

Leggi Fondamentali della Chimica

→ Leggi Ponderali

→ Leggi Volumetriche

Leggi che regolano le combinazioni tra elementi, ovvero le reazioni chimiche.

Leggi fondamentali in quanto hanno consentito di introdurre i concetti di ATOMO e MOLECOLA.

Sono alla base della scienza chimica, in quanto permettono di stabilire la COMPOSIZIONE PONDERALE e ATOMICA dei vari composti e ricavare le quantità relative di reagenti e prodotti in una reazione chimica.



Leggi Ponderali

(relative ai pesi dei reagenti e dei prodotti di reazione)

Legge di LAVOISIER o della conservazione delle masse

“In una reazione chimica la somma dei pesi dei reagenti è uguale alla somma dei pesi dei prodotti”

2 g di Idrogeno + 16 g di Ossigeno =
18 g di Acqua



Legge di PROUST o delle proporzioni definite

“In ogni composto puro, qualunque sia l'origine o il metodo di preparazione, gli elementi che lo costituiscono sono combinati tra loro in un rapporto ponderale fisso e costante”

idrogeno	+ ossigeno	→ acqua	rapporto ponderale	ossigeno idrogeno
1.000 g	7.9367 g	8.9367 g	$\frac{7.9367}{1.000}$	= 7.9367
2.000 g	15.8734 g	17.8734 g	$\frac{15.8734}{2.000}$	= 7.9367
3.000 g	23.8101 g	26.8101 g	$\frac{23.8101}{3.000}$	= 7.9367
3.000 g	15.8734 g	17.8734 g	+ 1 g di idrogeno (in eccesso, non reagito)	



Legge di DALTON o delle proporzioni multiple

“Quando due (o più) elementi si combinano tra loro con rapporti ponderali diversi per dare origine a composti diversi, mantenendo costante la quantità in peso di uno di essi, le quantità dell'altro variano secondo rapporti semplici, ossia sono multiple intere della quantità minima”

Esempi:

1) Acqua ed acqua ossigenata sono entrambe costituite da idrogeno ed ossigeno

Acqua:

Idrogeno 1.0000 g Ossigeno 7.9367 g

Acqua ossigenata:

Idrogeno 1.0000 g Ossigeno 15.8734 g = 2 x 7.9367

Le masse di ossigeno nei due composti stanno tra loro nel rapporto 1:2



Leggi Volumetriche

(relative ai volumi di reagenti e prodotti nelle reazioni in fase gassosa)

Legge di GAY-LUSSAC

“In una reazione tra sostanze gassose, i volume dei reagenti stanno tra loro e con quelli dei prodotti in rapporti semplici, dati da numeri interi e piccoli”

Consideriamo le reazioni dell'idrogeno rispettivamente con il cloro, con l'ossigeno e con l'azoto:

1 volume di idrogeno + 1 volume di cloro = 2 volumi di cloruro di idrogeno

2 volumi di idrogeno + 1 volume di ossigeno = 2 volumi di vapore d'acqua

3 volumi di idrogeno + 1 volume di azoto = 2 volumi di ammoniaca

In tutti i casi il rapporto volumetrico tra i gas che reagiscono, ed il rapporto volumetrico tra questi gas che reagiscono ed i prodotti di reazione, è espresso da numeri interi e piccoli



Per spiegare questi fenomeni dobbiamo ricorrere alla legge di Avogadro, che introduce un concetto fondamentale, quello di **molecola**, ovvero **“la più piccola particella di sostanza, sia essa elemento o composto, capace di esistenza indipendente”**

Molecola di un elemento: aggregato costituito da atomi uguali

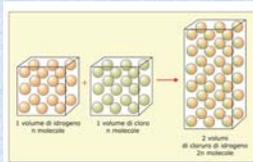
Molecola di un composto: aggregato costituito da atomi di diversa natura combinati tra loro in rapporto fisso e costante, come fisso e costante è il loro rapporto ponderale



Legge di AVOGADRO

"Volumi uguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di molecole"

Vediamo come questi concetti della legge di Avogadro spiegano la legge di Gay-Lussac



1 volume di idrogeno + 1 volume di cloro → 2 volumi di cloruro di idrogeno



SIMBOLI ATOMICI



Notazione fatta di una o due lettere corrispondente ad un particolare elemento.

Spesso si fa uso delle prime lettere del nome latino

Au	Oro	da	Aurum	
Na	Sodio	da	Natrium	
Sb	Antimonio	da	Stibium	(bastoncino)



STRUTTURA NUCLEARE

Ogni elemento è caratterizzato da una carica nucleare tipica che è un multiplo della carica elettronica e . Questo multiplo viene indicato con la lettera Z .

Ad ogni Z corrisponde un atomo

H $Z=1$ He $Z=2$ Li $Z=3$

Nelle orbite dell'atomo neutro si muovono Z elettroni.

