

Università degli Studi di Ferrara

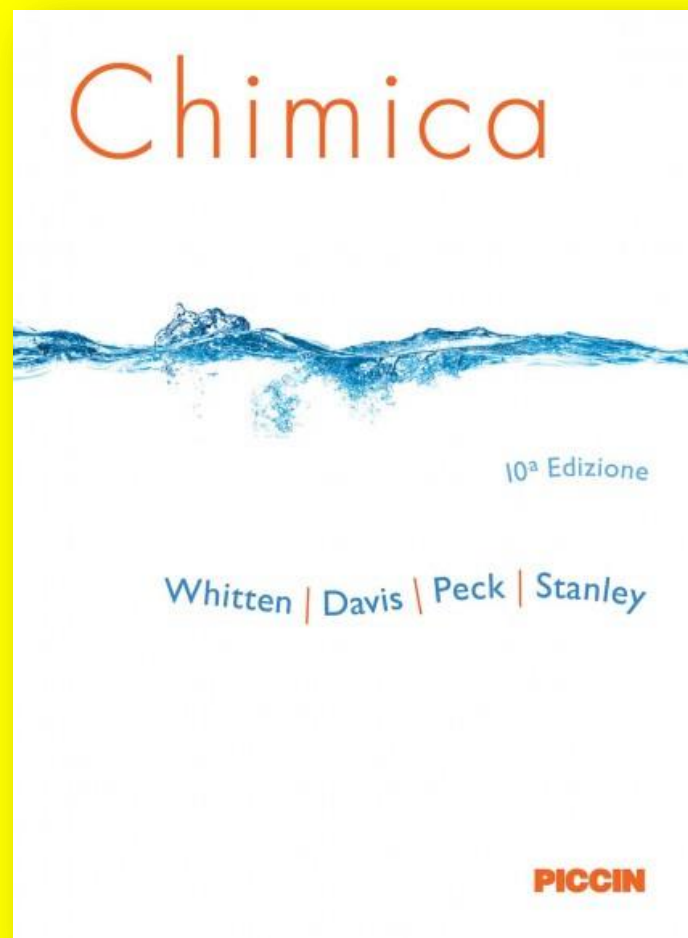
Chimica Generale e Inorganica

Corso di Studi in Farmacia

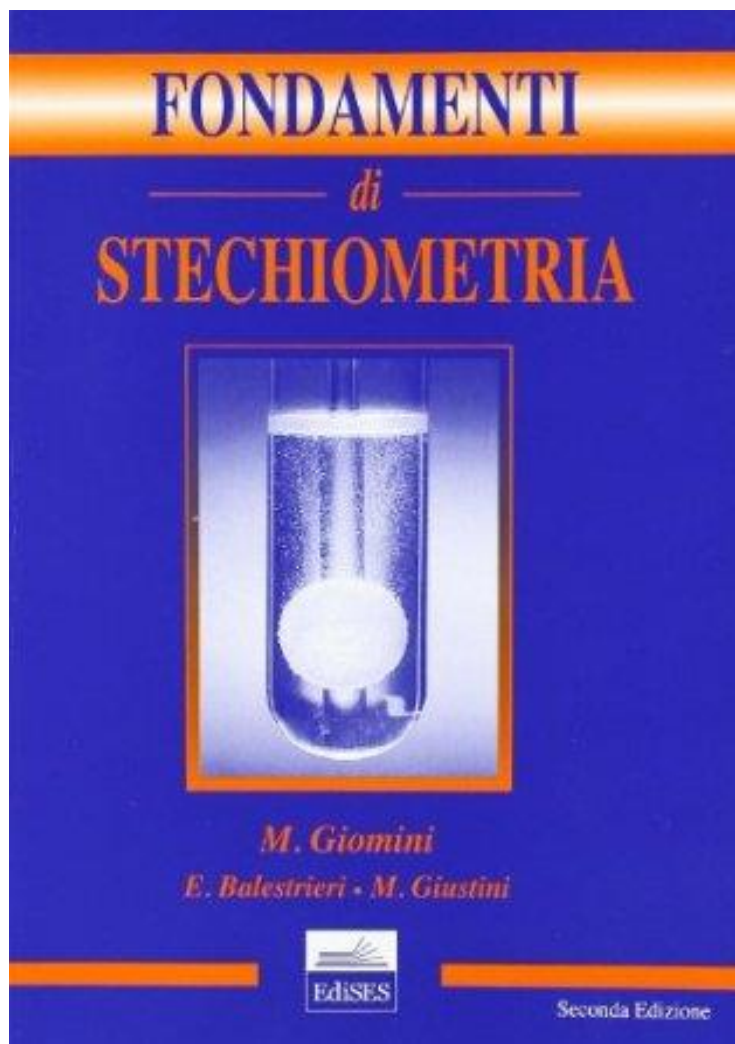
A.A. 2018-19



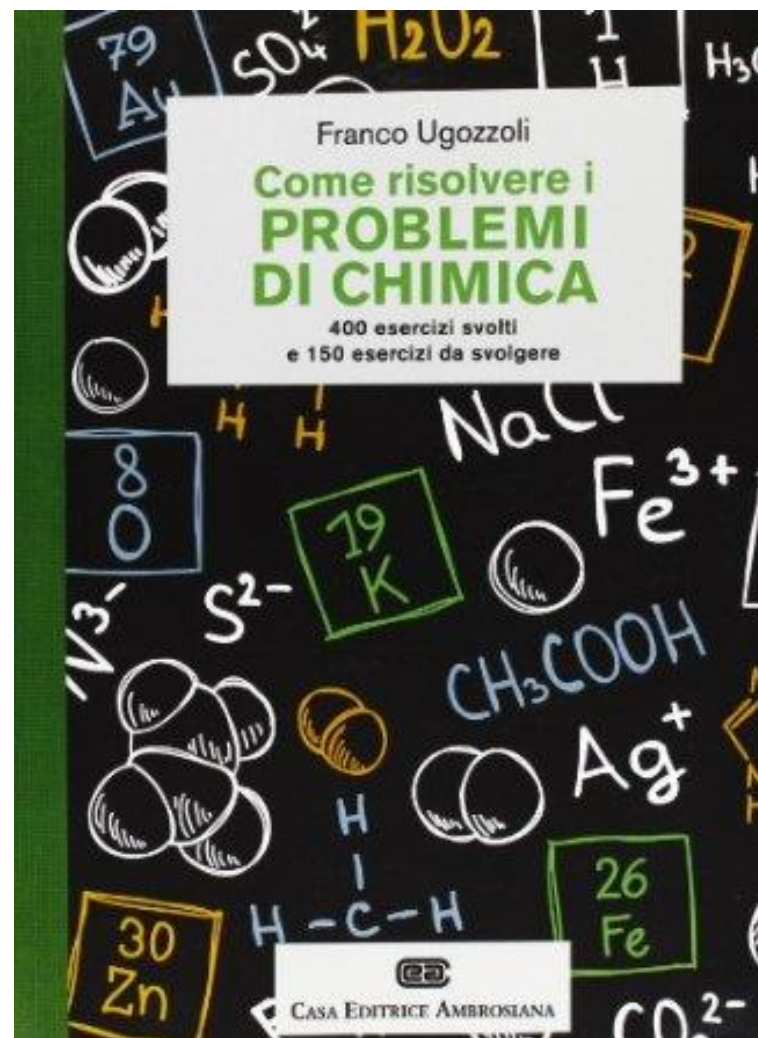
Kotz, Treichel, Townsend, Treichel
Chimica VI Ed.
EdiSES (NA)



Whitten, Davis, Peck, Stanley
Chimica X Ed.
Piccin (PD)



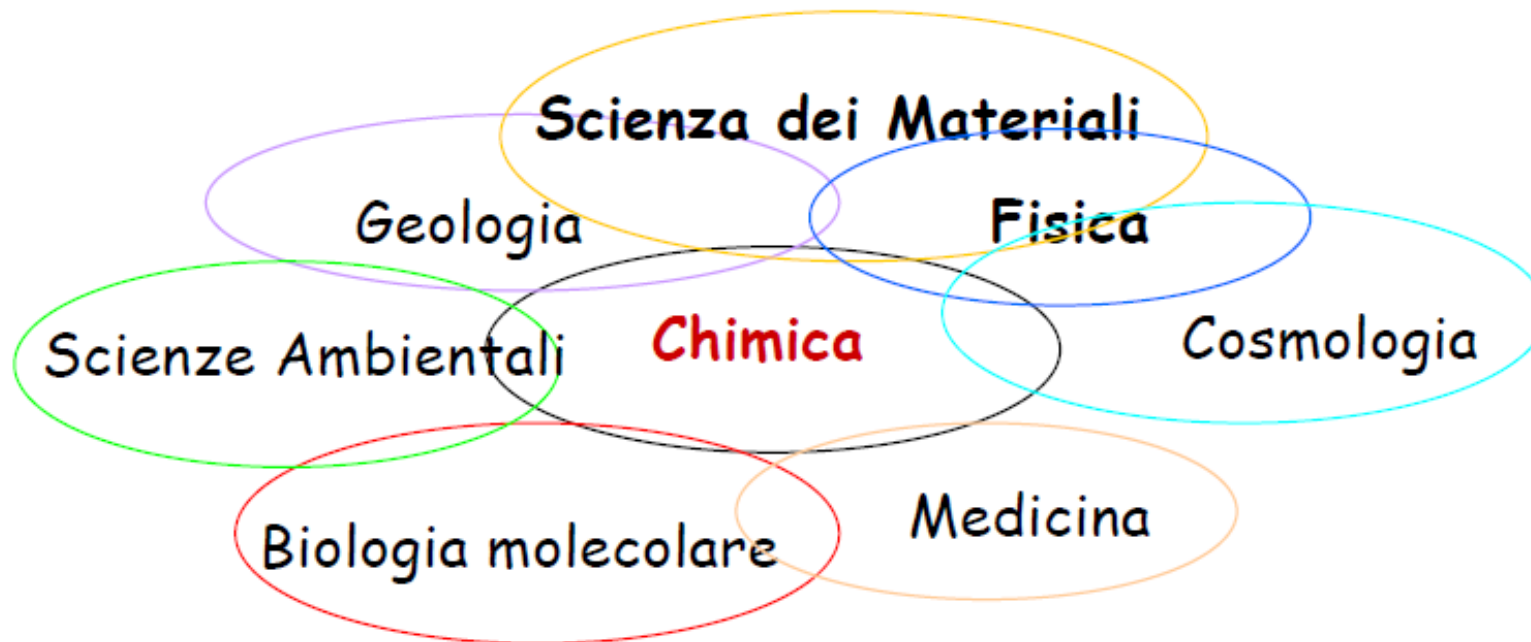
Giomini, Balestrieri, Giustini
Fondamenti di Stechiometria
II Ed. EdiSES (NA)



Ugozzoli
Come risolvere i Problemi di Chimica
CEA (MI)

Chimica

- **Scienza sperimentale con ruolo centrale rispetto ad altre scienze sperimentali**
- **Studia la relazione tra struttura e proprietà della materia e le sue trasformazioni**



Chimica e Metodo Scientifico

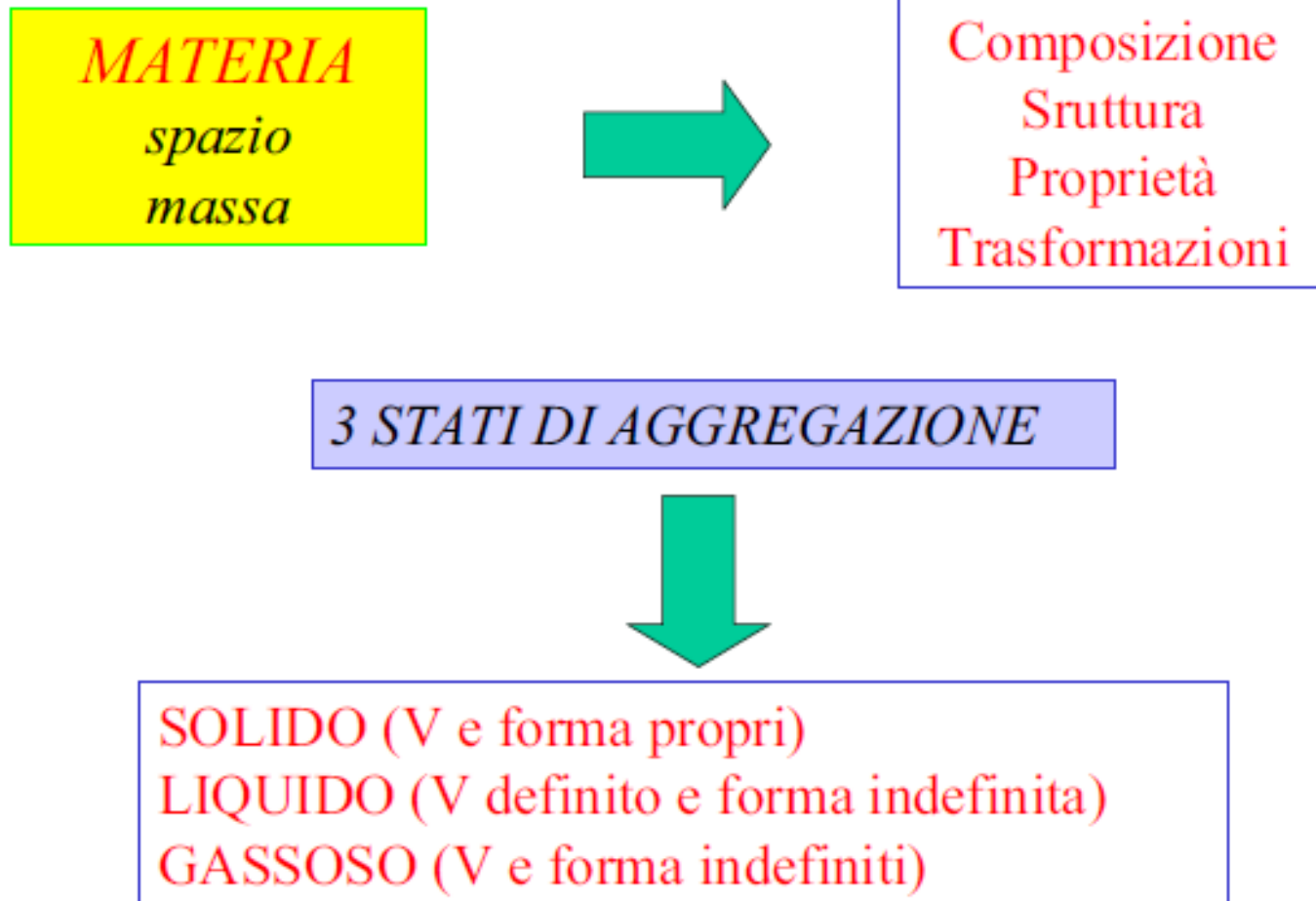
La Chimica si fonda sulla *comprensione e la previsione della reattività chimica*, processo di rottura e formazione di legami tra atomi diversi.

- Stabilità relativa delle specie chimiche \Rightarrow Proprietà Chimiche \Rightarrow Reazioni Chimiche

Chimica e Metodo Scientifico

- Osservazione sperimentale
 - ipotesi, modelli, teorie.
 - prova mediante **esperimenti riproducibili**
 - conclusioni-valutazione delle ipotesi.
- Prevedibilità.
- Leggi

Classificazione della materia



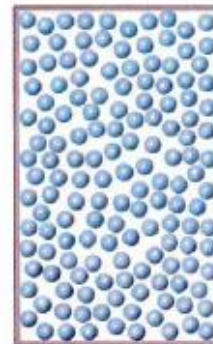
MATERIA: "è ciò che costituisce l'Universo: ogni cosa che occupa spazio ed ha massa"

Stati di aggregazione della materia:

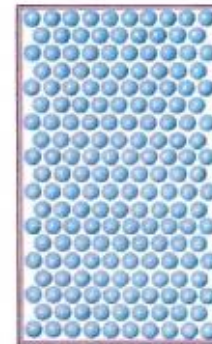
1. **gas o vapore:** le particelle che lo compongono si muovono casualmente nello spazio ed occupano un grande volume;
non ha volume e forma propria, ma assume volume e forma del suo contenitore;
può essere compresso o espanso per occupare un differente volume.
2. **liquido:** le particelle che lo compongono hanno minor libertà di movimento;
ha volume proprio, indipendente da quello del suo contenitore;
non ha forma specifica, ma assume quella del suo contenitore;
non può essere compresso in maniera apprezzabile.
3. **solido:** le particelle che lo compongono sono disposte nello spazio in maniera fissa e regolare;
ha volume e forma propria;
non può essere compresso in modo apprezzabile.



