

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

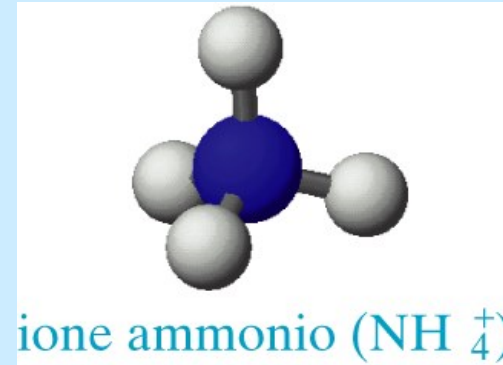


Ioni poliatomici

L'unico catione poliatomico di rilievo è:



ione ammonio



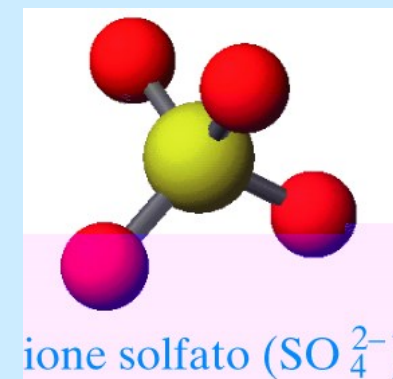
La maggior parte degli ioni poliatomici sono ossianioni, contenenti **ossigeno** più un altro elemento:



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)