Un nucleo è costituito da due tipi di particelle:

- ♦ Protoni carica $+e$ massa 1831 volte quella dell'elettrone
- ♦ Neutroni carica 0 massa 1831 volte quella dell'elettrone



Un nucleo è quindi caratterizzato da due numeri

- ❖ Un **numero atomico** $Z \Rightarrow$ numero di protoni
- ❖ Un **numero di massa** $A \Rightarrow$ numero di protoni + numero di neutroni

Un nucleo particolare caratterizzato da Z e da A è anche chiamato **nuclide** e rappresentato con la seguente notazione:



$Z=11$ 11 protoni (definisce l'elemento Na)
 $A=23$ 23-11= 12 neutroni



Atomi i cui nuclei hanno lo **stesso numero di protoni** ma **diverso numero di neutroni** sono detti isotopi.

Ad esempio l'idrogeno ha tre isotopi:

^1_1H	idrogeno	1 protone	nessun neutrone
^2_1H	deuterio	1 protone	1 neutrone
^3_1H	trizio	1 protone	2 neutroni

Gli elementi presenti in natura sono in genere miscele di isotopi:

Cloro 75,8 % $^{35}_{17}\text{Cl}$ 24,2 % $^{37}_{17}\text{Cl}$

Abbondanza relativa: frazione del numero totale di atomi di un dato isotopo.



MASSE ATOMICHE

Sono a volte impropriamente chiamate **pesi atomici**.

Dal 1969 si usa una scala basata sul **carbonio-12** ossia sull'**isotopo ^{12}C**

A tale isotopo è stata arbitrariamente assegnata una massa di 12 unità di massa atomica.

Una **unità di massa atomica** (a.m.u.)= un dodicesimo della massa dell'atomo di carbonio-12 = $1,661 \times 10^{-27}$ Kg



FORMULA CHIMICA

È una notazione che usa i simboli atomici con dei numeri a pedice per indicare le quantità relative degli elementi che costituiscono la sostanza.

In tale accezione è anche nota come **formula empirica** o **formula minima**.



Questo è il tipo più semplice di formula chimica.

Prima di passare a formule chimiche più elaborate occorre considerare la classificazione delle sostanze in due tipi principali:

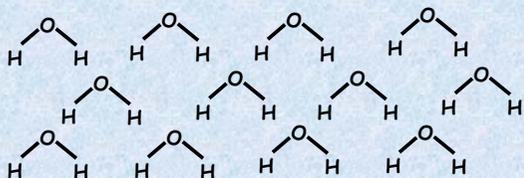
sostanze molecolari o **sostanze ioniche**



Sostanze molecolari

Una **molecola** è un gruppo di atomi connessi da legami chimici (forti).

Una **sostanza molecolare** è una sostanza composta da molecole tutte uguali.



Una **formula molecolare** è una formula chimica che dà l'esatto numero degli atomi di una molecola.

La **formula di struttura** mostra come sono legati fra di loro gli atomi di una molecola.

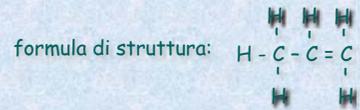
	Acqua	Ammoniaca	Idrazina
Formula empirica	H_2O	NH_3	NH_2
Formula molecolare	H_2O	NH_3	N_2H_4
Formula di struttura			



propene (propilene)

formula minima: CH_2

formula molecolare: C_3H_6



Sostanze ioniche

Uno **ione** è una particella carica ottenuta da un atomo o un gruppo di atomi legati chimicamente per addizione o sottrazione di elettroni.

Anione: ione carico negativamente Cl^- SO_4^{2-}

Catione: ione carico positivamente Na^+ Ca^{2+}

Un **composto ionico** è un composto costituito da cationi ed anioni tenuti assieme da forze elettrostatiche in una disposizione spaziale regolare.

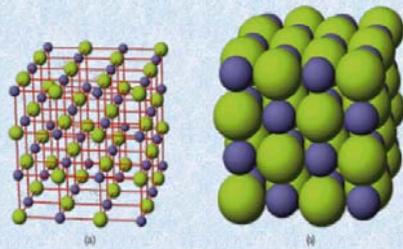


In tali casi si parla di **unità formula** più che di formula chimica e non si può definire una molecola

NaCl 1 ione Na^+ per ogni ione Cl^-

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ 2 ioni Fe^{3+} per 3 ioni SO_4^{2-}





I composti chimici sono suddivisi in:

Composti organici: composti del carbonio, considerabili come derivati da idrocarburi (composti di carbonio e idrogeno)

Composti inorganici: composti formati da tutti gli altri elementi, inclusi alcuni composti semplici del carbonio (CO , CO_2 , ecc.)



