

MASSE ATOMICHE

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

All'epoca di Dalton non era possibile pesare i singoli atomi ma solo trovare la massa di un atomo relativa a quella di un altro di riferimento.

Es.: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

1,000 g di idrogeno reagiscono con 7,9367 g di ossigeno

massa atomica ossigeno = $2 \times 7,9367 = 15,873$ g (relativa all'idrogeno)

Difficoltà legate alla conoscenza della formula molecolare.

Se l'acqua fosse HO avremmo la massa dell'ossigeno pari a 7,9367 g.

Inizialmente Dalton riferì le masse atomiche all'**idrogeno**.

Successivamente (Avogadro, Cannizzaro) si passò ad una scala basata sull'**ossigeno** (fino al 1925)



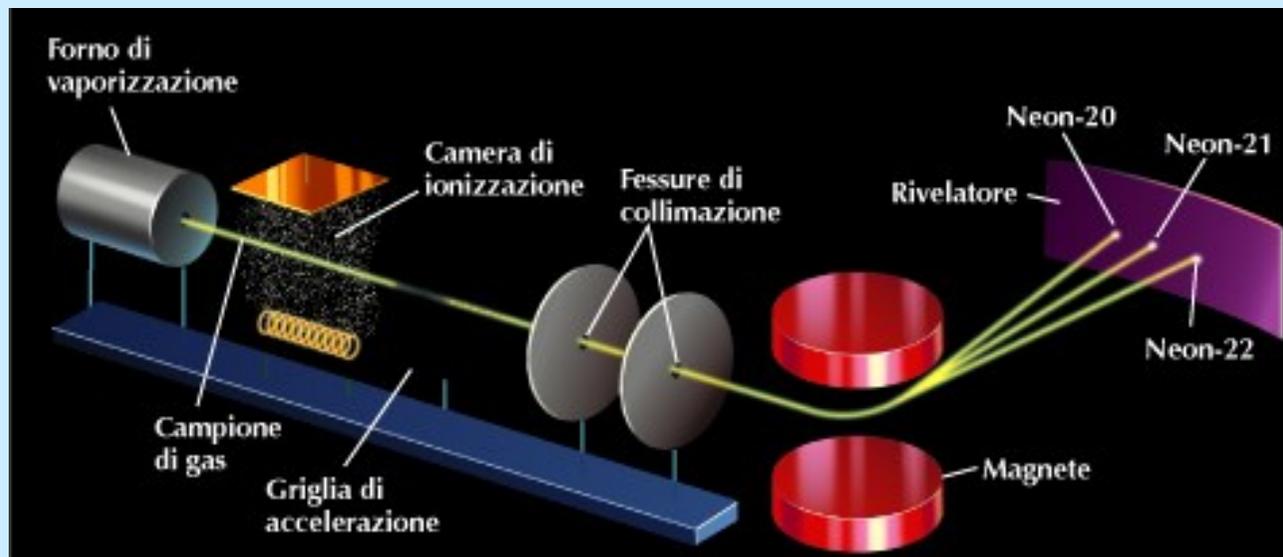
Dal 1969 si usa una scala basata sul **carbonio-12** ossia sull'isotopo ^{12}C

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

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

Peso atomico= massa atomica media di un elemento allo stato naturale espresso in unità di massa atomica

Oggi è possibile misurare accuratamente le masse atomiche tramite uno strumento chiamato **spettrometro di massa**



Masse atomiche ed abbondanza isotopica

Calcolo della massa atomica media di un elemento note le **abbondanze relative** (=frazione del numero totale di atomi costituiti da un dato isotopo) degli isotopi costituenti.

Cloro:	isotopo	massa isotopo	abbondanza relativa
	${}_{17}^{35}\text{Cl}$	34,96885	0,75771
	${}_{17}^{37}\text{Cl}$	36,96590	0,24229
		$34,96885 \text{ uma} \times 0,75771 = 26,49625 \text{ uma}$	+
		$36,96590 \text{ uma} \times 0,24229 = 8,95647 \text{ uma}$	
		<hr/>	
	massa atomica media	= 35,45272 uma	

Lo stesso procedimento può essere applicato ad elementi costituiti da tre o più isotopi di cui sono note le abbondanze relative.

La somma delle abbondanze relative di tutti gli isotopi di un dato elemento è uno.



TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

Nel 1869 i chimici Mendeleev (russo) e Meyer (tedesco) indipendentemente trovarono che ordinando gli elementi in ordine di peso atomico e disponendoli in file orizzontali una sopra l'altra, gli elementi di ogni colonna avevano proprietà simili.

Tale disposizione tabulare degli elementi è nota come tavola periodica:

- ❖ un **periodo** è composto dagli elementi di una qualsiasi fila **orizzontale**
- ❖ un **gruppo** è costituito dagli elementi di una qualsiasi colonna **verticale**

Il **primo** periodo è costituito da due elementi: idrogeno e elio.

Il **secondo** e il **terzo** periodo sono costituiti da 8 elementi.

Il **quarto** e il **quinto** periodo sono costituiti da 18 elementi.

Il **sesto** periodo è costituito da 32 elementi (14 a parte).

Il **settimo** periodo è incompleto (fino al 109?).

La tabella è costituita da 18 gruppi più i 14 elementi di **transizione interna** (lantanidi e attinidi). I gruppi sono numerati secondo due convenzioni:

1) I A - VIII A e I B - VIII B

2) 1 - 18 nell'ordine



1 — numero atomico
H
 1,00794 — massa atomica

metalli

semimetalli

non-metalli

stato fisico
 a temperatura
 ambiente

nero — solido
blu — liquido
rosso — gas

gruppi

	IA																						gas nobili
	1																2	0					
1	1 H 1,00794															2 He 4,00260							
2	3 Li 6,941	4 Be 9,01218											5 B 10,811	6 C 12,011	7 N 14,00674	8 O 15,9994	9 F 18,99840	10 Ne 20,1797					
3	11 Na 22,98977	12 Mg 24,3050			13 Al 26,98154	14 Si 28,0855	15 P 30,97376	16 S 32,066	17 Cl 35,4527	18 Ar 39,948													
4	19 K 39,0983	20 Ca 40,078	21 Sc 44,95591	22 Ti 47,88	23 V 50,9415	24 Cr 51,9961	25 Mn 54,93806	26 Fe 55,847	27 Co 58,93320	28 Ni 58,6934	29 Cu 63,546	30 Zn 65,39	31 Ga 69,723	32 Ge 72,61	33 As 74,92159	34 Se 78,96	35 Br 79,904	36 Kr 83,80					
5	37 Rb 85,4678	38 Sr 87,62	39 Y 88,90585	40 Zr 91,224	41 Nb 92,90638	42 Mo 95,94	43 Tc 98,9072	44 Ru 101,07	45 Rh 102,90550	46 Pd 106,42	47 Ag 107,8682	48 Cd 112,411	49 In 114,818	50 Sn 118,710	51 Sb 121,757	52 Te 127,60	53 I 126,90447	54 Xe 131,29					
6	55 Cs 132,90543	56 Ba 137,327	57 La 138,9056	72 Hf 178,49	73 Ta 180,9479	74 W 183,84	75 Re 186,207	76 Os 190,23	77 Ir 192,22	78 Pt 195,08	79 Au 196,96654	80 Hg 200,59	81 Tl 204,3833	82 Pb 207,2	83 Bi 208,98037	84 Po 209,0824	85 At 209,9871	86 Rn 222,0176					
7	87 Fr 223,0197	88 Ra 226,0254	89 Ac 227,0278	104 Unq 261,1	105 Unp 262,114	106 Unh 263,118	107 Uns 262,12	108 Uno (269) ^b	109 Uue (289) ^b														
	serie dei lantanidi			58 Ce 140,115	59 Pr 140,90766	60 Nd 144,24	61 Pm 144,9127	62 Sm 150,36	63 Eu 151,965	64 Gd 157,25	65 Tb 158,92534	66 Dy 162,50	67 Ho 164,93032	68 Er 167,26	69 Tm 168,93421	70 Yb 173,04	71 Lu 174,967						
	serie degli attinidi			90 Th 232,0381	91 Pa 231,0369	92 U 238,0289	93 Np 237,0482	94 Pu 244,0642	95 Am 243,0614	96 Cm 247,07003	97 Bk 247,0703	98 Cf 251,0796	99 Es 252,083	100 Fm 257,0961	101 Md 258,10	102 No 259,1009	103 Lr 262,11						

^a Le masse atomiche sono i valori del 1991 indicati nella tabella delle masse atomiche e dei numeri atomici arrotondati dove appropriato, alla quinta cifra decimale.

^b Il rapporto della IUPAC del 1991 non ha indicato alcun valore della massa atomica di questo elemento il valore indicato tra parentesi è la stima migliore.



Metalli, Non-metalli e Semimetalli

Gli elementi sono classificati in due categorie principali **metalli** e **non-metalli** divisi sulla tavola da una linea a zigzag

I **metalli** sono solidi (eccetto il mercurio) con una caratteristica lucentezza, malleabilità e duttilità; sono inoltre buoni conduttori di calore ed elettricità

I **non-metalli** sono gas o solidi (eccetto il bromo) che non presentano caratteristiche metalliche

Gli elementi attorno alla linea a zigzag hanno caratteristiche intermedie fra metalli e non-metalli e sono noto come **semimetalli** o **metalloidi**.

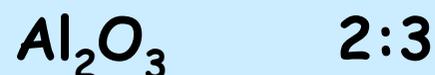
Le caratteristiche metalliche aumentano da destra verso sinistra e dall'alto verso il basso.



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:

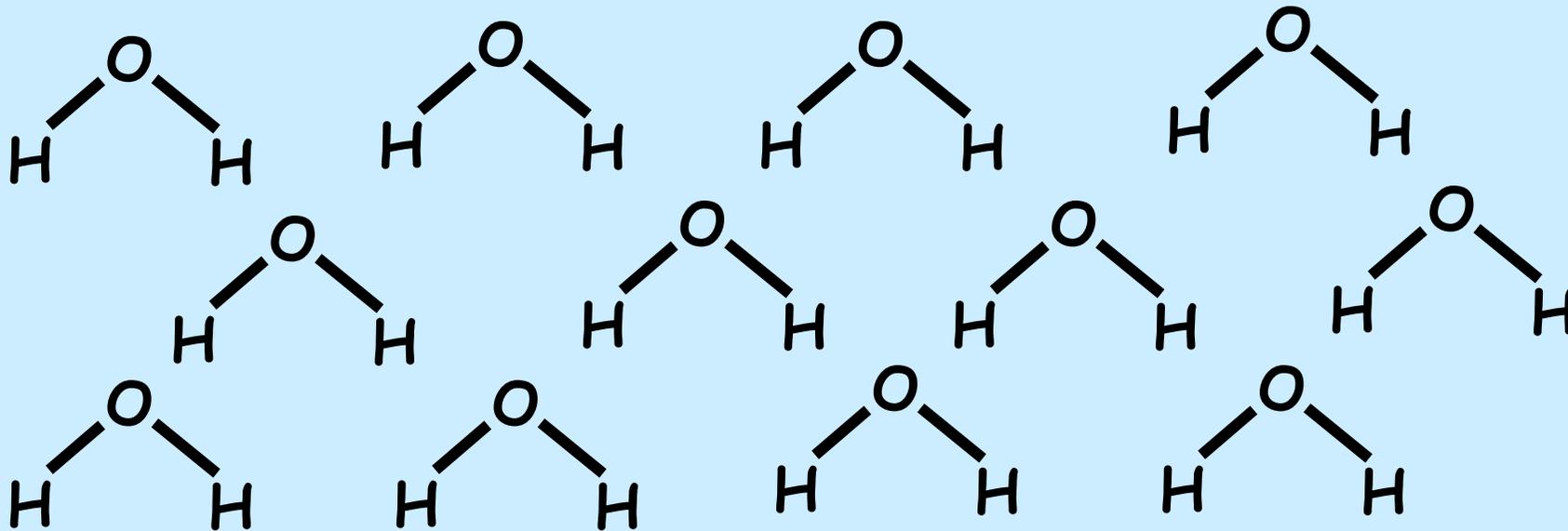
sostanze molecolari o **sostanze ioniche**



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.

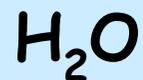
La formula di struttura mostra come sono legati fra di loro gli atomi di una molecola.

