

Lezione 6 a - Le reazioni chimiche

Lezione 6 a - Le reazioni chimiche

L'equazione chimica

- Scrittura e bilanciamento delle equazioni chimiche
- Calcolo delle quantità di reagenti e di prodotti

Le principali classi di reazioni chimiche

- Il ruolo dell'acqua come solvente
- Scrittura delle equazioni per le reazioni ioniche in soluzione acquosa
- Reazioni di precipitazione
- Reazioni di metatesi
- Reazioni acido-base
- Reazioni di ossidoriduzione (redox)

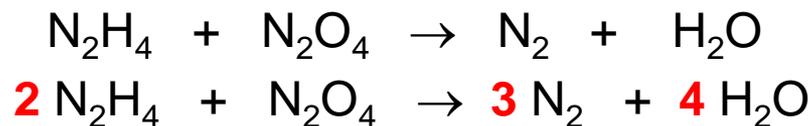
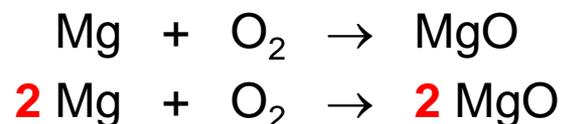
L'equazione chimica

L'equazione chimica

- **Equazione chimica**

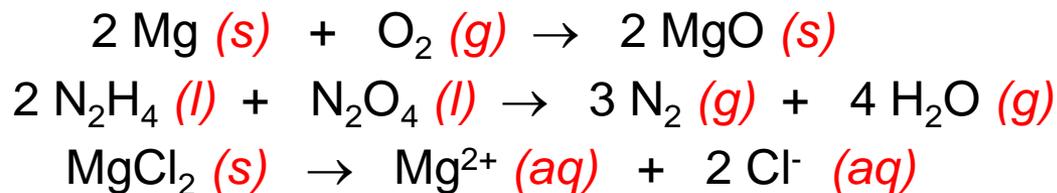


- Conservazione della massa \leftrightarrow Bilanciamento della reazione



I coefficienti stechiometrici indicano le moli dei reagenti e dei prodotti

- Stato fisico dei reagenti e dei prodotti



L'equazione chimica

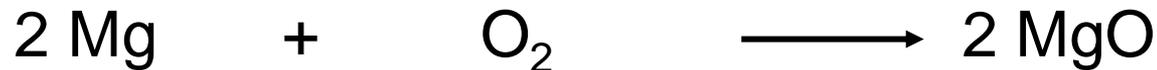
- L'**equazione chimica** è un enunciato in formule che esprime le **identità** e le **quantità** delle sostanze che partecipano a una trasformazione chimica o fisica
- Una **freccia** indica la trasformazione dei reagenti nei prodotti.



I **reagenti** si scrivono a sinistra.

I **prodotti** si scrivono a destra.

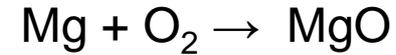
- L'equazione deve essere **bilanciata**:
stesso numero e tipo di atomi nei due membri dell'equazione.



Bilanciare un'equazione chimica

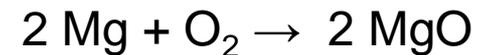
Magnesio e ossigeno gassoso reagiscono per dare ossido di magnesio:

enunciato



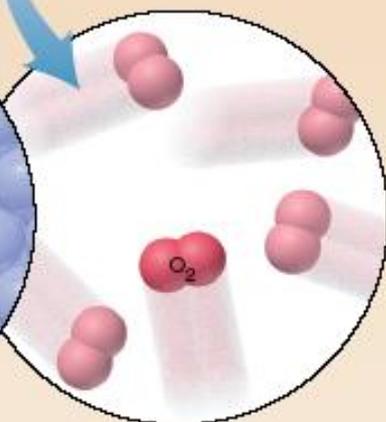
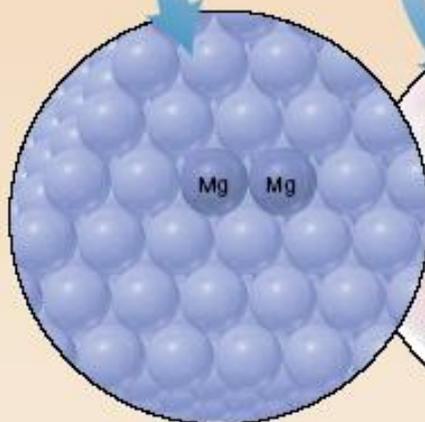
bilanciare gli atomi usando i *coefficienti stechiometrici*:
le formule non possono essere modificate