Composti binari: SALI DEGLI IDRACIDI

Sono formati da un metallo e da un non metallo

es. NaCl
cloruro di sodio

Formula: prima si scrive il metallo (in generale l'atomo meno elettronegativo), poi il non metallo (in generale l'atomo più elettronegativo)

Nome: radice del nome + -URO + di + nome del secondo elemento del primo elemento

N.B. Per scrivere correttamente un composto ionico, ossia il numero corretto degli atomi presenti, bisogna tenere conto che le cariche positive e le cariche negative devono essere bilanciate



es. K^+ Br^- KBr	Ca^{2+} Cl^- CaCl₂	Fe^{3+} Cl^- FeCl₃
bromuro di potassio	cloruro di calcio	cloruro ferrico opp. cloruro di ferro(III)
Na^+ S^{2-} Na₂S	Fe^{2+} S^{2-} FeS	Fe^{3+} S^{2-} Fe₂S₃
solfuro di sodio	solfuro ferroso opp. solfuro di ferro(II)	solfuro ferrico opp. solfuro di ferro(III)

altri esempi:

CaF_2 fluoruro di calcio
 CuI_2 ioduro rameico / ioduro di rame(II)
 CuI ioduro rameoso / ioduro di rame(I)
 ZnS solfuro di zinco
 $SnCl_4$ cloruro stannico / cloruro di stagno(IV)
 $SnCl_2$ cloruro stannoso / cloruro di stagno(II)

Composti binari: IDRACIDI

Sono acidi (si scindono liberando H^+) privi di atomi di ossigeno.

Per questi composti il nome comune (**acido + nome dell'elemento + -IDRICO**) è molto utilizzato, soprattutto quando si considerano loro soluzioni acquose.

Il nome IUPAC è più utilizzato per indicare il composto puro

	<u>nome comune</u>	<u>nome IUPAC</u>
HF	acido fluoridrico	fluoruro di idrogeno
HCl	acido cloridrico	cloruro di idrogeno
HBr	acido bromidrico	bromuro di idrogeno
HI	acido iodidrico	ioduro di idrogeno
H ₂ S	acido solfidrico	solfuro di idrogeno
HCN	acido cianidrico	cianuro di idrogeno

ATT! è ternario, ma è un idracido

Composti binari: IDRURI

Composti dell'idrogeno con elementi che hanno elettronegatività minore o paragonabile.

Si scrive quindi prima l'altro elemento e poi l'idrogeno.

Il nome, secondo le regole IUPAC, sarà **IDRURO di + nome del primo elemento**.

Per alcuni composti tuttavia ci sono nomi comuni

	<u>nome comune</u>	<u>nome IUPAC</u>
LiH		idruro di litio
NaH		idruro di sodio
KH		idruro di potassio
BeH ₂		(di)idruro di berillio
CaH ₂		(di)idruro di calcio
BH ₃	borano	(tri)idruro di boro
PH ₃	fosfina	(tri)idruro di fosforo
AsH ₃	arsina	(tri)idruro di arsenico
NH ₃	ammoniaca	(tri)idruro di azoto

Composti binari: OSSIDI

METALLI
+ Ossigeno

OSSIDI BASICI
o OSSIDI

NON METALLI
+ Ossigeno

OSSIDI ACIDI
o ANIDRIDI

SEMIMETALLI
+ Ossigeno

OSSIDI
ANFOTERI



Formula: prima l'elemento metallo/non metallo/semimetallo, poi ossigeno

es. Na_2O SO_2 Al_2O_3

Nome: OSSIDO di + nome del primo elemento

Il nome di ogni elemento è preceduto da un **prefisso** corrispondente al numero in pedice all'elemento

I prefissi sono:

1	mono (in genere si omette)	7	epta
2	di	8	otta
3	tri	9	nona
4	tetra	10	deca
5	penta		
6	esa		

OSSIDI (BASICI)



N.B. Considerare l'ossigeno O^{2-} per la combinazione con lo ione metallico

	<u>nome IUPAC</u>	<u>nome comune</u>	<u>Stock</u>
Li_2O	ossido di litio	ossido di litio	
Na_2O	ossido di sodio	ossido di sodio	
K_2O	ossido di potassio	ossido di potassio	
CaO	ossido di calcio		
MgO	ossido di magnesio		
FeO	ossido di ferro	ossido ferroso	ossido di ferro(II)
Fe_2O_3	triossido di ferro	ossido ferrico	ossido di ferro(III)
SnO	ossido di stagno	ossido stannoso	ossido di stagno(II)
SnO_2	diossido di stagno	ossido stannico	ossido di stagno(IV)
Cu_2O	diossido di rame	ossido rameoso	ossido di rame(I)
CuO	ossido di rame	ossido rameico	ossido di rame(II)

ANIDRIDI



N.B. per scrivere l'anidride combinare O^{2-} con il non metallo come se fosse carico positivamente per quanti e^- di valenza coinvolge

