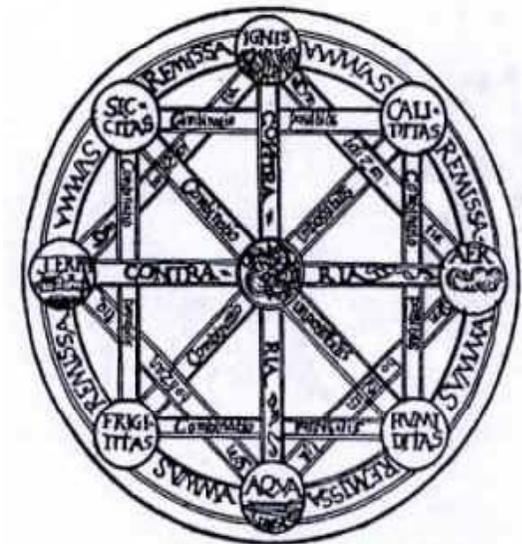
Definizione di Chimica:

Studio di composizione, struttura e proprietà della materia e studio delle reazioni attraverso le quali una forma della materia può essere prodotta o trasformata in un'altra forma.

La Chimica è una Scienza Centrale!

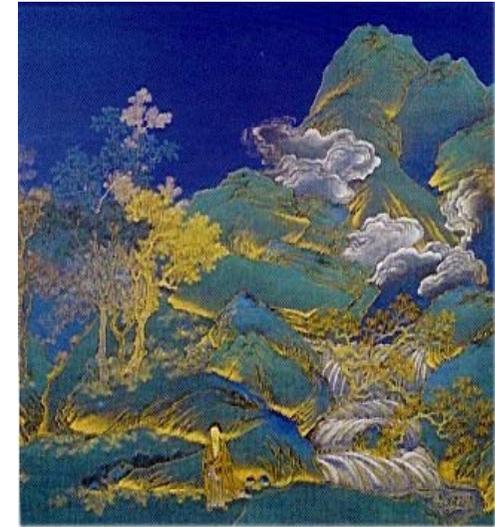
Le radici storiche della chimica affondano per un verso nelle arti come la metallurgia, la fabbricazione delle bevande alcoliche.

I filosofi della Grecia antica ritenevano che la natura intera fosse composta di quattro elementi. Il fuoco, la terra, l'aria e l'acqua



Alchimia

Un ostacolo allo sviluppo della chimica si può individuare nella teoria elaborata dal fisico tedesco G. E. Stahl (1660-1734) per interpretare la combustione. L'ipotesi di Stahl era che tutte le sostanze infiammabili contenessero un componente detto *flogisto*, dal greco "fuoco". Secondo questa teoria, che trovò ampia diffusione, quando i materiali bruciano cedono flogisto all'aria.



Jean Baptiste Van Helmont (1577-1644) riconobbe l'esistenza dei gas.

Basile Valentine (XVI) scoprì l'etere solforico e l'acido cloridici

Brandt (morto nel 1692), è ritenuto lo scopritore del fosforo

Raimondo Lullo (1235-1315) ottenne il bicarbonato di potassio

Metodo scientifico:

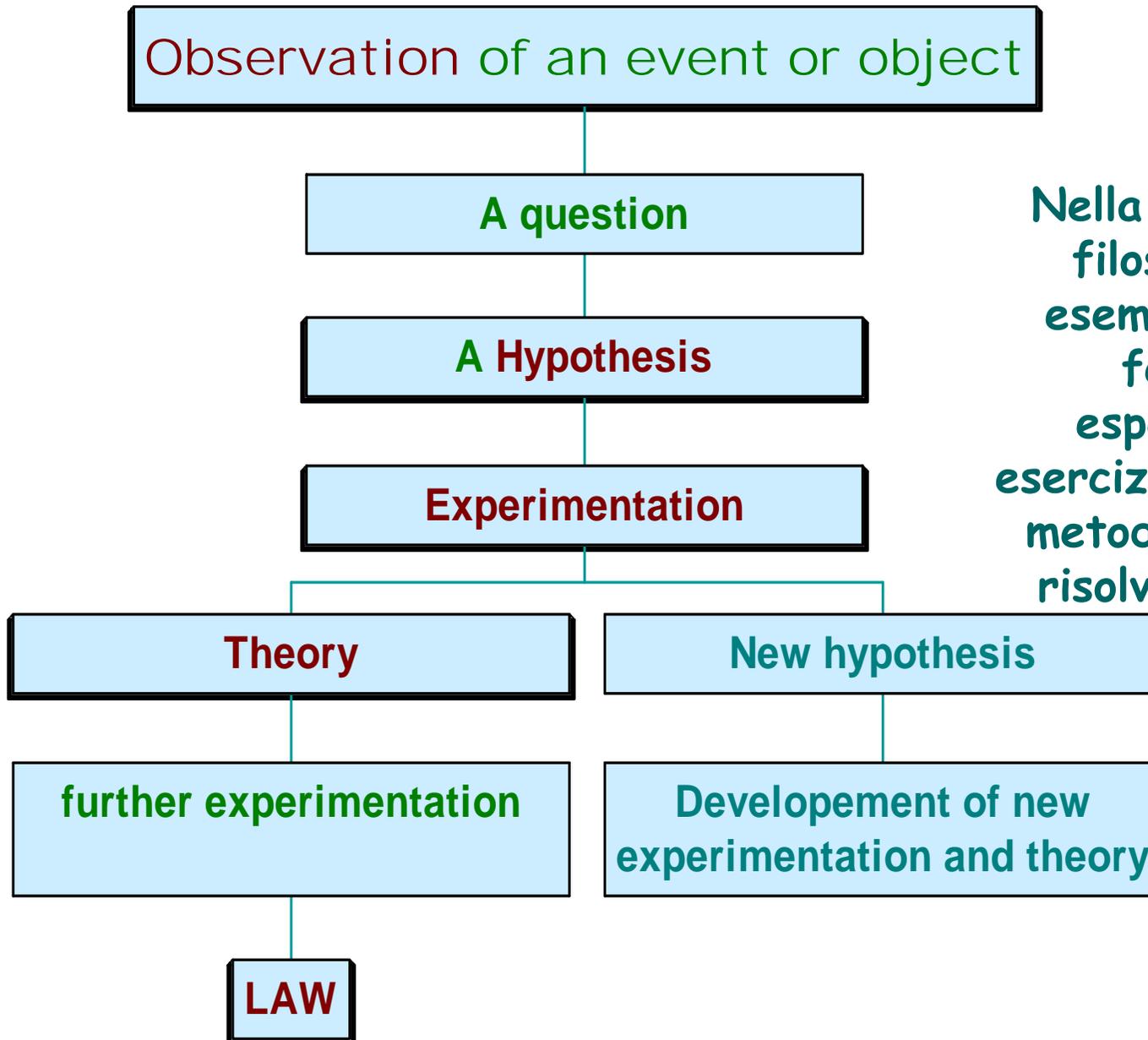
- A. Osservazione
- B. Formulazione di un'ipotesi
- C. Prove di validazione dell'ipotesi
- D. Sviluppo di una teoria (spiegazione e predizione di altri eventi)

Barry Trost, Stanford "chemistry is defined by those who do the chemistry, which may not follow traditions"

Nel 1772 un francese, Antoine **Lavoisier** cominciò a dedicarsi a esperimenti sulla combustione. Pesando gli oggetti prima e dopo la combustione egli constatò che, bruciando, acquistavano peso.

LEGGE DI CONSERVAZIONE DELLA MASSA

Metodo scientifico:

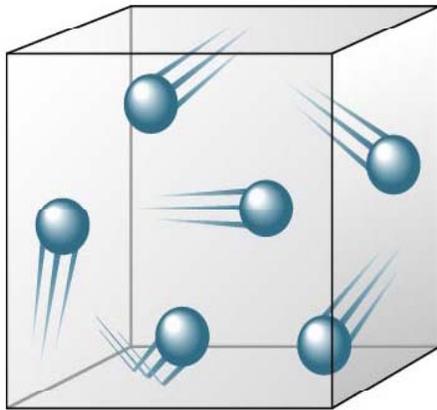


Nella Grecia antica i filosofi, come ad esempio Aristotele, fecero pochi esperimenti. Gli esercizi mentali erano il metodo preferito per risolvere i problemi.

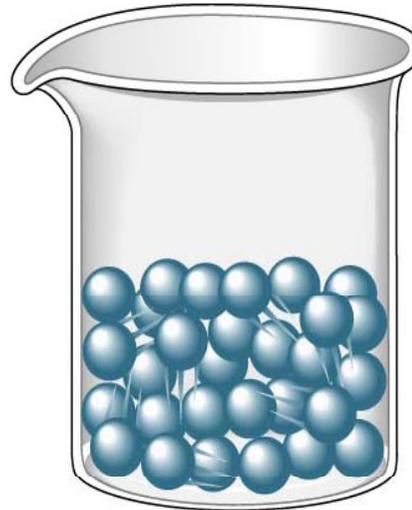
L'oggetto di studio della **chimica** è la **materia** (tutto ciò che ha una massa e occupa uno spazio).

In particolare è una scienza che studia:

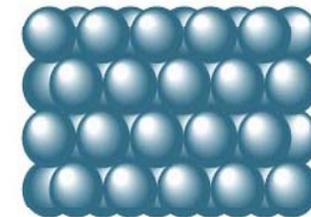
- la **struttura** e la **composizione** della materia;
- le **trasformazioni** che la materia subisce;
- l'**energia** coinvolta in queste trasformazioni.



Gas



Liquid



Solid

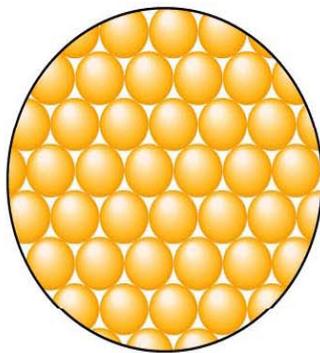
- proprietà chimiche;
- proprietà fisiche.

Sostanze pure

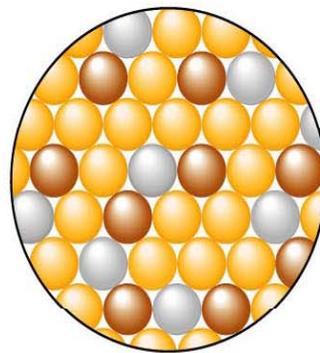
- composizione costante
- proprietà chimiche e fisiche costanti
- separabili mediante tecniche chimiche
- proprietà diverse da quelle dei componenti

Miscela

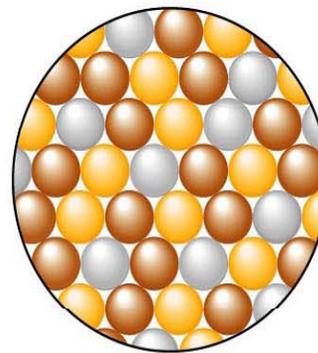
- composizione variabile (da una miscela all'altra)
- proprietà correlate ai componenti
- separabili mediante tecniche fisiche



24 karat gold

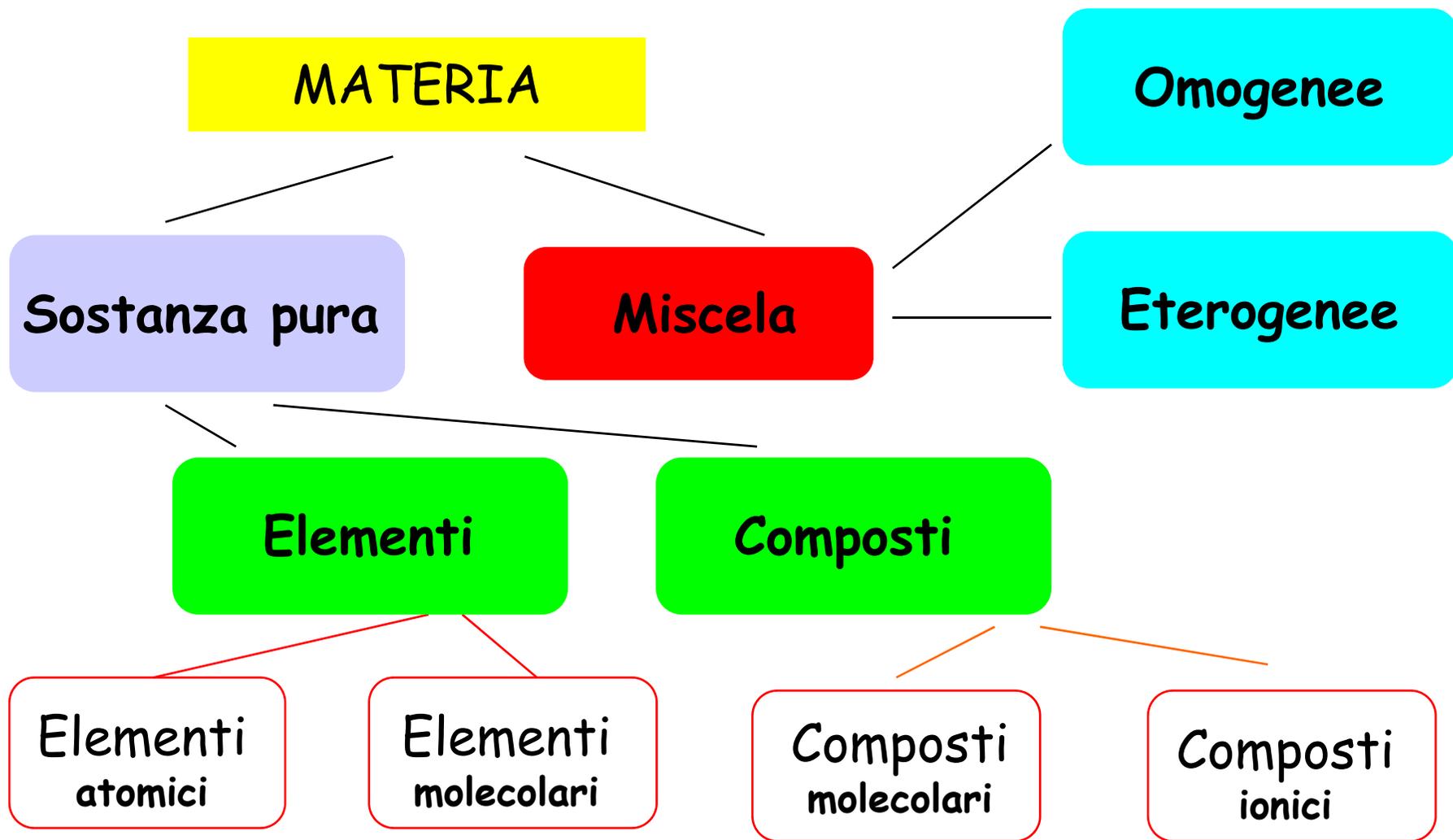


18 karat gold



14 karat gold





fase: porzione di un sistema in cui le proprietà fisiche sono identiche in ogni punto, separata dal resto da superfici limitanti