Gas

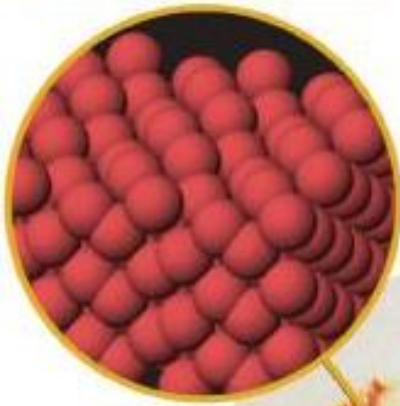


Liquido

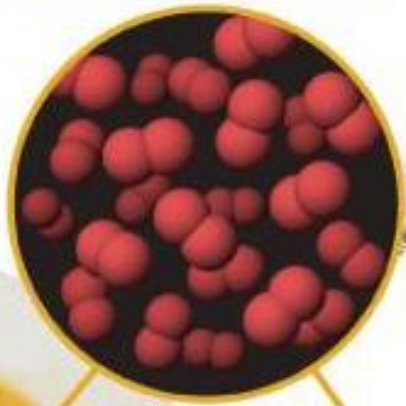


Solido

Solido



Liquido



Gas



Bromo liquido e solido



Bromo liquido e gassoso

Definizioni Fondamentali

Materia - ogni cosa che ha massa e volume.

- **Composizione** - i tipi e quantità delle sostanze più semplici che formano un campione.
- **Proprietà Fisiche** - tipo particolare di proprietà che una sostanza presenta in se stessa, senza che si trasformi o interagisca con un'altra sostanza. Per es. Punto di fusione, Punto di ebollizione, Densità, Massa, Morbidezza, Sapore, Temperatura, Dimensione, Colore, Durezza, Conducibilità
 - **Proprietà intensive** – Non dipendono dalla quantità di materia presa in esame (T , pf). Danno un'idea della composizione della sostanza
 - **Proprietà estensive** – Dipendono dalla quantità di sostanza (m , V)
- **Trasformazione fisica** - il cambiamento quando una sostanza varia la sua forma fisica, ma non la sua composizione.

Esempio: la trasformazione quando il ghiaccio fonde. Variano proprietà fisiche come durezza, densità, viscosità, ecc..

Differenziazione tra Trasformazione Chimica e Fisica

6

	Fisica	Chimica
Variazione	Nuova forma di una vecchia sostanza. Nessuna nuova sostanza formata.	Vecchia sostanza distrutta. Nuova sostanza formata.
Proprietà	Descrizione con i sensi - forma, colore, odore, ecc. Proprietà misurabili - densità, punto di ebollizione, ecc.	Elenco delle trasformazioni chimiche possibili.

Alcune Proprietà Caratteristiche del Rame (Cu)

Proprietà Fisiche

Lucentezza metallica rosso-bruna

Facilmente
manipolabile in
fogli (malleabile)
e in fili (duttile)



Buon conduttore di calore
e di elettricità

Si può fondere e
mescolare con zinco
per formare l'ottone



Densità: 8.95 g/cm^3

Punto fusione: $1083 \text{ }^\circ\text{C}$

Punto ebollizione: $2570 \text{ }^\circ\text{C}$

Proprietà Chimiche

Forma nel tempo
un carbonato verde
in aria umida



Forma una soluzione
blu scura in
ammoniaca acquosa



Reagisce con gli
acidi nitrico e
solforico



Suddivisione della materia

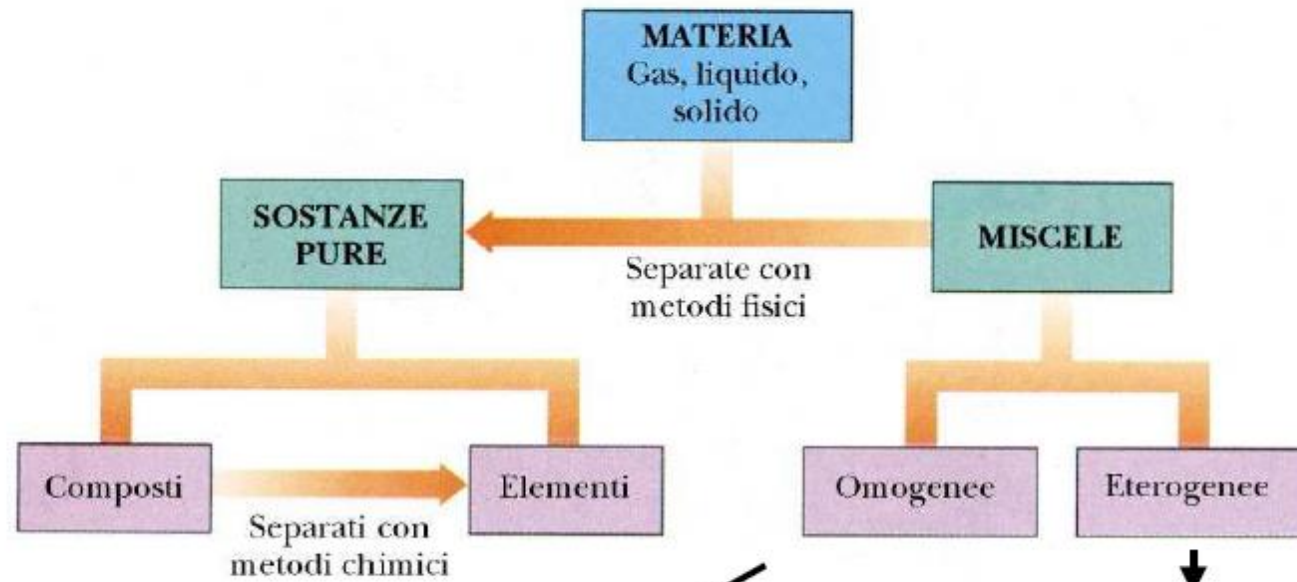


Figura 1.15 Una miscela omogenea o soluzione. Un composto solido giallo, il cromato di potassio, è versato in acqua: agitando, esso si scioglie formando una soluzione acquosa. (C.D. Winters)



Figura 1.16 Le scaglie di ferro in una miscela di ferro e zolfo possono essere separate rimescolando la miscela eterogenea con un magnete. (C.D. Winters)

Classificazione della materia

Miscela omogenee o soluzioni

Hanno la stessa composizione

- ◆ liquide (es. acqua di mare)
- ◆ gassose (es. aria)
- ◆ solide (es. ottone)

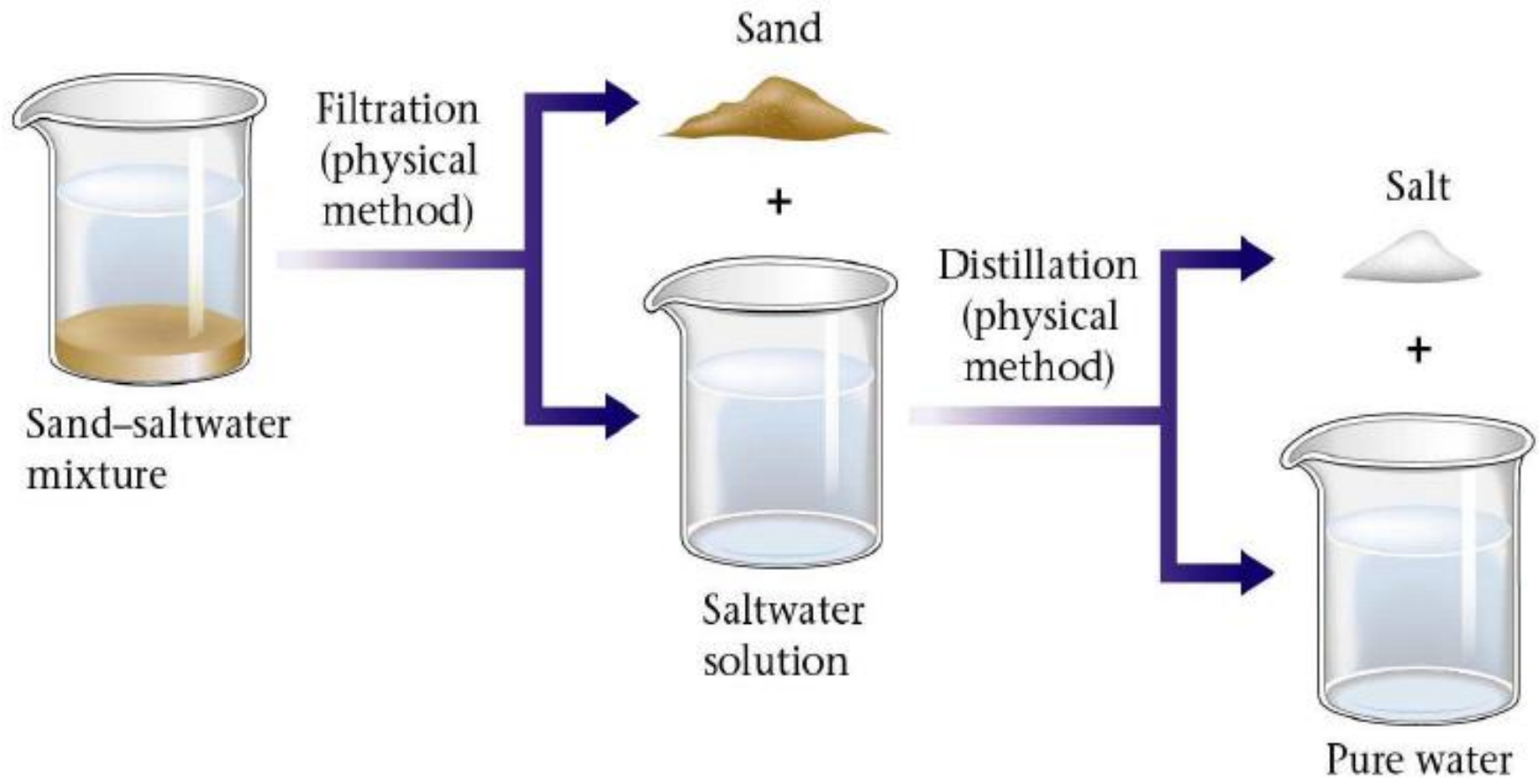
Miscela eterogenee

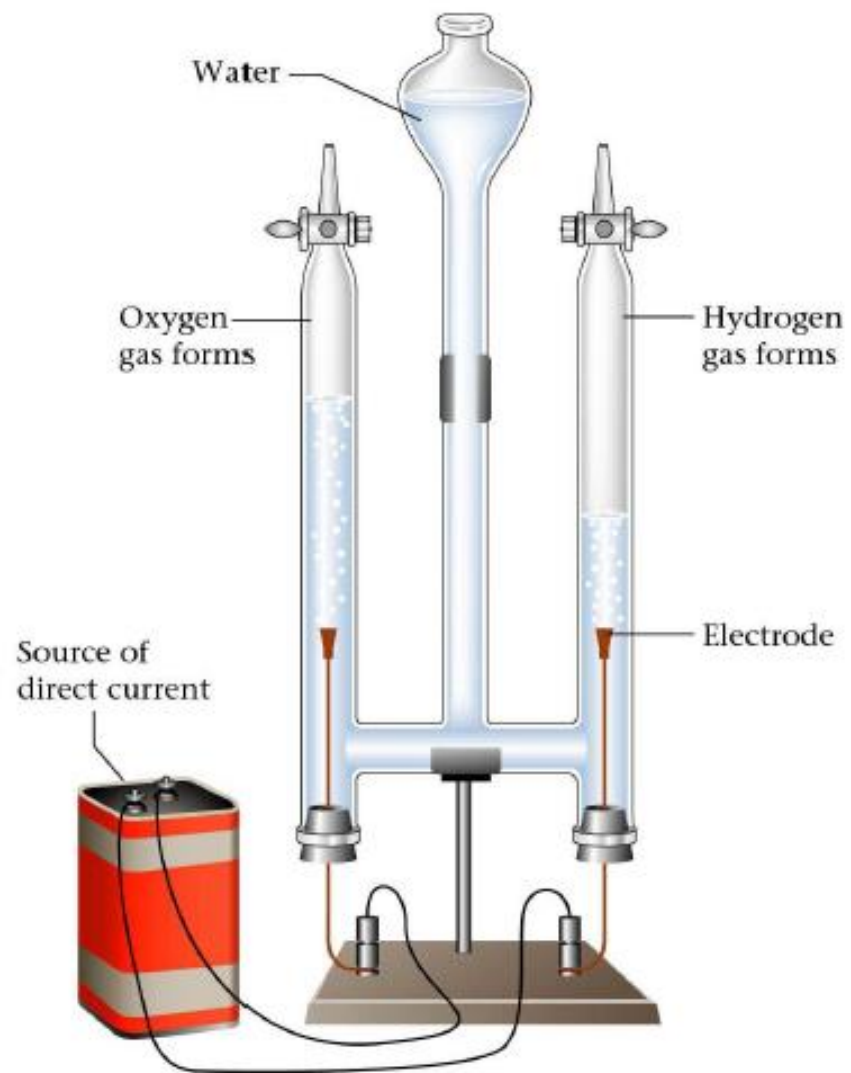
Hanno diversa composizione nelle varie parti (es. granito)

Separazione componenti miscela

Metodi fisici: miscela omogenee e eterogenee (distillazione, filtrazione, ecc.)