verificare che l'equazione sia bilanciata

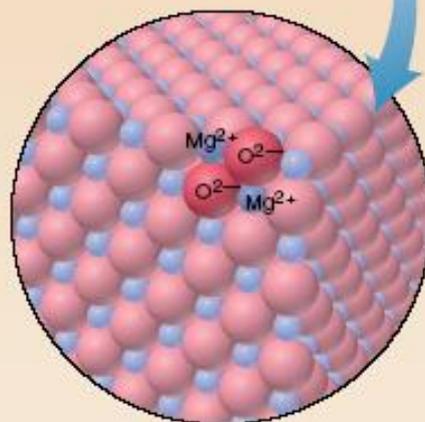


specificare gli stati di aggregazione





energia elettrica



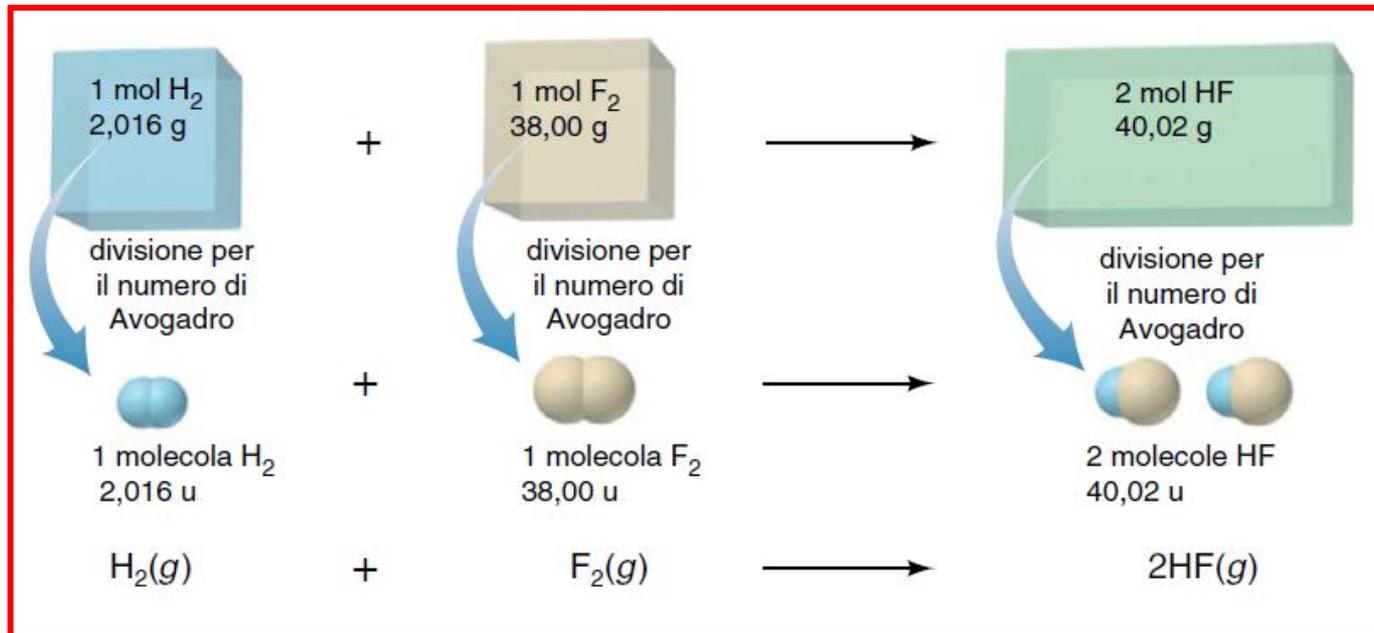
+



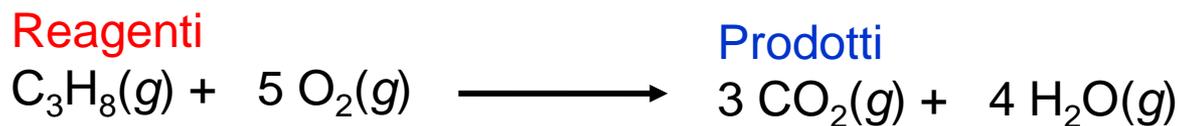
energia elettrica



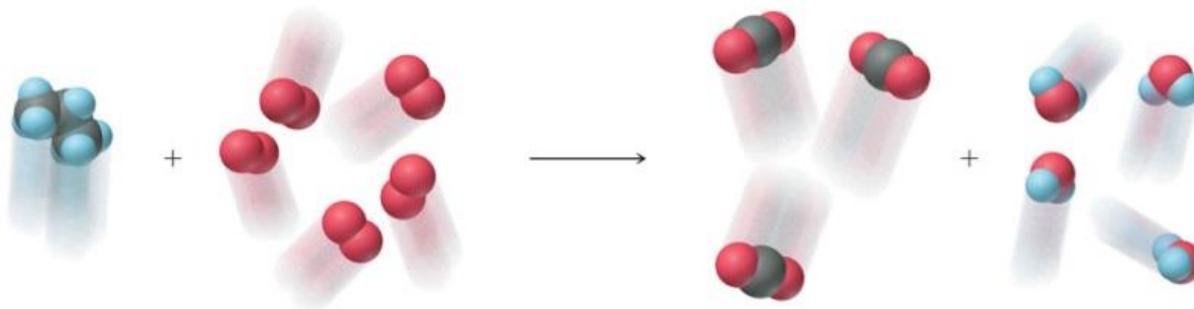
- I coefficienti stechiometrici di un'equazione chimica rappresentano i numeri relativi di particelle (atomi, molecole) di reagenti e prodotti e i numeri relativi di moli.



- Le moli sono correlate alla massa: l'equazione chimica consente di calcolare le masse di reagenti e/o prodotti di una reazione.



Molecole 1 molecola C_3H_8 + 5 molecole $O_2 \longrightarrow$ 3 molecole CO_2 + 4 molecole H_2O



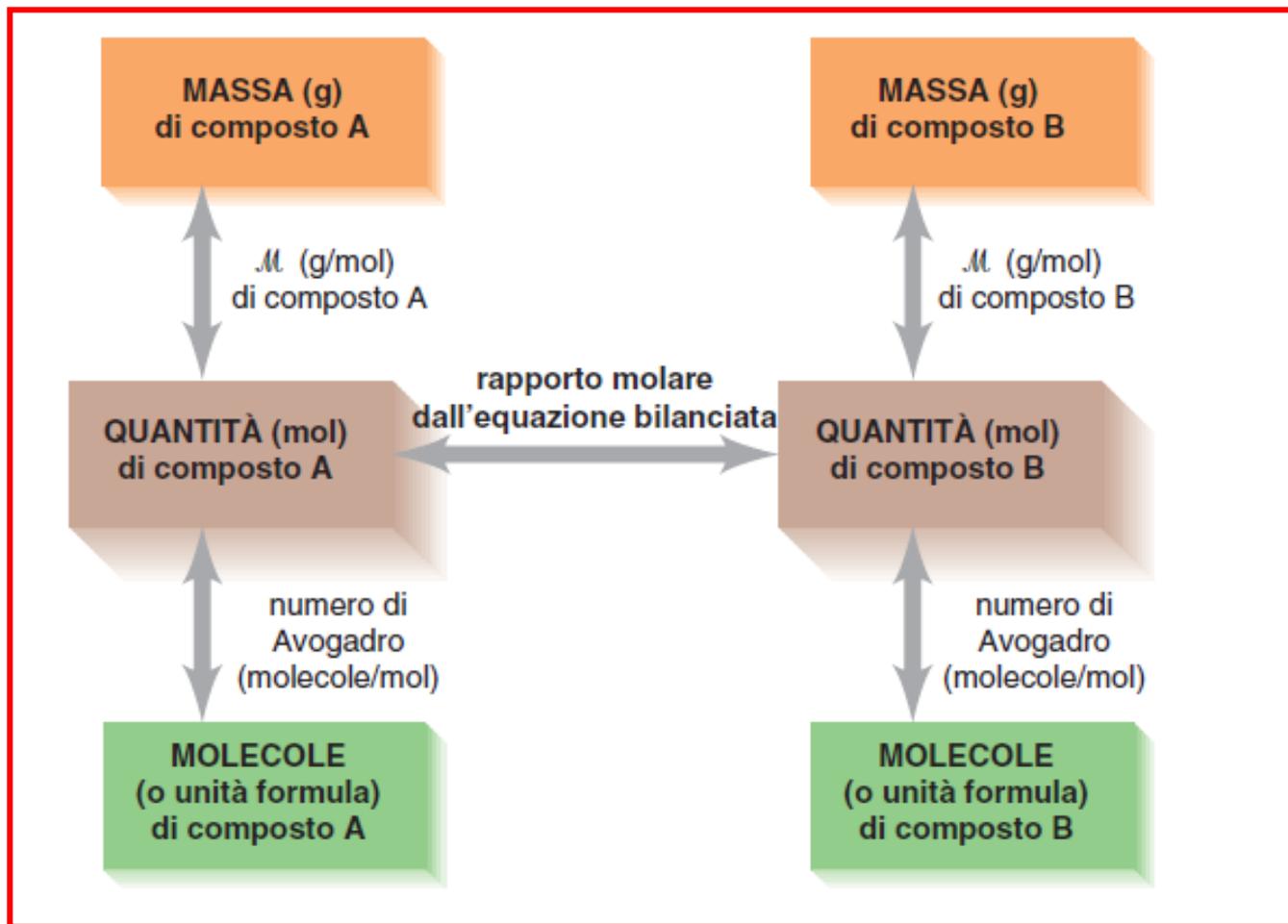
Quantità (mol) 1 mol C_3H_8 + 5 mol $O_2 \longrightarrow$ 3 mol CO_2 + 4 mol H_2O

