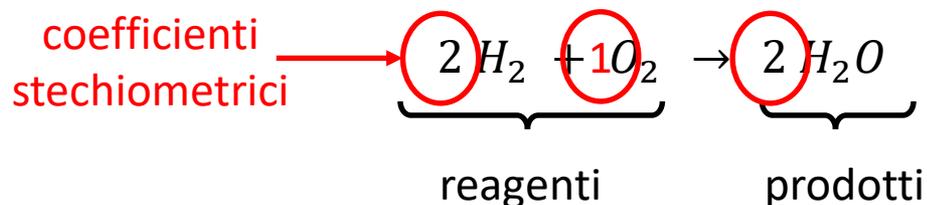


Reazioni chimiche

Trasformazioni di alcune molecole (**reagenti**) in altre (**prodotti**) attraverso un cambio di connessioni (legami) tra gli atomi.

Le reazioni vengono rappresentate attraverso **equazioni chimiche**:



I coefficienti stechiometrici di una reazione sono necessari per il principio di conservazione della massa: **il numero e il tipo di atomi tra i reagenti deve essere uguale al numero e al tipo di atomi tra i prodotti.**

Nell'esempio: $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2 O$

Due molecole di idrogeno (H_2) si combinano con una molecola di ossigeno (O_2) per dare due molecole di acqua (H_2O).

Tra i reagenti: $(2 \times 2) = 4$ atomi di idrogeno, 2 atomi di ossigeno

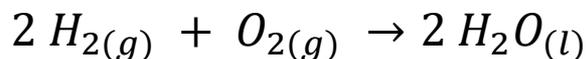
Tra i prodotti: $(2 \times 2) = 4$ atomi di idrogeno, 2 atomi di ossigeno

L'equazione è bilanciata.

Il segno \rightarrow in una equazione chimica indica che il processo avviene fino al consumo totale di almeno uno dei reagenti. La reazione si dice **completa**.

Il segno \rightleftharpoons indica una reazione **all'equilibrio**, cioè una reazione in cui reagenti e prodotti non vengono consumati completamente.

Le equazioni chimiche possono indicare anche lo stato di aggregazione delle specie coinvolte nella reazione:



Stati di aggregazione:

(g) = gas,

(l) = liquido,

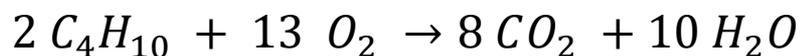
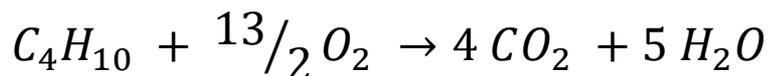
(s) = solido,

(solv) = solvatato,

(aq) = in soluzione acquosa.

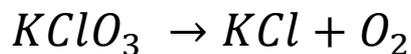
Possono essere presenti anche i segni: \downarrow che indica che una specie lascia il sistema di reazione perché precipita dalla soluzione, e \uparrow che indica che una specie lascia il sistema di reazione nella forma di gas.

Nel caso siano presenti coefficienti stechiometrici frazionari, è possibile moltiplicare in modo da ottenere coefficienti interi:



x2

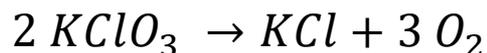
Un esempio di bilanciamento di reazioni:



1 atomo di K tra i reagenti, 1 atomo di K tra i prodotti

1 atomo di Cl tra i reagenti, 1 atomo di Cl tra i prodotti

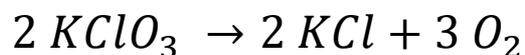
3 atomi di O tra i reagenti, ma 2 atomi di ossigeno tra i prodotti