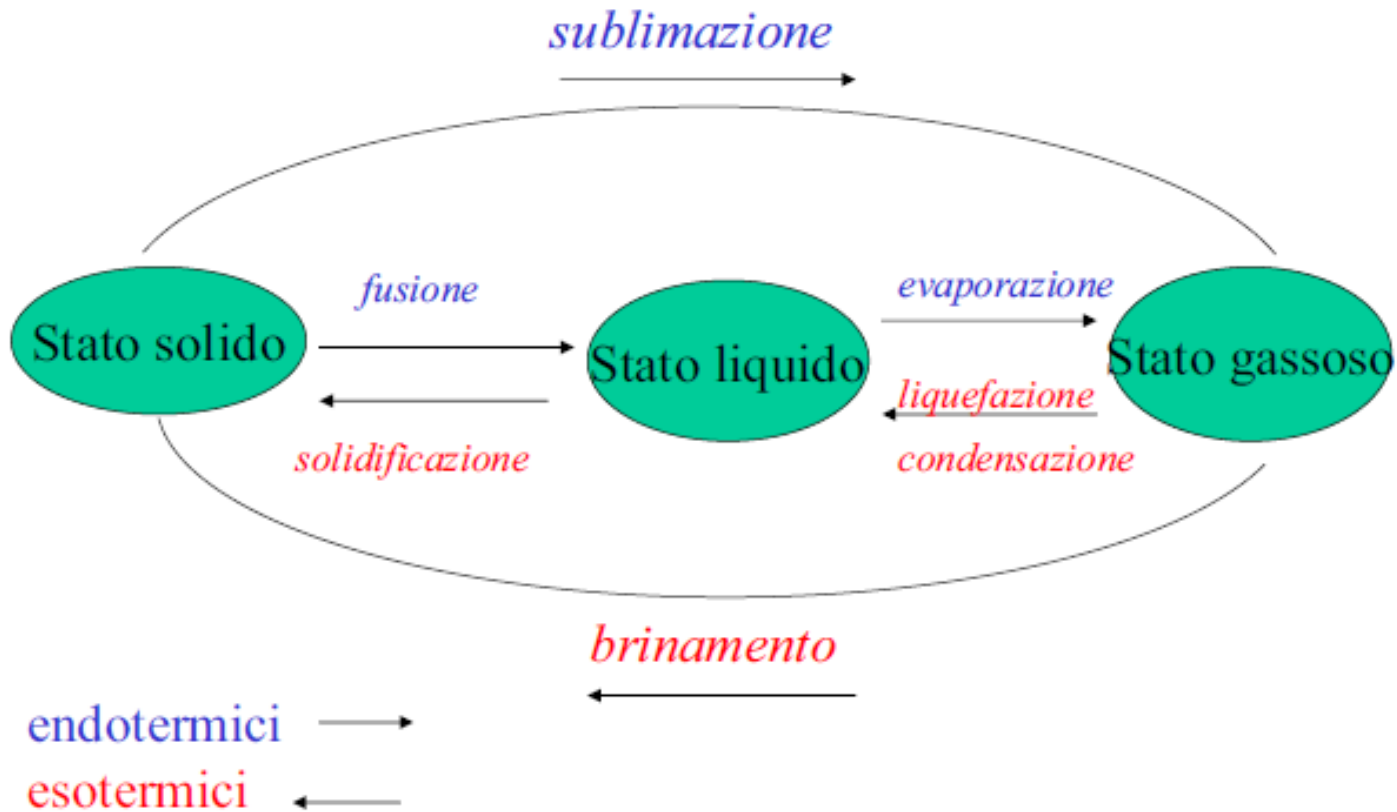
Metodi Chimici: sostanze pure (elettrolisi)



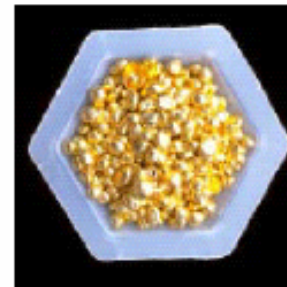
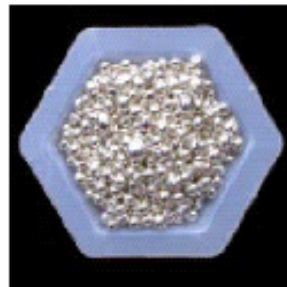
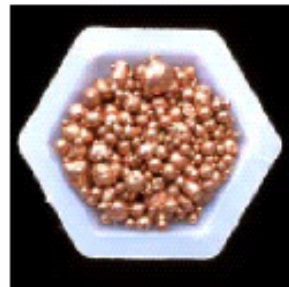


Classificazione della materia

PASSAGGI DI STATO



- **Elemento**: tipo di sostanza che non può essere scomposta in sostanze più semplici con mezzi fisici e chimici a bassa energia.
- Ogni elemento ha un nome unico, come carbonio, ossigeno o idrogeno
- Molte sostanze esistono in natura in forma elementare (atomi identici legati chimicamente a formare un'entità indipendente).
- *Esempi* : Ossigeno, scritto come O_2 e idrogeno, scritto come H_2 . Tutte e due sono molecole biatomiche di un elemento.



Gruppo 11, rame (Cu) Gruppo 11, argento (Ag) Gruppo 11, oro (Au)

Oltre il 98% della massa della crosta terrestre è costituita dai seguenti 13 elementi

	<i>% in massa</i>
• Ossigeno (O)	46,1
• Silicio (Si)	25,7
• Alluminio (Al)	7,51
• Ferro (Fe)	4,70
• Calcio (Ca)	3,99
• Sodio (Na)	2,64
• Potassio (K)	2,40
• Magnesio (Mg)	1,94
• Cloro (Cl)	1,88
• Idrogeno (H)	0,88
• Titanio (Ti)	0,580
• Fosforo (P)	0,120
• Carbonio (C)	0,087

7

Elements in the Universe

Element	Percent (by atoms)
1. Hydrogen	73.9
2. Helium	24.0
3. Oxygen	1.1
4. Carbon	0.46
5. Neon	0.13
6. Iron	0.11
7. Nitrogen	0.097
8. Silicon	0.065
9. Magnesium	0.058
10. Sulfur	0.044

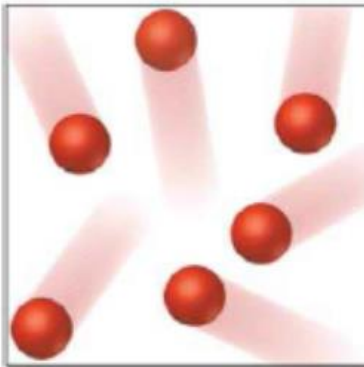
Teoria atomica di Dalton (1803)

1. Ogni elemento è formato da particelle molto piccole chiamate "atomi"
2. Tutti gli atomi di un dato elemento sono identici; atomi di differenti elementi sono differenti ed hanno differenti proprietà (comprese differenti masse)
3. Gli atomi di un elemento non possono essere trasformati in atomi di un altro elemento per reazione chimica
4. I composti si formano quando atomi di più di un elemento si combinano; un dato composto ha lo stesso numero relativo e tipo di atomi.

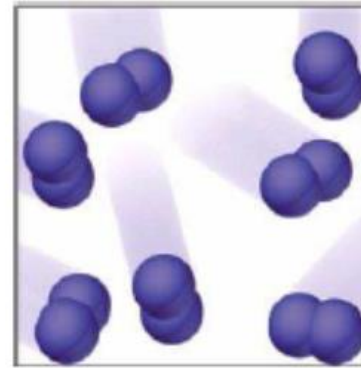
Gli atomi sono i "mattoni" di base della materia, cioè le unità più piccole di un elemento.

Riassumendo:

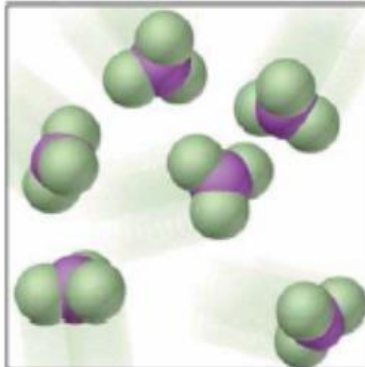
- *elemento*: composto da un solo tipo di atomo
- *composti*: atomi di 2 o più elementi si combinano in proporzioni definite.
- .. In un dato composto il numero ed il tipo relativo di atomi sono costanti
(legge delle proporzioni definite)
- .. Se due elementi possono combinarsi per formare più di un composto, il rapporto tra le loro masse relative può essere rappresentato da numeri interi caratteristici (formule chimiche) *(legge delle proporzioni multiple)*



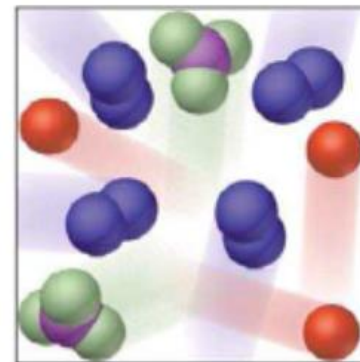
A. Atomi di un elemento



B. Molecole di un elemento



C. Molecole di un composto



D. Miscela di due elementi e un composto

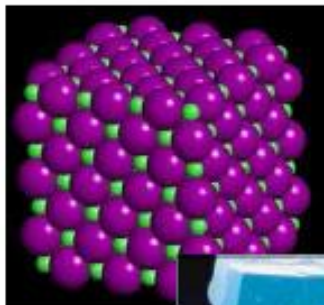
- La Chimica implica lo studio delle proprietà e comportamento della materia a bassa T ($< 3000^{\circ}\text{C}$) e quindi si interessa dell'aggregazione e disaggregazione di **atomi** in composti.
- Le interazioni di un numero limitato di atomi può formare aggregati stabili (**molecole** - tenute assieme da **legami chimici** direzionali in grado di orientare gli atomi nello spazio) aventi geometrie specifiche (**strutture**).



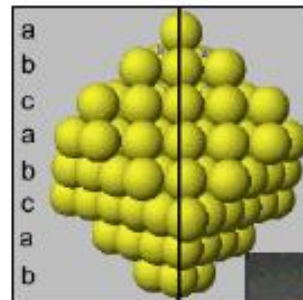


Composti Monomerici e Polimerici

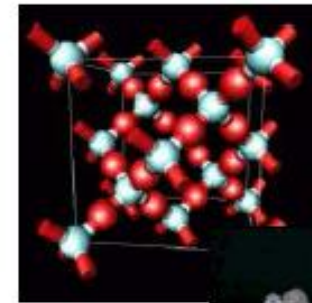
- L'aggregazione però può alternativamente implicare una forte interazione tra un numero molto elevato di atomi.
- L'aggregato diventa una molecola gigante (**macromolecola**) o addirittura occupa zone macroscopiche di spazio (**solidi cristallini ionici, metallici e covalenti**)



solido
ionico
NaCl



solido
metallico
Cu






solido
covalente
SiO₂





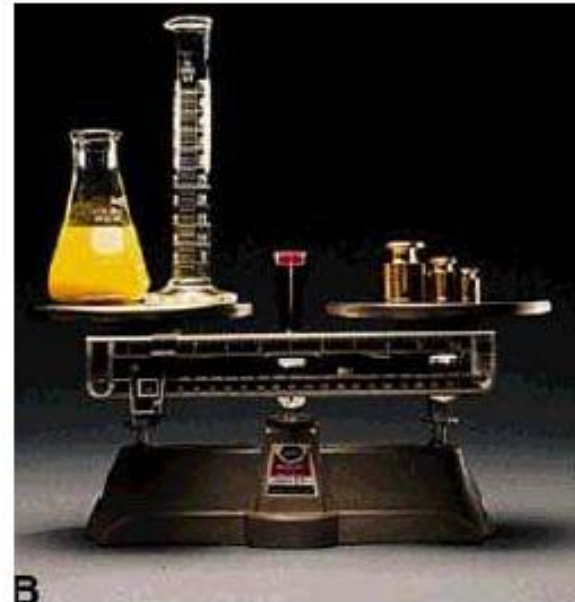
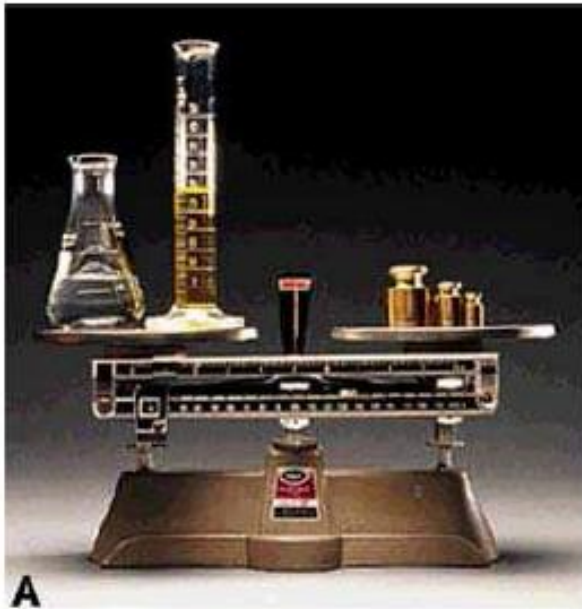
Alcune Proprietà del Sodio, del Cloro e del Cloruro di Sodio

	Na	+	1/2 Cl₂	→	NaCl
Proprietà	Sodio	+	Cloro	→	Cloruro di Sodio
					
Punto di fusione	97.8 °C		-101 °C		801 °C
Punto di ebollizione	881.4 °C		-34 °C		1413 °C
Colore	metallico		giallo-verde		Incolore (bianco)
Densità	0.97 g/cm ³		0.0032 g/cm ³		2.16 g/cm ³
Comportamento in H₂O	Reagisce		Si scioglie poco		Si scioglie molto

→
Direzione spontaneità

In una reazione chimica la massa si conserva, indipendentemente dalla sua complessità.

In figura del nitrato di piombo e del cromato di sodio vengono mescolati per formare il cromato di piombo (soluzione gialla) e nitrato di sodio (incolore). Come risultato della reazione non si osserva variazione nella massa totale.



Legge della Composizione Definita

Indipendentemente dall'origine di un composto, la % in massa di ciascuno degli elementi costituenti è sempre la stessa.

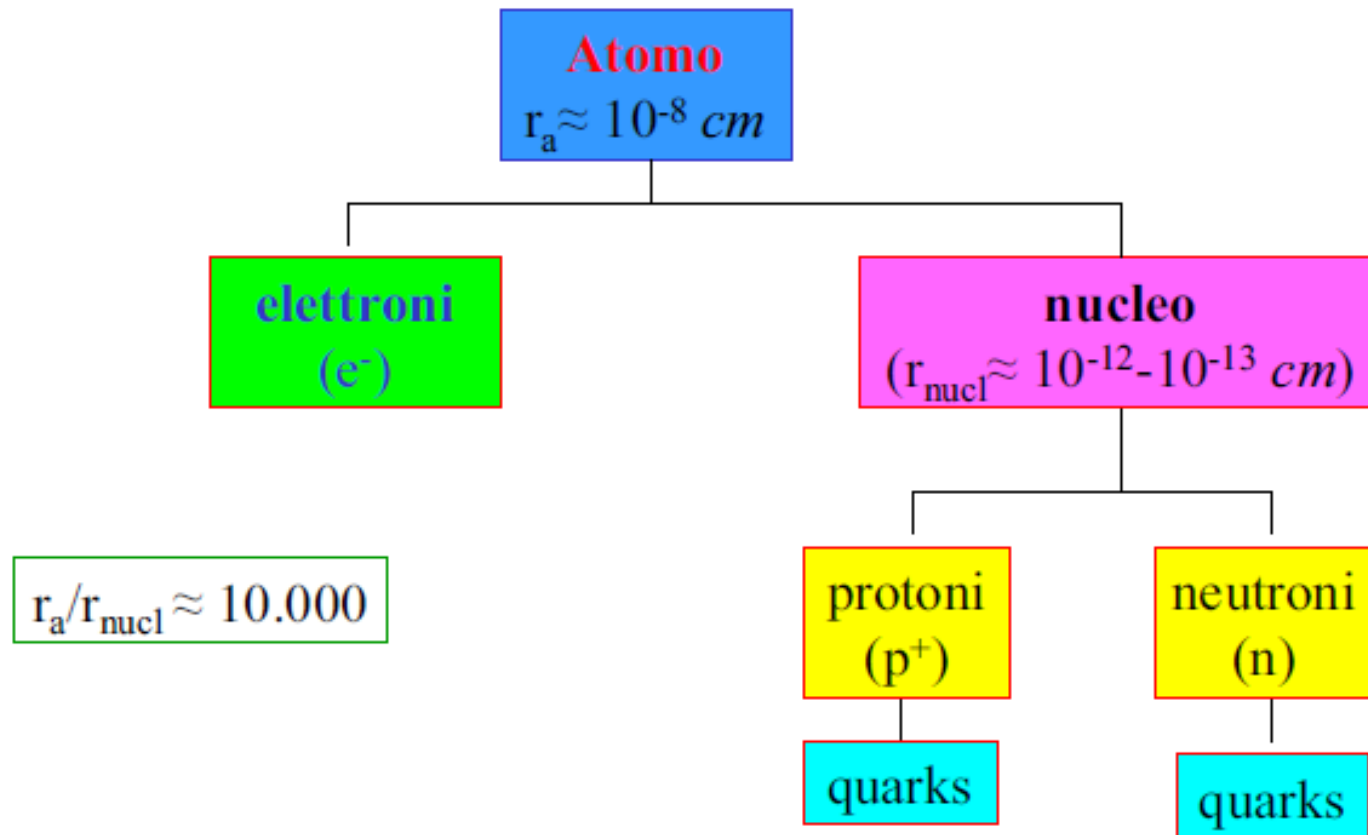
La % in massa di un elemento è la percentuale sulla massa totale di una certa quantità di un composto dovuta a quell'elemento.