	<u>nome IUPAC</u>	<u>nome comune</u>
CO_2	diossido di carbonio	anidride carbonica
N_2O_5	pentaossido di diazoto	anidride nitrica
N_2O_3	triossido di diazoto	anidride nitrosa
SO_3	triossido di zolfo	anidride solforica
SO_2	diossido di zolfo	anidride solforosa
P_4O_{10} (P_2O_5)	decaossido di tetrafosforo	anidride fosforica
P_4O_6 (P_2O_3)	esaossido di tetrafosforo	anidride fosforosa
Cl_2O_7	eptaossido di dicloro	anidride <i>per</i> clorica
Cl_2O_5	pentaossido di dicloro	anidride <i>clorica</i>
Cl_2O_3	triossido di dicloro	anidride <i>clorosa</i>
Cl_2O	ossido di dicloro	anidride <i>ipo</i> clorosa

Composti ternari: **IDROSSIDI**



Nome: **IDROSSIDO** di +
nome del metallo

Li ₂ O + H ₂ O → 2 LiOH	idrossido di litio
Na ₂ O + H ₂ O → 2 NaOH	idrossido di sodio
K ₂ O + H ₂ O → 2 KOH	idrossido di potassio
CaO + H ₂ O → Ca(OH)₂	idrossido di calcio
FeO + H ₂ O → Fe(OH)₂	idrossido ferroso / idrossido di ferro(II)
Fe ₂ O ₃ + 3 H ₂ O → 2 Fe(OH)₃	idrossido ferrico / idrossido di ferro(III)
SnO + H ₂ O → Sn(OH)₂	idrossido stannoso / idrossido di stagno(II)
SnO ₂ + 2 H ₂ O → Sn(OH)₄	idrossido stannico / idrossido di stagno(IV)
Al ₂ O ₃ + 3 H ₂ O → 2 Al(OH)₃	idrossido di alluminio

N.B. IDROSSIDO: metallo + OH⁻ (ione idrossido)

per scrivere l'idrossido corretto combinare il metallo con la sua carica positiva con lo ione OH⁻



Composti ternari: **OSSIACIDI**



Nome: **ACIDO** + nome del non metallo + **-ICO** (n° maggiore di e- di valenza)
-OSO (n° minore di e- di valenza)

CO ₂ + H ₂ O → H₂CO₃	acido carbonico
N ₂ O ₅ + H ₂ O → 2 HNO₃	acido nitrico
N ₂ O ₃ + H ₂ O → 2 HNO₂	acido nitroso
SO ₃ + H ₂ O → H₂SO₄	acido solforico
SO ₂ + H ₂ O → H₂SO₃	acido solforoso
Cl ₂ O ₇ + H ₂ O → 2 HClO₄	acido perclorico
Cl ₂ O ₅ + H ₂ O → 2 HClO₃	acido clorico
Cl ₂ O ₃ + H ₂ O → 2 HClO₂	acido cloroso
Cl ₂ O + H ₂ O → 2 HClO	acido ipocloroso

ACIDI



	HClO ₄ <i>perclorico</i>	HIO ₄ <i>periodico</i>	HMnO ₄ <i>permanganico</i>		
HNO ₃ <i>nitrico</i>	H ₂ SO ₄ <i>solforico</i>	HClO ₃ <i>clorico</i>	HIO ₃ <i>iodico</i>	H ₂ CO ₃ <i>carbonico</i>	H ₃ PO ₄ <i>fosforico</i>
HNO ₂ <i>nitroso</i>	H ₂ SO ₃ <i>solforoso</i>	HClO ₂ <i>cloroso</i>			H ₃ PO ₃ <i>fosforoso</i>
	HClO <i>ipocloroso</i>				



carbonico



nitrico



fosforico



solforico



clorico



perclorico

Un acido libera ioni H^+ , generando così degli anioni

ANIONE: ACIDO senza H (cioè non metallo + ossigeno), con carica negativa uguale al numero di H

Nome: ione + nome dall'acido $-ICO \rightarrow -ATO$

nome dall'acido $-OSO \rightarrow -ITO$

	ClO_4^-	IO_4^-	MnO_4^-		
	perclorato	periodato	permanganato		
NO_3^-	SO_4^{2-}	ClO_3^-	IO_3^-	CO_3^{2-}	PO_4^{3-}
nitrate	solfo	clorato	iodato	carbonato	fosfato
NO_2^-	SO_3^{2-}	ClO_2^-			PO_3^{3-}
nitrito	solfito	clorito		fosfito	
	ClO^-				
	ipoclorito				

N.B. Tutti questi anioni, come anche lo ione idrossido, vanno considerati come gruppo unico con la carica totale indicata, e sono inscindibili nei singoli atomi



Composti ternari: **SALI DEGLI OSSIACIDI**

Formula: metallo + anione (non metallo + ossigeno)

Nome: nome anione di + nome metallo

N.B. Per scrivere correttamente un sale di un ossiacido bisogna bilanciare le cariche positive dello ione metallico e le cariche negative dell'anione dell'ossiacido



KNO_3	nitrate di potassio
K_2SO_4	solfo di potassio
$KMnO_4$	permanganato di potassio
$Fe_2(SO_4)_3$	solfo ferrico
$FeSO_4$	solfo ferroso
$NaNO_2$	nitrito di sodio
Na_2SO_3	solfito di sodio
$NaClO$	ipoclorito di sodio