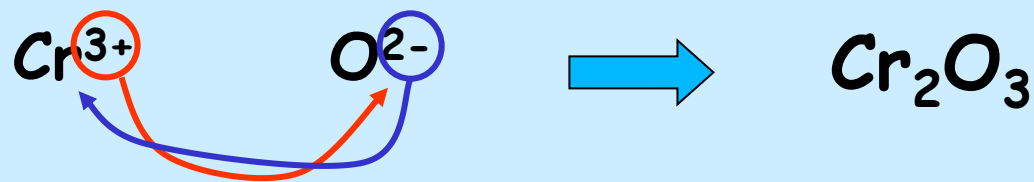
Nitruro di magnesio



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

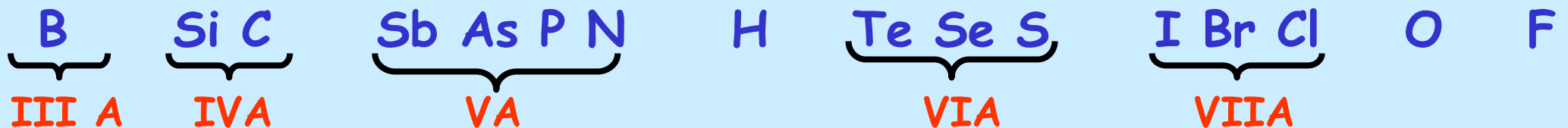


Composti molecolari binari

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



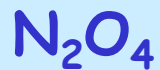
Monossido di carbonio



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**



Acido nitrico



Acido clorico



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



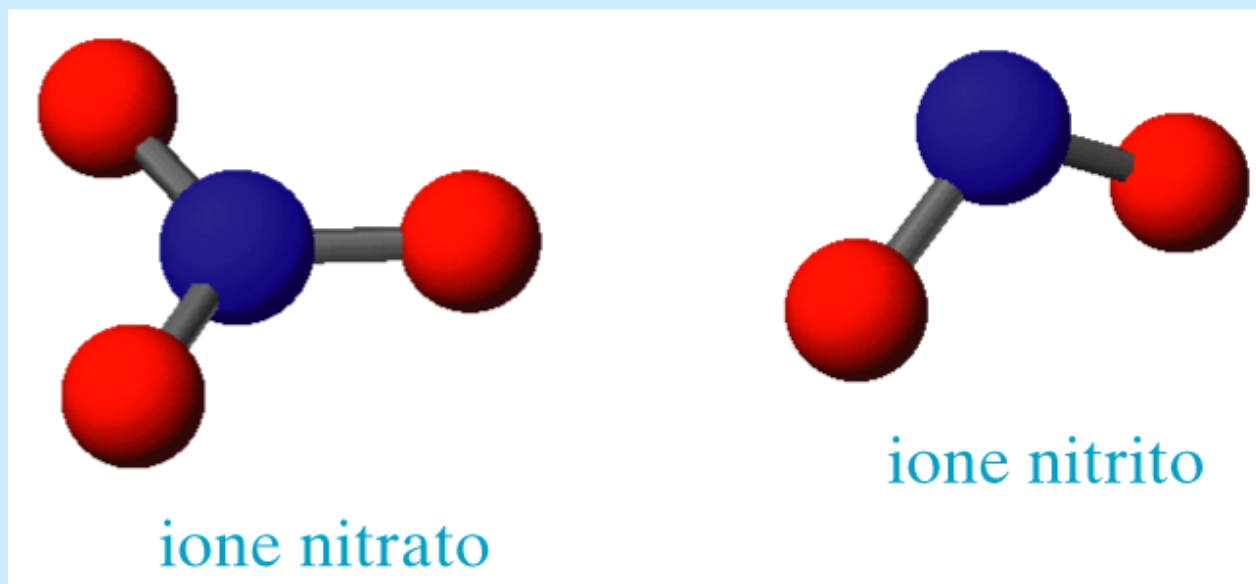
I nomi degli ossiacidi e quelli degli ossianioni sono strettamente correlati. Per ottenere il nome dall'ossianione da quello dell'ossiacido si sostituiscono i suffissi -oso con -ito e -ico con -ato:

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



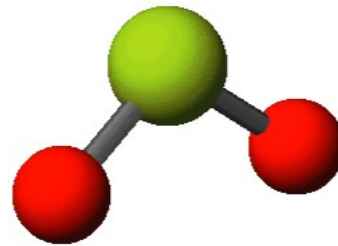
Ione clorato



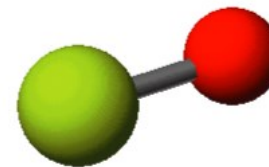
Acido perclorico



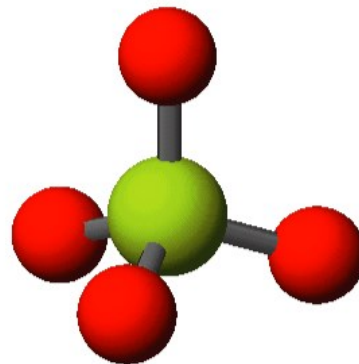
Ione perclorato



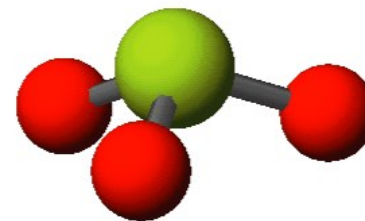
ClO_2^- è lo ione clorito



ClO^- è lo ione ipoclorito



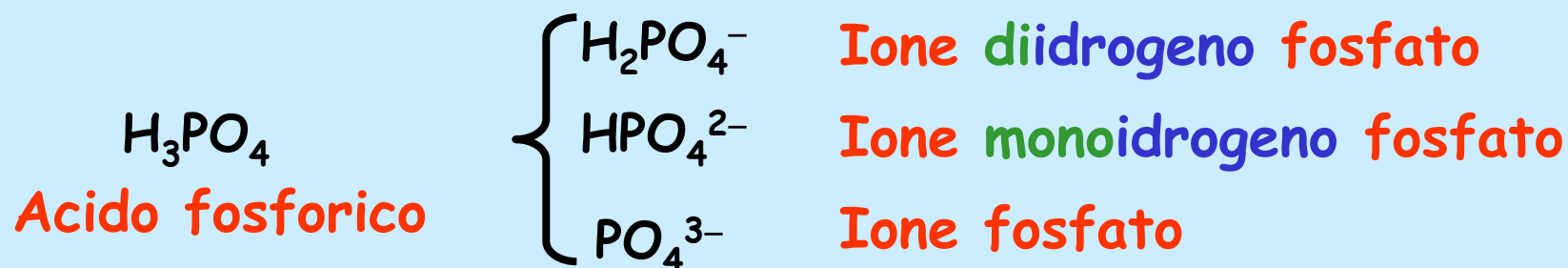
ClO_4^- è lo ione perclorato



ClO_3^- è lo ione clorato

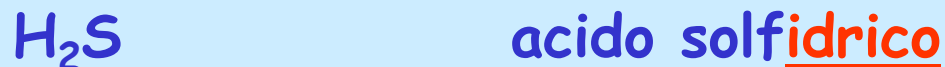
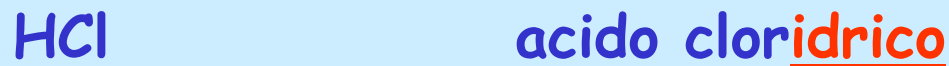


Alcuni acidi possono perdere più di uno ione H^+ e dare anioni intermedi di tipo acido:

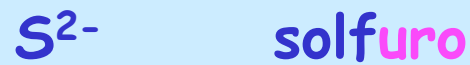
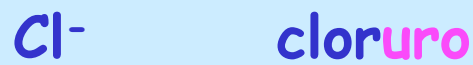


Idracidi

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

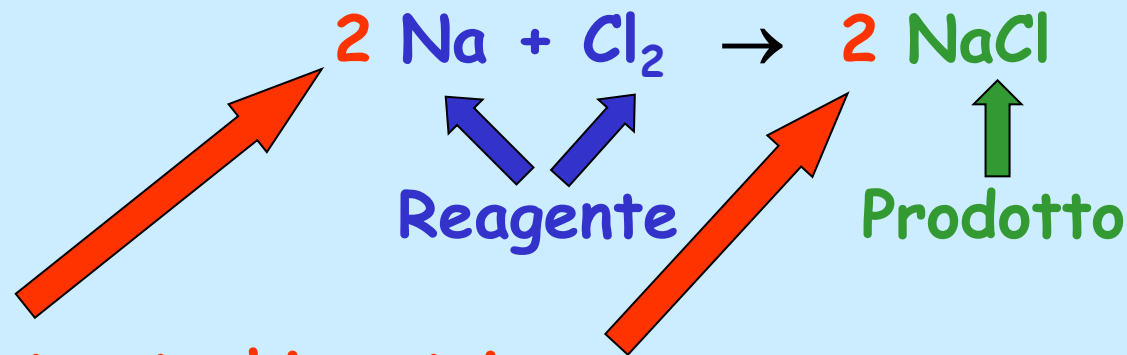
Nome	Formula	Nome	Formula
Acetato	CH_3COO^-	Idrossido	OH^-
Ammonio	NH_4^+	Ipoclorito	ClO^-
Carbonato	CO_3^{2-}	Monoidrogeno fosfato	HPO_4^{2-}
Clorato	ClO_3^-	Nitrato	NO_3^-
Clorito	ClO_2^-	Nitrito	NO_2^-
Cromato	CrO_4^{2-}	Ossalato	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
Cianuro	CN^-	Perclorato	ClO_4^-
Bicromato	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	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^-		



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

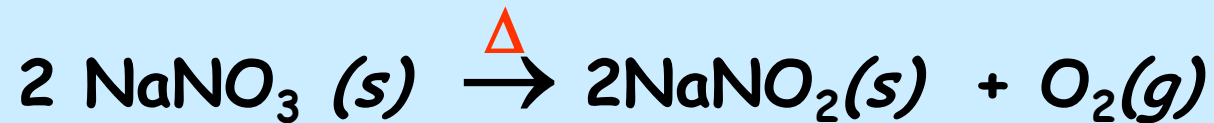
(g) = gas (l) = liquido (s) = solido (aq) = soluzione acquosa

L'equazione precedente diventa così:

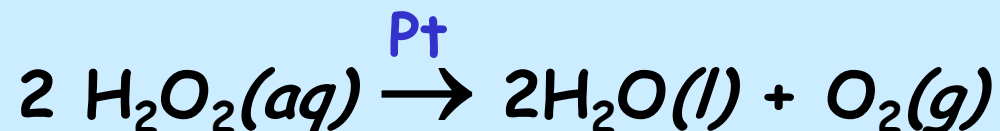


Si possono anche indicare in una equazione le condizioni in cui avviene la reazione.