Massa (u) 44,09 u C_3H_8 + 160,00 u $O_2 \longrightarrow$ 132,03 u CO_2 + 72,06 u H_2O

Massa (g) 44,09 g C_3H_8 + 160,00 g $O_2 \longrightarrow$ 132,03 g CO_2 + 72,06 g H_2O

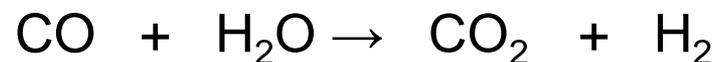
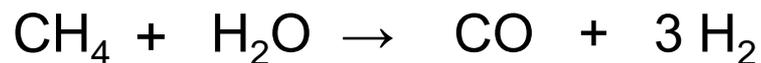
Massa totale(g) 204,09 g \longrightarrow 204,09 g

Relazioni massa-moli-molecole(atomi) in una reazione chimica

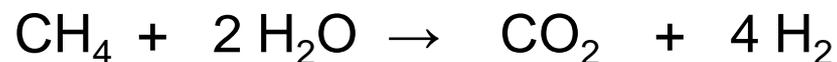


Reazioni in sequenza

- Il prodotto di una reazione diventa il reagente della successiva.



- La reazione complessiva è la somma delle varie reazioni;



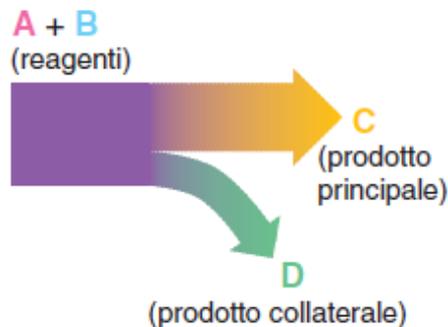
Reagente limitante

- Un reagente presente in quantità **inferiore alla quantità stechiometrica** **limita** la quantità di prodotto che si può formare in una reazione
- Il reagente **limitante** sarà completamente consumato nella reazione
- Il reagente **non** limitante si dice in **eccesso** - parte di questo reagente rimarrà inalterata alla fine della reazione.

Resa delle reazioni

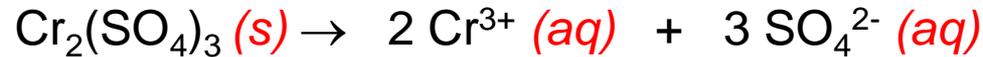
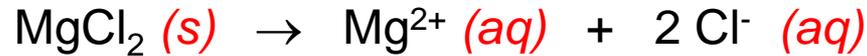
- La **resa teorica** è la quantità di prodotto calcolata utilizzando i rapporti molari dell'equazione bilanciata.
- La **resa effettiva** è la quantità di prodotto ottenuta in realtà.

$$\text{Resa percentuale} = \frac{\text{resa effettiva}}{\text{resa teorica}} \times 100$$



Le principali classi di reazioni chimiche

Dissoluzione di un solido ionico in acqua



- Elettroliti:

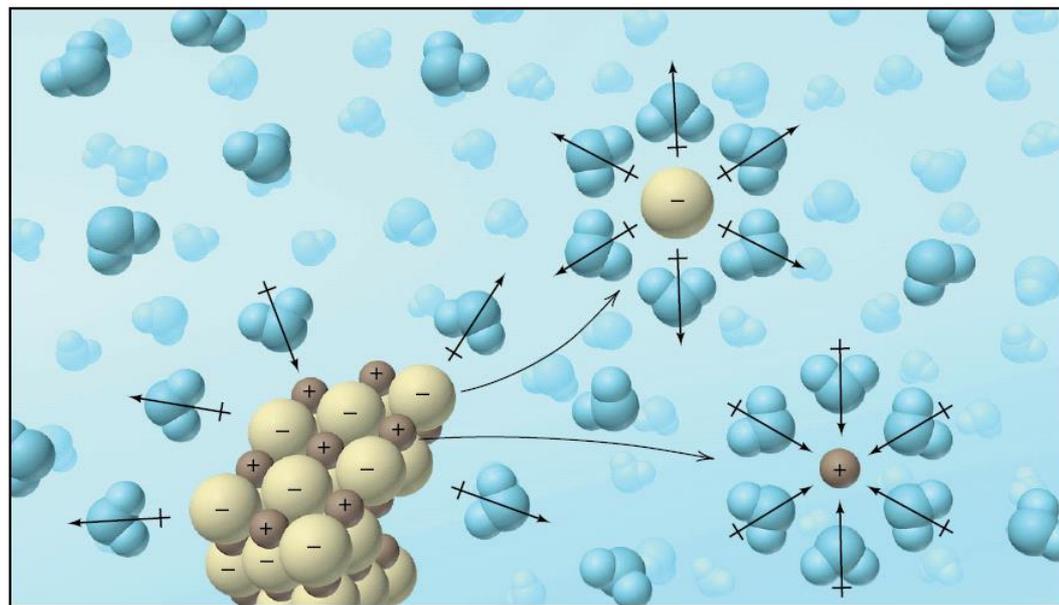
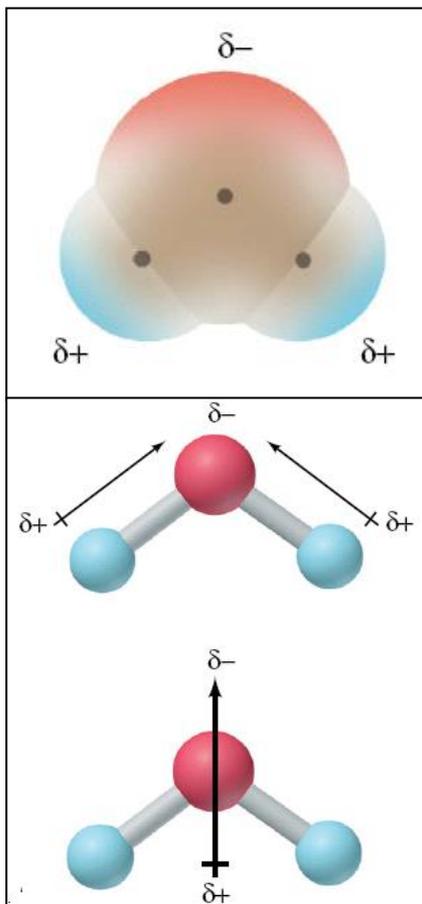
composti che in soluzione acquosa si dissociano in ioni

elettroliti forti: composti completamente dissociati in soluzione acquosa

elettroliti deboli: composti parzialmente dissociati in soluzione acquosa

Dissoluzione di un composto ionico

H₂O



Conducibilità delle soluzioni ioniche

A L'acqua distillata non conduce corrente elettrica

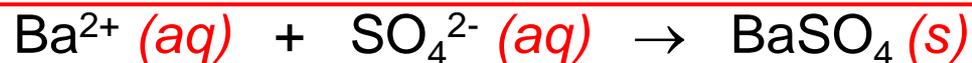
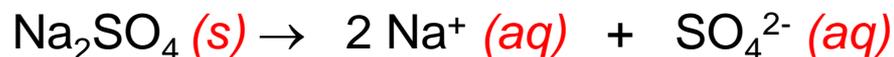
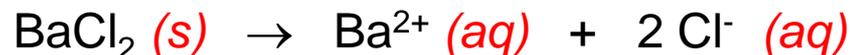
B Gli ioni positivi e negativi, fissi in un solido, non conducono corrente elettrica