SALI ACIDI: in un acido poliprotico (possiede più atomi di idrogeno) non tutti gli H vengono sostituiti dal metallo

H_2CO_3	Na_2CO_3	carbonato di sodio
	$NaHCO_3$	idrogeno carbonato di sodio bicarbonato di sodio carbonato acido di sodio
H_2SO_4	Na_2SO_4	solfo di sodio
	$NaHSO_4$	idrogeno solfo di sodio bisolfo di sodio solfo acido di sodio
H_2SO_3	Na_2SO_3	solfito di sodio
	$NaHSO_3$	idrogeno solfito di sodio bisolfito di sodio solfito acido di sodio

PRINCIPALI CATIONI

formula

nome

Cr^{3+}	Cromo(III) o cromico
Mn^{2+}	Manganese(II) o manganoso
Fe^{2+}	Ferro(II) o ferroso
Fe^{3+}	Ferro(III) o ferrico
Ni^{2+}	Nichel(II) o nichel
Cu^{2+}	Rame(II) o rameico
Zn^{2+}	Zinco
Ag^+	Argento
Cd^{2+}	Cadmio
Hg^{2+}	Mercurio(II) o mercurico



Un anione monoatomico prende il nome dall'elemento seguito dal suffisso -uro

Cl^- cloruro
 S^{2-} solfuro
 ma O^{2-} ossido

I non metalli formano anioni con carica pari al numero del gruppo meno 8

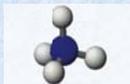
Cl^- VII A $7-8=-1$
 S^{2-} VI A $6-8=-2$



Ioni poliatomici

L'unico catione poliatomico di rilievo è:

NH_4^+ ione ammonio



ione ammonio (NH_4^+)

La maggior parte degli ioni poliatomici sono ossianioni, contenenti ossigeno più un altro elemento:

CO_3^{2-} ione carbonato

SO_4^{2-} ione solfato



ione solfato (SO_4^{2-})



PRINCIPALI IONI POLIATOMICI

Nome	Formula	Nome	Formula
Acetato	CH_3COO^-	Idrossido	OH^-
Ammonio	NH_4^+	Ipoclorito	ClO^-
Carbonato	CO_3^{2-}		
Clorato	ClO_3^-	Monoidrogeno fosfato	HPO_4^{2-}
Clorito	ClO_2^-	Nitrato	NO_3^-
Cromato	CrO_4^{2-}	Nitrito	NO_2^-
Cianuro	CN^-	Ossalato	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
Bicromato	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Perclorato	ClO_4^-
Diidrogenofosfato	H_2PO_4^-	Permanganato	MnO_4^-
Fosfato	PO_4^{3-}	Ossido	O^{2-}
Idrogenocarbonato (o bicarbonato)	HCO_3^-	Perossido	O_2^{2-}
Idrogenosolfato (o bisolfato)	HSO_4^-	Solfato	SO_4^{2-}
Idrogenosolfito (o bisolfito)	HSO_3^-	Solfito	SO_3^{2-}



Esempi

FeSO_4	Solfato di ferro (II)
KBr	Bromuro di potassio
TiO_2	Ossido di titanio (IV)
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	Solfato di ferro (III)
CuNO_3	Nitrato di rame (I)
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	Nitrato di rame (II)



Scrittura della formula a partire dagli ioni

Si scriva la formula dell'ossido di cromo(III).

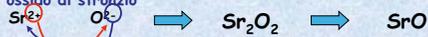
Gli ioni componenti sono lo ione ossido O^{2-} e lo ione cromo(III) Cr^{3+} . Per raggiungere la neutralità si possono prendere un numero di cationi

pari alla carica dell'anione e un numero di anioni pari alla carica del catione:



Se è possibile si devono ridurre i pedici ai numeri interi più piccoli possibile (questo accade quando i pedici hanno dei divisori in comune).

Es: ossido di stronzio



Si dividono i pedici per il massimo comune divisore=2



IDRATI

Un idrato è un composto (ionico) che contiene nei suoi cristalli molecole di acqua debolmente legate



L'acqua viene persa per riscaldamento dando il composto anidro



Il processo è ben visibile in quanto il solfato di rame pentaidrato ha colore blu mentre quello anidro è bianco

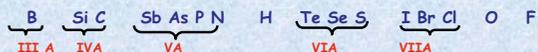


Composti molecolari binari

Un composto binario è un composto formato da due soli elementi. I composti binari fra un metallo e un non-metallo sono solitamente ionici.

Sono invece molecolari i composti binari formati fra due non-metalli o metalloidi.

