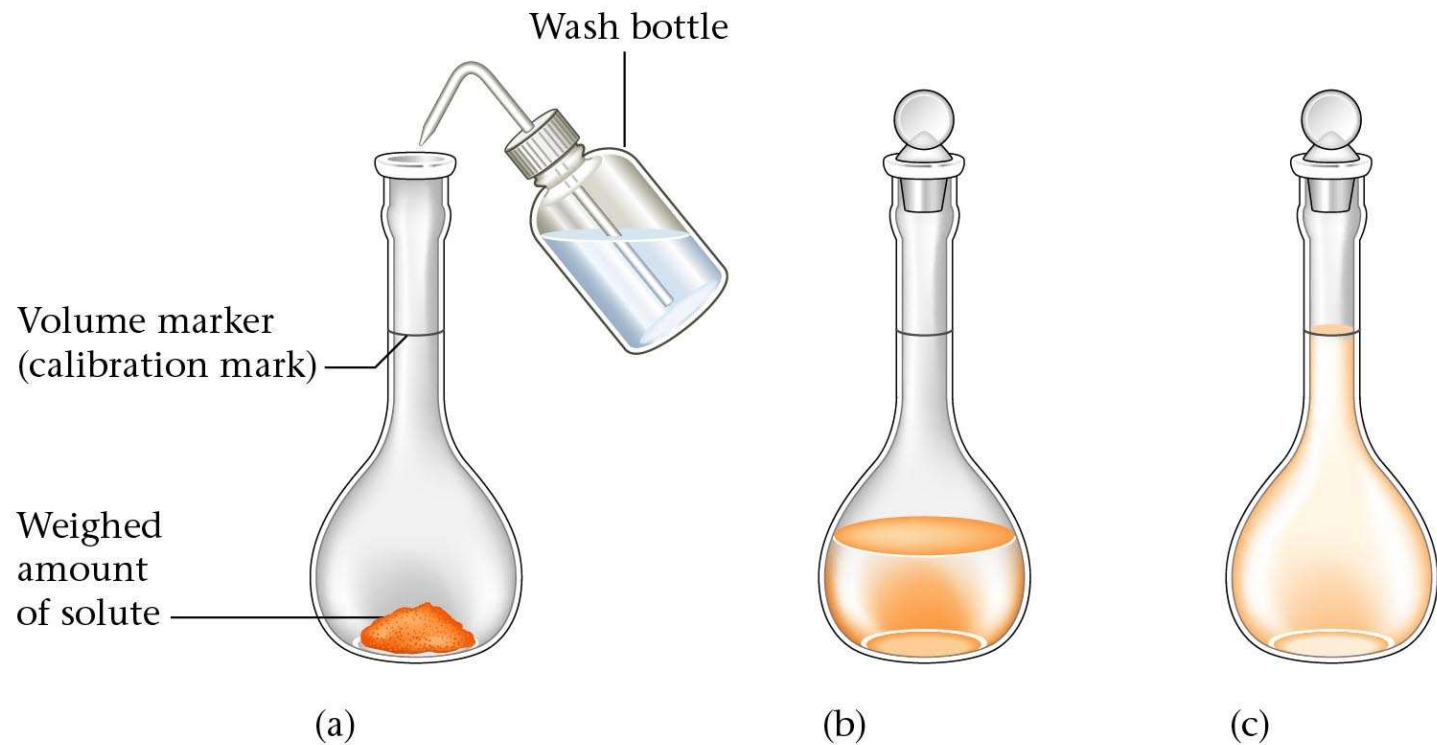


Le soluzioni

- Sistema omogeneo costituito da almeno due componenti
- Il componente maggioritario e' solitamente chiamato solvente
- I componenti in quantita' minore sono chiamati soluti
- Nei nostri esempi i solventi saranno sempre liquidi, mentre i soluti potranno essere, allo stato puro, solidi, liquidi o gassosi.



La concentrazione

Per caratterizzare una soluzione occorre specificare, oltre alla natura dei componenti, anche le loro quantità relative.

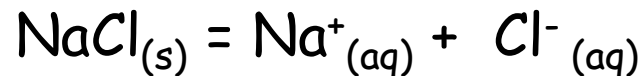
La **concentrazione** puo' essere espressa in vari modi:

- **Molarita'** (M) = moli di soluto / 1 dm³ di soluzione (1L)
- **Molalita'** (m) = moli di soluto / 1 kg di solvente
- **Frazione molare** $x_1 = n_1 / (n_1 + n_2)$
- **Massa percentuale** = le parti di soluto (in massa) presenti in 100 parti di soluzione

Elettroliti forti ed elettroliti deboli

Per molte sostanze, il processo di dissoluzione in acqua è accompagnato da una reazione di **dissociazione** in ioni. Tutte le sostanze che sciogliendosi in acqua producono ioni si chiamano **elettroliti** e la reazione che porta alla formazione di ioni viene anche detta di **ionizzazione**.

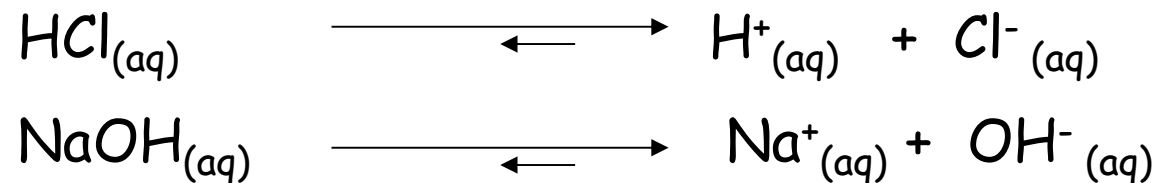
Un esempio classico è la dissoluzione in acqua del cloruro di sodio, che produce ioni Na^+ e ioni Cl^- . Il processo consiste nell'interazione delle molecole di acqua con gli ioni Na^+ e Cl^- alla superficie del reticolo cristallino del solido: questa interazione fa sì che gli ioni preferiscano abbandonare il reticolo cristallino per poter essere circondati dalle molecole di acqua e ciò provoca la dissociazione del solido, che può essere rappresentata dall'equazione:



Gli elettroliti vengono classificati in **forti** o **deboli** a seconda che la dissociazione sia completa o solo parziale.

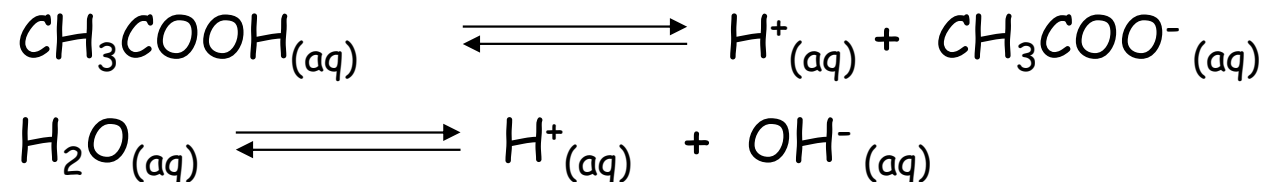
Elettroliti forti ed elettroliti deboli

Esempi di elettroliti forti:



In genere, tutti i composti ionici sono degli elettroliti forti.

Esempi di elettroliti deboli:



Esistono infine molti composti che sciolti in acqua non generano ioni. Tali composti si dicono **non elettroliti**.

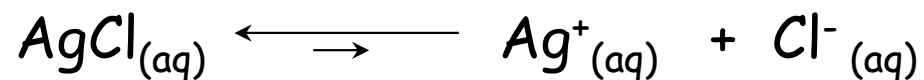
Esempi: zucchero, amido, alcol etilico etc.

Elettroliti forti ed elettroliti deboli

Il fatto che un composto sia un elettrolita forte (cioè si ionizzi completamente in acqua) non deve essere confuso con la sua solubilità.