Esempio : Considerare un campione di 20.0 g di calcio carbonato:

massa	frazione di massa	percentuale di massa
8.0 g calcio	0.40 calcio	40% calcio
2.4 g carbonio	0.12 carbonio	12% carbonio
9.6 g ossigeno	0.48 ossigeno	48% ossigeno
20.0 g	1.00 parte in massa	100% in massa

Struttura atomica - Le particelle fondamentali

ATOMO: particella neutra a forma sferica con al centro un piccolissimo nucleo positivo



Struttura atomica - Le particelle fondamentali

<i>Particella</i>		<i>Massa</i>		<i>Carica</i>	
<i>simbolo</i>	<i>SI (g)</i>	<i>atomica</i>	<i>SI (C)</i>	<i>atomica</i>	
e^-	$9.109 \cdot 10^{-28}$	$5,486 \cdot 10^{-4}$	$-1.602 \cdot 10^{-19}$	-1	
p^+	$1.673 \cdot 10^{-24}$	1,0073	$+1.602 \cdot 10^{-19}$	+1	
n	$1.675 \cdot 10^{-24}$	1,0087	0	0	

unità di carica atomica = carica dell'elettrone = $1.602 \cdot 10^{-19} C$

unità di massa atomica = 1/12 massa $^{12}C = 1.6606 \cdot 10^{-24} g$

massa elettrone 1836 volte < massa protone

Nel **NUCLEO** è concentrata la maggior parte della **MASSA** dell'atomo

La struttura del nucleo atomico

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

| Nucleoni

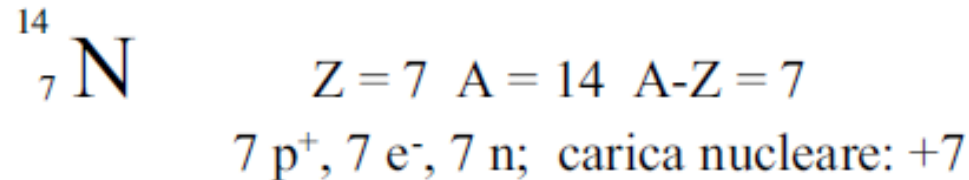
Numero atomico = Z: numero protoni (uguale al numero degli elettroni, atomi neutri).

Atomi con **uguale numero atomico Z** sono classificati come atomi dello **stesso elemento** e identificati dallo **stesso simbolo chimico**

Carica nucleare = + Z (in unità di carica atomica)

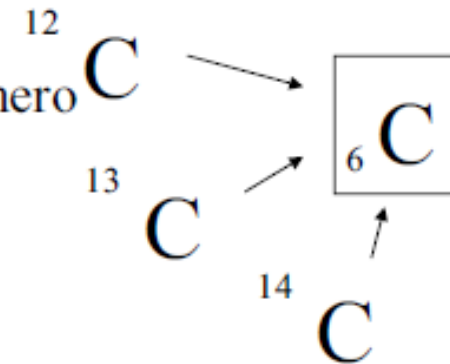
La struttura del nucleo atomico - Nuclidi e isotopi

Nuclide elemento azoto



Isotopi

nuclidi di uno stesso elemento (con uguale numero atomico Z) con diverso numero di massa A
(*isos topos* = stesso posto)



Isobari

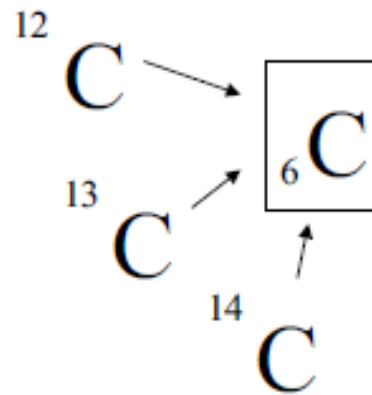
nuclidi con diverso numero atomico Z ma con uguale numero di massa A
(*isos baros* = stesso peso)



La struttura del nucleo atomico - Nuclidi e isotopi

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

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



Eccezioni:

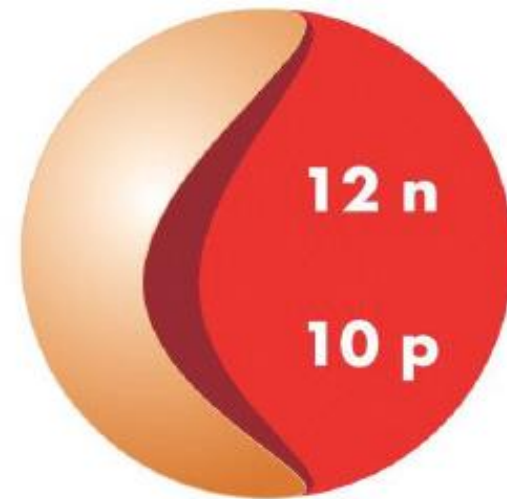
H_2	p.f. 13,96 K	p.e. 20,4 K	${}^1_1\text{H} = \text{H}$
D_2	p.f. 18,73 K	p.e. 23,7 K	${}^2_1\text{H} = \text{D}$
T_2	p.f. 20,62 K	p.e. 25,0 K	${}^3_1\text{H} = \text{T}$



Neon-20 (${}^{20}_{10}\text{Ne}$)



Neon-21 (${}^{21}_{10}\text{Ne}$)



Neon-22 (${}^{22}_{10}\text{Ne}$)

TABLE B.2 Some Isotopes of Common Elements

Element	Symbol	Atomic number, Z	Mass number, A	Abundance (%)
hydrogen	${}^1\text{H}$	1	1	99.985
deuterium	${}^2\text{H}$ or D	1	2	0.015
tritium	${}^3\text{H}$ or T	1	3	—*
carbon-12	${}^{12}\text{C}$	6	12	98.90
carbon-13	${}^{13}\text{C}$	6	13	1.10
oxygen-16	${}^{16}\text{O}$	8	16	99.76

* Radioactive, short-lived.

Unità di massa atomica (u.m.a.) = 1/12 massa dell'isotopo ^{12}C = 1.66×10^{-24} g
massa protone (1.0073 u.m.a.) \approx massa neutrone (1.0087 u.m.a.)

il nucleo (protoni + neutroni) contiene in pratica tutta la massa dell'atomo
gli elettroni hanno solo lo 0.05% della massa protonica (5.486×10^{-4} u.m.a.)

La massa atomica riportata nelle tabelle è la massa atomica media:

^6Li	massa atomica= 6.015126 u.m.a.	abbondanza naturale= 7.50%
^7Li	massa atomica= 7.016005 u.m.a.	abbondanza naturale= 92.50%

$$1000 \text{ atomi} = 75 \text{ } ^6\text{Li} + 925 \text{ } ^7\text{Li}$$

$$\overline{MA} = \frac{75 \times 6.015126 + 925 \times 7.016005}{1000} = 6.94 \text{ u.m.a.}$$

Quando il numero degli elettroni è superiore o inferiore al numero dei protoni la carica netta non sarà 0 \Rightarrow ioni

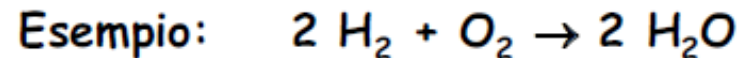
Idrogeno ^1_1H

catione idrogeno $^1_1\text{H}^+$

Cloro $^{35}_{17}\text{Cl}$

anione cloruro $^{35}_{17}\text{Cl}^-$

Una reazione chimica indica il numero degli atomi/molecole che reagiscono e si formano durante il processo di trasformazione chimica:



La legge della conservazione della materia sancisce che la massa dei reagenti corrisponde a quella dei prodotti

Che relazione esiste tra la scala macroscopica della massa della materia ed il numero degli atomi/molecole che la compongono?

La relazione è rappresentata dal **Numero di Avogadro**:

$$N_0 = 6.02 \cdot 10^{23}$$

Quale significato ha il Numero di Avogadro?

Massa atomica relativa dell'isotopo ^{12}C : 12 u.m.a.

Massa atomica assoluta dell'isotopo: $2.004 \cdot 10^{-23}$ g

Domanda: Quanti atomi sono contenuti in 12 g dell'isotopo ^{12}C ?

$$12 \text{ g} / 2.004 \cdot 10^{-23} \text{ g/atomo} = 6.0 \cdot 10^{23} \text{ atomi}$$

in altre parole:

“la massa in grammi di un numero di Avogadro di atomi di qualsiasi elemento è numericamente uguale alla massa atomica relativa di quell'elemento”.

Le reazioni chimiche coinvolgono di norma un numero elevatissimo di atomi e molecole, per cui è conveniente considerare un'unità di misura che identifichi la "quantità chimica" di una sostanza.

Questa unità è la **mole**

Una mole di sostanza è la quantità che contiene un numero di Avogadro di atomi, di molecole o di altre entità

La massa di una mole corrisponde alla massa atomica relativa di un particolare composto.

Il Boro (B; $Z = 5$) possiede due isotopi naturali. Calcolare la composizione percentuale del ^{10}B e ^{11}B dai seguenti dati:

Massa atomica elementare = 10.81 (peso atomico)

Massa isotopica del ^{10}B = 10.0129 *amu*

Massa isotopica del ^{11}B = 11.0093 *amu*

Approccio: Indicare x = frazione di ^{10}B e $1-x$ = frazione di ^{11}B .

Soluzione: Dalla definizione di massa atomica elementare

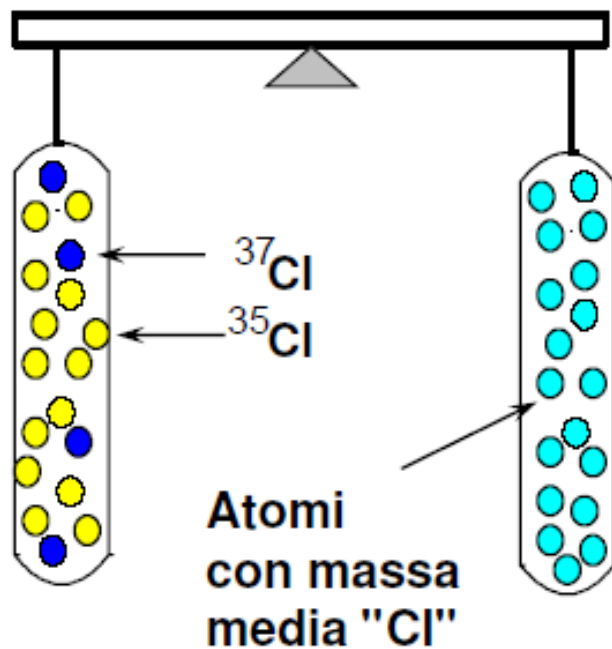
$$10.81 = (10.0129)(x) + (11.0093)(1-x)$$

Risolvendo per x : $(10.81 - 11.0093) = (10.0129 - 11.0093) x$

$$-0.1993 = -0.9964 x$$

Perciò, $x = 0,20$ è la frazione di ^{10}B , e $1-x = 0.80$ di ^{11}B .

Peso Atomico = Media pesata della massa degli isotopi naturali di un elemento.



$$\begin{aligned} \text{p.a. (Cl)} &= m(^{35}\text{Cl}) \times \text{abb. \%} \\ &+ m(^{37}\text{Cl}) \times \text{abb. \%} = \\ &= 34.969 \text{ u} \times 0.758 + 36.966 \\ &\text{u} \times 0.242 = 35.4523 \text{ u} \end{aligned}$$

$$1 \text{ mole } (^{35}\text{Cl} + ^{37}\text{Cl}) = 35.45 \text{ g}$$

$$1 \text{ mole "Cl"} = 35.45 \text{ g}$$

Esempio: Calcolare la massa atomica dell'argento sulla base della seguente composizione isotopica dell'argento naturale.

Isotopo	Massa	Abbondanza
^{107}Ag	106.90509	51.84%
^{109}Ag	108.90476	48.16%

$$\text{massa} = (\text{massa } ^{107}\text{Ag}) \times (\text{frazione } ^{107}\text{Ag}) + (\text{massa } ^{109}\text{Ag}) \times (\text{frazione } ^{109}\text{Ag})$$

$$\begin{aligned} \text{massa} &= (106.90509) \times (0.5184) + (108.90476) \times (0.4816) \\ &= 107.87 \text{ g} \end{aligned}$$

Massa molecolare (peso molecolare)

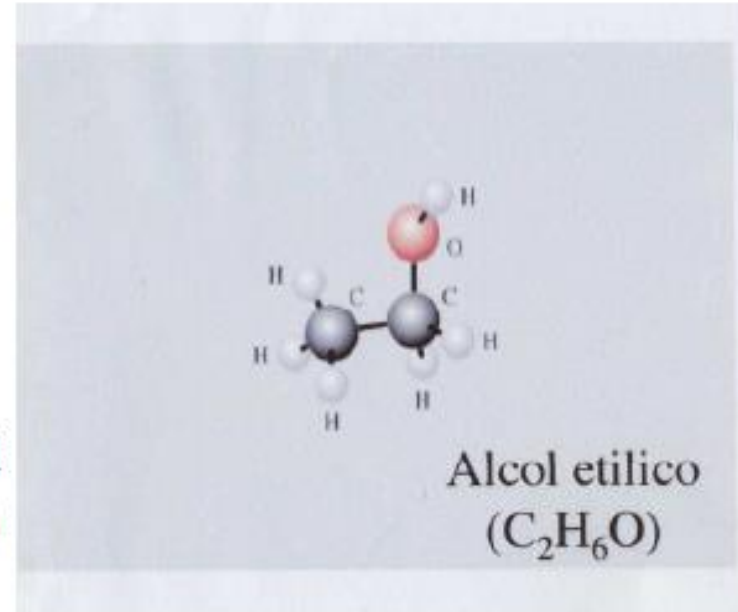
Molecole (aggregati poliatomici)



massa molecolare



somma delle masse atomiche degli
atomi presenti in una sua molecola



$$M_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = 2 M_{\text{C}} + 6 M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 2 \times 12,011 + 6 \times 1,0079 + 15,999 = 46,068$$

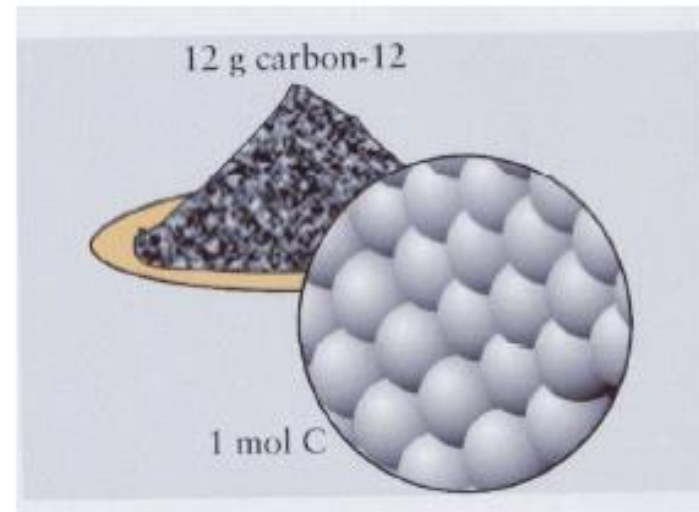
Mole

Le reazioni chimiche osservabili sperimentalmente coinvolgono un numero enorme di atomi, molecole o ioni.

È conveniente definire una nuova grandezza che rappresenta un **numero grande e fisso di particelle** e comparabile alle quantità utilizzate in un esperimento reale.

Mole (mol)

Quantità di sostanza che contiene tante *entità* elementari (atomi, ioni, molecole, ecc.) quanti sono gli atomi di ^{12}C contenuti in 12 g esatti di ^{12}C .



Numero di Avogadro

$$N_A = 6.022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Una mole di...



Calcoli di moli

1) **grammi** \Rightarrow **moli**

A quante moli corrispondono 10,0 g di C_2H_5OH ?

$$PM(C_2H_5OH) = 12,0 \times 2 + 16,0 + 6 \times 1,01 = 46,1 \text{ u.m.a.}$$

Massa molare = 46,1 g/mol

$$\text{numero di moli (n)} = \frac{\text{massa (g)}}{\text{massa molare (g/mol)}}$$

$$n = \frac{10,0 \cancel{\text{g}}}{46,1 \cancel{\text{g/mol}}} = 0,217 \text{ mol}$$

2) **Moli** \Rightarrow **grammi**

Quanto pesano 0,0654 moli di ZnI_2 ?

$$PM(\text{ZnI}_2) = 65,39 + 126,90 \times 2 = 319,2 \text{ u.m.a.}$$

Massa molare di $\text{ZnI}_2 = 319,2 \text{ g/mol}$

$$\text{Peso} = 0,0654 \text{ mol} \times 319,2 \text{ g/mol} = 20,9 \text{ g}$$

Massa di un atomo

Quanto pesa un atomo di cloro?