Il non-metallo o metalloide che compare per primo nella seguente sequenza è scritto per primo nella formula e nel nome:



L'ordine è quello dei gruppi dal III A al VII A e dal basso verso l'alto con le eccezioni di H O F

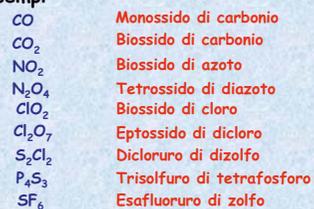
Il nome viene dato al composto prendendo la radice del secondo elemento con il suffisso -uro seguito dal nome del primo elemento preceduto da "di"



Quando i due elementi formano più di un composto questi si distinguono usando i seguenti prefissi

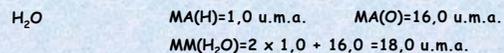
- | | |
|-----------|----------|
| 1. mono- | 6 esa- |
| 2. bi- | 7 epta- |
| 3. tri- | 8 octa- |
| 4. tetra- | 9 nona- |
| 5. penta- | 10 deca- |

Esempi

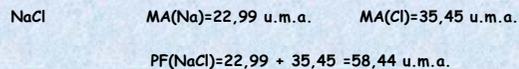


MASSA MOLECOLARE

Il massa molecolare di una sostanza è la **somma delle masse atomiche** di tutti gli atomi nella molecola della sostanza.



Nel caso di composti ionici si parla di peso formula di quel composto riferendoci ad unità formula



MOLE E MASSA MOLARE

Una **mole** è definita come la quantità di una data sostanza che contiene tante molecole, o unità formula, pari al numero di atomi presenti in 12 g di **carbonio-12**.

Il numero di atomi in un campione di 12 g di carbonio-12 è chiamato

Costante (numero) di Avogadro

$$N_A = 6,022 \times 10^{23}$$

Si sceglie il valore di N_A in modo che N_A molecole abbiano una massa in grammi **numericamente** uguale alla massa molecolare.

N_A particelle (atomi, molecole, etc.) = 1 mole



**Una mole di particelle =
un numero di Avogadro di particelle**

**1,0 mol di
atomi di carbonio = 6,022 × 10²³
atomi di carbonio**

**1,0 mol di
molecole di ossigeno = 6,022 × 10²³
molecole di ossigeno**

**1,0 mol di
elettroni = 6,022 × 10²³
elettroni**



Calcoli di moli

1) grammi => moli

A quante moli corrispondono 10,0 g di C_2H_5OH ?

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

$$\text{Massa molare} = 46,1 \text{ g/mol}$$

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

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



2) Moli => grammi

Quanto pesano 0,0654 moli di ZnI_2 ?

$$MM(ZnI_2) = 65,39 + 126,90 \times 2 = 319,2 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{Massa molare di } ZnI_2 = 319,2 \text{ g/mol}$$

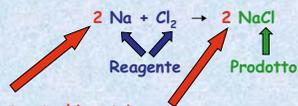
$$\text{Peso} = 0,0654 \text{ mol} \times 319,2 \text{ g/mol} = 20,9 \text{ g}$$



REAZIONI CHIMICHE

Equazioni chimiche

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



Coefficiente stechiometrico

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

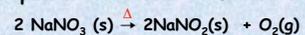
(g) = gas (l) = liquido (s) = solido (aq) = soluzione acquosa

L'equazione precedente diventa così:

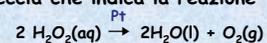


Si possono anche indicare in una equazione le condizioni in cui avviene la reazione.

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



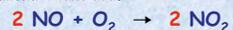
Ci sono sostanze che agiscono come **catalizzatori**, sostanze che aumentano la velocità di reazione senza subire alcun cambiamento. In questo caso il catalizzatore si scrive sopra la freccia che indica la reazione



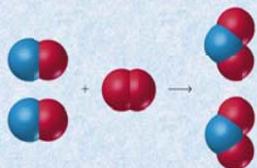
BILANCIAMENTO DI REAZIONI CHIMICHE

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.

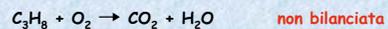
L'equazione chimica è allora **bilanciata**.



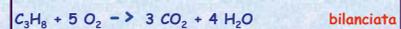
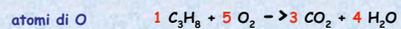
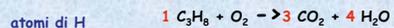
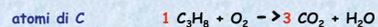
2 atomi N \rightarrow 2 atomi N } OK!
4 atomi O \rightarrow 4 atomi O }



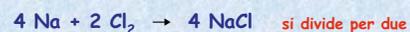
Un'equazione chimica va bilanciata scegliendo opportunamente i coefficienti stechiometrici



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.:

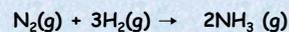
- bilanciare prima gli atomi contenuti in una sola sostanza ai reagenti e ai prodotti
- quando uno dei reagenti o dei prodotti esiste come elemento libero, bilanciare questo elemento per ultimo
- attenzione al numero di atomi!
Es.: in $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ci sono $4 \times 3 = 12$ atomi di O



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

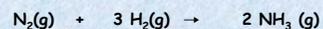


Tipici problemi della stechiometria sono:

- 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

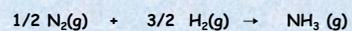


1 molecola N_2	3 molecole H_2	2 molecole NH_3
100 molecole N_2	3×100 molecole H_2	2×100 molecole NH_3
N_A molecole N_2	$3 \times N_A$ molecole H_2	$2 \times N_A$ molecole NH_3
1 mole N_2	3 moli H_2	2 moli NH_3
28,0 g N_2	$3 \times 2,02$ g H_2	2×17 g NH_3

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



N.B. : Sono possibili anche coefficienti stechiometrici frazionari, in questo caso però:



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

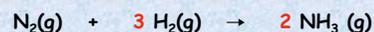
28,0/2 g N_2 $3/2 \times 2,02$ g H_2 17 g NH_3

Ma non

~~1/2 molecola N_2~~ ~~3/2 molecole H_2~~ 1 molecola NH_3



Esempio



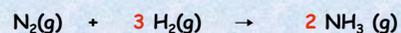
Quale è la massa di idrogeno necessaria per produrre 907 Kg di ammoniaca?

- 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

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



I coefficienti dell'equazione chimica bilanciata danno i **fattori di conversione** tra le quantità chimiche consumate e prodotte. Conviene utilizzare i rapporti:

$$\frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol NH}_3} \quad \frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol H}_2}$$

Converte da moli di NH_3 a H_2

Converte da moli di H_2 a NH_3

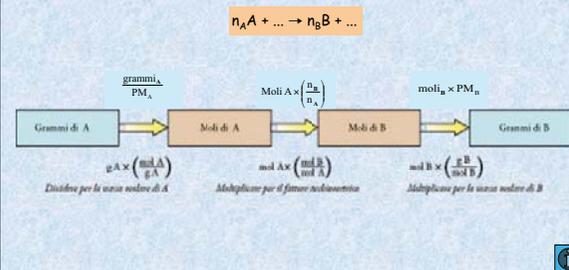
Controllando l'analisi dimensionale.

- Infine si convertono la moli di H_2 in grammi di H_2

$$\text{massa}_{\text{H}_2} = 8,01 \times 10^4 \text{ mol H}_2 \times 2,02 \text{ g H}_2/\text{mol H}_2 = 1,62 \times 10^5 \text{ g H}_2$$

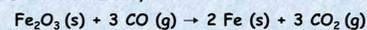


Riepilogando: bisogna passare necessariamente attraverso le moli, perché convertire direttamente tra le masse non è possibile.



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:

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

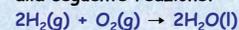
Le moli di ferro sono dedotte dall'equazione chimica:

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

Si calcolano infine i grammi di Fe:

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

Problema: Quanti grammi di acqua vengono prodotti dalla reazione di 4,16 g di H_2 con un eccesso di ossigeno, in base alla seguente reazione?



Calcoliamo le moli di H_2

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

Trasformiamo le moli di H_2 in moli di H_2O

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

Calcoliamo i grammi di H_2O

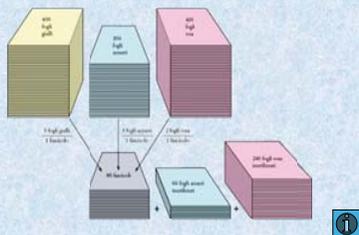
$$\text{massa}_{\text{H}_2\text{O}} = 2,06 \text{ mol H}_2\text{O} \times 18,02 \text{ g H}_2\text{O} / \text{mol H}_2\text{O} = 37,1 \text{ g H}_2\text{O}$$

REAGENTE LIMITANTE

Può capitare che i reagenti siano combinati in quantità diverse dalle proporzioni molari date dall'equazione chimica. In tal caso solo uno dei reagenti - il **reagente limitante** - si consuma completamente mentre parte dell'altro reagente - il **reagente in eccesso** - rimane inalterato.

Esempio:
assemblaggio fascicoli
un fascicolo è
costituito da:

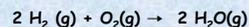
5 fogli gialli
3 fogli azzurri
2 fogli rosa



Analogia con la reazione:



Consideriamo la reazione



Supponiamo di far reagire 1 mole di H_2 e 1 mole di O_2 .

Si considerano le moli di H_2O che si possono ottenere da partire da ciascuno dei reagenti come se l'altro fosse quello in eccesso

$$\text{Moli di } \text{H}_2\text{O} \text{ ottenute da } \text{H}_2 = 1 \text{ mol } \text{H}_2 \times \frac{2 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{2 \text{ mol } \text{H}_2} = 1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{Moli di } \text{H}_2\text{O} \text{ ottenute da } \text{O}_2 = 1 \text{ mol } \text{O}_2 \times \frac{2 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{O}_2} = 2 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

H_2 è il **reagente limitante**: una volta prodotta una mole di H_2O la reazione si ferma e rimane ossigeno in eccesso.