Alcune definizioni

- **materia:** tutto ciò che ha massa e occupa spazio
- **fase:** porzione di materia omogenea in ogni sua parte (cioè le sue proprietà chimiche e fisiche non dipendono dal punto in cui vengono misurate)
- **solido:** fase caratterizzata da volume e forma propri
- **liquido:** fase caratterizzata da volume proprio, ma non da forma propria (assume la forma del contenitore)
- **gas:** fase priva di volume e forma propri
- **atomi:** particelle (che per i nostri scopi possiamo considerare) indivisibili costituenti la materia. Esistono circa un centinaio di diversi tipi di atomi
- **molecole:** aggregati di due o più atomi legati fra loro in modo definito (**omonucleari** es O_2 , **eteronucleari** H_2O)

- **elemento**: materia costituita da un solo tipo di atomi (H_2 , C)
- **composto**: materia costituita da un unico tipo di molecola contenente due o più atomi di tipo diverso (NH_3 , H_2O)
- **miscele**: materia costituita da più composti e/o elementi

omogenee (soluzioni): miscele in cui le proprietà chimico-fisiche non dipendono dal punto in cui vengono misurate

soluto/i: componenti di una soluzione presenti in concentrazione minore

solvente: componente di una soluzione presente in concentrazione largamente maggiore di quella di tutti gli altri

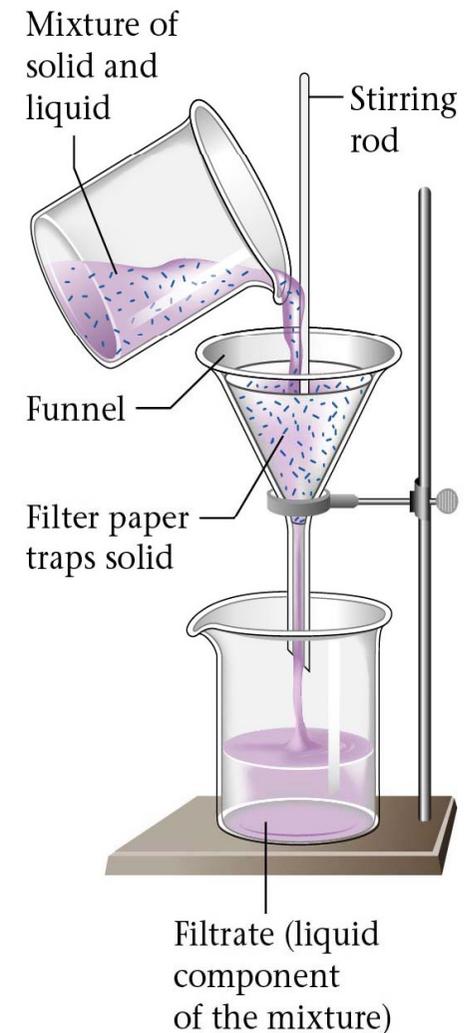
eterogenee: miscele in cui è possibile identificare porzioni aventi proprietà chimico-fisiche diverse

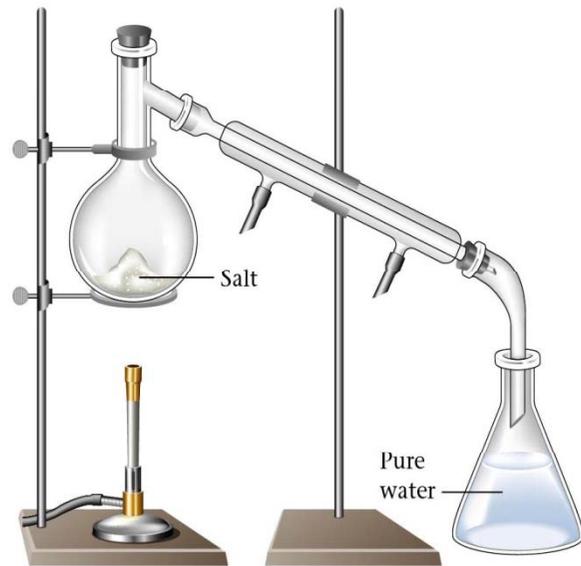
METODI di SEPARAZIONE di una MISCELA

Separando una miscela si ottengono sostanze pure.

La **scelta** del metodo dipende dallo stato fisico dei componenti e dalle loro proprietà chimiche e fisiche.

Filtrazione : separazione di una miscela eterogenea costituita da un liquido e un solido sfruttando la diversa dimensione delle particelle





(b)

Distillazione : sfrutta la diversa temperatura di ebollizione

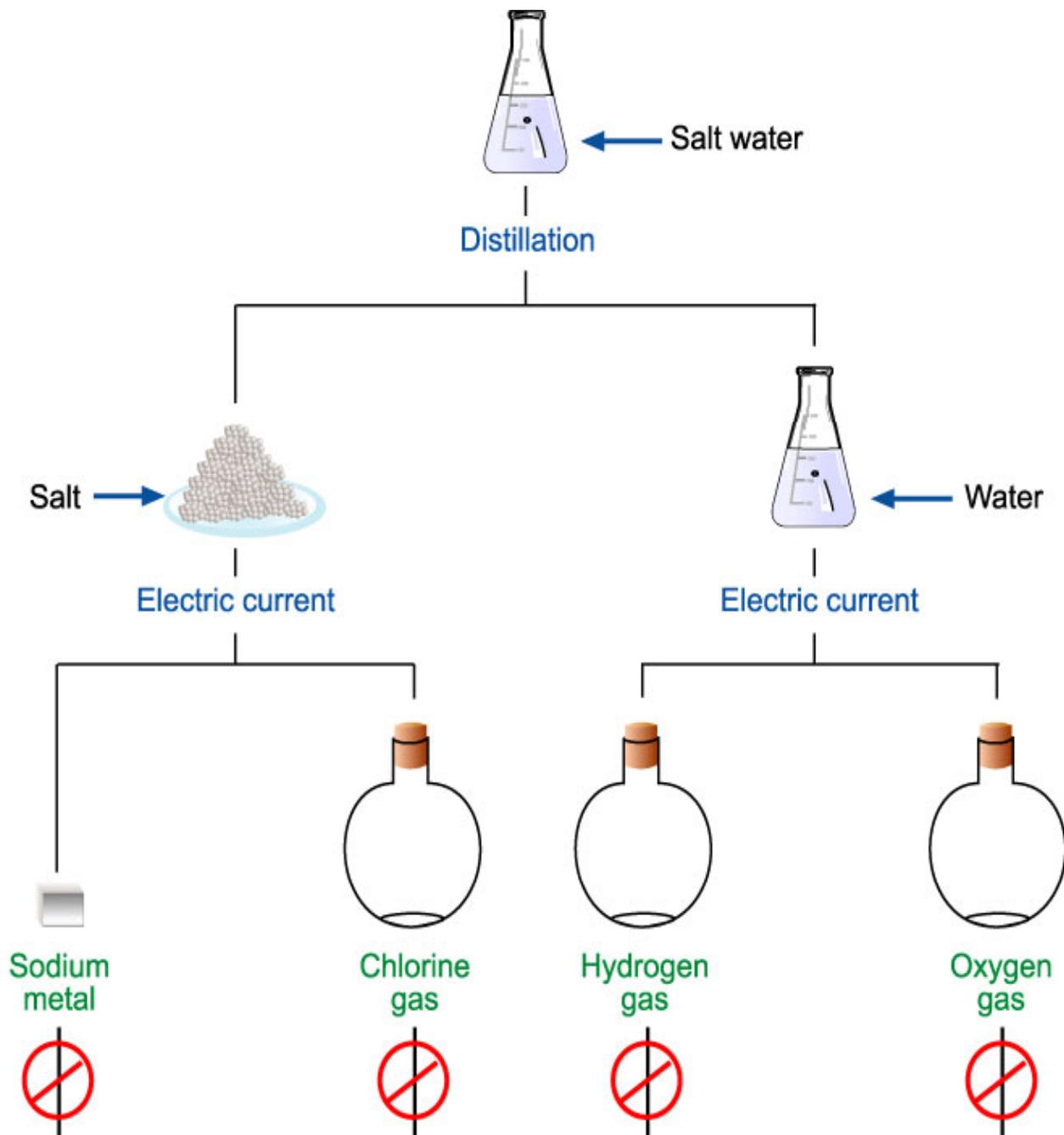
semplice : quando si separa un liquido da un solido;

frazionata: quando si separa un liquido da una soluzione di due o più liquidi

Cromatografia : permette di separare i componenti di una miscela eterogenea sfruttando la diversa velocità su un supporto sotto la spinta di un solvente

Centrifugazione : permette di separare i componenti di una miscela eterogenea sfruttando la diversa densità e la forza centrifuga

Estrazione con solventi: permette di separare i componenti di una miscela eterogenea sfruttando la diversa solubilità in un solvente.



These substances are elements, because they cannot be broken down to simpler substances by chemical means.

La **composizione** di una sostanza può essere descritta in termini di **atomi**.

TEORIA ATOMICA DI DALTON (1803)

La materia è costituita da atomi indivisibili e indistruttibili

Tutti gli atomi di uno stesso elemento hanno la stessa massa e le stesse proprietà chimiche

Atomi di elementi diversi hanno masse diverse e proprietà chimiche diverse

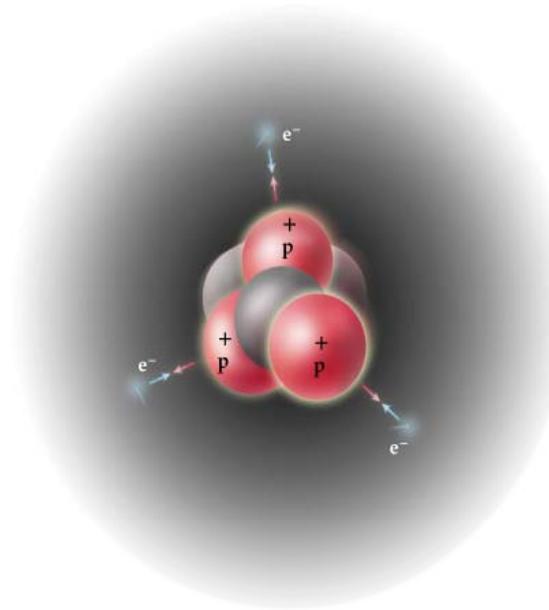
Gli atomi di elementi diversi si combinano fra loro in rapporti di numeri interi

STRUTTURA ATOMICA

Le particelle fondamentali

<i>Particella</i>	<i>Massa (g)</i>	<i>Carica (C)</i>	<i>Simbolo</i>
Elettrone	$9.117 \cdot 10^{-28}$	$-1.6028 \cdot 10^{-19}$	e^-
Protone	$1.673 \cdot 10^{-24}$	$+1.6028 \cdot 10^{-19}$	p^+
Neutrone	$1.675 \cdot 10^{-24}$	0	n

<i>Particella relativa</i>	<i>Massa</i>
Elettrone	0
Protone	1
Neutrone	1



<i>Particella relativa</i>	<i>Carica</i>
Elettrone	-1
Protone	+1
Neutrone	0

STRUTTURA ATOMICA

Dimensioni degli atomi

Raggio nucleare

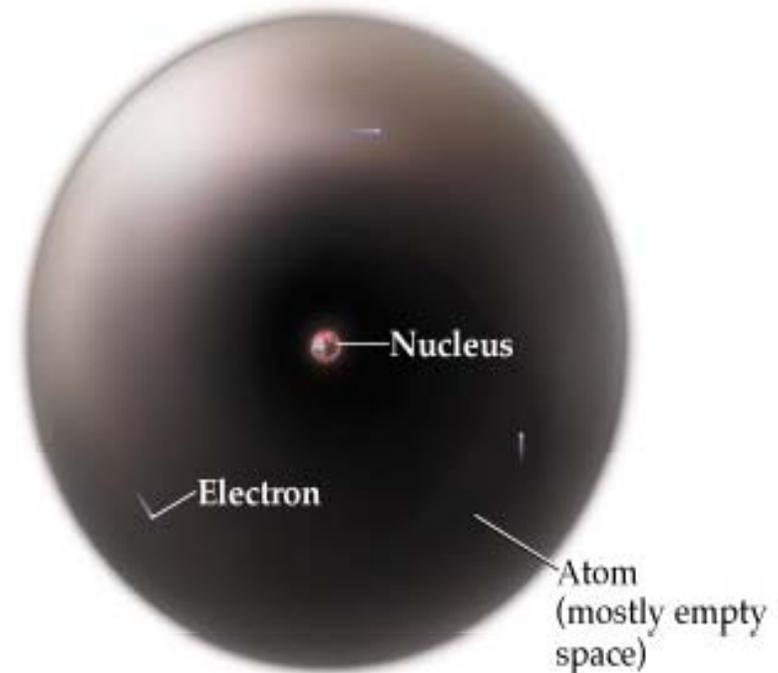
Valore sperimentale: $r_{\text{nucl}} \approx 10^{-4} \text{ \AA}$