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



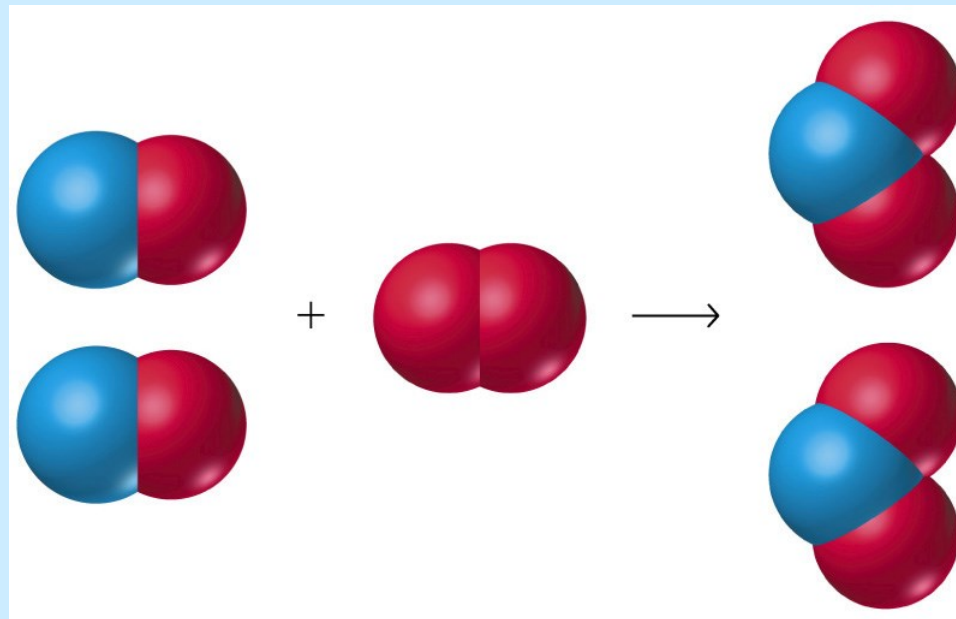
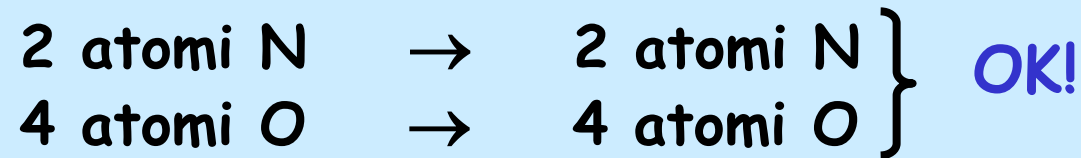
Ci sono sostanze che agiscono come **catalizzatori**, sostanze che aumentano la velocità di reazione senza subire alcun cambiamento. In questo caso il catalizzatore si scrive sotto la freccia che indica la reazione



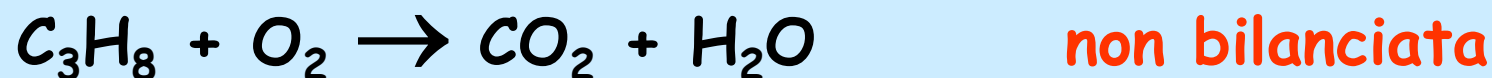
BILANCIAMENTO DI REAZIONI CHIMICHE

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.

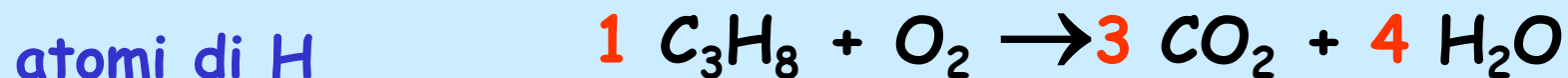
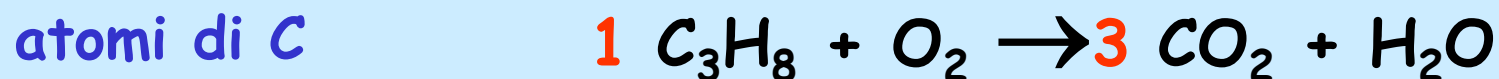
L'equazione chimica è allora **bilanciata**.