La solubilità di un composto in acqua è definita come la massima quantità di composto che si scioglie in una data quantità (volume, massa,..) di acqua.

Un composto può essere poco solubile, ma dissociarsi completamente. Esempio: AgCl è un sale molto poco solubile in acqua, ma il poco composto che si scioglie, si dissocia completamente secondo:



Un composto può essere molto solubile, ma dissociarsi solo parzialmente.

Esempio: CH_3COOH è molto solubile in acqua, ma solo il 5% circa si dissocia.

Elettroliti forti ed elettroliti deboli

Un composto può essere molto solubile e non dissociarsi affatto (esempio: lo zucchero)

Alcuni sali poco solubili:

AgX , Hg_2X_2 , PbX_2 con $X = Cl^-$, Br^- , I^-

moltissimi solfuri (sali contenenti lo ione S^{2-})

molti carbonati (CO_3^{2-})

molti fosfati (PO_4^{3-})

molti ossalati ($C_2O_4^{2-}$)

Le concentrazioni

La stechiometria di una reazione si basa sui rapporti tra i numeri di moli dei partecipanti (reagenti e prodotti).

Quando una reazione avviene in soluzione (acquosa o no), i reagenti e i prodotti sono uniformemente distribuiti nel volume da essa occupato: ciò che si può misurare, in questo caso, è una quantità di soluzione (massa o volume).

Si pone perciò il problema di conoscere la quantità di soluto (generalmente espressa come numero di moli, massa ...) corrispondente ad una certa quantità di soluzione (generalmente espressa come massa, volume ...). Ad esempio: abbiamo preparato una soluzione di NaCl: quanti di questa soluzione dobbiamo prelevare affinché essi contengano un certo numero di moli (o un certo numero di grammi) di NaCl?

Per poter conoscere la quantità di un componente corrispondente ad una data quantità di soluzione dobbiamo introdurre il concetto di **concentrazione**: La concentrazione di un soluto in una soluzione è definita come la quantità di soluto corrispondente ad una quantità unitaria di soluzione o solvente.

Le concentrazioni

La concentrazione si calcola perciò nel modo seguente:

$$\boxed{\text{concentrazione}} = \frac{\boxed{\text{Quantità di soluto}}}{\boxed{\text{Quantità di soluzione / solvente}}}$$

La conoscenza della concentrazione di un soluto in una soluzione consente di risalire dalla quantità di soluzione alla quantità di soluto:

$$\boxed{\text{Quantità di soluto}} = \boxed{\text{concentrazione}} \times \boxed{\text{Quantità di soluzione / solvente}}$$

Molarità

Dipendentemente dalle unità di misura che si usano per esprimere il numeratore e il denominatore della definizione generale di concentrazione, si derivano diverse unità di misura per la concentrazione:

La **Molarità (M)** è la quantità di soluto espressa in moli rapportata alla quantità di soluzione, espressa in litri:

$$M = \frac{n}{V} \left(\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right)$$

Quindi la molarità M rappresenta il numero di moli di soluto che corrisponde ad 1 L di soluzione. Analogamente, l'inverso della molarità $1/M$ rappresenta il volume di soluzione che corrisponde a 1 mol di soluto.

La molarità è un'utile unità di misura in laboratorio: per preparare una soluzione di data molarità, basta porre in un matraccio tarato la massa di soluto corrispondente al numero di moli desiderato ed aggiungere acqua fino a portare il volume della **soluzione** alla tacca.

Molalità (m)

La molarità di una soluzione varia (anche se di poco) con la temperatura: infatti il volume della soluzione è maggiore a temperatura maggiore. Per questo motivo è stata introdotta la molalità, che riferendo la quantità di soluto alla *massa* di solvente (espressa in Kg), non presenta alcuna dipendenza dalla temperatura.

La molalità (m) è la quantità di soluto espressa in moli rapportata alla quantità di **solvente** (non soluzione) espressa in Kg:

$$m = \frac{n}{G} \left(\frac{\text{mol}}{\text{Kg}} \right)$$

Quindi la molalità m rappresenta il numero di moli di soluto che corrisponde ad 1 Kg di solvente. Analogamente, l'inverso della molalità rappresenta la massa di solvente in Kg che corrisponde a 1 mole di soluto.

Percentuale in massa

La quantità di soluto è espressa in unità di massa (ad esempio g) ed è rapportata in percentuale alla massa della soluzione espressa nelle stesse unità di misura:

$$\% (m / m) = \frac{G_{\text{soluto}}}{G_{\text{soluzione}}} \cdot 100$$

Quindi %/100 rappresenta la massa di soluto corrispondente ad 1 unità di massa di soluzione (es. grammi di soluto per grammo di soluzione); analogamente, 100/% rappresenta la massa di soluzione corrispondente ad 1 unità di massa di soluto. **Si ha sempre:**

$$\% \leq 100$$

Percentuale in volume

La percentuale in volume (% (V/V)) viene utilizzata soprattutto nel caso di soluzioni di soluti liquidi. Il valore della concentrazione è dato dal rapporto tra il volume del soluto e quello della soluzione moltiplicato per 100:

$$\% (V / V) = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}}} \cdot 100$$

Quindi una soluzione al 15% è una soluzione in cui sono presenti 15 mL di soluto per ogni 100 mL di soluzione.

Si ha sempre:

$$\% \leq 100$$

Frazione molare

Frazione molare (x_i). La quantità di soluto è espressa in moli ed è rapportata alla quantità di soluzione espressa come somma delle moli di tutti i componenti:

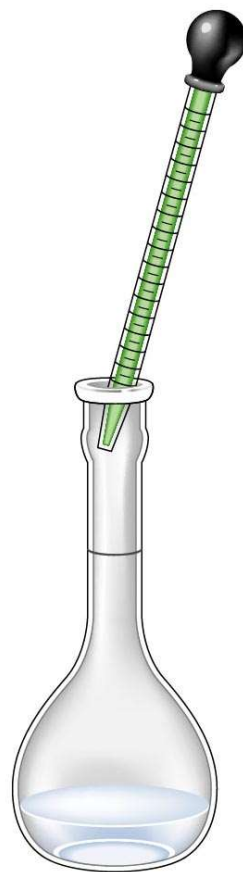
$$x_k = \frac{n_k}{\sum_i n_i}$$

Quindi la frazione molare x rappresenta il numero di moli di soluto che corrisponde ad 1 mol di soluzione. Analogamente, l'inverso della frazione molare $1/x$ rappresenta il numero di moli di soluzione che corrisponde a 1 mol di soluto. **Si ha sempre:**

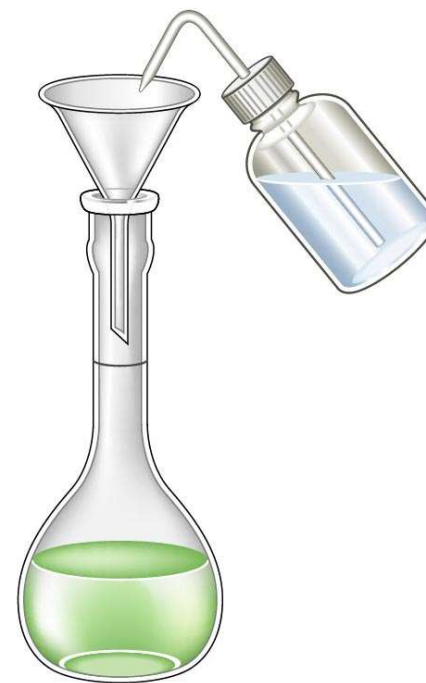
$$x_i \leq 1$$

$$\sum_i x_i = 1$$

Realizzazione di 500 mL di una soluzione
1.00 M di acido acetico



(a)



(b)



(c)

Diluizione :

aggiunta di solvente a una soluzione per diminuire la
concentrazione del soluto

diluendo una soluzione le moli di soluto si conservano

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$M = \frac{n}{V}$$

Preparare 2,50 L di soluzione di acido solforico 0,360 M partendo da una soluzione concentrata 18,0 M