$r_{\text{at}}/r_{\text{nucl}} \approx 10000$

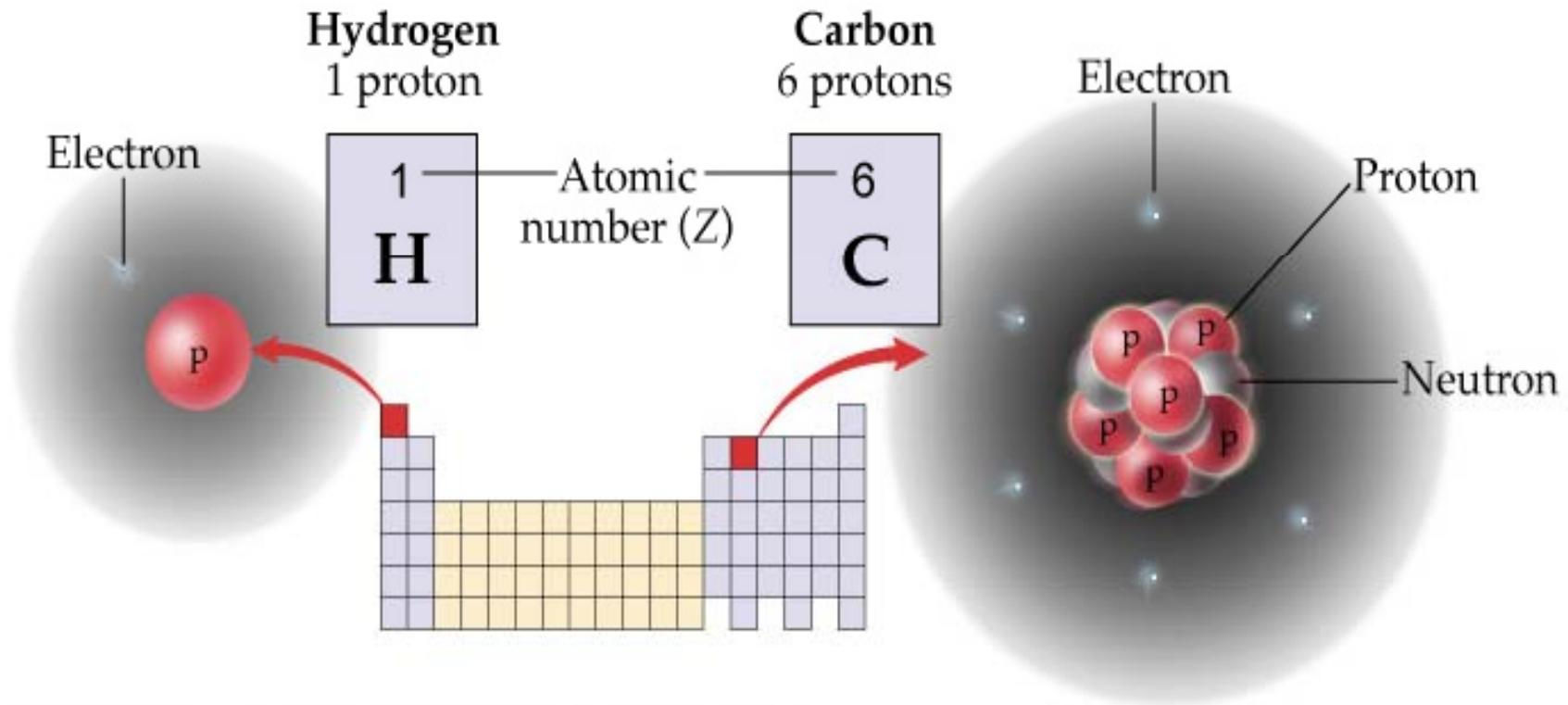


The Houston Astrodome

Copyright © 2000 Benjamin/Cummings, an imprint of Addison Wesley Longman, Inc.



STRUTTURA ATOMICA



Copyright © 2000 Benjamin/Cummings, an imprint of Addison Wesley Longman, Inc.

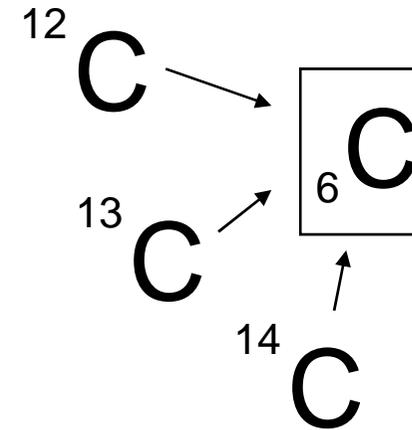
~~A~~
~~Z~~

numero atomico Z : numero di protoni nel nucleo
numero di massa A : numero di protoni + numero di neutroni

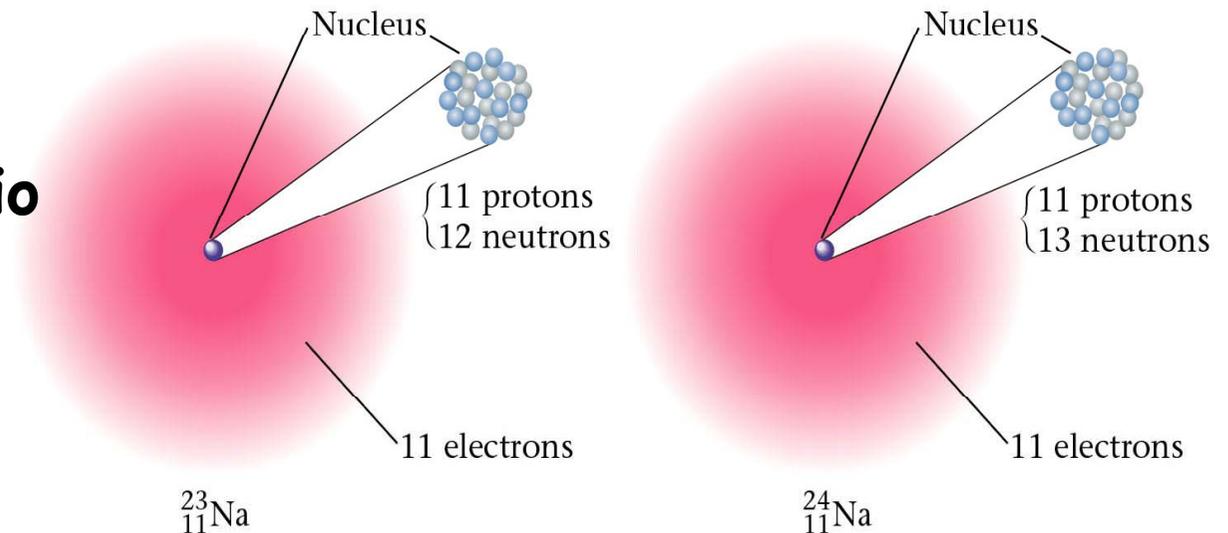
ISOTOPI : atomi con lo stesso numero atomico Z
ma diverso numero di massa A

Abbondanza isotopica : presenza in %
di un singolo isotopo in natura.

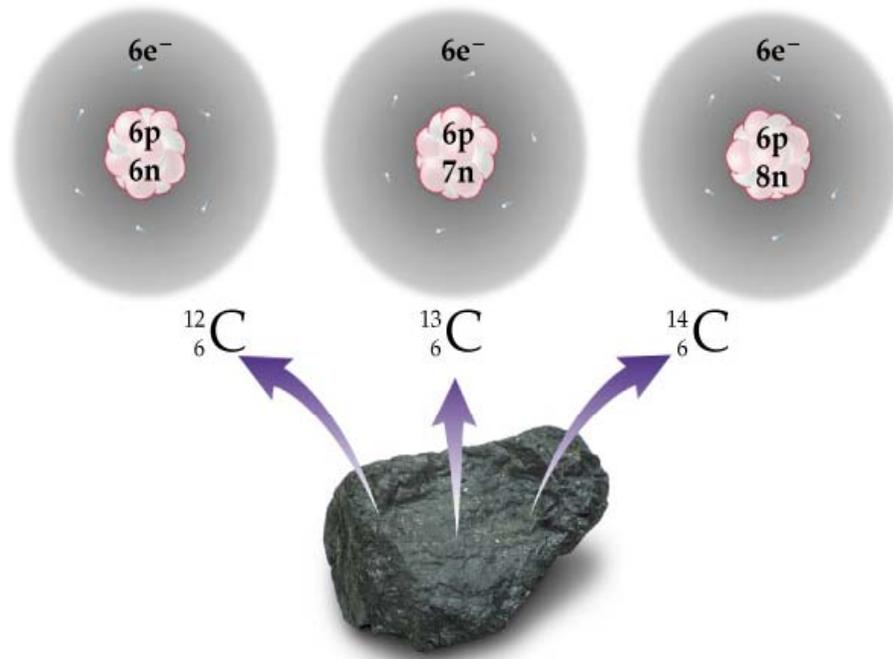
L'identità chimica di un "atomo"
dipende **SOLO** dal numero atomico



Due isotopi del sodio

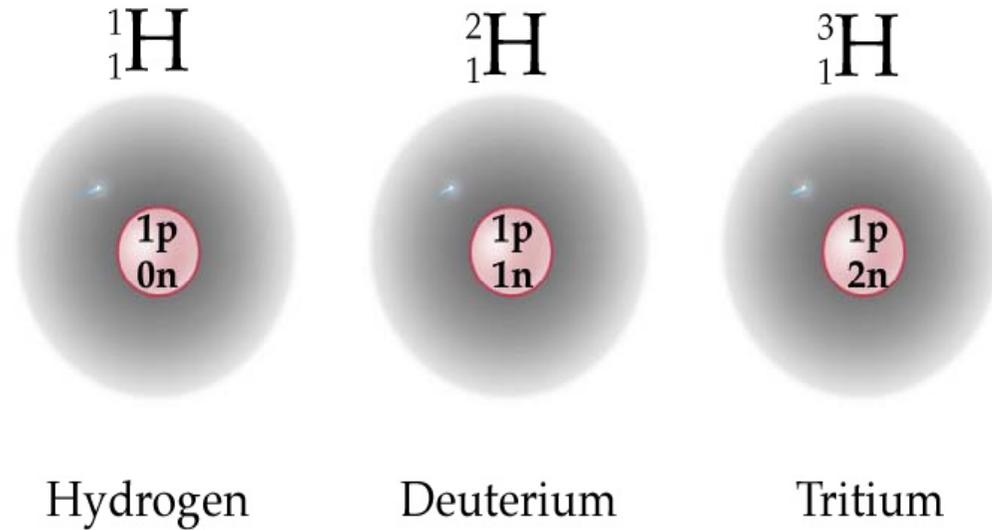


Isotopi del Carbonio



Copyright © 2000 Benjamin/Cummings, an imprint of Addison Wesley Longman, Inc.

Isotopi dell'Idrogeno

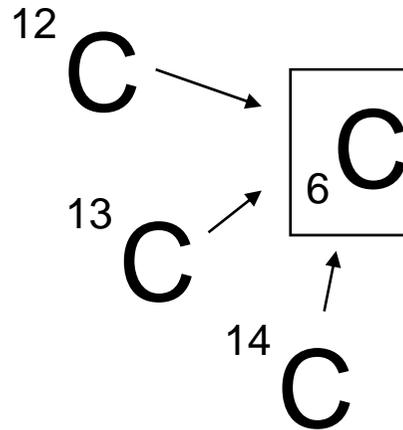


Copyright © 2000 Benjamin/Cummings, an imprint of Addison Wesley Longman, Inc.

La struttura del nucleo atomico - Nuclidi e isotopi

Le proprietà chimiche e chimico-fisiche dipendono dal
numero di protoni (e quindi da **Z**)

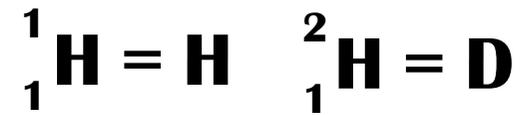
Diversi isotopi di uno stesso elemento hanno uguali
proprietà chimiche e chimico-fisiche



Eccezioni

H_2O p.f. 0.00°C p.e. 100.00°C

D_2O p.f. 3.82°C p.e. 101.42°C



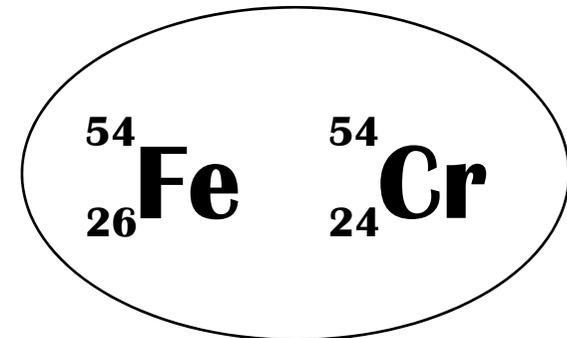
Nuclide

**specie atomica caratterizzata da una determinata
composizione del nucleo (sono noti A e Z)**



Isobari

**nuclidi con diverso numero atomico Z
ma con uguale numero di massa A
(*isos baros* = stesso peso)**



Isotopi naturali

Nuclide	Massa relativa	% di nuclidi
^1H	1,007825	99,985
^2H	2,014102	0,015
^3He	3,016030	$\sim 10^{-4}$
^4He	4,002604	~ 100
^6Li	6,015126	7,42
^7Li	7,01605	92,58
^9Be	9,012186	~ 100
^{10}Be	10,013535	tracce
^{10}B	10,012939	19,6
^{11}B	11,009305	80,4
^{11}C	11,011433	tracce
^{12}C	12,	98,89
^{13}C	13,003354	1,11
^{14}C	14,003142	tracce

^1_1H Prozio

^2_1H Deuterio

^3_1H Trizio

Radioattivo

Formule chimiche

Una formula chimica rappresenta in modo conciso la composizione **qualitativa** e **quantitativa** di un composto.