C In soluzione, gli ioni positivi e negativi si muovono e conducono corrente elettrica

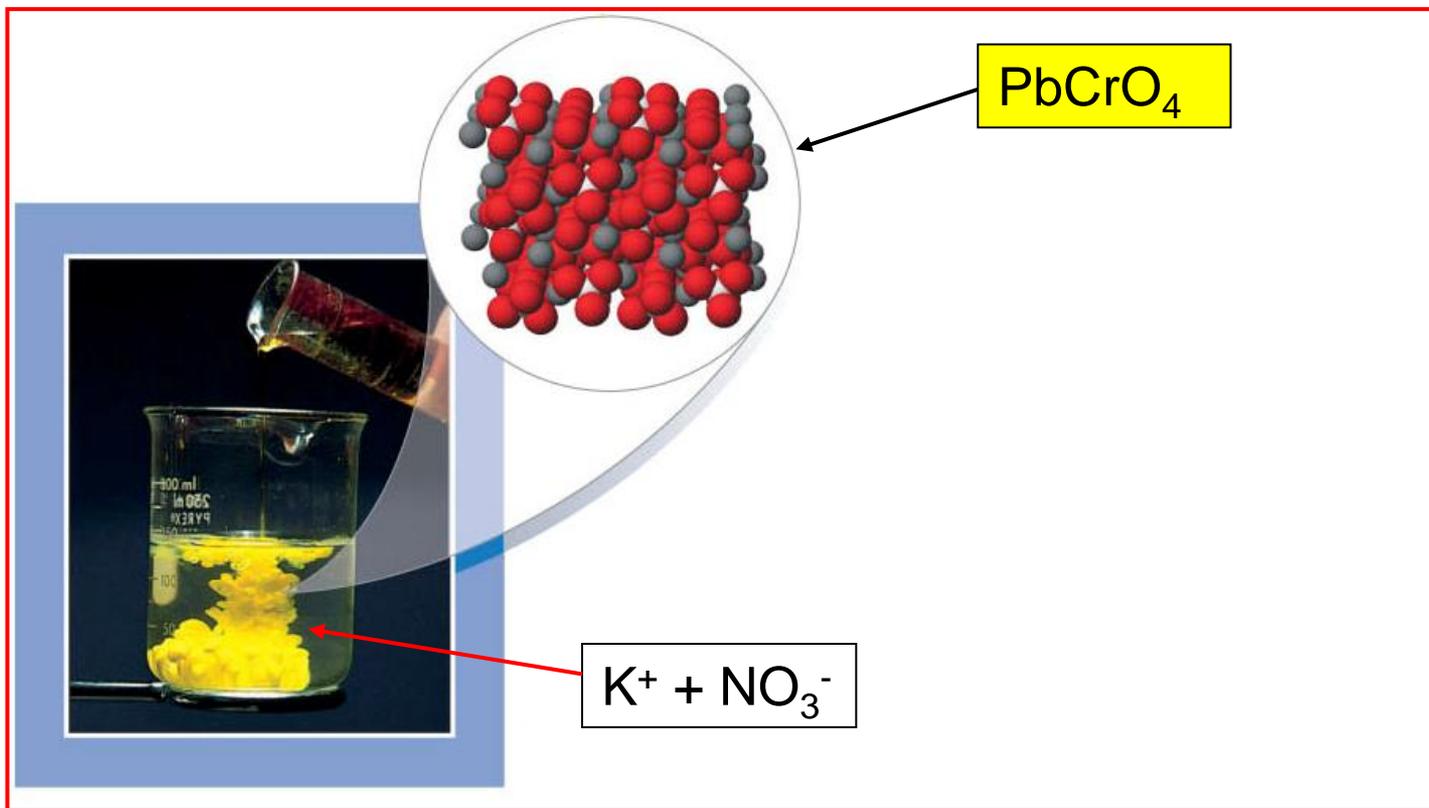
all'elettrodo (+) all'elettrodo (-)

Reazioni di precipitazione

In una **reazione di precipitazione** due composti ionici solubili reagiscono per dare un prodotto insolubile, chiamato **precipitato**.



- Il precipitato si forma attraverso la rimozione degli ioni dalla soluzione.
- E' possibile che in una reazione di precipitazione si formi più di un precipitato.



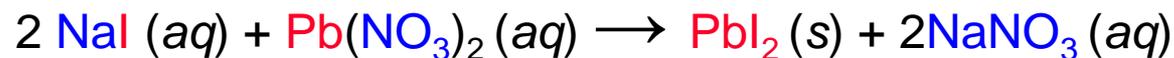


Kevin Schaefer/Tom Stack & Associates

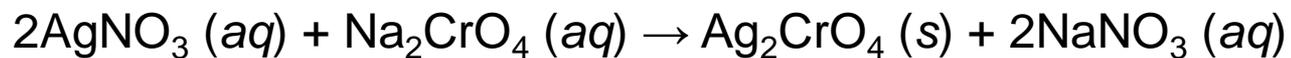
Le conchiglie, formate da lentissime reazioni di precipitazione, sono per la maggior parte costituite da carbonato di calcio (CaCO_3), un composto bianco. Il loro colore è dovuto alla presenza di tracce di ioni di metalli di transizione.

Reazioni di precipitazione - Reazione di metatesi

- Le reazioni di precipitazione sono reazioni di **doppio scambio** o di **metatesi**.

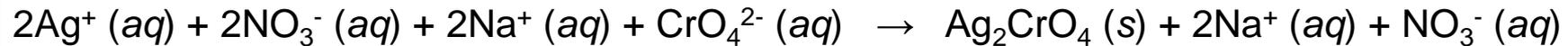


Scrittura delle reazioni ioniche in forma molecolare o in forma ionica

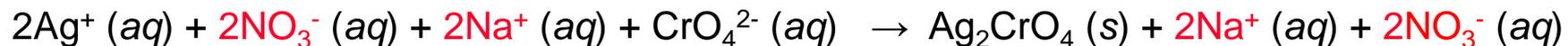


L'**equazione molecolare** mostra tutti i reagenti e i prodotti come se fossero *indissociati*.