Massa molare di Cl = 35,5 g/mol

1 mole contiene $N_A = 6,022 \times 10^{23}$ molecole/mol

$$\text{massa atomo Cl} = \frac{35,5 \text{ g/mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomi/mol}} = 5,90 \times 10^{-23} \text{ g/atomo}$$

Esercizi:

1) Calcolare la massa di Titanio (Ti) e di Ossigeno (O) in 912 g di biossido di titanio.

Il biossido di titanio ha formula TiO_2 .

In una molecola di TiO_2 ci sono un atomo di Ti e 2 atomi di O.

A quante moli di TiO_2 corrispondono 912 g di TiO_2 ?

$$\text{moli } \text{TiO}_2 = \frac{g_{\text{TiO}_2}}{PM_{\text{TiO}_2}} = \frac{912}{(PA_{\text{Ti}} + 2 \times PA_{\text{O}})} = \frac{912}{(47.9 + 2 \times 16)} = \frac{912}{79.9} = 11.41$$

Quante moli di Ti sono contenute in una molecola di TiO_2 ? 1

$$g \text{ Ti} = \text{moli}_{\text{Ti}} \times PA_{\text{Ti}} = 11.41 \times 47.9 = 546.5$$

Quante moli di O sono contenute in una molecola di TiO_2 ? 2

$$g \text{ O} = \text{moli}_{\text{O}} \times PA_{\text{O}} = 2 \times 11.41 \times 16 = 365.1$$

546.5 g di Ti + 365.1 g di O ~ 912 g di prodotto

Esercizi:

2) Sistemare le seguenti quantità in ordine di massa crescente:

1.06 moli di SF_4 ; 117 g di CH_4 ; $8.7 \cdot 10^{23}$ molecole di Cl_2O_7 ; $4.17 \cdot 10^{23}$ atomi di Ar

1.06 moli di SF_4 corrispondono a

$$\text{g SF}_4 = \text{moli}_{\text{SF}_4} \times \text{PM}_{\text{SF}_4} = 1.06 \times (32 + 4 \times 19) = 114.5$$

8.7×10^{23} molecole di Cl_2O_7 corrispondono a

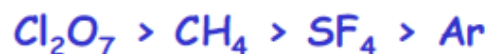
$$\text{moli Cl}_2\text{O}_7 = \frac{\text{numero molecole}}{\text{N. Avogadro}} = \frac{8.7 \times 10^{23}}{6.02 \times 10^{23}} = 1.44$$

$$\text{g Cl}_2\text{O}_7 = \text{moli}_{\text{Cl}_2\text{O}_7} \times \text{PM}_{\text{Cl}_2\text{O}_7} = 1.44 \times (2 \times 35.45 + 7 \times 16) = 263.4$$

4.17×10^{23} atomi di Ar

$$\text{moli Ar} = \frac{\text{numero atomi}}{\text{N. Avogadro}} = \frac{4.17 \times 10^{23}}{6.02 \times 10^{23}} = 0.693$$

$$\text{g Ar} = \text{moli}_{\text{Ar}} \times \text{PA}_{\text{Ar}} = 0.693 \times 39.95 = 27.7$$



Esercizi:

3) Un campione di un elemento pesa 112.77 g e contiene $4.515 \cdot 10^{23}$ atomi.

Di che elemento si tratta ?

4.515×10^{23} atomi corrispondono a

$$\text{moli}_x = \frac{\text{numero molecole} \times}{\text{N. Avogadro}} = \frac{4.515 \times 10^{23}}{6.02 \times 10^{23}} = 0.75$$

$$PA_x = \frac{g_x}{\text{moli}_x} = \frac{112.77}{0.75} = 150.4$$

Questo peso atomico corrisponde all'elemento Sm (samario)

Percentuali in peso dalla formula

Per un atomo A in una data molecola

$$\text{massa \% A} = \frac{\text{massa di A nel totale}}{\text{massa totale}} \times 100$$

Esempio

Calcolare le percentuali in peso di C, H ed O in CH_2O

$$\text{PA}(\text{C}) = 12,0$$

$$\text{PA}(\text{H}) = 1,01$$

$$\text{PA}(\text{O}) = 16,0$$

$$\text{PM}(\text{CH}_2\text{O}) = 12,0 + 2 \times 1,01 + 16,0 = 30,0 \quad \text{1 mole} \Rightarrow 30,0 \text{ g}$$

$$\text{massa \% C} = \frac{12,0 \text{ g}}{30,0 \text{ g}} \times 100 = 40,0 \%$$

$$\text{massa \% H} = \frac{2 \times 1,01 \text{ g}}{30,0 \text{ g}} \times 100 = 6,73 \%$$

$$\text{massa \% O} = \frac{16,0 \text{ g}}{30,0 \text{ g}} \times 100 = 53,3 \%$$

$$\text{N.B.} \quad \% \text{ O} = 100\% - 40,0\% - 6,73\% = 53,3\%$$





Peso Molecolare e Composizione % del NH_4NO_3

14

- 2 mol N x 14.01g/mol = 28.02 g N
- 4 mol H x 1.008g/mol = 4.032 g H
- 3 mol O x 15.999g/mol = 48.00 g O

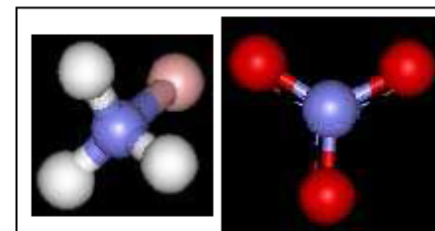
80.05 g/mol

$$\% \text{ N} = \frac{28.02\text{g N}_2}{80.05\text{g}} \times 100\% = 35.00\%$$

$$\% \text{ H} = \frac{4.032\text{g H}_2}{80.05\text{g}} \times 100\% = 5.037\%$$

$$\% \text{ O} = \frac{48.00\text{g O}_2}{80.05\text{g}} \times 100\% = 59.96\%$$

99.997%



Formula chimica

Identifica il numero e il tipo di atomi che costituiscono un composto chimico.

Possiamo riconoscere:

- **Formula molecolare**: è la formula esatta del composto. Vale solo per i composti molecolari. (Es: acqua ossigenata H_2O_2)
- **Formula empirica** (detta anche formula minima): Indica il rapporto minimo di atomi che costituiscono un composto chimico (Es: acqua ossigenata HO, oppure le formule dei sali o dei metalli)

La formula chimica può essere determinata dalla composizione percentuale degli elementi che costituiscono la sostanza in esame.

Determinazione della formula empirica

Un composto di azoto ed ossigeno contiene 0,483 g di N e 1,104 g di O.
Quale è la **formula empirica** del composto?

$$\text{N} \quad \frac{0,483 \text{ g}}{14,0 \text{ g/mol}} = 0,0345 \text{ mol}$$

$$\text{O} \quad \frac{1,104 \text{ g}}{16,0 \text{ g/mol}} = 0,0690 \text{ mol}$$



Per ottenere i numeri interi più piccoli delle moli degli elementi si divide ciascun numero di moli per il più piccolo tra quelli ottenuti prima

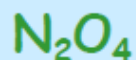
$$\text{N} \quad \frac{0,0345}{0,0345} = 1,00$$

$$\text{O} \quad \frac{0,0690}{0,0345} = 2,00$$



La formula empirica è NO_2

Si noti che non è possibile conoscere la formula molecolare che potrebbe essere:



Un composto è costituito come segue:

17,5 % Na


39,7% Cr

42,8% O

Quale è la sua formula empirica?

Si fa riferimento a 100 g di composto che conterranno 17,5 g di Na, 39,7 g di Cr e 42,8 g di O

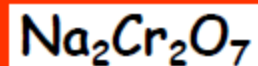
$$\text{Na} \quad \frac{17,5 \text{ g}}{23,0 \text{ g/mol}} = 0,761 \text{ mol} \quad \text{Cr} \quad \frac{39,7 \text{ g}}{52,0 \text{ g/mol}} = 0,763 \text{ mol} \quad \text{O} \quad \frac{42,8 \text{ g}}{16,0 \text{ g/mol}} = 2,68 \text{ mol}$$

 più piccolo

$$\text{Na} \quad \frac{0,761}{0,761} = 1,00 \quad \times 2 = 2,00$$

$$\text{Cr} \quad \frac{0,763}{0,761} = 1,00 \quad \times 2 = 2,00$$

$$\text{O} \quad \frac{2,68}{0,761} = 3,52 \quad \times 2 = 7,04$$



Problema: L'analisi elementare di un campione di un composto fornisce i seguenti risultati: 5.677g Na, 6.420 g Cr, e 7.902 g O. Qual è la formula empirica al composto. Assegnarne il nome?

Piano: Prima si deve convertire la massa degli elementi in moli di elementi usando le masse molari. Quindi si costruisce una formula preliminare e si assegna il nome al composto.

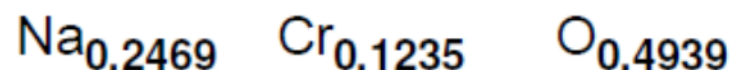
Soluzione: Determinazione delle moli dei vari elementi:

$$\text{Moli di Na} = 5.678g \text{ Na} \times \frac{1 \text{ mol Na}}{22.99g \text{ Na}} = 0.2469 \text{ mol di Na}$$

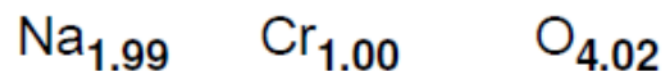
$$\text{Moli di Cr} = 6.420g \text{ Cr} \times \frac{1 \text{ mol Cr}}{52.00g \text{ Cr}} = 0.12447 \text{ mol di Cr}$$

$$\text{Moli di O} = 7.906 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 0.4939 \text{ mol di O}$$

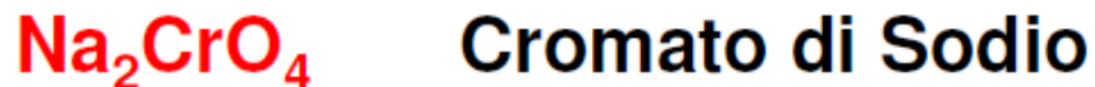
Predisporre la formula preliminare :



Convertire i pedici all'intero (dividendo tutto per il pedice minore):



Arrotondare a numeri interi:



Il 2-desossiribosio, uno zucchero costituente il DNA, è costituito solo da carbonio, idrogeno e ossigeno. Un chimico vuole determinare la sua formula empirica per combustione ed ottiene una percentuale in massa di carbonio pari al 44,77% di C e pari al 7,52% di H.

Quale è la formula empirica del 2-desossiribosio?

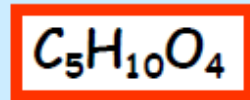
Si fa riferimento a **100 g** di composto che conterranno 44,77 g di C, 7,52 g di H e **(100-44,77-7,52)=47,71 g di O**

$$\begin{array}{l}
 \text{C} \quad \frac{44,77 \text{ g}}{12,01 \text{ g/mol}} = 3,727 \text{ mol} \quad \text{H} \quad \frac{7,52 \text{ g}}{1,01 \text{ g/mol}} = 7,46 \text{ mol} \quad \text{O} \quad \frac{47,71 \text{ g}}{16,0 \text{ g/mol}} = 2,982 \text{ mol} \\
 \text{più piccolo}
 \end{array}$$

$$\text{C} \quad \frac{3,727}{2,982} = 1,25 \quad \times 4 = 5,00$$

$$\text{H} \quad \frac{7,46}{2,982} = 2,50 \quad \times 4 = 10,0$$

$$\text{O} \quad \frac{2,982}{2,982} = 1,00 \quad \times 4 = 4,00$$



FORMULA MOLECOLARE

La formula molecolare di un composto è un **multiplo** della sua formula empirica

Formula empirica	NO ₂			
Formula molecolare	NO ₂	N ₂ O ₄	N ₃ O ₆	(NO ₂) _n

Si ha ovviamente

$$\text{Peso molecolare} = n \times \text{peso formula empirica}$$

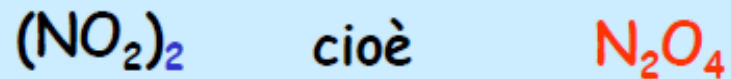
Se da altre misure è noto il peso molecolare si ha

$$n = \frac{\text{peso molecolare}}{\text{peso formula empirica}}$$

Ad esempio se nel problema del calcolo della formula empirica di NO_2 si conoscesse che il peso molecolare del composto vale 92,0

$$n = \frac{92,0}{14,0 + 2 \times 16,0} = 2,00$$

E quindi la formula molecolare è



Esercizi:

1) 60 g di un composto furono analizzati e risultarono contenere 10.8 g di C, 1.36 g di H e 47.84 g di Cl. Calcolare la formula minima del composto.

In un altro esperimento si determinò che nei 60 g di composto erano contenute 1.354×10^{23} molecole. Determinare la formula molecolare del composto.

La formula minima incognita è $C_xH_yCl_z$ con x, y e z che sono numeri interi

I tre coefficienti possono essere calcolati conoscendo i rapporti molari degli elementi che compongono la molecola

$$\text{moli C} = \frac{10.8}{12} = 0.9 \quad \text{moli H} = \frac{1.36}{1} = 1.36 \quad \text{moli Cl} = \frac{47.84}{35.45} = 1.35$$

I coefficienti si possono calcolare dividendo le moli ottenute per il valore più piccolo:

$$x = \frac{0.9}{0.9} = 1 \quad y, z = \frac{1.36}{0.9} = 1.51 \rightarrow C_1H_{1.5}Cl_{1.5} \rightarrow C_2H_3Cl_3$$

Continuazione...

- In un altro esperimento si determinò che nei 60 g di composto erano contenute 1.354×10^{23} molecole. Determinare la formula molecolare del composto.

Il numero di moli del composto incognito è:

$$\text{moli} = \frac{\text{numero molecole}}{\text{N. Avogadro}} = \frac{1.354 \times 10^{23}}{6.02 \times 10^{23}} = 0.225$$

Queste moli corrispondono a 60 g di composto, quindi:

$$PM_{\text{molecolare}} = \frac{g}{\text{moli}} = \frac{60}{0.225} = 266.7$$

Che relazione c'è tra il $PM_{\text{molecolare}}$ e il PM_{minima} ?:

$$PM_{\text{molecolare}} = 266.7 \quad PM_{\text{minima}} \text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}_3 = (2 \times PA_{\text{C}} + 3 \times PA_{\text{H}} + 3 \times PA_{\text{Cl}}) = 133.35$$

$$\frac{PM_{\text{molecolare}}}{PM_{\text{minima}}} = \frac{266.7}{133.35} = 2$$

$PM_{\text{molecolare}}$ è il doppio di PM_{minima} , quindi la formula molecolare è $\text{C}_4\text{H}_6\text{Cl}_6$

Esercizi:

- 2) Calcolare la formula empirica di un composto contenente il 40.04% di S ed il 59.96% di O.

La formula minima incognita è S_xO_y con x e y che sono numeri interi

I due coefficienti possono essere calcolati conoscendo i rapporti molari degli elementi che compongono la molecola.

Le percentuali indicano i grammi dei due elementi in 100 g di composto

$$\text{moli S} = \frac{40.04}{32} = 1.25 \quad \text{moli O} = \frac{59.96}{16} = 3.75$$

I coefficienti si possono calcolare dividendo le moli ottenute per il valore più piccolo:

$$x = \frac{1.25}{1.25} = 1 \quad y = \frac{3.75}{1.25} = 3 \quad \rightarrow \quad \text{SO}_3$$

Problema: Lo zucchero bruciato per produrre energia nelle cellule del corpo è il Glucosio ($PM = 180.16 \text{ g/mol}$), la cui analisi elementare è:

% massa C 40.00, % massa H 6.719, e % massa O 53.27.

(a) Determinare la formula empirica del glucosio. **(b)** la formula molecolare.