6 atomi di O tra i reagenti, 6 atomi di ossigeno tra i prodotti

2 atomi di K tra i reagenti, 1 atomo di K tra i prodotti

2 atomi di Cl tra i reagenti, 1 atomo di Cl tra i prodotti

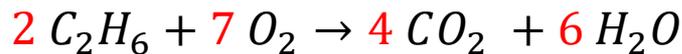
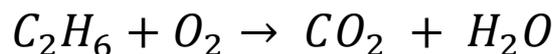
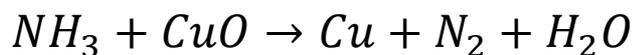
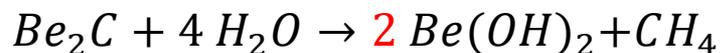
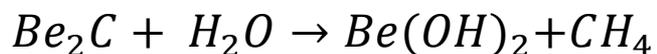


6 atomi di O tra i reagenti, 6 atomi di ossigeno tra i prodotti

2 atomi di K tra i reagenti, 2 atomi di K tra i prodotti

2 atomi di Cl tra i reagenti, 2 atomi di Cl tra i prodotti

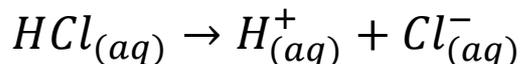
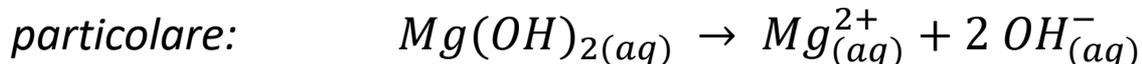
Altri esempi:



Quando le reazioni avvengono in ambiente acquoso, le specie ioniche (sali e altri elettroliti forti) si dissociano negli ioni che le costituiscono. In questo caso, alcuni ioni partecipano alla reazione, altri (indicati come **ioni spettatori**) rimangono inalterati in soluzione acquosa



In questa reazione alcune specie sono dissociate negli ioni che le costituiscono. In



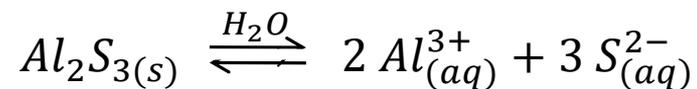
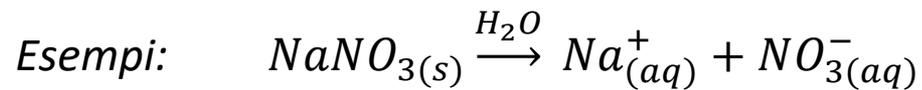
*Riscrivendo l'equazione **in forma ionica**:*



Gli ioni spettatori possono essere omessi: $OH^{-}_{(aq)} + H^{+}_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)}$.

Per le reazioni in forma ionica, è necessario considerare anche il **bilanciamento delle cariche**: la carica complessiva tra i reagenti deve essere pari alla carica complessiva tra i prodotti.

Per indicare il ruolo del solvente in una reazione, questo può essere indicato sopra la freccia che indica il procedere della reazione



Relazioni ponderali in una reazione chimica

I coefficienti stechiometrici di una reazione bilanciata rappresentano le moli di reagenti che si combinano tra loro, per dare le moli di prodotti indicate dai coefficienti stechiometrici dei prodotti.

Conoscendo le masse molari di reagenti e prodotti, possiamo calcolare anche la massa di ciascuna delle sostanze che reagiscono.

Ad esempio: Quanto ossigeno reagisce con 10.0 g di gas metano (CH_4) per produrre diossido di carbonio e acqua?



$$m_{\text{CH}_4} = 10.0 \text{ g} \quad MM_{\text{CH}_4} = 16.02 \text{ g/mol} \quad MM_{\text{O}_2} = 32.00 \text{ g}$$

$$n_{\text{CH}_4} = \frac{m_{\text{CH}_4}}{MM_{\text{CH}_4}} = \frac{10.0 \text{ g}}{16.02 \text{ g/mol}} = 0.624 \text{ mol}$$

1 mol di CH_4 reagisce con 2 mol di O_2 : 1:2

$$n_{\text{O}_2} = 2 \cdot n_{\text{CH}_4} = 2 \cdot 0.624 \text{ mol} = 1.25 \text{ mol}$$

$$m_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \cdot MM_{\text{O}_2} = 1.25 \text{ mol} \cdot 32.00 \text{ g/mol} = 39.95 \text{ g}$$

Esempio:

Il litio metallico reagisce con l'acqua per dare idrossido di litio e idrogeno molecolare. Scrivere la reazione bilanciata e calcolare la massa di acqua che viene consumata da 7.0 g di litio e le masse di idrogeno e idrossido di litio che vengono prodotte.



$$m_{\text{Li}} = 7.0 \text{ g} \quad MM_{\text{Li}} = 6.94 \text{ g/mol} \quad MM_{\text{H}_2\text{O}} = 18.02 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{H}_2} = 2.02 \text{ g/mol} \quad MM_{\text{LiOH}} = 23.95 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{Li}} = \frac{m_{\text{Li}}}{MM_{\text{Li}}} = \frac{7.0 \text{ g}}{6.94 \text{ g/mol}} = 1.0 \text{ mol}$$

Rapporto stechiometrico $\text{Li} : \text{H}_2\text{O} = 1 : 1$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{Li}} = 1.0 \text{ mol} \quad m_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{H}_2\text{O}} \cdot MM_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g}$$

Rapporto stechiometrico $\text{Li} : \text{LiOH} = 1 : 1$

$$m_{\text{LiOH}} = n_{\text{Li}} = 1.0 \text{ mol} \quad m_{\text{LiOH}} = n_{\text{LiOH}} \cdot MM_{\text{LiOH}} = 24 \text{ g}$$

Rapporto stechiometrico $\text{Li} : \text{H}_2 = 2 : 1$

$$m_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{Li}}}{2} = 0.50 \text{ mol} \quad m_{\text{H}_2} = n_{\text{H}_2} \cdot MM_{\text{H}_2} = 1.0 \text{ g}$$

Reagente limitante

Quando due composti reagiscono tra loro nelle quantità esattamente previste dalla stechiometria di reazione, al termine della reazione entrambi sono stati consumati. Si dice in questo caso che i composti sono in **quantità stechiometrica**.

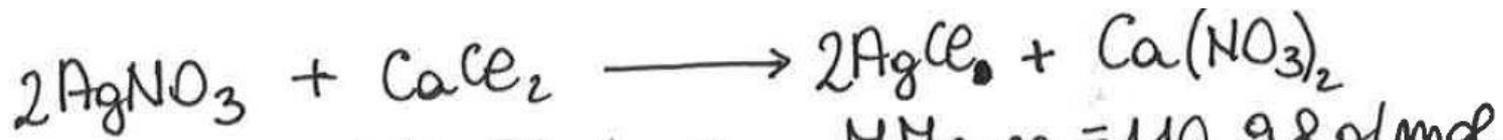
In molti casi, tuttavia, un reagente è in quantità superiore all'altro. In questo caso il reagente che è in quantità stechiometrica inferiore (**reagente limitante**) viene consumato completamente prima dell'altro (**reagente in eccesso**).

Una volta consumato uno dei due reagenti, la reazione ha termine perchè non può continuare in assenza di entrambi i reagenti.

Per calcolare la quantità di prodotto che è possibile ottenere dobbiamo prima di tutto individuare qual è il reagente limitante e qual è il reagente in eccesso. **La quantità di prodotto che si forma dipende dalla quantità di reagente limitante presente.**

Esempio:

220.0 g di nitrato d'argento vengono aggiunti ad una soluzione contenente 98.0 g di cloruro di calcio. Si formano cloruro d'argento e nitrato di calcio. Individuare il reagente limitante, calcolare la quantità del reagente in eccesso che rimane e le quantità dei due prodotti che si formano durante la reazione.



$$M_{\text{AgNO}_3} = 169.88 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{CaCl}_2} = 110.98 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{AgNO}_3} = \frac{m_{\text{AgNO}_3}}{M_{\text{AgNO}_3}} = \frac{220.0 \text{ g}}{169.88 \text{ g/mol}} = 1.295 \text{ mol}$$

$$M_{\text{CaCl}_2} = \frac{98.0 \text{ g}}{110.98 \text{ g/mol}} = 0.883 \text{ mol}$$

è minore!