Acqua

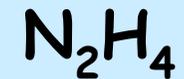
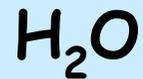
Ammoniaca

Idrazina

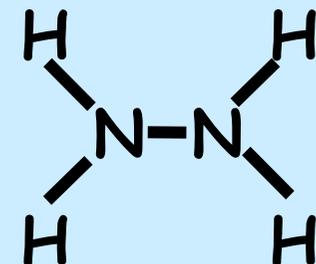
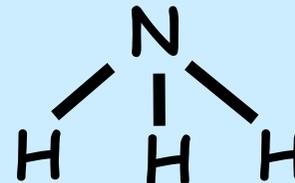
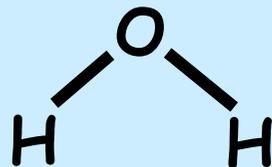
Formula
empirica



Formula
molecolare



Formula
di struttura

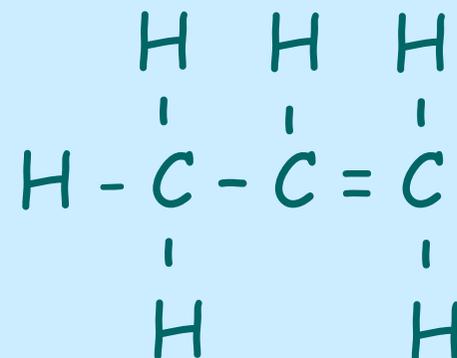


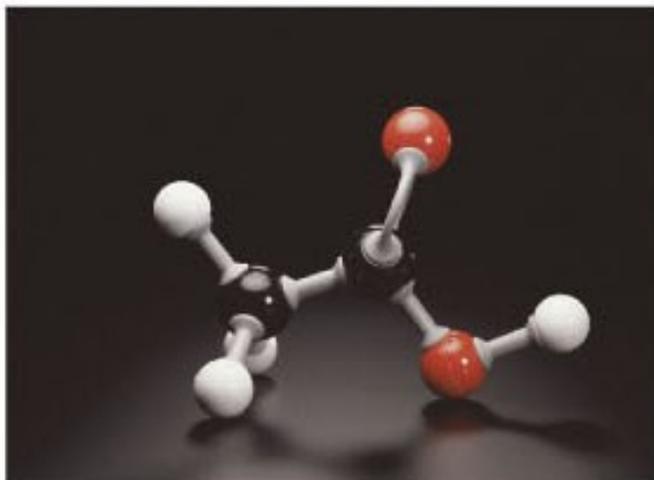
propene (propilene)

formula minima: CH_2

formula molecolare: C_3H_6

formula di struttura:

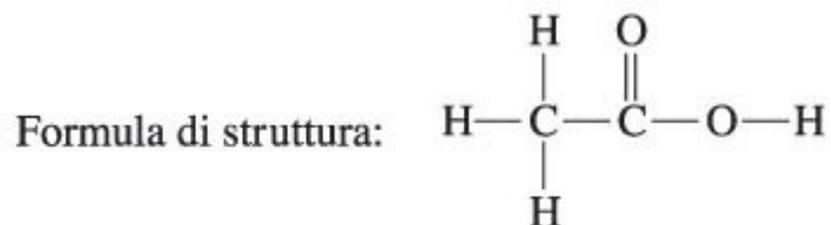




Modello molecolare
("ball and stick")

Formula empirica: CH_2O

Formula molecolare: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$



Modello molecolare:
("space-filling")

▲ **FIGURA 3.1** Diverse rappresentazioni del composto acido acetico

Nei modelli molecolari, le sfere nere rappresentano il carbonio, le rosse l'ossigeno e quelle bianche l'idrogeno. Per mostrare che un atomo di idrogeno è fondamentale diverso dagli altri tre, la formula dell'acido acetico si scrive spesso come $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ (vedi Sezione 5-3). Per mostrare che questo atomo di idrogeno è legato ad un atomo di ossigeno si usano anche le formule CH_3COOH e $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$. Per alcuni composti chimici si possono trovare, a seconda delle fonti, diverse versioni delle loro formule chimiche.

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+}

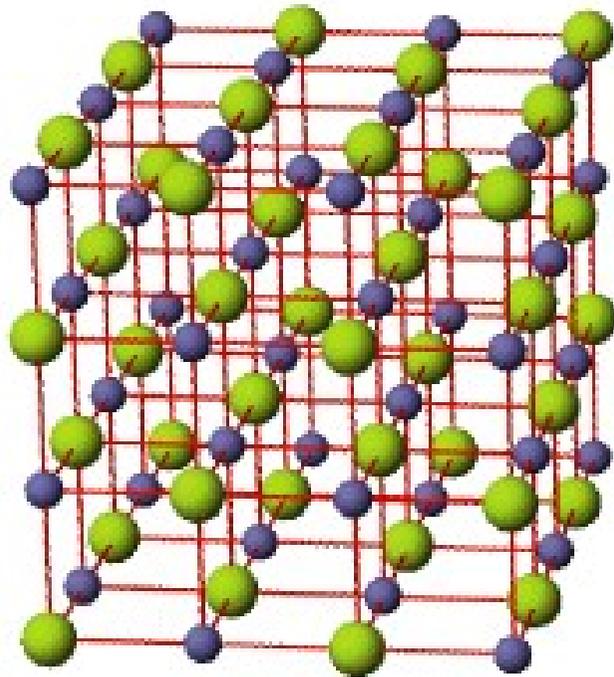
Un **composto ionico** è un composto costituito da cationi ed anioni tenuti assieme da forze elettrostatiche in una disposizione spaziale regolare.

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

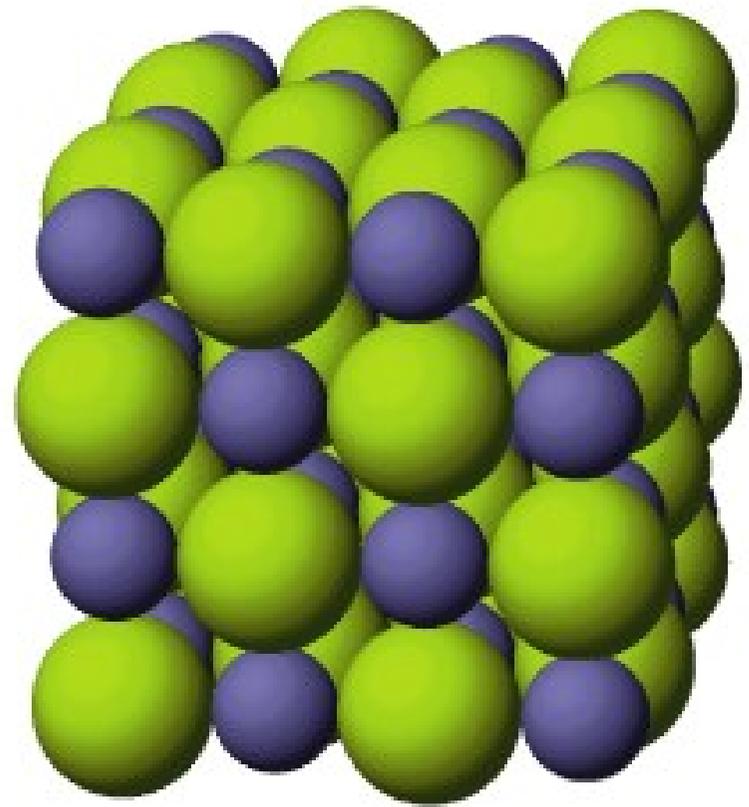
NaCl 1 ione Na^+ per ogni ione Cl^-

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





(a)



(b)

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.)