Piano: *Si possiede solo la % in massa, e non il peso del composto per cui si assume di prendere 100g del composto, e la % diventa grammi, e si può passare come prima alle masse degli elementi.*

Soluzione:

$$\text{Massa Carbonio} = (40.00\% \times 100\text{g})/100\% = 40.00 \text{ g C}$$

$$\text{Massa Idrogeno} = (6.719\% \times 100\text{g})/100\% = 6.719 \text{ g H}$$

$$\text{Massa Ossigeno} = (53.27\% \times 100\text{g})/100\% = 53.27 \text{ g O}$$

$$99.989 \text{ g Composto}$$

Convertendo dai Grammi di Elementi a moli:

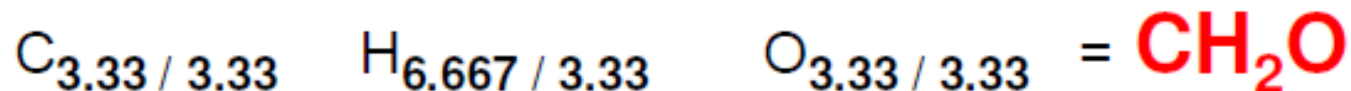
$$\text{Moli di C} = \text{massa di C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} = 3.3306 \text{ mol C}$$

$$\text{Moli di H} = \text{massa di H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} = 6.6657 \text{ mol H}$$

$$\text{Moli di O} = 7.906 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 3.3294 \text{ mol O}$$

Costruendo la formula preliminare $\text{C}_{3.33} \text{H}_{6.67} \text{O}_{3.33}$

Convertendo al pedice intero, dividere i pedici per il minimo:



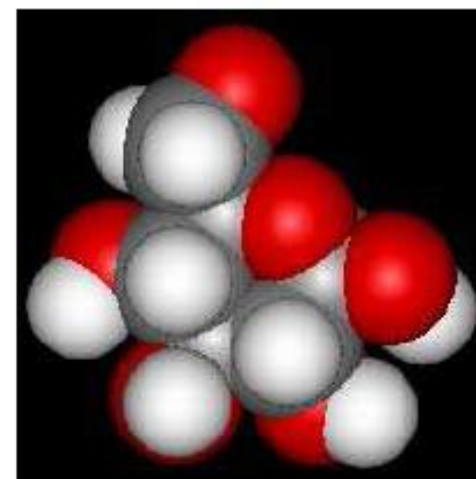
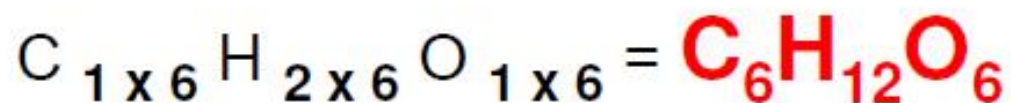
(b) Determinando la Formula Molecolare :

Il peso formula della formula empirica è:

$$1 \times C + 2 \times H + 1 \times O = 1 \times 12.01 + 2 \times 1.008 + 1 \times 16.00 = 30.03$$

$$\begin{aligned} \text{molteplicità} &= \frac{PM \text{ del Glucosio}}{\text{Massa della formula empirica}} \\ &= \frac{180.16}{30.03} = 6.00 = 6 \end{aligned}$$

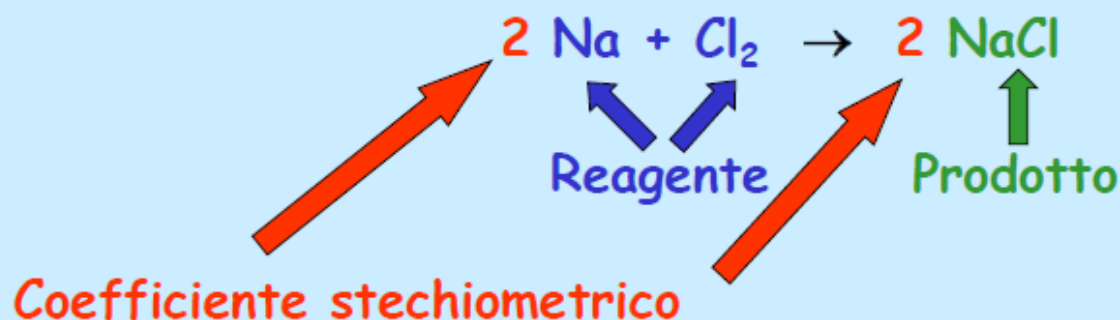
Pertanto la Formula Molecolare è:



REAZIONI CHIMICHE

Equazioni chimiche

Una equazione chimica è la rappresentazione simbolica di una reazione chimica in termini di formule chimiche



In molti casi è utile indicare gli stati o le fasi delle sostanze ponendo appropriati simboli fra parentesi indicanti le fasi dopo le formule

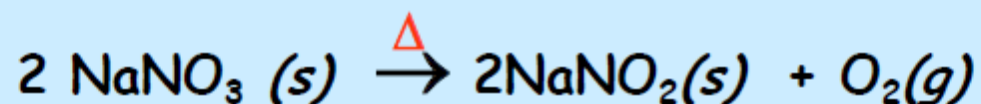
(g) = gas (l) = liquido (s) = solido (aq) = soluzione acquosa

L'equazione precedente diventa così:

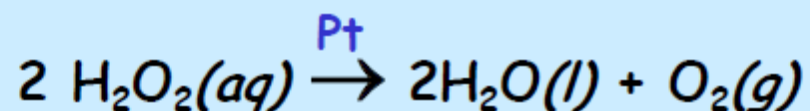


Si possono anche indicare in una equazione le condizioni in cui avviene la reazione.

Se i reagenti sono stati riscaldati per iniziare una reazione si può indicare con il simbolo Δ . Ad esempio:



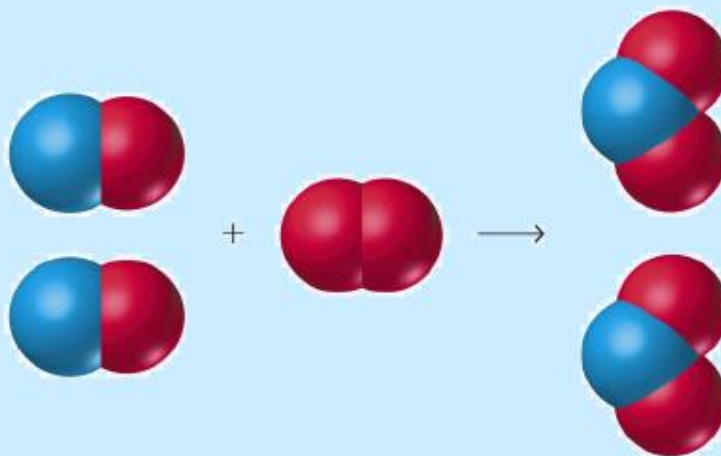
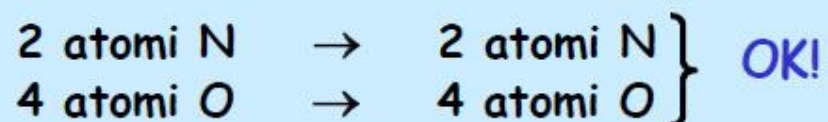
Ci sono sostanze che agiscono come **catalizzatori**, sostanze che aumentano la velocità di reazione senza subire alcun cambiamento. In questo caso il catalizzatore si scrive sopra la freccia che indica la reazione



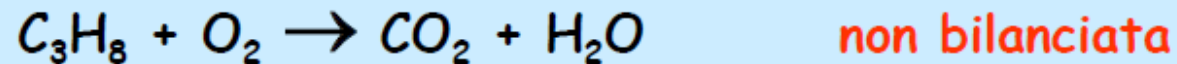
BILANCIAMENTO DI REAZIONI CHIMICHE

Quando in una equazione chimica i coefficienti stechiometrici sono scritti correttamente il totale degli atomi di ogni elemento è uguale in entrambi i membri dell'equazione.

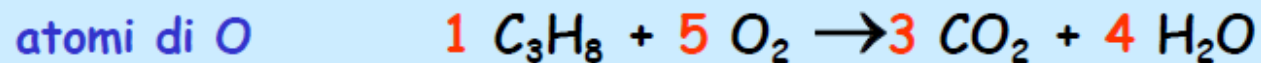
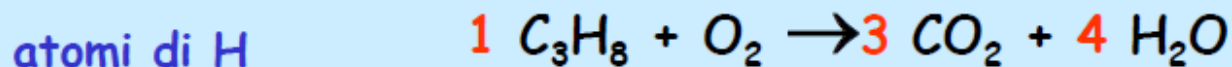
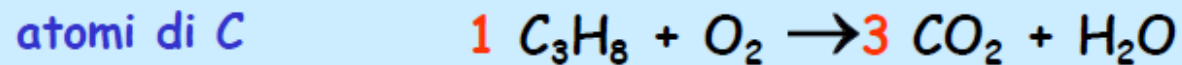
L'equazione chimica è allora **bilanciata**.



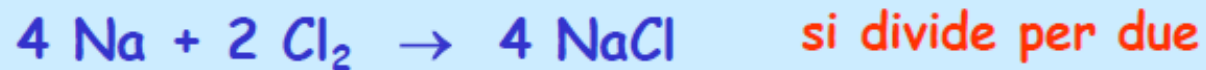
Un'equazione chimica va bilanciata scegliendo opportunamente i coefficienti stechiometrici



Procedimento per tentativi

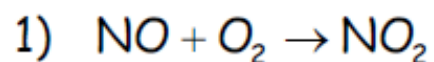


I coefficienti possono essere moltiplicati per una costante qualsiasi, ma in genere sono scelti in modo da essere i più piccoli numeri interi



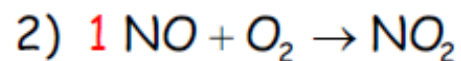
N.B.:

- bilanciare prima gli atomi contenuti in una sola sostanza ai reagenti e ai prodotti
- quando uno dei reagenti o dei prodotti esiste come elemento libero, bilanciare questo elemento per ultimo
- attenzione al numero di atomi!
Es.: in $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ci sono $4 \times 3 = 12$ atomi di O

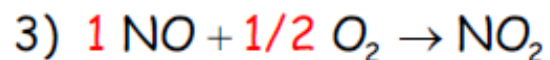


Assegnare il coefficiente 1 ad uno dei reagenti o dei prodotti.

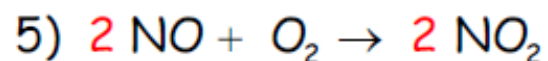
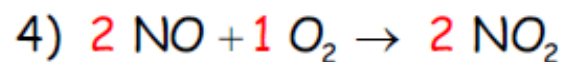
È preferibile scegliere il composto con il maggior numero di elementi diversi.

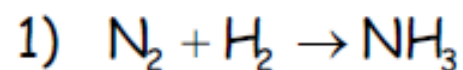


In questo modo l'azoto è bilanciato, ma l'ossigeno no...per bilanciarlo bisogna considerare che a reagire sia mezza molecola di ossigeno...



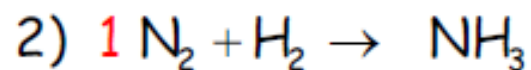
Così la reazione è bilanciata, ma bisogna evitare di usare coefficienti stechiometrici frazionari...



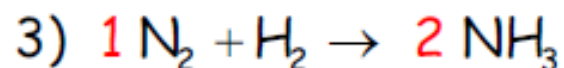


Assegnare il coefficiente 1 ad uno dei reagenti o dei prodotti.

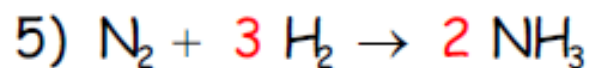
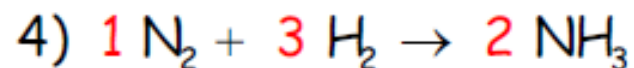
È preferibile scegliere il composto con il maggior numero di elementi diversi.

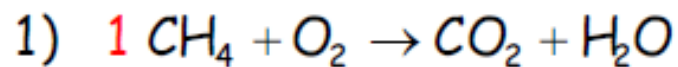
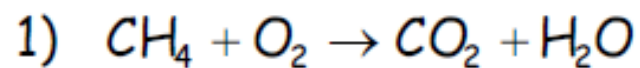


Poi bilanciamo l'azoto nell'ammoniaca...

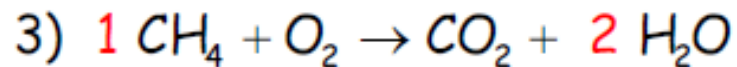


..poi si bilancia l'idrogeno molecolare

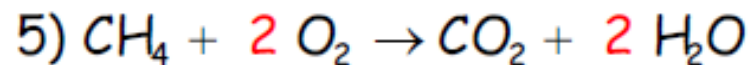
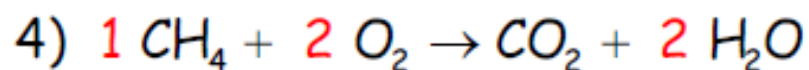


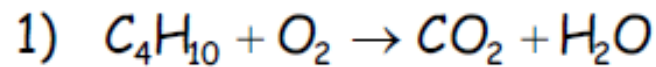


Poi bilanciamo l'idrogeno...

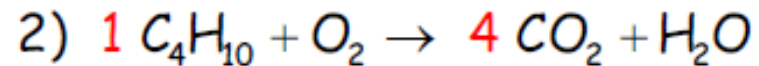


...e poi l'ossigeno...

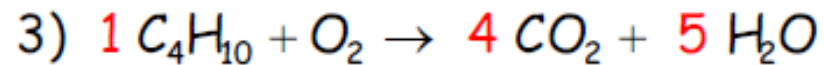




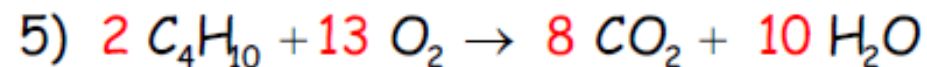
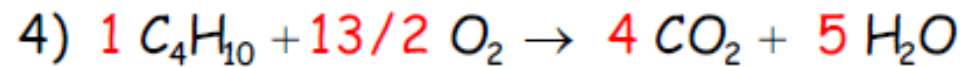
Si inizia con il carbonio...

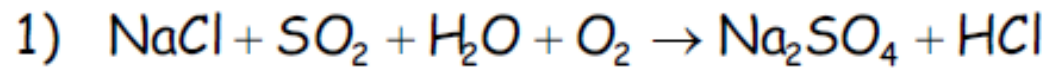


Poi bilanciamo l'idrogeno...

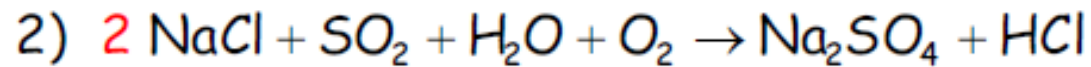


...e poi l'ossigeno...

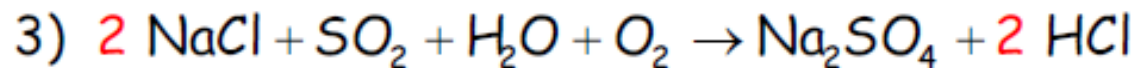




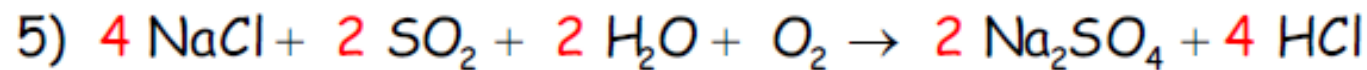
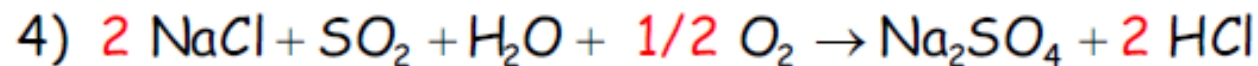
Iniziamo dal sodio...



...poi il cloro...



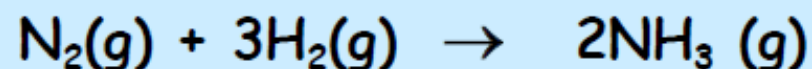
...lo zolfo è già bilanciato...anche l'idrogeno...rimane l'ossigeno...



Stechiometria

La stechiometria è il calcolo delle quantità dei reagenti e dei prodotti implicati in una reazione chimica. Essa si basa sull'equazione chimica e sulla relazione tra massa e moli.