Formula minima (o empirica o bruta)

- **Tipo di elementi**
- **Rapporto numerico minimo intero fra i diversi atomi**

La formula minima si ottiene dall'analisi chimica elementare del composto.

Formula molecolare

- **Tipo di elementi**
- **Numero esatto di atomi di ciascuna specie**

La formula molecolare si ottiene dalla formula minima, conoscendo il peso molecolare del composto.

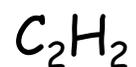
Formula di struttura

- **Tipo di elementi**
- **Numero esatto di atomi di ciascuna specie**
- **Disposizione spaziale degli atomi e tipo di legami nello spazio**

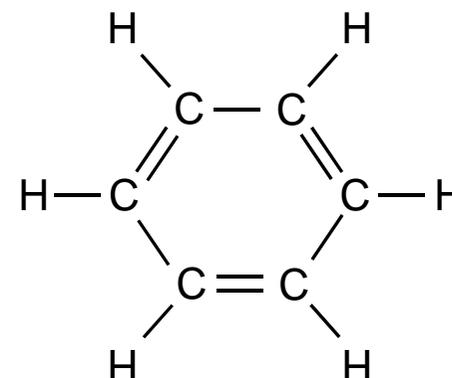
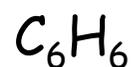
La formula di struttura è quella che fornisce il maggior numero di informazioni.

Composto **F. minima** **F. molecolare** **F. di struttura**

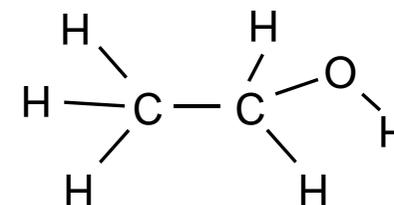
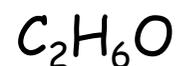
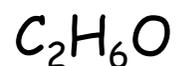
Acetilene



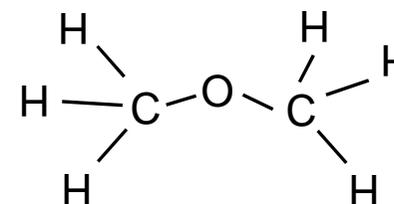
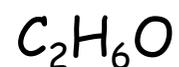
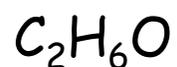
Benzene



Alcol etilico

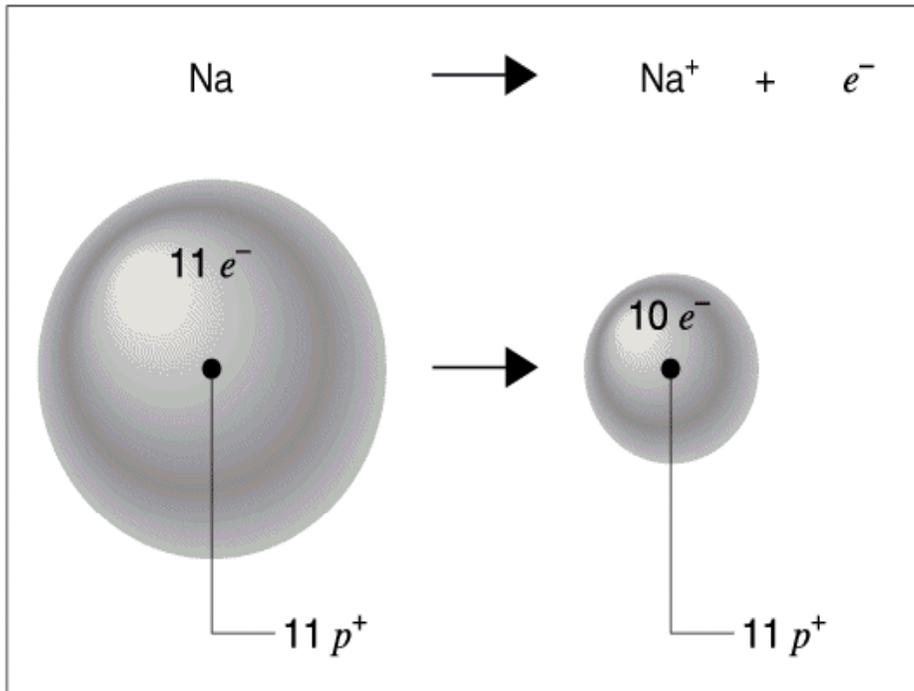


Etere dimetilico



La formula molecolare può coincidere con la formula minima oppure può essere un suo multiplo intero.

Composti diversi possono avere la stessa formula molecolare (**ISOMERI**).



Copyright 1999 by John Wiley and Sons, Inc. All rights reserved.

cationi



When an atom in group 1 loses one electron,

1
3 Li
11 Na
19 K
37 Rb
55 Cs
87 Fr

$-e^{-} \rightarrow X^{1+}$

or when an atom in group 2 loses two electrons,

2
4 Be
12 Mg
20 Ca
38 Sr
56 Ba
89 Ra

$-2e^{-} \rightarrow X^{2+}$

or when an atom in group 3 loses three electrons,

3
21 Sc
39 Y

$-3e^{-} \rightarrow X^{3+}$

or when an aluminum atom loses three electrons,

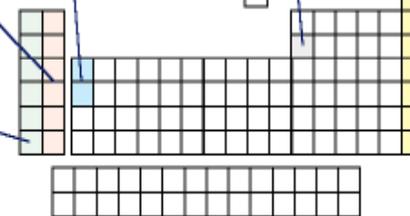
13
13 Al

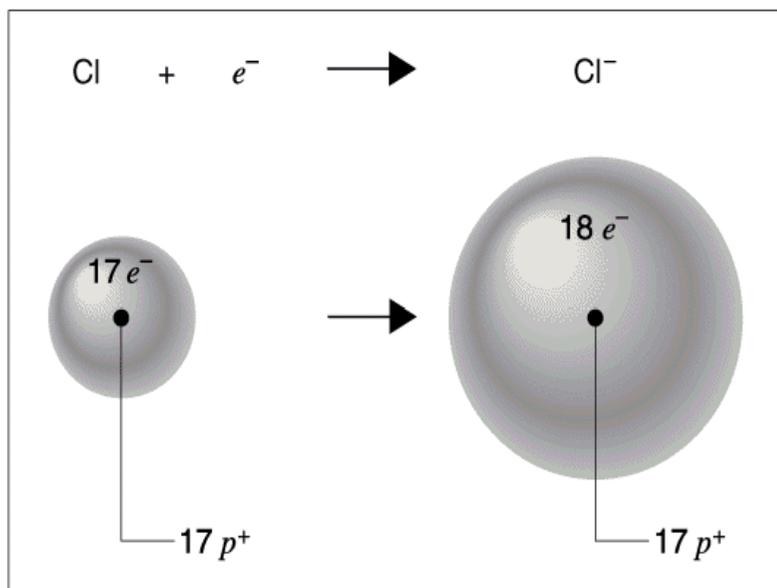
$-3e^{-} \rightarrow Al^{3+}$

it has the same number of electrons as an atom of the nearest noble gas.

18
2 He
10 Ne
18 Ar
36 Kr
54 Xe
86 Rn

Atomic number equals number of electrons



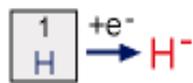


Copyright 1999 by John Wiley and Sons, Inc. All rights reserved.

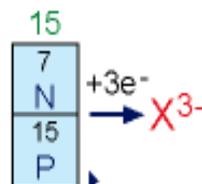
anioni



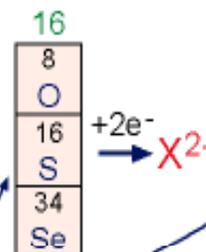
When a hydrogen atom gains one electron,



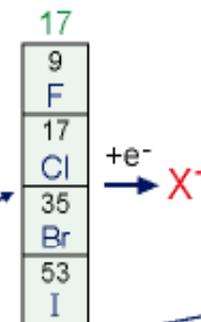
or when an atom in group 15 gains three electrons,



or when an atom in group 16 gains two electrons,



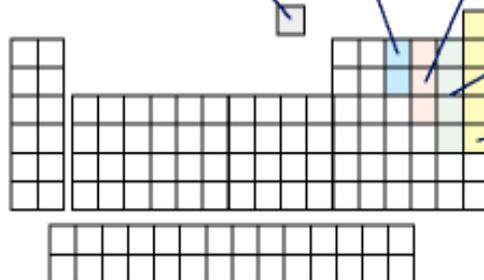
or when an atom in group 17 gains one electron,



it has the same number of electrons as an atom of the nearest noble gas.

2	He
10	Ne
18	Ar
36	Kr
54	Xe

Atomic number equals number of electrons



IONI POLIATOMICI :

particelle cariche composte da più di un atomo

NH_4^+ ione ammonio

NO_3^- ione nitrato

CO_3^{2-} ione carbonato

Un **composto ionico** è formato da ioni

La formula di un composto ionico si può prevedere:

- sapendo che è elettricamente neutro
- conoscendo le cariche dei singoli ioni che lo compongono



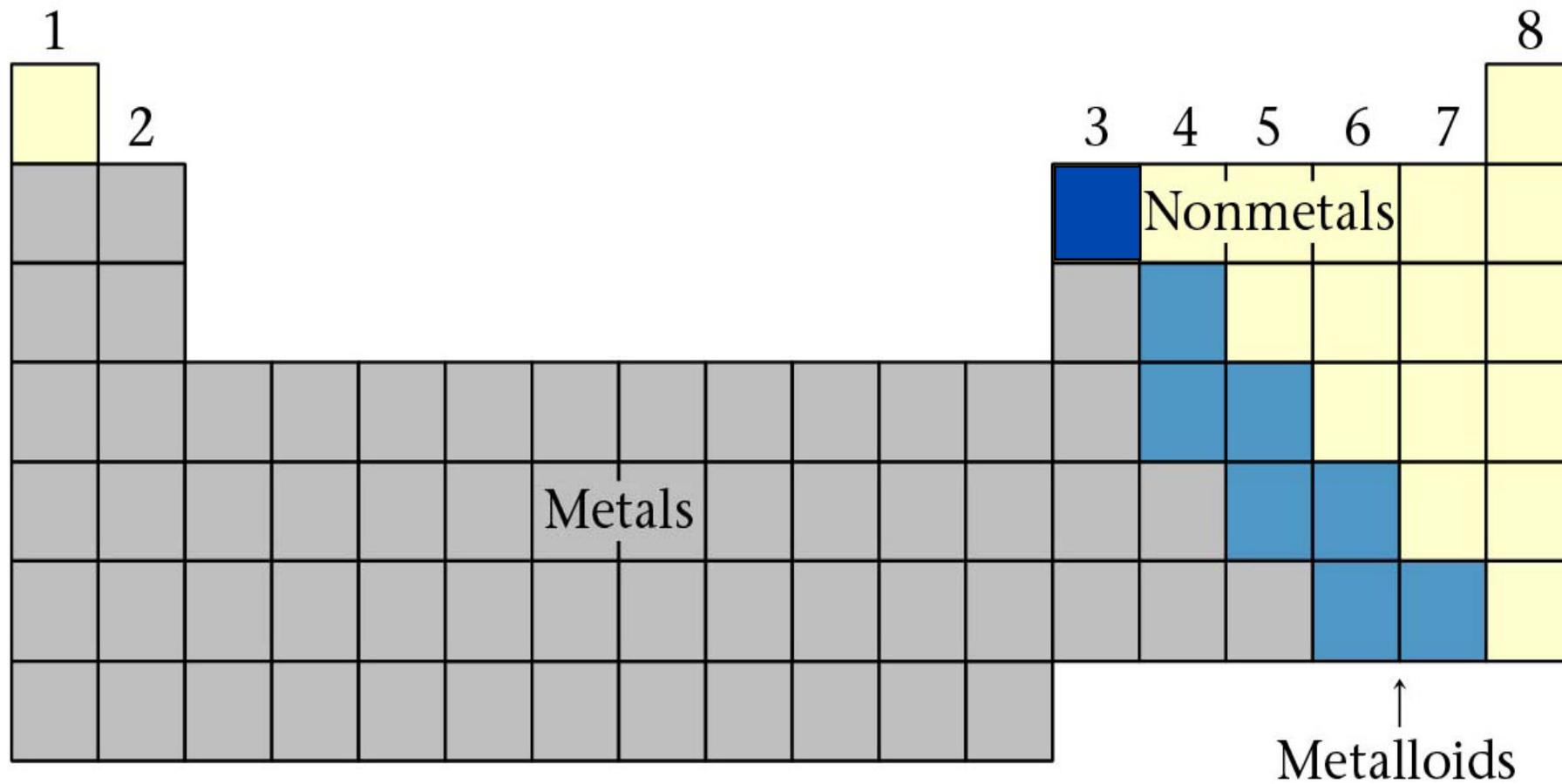
- Nonmetals
- Metals
- Metalloids
- Noble gases

The metals, nonmetals, and metalloids

IA																	VIII A		
1 H																	2 He		
	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIII A		
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne		
11 Na	12 Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIII B		IB	IIB	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	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn		
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub			114			116		

Rare earth elements

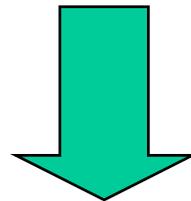
	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
Lanthanides														
	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr
Actinides														