Rapporto stechiometrico $\text{AgNO}_3 : \text{CaCl}_2 = 2:1$
Se AgNO_3 fosse reagente limitante, calcolo quantità di CaCl_2 consumata: $m_{\text{CaCl}_2, \text{cons.}} = M_{\text{AgNO}_3} / 2 = 0.647 \text{ mol}$
 AgNO_3 è reagente limitante.

$$M_{\text{CaCl}_2, \text{residue}} = (0.883 - 0.647) \text{ mol} = 0.235 \text{ mol}$$

$$M_{\text{AgCl}} = M_{\text{AgNO}_3}$$

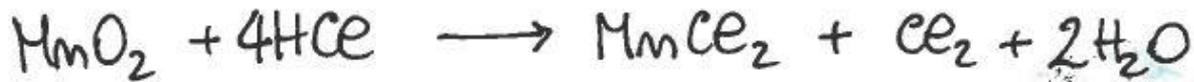
Rapporto stechiometrico 1:1

$$M_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} = \frac{M_{\text{AgNO}_3}}{2}$$

Rapporto stechiometrico 2:1

Esempio:

Se 0.86 mol di diossido di manganese reagiscono con 48.2 g di acido cloridrico, per produrre dicloruro di manganese, cloro molecolare e acqua, quale reagente sarà consumato per primo? E quanti grammi di cloro saranno prodotti?



$$n_{\text{MnO}_2} = 0.86 \text{ mol}$$

$$m_{\text{HCl}} = 48.2 \text{ g}$$

$$M_{\text{HCl}} = 36.46 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{HCl}} = 1.32 \text{ mol}$$

Se MnO_2 fosse il reagente limitante:

Rapporto stechiometrico $\text{MnO}_2 : \text{HCl} = 1 : 4$

$$m_{\text{HCl, consumate}} = n_{\text{MnO}_2} \cdot 4 = 0.86 \text{ mol} \cdot 4 = 3.44 \text{ mol}$$

HCl è il reagente limitante e viene consumato per primo.

m_{Cl_2} ? Rapporto stechiometrico $\text{HCl} : \text{Cl}_2 = 4 : 1$
(con il reagente limitante!!!)

$$M_{\text{Cl}_2} = 70.90 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{Cl}_2} = \frac{m_{\text{HCl}}}{4} = \frac{1.32 \text{ mol}}{4}$$

$$m_{\text{Cl}_2} = 0.330 \text{ mol}$$

$$m_{\text{Cl}_2} = m_{\text{Cl}_2} \cdot M_{\text{Cl}_2} = 23.4 \text{ g}$$

Resa

Come abbiamo visto in precedenza, dalla quantità di reagente limitante presente nell'ambiente di reazione possiamo calcolare la quantità di prodotto che dovremmo ottenere. Tuttavia, nella realtà delle condizioni sperimentali, la quantità di prodotto che otteniamo è solitamente minore a quella attesa.

La resa di una reazione rappresenta, in percentuale, la quantità di prodotto ottenuta, rispetto a quella prevista:

$$\text{Resa} = \frac{m_{\text{ottenuta di X}}}{m_{\text{teorica di X}}} \cdot 100 = \frac{n_{\text{ottenute di X}}}{n_{\text{teoriche di X}}} \cdot 100$$

*Ad esempio: Si considera la seguente reazione: $\text{CaO} + 3 \text{C} \rightarrow \text{CaC}_2 + \text{CO}$
300 g di ossido di calcio vengono fatti reagire con carbone. Si ottengono 248 g di CaC_2 . Calcolare la resa di questa reazione.*

$$MM_{\text{CaO}} = 56.08 \text{ g/mol} \quad n_{\text{CaO}} = \frac{m_{\text{CaO}}}{MM_{\text{CaO}}} = \frac{300 \text{ g}}{56.08 \text{ g/mol}} = 5.35 \text{ mol}$$

