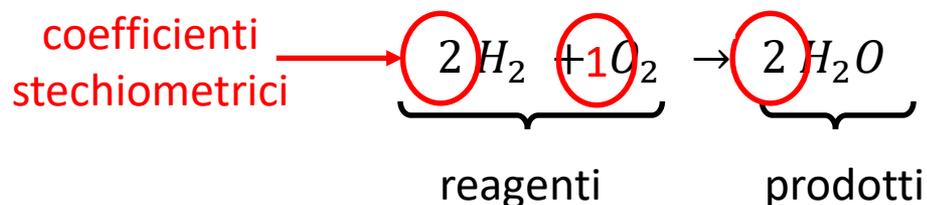


# Reazioni chimiche

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*

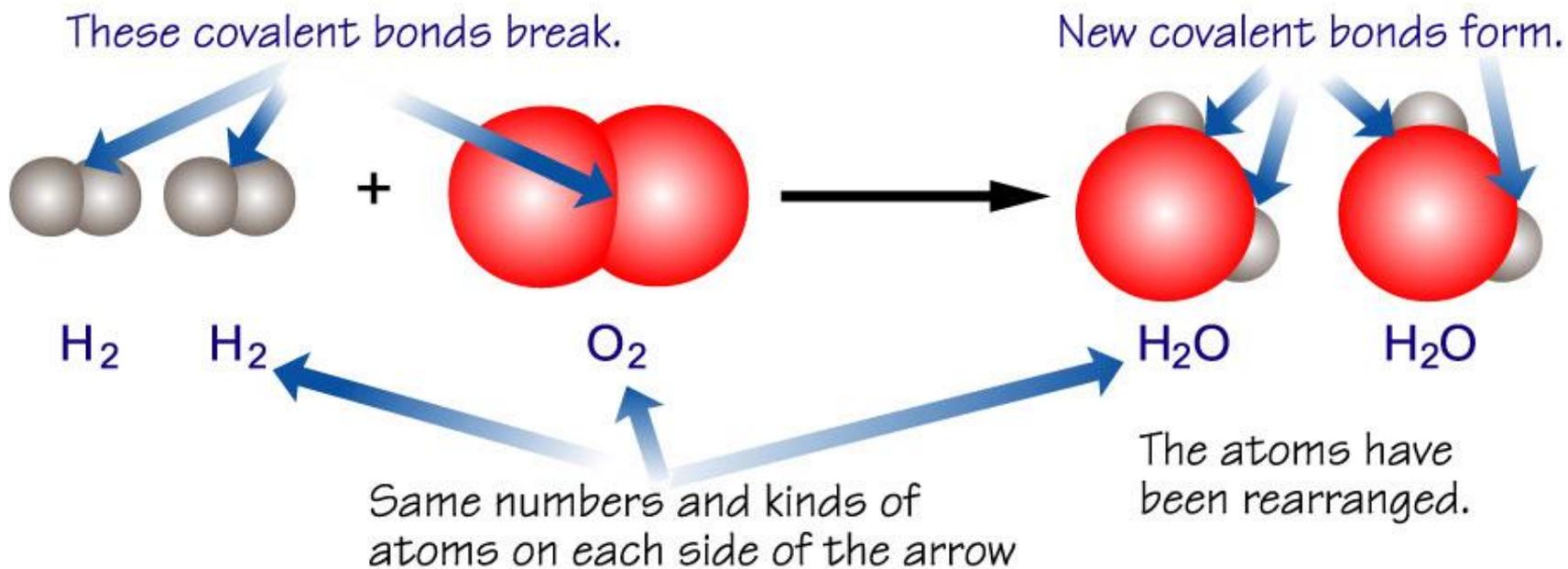
*Tra i prodotti:  $(2 \times 2) = 4$  atomi di idrogeno, 2 atomi di ossigeno*

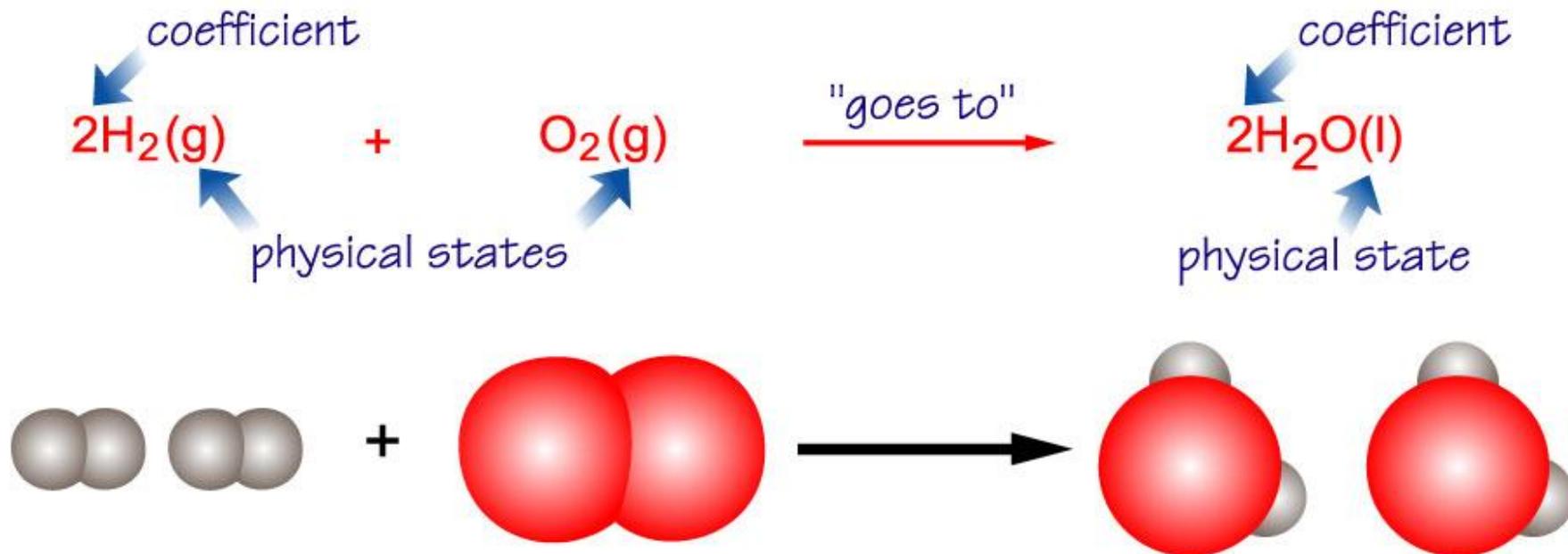
***L'equazione è bilanciata.***

## Cosa significa bilanciare una reazione chimica ?



hydrogen + oxygen  $\longrightarrow$  water





## Bilanciamento delle reazioni chimiche

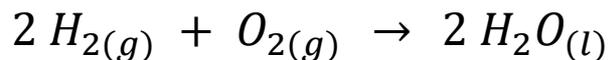
Reazioni chimiche più complesse richiedono un metodo sistematico

Per reazioni più semplici si può utilizzare inizialmente un approccio fatto di tentativi, errori e buon senso. E' una buona idea cominciare bilanciando il numero di atomi degli elementi che compaiono solo in un tipo di composto nei reagenti e nei prodotti

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.