Nomenclatura composti inorganici

Composti ionici

Un composto ionico prende il nome dagli ioni che contiene scrivendo prima il **catione** e poi l'**anione**



sodio cloruro

È anche usata una variante in cui si inverte l'ordine e si fa precedere il nome del catione da "di"



cloruro di sodio

Uno **ione monoatomico** è uno ione formato da un singolo atomo

Uno **ione poliatomico** è uno ione costituito da due o più atomi legati chimicamente



ioni monoatomici



ioni poliatomici



Un catione monoatomico prende il nome dall'**elemento**

Na^+	ione sodio
Ca^{2+}	ione calcio
Al^{3+}	ione alluminio

Molti **elementi di transizione** formano cationi con diverse cariche che sono distinti da un numero romano (fra parentesi) pari alla carica

Fe^{2+}	ione ferro (II)	o ione <u>ferroso</u>
Fe^{3+}	ione ferro (III)	o ione <u>ferrico</u>

In una vecchia nomenclatura si usano i suffissi **-oso** e **-ico** per gli ioni con carica **minore** e **maggiore**



1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
H ⁺													C ⁴⁻	N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	
Li ⁺														P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻	
Na ⁺	Mg ²⁺	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B	Al ³⁺					
K ⁺	Ca ²⁺		Ti ²⁺		Cr ²⁺ Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺				Se ²⁻	Br ⁻	
Rb ⁺	Sr ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ⁴⁺		Te ²⁻	I ⁻	
Cs ⁺	Ba ²⁺										Hg ₂ ²⁺ Hg ²⁺		Pb ⁴⁺	Bi ⁵⁺			

I **metalli** formano cationi, per quelli non di transizione (**arancioni** nella figura) la carica del catione è uguale al numero del gruppo nella nomenclatura non IUPAC.



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
Co^{2+}	Cobalto(II) o cobaltoso
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
S²⁻ solfuro

ma O²⁻ ossido

1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H ⁺																H ⁻	
Li ⁺													C ⁴⁻	N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	
Na ⁺	Mg ²⁺		Ti ²⁺		Cr ²⁺ Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺	Al ³⁺		P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻	
K ⁺	Ca ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺				Se ²⁻	Br ⁻	
Rb ⁺	Sr ²⁺												Sn ²⁺		Te ²⁻	I ⁻	
Cs ⁺	Ba ²⁺										Hg ₂ ²⁺ Hg ²⁺		Pb ²⁺	Bi ³⁺			

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

Cl⁻ VII A 7-8=-1
S²⁻ VI A 6-8=-2

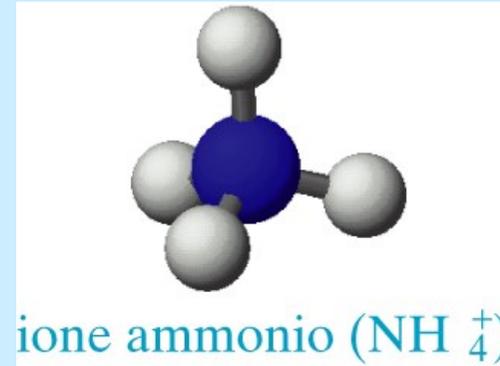


Ioni poliatomici

L'unico catione poliatomico di rilievo è:



ione ammonio



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



ione carbonato



ione solfato



PRINCIPALI IONI POLIATOMICI

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



Esempi



Solfato di ferro (II)



Bromuro di alluminio



Ossido di titanio (IV)



Solfato di ferro (III)



Nitrato di rame (I)



Nitrato di rame (II)



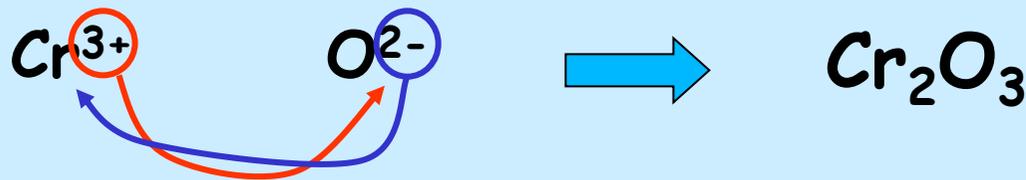
Nitruro di magnesio



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



Solfato di rame (II) pentaidrato

L'acqua viene persa per riscaldamento dando il composto anidro



Solfato di rame (II) (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"



cloruro di idrogeno
bromuro di iodio



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



Monossido di carbonio



Biossido di carbonio



Biossido di azoto



Tetrossido di diazoto



Biossido di cloro



Eptossido di dicloro



Dicloruro di dizolfo



Trisolfuro di tetrafosforo



Esafluoruro di zolfo



Acidi ed Anioni

Per il momento definiamo **acido** un composto che produce ioni H^+ ed un anione quando viene sciolto in acqua:



Un **ossiacido** è un acido contenente idrogeno, ossigeno ed un altro elemento (un non-metallo). In acqua un ossiacido produce uno o più ioni H^+ ed un ossianione.

Il nome dell'acido si ottiene dalla radice del nome dell'elemento centrale più il suffisso **-ico**



Se l'elemento forma due ossiacidi essi sono distinti dai suffissi -oso (con meno atomi di ossigeno) e -ico (con più atomi di ossigeno)

HNO_2 Acido nitrooso

HNO_3 Acido nitrico

Se l'elemento forma tre o quattro ossiacidi si usano i prefissi ipo- e per- associati con i due suffissi -oso e -ico