Legame tra il mondo macroscopico e microscopico:
mondo simbolico

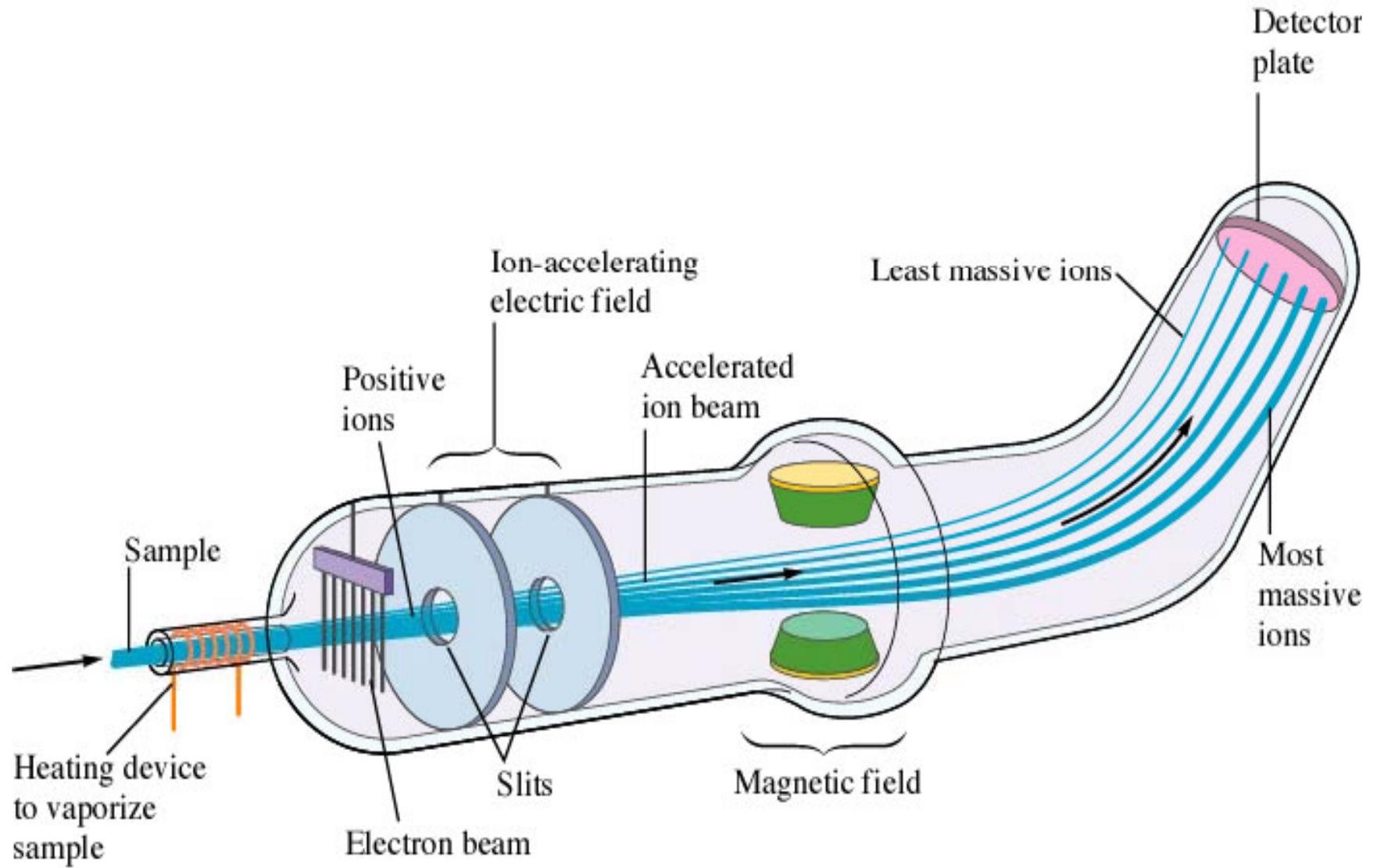
La massa di un atomo

- Dalton misurò la massa di ogni elemento atta a combinarsi con 1 grammo (g) di idrogeno (H)
- Lo spettrometro di massa consente di calcolare la massa atomica effettiva

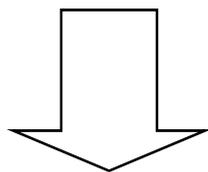


Per convenzione si considera la massa atomica relativa

Spettrometro di massa



Lo spettrometro di massa fornisce misure relative della **massa** di un atomo



si sceglie uno standard di riferimento:
l'isotopo **^{12}C**

$$\text{Massa } ^{12}\text{C} = 1.9926 \times 10^{-23} \text{ g}$$

la misura della massa atomica può essere effettuata in **grammi (g)** oppure in **unità di massa atomica (uma)**

LA MASSA DI UN ATOMO DELL'ISOTOPO ^{12}C
E' PARI A 12 uma per definizione

Esempio:

dalle misure si ottiene che:

$$\text{massa } ^{16}\text{O} / \text{massa } ^{12}\text{C} = 1,3329$$

$$\text{massa } ^{16}\text{O} = 1,3329 \times 12,000 \text{ uma} = 15,995 \text{ uma}$$

La massa di un atomo dipende dal numero di nucleoni:
se si esprime in uma è approssimativamente uguale al suo
numero di massa.

Massa atomica

I valore sperimentale della massa atomica è inferiore al valore ottenuto dalla somma delle masse di tutte le particelle sub-atomiche che costituiscono l'atomo.

Difetto di massa:

Nella formazione del nucleo (legami tra nucleoni) si libera energia ($E = mc^2$)

Perdita massa ~1%



Non ha difetto massa



ha significativi effetti
dovuti a difetto di massa

Abbondanza isotopica : presenza in % di un singolo isotopo in natura.

massa atomica :

$$\sum (\text{massa di } \overset{A}{\underset{Z}{X}}) \times \text{abbondanza isotopica}$$

massa molecolare :

$$A_n B_m C_q = n (\text{massa A}) + m (\text{massa B}) + q (\text{massa di C})$$

MOLE : numero di atomi contenuti in 12 g di ^{12}C

1 atomo di ^{12}C = 12,000 uma

1 mole di ^{12}C = 12,000 g

Esempio:

1 atomo di Al = 26,982 uma (Al ha 1 solo isotopo)

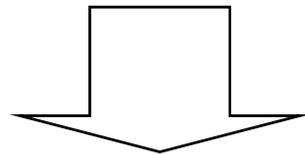
1 atomo Al / 1 atomo ^{12}C = 26,982 uma / 12,000 uma = 2,2485

1 mole Al = 2,2485 x 12,000 g = 26,982 g

numero di Avogadro $N_A = 12\text{g} / (1,99 \times 10^{-23}\text{g}) = 6,022 \times 10^{23}$

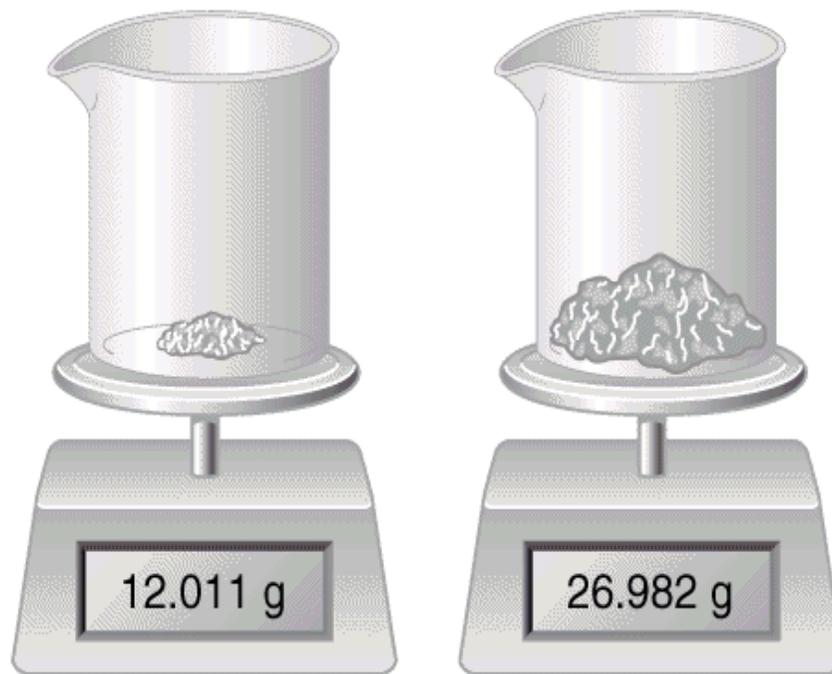
il numero di Avogadro esprime quante particelle sono contenute in una mole di sostanza

unità di massa atomica (**uma**) = $(1,99 \times 10^{-23}\text{g}) / 12 = 1,66 \times 10^{-24}\text{g}$



Es: massa di 1 atomo di Al = $26.982 \text{ uma} \times 1,66 \times 10^{-24}\text{g}$
1 mole Al = massa di un atomo Al $\times N_A = 26.982 \text{ g}$

Noto il numero di particelle in una mole, si determina il numero di particelle in un campione di sostanza pura mediante pesata



carbonio

alluminio

una **mole** di atomi di un elemento ha una massa (g) pari al **peso atomico** dell'elemento

MASSA MOLARE:
massa di una mole di una sostanza

Massa molare di un **elemento**: massa di una mole di atomi dell'elemento

Massa molare di un **composto molecolare**: massa di una mole di molecole del composto

Massa molare di un **composto ionico**: massa di una mole di unità formula del composto

Una mole di un elemento (composto) è una quantità che contiene un numero pari a N_A particelle.
Per ottenere una mole si deve pesare una massa in grammi pari alla sua massa atomica in uma.

1 particella : N_A particelle = (massa in uma) : mole

Esempio : $PM(H_2O) = (1 \times 2 + 16) \text{ uma} \rightarrow 1 \text{ mole} = 18 \text{ grammi}$
 $PM(NaCl) = (22,99 + 35,45) \text{ uma} \rightarrow 1 \text{ mole} = ?$

Calcolo del numero di moli :

$$n = \text{massa (g)} / \text{massa molecolare (g/mol)}$$

Esempi :

- > quante moli sono contenute il 17 grammi di ammoniaca NH_3 ?
- > quanto pesano 3,5 moli di acido nitrico HNO_3 ?



Scala macroscopica

Scala atomica

Calcolo della composizione percentuale:

Qual è il valore percentuale della massa di un elemento in un composto?

Massa percentuale dell'elemento: $\frac{\text{massa dell'elemento nel campione}}{\text{massa totale del campione}} \times 100\%$

CH_4 metano

massa molare = 16 g/mol

$\% \text{ C} = 12/16 \times 100\% = 75\%$

Calcolo della formula minima :

$$C = 80\%; H = 20\%$$

$$\text{su } 100 \text{ g} = 80/12 = 6,66 \text{ moli di C}$$

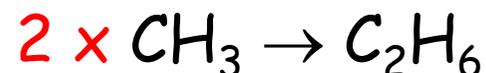
$$\text{su } 100 \text{ g} = 20/1 = 20 \text{ moli di H}$$

il rapporto fra le moli è 1 a 3 \rightarrow CH_3

Qual è la formula molecolare dell'etano sapendo che ha formula minima CH_3 e massa molecolare pari a 30 g/mol?

$$\text{Massa molare di } \text{CH}_3 = 15 \text{ g/mol}$$

$$30/15 = 2$$



Percentuali in massa: Esempi

La formula del carbonato di sodio è Na_2CO_3 . Calcolare la composizione percentuale.

$$M_{\text{Na}} = 22.99 \text{ g/mol} \quad M_{\text{C}} = 12.01 \text{ g/mol} \quad M_{\text{O}} = 16.00 \text{ g/mol}$$

$$(\%)_{\text{Na}} = \frac{2 \cdot M_{\text{Na}}}{2 \cdot M_{\text{Na}} + M_{\text{C}} + 3 \cdot M_{\text{O}}} \cdot 100 = \frac{2 \cdot 22.99}{2 \cdot 22.99 + 1 \cdot 12.01 + 3 \cdot 16.00} \cdot 100 = 43.38\%$$

$$(\%)_{\text{C}} = \frac{M_{\text{C}}}{2 \cdot M_{\text{Na}} + M_{\text{C}} + 3 \cdot M_{\text{O}}} \cdot 100 = \frac{12.01}{2 \cdot 22.99 + 1 \cdot 12.01 + 3 \cdot 16.00} \cdot 100 = 11.33\%$$

$$(\%)_{\text{O}} = \frac{3 \cdot M_{\text{O}}}{2 \cdot M_{\text{Na}} + M_{\text{C}} + 3 \cdot M_{\text{O}}} \cdot 100 = \frac{3 \cdot 16.00}{2 \cdot 22.99 + 1 \cdot 12.01 + 3 \cdot 16.00} \cdot 100 = 45.28\%$$

Formula molecolare da percentuali in massa

Un ossido di ferro è costituito da Fe al 72.4% e O al 27.6%. La massa molare del composto determinata sperimentalmente risulta essere 231.54 g/mol. Determinare la formula molecolare.

