

# *Lezione 4. Le Reazioni Chimiche*



- *Equazione chimica*
- *Stechiometria*
- *Elettroliti*
- *Reazioni di precipitazione*
- *Reazioni acido-base*
- *Reazioni di ossido-riduzione*

# Le Reazioni Chimiche

*Conversione di una o più sostanze, i reagenti, in altre sostanze, i prodotti, in accordo con il Principio di Conservazione della Massa:*

*nel corso di una reazione chimica, la somma delle masse dei reagenti è uguale alla somma delle masse dei prodotti*

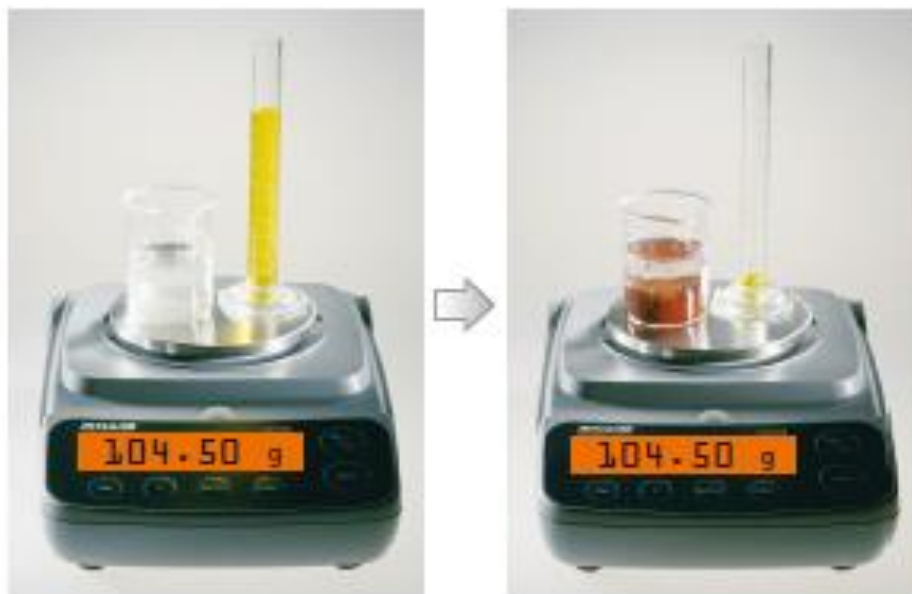
*all'interno di un sistema chiuso, in una reazione chimica la massa dei reagenti è uguale alla massa dei prodotti, anche se appare in diverse forme*

**«nulla si crea, nulla si distrugge,  
ma tutto si trasforma»**



**A.-L. de Lavoisier**  
(1743-1794)

# Principio di Conservazione della Massa



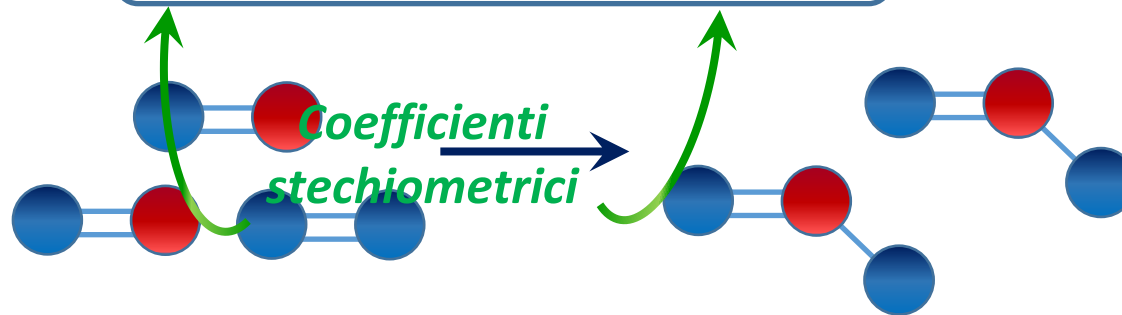
# Equazione Chimica

Rappresentazione simbolica di una reazione

*Es.: monossido di azoto + ossigeno*  $\longrightarrow$  *biossido di azoto*



La reazione va **bilanciata**:



# Bilanciamento di una Reazione Chimica

## Alcuni suggerimenti

Se un elemento compare **solo in un composto** nelle due parti dell'equazione, bilanciare **per primo** quest'elemento



Se uno dei reagenti o prodotti esiste **come elemento libero**, bilanciare questo elemento **per ultimo**



Se gruppi di atomi (es. ioni poliatomici) restano **immutati** nel corso di una reazione, bilanciare questi gruppi **come unità**



E' possibile usare come coefficienti **sia numeri interi che frazionari** per bilanciare una reazione