L'**equazione ionica totale** mostra tutte le sostanze ioniche solubili *dissociate in ioni*

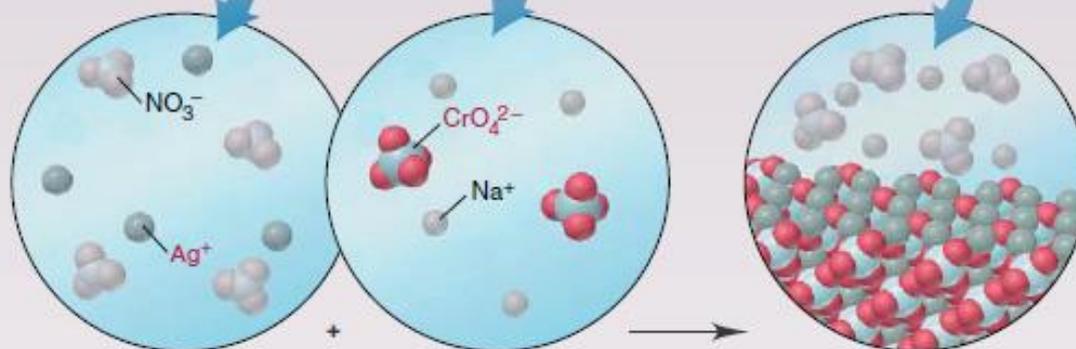
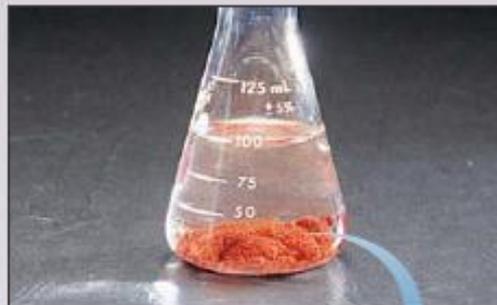


Gli **ioni spettatori** sono gli ioni che non prendono parte alla reazione.



L'**equazione ionica netta** elimina gli **ioni spettatori** e mostra solo *la trasformazione chimica che avviene effettivamente*.

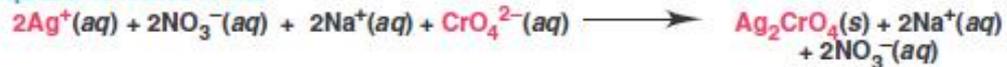




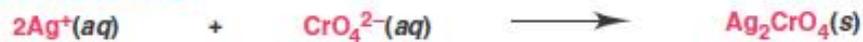
Equazione molecolare



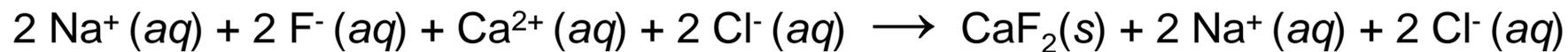
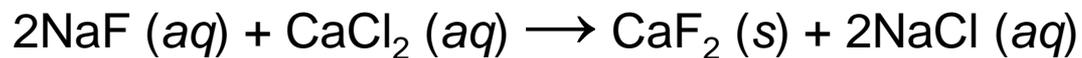
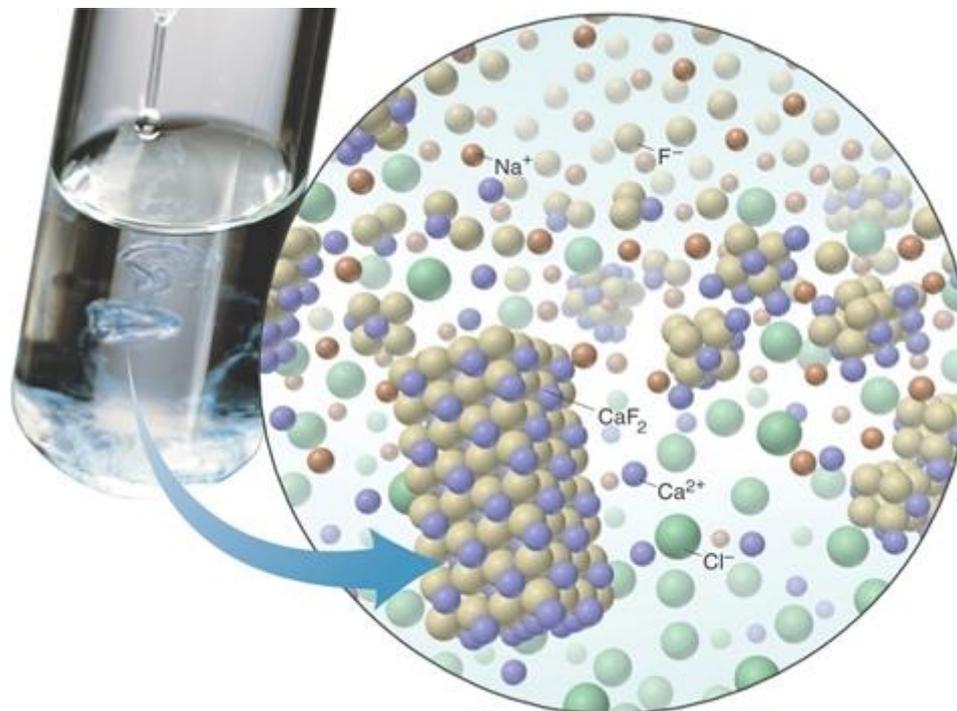
Equazione ionica totale



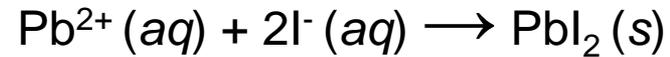
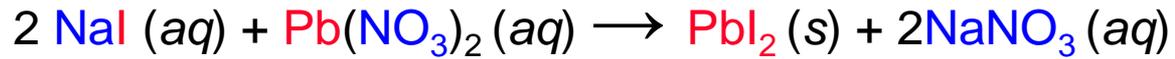
Equazione ionica netta



Precipitazione CaF_2



Precipitazione PbI_2



Composti ionici solubili

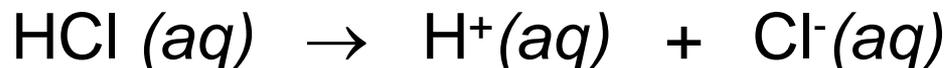
1. Tutti i composti comuni degli ioni del Gruppo 1A(1) (Li^+ , Na^+ , K^+ , ecc.) e dello ione ammonio (NH_4^+) sono solubili.
 2. Tutti i nitrati (NO_3^-), gli acetati (CH_3COO^- o $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$) comuni e la maggior parte dei perclorati (ClO_4^-) sono solubili.
 3. Tutti i cloruri (Cl^-), i bromuri (Br^-) e gli ioduri (I^-) comuni sono solubili, eccettuati quelli di Ag^+ , Pb^{2+} , Cu^+ e Hg_2^{2+} .
 4. Tutti i solfati (SO_4^{2-}) comuni sono solubili, eccettuati quelli di Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} e Pb^{2+} .
-

Composti ionici insolubili

1. Tutti gli idrossidi metallici comuni sono insolubili, eccettuati quelli dei metalli del Gruppo 1A(1) e dei più grandi membri del Gruppo 2A(2) (a cominciare da Ca^{2+}).
 2. Tutti i carbonati (CO_3^{2-}) e i fosfati (PO_4^{3-}) comuni sono insolubili, eccettuati quelli degli elementi del Gruppo 1A(1) e di NH_4^+ .
 3. Tutti i solfuri comuni sono insolubili, eccettuati quelli degli elementi del Gruppo 1A(1), del Gruppo 2A(2) e di NH_4^+ .
-