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.:

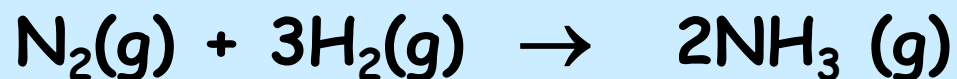
- bilanciare prima gli atomi contenuti in una sola sostanza ai reagenti e ai prodotti
- quando uno dei reagenti o dei prodotti esiste come elemento libero, bilanciare questo elemento per ultimo
- attenzione al numero di atomi!
Es.: in $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ci sono $4 \times 3 = 12$ atomi di O



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

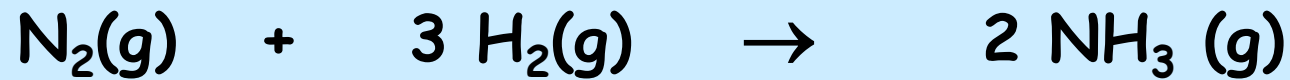


Tipici problemi della stechiometria sono:

- 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

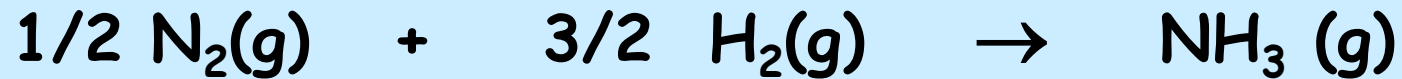
1 mole N_2 3 moli H_2 2 moli NH_3

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

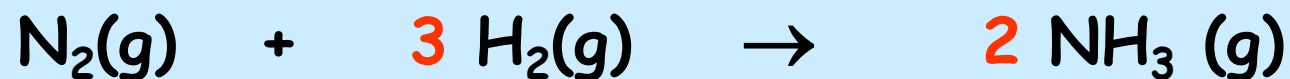
~~1/2 molecola N_2~~

~~3/2 molecole H_2~~

1 molecola NH_3



Esempio



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

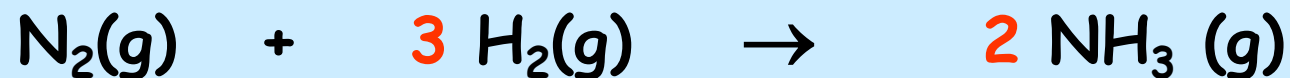
- prima di tutto si calcolano le moli di NH_3

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

- 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

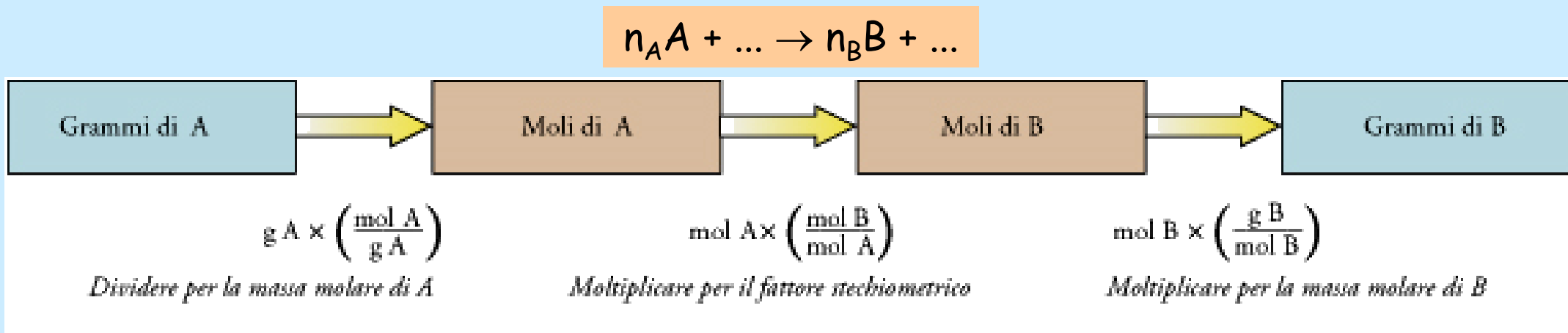
Controllando l'analisi dimensionale.