# Esercizi

*Bilanciare le seguenti reazioni:*



# Le Reazioni Chimiche

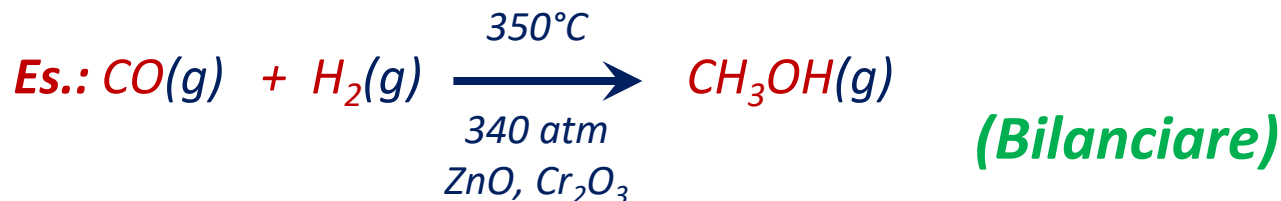
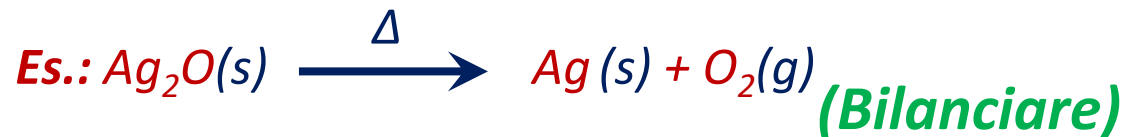
Identificazione della natura dei reagenti e definizione delle condizioni di reazione

## Stati della materia

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

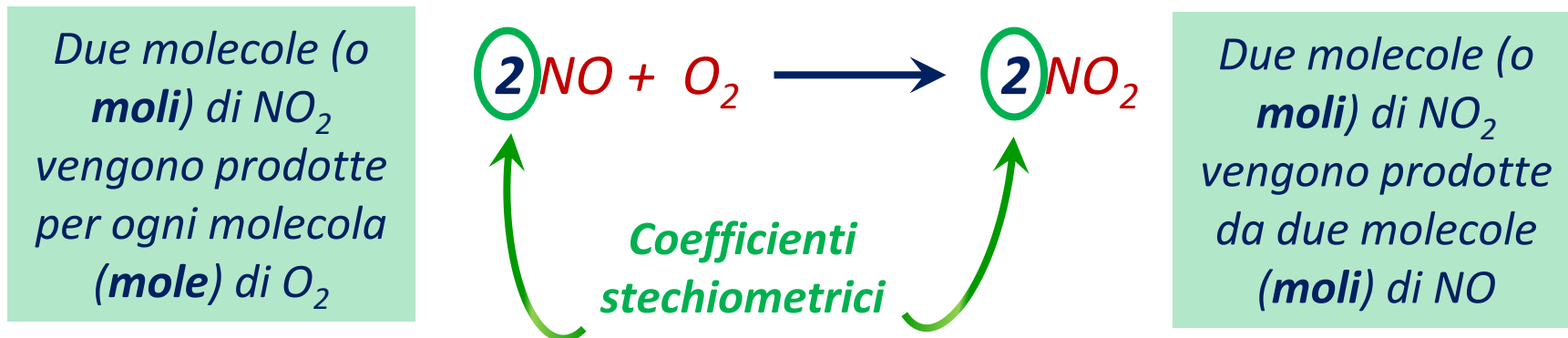


## Condizioni di reazione



# Stechiometria

*Parte della Chimica che studia le relazioni quantitative tra le sostanze che partecipano alla reazione*



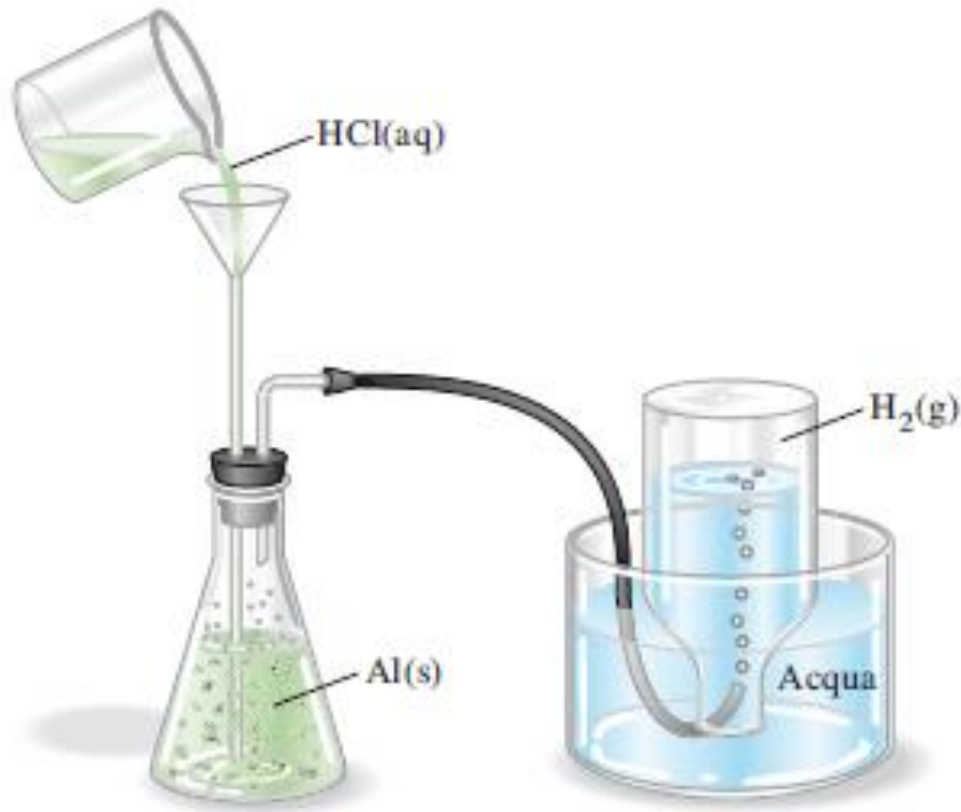
**Fattore stechiometrico:** *rapporto molare tra le quantità coinvolte in una reazione*