Reazioni acido-base

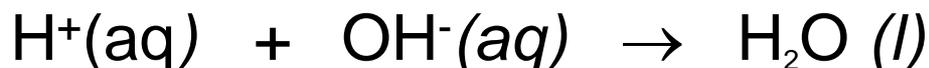
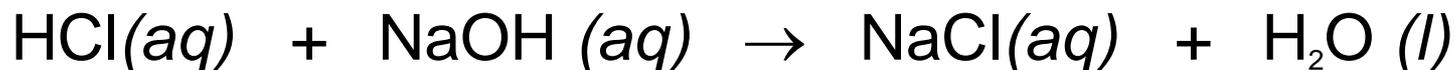
- **Acido:** specie che produce ioni H^+ in soluzione acquosa



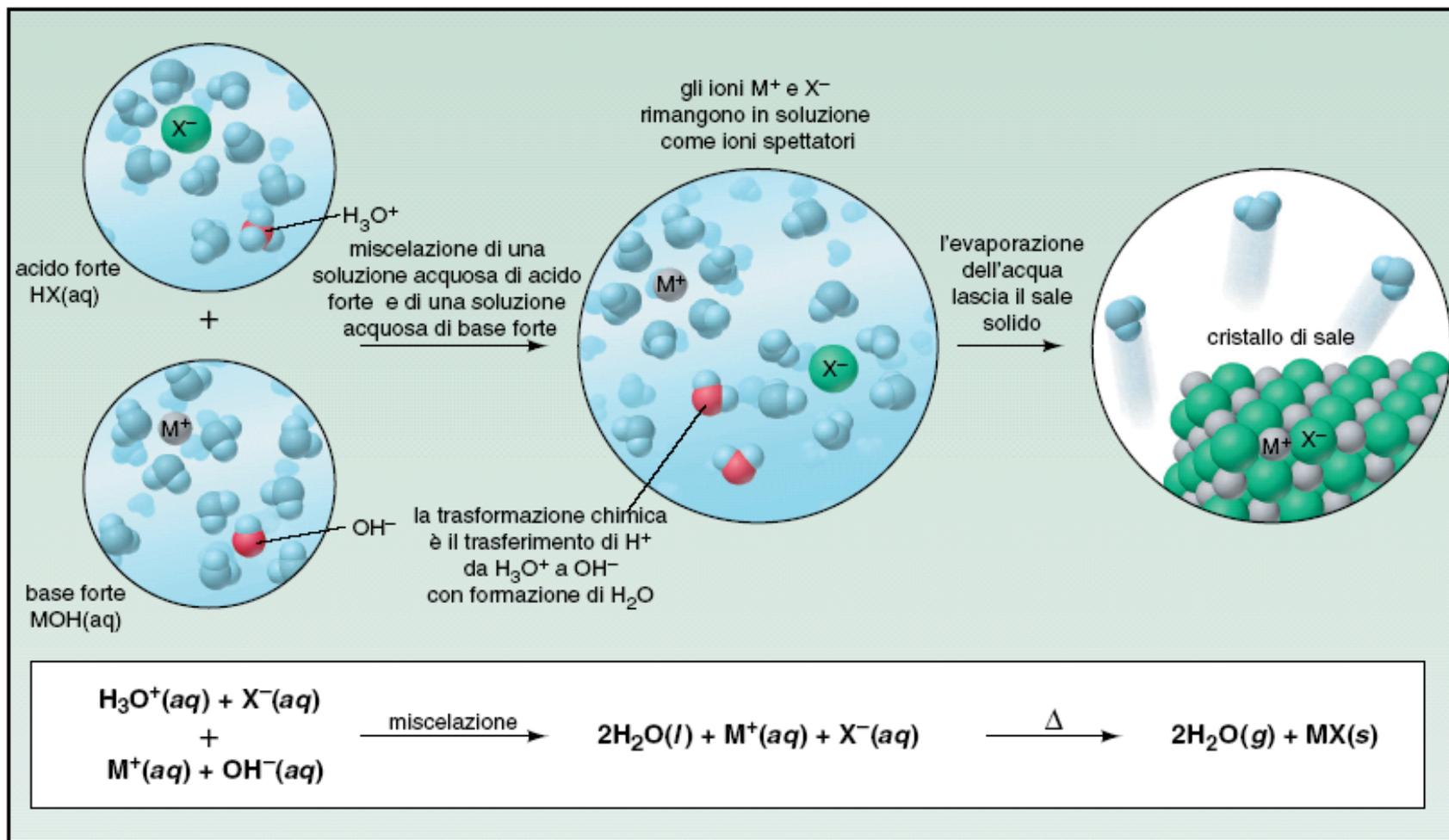
- **Base:** specie che produce ioni OH^- o acquista ioni H^+ in soluzione acquosa



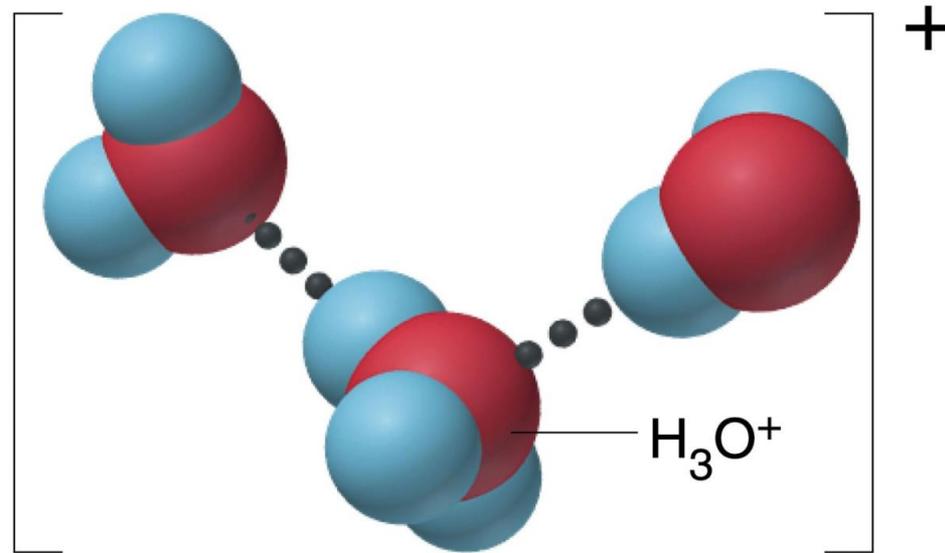
Reazione di neutralizzazione:



Reazione tra un acido forte e una base forte in soluzione acquosa



Lo ione idronio



- H^+ interagisce fortemente con H_2O , formando H_3O^+ in soluzione acquosa.