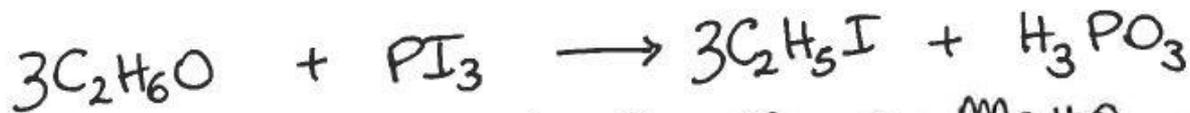
$$\text{Rapporto stechiometrico CaO : CaC}_2 = 1 : 1 \quad n_{\text{CaC}_2, \text{teoriche}} = 5.35 \text{ mol}$$

$$MM_{\text{CaC}_2} = 64.1 \text{ g/mol} \quad n_{\text{CaC}_2, \text{ottenute}} = \frac{m_{\text{CaC}_2}}{MM_{\text{CaC}_2}} = \frac{248 \text{ g}}{64.1 \text{ g/mol}} = 3.87 \text{ mol}$$

$$\text{Resa} = \frac{n_{\text{ottenute di CaC}_2}}{n_{\text{teoriche di CaC}_2}} \cdot 100 = \frac{3.87 \text{ mol}}{5.35 \text{ mol}} \cdot 100 = 72.3\%$$

Esempio:

6.50 g di alcol etilico (C_2H_6O) vengono fatti reagire con 15.1 g di triioduro di fosforo, per formare ioduro di etile (C_2H_5I) e acido fosfonico. Se la reazione ha una resa del 60%, calcolare la massa di ioduro di etile ottenuta.



$$MM_{C_2H_6O} = 46.08 \text{ g/mol} \quad m_{C_2H_6O} = \frac{m_{C_2H_6O}}{MM_{C_2H_6O}} = \frac{6.50 \text{ g}}{46.08 \text{ g/mol}} = 0.143 \text{ mol}$$

$$MM_{PI_3} = 411.67 \text{ g/mol} \quad m_{PI_3} = \frac{m_{PI_3}}{MM_{PI_3}} = \frac{15.1 \text{ g}}{411.67 \text{ g/mol}} = 3.67 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Se C_2H_6O fosse il reagente limitante:

Rapporto stechiometrico $C_2H_6O : PI_3 = 3 : 1$

$$m_{PI_3, \text{consumate}} = \frac{m_{C_2H_6O}}{3} = 4.77 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

e' maggiore

PI_3 è il reagente limitante, sulla base del quale si calcola la quantità teorica di prodotto (C_2H_5I).

Rapporto stechiometrico $PI_3 : C_2H_5I = 1 : 3$

$$m_{C_2H_5I, \text{teoriche}} = 3 \cdot m_{PI_3} = 3 \cdot 3.67 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 0.110 \text{ mol}$$

$$m_{C_2H_5I, \text{reali}} = \text{resa} \cdot m_{C_2H_5I, \text{teoriche}} = 60\% \cdot 0.110 \text{ mol} = 6.60 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

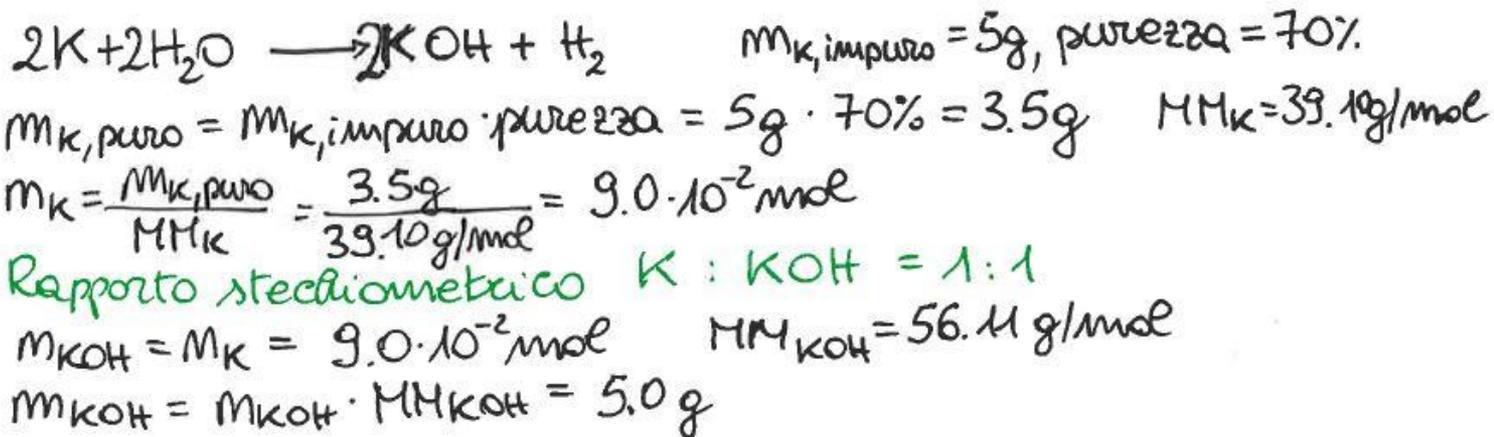
$$MM_{C_2H_5I} = 155.97 \text{ g/mol} \quad m_{C_2H_5I} = m_{\text{reali}} \cdot MM = 10.3 \text{ g}$$