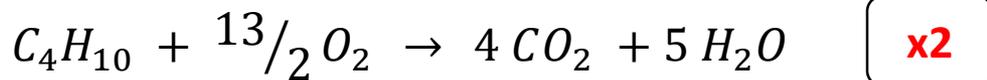
Le equazioni chimiche possono indicare anche lo stato di aggregazione delle specie coinvolte nella reazione:



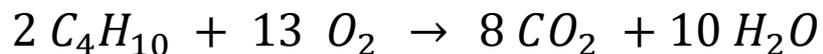
Stati di aggregazione: (g) = gas, (l) = liquido,  
(s) = solido, (solv) = solvatato,  
(aq) = in soluzione acquosa.

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.

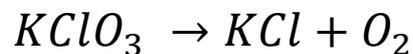
Nel caso siano presenti coefficienti stechiometrici frazionari, è possibile moltiplicare in modo da ottenere coefficienti interi:



x2



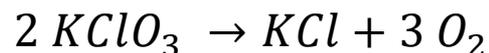
Un esempio di bilanciamento di reazioni:



*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*

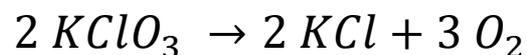
*3 atomi di O tra i reagenti, ma 2 atomi di ossigeno tra i prodotti*



*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*

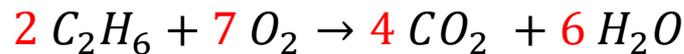
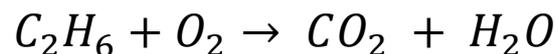
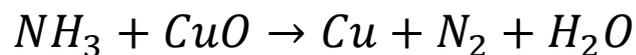
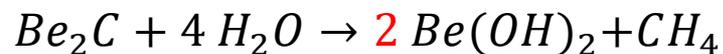
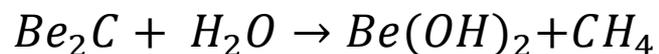


*6 atomi di O tra i reagenti, 6 atomi di ossigeno tra i prodotti*

*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*

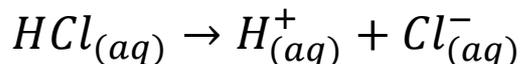
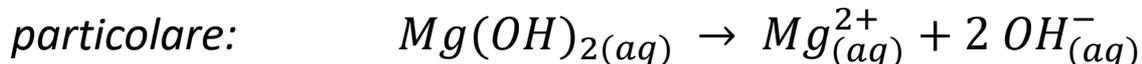
Altri esempi:



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*

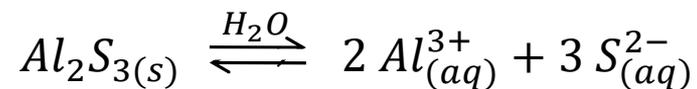
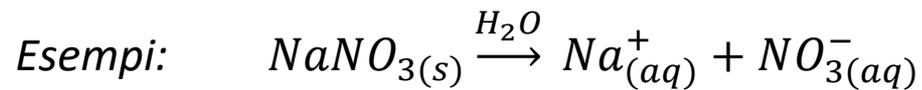


*Riscrivendo l'equazione **in forma ionica**:*



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



# Massa molecolare

La massa di molecole poliatomiche può essere calcolata come somma delle masse degli atomi che le compongono.

*Ad esempio: la molecola  $H_3AsO_4$  è costituita da 3 atomi di idrogeno, uno di arsenico e 4 di ossigeno, quindi la sua massa sarà data dalla somma:*

$$\begin{aligned}MM &= 3 \cdot MA_H + MA_{As} + 4 \cdot MA_O = \\ &= 3 \cdot 1.01 \text{ u. m. a.} + 74.92 \text{ u. m. a.} + 4 \cdot 16.00 \text{ u. m. a.} = 141.95 \text{ u. m. a.}\end{aligned}$$

In alcuni casi (ad esempio con i sali) è presente nella formula del sale anche una certa quantità di acqua di cristallizzazione (ad esempio:  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ). In questo caso la massa del composto deve essere calcolata tenendo conto della presenza delle molecole d'acqua, la cui massa deve essere sommata a quella del sale.

## Sali

I sali sono composti formati da un catione (ione positivo) e da un anione (ione negativo). Quando vengono riportati come formula, il catione viene riportato prima dell'anione. **E' importante che la carica complessiva dell'unità formula del sale sia zero:** per ottenere questo risultato, le cariche positive e le cariche negative devono essere in egual numero.

# Mole

Molecole e atomi sono oggetti troppo piccoli per poter essere separati, contati o pesati. E' necessaria una grandezza che possa essere valutata sperimentalmente.

Una **mole** è definita come la quantità di una sostanza che contiene lo stesso numero di entità (atomi, ioni o molecole) contenuti in un campione di 12 g dell'isotopo 12 del carbonio ( $^{12}\text{C}$ ). Questa grandezza viene rappresentata con il simbolo **n** e la sua unità di misura nel SI è **mol**.

Questa quantità corrisponde ad un **numero di Avagadro** ( $N_A$ ) di particelle.

$$N_A = 6.02214 \cdot 10^{23}$$

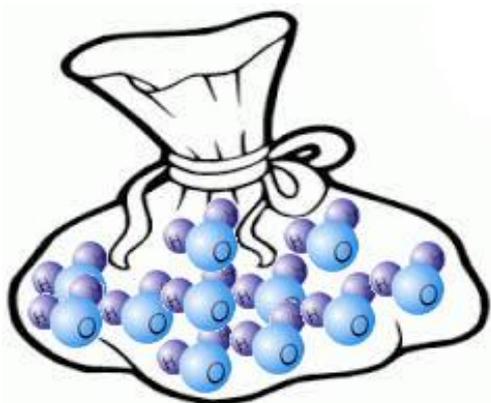
Dal punto di vista numerico, una mole di una sostanza corrisponde alla massa molecolare delle molecole che la compongono. Queste grandezze NON sono la stessa cosa, ma numericamente hanno valore uguale.