- Calcolo il numero di moli della soluzione finale:

$$0,360 \text{ mol/L} \times 2,50 \text{ L} = 0,900 \text{ mol}$$

- Calcolo il volume di soluzione madre che contenga 0,900 moli:

$$M \times V = n \quad 18,0 \text{ mol/L} \times V = 0,900 \text{ mol} \quad V = 0,0500 \text{ L}$$

- Porto a volume:

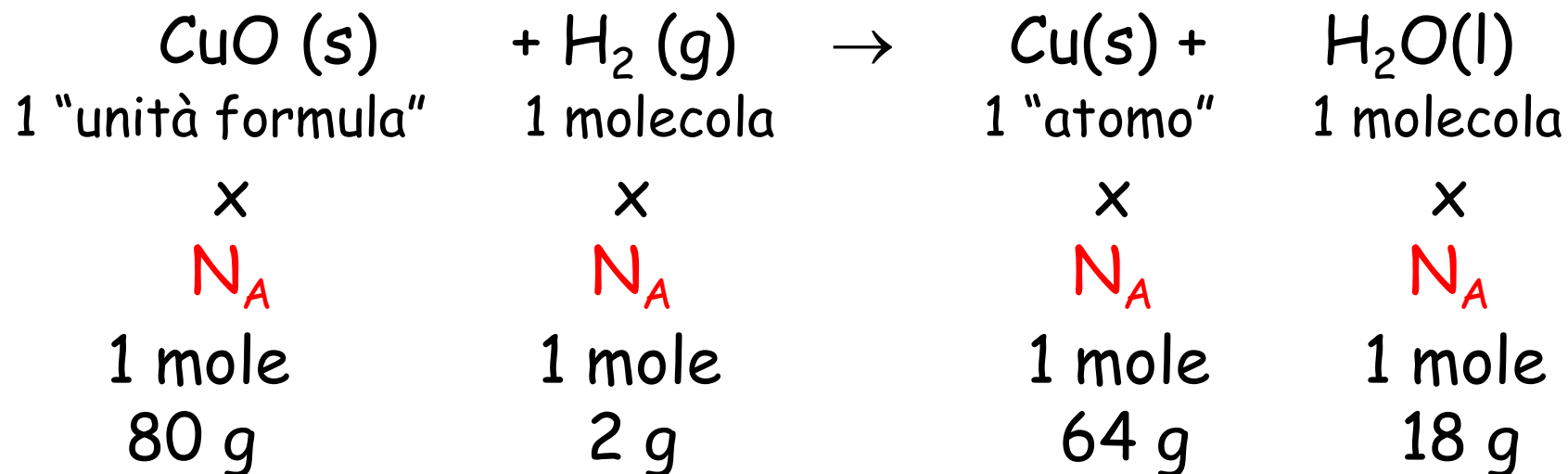
$$0,0500 \text{ L} + 2,45 \text{ L} = 2,50 \text{ L}$$

Legge di Lavoisier (o di conservazione della massa)

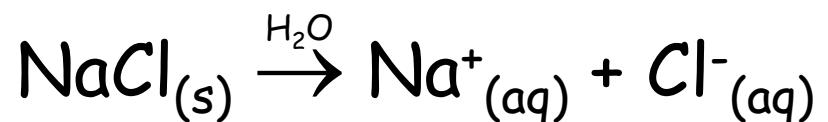
- La massa totale dei prodotti di una reazione chimica è sempre pari alla massa totale dei reagenti consumati

EQUAZIONI e REAZIONI CHIMICHE

ossido di rame + idrogeno \rightarrow rame + acqua



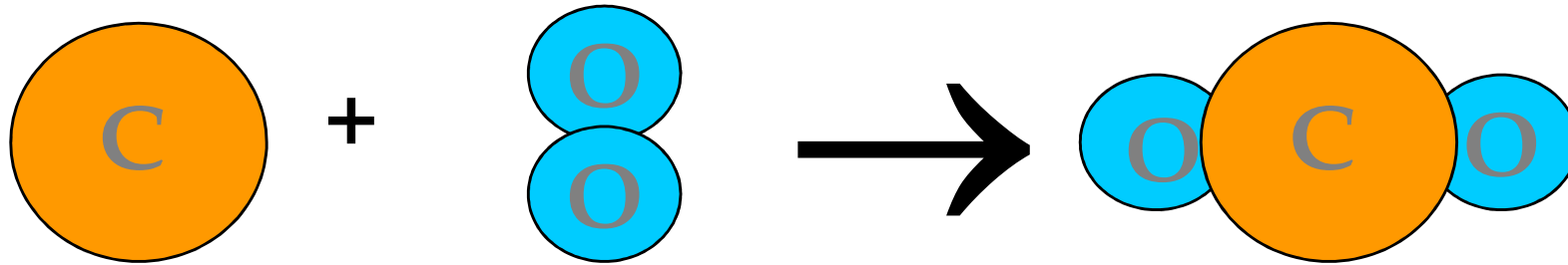
Le equazioni chimiche indicano ciò che può succedere, non necessariamente ciò che succederà



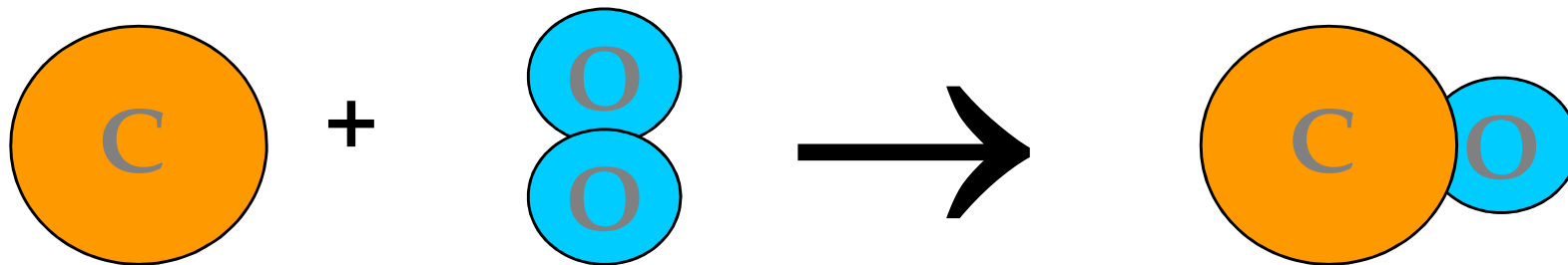
equazione ionica

Equazioni chimiche bilanciate

- Gli atomi non possono essere creati o distrutti
- Un'equazione bilanciata ha lo stesso numero di atomi di un elemento da entrambe le parti.