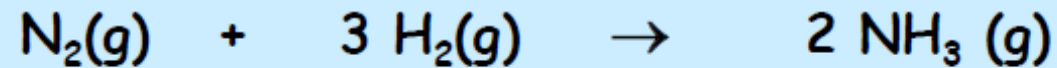
Esempio



Tipici problemi della stechiometria sono:

- Quanto idrogeno è necessario per produrre 100 Kg di NH_3 ?
- Quanta NH_3 si ottiene da 100 Kg di N_2 ?

Per rispondere ai problemi precedenti è utile la seguente interpretazione della reazione



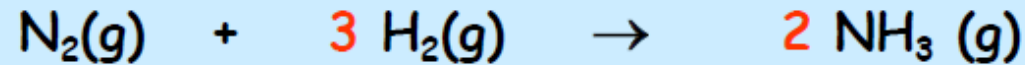
1 molecola N_2	3 molecole H_2	2 molecole NH_3
100 molecole N_2	3×100 molecole H_2	2×100 molecole NH_3
N_A molecole N_2	$3 \times N_A$ molecole H_2	$2 \times N_A$ molecole NH_3

1 mole N_2	3 moli H_2	2 moli NH_3
---------------------	---------------------	----------------------

28,0 g N_2	$3 \times 2,02$ g H_2	2×17 g NH_3
---------------------	--------------------------------	-------------------------------

Si noti che una mole è un numero fisso ($6,022 \times 10^{23}$) di molecole (come "dozzina")

Esempio



Quale è la massa di idrogeno necessaria per produrre 907 Kg di ammoniaca?

- prima di tutto si calcolano le moli di NH_3

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{9,07 \times 10^5 \text{ g NH}_3}{17,0 \text{ g NH}_3/\text{mol NH}_3} = 5,34 \times 10^4 \text{ mol NH}_3$$

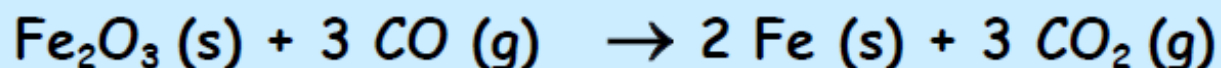
- dall'equazione chimica si deducono le moli di H_2 :
per 2 moli di NH_3 ne servono 3 di H_2

$$n_{\text{H}_2} = 5,34 \times 10^4 \text{ mol NH}_3 \times \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol NH}_3} = 8,01 \times 10^4 \text{ mol H}_2$$



Esempio

Data la reazione,



Calcolare quanti grammi di ferro si possono produrre da 1,00 Kg di ossido di ferro (III).

Le moli di ossido di ferro (III) a disposizione sono:

$$n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{1,00 \times 10^3 \text{ g}}{159,6 \text{ g/mol}} = 6,25 \text{ mol} \quad 1\text{Kg} = 10^3 \text{ grammi}$$

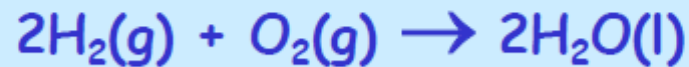
Le moli di ferro sono dedotte dall'equazione chimica:

$$n_{\text{Fe}} = 6,25 \text{ mol } \cancel{\text{Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{2 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{Fe}_2\text{O}_3}} = 12,5 \text{ mol Fe}$$

Si calcolano infine i grammi di Fe:

$$\text{Massa Fe} = n_{\text{Fe}} \times P_{\text{A}_{\text{Fe}}} = 12,5 \text{ mol} \times 55,85 \text{ g/mol} = 6,98 \times 10^2 \text{ g}$$

Problema: Quanti grammi di acqua vengono prodotti dalla reazione di 4,16 g di H₂ con un eccesso di ossigeno, in base alla seguente reazione?



Calcoliamo le moli di H₂

$$n_{\text{H}_2} = \frac{4,16 \text{ g H}_2}{2,02 \text{ g H}_2 / \text{mol H}_2} = 2,06 \text{ mol H}_2$$

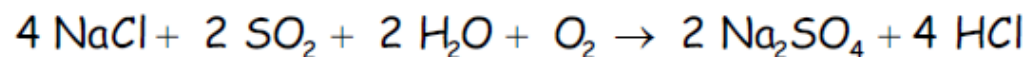
Trasformiamo le moli di H₂ in moli di H₂O

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 2,06 \text{ mol H}_2 \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol H}_2} = 2,06 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Calcoliamo i grammi di H₂O

$$\text{massa}_{\text{H}_2\text{O}} = 2,06 \text{ mol H}_2\text{O} \times 18,02 \text{ g H}_2\text{O} / \text{mol H}_2\text{O} = 37,1 \text{ g H}_2\text{O}$$

b) Calcolare i grammi di H₂O che reagiscono con 1.5 g di NaCl, i grammi di Na₂SO₄ che si formano ed il numero di molecole di O₂ che partecipano alla reazione.



4 "molecole" di NaCl reagiscono con 2 molecole di H₂O



n "molecole" di NaCl reagiscono con n/2 molecole di H₂O

1.5 g di NaCl corrispondono a:

$$\text{moli NaCl} = \frac{g_{\text{NaCl}}}{PM_{\text{NaCl}}} = \frac{1.5}{(23 + 35.45)} = 0.0257 = 2.57 \times 10^{-2}$$

Quindi le moli di acqua che reagiranno con questa quantità di NaCl saranno:

$$\text{moli H}_2\text{O} = \frac{2.57 \times 10^{-2}}{2} = 1.285 \times 10^{-2}$$

Che corrispondono a:

$$g \text{ H}_2\text{O} = \text{moli}_{\text{H}_2\text{O}} \times PM_{\text{H}_2\text{O}} = 1.285 \times 10^{-2} \times 18 = 0.231$$

1.5 g di NaCl corrispondono a:

$$\text{moli NaCl} = \frac{g_{\text{NaCl}}}{PM_{\text{NaCl}}} = \frac{1.5}{(23 + 35.45)} = 0.0257 = 2.57 \times 10^{-2}$$

Quindi le moli di solfato di sodio che si formeranno sono:

$$\text{moli Na}_2\text{SO}_4 = \frac{2.57 \times 10^{-2}}{2} = 1.285 \times 10^{-2}$$

Che corrispondono a:

$$g \text{ Na}_2\text{SO}_4 = \text{moli}_{\text{Na}_2\text{SO}_4} \times PM_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 1.285 \times 10^{-2} \times 142 = 1.825$$

Allo stesso risultato si sarebbe arrivati partendo dalle molecole di acqua:

2 molecole di H_2O formano 2 "molecole" di Na_2SO_4

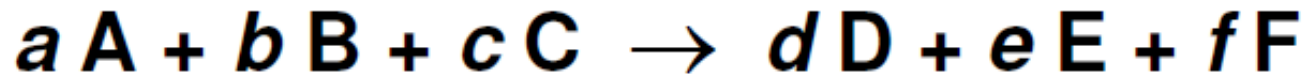


n "molecole" di H_2O formano n molecole di Na_2SO_4

Quindi le moli di solfato di sodio che si formeranno sono 1.285×10^{-2}

e quindi:

$$g Na_2SO_4 = moli_{Na_2SO_4} \times PM_{Na_2SO_4} = 1.285 \times 10^{-2} \times 142 = 1.825$$



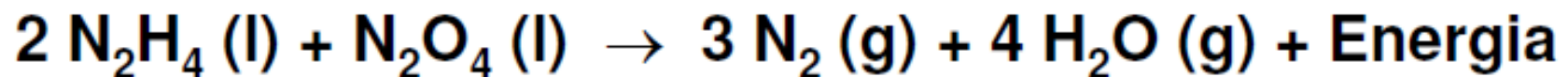
Operazioni per risolvere i problemi con agenti limitanti

- 1) Identificare il problema - Recuperare informazioni: massa, numero di moli, numero di molecole, volume e molarità della soluzione sono noti per più di un reagente!
- 2) Calcolare le moli di ciascun reagente!
- 3) Dividere le moli di ciascun reagente per il coefficiente (a,b,c, ecc...)!
- 4) Il reagente che presenta il valore inferiore è l'agente limitante!
- 5) Usare il reagente limitante per calcolare le moli del prodotto desiderato, quindi convertire alle unità richieste (moli, masse, volume, N° atomi, ecc)

Problema: Una miscela combustibile agli albori dei lanci di razzi era composta da due liquidi, l'idrazina (N_2H_4) e il tetraossido di diazoto (N_2O_4). Questi composti si infiammano al contatto (ipergolici) per formare azoto e vapore acqueo. Quanti grammi di azoto si formano per mescolamento esattamente di $1.00 \times 10^2 \text{ g}$ di N_2H_4 e $2.00 \times 10^2 \text{ g}$ di N_2O_4 ?

Piano: Prima scrivere l'equazione bilanciata. Poiché sono date le quantità di entrambi i reagenti, si tratta di un problema di reagente limitante. Calcolare le moli di ciascun reagente, e quindi dividere per i coefficienti dell'equazione per trovare qual è la specie limitante ed usare questa per calcolare le moli di azoto, quindi calcolare la massa usando il peso molecolare dell'azoto.

Soluzione:




massa molare $N_2H_4 = (2 \times 14.01 + 4 \times 1.008) = 32.05 \text{ g/mol}$

massa molare $N_2O_4 = (2 \times 14.01 + 4 \times 16.00) = 92.02 \text{ g/mol}$

$$\text{Moli di } N_2H_4 = 1.00 \times 10^2 \text{ g} \times \frac{\text{mol}}{32.05 \text{ g}} = 3.12 \text{ mol } N_2H_4$$

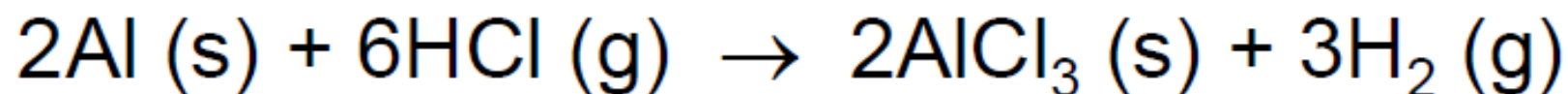
$$\text{Moli di } N_2O_4 = 2.00 \times 10^2 \text{ g} \times \frac{\text{mol}}{92.02 \text{ g}} = 2.17 \text{ mol } N_2O_4$$

Dividendo per i coefficienti $3.12 \text{ mol} / 2 = 1.56 \text{ mol } N_2H_4$  **Limitante !**

$$2.17 \text{ mol} / 1 = 2.17 \text{ mol } N_2O_4$$

$$N_2 \text{ prodotto} = 3.12 \text{ mol } N_2H_4 \times \frac{3 \text{ mol } N_2}{2 \text{ mol } N_2H_4} = 4.68 \text{ mol di } N_2$$

Massa dell'azoto = $4.68 \text{ mol } N_2 \times 28.02 \text{ g } N_2 / \text{mol} = \underline{\underline{131 \text{ g di } N_2}}$



- Dati 30.0g di Al e 20.0 g di HCl, quante moli di Cloruro di Alluminio si formeranno?

$$\text{mol Al} = 30.0 \text{ g Al} \times \frac{1 \text{ mol Al}}{26.98 \text{ g Al}} = 1.11 \text{ mol Al}$$

$$1.11 \text{ mol Al} / 2 = 0.555$$

$$\text{mol HCl} = 20.0 \text{ g HCl} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36.5 \text{ g HCl}} = 0.548 \text{ mol HCl}$$

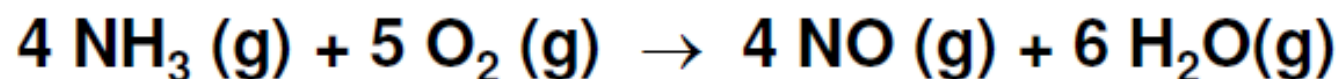
$$0.548 \text{ mol HCl} / 6 = 0.0913$$

- C'è meno HCl, perciò è il reagente **limitante!**

- poiché 6 mol di HCl formano 2 mol di AlCl_3 , 0.548 mol di HCl daranno:

$$\begin{aligned} \text{mol HCl} &= 0.548\text{ mol HCl} \times \frac{2\text{ mol AlCl}_3}{6\text{ mol HCl}} \\ &= 0.138\text{ mol AlCl}_3 \end{aligned}$$

- Che massa di NO si può formare per reazione in fase gas di 30.0 g di Ammoniaca e 40.0 g di Ossigeno?



$$30.0\text{g NH}_3 / (17.0\text{g NH}_3 / \text{mol NH}_3) = 1.76 \text{ mol NH}_3$$

$$1.76 \text{ mol NH}_3 / 4 = 0.44 \text{ mol NH}_3$$

$$40.0\text{g O}_2 / (32.0\text{g O}_2 / \text{mol O}_2) = 1.25 \text{ mol O}_2$$

$$1.25 \text{ mol O}_2 / 5 = 0.25 \text{ mol O}_2 \quad \leftarrow \text{Limitante !}$$

$$1.25 \text{ mol O}_2 \times \frac{4 \text{ mol NO}}{5 \text{ mol O}_2} = 1.00 \text{ mol NO}$$

$$\text{massa NO} = 1.00 \text{ mol NO} \times \frac{30 \text{ g NO}}{1 \text{ mol NO}} = \underline{\underline{30.0 \text{ g NO}}}$$

Resa di una reazione chimica

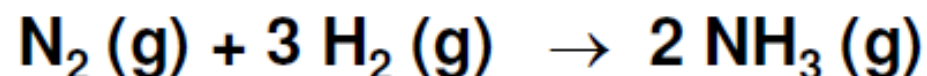
Indica il rapporto fra la quantità teorica di prodotto previsto e la quantità reale ottenuta:

$$\text{RESA \%} = \frac{\text{quantità reale di prodotto}}{\text{quantità teorica di prodotto}} \times 100$$

RESA % è nella pratica inferiore a 100 % per:

- non perfetta completezza della reazione
- reazioni competitive secondarie
- perdita di prodotto durante separazione e purificazione

Problema: L'Ammoniaca si produce con il Processo Haber usando Azoto ed Idrogeno gas. Se 85.90 g di azoto vengono fatti reagire con 21.66 g di Idrogeno e la reazione forma 98.67 g di ammoniaca, qual è la resa percentuale della reazione?



Piano: Siccome sono state date le masse di entrambi i reagenti, si tratta di un problema di reagente limitante.

- a) Come prima cosa determinare qual è l'agente limitante
- b) quindi calcolare la resa teorica,
- c) quindi la resa percentuale.

Soluzione: Moli di Azoto e Idrogeno:

$$\text{moli N}_2 = \frac{85.90 \text{ g N}_2}{\left[\frac{28.02 \text{ g N}_2}{1 \text{ mol N}_2} \right]} = 3.066 \text{ mol N}_2$$

$$\text{moli H}_2 = \frac{21.66 \text{ g H}_2}{\left[\frac{2.016 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} \right]} = 10.74 \text{ mol H}_2$$

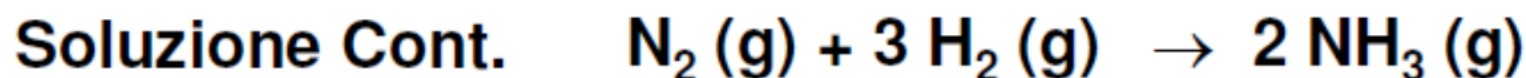
Dividere per il coefficiente
per ottenere l'agente limitante:

$$\frac{3.066 \text{ g N}_2}{1} = \mathbf{3.066}$$



Limitante !

$$\frac{10.74 \text{ g N}_2}{3} = \mathbf{3.582}$$



Si hanno 3.066 moli di Azoto, ed è limitante, pertanto la resa teorica di ammoniaca è:

$$3.066 \text{ mol N}_2 \times \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol N}_2} = 6.132 \text{ mol NH}_3 \text{ (Resa Teorica)}$$

$$6.132 \text{ mol NH}_3 \times \frac{17.03 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 104.427 \text{ g NH}_3 \text{ (Resa Teorica)}$$

$$\text{Resa Percentuale} = \frac{\text{Resa Reale}}{\text{Resa Teorica}} \times 100\%$$

$$\text{Resa \%} = \frac{98.67 \text{ g NH}_3}{104.427 \text{ g NH}_3} \times 100\% = 94.49 \%$$

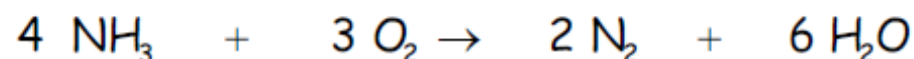
Esercizio:

- 1) 34 g di NH_3 e 50 g di O_2 vengono fatti reagire. Si ottengono 25.2 g di N_2 . Calcolare la resa percentuale della reazione.