**La stechiometria può determinare:**

- a)** *la quantità di un reagente che reagisce con una **quantità nota** di un altro reagente*
- b)** *la quantità di prodotto che si forma da **una quantità nota** di reagenti*
- c)** *che quantità di reagenti è necessaria per ottenere **una quantità nota** di prodotto*

# Esercizio

Quanti grammi di  $H_2(g)$  si formano a partire da **1 g** di alluminio elementare?



# Esercizi

Quante moli di  $O_2$  si formano dalla decomposizione di **1.76 mol** di clorato di potassio?



Quante moli di Ag si formano dalla decomposizione di **1.00 kg** di ossido di argento?



# Reazioni in Soluzione

*La maggior parte delle reazioni avvengono in soluzione*

**Componenti:** *sostanze che costituiscono la soluzione ed usate per specificarne la composizione*

**Solvente:** *componente presente in **maggiore quantità***

**Soluto:** *ogni altro componente*

**Concentrazione:** *indica la quantità relativa di un componente*

**Molarità:** *numero di moli di soluto in 1 litro di soluzione*

$$M = \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$M = [\text{soluto}] = n/V = \text{moli soluto/volume soluzione (L)}$$

# *Reazioni in Soluzione*



**(a)**



**(b)**



**(c)**

# Reazioni in Soluzione

**Soluzione madre:** *soluzione più concentrata dalla quale sono preparate per diluizione tutte le altre soluzioni*

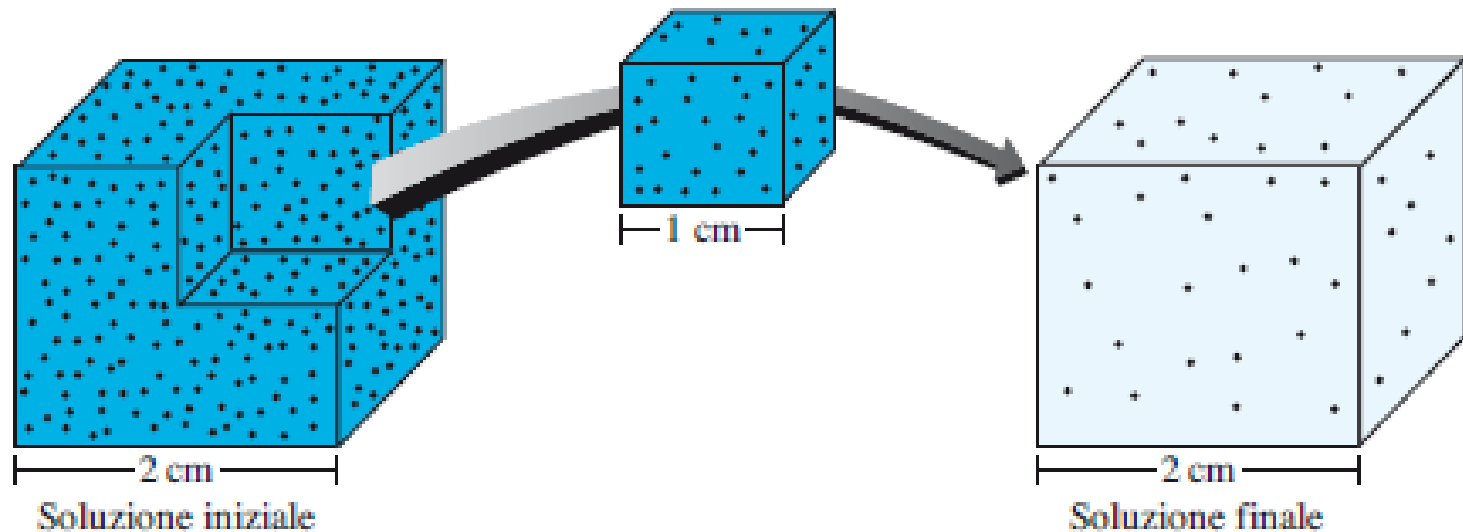


*In seguito ad una diluizione le moli di soluto rimangono le stesse, quindi vale l'equazione:*

$$M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f$$

# Reazioni in Soluzione

**Soluzione madre:** *soluzione più concentrata dalla quale sono preparate per diluizione tutte le altre soluzioni*



*In seguito ad una diluizione le moli di soluto rimangono le stesse, quindi vale l'equazione:*

$$M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f$$

# Esercizi

$$M = n/V = \text{moli soluto (mol)}/\text{volume soluzione (L)}$$

Una soluzione acquosa di  $\text{NaNO}_3$  è 10.8 M. Quanti grammi di  $\text{NaNO}_3$  sono presenti in 125 mL?

$$M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f$$

Una soluzione di 15.0 mL di  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  0.450 M è diluito a 100.00 mL.  
Qual è la concentrazione della soluzione diluita?