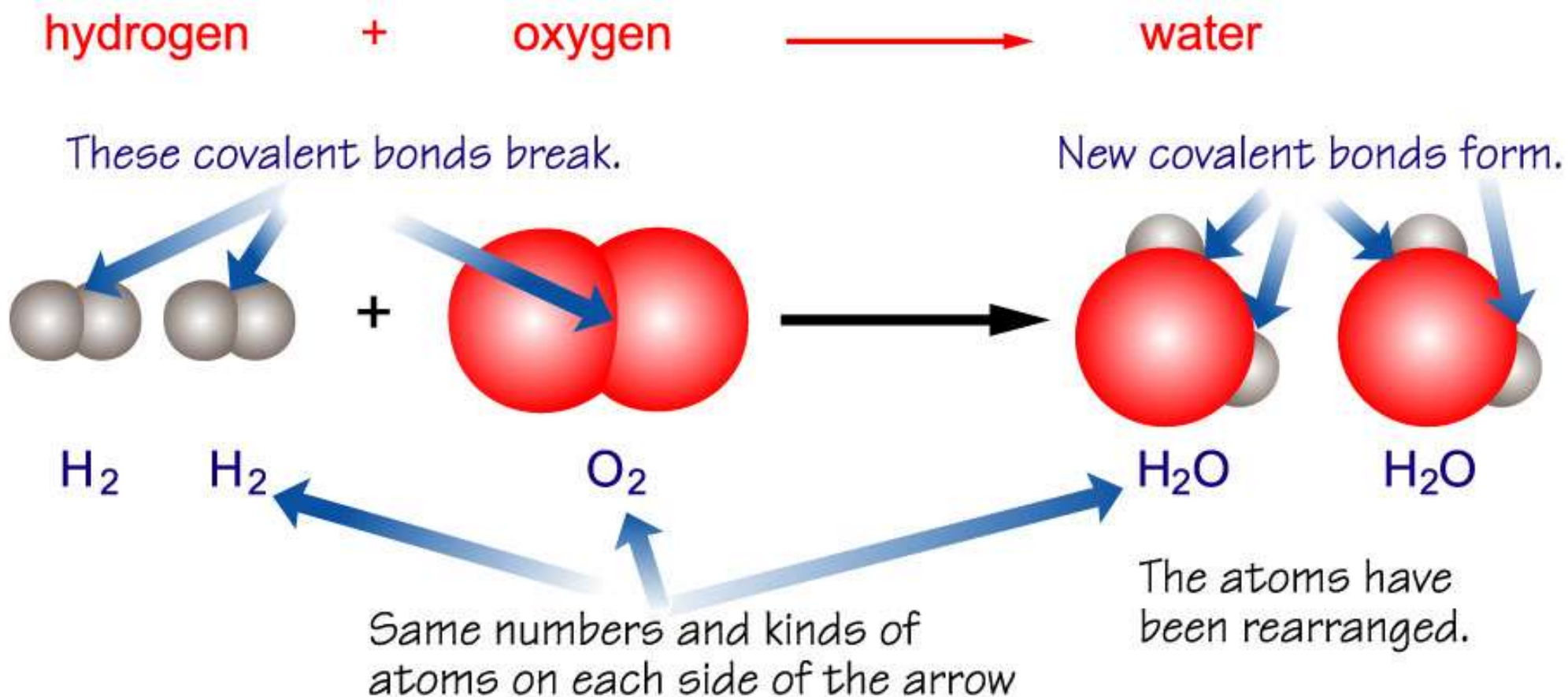


- $C + O_2 \rightarrow CO_2$
- Equazione già bilanciata



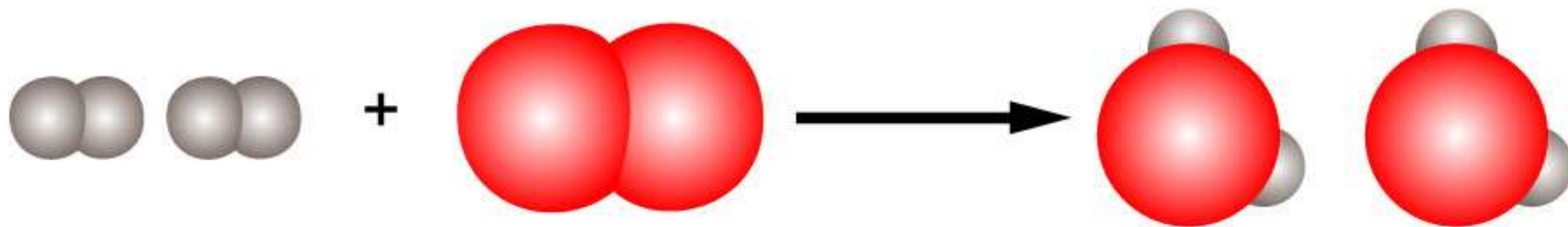
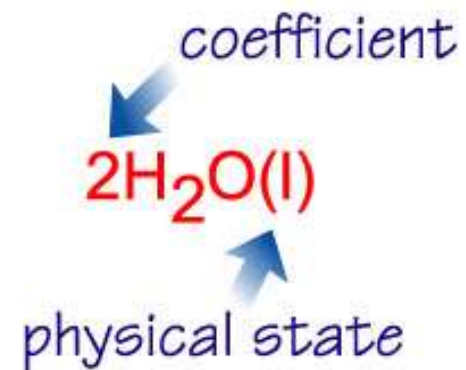
- $C + O_2 \rightarrow CO$

Cosa significa bilanciare una reazione chimica ?



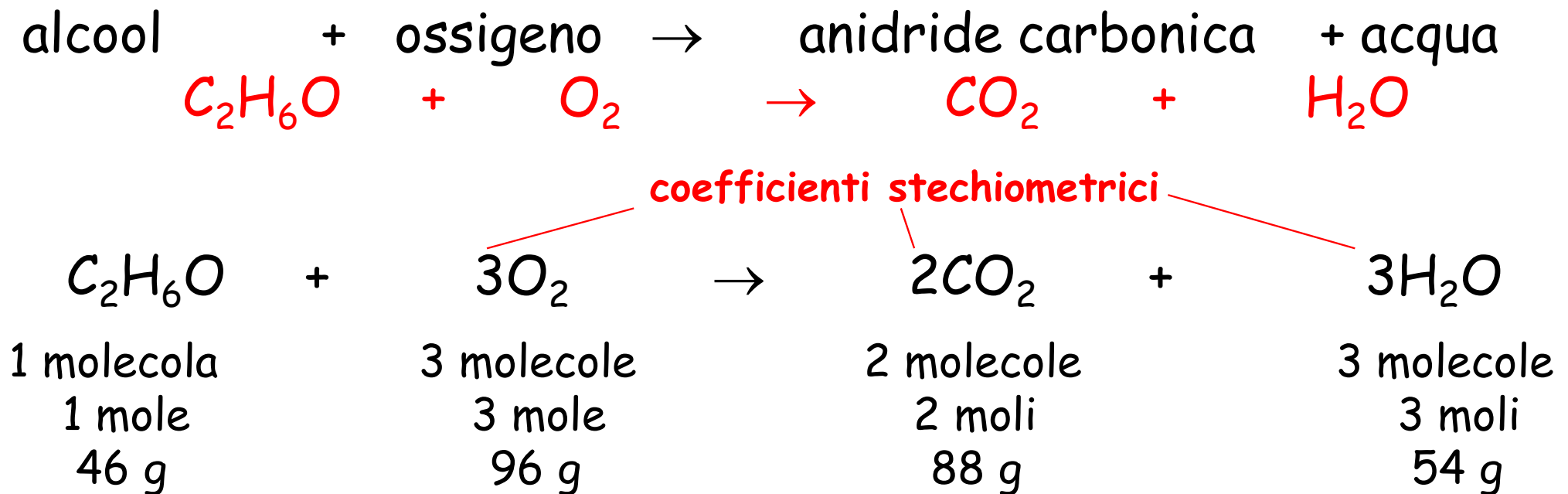


"goes to"