HClO Acido ipoclorooso

HClO_2 Acido clorooso

HClO_3 Acido clorico

HClO_4 Acido perclorico



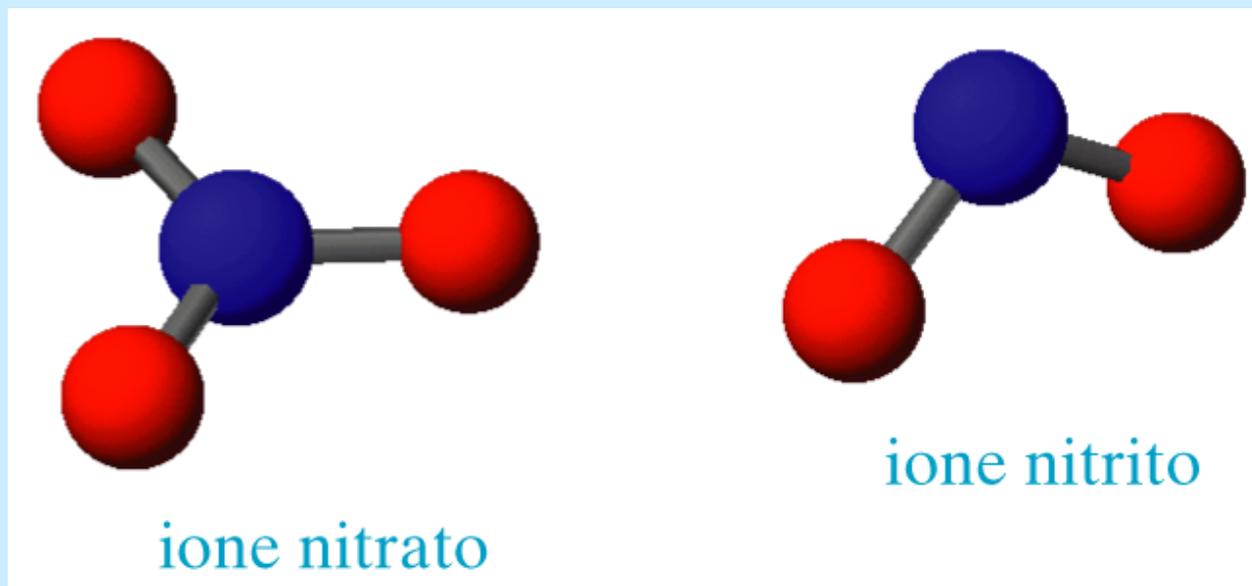
I nomi degli ossiacidi e quelli degli ossianioni sono strettamente correlati. Per ottenere il nome dall'ossianione da quello dell'ossiacido si sostituiscono i suffissi -oso con -ito e -ico con -ato:

HNO_2 Acido nitroso

NO_2^- Ione nitrito

HNO_3 Acido nitrico

NO_3^- Ione nitrato





Acido ipocloroso



Ione ipoclorito



Acido cloroso



Ione clorito



Acido clorico



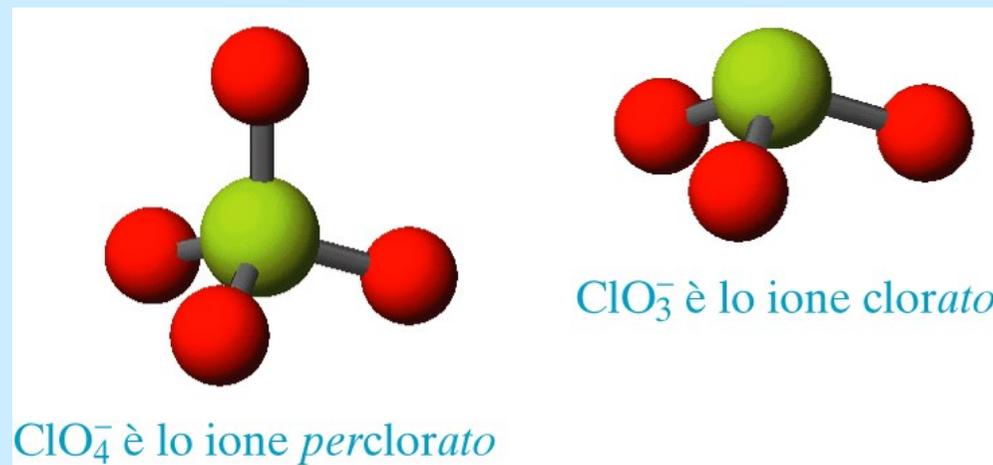
Ione clorato



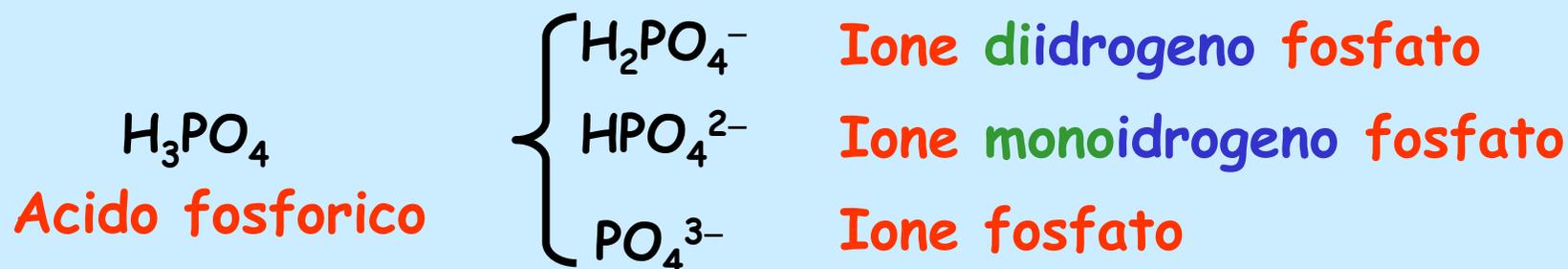
Acido perclorico



Ione perclorato

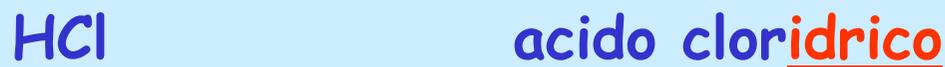


Alcuni acidi possono perdere più di uno ione H^+ e dare anioni intermedi di tipo acido:

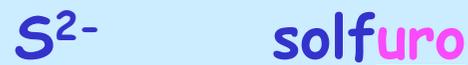
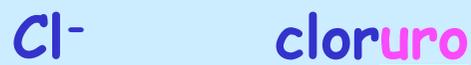


Idracidi

Alcuni composti binari di idrogeno e non metalli producono soluzioni acide in acqua e sono detti **idracidi**. Tali composti prendono il nome dell'elemento più il suffisso -idrico preceduto da acido



Si noti l'analogia con i corrispondenti anioni dove -idrico diventa -uro



PRINCIPALI IONI POLIATOMICI

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



PESO MOLECOLARE

Il peso molecolare di una sostanza è la **somma dei pesi atomici** di tutti gli atomi nella molecola della sostanza.



$$\text{PA}(\text{H})=1,0 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{PA}(\text{O})=16,0 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{PM}(\text{H}_2\text{O})=2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ u.m.a.}$$

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



$$\text{PA}(\text{Na})=22,99 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{PA}(\text{Cl})=35,45 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{PF}(\text{NaCl})=22,99 + 35,45 = 58,44 \text{ u.m.a.}$$



Massa molecolare (peso molecolare) =
somma delle masse atomiche della molecola

Esempi:

H_2SO_4 : massa molecolare =

$$2 \times 1,008 + 32,066 + 4 \times 15,999 = 98,078$$

$C_6H_{12}O_6$: massa molecolare =

$$6 \times 12,011 + 12 \times 1,008 + 6 \times 15,999 = 180,156$$



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 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.

$$N_A \text{ particelle (atomi, molecole, etc.)} = 1 \text{ mole}$$



Una mole di particelle =
un numero di Avogadro di particelle

1,0 mol di
atomi di carbonio = $6,022 \times 10^{23}$
atomi di carbonio

1,0 mol di
molecole di ossigeno = $6,022 \times 10^{23}$
molecole di ossigeno

1,0 mol di
elettroni = $6,022 \times 10^{23}$
elettroni



La **massa molare** di una sostanza è la massa di una mole.