# Reagente Limitante

**Rapporto stechiometrico:** rapporto molare dato dai coefficienti stechiometrici dell'equazione chimica

Tutti i reagenti vengono consumati **simultaneamente**



*E se uno dei due reagenti è aggiunto in eccesso?*

**Reagente Limitante:** reagente che viene consumato completamente in presenza di un eccesso dei restanti reagenti



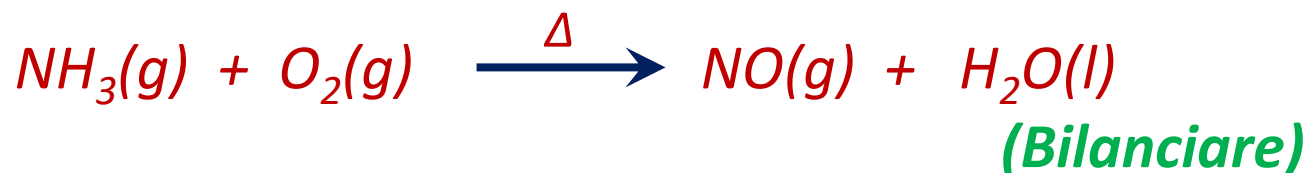
Se vi sono più di 6 moli di  $Cl_2$  per mole di  $P_4$ , il  $Cl_2$  è in eccesso e  $P_4$  è il r.l.

Se vi sono meno di 6 moli di  $Cl_2$  per mole di  $P_4$ , il  $P_4$  è in eccesso e  $Cl_2$  è il r.l.

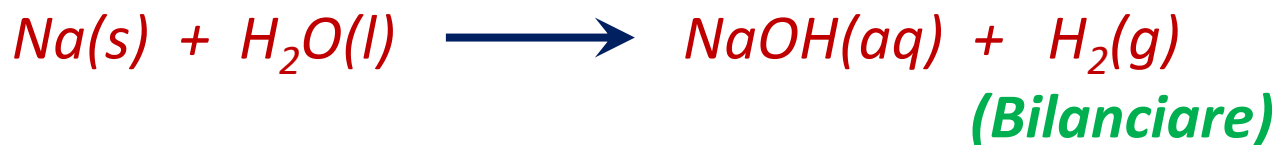
**Il r.l. determina le quantità di prodotti che si formano**

# Esercizi

Quante moli di  $\text{NO}(\text{g})$  possono essere prodotte nella reazione di **3.00 mol** di  $\text{NH}_3(\text{g})$  e **4.00 mol** di  $\text{O}_2(\text{g})$ ?



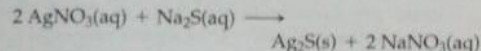
Quanti grammi di  $\text{Na}$  metallico devono reagire **155 mL** di  $\text{H}_2\text{O}$  per produrre una soluzione che sia **0.175 M** in  $\text{NaOH}$ ? Assumere che il volume finale sia 155 mL



# Esercizi

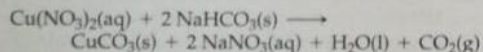
## Reazioni chimiche in soluzione

49. Per la reazione:

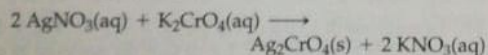


- (a) Quanti grammi di  $\text{Na}_2\text{S}(\text{s})$  sono richiesti per reagire completamente con 27.8 mL di  $\text{AgNO}_3$  0.163 M?  
(b) Quanti grammi di  $\text{Ag}_2\text{S}(\text{s})$  si ottengono dalla reazione nella parte (a)?

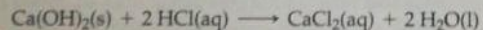
50. Un eccesso di  $\text{NaHCO}_3$  viene aggiunto a 525 mL di  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  0.220 M. Queste sostanze reagiscono come segue:



- (a) Quanti grammi di  $\text{NaHCO}_3(\text{s})$  vengono consumati?  
(b) Quanti grammi di  $\text{CuCO}_3(\text{s})$  vengono prodotti?
51. Quanti millilitri di  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  0.650 M sono necessari per precipitare tutto l'argento in 415 mL di  $\text{AgNO}_3$  0.186 M come  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s})$ ?