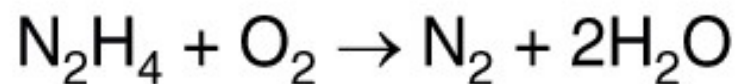
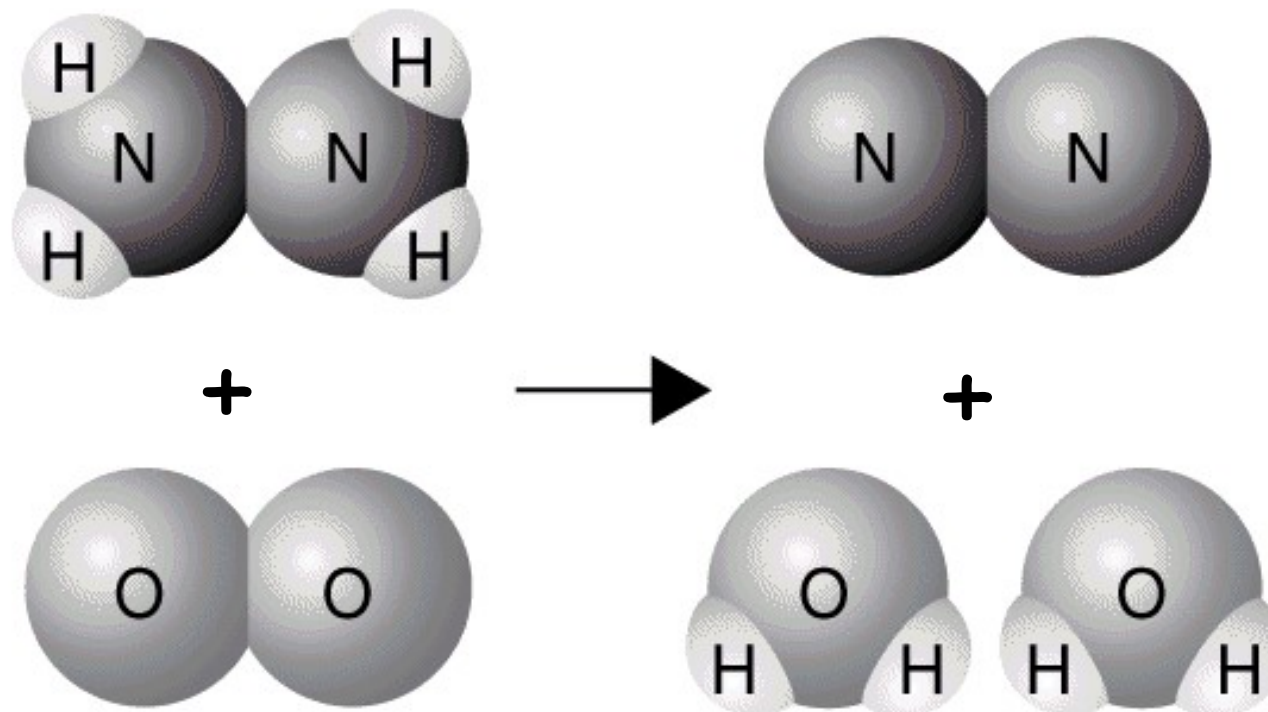


Rapporti molari ed equazioni chimiche

- Il rapporto molare nelle equazioni chimiche bilanciate consente di calcolare il numero di moli dei diversi composti che prendono parte alla reazione



idrazina



Copyright 1999 by John Wiley and Sons, Inc. All rights reserved.

N = 2

O = 2

H = 4

N = 2

O = 2

H = 4

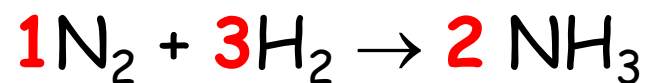
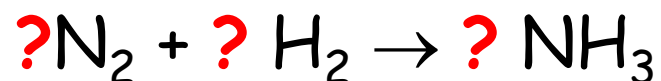
quante moli di O_2 sono richieste per far reagire 5,20 moli di idrazina?
quante moli di H_2O ottengo?

STECCHIOMETRIA

(consente di calcolare la relazione tra quantità di reagenti e di prodotti in una reazione usando una equazione chimica bilanciata)

- Calcolo delle moli di reagente o prodotto
- Calcolo delle altre moli mediante il rapporto molare
- Calcolo della massa di reagente o prodotto mediante la massa molecolare e il numero delle moli

Reagenti LIMITANTI e reagenti IN ECCESSO

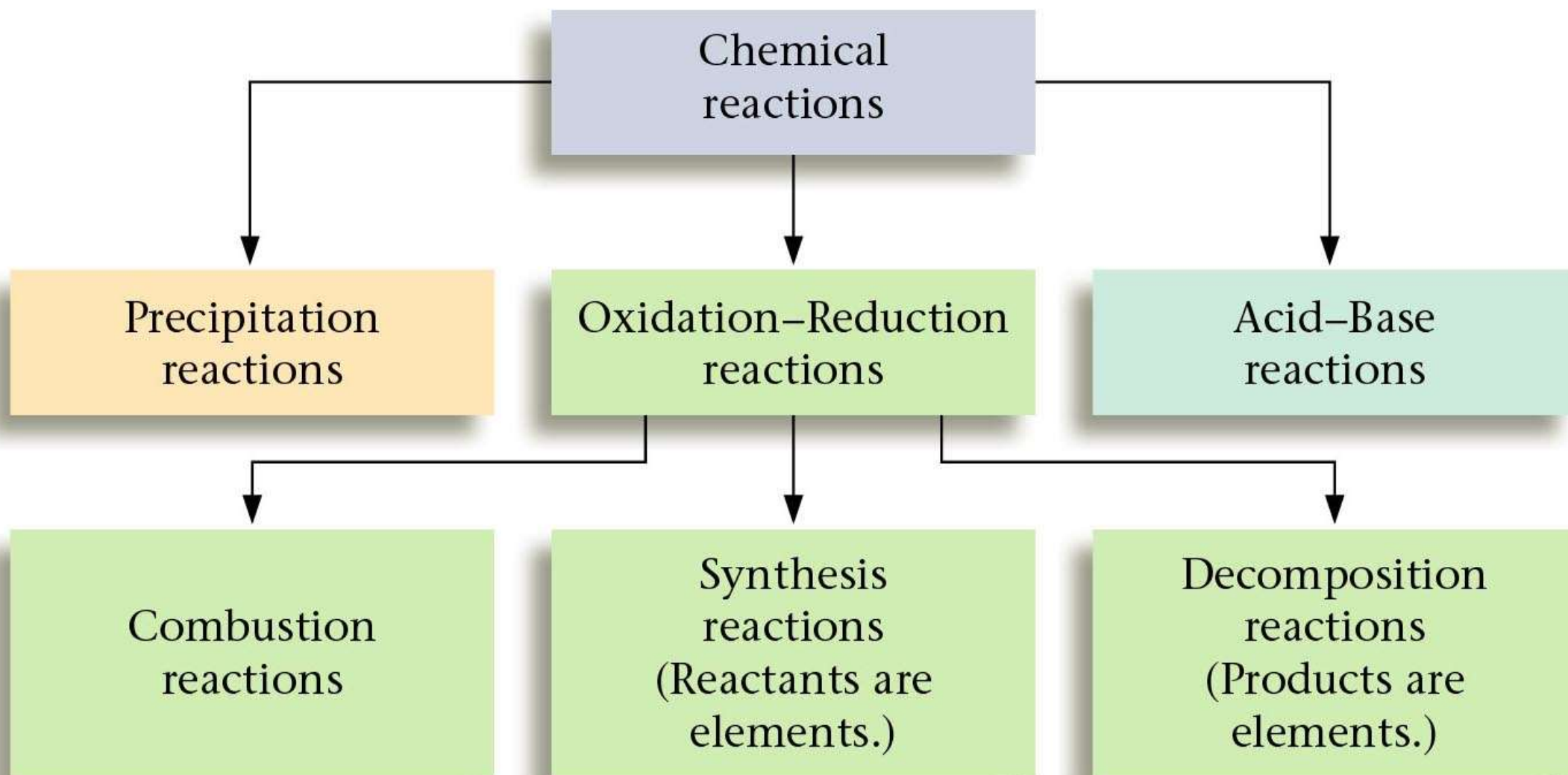


se ho 1 mole di N_2 e 1 mole di H_2
qual è il reagente **limitante**?
qual è il reagente **in eccesso**?
quante moli di NH_3 ottengo?

resa teorica di un prodotto: massa massima prevedibile in base alla stechiometria di reazione