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

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

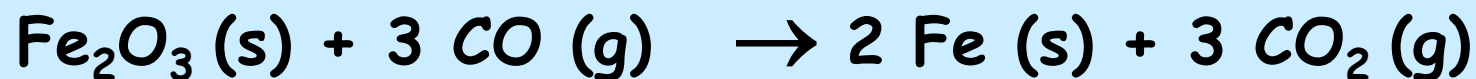


Riepilogando: bisogna passare necessariamente attraverso **le moli**, perché convertire direttamente tra le masse non è possibile.



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:

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

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

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

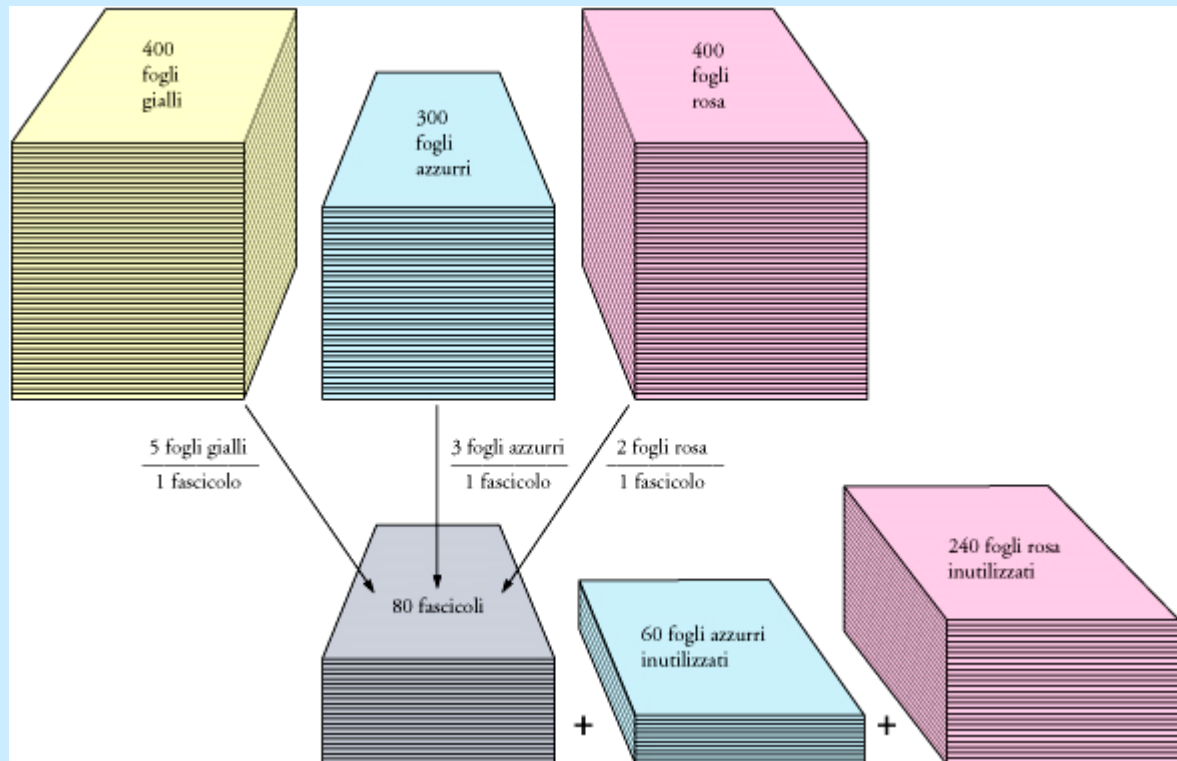


REAGENTE LIMITANTE

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

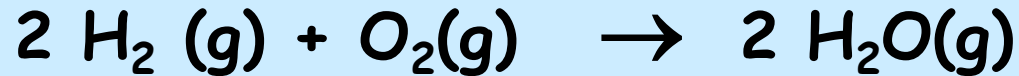
5 fogli gialli
3 fogli azzurri
2 fogli rosa