Prepariamo lo schema di reazione:

per prima cosa bisogna calcolare le moli dei due reagenti

$$\text{moli NH}_3 = \frac{g_{\text{NH}_3}}{PM_{\text{NH}_3}} = \frac{34}{17} = 2 \qquad \text{moli O}_2 = \frac{g_{\text{O}_2}}{PM_{\text{O}_2}} = \frac{50}{32} = 1.56$$



Inizio 2 1.56 / /

In questo caso le quantità di reagenti non sono stechiometriche...quale sarà il reagente limitante?

Lo si può dedurre assumendo per esempio che lo sia l' NH_3 ...se così fosse la quantità necessaria di O_2 sarebbe $2 \times \frac{3}{4} = 1.5$ moli ...visto che sono a disposizione un numero superiore di moli (1.56 moli) di O_2 , l'assunzione è valida...il reagente limitante è l' NH_3 .

	4 NH_3	+	3 O_2	\rightarrow	2 N_2	+	$6 \text{ H}_2\text{O}$
Inizio	2		1.56		/		/
Reazione	-2		-1.5		+1		+3
Fine	/		0.06		1		3

Dallo schema di reazione si può calcolare la quantità teorica di N_2 che corrisponde ad 1 mole...cioè 28 g (il PM di N_2 è 28)...

...ma la quantità realmente ottenuta è stata di 25.2 g...quindi la resa percentuale della reazione è:

$$\text{resa \%} = \frac{25.2}{28} \times 100 = 91.1 \%$$

Purezza dei campioni

Genericamente un campione (anche di un reagente acquistato) non è mai puro al 100%.

I campioni di composti commerciali riportano sull'etichetta il grado di purezza in forma percentuale.

Nei conti stechiometrici dovremo tenere conto del grado di purezza di un campione e quindi saper calcolare quanta massa e perciò quante moli di composto contiene realmente il nostro campione.

Calcolare la massa di NaOH e quella delle impurezze presenti in 45.2 g di NaOH puro al 98.2%

$$\%_{\text{NaOH}} = \frac{\text{massa NaOH}}{\text{massa totale}} \cdot 100$$

$$98.2 = \frac{\text{massa NaOH}}{45.2} \cdot 100$$

$$m_{\text{NaOH}} = \frac{98.2 \cdot 45.2}{100} = 44.4 \text{ g}$$

NB. La purezza viene espressa come percentuale in peso

LAVORARE CON LE SOLUZIONI

DENSITA'

La **densità** di un oggetto è la sua **massa per unità di volume**

$$d = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} = \frac{m}{V}$$

Nel SI (sistema internazionale) l'unità base per la massa è il chilogrammo (Kg). Spesso in chimica si usano dei sottomultipli (in genere il **grammo**).

Per il volume l'unità nel SI è il metro cubo (m^3) che però è molto scomodo per l'uso di laboratorio. Si usa quindi il **litro**:

$$\text{litro (L)} = 1 \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ m}^3$$

A sua volta il litro si può dividere in sottomultipli:

$$1 \text{ mL} = 10^{-3} \text{ L} = 1 \text{ cm}^3 = 10^{-6} \text{ m}^3$$



$$d = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} = \frac{m}{V}$$

Mentre massa e volume sono proprietà **estensive** (= dipendono dalla quantità di materia considerata), la densità è una proprietà **intensiva** (= è indipendente dalla quantità di materia).

Problema: In un esperimento occorrono 43,7 g di alcool isopropilico. Sapendo che la densità dell'alcool isopropilico è 0,785 g/ml, quale volume di alcool bisogna usare?

Dalla definizione di densità abbiamo:

$$V = \frac{m}{d} = \frac{43,7 \text{ g}}{0,785 \text{ g/ml}} = 55,7 \text{ ml}$$

Densità di Sostanze Comuni

Sostanza	Stato Fisico	Densità ($g \cdot cm^{-3}$)
Idrogeno	gas	0.0000899
Ossigeno	gas	0.00133
Alcol etilico	liquido	0.789
Acqua	liquido	0.998
Sale da cucina	solido	2.16
Alluminio	solido	2.70
Piombo	solido	11.3
Oro	solido	19.3

A temperatura ambiente ($20^{\circ}C$) e pressione atmosferica normale ($1 atm$).

SOLUZIONI E CONCENTRAZIONE MOLARE

Quando sciogliamo una sostanza in un liquido chiamiamo soluto la sostanza e solvente il liquido.

La miscela omogenea risultante è nota come soluzione.

Con concentrazione si intende la quantità di soluto sciolta in una quantità standard di soluzione (o solvente).

La **concentrazione molare** è definita come moli di soluto per litro di soluzione

$$\text{Molarità (M)} = \frac{\text{moli soluto}}{\text{litri soluzione}} \equiv \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Una soluzione di NH_3 0,15 M contiene 0,15 moli di NH_3 in un litro di soluzione

Per preparare una soluzione 0,5 M di NaCl bisogna porre 0,5 moli di NaCl in un pallone tarato di un litro e quindi aggiungere acqua fino al volume di un litro.



Per preparare una soluzione 0,5 M di K_2CrO_4 bisogna porre 0,5 moli di K_2CrO_4 in un pallone tarato di un litro e quindi aggiungere acqua fino al volume di un litro.



Esempio

Quale è la molarità di una soluzione ottenuta sciogliendo 0,38 g di NaNO_3 fino ad un volume di 50 ml?

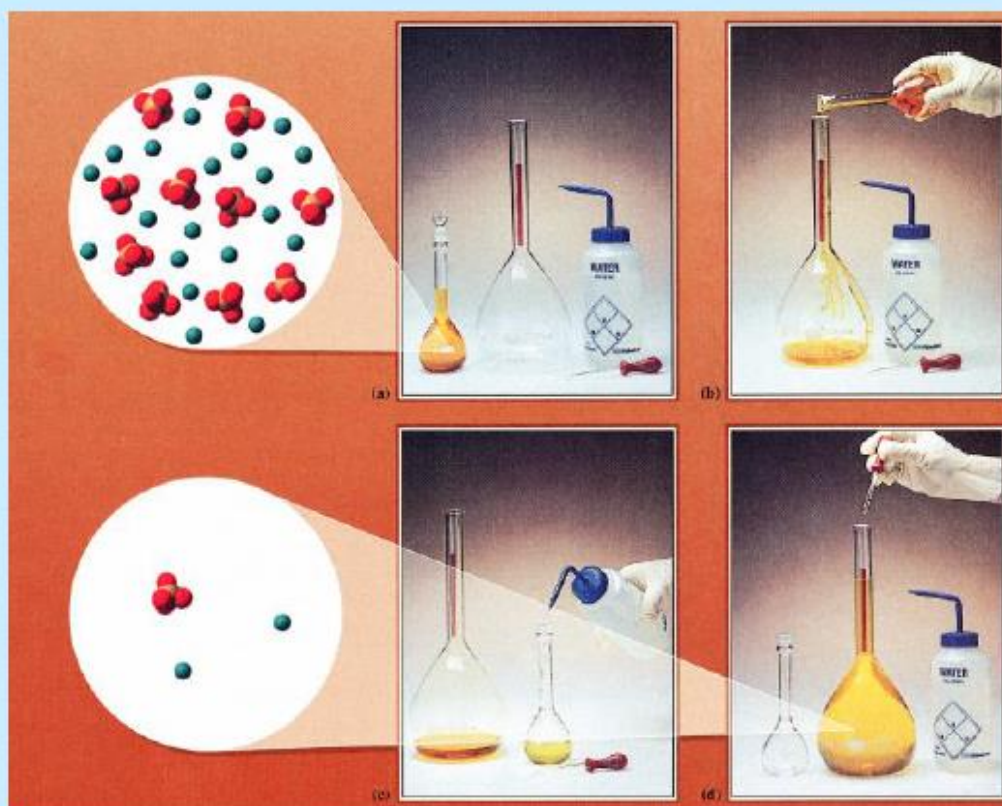
$$\text{mol}_{\text{NaNO}_3} = \frac{0,38 \text{ g}}{85,0 \text{ g/mol}} = 4,47 \times 10^{-3} \text{ mol}_{\text{NaNO}_3}$$

$$\text{molarità} = \frac{4,47 \times 10^{-3} \text{ mol}_{\text{NaNO}_3}}{50 \times 10^{-3} \text{ L}} = 0,089 \text{ mol/L}$$

DILUIZIONE

Si incontra spesso il problema di dover preparare una soluzione diluita a concentrazione data partendo da una soluzione più concentrata.

Es: soluzione
di K_2CrO_4



Nella diluizione varia solo il volume del solvente, mentre **le moli del soluto rimangono invariate**. Possiamo ricavare le moli del soluto da:

$$\text{Molarità (M)} = \frac{\text{moli soluto}}{\text{litri soluzione}} \Rightarrow \boxed{\text{moli soluto} = \text{Molarità} \times \text{litri soluzione}}$$

M_i = molarità iniziale M_f = molarità finale V_i = volume iniziale V_f = volume finale

Poiché anche diluendo le moli di soluto rimangono costanti si ha:

Moli iniziali = Moli finali

$$\boxed{M_i \times V_i = M_f \times V_f}$$

Esempio

Si abbia una soluzione 0,8 M di NaCl. Quanti ml di tale soluzione devono essere usati per diluizione per preparare 100 ml di soluzione 0,2 M?

$$M_i = 0,8 \text{ M}$$

$$V_i = \text{incognita}$$

$$M_f = 0,2 \text{ M}$$

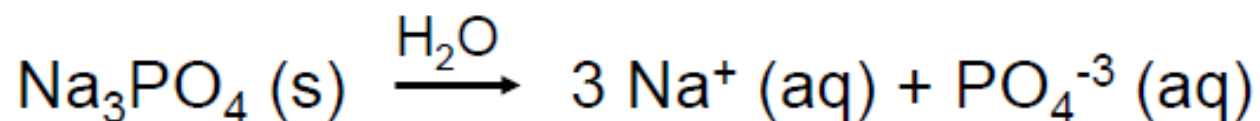
$$V_f = 100 \text{ ml}$$

$$M_i \times V_i = M_f \times V_f$$

$$V_i = \frac{M_f \times V_f}{M_i} = \frac{0,2 \text{ M} \times 100 \text{ ml}}{0,8 \text{ M}} = 25 \text{ ml}$$

■ | Preparazione di una Soluzione - I

- Preparare una soluzione di Fosfato di Sodio sciogliendo 3.95 g di Fosfato di Sodio in acqua e diluendo poi a 300.0 ml (o 0.300 L).
- Qual è la Molarità (M) del sale e quella di ciascun ione?



Molti composti ionici si dissociano in soluzioni acquose in cationi ed anioni idratati.

Massa molare di $\text{Na}_3\text{PO}_4 = 163.94 \text{ g/mol}$

$3.95 \text{ g} / (163.94 \text{ g/mol}) = 0.0241 \text{ mol Na}_3\text{PO}_4$

sciogliere e diluire a 300.0 ml

$M = 0.0241 \text{ mol Na}_3\text{PO}_4 / 0.300 \text{ L} = \underline{0.0803 \text{ M Na}_3\text{PO}_4}$

- per gli ioni $\text{PO}_4^{3-} = \mathbf{0.0803 \text{ M}}$
- per gli ioni $\text{Na}^+ = 3 \times 0.0803 \text{ M} = \mathbf{0.241 \text{ M}}$

Preparazione una Soluzione di Permanganato di Potassio

66

Il Permanganato di Potassio è KMnO_4 e ha massa molecolare
 158.04 g / mol

Problema: Preparare una soluzione sciogliendo 1.58 g di KMnO_4 in sufficiente acqua per fare 250.00 ml di soluzione.

$$1.58 \text{ g KMnO}_4 \times \frac{1 \text{ mol KMnO}_4}{158.04 \text{ g KMnO}_4} = 0.0100 \text{ mol KMnO}_4$$

$$\text{Molarità} = \frac{0.0100 \text{ mol KMnO}_4}{0.250 \text{ litri}} = 0.0400 \text{ M}$$

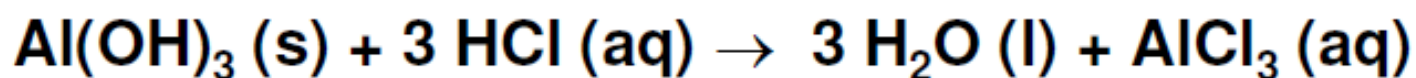
$$\text{Molarità dello ione K}^+ = [\text{K}^+] = [\text{MnO}_4^-] = 0.0400 \text{ M}$$

- Prendere 25.00ml della soluzione 0.0400 Molare di KMnO_4
- Diluire i 25.00ml ad 1.000 L - Quale sarà la Molarità (M) risultante della sol. diluita

N° di moli = Vol x Molarità

$$0.0250 \cancel{\text{L}} \times 0.0400 \frac{\text{mol}}{\cancel{\text{L}}} = 0.00100 \text{ mol}$$

$$0.00100 \text{ mol} / 1.00 \text{ L} = \mathbf{0.00100 M}$$



Massa (g) di Al(OH)_3

↓ *PM (g/mol)*

Moli di Al(OH)_3

↓ Rapporto Molare

Moli di HCl

↓ *M (mol/V)*

Volume (L) di HCl

Dati 10.0 g Al(OH)_3 , quale volume di HCl 1.50 M occorre per neutralizzare la base?

$$\frac{10.0 \text{ g Al(OH)}_3}{78.00 \text{ g/mol}} = 0.128 \text{ mol Al(OH)}_3$$

$$0.128 \text{ mol Al(OH)}_3 \times \frac{3 \text{ mol HCl}}{\text{mol Al(OH)}_3} = 0.385 \text{ mol HCl}$$

$$\text{Vol HCl} = \frac{1.00 \text{ L HCl}}{1.50 \text{ mol HCl}} \times 0.385 \text{ mol HCl} = 0.256 \text{ L} = 256 \text{ ml}$$

Stechiometria e volumi di soluzione

Possono presentarsi problemi di stechiometria in cui la quantità di un reagente/prodotto viene data o richiesta come volume di una soluzione a concentrazione molare nota.

Il procedimento è analogo a quello visto per i problemi stechiometrici ponderali:

- (1) si passa dalla quantità nota (massa o volume) a moli
- (2) si passa da moli di reagente a moli di prodotto o viceversa
- (3) si riporta il numero di moli ottenuto alla quantità richiesta (massa o volume)

Per passare da massa a moli e viceversa:

$$\text{moli} = \frac{\text{massa}}{\text{massa molare}}$$

$$\text{massa} = \text{moli} \times \text{massa molare}$$

Per passare da volume a moli e viceversa:

$$\text{moli} = \text{molarità} \times \text{volume}$$

$$\text{volume} = \frac{\text{moli}}{\text{molarità}}$$



Esempio

Si consideri la reazione di neutralizzazione,



Un recipiente contiene 35,0 ml di una soluzione 0,175 M di H_2SO_4 . Quanti ml di una soluzione 0,250 M di NaOH devono essere aggiunti per reagire completamente con l'acido solforico?

Si passa dal volume di H_2SO_4 0,175 M al numero di moli:

$$1) n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = M \times V = 0,175 \text{ mol/L} \times 35,0 \times 10^{-3} \text{ L} = 6,125 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$2) n_{\text{NaOH}} = n_{\text{H}_2\text{SO}_4} \times \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 1,225 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$3) V_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}}} = \frac{1,25 \times 10^{-2} \text{ mol}}{0,250 \text{ mol/l}} = 4,90 \times 10^{-2} \text{ L} \equiv 49 \text{ ml}$$