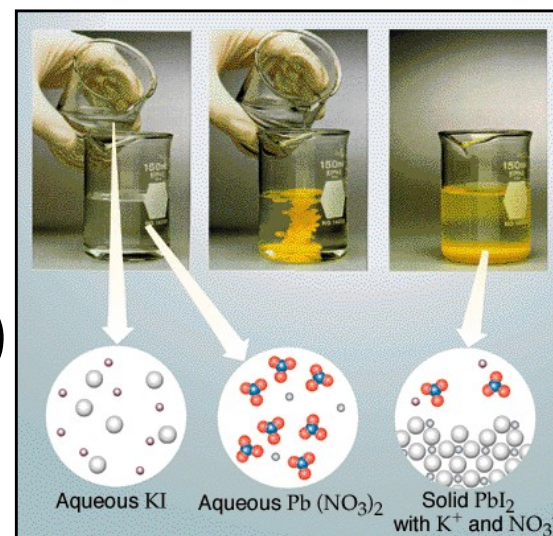
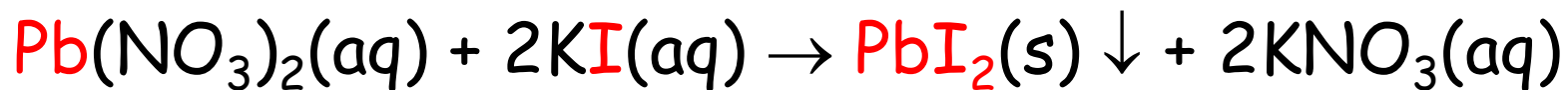
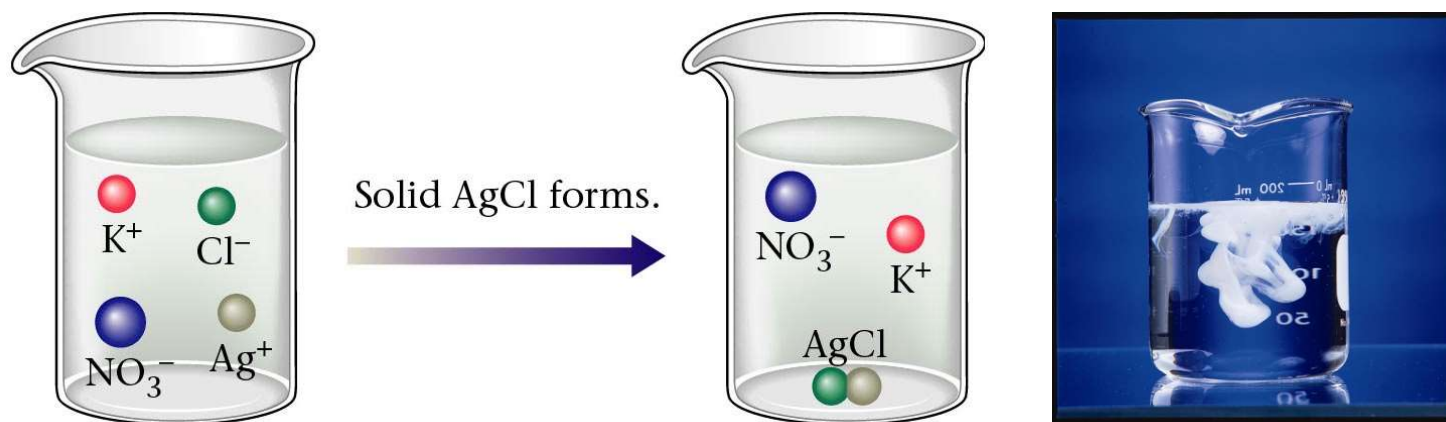
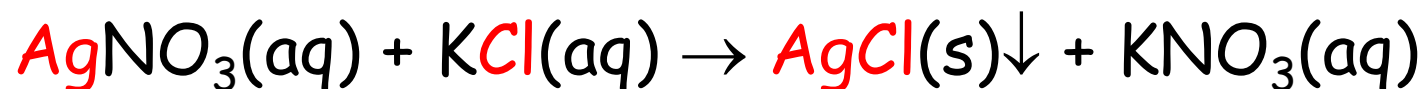
resa percentuale di un prodotto: percentuale della resa teorica effettivamente ottenuta

Reazioni chimiche



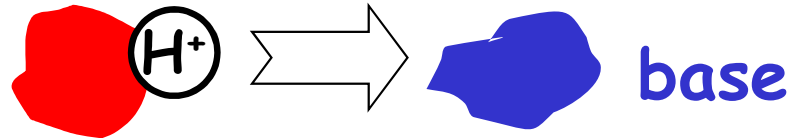
Reagenti → Prodotti

Reazioni di **precipitazione** (doppio scambio):



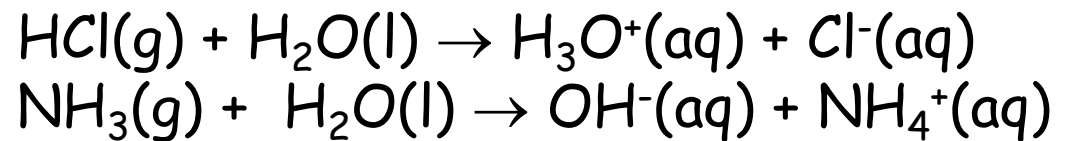
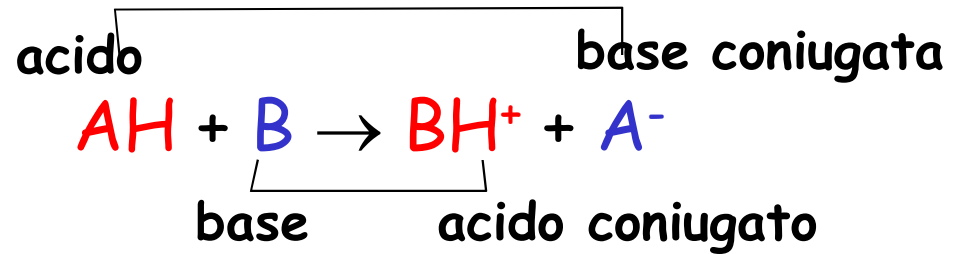
utili per separare prodotti insolubili

Reazioni acido-base

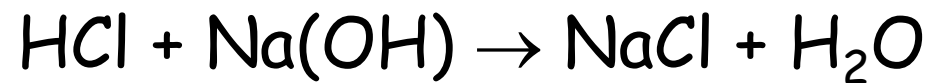
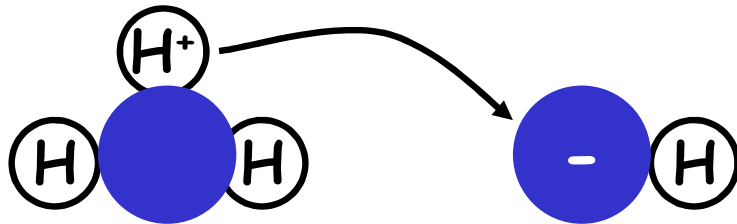
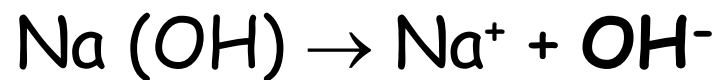
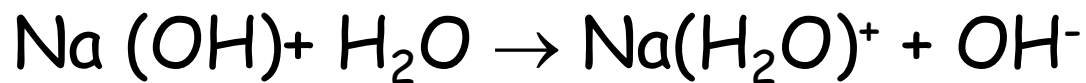
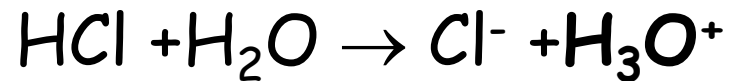