Analogia con la reazione:



Consideriamo la reazione



Supponiamo di far reagire 1,5 mole di H_2 e 1,0 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

$$\text{Moli di } H_2O \text{ ottenute da } H_2 = 1,5 \text{ mol } H_2 \times \frac{2 \text{ mol } H_2O}{2 \text{ mol } H_2} = 1,5 \text{ mol } H_2O$$

$$\text{Moli di } H_2O \text{ ottenute da } O_2 = 1,0 \text{ mol } O_2 \times \frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } O_2} = 2,0 \text{ mol } H_2O$$

H_2 è il reagente limitante: una volta prodotte 1,5 moli 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:

$$2,0 \text{ moli } \text{H}_2\text{O} - 1,5 \text{ mole } \text{H}_2\text{O} = 0,5 \text{ mole } \text{H}_2\text{O}$$

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?

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

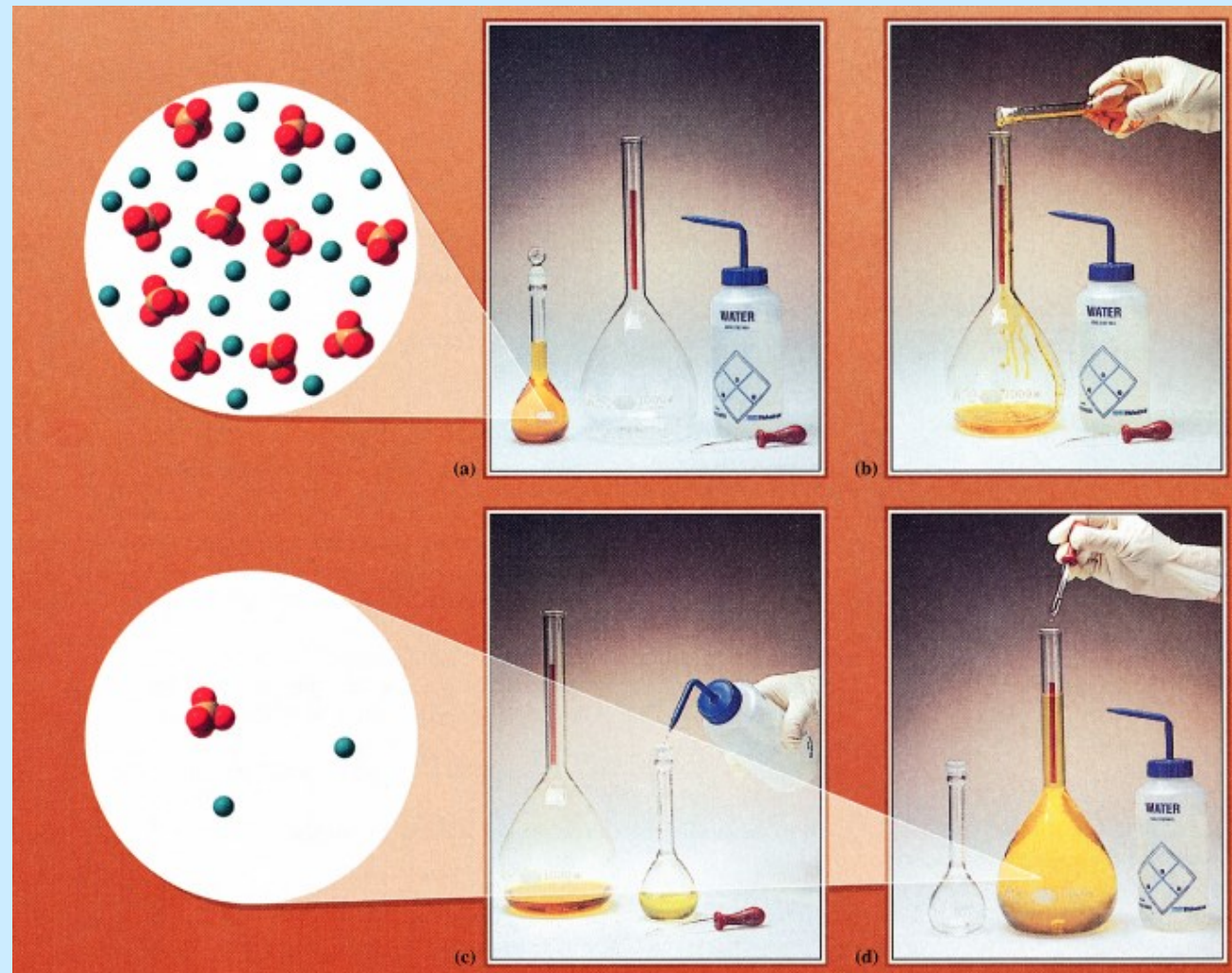
$$\text{molarità} = \frac{4,47 \times 10^{-3} \text{ mol}_{\text{NaNO}_3}}{50 \times 10^{-3} \text{ L}} = 0,089 \text{ mol/L}$$