Acidi e basi

Acidi

Forti

Acido cloridrico, HCl

Acido bromidrico, HBr

Acido iodidrico, HI

Acido nitrico, HNO₃

Acido solforico, H₂SO₄

Acido perclorico, HClO₄

Deboli

Acido fluoridrico, HF

Acido fosforico, H₃PO₄

Acido acetico, CH₃COOH (o HC₂H₃O₂)

Basi

Forti

Idrossido di sodio, NaOH

Idrossido di potassio, KOH

Idrossido di calcio, Ca(OH)₂

Idrossido di stronzio, Sr(OH)₂

Idrossido di bario, Ba(OH)₂

Deboli

Ammoniaca, NH₃

Gli acidi e le basi forti sono ***elettroliti forti***, si dissociano completamente in soluzione.

Gli acidi e le basi deboli sono ***elettroliti deboli***, si dissociano solo parzialmente in soluzione.



elettrolita forte

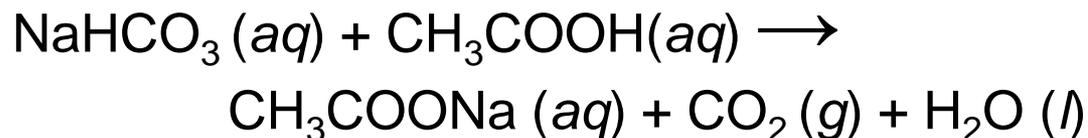


elettrolita debole

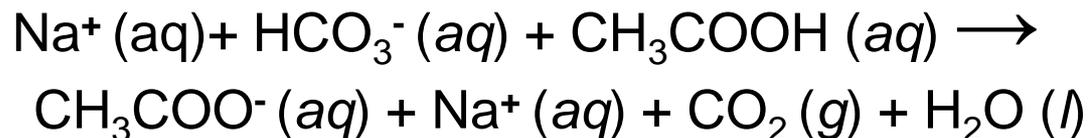
Reazioni acido-base con formazione di gas