La quantità di ossigeno che rimane è quella corrispondente alla differenza tra le moli di H_2O ipotetiche e quelle realmente ottenute:

$$2 \text{ moli } \text{H}_2\text{O} - 1 \text{ mole } \text{H}_2\text{O} = 1 \text{ mole } \text{H}_2\text{O}$$

E poi trasformate con gli appropriati coefficienti stechiometrici:

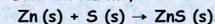
$$1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} \text{ di differenza} \times \frac{1 \text{ mol } \text{O}_2}{2 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} = 0,5 \text{ mol } \text{O}_2$$

Si può anche calcolare il numero di moli di ossigeno che hanno reagito

$$1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} \text{ formate} \times \frac{1 \text{ mol } \text{O}_2}{2 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} = 0,5 \text{ mol } \text{O}_2$$

Esempio

Data la reazione,



Calcolare quanti grammi di solfuro di zinco (II) si ottengono facendo reagire 7,36 g di Zn con 6,45 g di S.

Per prima cosa si calcolano le moli di zinco e zolfo:

$$n_{\text{Zn}} = \frac{7,36 \text{ g}}{65,39 \text{ g/mol}} = 0,113 \text{ mol} \quad n_{\text{S}} = \frac{6,45 \text{ g}}{32,06 \text{ g/mol}} = 0,201 \text{ mol}$$

Si calcolano le moli di ZnS ottenibili da tali moli di Zn e S:

$$n_{\text{ZnS}} = n_{\text{Zn}} = 0,113 \text{ limitante} \quad n_{\text{ZnS}} = n_{\text{S}} = 0,201$$

Si ottengono quindi 0,113 moli di ZnS. La massa di ZnS è:

$$\text{Massa ZnS} = n_{\text{ZnS}} \times \text{PM}_{\text{ZnS}} = 0,113 \text{ mol} \times 97,45 \text{ g/mol} = 11,0 \text{ g}$$

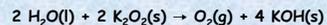
Lo zolfo è in eccesso e ne rimangono:

$$n_{\text{S}} = n_{\text{S}}(\text{iniziali}) - n_{\text{S}}(\text{reagite}) = 0,201 - 0,113 = 0,088$$

$$\text{massa S} = n_{\text{S}} \times \text{PA}_{\text{S}} = 0,088 \text{ mol} \times 32,06 \text{ g/mol} = 2,82 \text{ g}$$



Problema: Determinare il numero di moli di $\text{O}_2(\text{g})$ che si ottengono da 30 moli di K_2O_2 e 20 moli di H_2O che reagiscono secondo la reazione



Si calcolano le moli di O_2 ottenibili dalle moli di H_2O e K_2O_2 :

$$\text{Moli di } \text{O}_2 \text{ ottenute da } \text{K}_2\text{O}_2 = 30 \text{ mol } \text{K}_2\text{O}_2 \times \frac{1 \text{ mol } \text{O}_2}{2 \text{ mol } \text{K}_2\text{O}_2} = 15 \text{ mol } \text{O}_2$$

$$\text{Moli di } \text{O}_2 \text{ ottenute da } \text{H}_2\text{O} = 20 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol } \text{O}_2}{2 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} = 10 \text{ mol } \text{O}_2$$

Si ottengono quindi 10 moli di O_2 . Il reagente limitante è H_2O .



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:

litro (L) ~~il suo volume~~ 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:

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



SOLUZIONI E CONCENTRAZIONE MOLARE

Quando sciogliamo una sostanza in un liquido, chiamiamo *soluta* 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

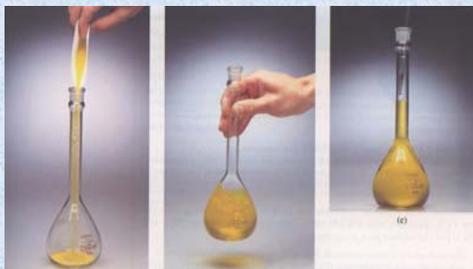
$$\text{Molarità (M)} = \frac{\text{moli soluto}}{\text{litri soluzione}} = \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

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?

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

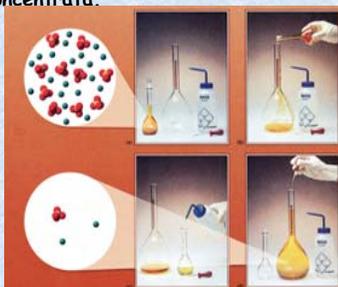
$$\text{molarità} = \frac{4,47 \times 10^{-3} \text{ mol}_{\text{NaNO}_3}}{50 \times 10^{-3} \text{ L}} = 0,089 \text{ M (cioè } \frac{\text{mol}}{\text{L}})$$



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:

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

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

Moli iniziali = Moli finali

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

M_i = molarità iniziale M_f = molarità finale

V_i = volume iniziale V_f = volume finale



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?

$$M_i = 0,8 \text{ M} \quad V_i = \text{incognita}$$

$$M_f = 0,2 \text{ M} \quad V_f = 100 \text{ ml}$$

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

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



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:

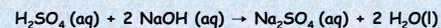
$$\text{moli} = \text{molarità} \times \text{volume}$$

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



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:

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

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

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