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:

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

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

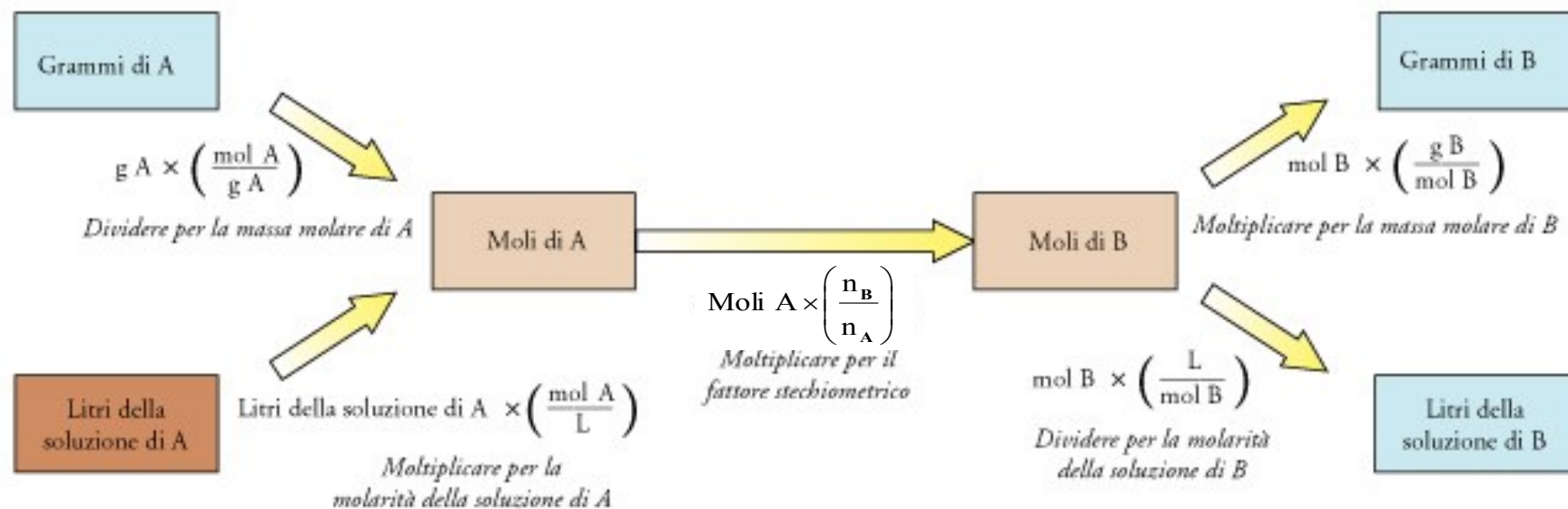
Per passare da volume a moli e viceversa:

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

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

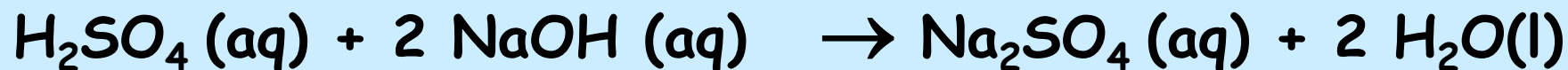


Stechiometria e volumi di soluzione



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:

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

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

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