Assumendo che la formula molecolare sia Fe_xO_y si ha:

$$x = \frac{(\%)_{\text{Fe}} \cdot M}{100 \cdot M_{\text{Fe}}} = \frac{72.4 \cdot 231.54}{100 \cdot 55.84} = 3.00$$

$$y = \frac{(\%)_{\text{O}} \cdot M}{100 \cdot M_{\text{O}}} = \frac{27.6 \cdot 231.54}{100 \cdot 16.00} = 4.00$$

La formula molecolare cercata è Fe_3O_4

Formula minima: esempi

Calcolare la formula minima di un composto organico che all'analisi ha dato i seguenti risultati: $(\%)_C = 66.7\%$, $(\%)_H = 3.7\%$ e $(\%)_O = 29.6\%$. Assumiamo che la formula sia: $C_xH_yO_z$. Applicando quanto visto si ha:

$$x : y : z = \frac{(\%)_C}{M_C} : \frac{(\%)_H}{M_H} : \frac{(\%)_O}{M_O} = \frac{66.7}{12.01} : \frac{3.7}{1.01} : \frac{29.6}{16.00} = 5.55 : 3.66 : 1.85$$

Questo significa che nella molecola del composto C, H e O sono combinati nel rapporto 5.55 : 3.66 : 1.85. La formula empirica potrebbe essere scritta come: $C_{5.55}H_{3.66}O_{1.85}$. Tuttavia, siccome **non ha senso indicare un numero di atomi non intero**, si devono trasformare gli indici in numeri interi e primi fra loro. Questo può essere fatto **dividendoli tutti per il più piccolo di essi**:

$$5.55 : 3.66 : 1.85 = \frac{5.55}{1.85} : \frac{3.66}{1.85} : \frac{1.85}{1.85} = 3 : 2 : 1$$

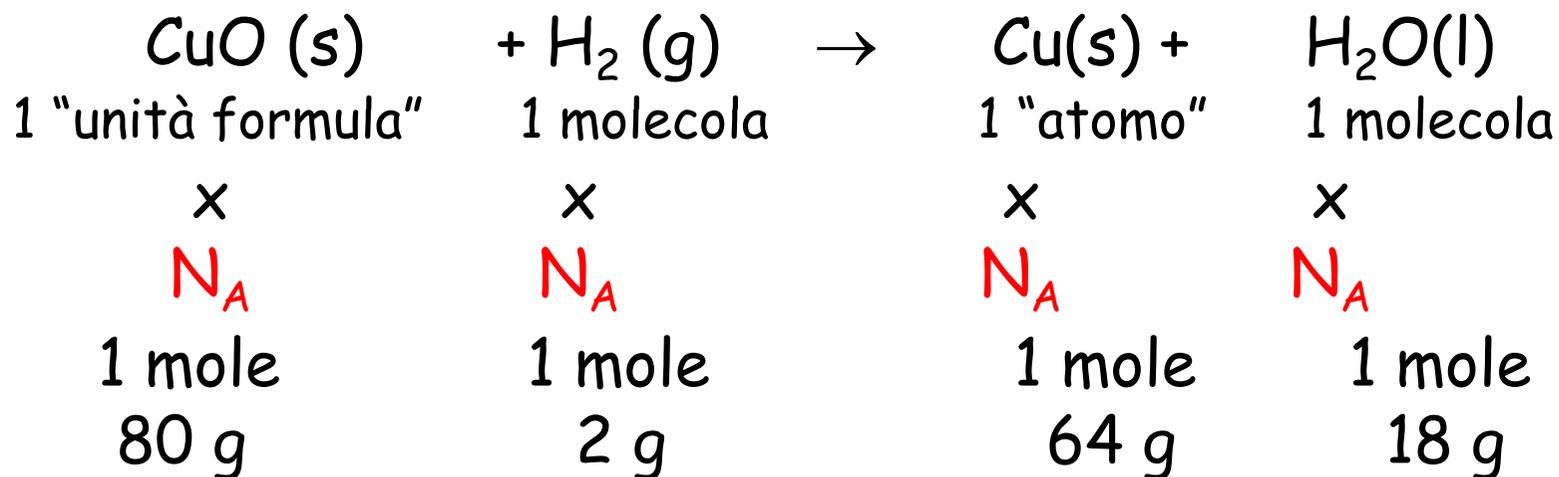
La formula empirica del composto è dunque: C_3H_2O

Legge di Lavoisier (o di conservazione della massa)

- La massa totale dei prodotti di una reazione chimica è sempre pari alla massa totale dei reagenti consumati

EQUAZIONI e REAZIONI CHIMICHE

ossido di rame + idrogeno \rightarrow rame + acqua



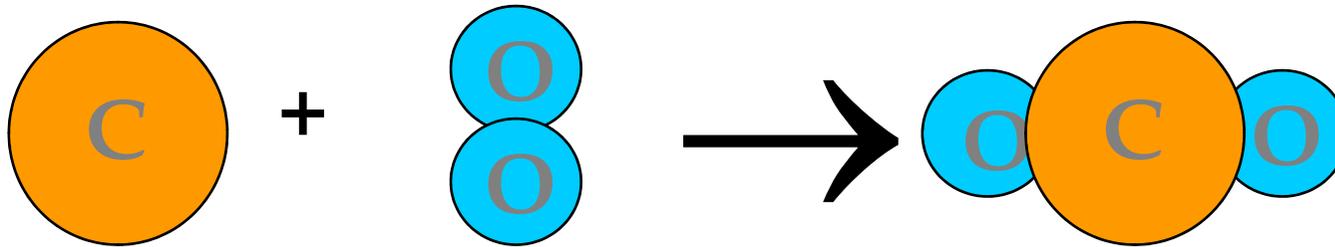
Le equazioni chimiche indicano ciò che può succedere, non necessariamente ciò che succederà



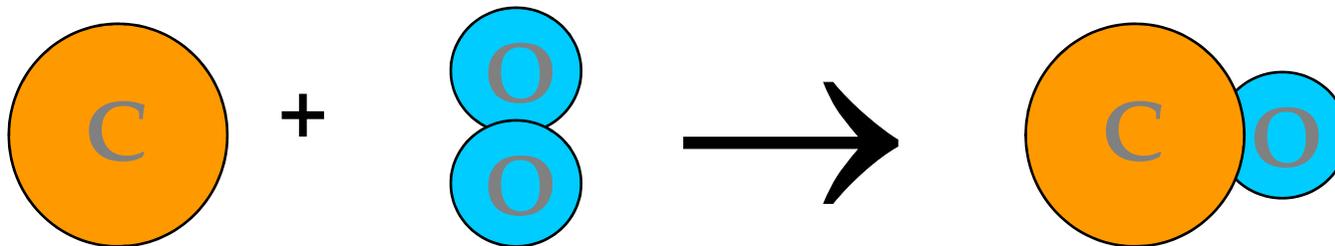
equazione ionica

Equazioni chimiche bilanciate

- Gli atomi non possono essere creati o distrutti
- Un'equazione bilanciata ha lo stesso numero di atomi di un elemento da entrambe le parti.

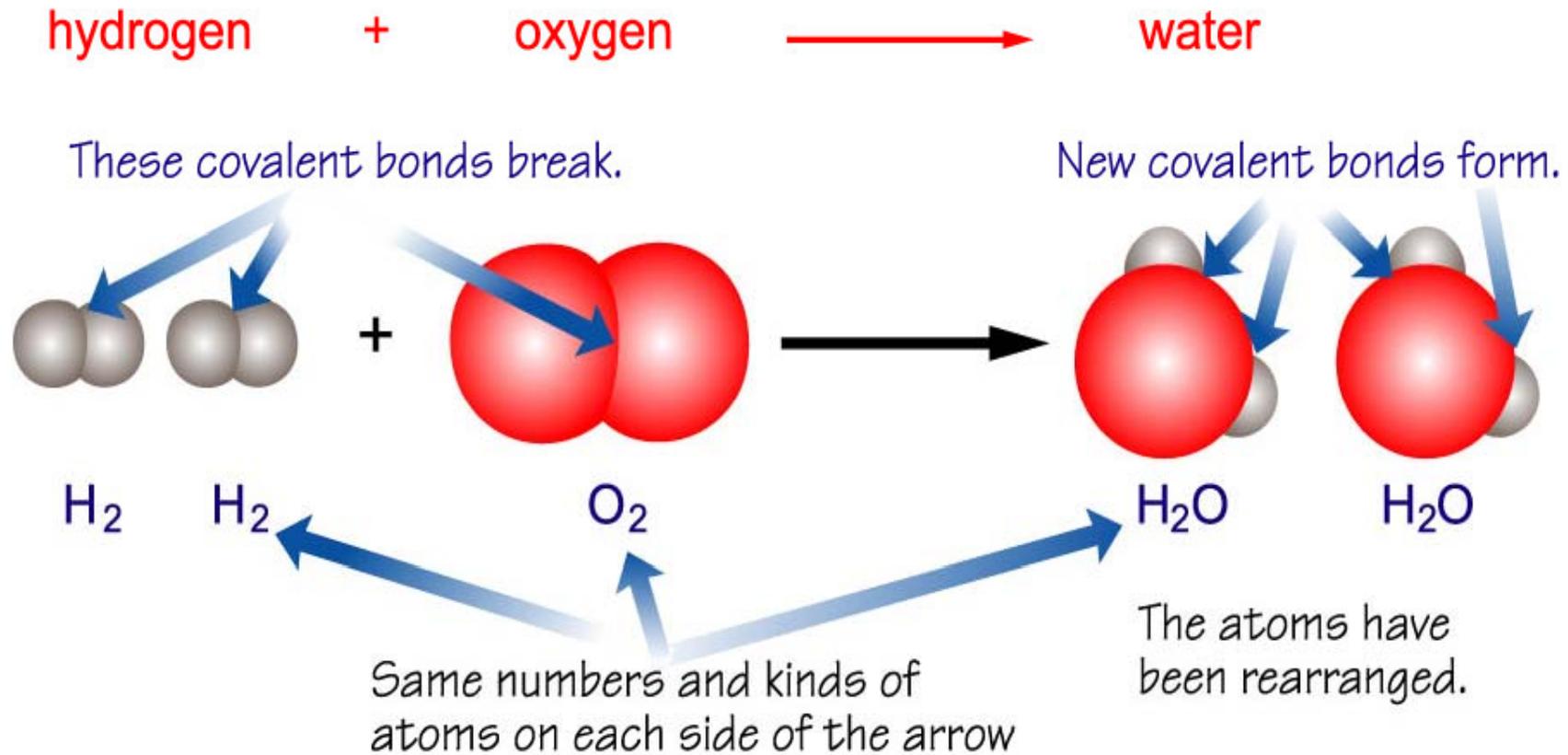


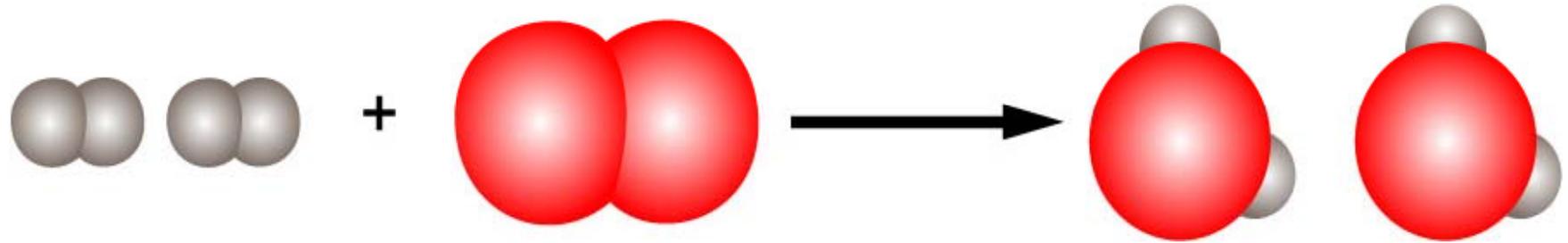
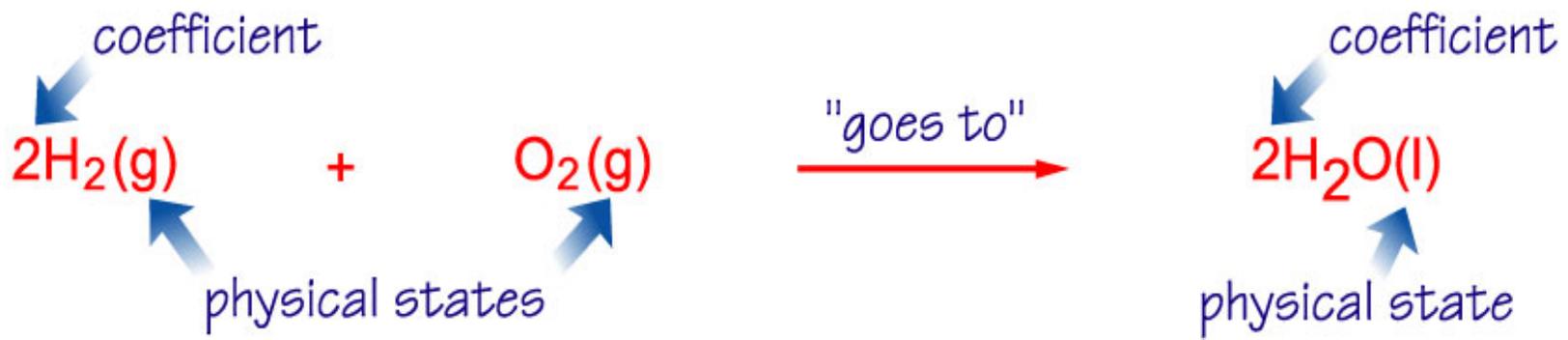
- $C + O_2 \rightarrow CO_2$
- Equazione già bilanciata



- $C + O_2 \rightarrow CO$

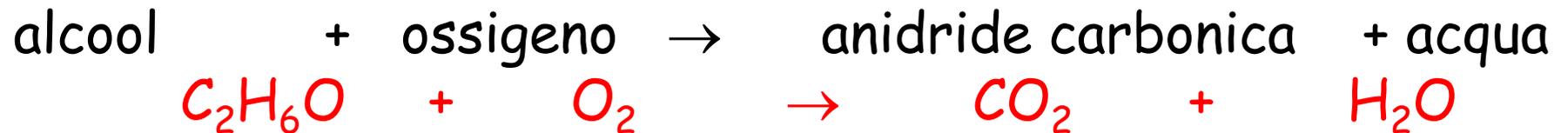
Cosa significa bilanciare una reazione chimica ?