52. Per la reazione:

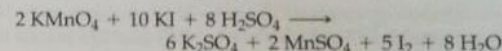


- (a) Quanti grammi di  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  sono richiesti per reagire completamente con 415 mL di  $\text{HCl}$  0.477 M?  
(b) Quanti chilogrammi di  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  sono richiesti per reagire con 324 L di una soluzione di  $\text{HCl}$  che ha il 24.28% in massa di  $\text{HCl}$  e densità 1.12 g/mL?
53. Esattamente 1.00 mL di una soluzione acquosa di  $\text{HNO}_3$  vengono diluiti a 100.0 mL. Servono 29.78 mL di  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  0.0142 M per convertire tutto l' $\text{HNO}_3$  a  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ . L'altro prodotto della reazione è l'acqua. Calcolare la molarità della soluzione non diluita di  $\text{HNO}_3$ .
54. Un campione di 5.00 mL di una soluzione acquosa di  $\text{Na}_2\text{H}_3\text{PO}_4$  richiede 49.1 mL di  $\text{NaOH}$  0.217 M per convertire tutto il  $\text{Na}_2\text{H}_3\text{PO}_4$  in  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ . L'altro prodotto della reazione è l'acqua. Calcolare la molarità della soluzione di  $\text{Na}_2\text{H}_3\text{PO}_4$ .
55. Con riferimento all'Esempio 4-7 e all'equazione (4.2), nelle condizioni indicate determinare (a) il numero di moli di  $\text{AlCl}_3$  e (b) la molarità di  $\text{AlCl}_3(\text{aq})$  se il volume della soluzione è 23.8 mL come calcolato nell'esempio.

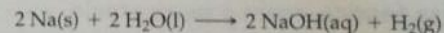
56. Fate riferimento all'Esempio integrativo. Se 138 g di  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  in 1.42 L di soluzione acquosa vengono trattati con un eccesso di  $\text{NO}(\text{g})$  ed  $\text{O}_2(\text{g})$ , quale dovrebbe essere la molarità della soluzione di  $\text{NaNO}_2(\text{aq})$  risultante? (Assumete che la reazione proceda a completamento)

57. Quanti grammi di  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  precipitano se si aggiunge un eccesso di  $\text{K}_2\text{CrO}_4(\text{aq})$  a 415 mL della soluzione 0.186 M di  $\text{AgNO}_3$  dell'Esercizio 51?

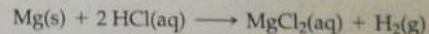
58. Che volume di  $\text{KMnO}_4$  0.0797 M è necessario per convertire 9.13 g di  $\text{KI}$  in  $\text{I}_2$  con la reazione qui sotto? Assumere che  $\text{H}_2\text{SO}_4$  sia presente in eccesso.



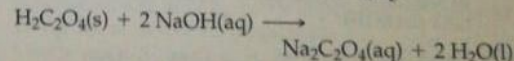
59. Quanti grammi di sodio devono reagire con 155 mL di  $\text{H}_2\text{O}$  per produrre una soluzione che sia 0.175 M in  $\text{NaOH}$ ? (Assumere un volume finale della soluzione di 155 mL).



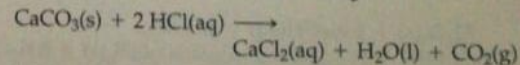
60. Un metodo per abbassare la concentrazione di  $\text{HCl}(\text{aq})$  consiste nel far reagire la soluzione con una piccola quantità di  $\text{Mg}$ . Che massa, in mg, di  $\text{Mg}$  si deve aggiungere a 250.0 mL di  $\text{HCl}$  1.023 M per ridurre la sua concentrazione esattamente a 1.000 M?



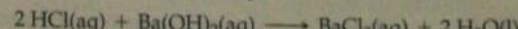
61. Un campione di 0.3126 g di acido ossalico,  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ , richiede 26.21 mL di una particolare soluzione di  $\text{NaOH}(\text{aq})$  per completare la seguente reazione. Qual è la molarità della soluzione di  $\text{NaOH}(\text{aq})$ ?



62. Ad un campione di 0.1000 g di  $\text{CaCO}_3$  vengono aggiunti 25.00 mL di  $\text{HCl}(\text{aq})$ . Tutto il  $\text{CaCO}_3$  reagisce lasciando un certo eccesso di  $\text{HCl}(\text{aq})$ .



L'eccesso di  $\text{HCl}(\text{aq})$  richiede 43.82 mL di  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  0.01185 M per reagire completamente secondo la seguente equazione. Qual è la molarità della soluzione originale di  $\text{HCl}(\text{aq})$ ?



# Resa di Reazione

Grado di conversione dei reagenti nei prodotti



$$\begin{aligned} \text{Resa percentuale (\%)} &= \text{Resa reale} / \text{Resa teorica} \times 100 = \\ &= \text{mol}_B \text{ reali} / \text{mol}_B \text{ teoriche} \times 100 = \\ &= \text{g}_B \text{ reali} / \text{g}_B \text{ teorici} \times 100 \end{aligned}$$



**47.7 g di urea ottenuti per mole di  $\text{CO}_2$**

**Qual è la resa teorica? Quale la resa percentuale?**

# Esercizi

46. Un campione di 25 mL di HCl(aq) viene diluito a 500.0 mL. Se si trova che la concentrazione della soluzione diluita è 0.085 M HCl, qual era la concentrazione della soluzione originale?