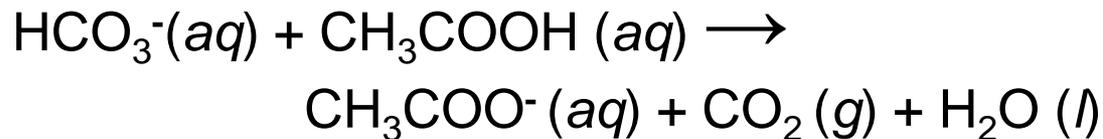
Equazione Molecolare



Equazione ionica totale



Equazione ionica netta

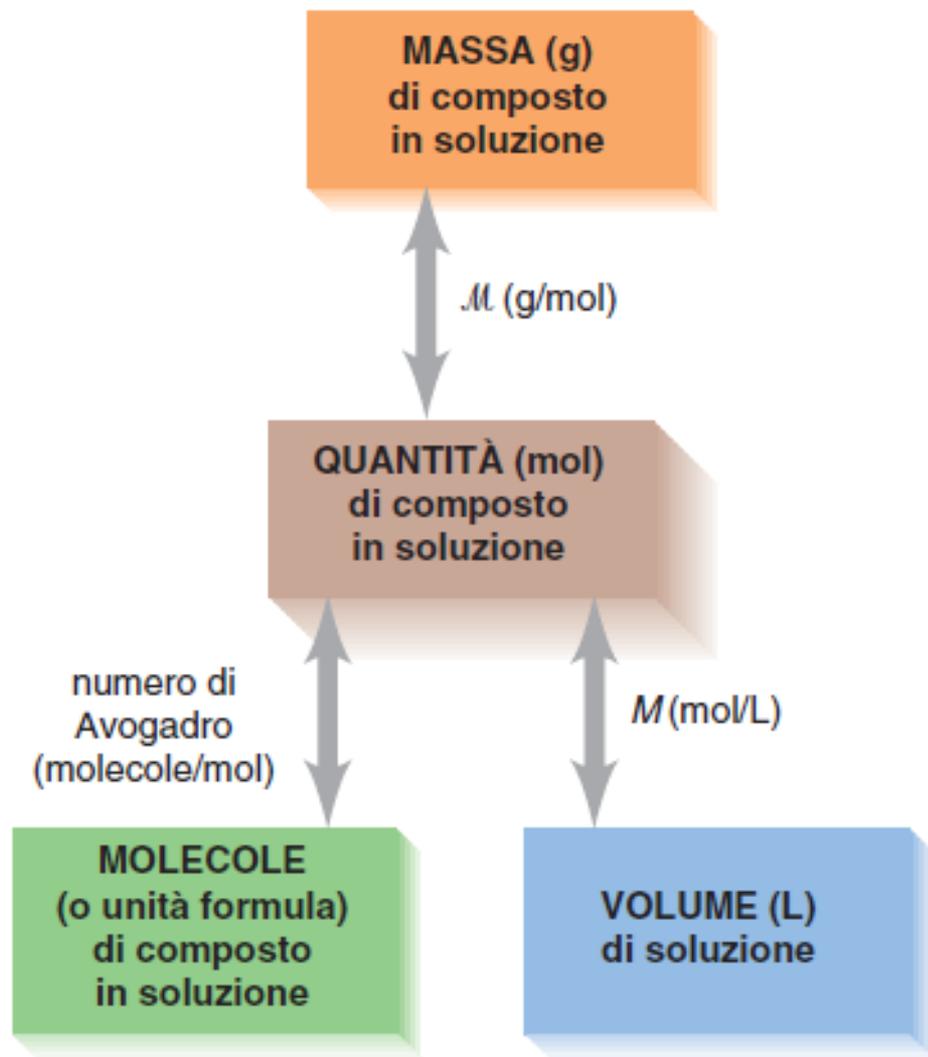


Stechiometria delle reazioni in soluzione

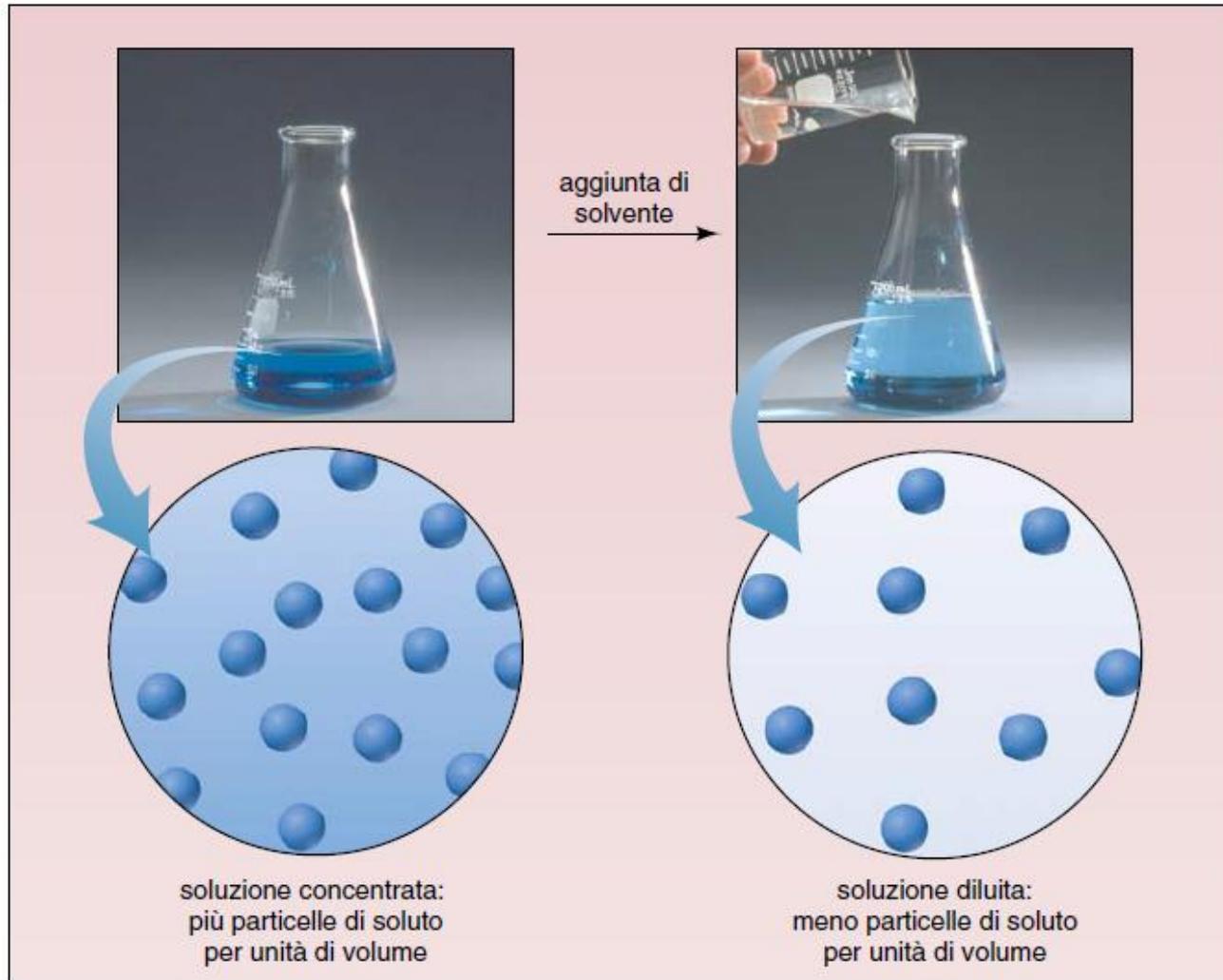
- Molte reazioni avvengono in soluzione.
- Una soluzione è costituita da uno o più ***soluti*** disciolti in un ***solvente***.
- La ***concentrazione*** di una soluzione è espressa come la quantità di soluto presente in una quantità data di soluzione.
- La ***Molarità*** (M) esprime la concentrazione in *moli di soluto per litro di soluzione*.

$$\text{Molarità} = \frac{\text{moli soluto}}{\text{litri di soluzione}}$$

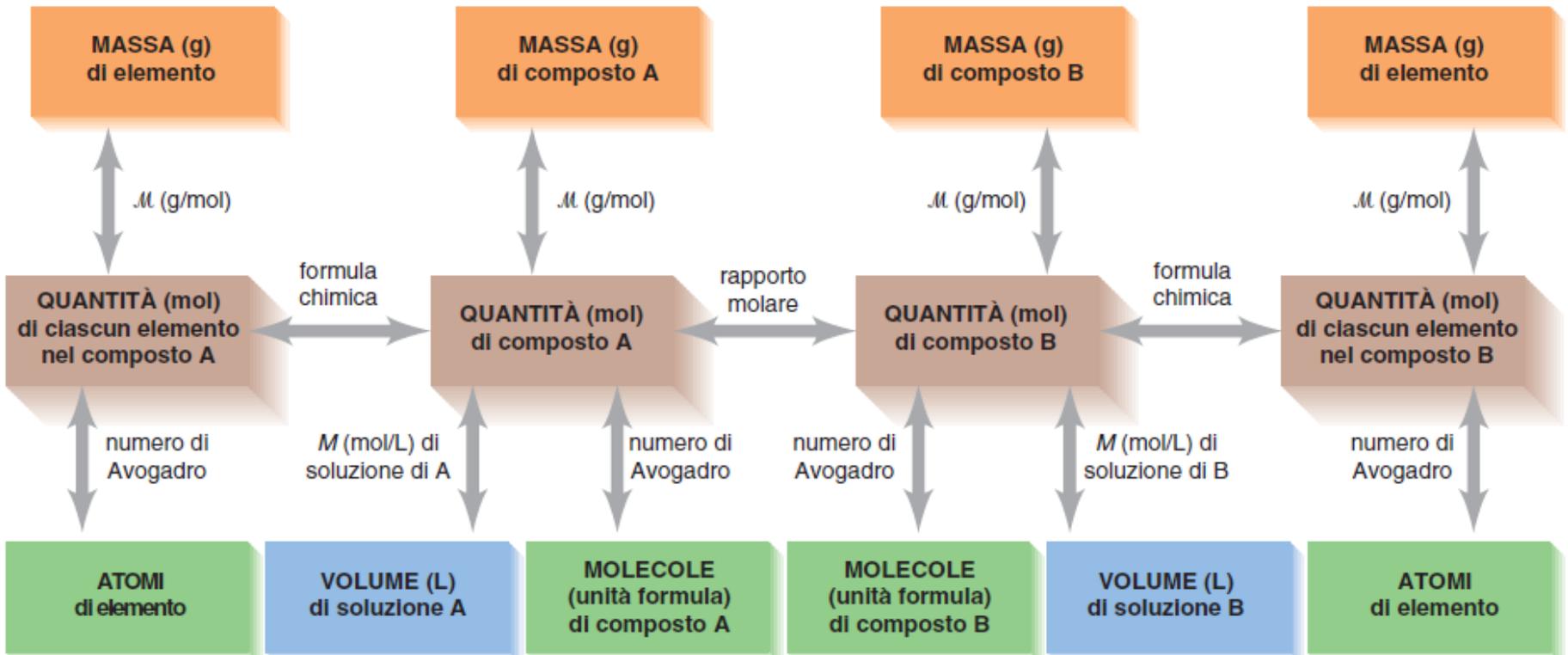
$$M = \frac{\text{mol soluto}}{\text{L soluzione}}$$



Diluizione delle soluzioni

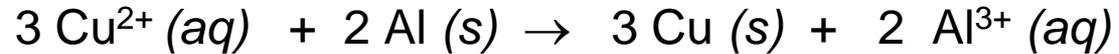


Relazioni stechiometriche

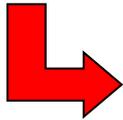


Reazioni di ossidoriduzione (redox)

- Reazioni che implicano un trasferimento di elettroni tra due specie



- Ossidazione e riduzione avvengono contemporaneamente
- Il numero totale di elettroni non cambia



Gli elettroni ceduti nella reazione di ossidazione sono uguali a quelli acquistati nella reazione di riduzione