Purezza dei reagenti

In alcuni casi, la quantità di un reagente che viene pesata non è quella che poi sarà disponibile per la reazione, in quanto nel materiale pesato non sono presenti solo le molecole di reagente, ma anche altre sostanze. In questo caso si dice che il reagente non è puro.

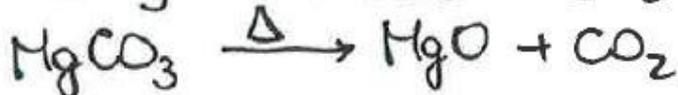
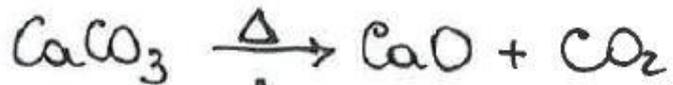
Conoscendo la percentuale (in peso) delle molecole di reagente che sono presenti nel campione, possiamo comunque calcolare la quantità di prodotto che si forma. Tale percentuale prende il nome di **purezza**.

Ad esempio: Calcolare la quantità di idrossido di potassio che può essere ottenuta da 5 g di potassio con purezza al 70% che vengono fatti reagire con acqua. Nella reazione si forma anche idrogeno molecolare.



Esempio:

La calcinazione è un trattamento termico che porta alla decomposizione in ossido del metallo e diossido di carbonio. La calcinazione di 100 g di un minerale che contiene CaCO_3 e MgCO_3 ha prodotto 36.4 g di CaO e 16.7 g di MgO . Calcolare la percentuale dei due carbonati nel minerale.



$$m_{\text{CaO}} = 36.4 \text{ g} \quad MM_{\text{CaO}} = 56.08 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{CaO}} = \frac{m_{\text{CaO}}}{MM_{\text{CaO}}} = 0.649 \text{ mol} \quad \text{Rapporto stechiometrico:}$$



$$n_{\text{CaCO}_3} = n_{\text{CaO}} = 0.649 \text{ mol} \quad MM_{\text{CaCO}_3} = 100.09 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{CaCO}_3} = n_{\text{CaCO}_3} \cdot MM_{\text{CaCO}_3} = 64.9 \text{ g} \quad \% \text{CaCO}_3 = \frac{m_{\text{CaCO}_3}}{m_{\text{tot}}} = 64.9\%$$

$$m_{\text{MgO}} = 16.7 \text{ g} \quad MM_{\text{MgO}} = 40.30 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{MgO}} = \frac{m_{\text{MgO}}}{MM_{\text{MgO}}} = 0.414 \text{ mol} \quad \text{Rapporto stechiometrico}$$



$$n_{\text{MgCO}_3} = n_{\text{MgO}} = 0.414 \text{ mol} \quad MM_{\text{MgCO}_3} = 84.31 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{MgCO}_3} = n_{\text{MgCO}_3} \cdot MM_{\text{MgCO}_3} = 34.9 \text{ g} \quad \% \text{MgCO}_3 = 34.9\%$$