acido

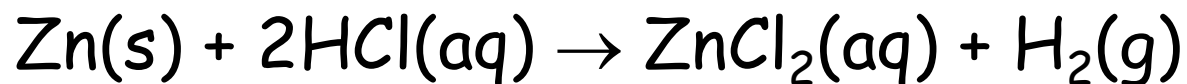
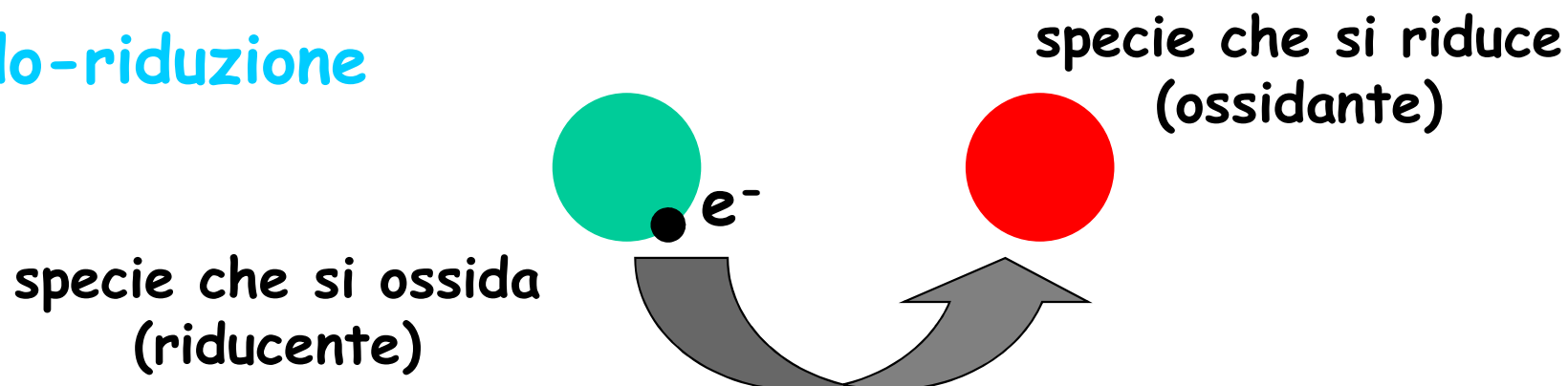
sostanze acide :
sostanze basiche:



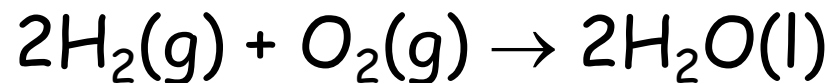
Reazioni di neutralizzazione: $\text{HCl} + \text{Na(OH)}$



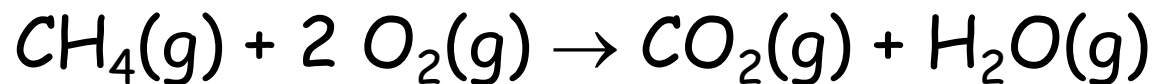
Reazioni ossido-riduzione



Reazioni di sintesi :



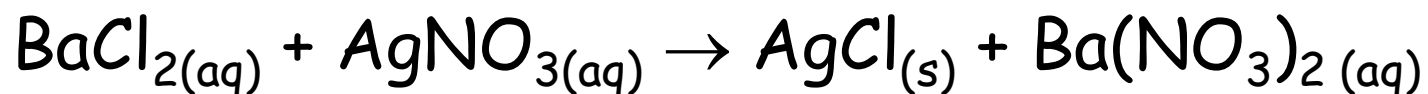
Reazioni di combustione :



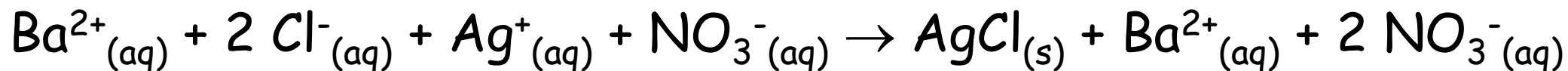
LE REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE (REDOX)

⇒ Reazioni senza trasferimento di elettroni
(reazioni di scambio, neutralizzazione, dissociazione)

Esempio di reazione di scambio



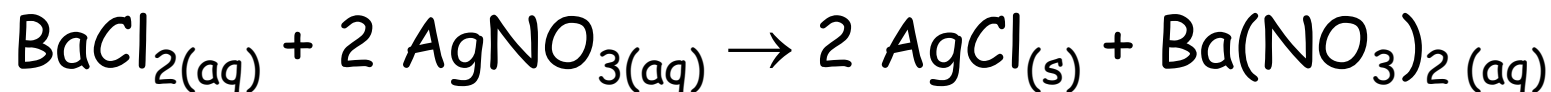
In forma ionica:



Non si ha modificazione della struttura elettronica degli ioni:

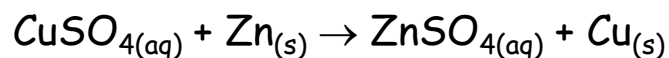
la reazione avviene senza trasferimento di elettroni

Reazione bilanciata:

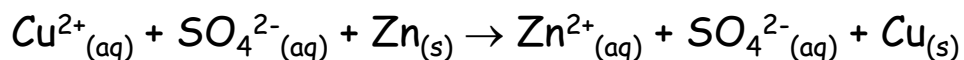


⇒ Reazioni con trasferimento di elettroni (reazioni di ossidoriduzione)

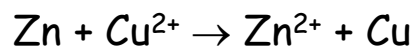
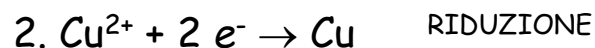
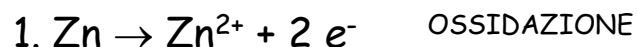
Esempio di reazione di ossidoriduzione



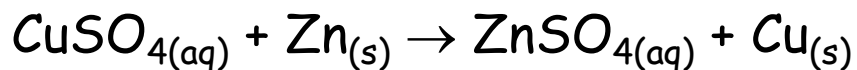
In forma ionica:



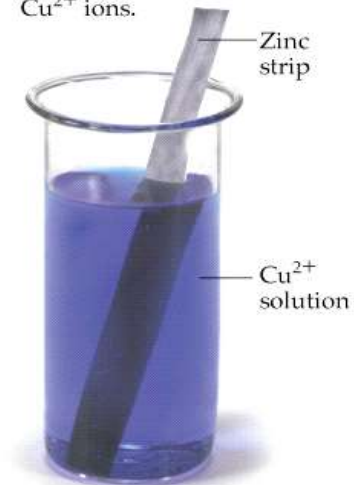
Modifica della struttura elettronica attraverso uno scambio di elettroni:



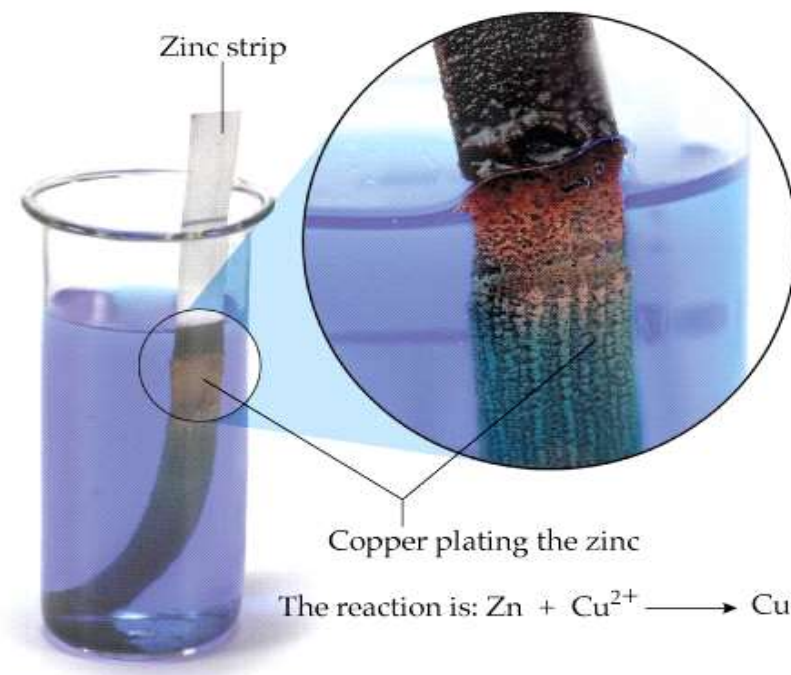
Reazione bilanciata:



A zinc strip placed into an aqueous solution of blue Cu^{2+} ions.