**Massa molecolare** = massa della molecola in u.m.a.

**Massa molare** = massa di una mole in g, unità di misura: **g/mol**

# Mole

La mole è una quantità molto conveniente che permette di passare dal livello molecolare (considerando le reazioni tra singole molecole) a quello «macroscopico» utilizzato in laboratorio. Infatti, **in laboratorio usiamo una bilancia che pesa i grammi!** I singoli atomi o molecole hanno un peso così piccolo che non possono essere pesati individualmente.



# Da moli a grammi

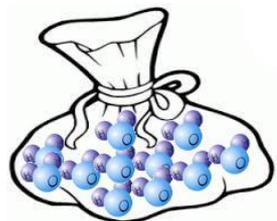
Perché proprio  $6.022 \times 10^{23}$ ?

- Amedeo **Avogadro** (1776-1856):

*Il numero di Avogadro è il numero di molecole contenute in una mole. **Una mole pesa un numero di grammi pari al peso molecolare (o nel caso di sostanze monoatomiche peso atomico) in unità di massa atomica.***



Esempi:



Una molecola di acqua pesa 18.02 uma. Una mole di molecole di acqua pesa 18.02 g.

Un atomo di carbonio pesa 12.01 uma. Una mole di atomi di carbonio pesa 12.01 g.

64 g di ossigeno contengono 2 moli di ossigeno O<sub>2</sub>, perché una molecola di ossigeno pesa 32 uma.



Quanto pesa una mole di atomi di idrogeno? 1.01 g

Quante moli di zolfo ci sono in 32.06 g di S? 1 mol

Quanto pesa l'idrogeno presente in una mole di acqua? 2.02 g

E l'ossigeno nella stessa quantità di acqua? 16.00 g

**Quante moli di rame sono contenute in 10.00 g di rame?**

Il peso atomico del rame è 63.55 uma.

La massa di una mole di atomi di rame è pari a 63.55 g. La **massa molare** del rame è 63.55 g/mol.

In 10.00 g di rame ci sono:  $\frac{10.00 \text{ g}}{63.55 \text{ g/mol}} = 0.1573 \text{ mol}$

29	63,546
+2	2,1
8,96 1083 2568	<b>Cu</b>
Rame	

**Quante moli di CuSO<sub>4</sub> corrispondono a 15.00 g di solfato rameico?**

Il peso atomico del rame è 63.55 uma, quello dello zolfo 32.06 uma, quello dell'ossigeno 16.00 uma e quello dell'idrogeno 1.01 uma.

La massa di una molecola del composto pesa:  
 $63.55 + 32.06 + (4 \times 16.00) = 159.61 \text{ uma}$

In 15.00 g di solfato rameico ci sono:

$$\frac{15.00 \text{ g}}{159.61 \text{ g/mol}} = 0.09398 \text{ mol}$$

16	32,06
-2	6,4,2,-2
1,92 119 445	<b>S</b>
Zolfo	

8	15,9994
-2	-2,-1
0,001429 -218,8 -183	<b>O</b>
Ossigeno	

1	1,0079
-1	1,-1
0,0000899 -259,2 -253	<b>H</b>
Idrogeno	

- Quante moli sono presenti in 25.6 g di urea,  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ ?

$$MM_{\text{urea}} = 60.07 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad n_{\text{urea}} = \frac{m_{\text{urea}}}{MM_{\text{urea}}} = \frac{25.6 \text{ g}}{60.07 \text{ g/mol}} = 0.426 \text{ mol}$$

- Quanti grammi di idrogeno sono presenti in 0.426 mol di urea?

$$n_{\text{H}} = 4 \cdot n_{\text{urea}} = 4 \cdot 0.426 \text{ mol} = 1.70 \text{ mol} \quad MM_{\text{H}} = 1.01 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{H}} = n_{\text{H}} \cdot MM_{\text{H}} = 1.70 \text{ mol} \cdot 1.01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1.72 \text{ g}$$

- Quanti grammi di ossigeno sono presenti in 0.426 mol di urea?

$$MM_{\text{O}} = 16.00 \text{ g/mol} \quad n_{\text{O}} = n_{\text{urea}} \quad m_{\text{O}} = n_{\text{O}} \cdot MM_{\text{O}} = 6.82 \text{ g}$$

- Quanti grammi di carbonio sono presenti in 0.426 mol di urea?

$$MM_{\text{C}} = 12.01 \text{ g/mol} \quad n_{\text{C}} = n_{\text{urea}} \quad m_{\text{C}} = n_{\text{C}} \cdot MM_{\text{C}} = 5.12 \text{ g}$$

- Quanti grammi di azoto sono presenti in 0.426 mol di urea?

$$MM_{\text{N}} = 14.01 \text{ g/mol} \quad n_{\text{N}} = 2 n_{\text{urea}} \quad m_{\text{N}} = n_{\text{N}} \cdot MM_{\text{N}} = 11.9 \text{ g}$$

Controprova: la somma delle masse di tutti gli elementi che compongono l'urea deve essere pari alla massa iniziale.

# Composizione percentuale

La composizione percentuale indica la proporzione in massa di un atomo o un componente in un composto o in una miscela:

$$\text{Massa percentuale} = \frac{\text{Massa totale del componente}}{\text{Massa totale dell'intera sostanza}} \times 100$$

Esempio:

**Calcolare la composizione percentuale dell'acqua.**

$$\text{Massa percentuale ossigeno} = \frac{\text{Massa totale ossigeno}}{\text{Massa totale acqua}} \times 100$$

1 mole di acqua pesa 18.01 g.

In una mole di acqua c'è una mole di ossigeno (O) e 2 moli di idrogeno (H).

1 mole di ossigeno pesa 16.00 g.

$$\text{Massa percentuale ossigeno} = \frac{16.00 \text{ g}}{18.02 \text{ g}} \times 100 = 88.79\%$$

2 moli di idrogeno pesano 2.02 g.

$$\text{Massa percentuale idrogeno} = \frac{2.02 \text{ g}}{18.02 \text{ g}} \times 100 = 11.21\%$$

**100%**

# Composizione percentuale

In generale, possiamo utilizzare la seguente formula per il calcolo della percentuale di ciascun elemento presente in un composto.

$$\%_X = \frac{m_X}{m_{totale}} \cdot 100 = \frac{n_X \cdot MM_X}{MM_{composto}} \cdot 100$$

dove:  $m_X$ ,  $m_{totale}$  sono la massa dell'elemento e la massa del composto,  
 $n_X$  è il numero di moli dell'elemento per una mole di composto,  
 $MM_X$ ,  $MM_{composto}$  sono le masse molari dell'elemento e del composto (in numero pari alla massa atomica e massa molecolare, rispettivamente).