Per definizione il carbonio-12 ha massa molare di 12 g.

massa atomica degli atomi di carbonio = 12,011 u.m.a

1,0 mol di
atomi di carbonio = $6,022 \times 10^{23}$
atomi di carbonio = 12,011 g
di carbonio

Per tutte le sostanze la massa molare in grammi è uguale al peso molecolare in u.m.a.

massa molecolare delle molecole O_2 = 31,998 u.m.a

1,0 mol di
molecole O_2 = $6,022 \times 10^{23}$
molecole O_2 = 31,998 g
di O_2

Le unità di massa molare sono g/mol.



Calcoli di moli

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

A quante moli corrispondono 10,0 g di C_2H_5OH ?

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

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

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

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



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

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



Numero di molecole per una data massa

Quante molecole ci sono in 3,46 g di HCl?

$$PM(\text{HCl}) = 1,0 + 35,5 = 36,5$$

$$n_{\text{HCl}} = \frac{3,46 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 0,0948 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} \text{Numero di molecole} &= 0,0948 \text{ mol} \times 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molecole/mol} = \\ &= 5,71 \cdot 10^{22} \text{ molecole} \end{aligned}$$



Quanti **atomi** di cloro sono contenuti in 100 g di AlCl_3 ?

- A - $6,02 \times 10^{23}$
- B - $1,35 \times 10^{24}$
- C - $4,52 \times 10^{23}$
- D - $3,74 \times 10^{-24}$

$$\text{PM}(\text{AlCl}_3) = 26,98 + 35,45 \times 3 = 133,33$$

$$\text{Moli}(\text{AlCl}_3) = \frac{100 \text{ g}}{133,33 \text{ g/mol}} = 0,7500 \text{ mol}$$

$$\text{Molecole}(\text{AlCl}_3) = 0,750 \text{ mol} \times 6,022 \cdot 10^{23} \text{ molecole/mol} = 4,517 \cdot 10^{23} \text{ molecole}$$

$$\text{Atomi}(\text{Cl}) = \text{Molecole}(\text{AlCl}_3) \times 3 = 4,517 \cdot 10^{23} \times 3 = 1,355 \cdot 10^{24}$$



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

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

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

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

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

1 mole \Rightarrow 30,0 g

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

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

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

N.B. % O = 100% - 40,0% - 6,73% = 53,3%



Problemi:

1) Quanti grammi di carbonio ci sono in 83,5 g di CH_2O (formaldeide)?

Dal problema precedente abbiamo visto che il carbonio costituisce il 40% della massa totale.

$$\text{massa \% C} = 40,0 = \frac{\text{massa di C}}{\text{massa totale}} \times 100 = \frac{\text{massa di C}}{83,5 \text{ g}} \times 100$$

$$\text{massa di C} = 40,0 \times \frac{83,5 \text{ g}}{100} = 33,4 \text{ g}$$



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?

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

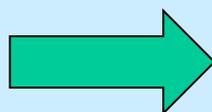


$$\text{O} \quad \frac{1,104 \text{ g}}{16,0 \text{ g/mol}} = 0,0690 \text{ mol}$$

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

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

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

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



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

$$\text{C} \quad \frac{44,77 \text{ g}}{12,01 \text{ g/mol}} = 3,727 \text{ mol}$$

$$\text{H} \quad \frac{7,52 \text{ g}}{1,01 \text{ g/mol}} = 7,46 \text{ mol}$$

$$\text{O} \quad \frac{47,71 \text{ g}}{16,0 \text{ g/mol}} = 2,982 \text{ mol}$$

più piccolo

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

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

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



FORMULA MOLECOLARE

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

Formula empirica



Formula molecolare



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

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

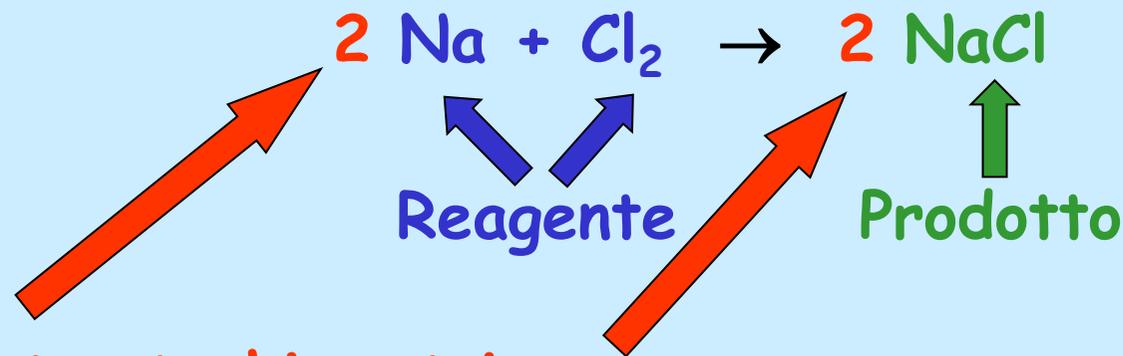
E quindi la formula molecolare è



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:

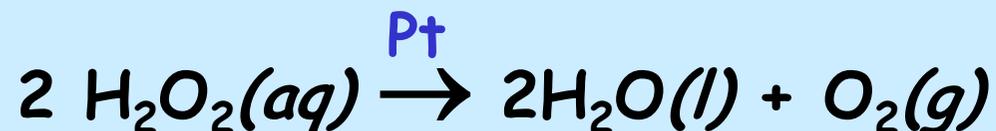


Si possono anche indicare in una equazione le condizioni in cui avviene la reazione.