***Nella reazione di 277 g di CCl<sub>4</sub> con un eccesso di HF si ottengono 187 g di CCl<sub>2</sub>F<sub>2</sub>. Quali sono (a) la resa teorica, (b) la resa reale, (c) la resa percentuale di questa reazione?***



# Reazioni in Soluzioni Acquose

**Elettrolita:** *soluto che in acqua si dissocia in ioni*

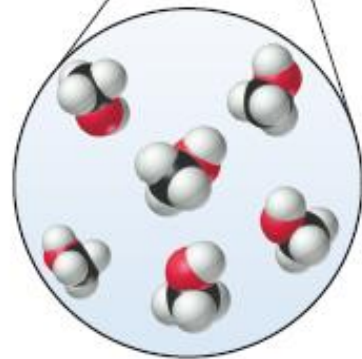
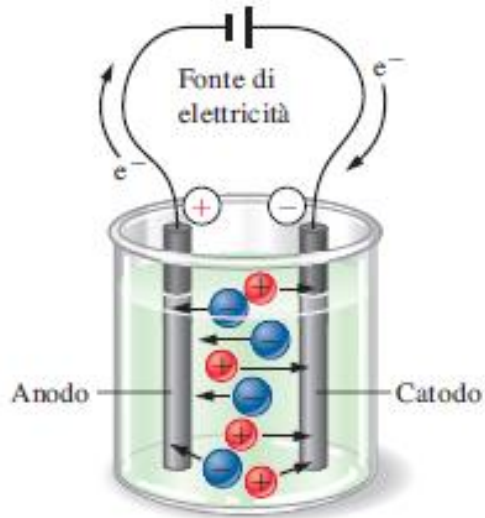
**Elettrolita forte:** *sostanza che ionizza **completamente** in soluzione acquosa*  
(es.:  $\text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ )

**Elettrolita debole:** *sostanza è **parzialmente** ionizzata in soluzione acquosa*  
(es.:  $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$ )

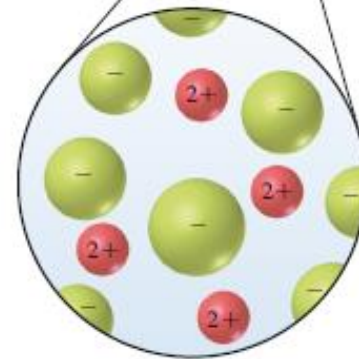
**Non elettrolita:** *sostanza che **non** ionizza in soluzione acquosa*  
(es.:  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \not\rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{O}^- + \text{H}^+$ )

# Elettroliti Forti e Deboli

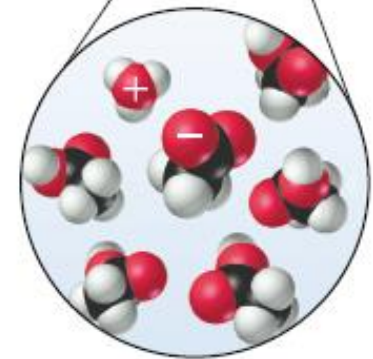
Conduzione di elettricit  attraverso una soluzione



(a)



(b)



(c)

**a)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ : non elettrolita, la lampada non si accende**

**b)  $\text{MgCl}_2$ : elettrolita forte, la lampada si accende e la luce   intensa**

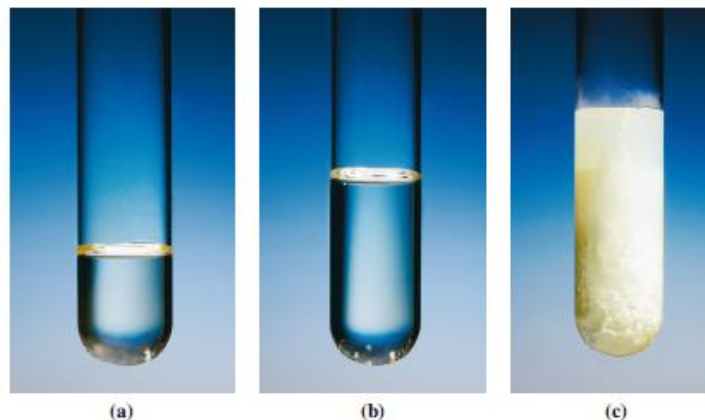
**c)  $\text{CH}_3\text{COOH}$ : elettrolita debole, la lampada si accende ma la luce   fievole**

# Reazioni di Precipitazione

Cationi ed anioni si combinano per formare solidi ionici insolubili, detti **precipitati**



- a) Soluzione di  $\text{AgNO}_3$
- b) Soluzione di  $\text{NaI}$
- c)  $\text{NaI} + \text{AgNO}_3$



I reagenti sono tutti **elettroliti forti**:



$\text{Na}^+$ ,  $\text{NO}_3^-$  = **ioni spettatori**



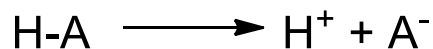
**N.B.:** controllare che le cariche siano bilanciate

**Equazioni ioniche nette:** equazione in cui compaiono solo le specie che partecipano realmente alla reazione

# Reazioni Acido-Base

## Definizione di Arrhenius:

“un **acido** è una sostanza che dissociandosi fornisce ioni di idrogeno”



“una **base** è una sostanza che dissociandosi fornisce ioni ossidrile”