### Esempio:

Le piante hanno bisogno di assumere azoto dal proprio ambiente. La quantità di azoto è critica per la sopravvivenza della piante. Dovendo concimare una pianta, si possono scegliere diversi sali contenenti azoto, ma è necessario conoscere con precisione la quantità di azoto che si sta somministrando alla pianta. Quale di questi composti contiene in percentuale più azoto?  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  oppure  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ?

$$\%_{\text{N}} = \frac{m_{\text{N}}}{m_{\text{totale del composto}}} \times 100$$

1 mole di  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  pesa 80.06 g.

In una mole di  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  ci sono due moli di azoto (N).

2 moli di azoto pesano 28.02 g.

$$\text{Massa percentuale azoto in } \text{NH}_4\text{NO}_3 = \frac{28.02 \text{ g}}{80.06 \text{ g}} \times 100 = 35.00\%$$

1 mole di  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  pesa 132.16 g.

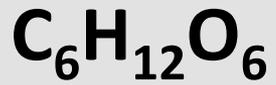
In una mole di  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  ci sono due moli di azoto (N).

2 moli di azoto pesano 28.02 g.

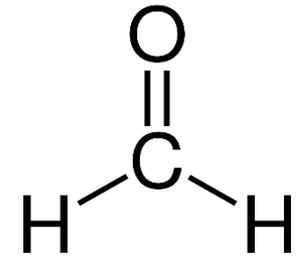
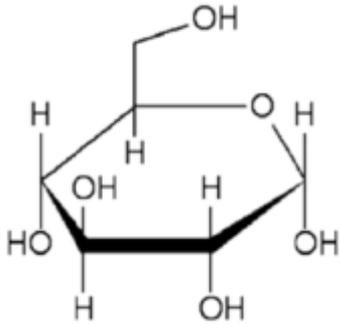
$$\text{Massa percentuale azoto} = \frac{28.02 \text{ g}}{132.16 \text{ g}} \times 100 = 21.20\%$$

Qualsiasi massa di  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  contiene una percentuale di azoto superiore a quella contenuta in una quantità pari di  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ .

# Calcolo della formula minima



Formula molecolare



Formula minima



# Calcolo della formula minima

I rapporti tra le masse di diversi elementi in un composto chimico sono diversi dai rapporti tra le moli degli stessi elementi.

*Ad esempio: Nel solfato di ammonio,  $(NH_4)_2SO_4$ , il rapporto tra le moli di azoto e zolfo è 2, perchè per ogni atomo di zolfo ho 2 atomi di azoto.*

*Dal calcolo dell'esercizio precedente, però, in un campione di **100 g** di solfato di ammonio sono contenuti 21.20 g di azoto e 24.23 g di zolfo!*

Tuttavia, conoscendo la massa di ciascun elemento presente in un campione, possiamo calcolare il numero di moli di ciascun elemento e da questo calcolo ottenere anche il rapporto tra le moli.

*Nell'esempio: Dalla massa di azoto e di zolfo nel campione di solfato di ammonio, posso calcolare che sono presenti*

$$n_N = \frac{m_N}{MM_N} = \frac{21.20 \text{ g}}{14.00 \text{ g/mol}} = 1.51 \text{ mol} \quad e \quad n_S = \frac{m_S}{MM_S} = \frac{24.23 \text{ g}}{32.06 \text{ g/mol}} = 0.75 \text{ mol}$$

*Da questi valori possiamo calcolare il rapporto tra azoto e zolfo:*

$$n_N/n_S = 1.51 \text{ mol}/0.75 \text{ mol} = 2.01 \approx 2$$

Dai rapporti molari di ciascun elemento possiamo ricavare la **formula minima**.

### Esempio:

Nel cioccolato ci sono diversi composti che conferiscono il tipico aroma. Un chimico isola uno di questi composti e ne determina la composizione percentuale: 66.62% carbonio, 7.47% idrogeno e 25.91% azoto. Qual è la formula minima di questo composto?

$$\text{Massa totale componente} = \frac{\text{Massa totale composto} \times \text{massa percentuale}}{100}$$

Per 100 g del composto ignoto:

La massa di carbonio è 66.62 g, che corrisponde a:

$$\text{Moli di carbonio} = \frac{66.62 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mol}} = 5.55 \text{ mol}$$

*5.55 / 1.84 = 3*

La massa di idrogeno è 7.47 g.

$$\text{Moli di idrogeno} = \frac{7.47 \text{ g}}{1.01 \text{ g/mol}} = 7.40 \text{ mol}$$

*7.40 / 1.84 = 4*

La massa di azoto è 25.91 g.

$$\text{Moli di azoto} = \frac{25.91 \text{ g}}{14.01 \text{ g/mol}} = 1.84 \text{ mol}$$

*1.84 / 1.84 = 1*

La formula minima del composto incognito è  $\text{C}_3\text{H}_4\text{N}$ .

*Esempio:*

*La percentuale in peso degli elementi di un composto è: K 26.58%, Cr 35.35%, O 38.07%. Calcolare la formula empirica (o formula minima) del composto.*

Esempio:

La percentuale in peso degli elementi di un composto è: K 26.58%, Cr 35.35%, O 38.07%. Calcolare la formula empirica (o formula minima) del composto.

1. Consideriamo una massa di composto di 100.0 g

$$m_K = 26.58 \text{ g} \quad m_{Cr} = 35.35 \text{ g} \quad m_O = 38.07 \text{ g}$$

2. Calcoliamo il numero di moli per ciascun elemento, in base alla massa molare.

$$MM_K = 39.10 \text{ g/mol} \quad n_K = \frac{m_K}{MM_K} = \frac{26.58 \text{ g}}{39.10 \text{ g/mol}} = 0.6798 \text{ mol}$$

$$MM_{Cr} = 52.00 \text{ g/mol} \quad n_{Cr} = \frac{m_{Cr}}{MM_{Cr}} = \frac{35.35 \text{ g}}{52.00 \text{ g/mol}} = 0.6798 \text{ mol}$$

$$MM_O = 16.00 \text{ g/mol} \quad n_O = \frac{m_O}{MM_O} = \frac{38.07 \text{ g}}{16.00 \text{ g/mol}} = 2.379 \text{ mol}$$

3. Calcoliamo i rapporti molari, prendendo per comodità l'elemento con meno moli al denominatore.

$$\frac{n_{Cr}}{n_K} = \frac{0.6798 \text{ mol}}{0.6798 \text{ mol}} = 1$$

$$\frac{n_O}{n_K} = \frac{2.379 \text{ mol}}{0.6798 \text{ mol}} \approx 3.5$$



Nel caso in cui fosse noto anche la massa molecolare della sostanza, si può risalire anche alla formula molecolare esatta. Esempio:

Il peso molecolare della nicotina è 162.2 u.m.a. e contiene carbonio (74.0%), idrogeno (8.70%) e azoto. Calcolare la formula molecolare.