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



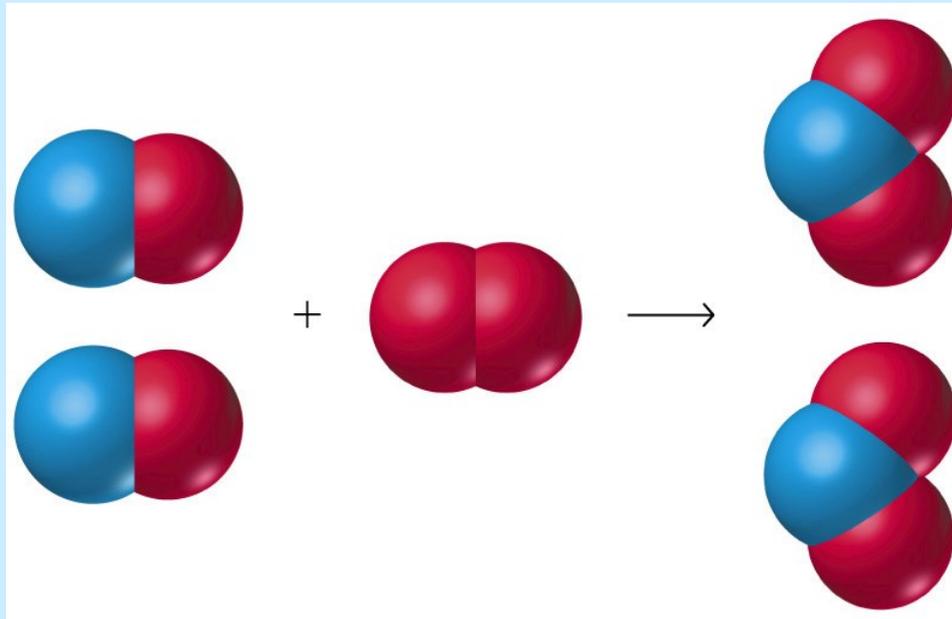
Ci sono sostanze che agiscono come **catalizzatori**, sostanze che aumentano la velocità di reazione senza subire alcun cambiamento. In questo caso il catalizzatore si scrive sotto la freccia che indica la reazione



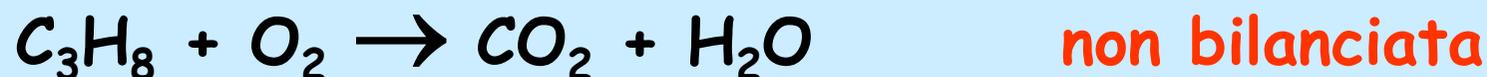
BILANCIAMENTO DI REAZIONI CHIMICHE

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.

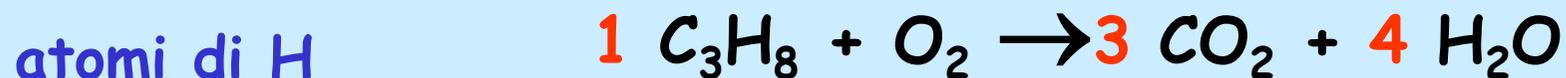
L'equazione chimica è allora **bilanciata**.



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



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 x 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:

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

Converte da moli di NH₃ a H₂

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

Converte da moli di H₂ a NH₃

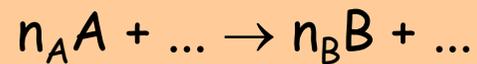
Controllando l'analisi dimensionale.

- Infine si convertono la moli di H₂ in grammi di H₂

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



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



$$\frac{\text{grammi}_A}{PM_A}$$

$$\text{Moli } A \times \left(\frac{n_B}{n_A} \right)$$

$$\text{grammi}_B \times PM_B$$

Grammi di A

Moli di A

Moli di B

Grammi di B

$$g A \times \left(\frac{\text{mol } A}{g A} \right)$$

Dividere per la massa molare di A

$$\text{mol } A \times \left(\frac{\text{mol } B}{\text{mol } A} \right)$$

Moltiplicare per il fattore stechiometrico

$$\text{mol } B \times \left(\frac{g B}{\text{mol } B} \right)$$

Moltiplicare per la massa molare di B



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 H_2 con un eccesso di ossigeno, in base alla seguente reazione?



Calcoliamo le moli di H_2

$$n_{H_2} = \frac{4,16 \text{ g } H_2}{2,02 \text{ g } H_2 / \text{mol } H_2} = 2,06 \text{ mol } H_2$$

Trasformiamo le moli di H_2 in moli di H_2O

$$n_{H_2O} = 2,06 \text{ mol } H_2 \times \frac{2 \text{ mol } H_2O}{2 \text{ mol } H_2} = 2,06 \text{ mol } H_2O$$

Calcoliamo i grammi di H_2O

$$\text{massa}_{H_2O} = 2,06 \text{ mol } H_2O \times 18,02 \text{ g } H_2O / \text{mol } H_2O = 37,1 \text{ g } H_2O$$



REAGENTE LIMITANTE

Può capitare che i reagenti siano combinati in quantità diverse dalle proporzioni molarie 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.



Consideriamo la reazione



Supponiamo di far reagire **1,5 mole di H₂** e **1,0 mole di O₂**.
Si considerano le moli di H₂O che si possono ottenere da partire da ciascuno dei reagenti come se l'altro fosse quello in eccesso

$$\text{Moli di H}_2\text{O ottenute da H}_2 = 1,5 \text{ mol H}_2 \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol H}_2} = 1,5 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$\text{Moli di H}_2\text{O ottenute da O}_2 = 1,0 \text{ mol O}_2 \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2} = 2,0 \text{ mol H}_2\text{O}$$

H₂ è il reagente limitante: una volta prodotte 1,5 moli di H₂O 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:

$$2.0 \text{ moli } \text{H}_2\text{O} - 1,5 \text{ mole } \text{H}_2\text{O} = 0,5 \text{ mole } \text{H}_2\text{O}$$

E poi trasformate con gli appropriati coefficienti stechiometrici:

$$0,5 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} \text{ di differenza} \times \frac{1 \text{ mol } \text{O}_2}{2 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} = 0,25 \text{ mol } \text{O}_2$$

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

$$1,5 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} \text{ formate} \times \frac{1 \text{ mol } \text{O}_2}{2 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} = 0,75 \text{ mol } \text{O}_2$$



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:

$$n_{\text{Zn}} = \frac{7,36 \text{ g}}{65,39 \text{ g/mol}} = 0,113 \text{ mol}$$

$$n_{\text{S}} = \frac{6,45 \text{ g}}{32,06 \text{ g/mol}} = 0,201 \text{ mol}$$

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

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

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:

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

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



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 (**m³**) 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:

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



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?