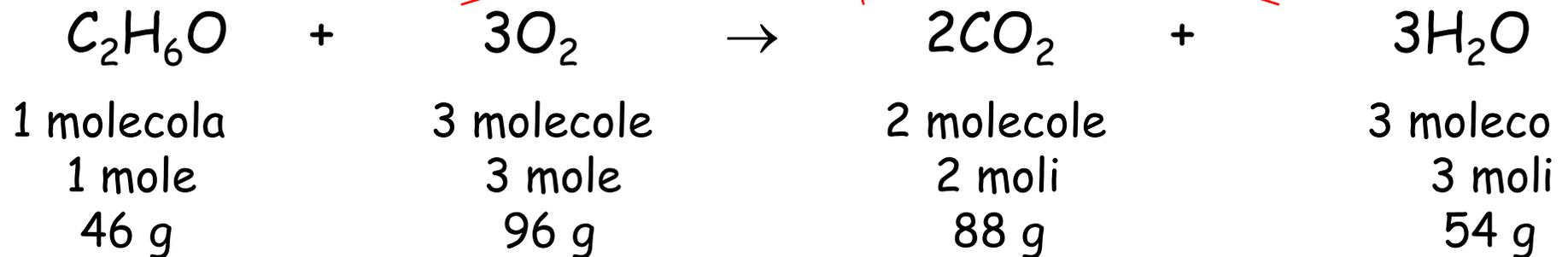


Rapporti molari ed equazioni chimiche

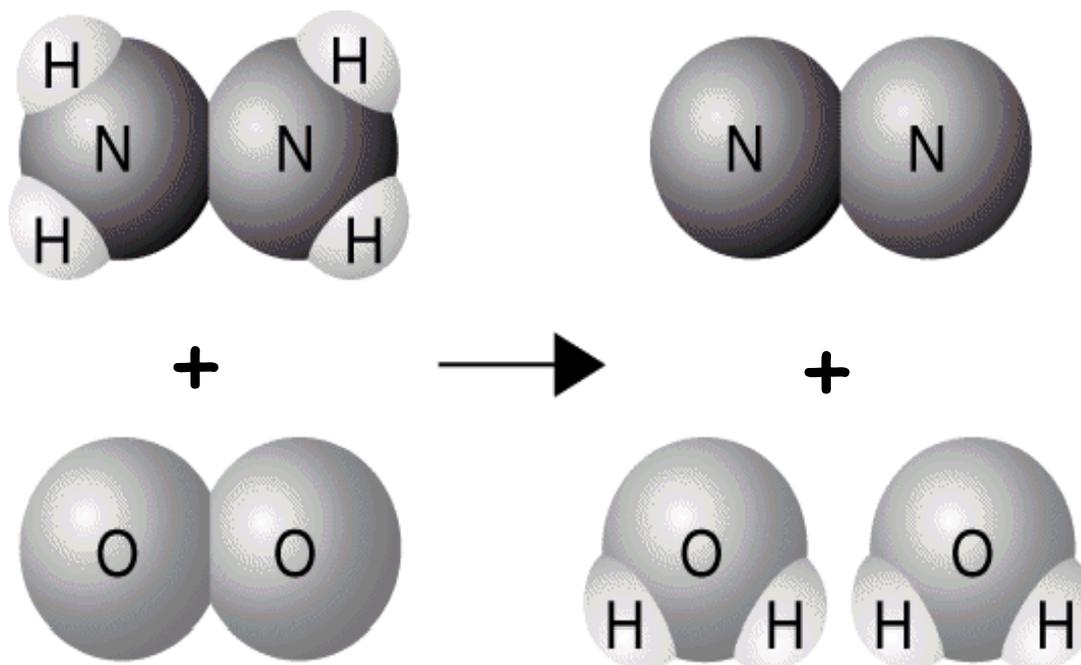
- Il rapporto molare nelle equazioni chimiche bilanciate consente di calcolare il numero di moli dei diversi composti che prendono parte alla reazione



coefficienti stechiometrici



idrazina



Copyright 1999 by John Wiley and Sons, Inc. All rights reserved.

N = 2

O = 2

H = 4

N = 2

O = 2

H = 4

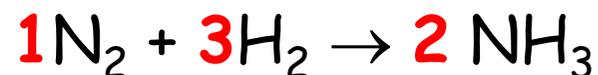
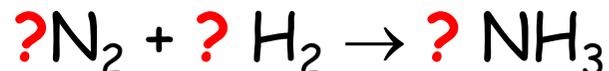
quante moli di O_2 sono richieste per far reagire 5,20 moli di idrazi
quante moli di H_2O ottengo?

STECIOMETRIA

(consente di calcolare la relazione tra quantità di reagenti e di prodotti in una reazione usando una equazione chimica bilanciata)

- Calcolo delle moli di reagente o prodotto
- Calcolo delle altre moli mediante il rapporto molare
- Calcolo della massa di reagente o prodotto mediante la massa molecolare e il numero delle moli

Reagenti LIMITANTI e reagenti IN ECCESSO



se ho 1 mole di N_2 e 1 mole di H_2
qual è il reagente **limitante**?
qual è il reagente **in eccesso**?
quante moli di NH_3 ottengo?

resa teorica di un prodotto: massa massima prevedibile in base alla stechiometria di reazione

resa percentuale di un prodotto: percentuale della resa teorica effettivamente ottenuta

Unità di misura: SI

massa	chilogrammo
lunghezza	metro
tempo	secondo
temperatura	kelvin
quantità di sostanza	mole
corrente elettrica	ampere
intensità luminosa	candela

Unità di misura derivate

Esempi:

- area: m^2
- volume: m^3

Multipli e sottomultipli

pico-	$\times 10^{-12}$	p
nano-	$\times 10^{-9}$	n
micro-	$\times 10^{-6}$	μ
milli-	$\times 10^{-3}$	m
centi-	$\times 10^{-2}$	c
deci-	$\times 10^{-1}$	d
etto-	$\times 10^2$	h
chilo-	$\times 10^3$	k
mega-	$\times 10^6$	M
giga-	$\times 10^9$	G
Tera	$\times 10^{12}$	T

Coerenza dimensionale

Tutte le equazioni che si scrivono devono essere coerenti nelle unità di misura

$$\text{Volume} = \frac{1}{\text{densità}} \cdot \text{massa}$$

$$\text{ml} = \frac{1}{\frac{\text{g}}{\text{ml}}} \cdot \text{g}$$

$$= \frac{\text{ml}}{\text{g}} \cdot \text{g}$$

$$= \text{ml}$$

Esempio 1 coerenza dimensionale

La densità a 298 K del mercurio è 13.51 g/ml. Quale volume occupano 48.00 g di metallo a 298 K?

Volume occupato
da 48.00 g di Hg

=

Volume occupato
da 1.00 g di Hg

x

Massa totale di
Hg

= 1.00 / 13.51 (ml/g) x 48.00 g

= 3.55 ml

Esempio 2 coerenza dimensionale

Una miscela contiene 12.5 g di cloruro di ammonio (NH_4Cl) e 27.3 g di nitrato di potassio (KNO_3). Qual è la percentuale di cloruro di ammonio rispetto alla massa totale della miscela?

percentuale di
 NH_4Cl rispetto
alla massa totale

$$= \frac{\text{massa di } \text{NH}_4\text{Cl}}{\text{massa della miscela}} \times 100$$

$$= 12.5 / (12.5 + 27.3) (\text{g/g}) \times 100$$

$$= 31.4 \%$$

Esempio 3 coerenza dimensionale

Una lega è costituita da ferro e rame. La percentuale in massa di ferro rispetto al totale è di 85.4%. Quanti Kg della lega contengono 0.76 Kg di rame?

Kg di lega
corrispondenti a
0.76 Kg di Cu

=

Kg di lega corrispondenti
a 1 Kg di Cu

x

Quantità
totale di Cu

=

$\frac{\text{Kg di lega}}{\text{Kg di rame corrispondenti}}$

x

Quantità
totale di Cu

=

$100.0/(100.0-85.4) \text{ (Kg/Kg)} \times 0.76 \text{ Kg}$

=

5.21 Kg

Numero di ossidazione

Un atomo isolato è elettricamente **neutro**: il numero di elettroni è uguale a quello dei protoni

- Quando un atomo si lega ad altri atomi per formare una molecola la sua elettroneutralità viene perturbata
- Il caso estremo è quello dei **composti ionici**: in tali composti, gli atomi costituenti hanno perso o acquistato elettroni diventando perciò ioni. Un esempio di questo genere è il composto NaCl, costituito da ioni **Na⁺** e **Cl⁻** legati fra loro da forze puramente elettrostatiche.
- Non tutti i composti sono ionici, ma quando due atomi diversi sono legati, uno dei due tende ad attirare gli elettroni dell'altro verso il proprio nucleo. Se questo processo venisse portato all'estremo, l'atomo più elettronegativo assumerebbe una carica negativa mentre l'altro assumerebbe una carica positiva, proprio come in un composto ionico

Numero di ossidazione

Il concetto di numero di ossidazione è strettamente connesso all'elettronegatività e può essere definito **come la carica che un dato atomo assumerebbe in un composto se tutti i legami che lo coinvolgono fossero completamente ionici**

- Siccome un atomo isolato è elettricamente neutro (cioè ha una carica elettrica risultante pari a 0), il suo numero di ossidazione sarà 0. Hanno perciò numero di ossidazione 0 tutti gli elementi allo stato atomico: Na, C, Ne...
- In una qualsiasi molecola omonucleare (cioè formata da atomi dello stesso tipo) non ci possono essere (ovviamente) differenze nella tendenza ad attirare elettroni: ne segue che ciascun atomo non perde nè acquista (neppure ipoteticamente) elettroni e quindi si trova esattamente come se fosse isolato. Il suo numero di ossidazione sarà dunque 0 anche in questo caso. Ad esempio, il numero di ossidazione è per tutti gli atomi in H₂, F₂, O₂,...
- il numero di ossidazione di uno ione è uguale alla sua carica netta

Na⁺ +1 , Ca²⁺ +2, Cl⁻ -1, S²⁻ -2,

Numero di ossidazione

L'idrogeno forma sempre e solo un **legame singolo**. Siccome tutti i non metalli sono più elettronegativi dell'idrogeno, ne segue che il suo numero di ossidazione sarà sempre **+1** quando è legato a un **non metallo**. Al contrario, tutti i metalli sono meno elettronegativi dell'idrogeno, che pertanto avrà numero di ossidazione **-1** quando è legato ad un **metallo** negli **idruri**

- Per soddisfare la regola dell'ottetto (vedremo) il **fluoro** forma sempre un legame singolo. Siccome esso è l'elemento più elettronegativo se ne deduce che il suo numero di ossidazione nei composti sarà sempre **-1**.

- Per soddisfare la regola dell'ottetto l'ossigeno tende a formare sempre due legami, come in H_2O . Siccome solo il fluoro è più elettronegativo dell'ossigeno, in un composto l'ossigeno avrà quasi sempre numero di **ossidazione -2**; ovviamente questa regola non vale se l'ossigeno è legato al fluoro: il numero di ossidazione dell'ossigeno nel composto OF_2 non può che essere **+2**; un'altra eccezione si ha nei perossidi, composti in cui è presente un legame **-O-O-**: in questo caso la coppia di legame tra i due atomi di ossigeno va equamente suddivisa e ciò riduce di 2 gli elettroni formalmente acquistati da ciascuno dei due atomi di ossigeno, che avrà pertanto numero di ossidazione **-1**.

Numero di ossidazione

Elementi n.o. = 0

Na, H₂, Cl₂

Ioni n.o. = carica netta

Na⁺ +1 , Ca²⁺ +2, Cl⁻ -1, S²⁻ -2,

H n.o. = + 1 (-1 nei composti binari H- metallo)

O n.o. = -2 (tranne -1 nei O₂²⁻ , - 1/2 nei O₂⁻ , +2 in OF₂)

F = -1

Cl = -1 (tranne che con F e O)

Br = -1 (tranne che con F, Cl e O)

M alcalini n.o. = + 1

M alcalini terrosi n.o. = + 2

Zn, Cd n.o. = + 2

Al, B n.o. = +3

La somma algebrica di numeri di ossidazione degli elementi costituenti una data specie chimica (molecola o ione) deve essere uguale alla carica netta della specie stessa.

Numero di ossidazione: MnO_4^-

- Qual'è il numero di ossidazione di Mn nello ione permanganato MnO_4^- ?
- Sapendo che il numero di ossidazione dell'ossigeno è -2 e che la somma dei numeri di ossidazione degli atomi di ossigeno e di quello di manganese deve essere pari alla carica netta risultante dello ione (-1) si ha:

$$4 \cdot (-2) + X = -1 \quad -8 + X = -1 \quad X = +8 - 1 \quad X = +7$$

- Qual'è il numero di ossidazione di Cl nello ione perclorato ClO_4^- ?
- Sapendo che il numero di ossidazione dell'ossigeno è -2 e che la somma dei numeri di ossidazione degli atomi di ossigeno e di quello di cloro deve essere pari alla carica netta risultante dello ione (-1) si ha:

$$4 \cdot (-2) + X = -1 \quad -8 + X = -1 \quad X = +8 - 1 \quad X = +7$$

Nomenclatura

metalli

ELEMENTI + OSSIGENO

Non metalli

Ossidi basici

OSSIDI

Ossidi acidi

+ H₂O

IDROSSIDI

ACIDI OSSIGENATI

SALI

Ossidi: nomenclatura tradizionale

Composti binari fra un elemento e l'ossigeno. La formula si ricava immediatamente conoscendo il numero di ossidazione dell'elemento (il numero di ossidazione dell'ossigeno in tutti gli ossidi è -2, tranne il caso OF_2)

Nomenclatura tradizionale

Si distingue tra ossidi metallici (detti anche **ossidi basici**, perché per idratazione danno idrossidi, cioè basi) e ossidi non metallici (detti anche **anidridi o ossidi acidi** perché per idratazione danno acidi ossigenati).