Per 100.0 g di nicotina,  $m_C = 74.0 \text{ g}$ ,  $m_H = 8.70 \text{ g}$   
e  $m_N = m_{\text{totale}} - m_C - m_H = (100.0 - 74.0 - 8.7) \text{ g}$   
 $\Rightarrow m_N = 17.3 \text{ g}$ .

$$m_C = \frac{m_C}{MM_C} = \frac{74.0 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mol}} = 6.16 \text{ mol} / 1.23 \text{ mol} \approx 5$$

$$m_H = \frac{m_H}{MM_H} = \frac{8.70 \text{ g}}{1.01 \text{ g/mol}} = 8.61 \text{ mol} / 1.23 \text{ mol} \approx 7$$

$$m_N = \frac{m_N}{MM_N} = \frac{17.3 \text{ g}}{14.01 \text{ g/mol}} = 1.23 \text{ mol} / 1.23 \text{ mol} = 1$$

Formula minima  $C_5H_7N$

$$MM_{C_5H_7N} = 81.13 \text{ u.m.a.}$$

$$MM_x = 162.2 \text{ u.m.a.}$$

$$MM_x / MM_{C_5H_7N} = 2$$

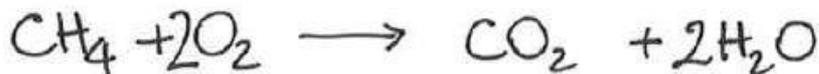
Formula molecolare:  $C_{10}H_{14}N_2$

# 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 ( $\text{CH}_4$ ) 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  $\text{CH}_4$  reagisce con 2 mol di  $\text{O}_2$ : 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  $\text{Li} : \text{H}_2\text{O} = 1 : 1$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{Li}} = 1.0 \text{ mol}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{H}_2\text{O}} \cdot MM_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g}$$

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

$$m_{\text{LiOH}} = n_{\text{Li}} = 1.0 \text{ mol}$$

$$m_{\text{LiOH}} = m_{\text{LiOH}} \cdot MM_{\text{LiOH}} = 24 \text{ g}$$

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

$$m_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{Li}}}{2} = 0.50 \text{ mol}$$

$$m_{\text{H}_2} = m_{\text{H}_2} \cdot MM_{\text{H}_2} = 1.0 \text{ g}$$

# 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**.

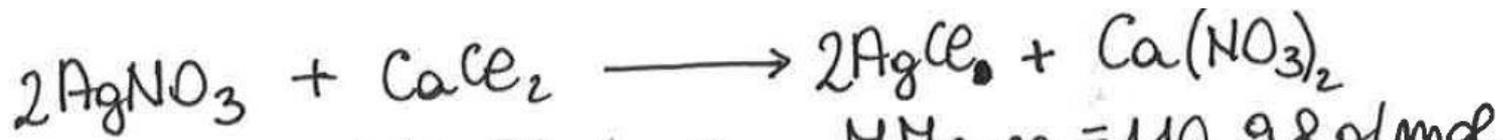
In alcuni casi, tuttavia, un reagente è in quantità superiore all'altro. In questo caso il reagente che è in quantità stechiometrica inferiore (**reagente limitante**) viene consumato completamente prima dell'altro (**reagente in eccesso**).

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

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

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

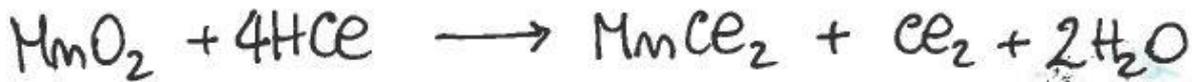
Rapporto stechiometrico 1:1

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

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  $\text{MnO}_2$  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.

$m_{\text{Cl}_2}$ ?

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  $\text{CaC}_2$ . 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  $PI_3 : C_2H_5I = 1 : 3$

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

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

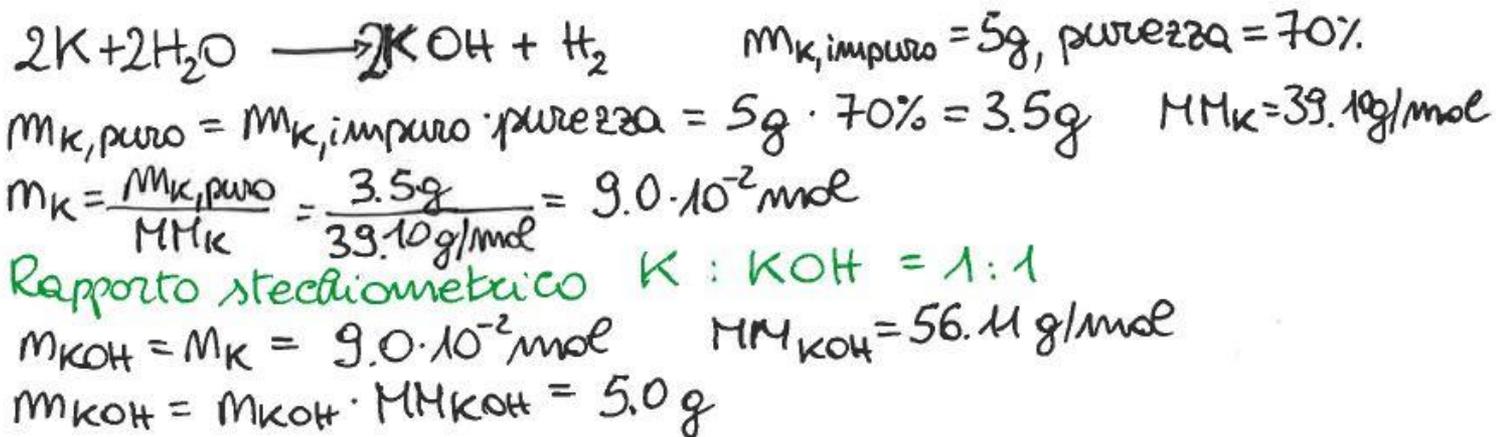
$$MM_{C_2H_5I} = 155.97 \text{ g/mol} \quad m_{C_2H_5I} = m_{\text{reali}} \cdot MM = 10.3 \text{ g}$$

# 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.

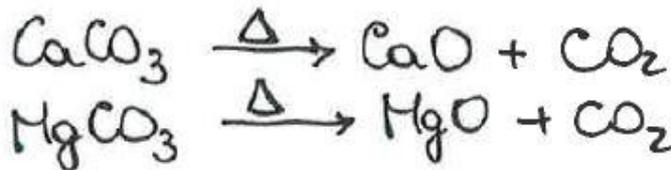
Conoscendo la percentuale (in peso) delle molecole di reagente che sono presenti nel campione, possiamo comunque calcolare la quantità di prodotto che si forma. Tale percentuale prende il nome di **purezza**.