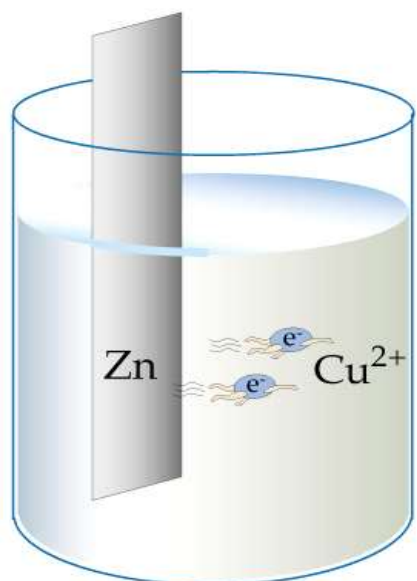


Copyright © 2000 Benjamin/Cummings, an imprint of Addison Wesley Longman, Inc.



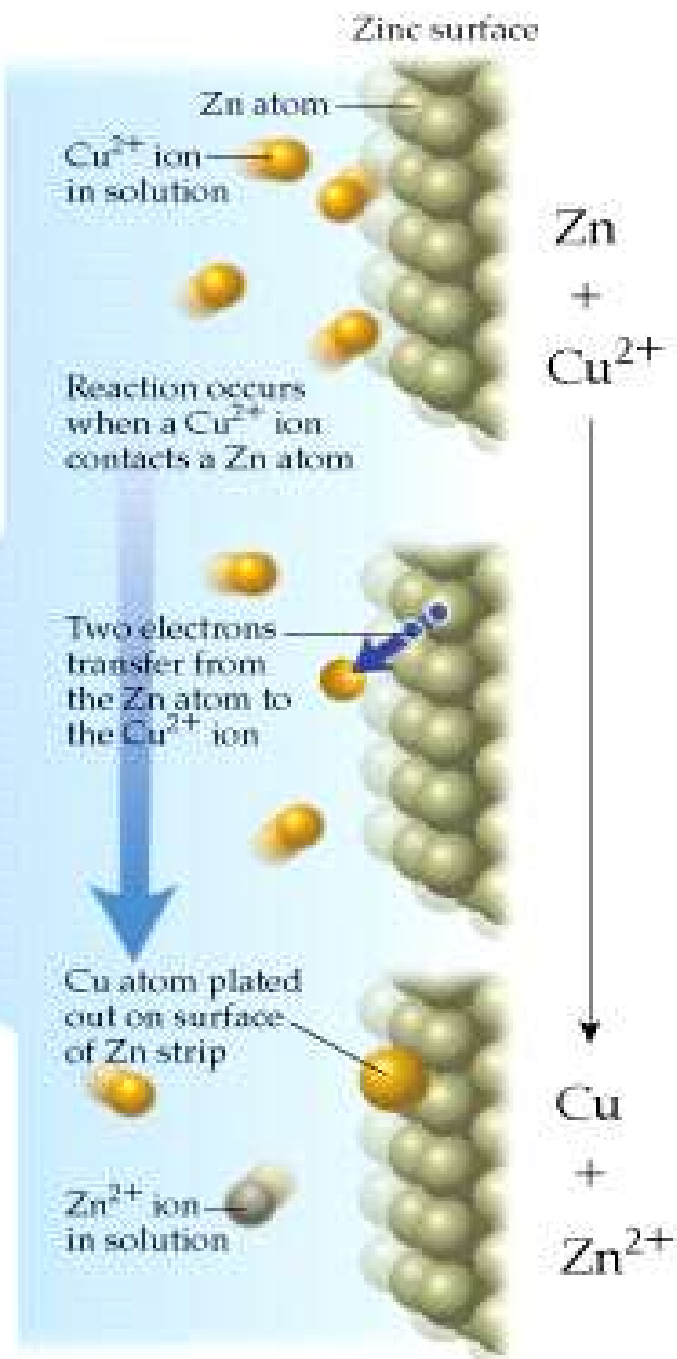
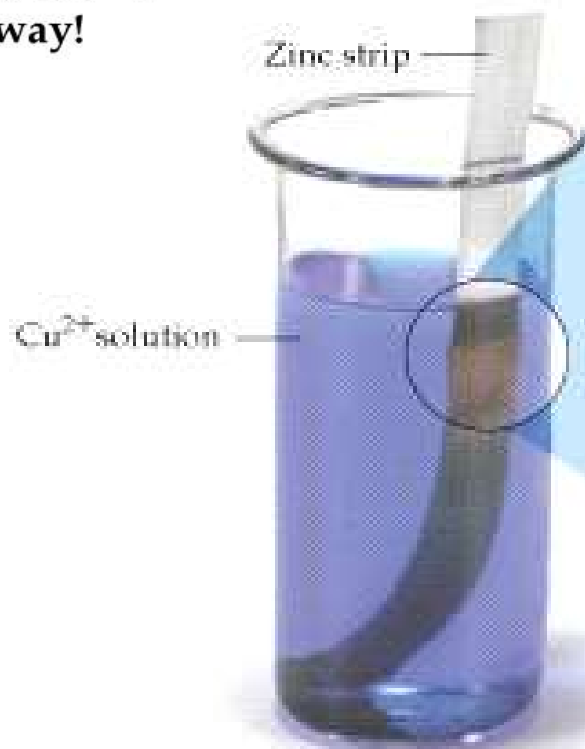
Copyright © 2000 Benjamin/Cummings, an imprint of Addison Wesley Longman, Inc.

Trasferimento di elettroni



How do the electrons get from Zn to Cu²⁺?
Not this way!

Copyright © 2000 Benjamin/Cummings, an imprint of Addison Wesley Longman, Inc.



Copyright © 2000 Benjamin/Cummings, an imprint of Addison Wesley Longman, Inc.

Definizioni

Semi-reazione di ossidazione

Reazione con scambio di elettroni

Semi-reazione di riduzione

Semi-reazione di **ossidazione**:

semi-reazione in cui **una specie chimica perde elettroni**

Semi-reazione di **riduzione**:

semi-reazione in cui **una specie chimica acquista elettroni**.

Esempio: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$ ossidazione

$\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$ riduzione

Una ossidazione può avvenire soltanto se avviene contemporaneamente una riduzione (reazioni di **ossidoriduzione** o **redox**).

Ossidante: specie chimica che acquista elettroni (che si riduce)

Riducete: specie che perde elettroni (che si ossida).

In una reazione redox:

numero di elettroni ceduti dalla specie riducente
=
numero di elettroni acquistati dalla specie ossidante

I coefficienti stechiometrici devono essere calcolati in modo da soddisfare questa condizione

Composti ionici

Esempio: $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- + \text{Fe} \rightarrow \text{Ag} + \text{Fe}^{2+} + \text{NO}_3^-$

Semi-reazioni:

a) $\text{Ag}^+ + 1 e^- \rightarrow \text{Ag}$	riduzione (1 elettrone scambiato)
b) $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 e^-$	ossidazione (2 elettroni scambiati)

Bilanciamento degli elettroni scambiati:

$$\begin{aligned} & (\text{Ag}^+ + 1 e^- \rightarrow \text{Ag}) \times 2 \\ & \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 e^- \\ & 2 \text{Ag}^+ + \text{Fe} \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{Fe}^{2+} \end{aligned}$$

Reazione bilanciata: $2 \text{Ag}^+ + 2 \text{NO}_3^- + \text{Fe} \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{Fe}^{2+} + 2 \text{NO}_3^-$