**S. Arrhenius**  
(1859-1927)

**Acido forte:** completamente dissociati



**Acido debole:** dissociazione incompleta



**TABELLA 5.2** Acidi e basi forti comuni

Acidi	Basi
HCl	LiOH
HBr	NaOH
HI	KOH
HClO <sub>4</sub>	RbOH
HNO <sub>3</sub>	CsOH
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> <sup>a</sup>	Ca(OH) <sub>2</sub>
	Sr(OH) <sub>2</sub>
	Ba(OH) <sub>2</sub>

# Reazioni Acido-Base

**Base forte:** *completamente dissociata*



**Base debole:** *dissociazione incompleta*



## Neutralizzazione



**Base**



**Acido**



**Sale**

**Acqua**

**Es.:** *latte di magnesia ( $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ) usato come antiacido*

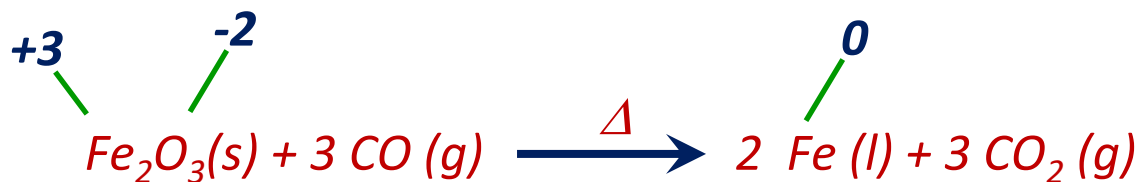
# Reazioni di Ossido-Riduzione



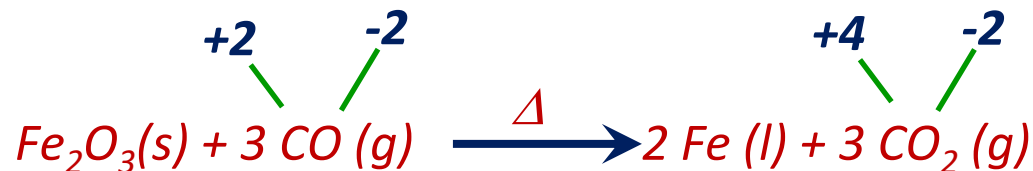
Es.: Ottenimento di Fe metallico dall'ematite,  $Fe_2O_3$ :



Lo S.O. del Fe **diminuisce** (e diminuiscono i legami con O) → il ferro **si riduce**



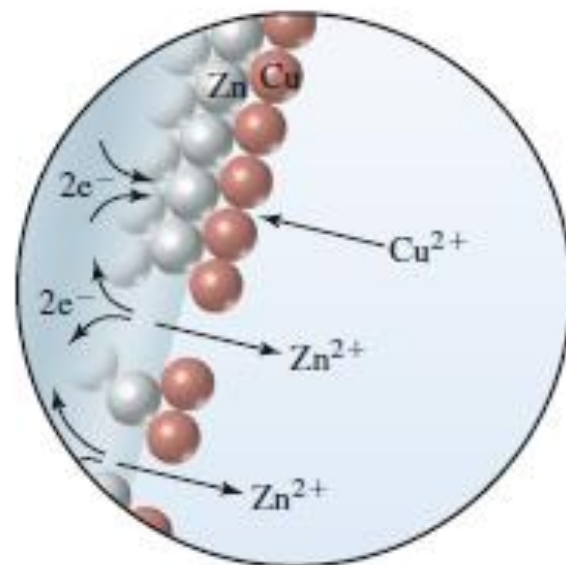
Lo S.O. del C **aumenta** (e aumenta il numero di legami con O) → il carbonio **si ossida**



Questa reazione è un esempio di **ossido-riduzione**, cioè una reazione in cui processi di ossidazione e riduzione avvengono **simultaneamente**

# Reazioni di Ossido-Riduzione

*Semi-reazioni di ossidazione e riduzione*



**Semireazione di ossidazione:**



**Semireazione di riduzione:**



*In una semi-reazione di ossidazione, gli elettroni sono sempre **a destra***

*In una semi-reazione di riduzione, gli elettroni sono sempre **a sinistra***

# Composti Ionici

Composto formato da ioni **positivi** e **negativi** tenuti insieme da forze elettrostatiche

## Legame ionico tra metallo e non-metallo:

Il metallo tende a perdere un elettrone, diventando uno ione positivo (**Catione**)



Il non-metallo tende ad acquistare un elettrone, diventando uno ione negativo (**Anione**)



**Es.:** in NaCl, il sodio (il metallo) tende a **perdere** un elettrone, diventando **Na<sup>+</sup>**, mentre il cloro tende ad **acquistare** un elettrone, diventando **Cl<sup>-</sup>**

# Ossidanti e Riducenti

## Un agente ossidante:

causa l'ossidazione di una sostanza;  
acquista elettroni  
**si riduce**

## Un agente riducente:

causa la riduzione di una sostanza;  
cede elettroni  
**si ossida**

Specie	S.O.
$\text{NO}_3^-$	+5
$\text{N}_2\text{O}_4$	+4
$\text{NO}_2^-$	+3
NO	+2
$\text{N}_2\text{O}$	+1
$\text{N}_2$	0
$\text{NH}_2\text{OH}$	-1
$\text{N}_2\text{H}_4$	-2
$\text{NH}_3$	-3

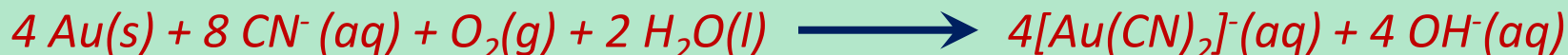
Questa specie non può essere ulteriormente ossidata.