*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  $\text{CaCO}_3$  e  $\text{MgCO}_3$  ha prodotto 36.4 g di  $\text{CaO}$  e 16.7 g di  $\text{MgO}$ . Calcolare la percentuale dei due carbonati nel minerale.



$$m_{\text{CaCO}_3} + m_{\text{MgCO}_3} = 100 \text{ g}$$

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

$$n_{\text{CaO}} = \frac{m_{\text{CaO}}}{MM_{\text{CaO}}} = 0.649 \text{ mol}$$

Rapporto stechiometrico:  
 $\text{CaO} : \text{CaCO}_3 = 1 : 1$

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

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

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

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

Rapporto stechiometrico:  
 $\text{MgO} : \text{MgCO}_3 = 1 : 1$

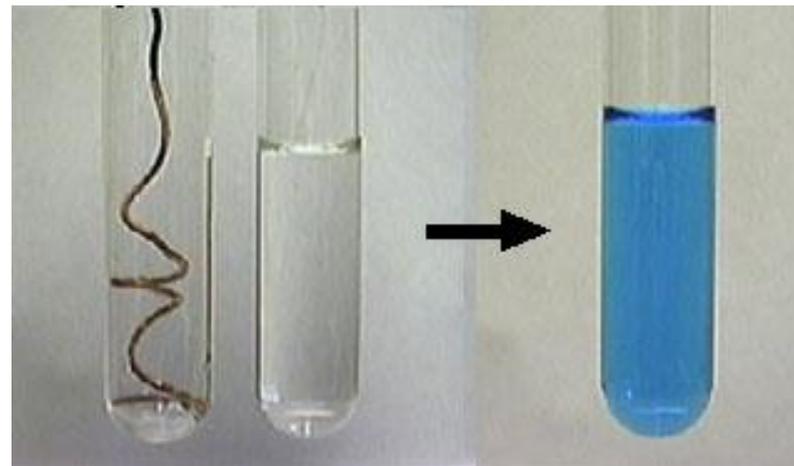
$$n_{\text{MgCO}_3} = n_{\text{MgO}} = 0.414 \text{ mol} \quad MM_{\text{MgCO}_3} = 84.31 \text{ g/mol}$$

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

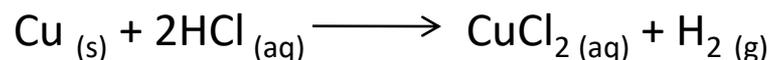
# Reazioni chimiche

Le **reazioni chimiche** sono processi in cui una o più sostanze (**reagenti**) vengono trasformate in una o più sostanze diverse (**prodotti**).

Il cambiamento che si osserva è dovuto alla rottura/formazione di legami tra gli atomi.



Le reazioni chimiche vengono descritte mediante **equazioni chimiche**. Tutti reagenti della reazione vengono indicati a sinistra, tutti i prodotti della reazione vengono indicati a destra. Al centro si trova una freccia che indica il compimento della reazione.



(s), (aq) e (g) indicano lo stato fisico in cui ciascun reagente o prodotto si trova: (s) indica un solido, (aq) indica un composto in soluzione, (g) indica un gas e (l) un liquido.

A seconda del tipo di processo che avviene, le reazioni vengono chiamate:

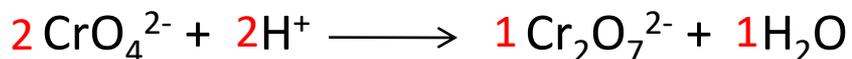
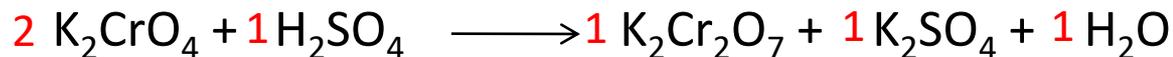
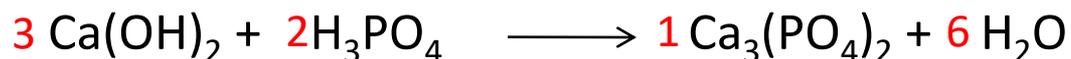
- **Reazioni acido-base:**  $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- **Reazioni di ossidoriduzione:**  $\text{Zn} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- Reazioni di scambio:  $\text{FeS} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$
- Reazioni di combustione:  $2\text{C}_4\text{H}_{10} + 13\text{O}_2 \longrightarrow 8\text{CO}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$
- ...

# Bilanciamento delle equazioni chimiche

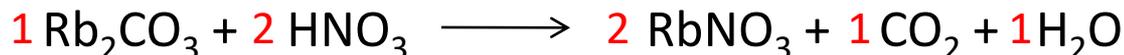
Le reazioni chimiche devono essere **bilanciate** aggiungendo **coefficienti stechiometrici** davanti ai reagenti e davanti ai prodotti in modo che:

1. Il **numero** e il **tipo di atomi** tra i reagenti sia uguale al numero e al tipo degli atomi tra i prodotti
2. La **carica totale** dei reagenti sia pari alla carica totale dei prodotti
3. Nel caso delle reazioni di ossidoriduzione, il numero di **elettroni** ceduti da un reagente sia pari al numero di elettroni accettati da un altro reagente

Esempi:



*Reazione scritta in forma ionica*



# Le reazioni di ossidoriduzione (o reazioni redox).

Sono reazioni in cui si ha un formale o effettivo trasferimento di elettroni tra specie chimiche

•Un esempio tipico è la formazione del cloruro di sodio a partire dagli elementi:



Il cloruro di sodio è un composto ionico: quando un atomo di sodio e uno di cloro si legano per formare NaCl, l'atomo di sodio perde un elettrone diventando ione  $\text{Na}^+$  ; l'elettrone perduto dall'atomo di sodio viene acquistato dall'atomo di cloro, che diventa pertanto l'anione  $\text{Cl}^-$

•Nella reazione:



•il prodotto non è un composto ionico e quindi non si è avuto un trasferimento effettivo di elettroni; tuttavia l'atomo di ossigeno tende ad attrarre verso il proprio nucleo l'elettrone di ciascuno dei due atomi di idrogeno (cioè, l'atomo di ossigeno è più elettronegativo dell'atomo di idrogeno): quindi, la formazione del prodotto comporta una formale perdita di elettroni da parte degli atomi di idrogeno e un corrispondente acquisto formale di elettroni da parte dell'atomo di ossigeno

# Le reazioni di ossidoriduzione (o reazioni redox).



- Dalla definizione che abbiamo dato del numero di ossidazione si deduce facilmente che gli elettroni acquistati o perduti (formalmente o realmente) da un elemento in una reazione redox sono contati dalla variazione del suo numero di ossidazione.
- In particolare, un aumento del numero di ossidazione corrisponde ad una formale perdita di elettroni, mentre una diminuzione del numero di ossidazione corrisponde ad un formale acquisto di elettroni
- **Esempio** *Nella reazione di formazione di NaCl a partire dagli elementi, il numero di ossidazione del Na varia da 0 a +1 , indicando una perdita di 1e da parte di ogni atomo di sodio; analogamente, il numero di ossidazione del Cl varia da 0 a -1 , indicando un acquisto di 1e da parte di ogni atomo di cloro.*

# Le reazioni di ossidoriduzione (o reazioni redox).

Le reazioni di ossidoriduzione sono quelle in cui lo stato di ossidazione (numero di ossidazione) di **alcuni atomi** cambia nel corso della reazione.

**Formalmente**, gli atomi di uno stesso elemento hanno perciò diverso stato di ossidazione nei reagenti e nei prodotti. C'è uno scambio di elettroni tra i composti.

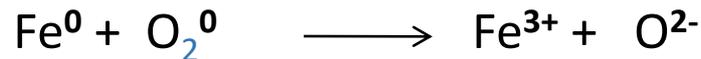
Si dice **ossidazione** la trasformazione che porta all'**aumento** del numero di ossidazione. L'atomo che si ossida cede elettroni:  $\text{Cu}^0 \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$

Si dice **riduzione** la trasformazione che porta alla **riduzione** del numero di ossidazione. L'atomo che si riduce acquista elettroni:  $\text{Cl}_2^0 + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Cl}^{-1}$

Il composto che si ossida viene anche chiamato **riducente**, perché causa la riduzione dell'altro reagente. Il composto che si riduce, invece, viene chiamato **ossidante**.

Le due reazioni formali di ossidazione e riduzione vengono indicate come **semireazioni**

**Una reazione di ossidazione è sempre accoppiata con una reazione di riduzione:** gli elettroni non possono rimanere come particelle isolate! Sono troppo reattivi!



**ogni Fe perde 3 elettroni**

**ogni O acquista 2 elettroni**

# Reazioni di ossidoriduzione

Le reazioni di ossidoriduzione sono quelle in cui lo stato di ossidazione (numero di ossidazione) di **alcuni atomi** cambia nel corso della reazione.

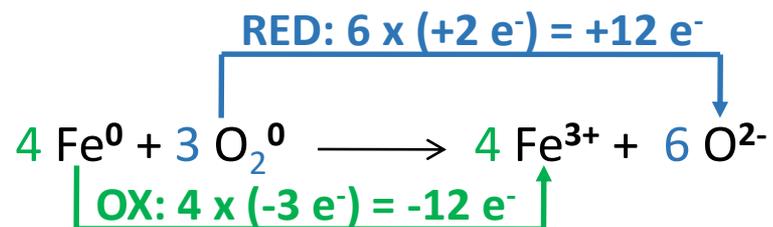
**Formalmente**, gli atomi di uno stesso elemento hanno perciò diverso stato di ossidazione nei reagenti e nei prodotti. C'è uno scambio di elettroni tra i composti.

Si dice **ossidazione** la trasformazione che porta all'**aumento** del numero di ossidazione. L'atomo che si ossida cede elettroni:  $\text{Cu}^0 \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$

Si dice **riduzione** la trasformazione che porta alla **riduzione** del numero di ossidazione. L'atomo che si riduce acquista elettroni:  $\text{Cl}_2^0 + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Cl}^{-1}$

Il composto che si ossida viene anche chiamato **riducente**, perché causa la riduzione dell'altro reagente. Il composto che si riduce, invece, viene chiamato **ossidante**.

**Il numero totale di elettroni della semireazione di ossidazione e quello della reazione di riduzione devono essere uguali**

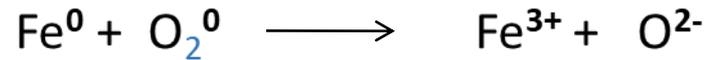


# Bilanciamento delle reazioni redox: metodo del numero di ossidazione

Per bilanciare le reazioni di ossidoriduzione è necessario considerare:

- **elettroni** (lo stesso numero di elettroni deve essere acquistato dall'elemento che si riduce e perso dall'elemento che si ossida)
- **carica** (come per le altre equazioni)
- **massa** (come per le altre equazioni)

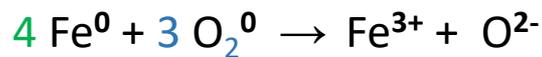
Un primo metodo parte dall'analisi dei numeri di ossidazione degli elementi che partecipano allo scambio di elettroni. In base alla variazione del n.o., si scrive il numero di elettroni ( $\Delta n$ ) persi o acquistati dagli **atomi dei reagenti**,  $\Delta n$ , nel passare da reagente a prodotto. Ad esempio, nell'esempio precedente:



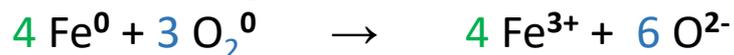
$\Delta n$  (Fe): **3 e<sup>-</sup>**

$\Delta n$  (O):  $2 \times 2 \text{ e}^- = \mathbf{4 \text{ e}^-}$  (nel caso dell'ossigeno, devo moltiplicare per 2 perché **nei reagenti** appare come  $\text{O}_2$ )

Tali elettroni vanno bilanciati, aggiungendo **ai reagenti** gli opportuni coefficienti stechiometrici):



A questo punto, procedo al bilanciamento della massa nelle coppie redox, e quindi la carica e le masse degli altri atomi



## Esempi:

Bilanciare le seguenti reazioni di ossidoriduzione:



1. Elettroni
2. Atomi di Cloro
3. Atomi di Idrogeno
4. Atomi di Ossigeno



1. Elettroni
2. Carica
3. Atomi di Idrogeno
4. Atomi di Ossigeno



1. Elettroni
2. Carica
3. Atomi di Idrogeno
4. Atomi di Ossigeno

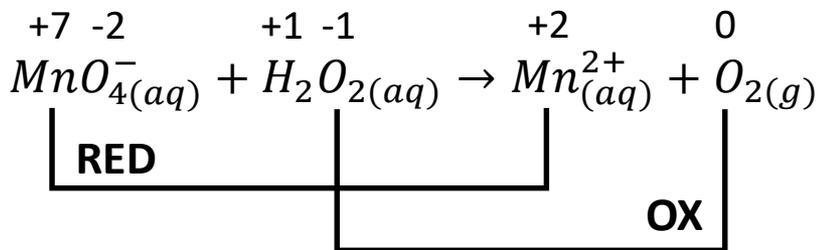


# Bilanciamento con il metodo delle semireazioni

- **Ossidazione:** cessione di elettroni da parte di un atomo in una specie chimica, aumento del suo numero di ossidazione
- **Riduzione:** acquisizione di elettroni da parte di un atomo in una specie chimica, diminuzione del suo numero di ossidazione

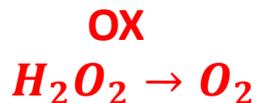
Il metodo delle semireazioni consiste nel separare le specie atomiche coinvolte nelle semireazioni di **riduzione** e di **ossidazione** e bilanciare queste separatamente come se fossero normali reazioni.

Esempio: Bilanciare la seguente reazione che avviene in ambiente acido



1. Attribuire gli **stati di ossidazione** e riconoscere **la specie che si riduce e quella che si ossida**.

2. Si separano la reazione di riduzione e quella di ossidazione, tenendo conto della dissociazione delle specie ioniche in soluzione:



3. Bilanciare il **numero di atomi dell'elemento che viene ossidato o ridotto**. Per le semireazioni nell'esempio, i numeri di atomi di O e Mn sono già bilanciati.

4. Aggiungere gli **elettroni ceduti o acquisiti** in base alla variazione del numero di ossidazione.



5. Per ciascuna delle semireazioni, **bilanciare le cariche** tra i reagenti e tra i prodotti aggiungendo **ioni H<sup>+</sup>** se la reazione avviene in **ambiente acido**, o **ioni OH<sup>-</sup>** se la reazione avviene in **ambiente basico**.



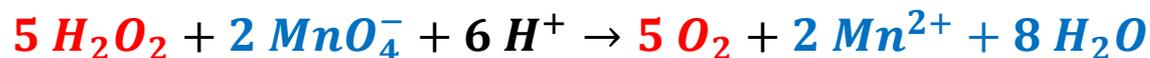
6. Per ciascuna delle semireazioni, bilanciare **numero e tipo di atomi** aggiungendo molecole di acqua tra i reagenti o tra i prodotti.



7. Dopo aver bilanciato le semireazioni, **moltiplicare ciascuna semireazione per un coefficiente intero, in modo che il numero di elettroni ceduti risulti uguale al numero di elettroni acquisiti.**

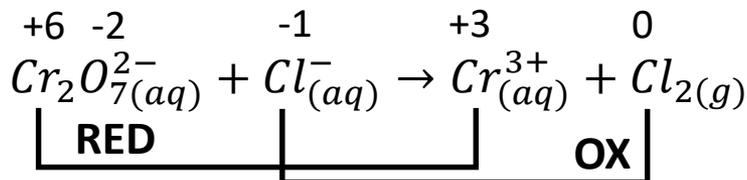


8. **Sommare le semireazioni.** Le specie che compaiono sia ai reagenti che ai prodotti possono essere omesse.



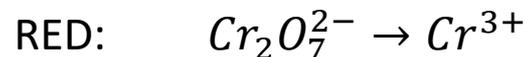
Al termine si verifica che la reazione sia effettivamente bilanciata controllando carica e numero di atomi.

Esempio: Bilanciare la seguente reazione che avviene in ambiente acido

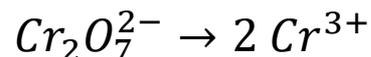
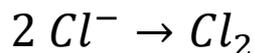


1. Stati di ossidazione, ossidazione e riduzione.

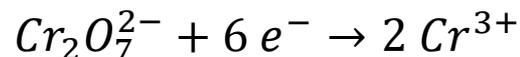
2. Si separano le semireazioni:



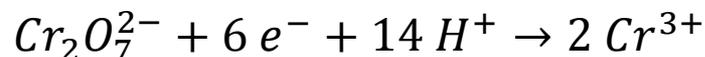
3. Si bilancia il numero di atomi dell'elemento che viene ossidato o ridotto.



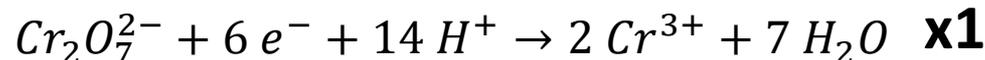
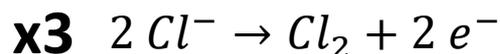
4. Si aggiungono gli elettroni ceduti o acquisiti.



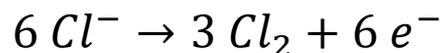
5. Si bilanciano le cariche aggiungendo ioni  $H^+$  (ambiente acido).



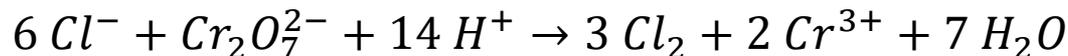
6. Si bilanciano numero e tipo di atomi aggiungendo acqua.



7. Si eguagliano gli elettroni ceduti/acquistati.



8. Si sommano le semireazioni.



## Reazioni di disproporzione (o dismutazione)

Sono reazioni redox in cui lo scambio elettronico avviene fra molecole dello stesso tipo. In tal modo, la stessa specie chimica si comporta sia da ossidante che da riducente. Esempio:



Nelle reazioni di disproporzione, le due coppie redox implicate condividono un membro, che gioca il ruolo di forma ossidata in una coppia e di forma ridotta nell'altra. Nell'esempio appena visto, le coppie redox implicate nella reazione sono  $\text{Cl}_2 / \text{ClO}_3^-$  e  $\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$ : il  $\text{Cl}_2$  è il membro comune alle due coppie, essendo la forma ridotta della prima e la forma ossidata della seconda.

- Il fatto che una reazione redox possa essere scomposta in due semireazioni si può utilizzare per il suo bilanciamento, nel senso che le due semireazioni possono essere bilanciate **separatamente** e poi sommate per dare la reazione globale.