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

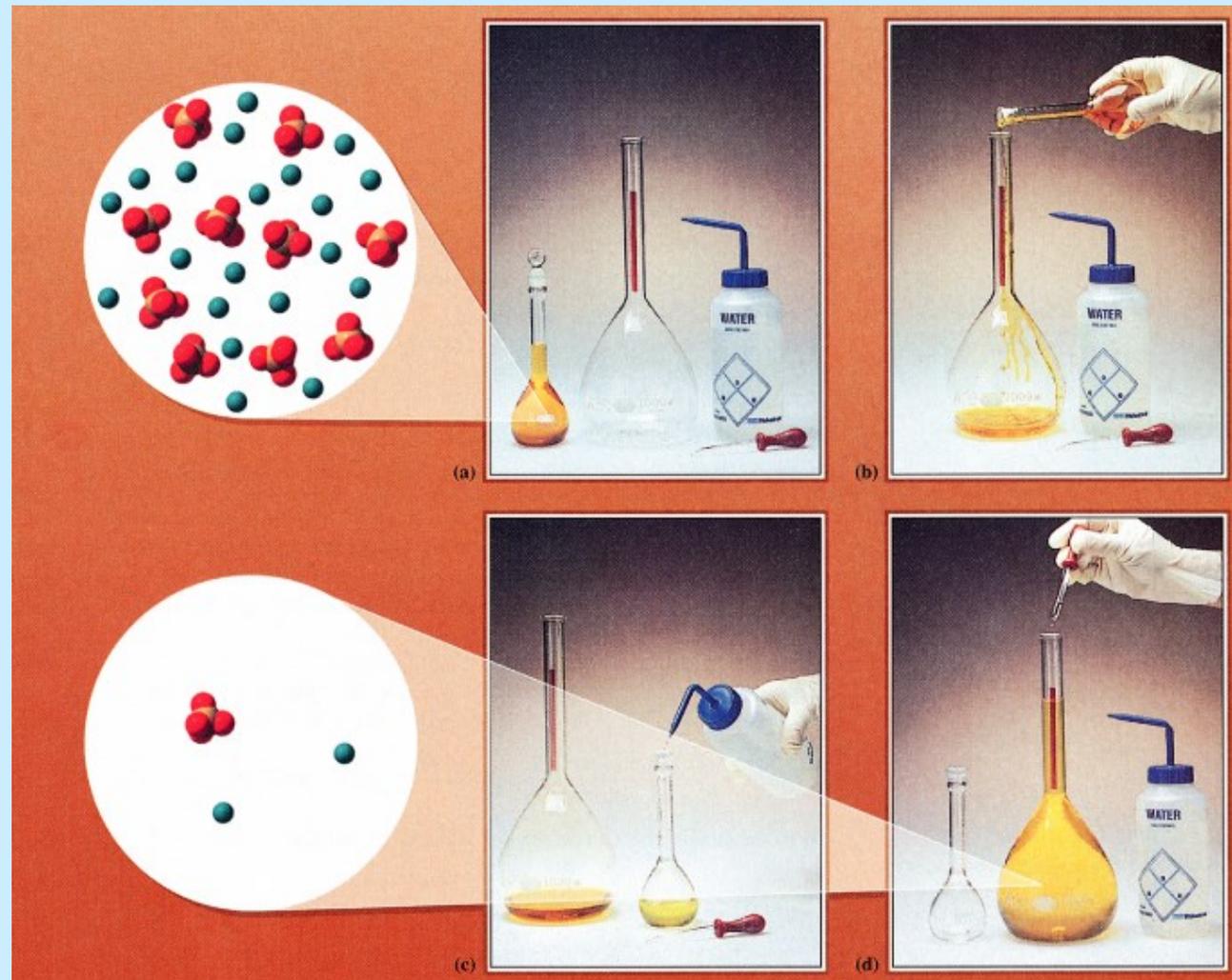
$$\text{molarità} = \frac{4,47 \times 10^{-3} \text{ mol}_{\text{NaNO}_3}}{50 \times 10^{-3} \text{ L}} = 0,089 \text{ mol/L}$$



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

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



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?

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

$$V_i = \text{incognita}$$

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

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

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

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



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:

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

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

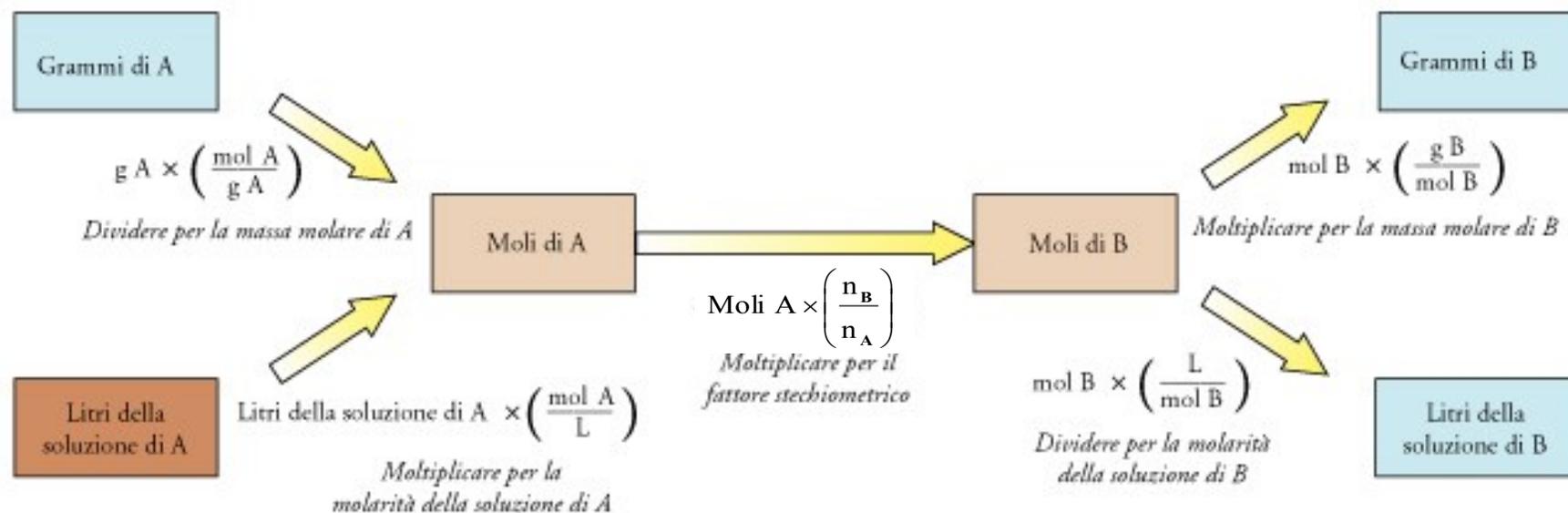
Per passare da volume a moli e viceversa:

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

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



Stechiometria e volumi di soluzione



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:

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

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

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