Gli ossidi basici si indicano come “ossido di [nome del metallo combinato con l'ossigeno]”. Se il metallo forma due ossidi diversi, il nome del metallo è sostituito dall'aggettivo che da esso deriva terminato dal suffisso “-ico” per l'ossido in cui il metallo si trova nello stato di ossidazione più elevato e dal suffisso “-oso” per l'ossido in cui il metallo si trova nello stato di ossidazione meno elevato.

Anidridi: nomenclatura tradizionale

Gli ossidi acidi si indicano come “anidride [aggettivo derivato dal nome del non metallo]”. Se il non metallo forma una sola anidride, il suffisso dell'aggettivo da esso derivato è “-ica”. Se il non metallo forma due anidridi, si segue una regola analoga a quella vista per i metalli che formano due ossidi basici: suffisso “-ica” quando il non metallo ha il numero di ossidazione più elevato, suffisso “-osa” quando il non metallo ha il numero di ossidazione meno elevato. Può accadere che un non metallo formi fino a quattro diverse anidridi. In questo caso, oltre ai due suffissi appena visti, si utilizzano anche i prefissi “per-” e “ipo-” secondo la seguente sequenza in ordine di numero di ossidazione crescente:

n.di ossidazione ↑	per-	...	-ica
		...	-ica
		...	-osa
	ipo-	...	-osa

Ossidi – Anidridi: nomenclatura tradizionale

CaO ossido di calcio

Li₂O ossido di litio

Al₂O₃ ossido di alluminio

FeO ossido ferr**oso**

Fe₂O₃ ossido ferr**ico**

Cu₂O ossido rame**oso**

CuO ossido rame**ico**

SnO ossido stann**oso**

SnO₂ ossido stann**ico**

SiO₂ anidride silicica

B₂O₃ anidride borica

SO₂ anidride solfor**osa**

SO₃ anidride solfor**ica**

Cl₂O anidride ipoclor**osa**

Cl₂O₃ anidride clor**osa**

Cl₂O₅ anidride clor**ica**

Cl₂O₇ anidride perclor**ica**

Ossidi: nomenclatura IUPAC

Qualsiasi ossido (sia esso basico o acido) si indica come “ossido di [nome dell'elemento combinato con l'ossigeno]”.

Quando l'elemento può dare diversi ossidi, le proporzioni fra l'elemento e l'ossigeno vengono indicate premettendo gli opportuni prefissi numerici di- tri- tetra- penta- ...

CaO ossido di calcio

N₂O ossido di diazoto

CO ossido di carbonio

CO₂ diossido di carbonio

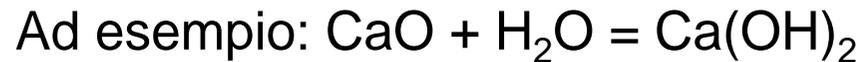
Al₂O₃ triossido di dialluminio

P₂O₃ triossido di difosforo

P₄O₁₀ decaossido di tetrafosforo

Idrossidi

Si ottengono formalmente per idratazione (da cui il nome) dei corrispondenti ossidi metallici.



Sono composti ternari contenenti uno ione positivo e il raggruppamento OH^- (ione ossidrile o idrossido). Sono detti anche idrati o basi.

La Nomenclatura tradizionale segue le regole viste per i corrispondenti ossidi, sostituendo la parola “ossido” con “idrossido” o “idrato”.

Li(OH) idrossido di litio Ca(OH)_2 idrossido di calcio

Al(OH)_3 idrossido di alluminio

Fe(OH)_2 idrossido ferro**oso** Fe(OH)_3 idrossido ferr**ico**

La **nomenclatura IUPAC** per gli idrossidi è identica a quella tradizionale, salvo che, nei casi in cui un metallo possa formare due diversi idrossidi, invece di usare un suffisso, si specifica il **numero di ossidazione** (**sempre positivo**) del metallo come numero romano tra parentesi rotonde (ad esempio: Fe(OH)_2 idrossido di ferro (II), Fe(OH)_3 idrossido di ferro(III)).

Ossiacidi (ossoacidi, acidi ossigenati)

Sono composti ternari costituiti generalmente da idrogeno, ossigeno e un non-metallo. Si ottengono formalmente per idratazione degli ossidi non metallici (anidridi). Ad esempio: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$

Nomenclatura tradizionale

Le regole di nomenclatura tradizionale sono identiche a quelle viste per le anidridi da cui derivano formalmente: “acido [aggettivo derivato dal nome del non metallo]”. L'aggettivo derivato dal nome del non metallo reca un opportuno suffisso e prefisso, nei casi già presi in considerazione per le anidridi.

A volte, il grado di idratazione (numero di molecole d'acqua addizionate all'ossido di partenza) non è unico: si utilizzano in questo caso i prefissi “meta-” “piro-” “orto-” per differenziare le specie acide risultanti (il prefisso “orto-” viene in genere omissivo).



Ossiacidi (ossoacidi, acidi ossigenati)

B_2O_3 anidride borica

H_3BO_3 acido borico

N_2O_3 anidride nitrosa

HNO_2 acido nitroso

N_2O_5 anidride nitrica

HNO_3 acido nitrico

SO_2 anidride solforosa

H_2SO_3 acido solforoso

SO_3 anidride solforica

H_2SO_4 acido solforico

Cl_2O anidride ipoclorosa

$HClO$ acido ipocloroso

Cl_2O_3 anidride clorosa

H_2ClO_2 acido cloroso

Cl_2O_5 anidride clorica

$HClO_3$ acido clorico

Cl_2O_7 anidride perclorica

$HClO_4$ acido perclorico

Ossiacidi: nomenclatura JUPAC

Il nome si indica come “acido [prefisso indicante il numero di atomi di ossigeno]osso[aggettivo derivato dal nome del non metallo]”. L'aggettivo derivato dal nome del non metallo termina sempre con il suffisso “-ico”. Inoltre, tra **parentesi rotonde**, si indica il **numero di ossidazione (sempre positivo)** del non metallo come **numero romano**.

H_3BO_3 acido triossoborico (III)

HNO_2 acido diossonitrico (III)

HNO_3 acido triossonitrico (V)

H_2SO_3 acido triossosolforico (IV)

H_2SO_4 acido tetraossosolforico (VI)

HClO acido ossoclorico (I)

HClO_2 acido diossoclorico (III)

HClO_3 acido triossoclorico (V)

HClO_4 acido tetraossoclorico (VII)

Sali (ossigenati): nomenclatura tradizionale

Si ottengono formalmente dalla reazione fra un ossiacido e una base.



Sono generalmente composti ionici, costituiti da un catione metallico proveniente dalla base e da un anione (ossianione) ottenuto per sottrazione di uno o più ioni H^+ dalla molecola dell'acido.

Nomenclatura tradizionale

Il nome dei sali si ottiene dal **nome dell'ossianione** seguito dalla **specificità del catione proveniente dalla base**.

Il nome dell'ossianione si ricava da quello dell'acido da cui proviene, in base alla seguente tabella

Acido	Sale
per-...-ico	per-...-ato
...-ico	...-ato
...-oso	...-ito
ipo-...-oso	ipo-...-ito

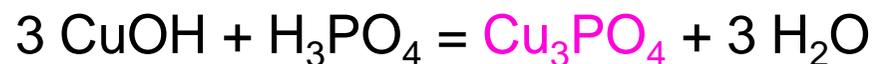
Sali (ossigenati): nomenclatura tradizionale



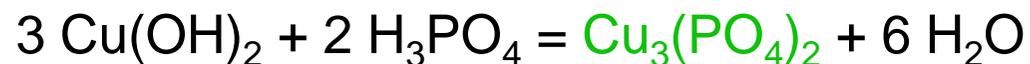
solfo di calcio



ipoclorito di sodio



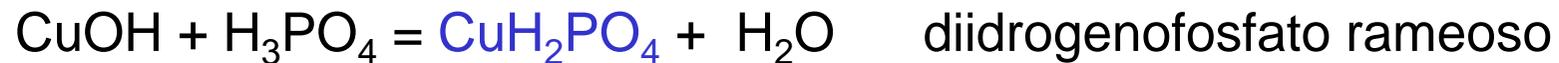
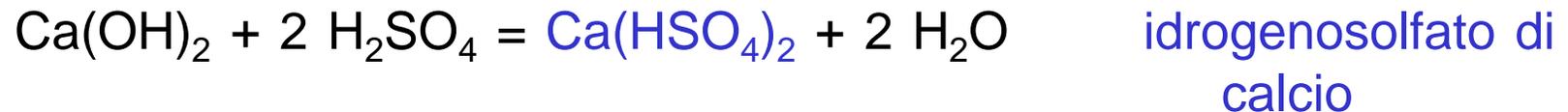
fosfato rameoso



fosfato rameico

Sali acidi: nomenclatura tradizionale

Per sali provenienti da acidi poliprotici (H_2SO_4 , H_3PO_4 ,...), si premette la parola “idrogeno”, “di-idrogeno” etc. al nome dell'ossianione, nel caso in cui la reazione di neutralizzazione non abbia consumato tutti gli atomi di idrogeno disponibili. Si parla in questo caso di “sali acidi”.



NOTA: per i sali acidi derivanti da H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2SO_4 è invalso l'uso del prefisso “bi-”

Ad esempio: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ bicarbonato di calcio

$\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ bisolfito di calcio

Sali basici: nomenclatura tradizionale

Analogamente ai sali acidi, si possono avere sali basici quando la reazione di neutralizzazione fra un acido e una base con più di un gruppo ossidrilico non è completa. Si utilizza in questo caso la parola “basico”, eventualmente preceduta da un prefisso che indica il numero di gruppi ossidrilici rimasti nel sale.

Ad esempio: $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$: nitrato monobasico di alluminio

Sali ossigenati: nomenclatura JUPAC

Il nome si ricava da quello del **non metallo** contenuto nell'ossoanione proveniente dall'acido, terminato col suffisso “-ato” e con l'indicazione dello **stato di ossidazione** in **notazione romana**; il numero di atomi di ossigeno è specificato con il frammento “**osso**”, prefissato opportunamente; il nome del sale termina con la specifica del metallo proveniente dalla base, eventualmente prefissato anch'esso per indicare il numero degli atomi.

K_2SO_3	triossolfato(IV) di dipotassio
K_2SO_4	tetraossolfato(VI) di dipotassio
$Al_2(CO_3)_3$	triossocarbonato(IV) di dialluminio
$NaClO$	ossoclorato(I) di sodio
$NaClO_2$	diossoclorato(III) di sodio
$NaClO_3$	triossoclorato(V) di sodio
$NaClO_4$	tetraossoclorato(VII) di sodio
Na_2HPO_3	triossofosfato(III) di disodio

Composti binari idrogeno – non metallo

Sono composti dell'idrogeno con gli elementi non metallici dei gruppi 6A (tranne l'ossigeno) e 7A e si comportano come acidi di Arrhenius. Vengono comunemente chiamati anche “idracidi”.

Nomenclatura IUPAC

Il nome si ricava da quello del non metallo col prefisso “-uro”, seguito dalla specifica “di idrogeno”.

HF fluoruro di idrogeno

HCl cloruro di idrogeno

HBr bromuro di idrogeno

HI ioduro di idrogeno

H₂S solfuro di idrogeno

Nomenclatura tradizionale

Il nome si deriva postponendo al sostantivo “acido” l'aggettivo derivato dal nome del non-metallo terminante col suffisso “-idrico”.

acido fluoridrico

acido cloridrico

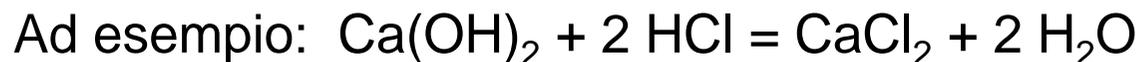
acido bromidrico

acido iodidrico

acido solfidrico

Composti binari idrogeno – non metallo

Come gli acidi ossigenati, anche gli idracidi reagiscono con gli idrossidi per dare sali (che in questo caso, però, non contengono ossigeno).



Nomenclatura IUPAC

Il nome si ottiene da quello del corrispondente idracido, facendo seguire la specifica del metallo. Le proporzioni tra non metallo e metallo si indicano con opportuni prefissi numerici.

NaCl	cloruro di sodio
BaCl ₂	dicloruro di bario
Cu ₂ S	solfo di dirame
CuS	solfo di rame

Nomenclatura tradizionale

Il nome si ottiene da quello del corrispondente idracido, cambiando il suffisso “-idrico” in “-uro” e facendo seguire la specifica del metallo, con i soliti suffissi per indicare lo stato di ossidazione.

cloruro di sodio
cloruro di bario
solfo rameoso
solfo rameico

Nomenclatura IUPAC per Ioni

I cationi monoatomici sono chiamati come l'elemento corrispondente

Zn^{2+} ione zinco(II) Ni^{2+} ione nichelio(II) H^+ protone

Fe^{3+} ione ferro(III) Fe^{2+} ione ferro(II)

I cationi ottenuti per addizione di un protone agli idruri prendono il nome con la terminazione **-onio**

H_3O^+ ione ossonio (idrossonio) NH_4^+ ione ammonio

PH_4^+ ione fosfonio (da fosfina PH_3) AsH_4^+ ione arsonio (da
arsina AsH_3)

Gli anioni monoatomici prendono la desinenza in **-uro** ad eccezione dello ione ossido O^{2-}

H^- idruro F^- fluoruro Cl^- cloruro Br^- bromuro

I^- ioduro S^{2-} solfuro N^{3-} Nitruro C^{4-} carburo

Nomenclatura JUPAC per Ioni

Hanno terminazione in - **uro** anche alcuni nomi di anioni poliatomici

S_2^{2-} disolfuro I_3^- triioduro CN^- cianuro

NH_2^- amminuro HS_2^- idrogeno disolfuro

fanno eccezione gli anioni

idrossido OH^-

perossido O_2^{2-}

superossido O_2^-

Alcuni composti comuni

H_2O_2 acqua ossigenata

NH_3 ammoniaca

PH_3 fosfina

N_2H_4 idrazina