Questa specie non può essere ridotta ulteriormente.

## Reazione esplosiva!



## Individuare ossidante e riducente



# Ossidanti e Riducenti

## Un agente ossidante:

causa l'ossidazione di una sostanza;  
acquista elettroni  
**si riduce**

## Un agente riducente:

causa la riduzione di una sostanza;  
cede elettroni  
**si ossida**

Specie	S.O.
$\text{NO}_3^-$	+5
$\text{N}_2\text{O}_4$	+4
$\text{NO}_2^-$	+3
NO	+2
$\text{N}_2\text{O}$	+1
$\text{N}_2$	0
$\text{NH}_2\text{OH}$	-1
$\text{N}_2\text{H}_4$	-2
$\text{NH}_3$	-3

Questa specie non può essere ulteriormente ossidata.

Questa specie non può essere ridotta ulteriormente.

## Reazione di Dismutazione (o disproporzionamento)



**Funzione antisettica del perossido d'idrogeno**



# ***Bilanciamento delle Reazioni Redox***

## *Metodo delle semi-equazioni*

- Scrivere le equazioni per le semi-reazioni di ossidazione e riduzione.
- In ogni semi-equazione
  - (1) Bilanciare gli atomi di tutti gli elementi tranne H ed O.
  - (2) Bilanciare gli ossigeni usando  $\text{H}_2\text{O}$
  - (3) Bilanciare gli idrogeni usando  $\text{H}^+$
  - (4) Bilanciare la carica, usando gli elettroni
- Se è necessario, eguagliare il numero di elettroni nelle semi-reazioni di ossidazione e riduzione moltiplicando una o entrambe le semi-equazioni per un numero intero appropriato.
- Sommare le semi-equazioni e semplificare eliminando le specie presenti da entrambi i lati.
- Controllare numero di atomi e bilancio di cariche.

# Bilanciamento delle Reazioni Redox



Scrivere le semi-equazioni:



Bilanciare «O» (con  $H_2O$ ) e «H» (con  $H^+$ )



Bilanciare la carica elettrica (1)



# Bilanciamento delle Reazioni Redox



## Bilanciare la carica elettrica (2)



## Unire le due semi-equazioni

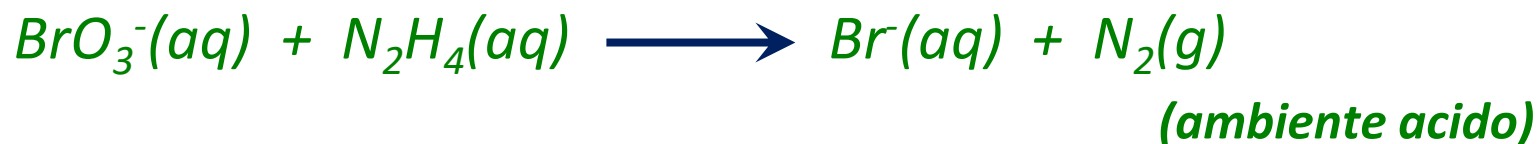
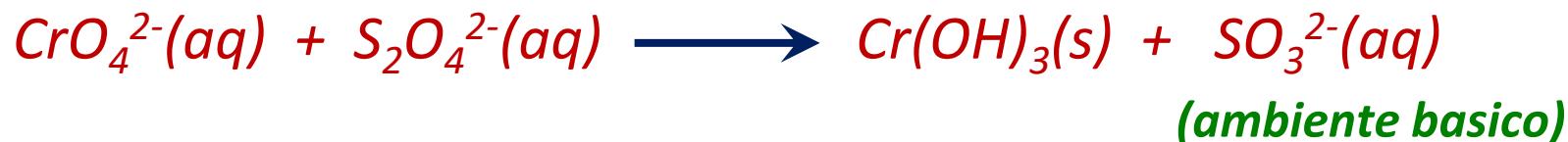


# Bilanciamento delle Reazioni Redox

*Bilanciamento in ambiente basico*



## Bilanciare le seguenti reazioni



***Un campione di 25.00 mL di  $\text{HNO}_3$  0.132 M viene mescolato con 10.00 mL di  $\text{KOH}$  0.318 M. La soluzione risultante è acida, basica o neutra?***

***Che volume di  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  0.0844 M occorre per neutralizzare 50.00 mL di  $\text{HNO}_3$  0.0526 M?***

***Una soluzione di  $\text{KMnO}_4(\text{aq})$  deve essere standardizzata per titolazione con  $\text{As}_2\text{O}_3(\text{s})$ .  
Un campione di 0.1078 g di  $\text{As}_2\text{O}_3(\text{s})$  richiede 22.15 mL della soluzione di  $\text{KMnO}_4(\text{aq})$  per la sua titolazione. Qual è la molarità di  $\text{KMnO}_4(\text{aq})$ ?***

