

Reazioni e stechiometria

Cap. 4

TRO, EdiSES

SCRIVERE E BILANCIARE LE REAZIONI CHIMICHE

Una reazione chimica è un processo in cui una o più sostanze sono convertite in una o più sostanze diverse.

Una reazione chimica è una EQUAZIONE.

A sinistra ci sono i reagenti, a destra i prodotti.

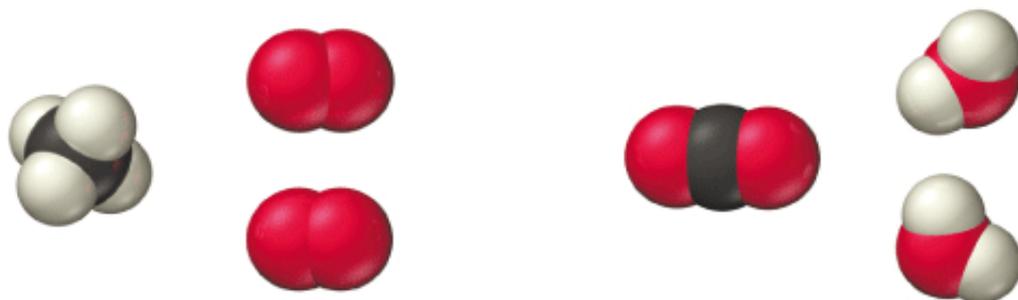


TABELLA 3.6 Stati di reagenti e prodotti in una equazione chimica

Abbreviazione	Stato
(g)	Gas
(l)	Liquido
(s)	Solido
(aq)	Aquoso (in soluzione acquosa)

Reagenti

1 atomo di C (1 × CH₄)

4 atomi di H (1 × CH₄)

4 atomi di O (2 × O₂)

Prodotti

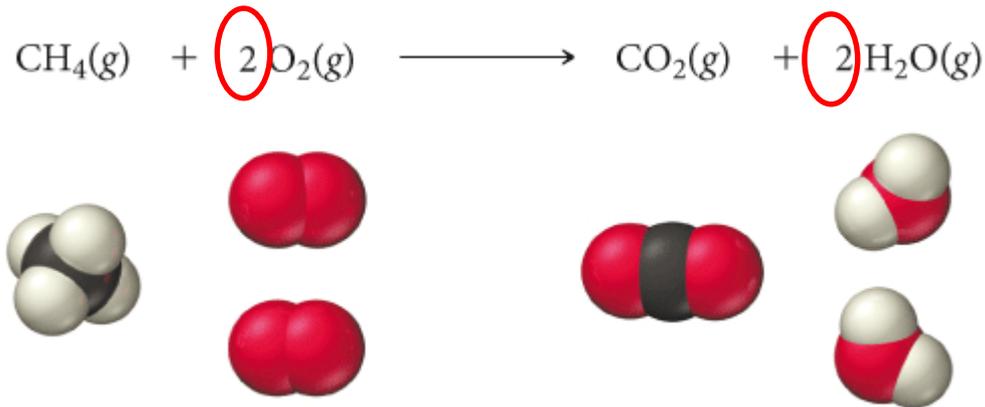
1 atomo di C (1 × CO₂)

4 atomi di H (2 × H₂O)

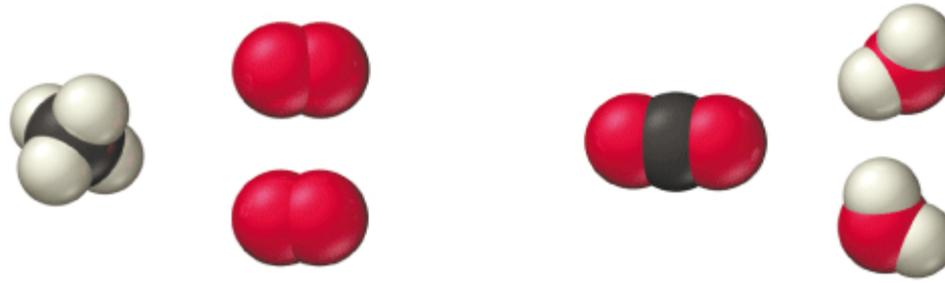
4 atomi di O (2 × CO₂ + 1 × H₂O)

Bilanciare una reazione chimica significa individuare e mettere DAVANTI ALLE FORMULE i numeri giusti in modo tale che il numero di atomi di ciascun elemento a sinistra e a destra dell'equazione sia uguale.

Questi numeri sono chiamati **COEFFICIENTI STECHIOMETRICI**.



N.B. bilanciando una reazione si cambia il numero delle molecole in una reazione MA non si cambia il tipo di molecole



10 molecole di CH_4 reagiranno con 20 molecole di O_2 per produrre 10 molecole di CO_2 e 20 molecole di H_2O

Un N_A di molecole di CH_4 reagirà con $2xN_A$ di molecole di O_2 per produrre un N_A di molecole di CO_2 e $2xN_A$ di molecole di H_2O

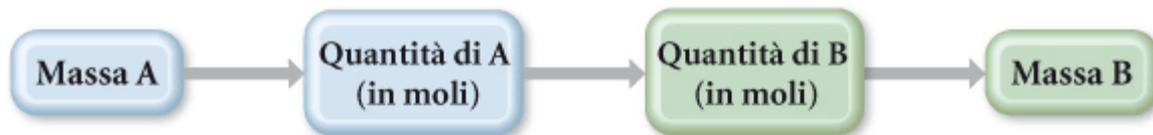


I coefficienti stechiometrici indicano le quantità relative in moli di ciascuna sostanza coinvolta nella reazione

La relazione numerica fra le quantità chimiche in un'equazione bilanciata è detta **STECIOMETRIA** della reazione.

La stechiometria permette di prevedere la quantità di prodotti che si formano in una reazione chimica a partire dalla quantità di reagenti che reagiscono.

Pertanto, considerando la reazione $n \text{ A} \longrightarrow m \text{ B}$,
se il problema dà la massa della specie A che reagisce,
occorre trasformare tale dato nel corrispondente numero di moli di A e
poi utilizzare l'opportuno rapporto stechiometrico ottenuto
nell'equazione bilanciata per trovare le moli di prodotto B
(da cui poi si può ricavare la massa di prodotto B formato)



Esempio 4.1 Stechiometria

Nella fotosintesi, le piante convertono il diossido di carbonio e l'acqua in glucosio ($C_6H_{12}O_6$) secondo la seguente reazione:



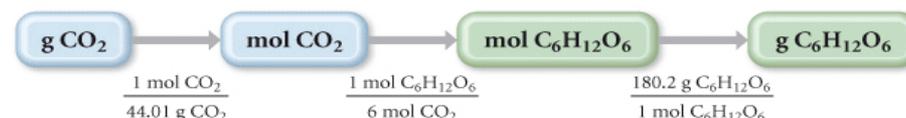
Si supponga che una data pianta consumi 37.8 g di CO_2 in una settimana. Assumendo che ci sia acqua a sufficienza per far reagire tutto il CO_2 , che massa di glucosio (in grammi) può sintetizzare la pianta da questa quantità di CO_2 ?

PREMESSA Il problema fornisce la massa del diossido di carbonio e chiede di trovare la massa di glucosio che può essere prodotta.

DATI: 37.8 g CO_2
INCOGNITE: g $C_6H_{12}O_6$

STRATEGIA L'impostazione segue questo schema generale: massa di A → quantità di A (in moli) → quantità di B (in moli) → massa di B. Dall'equazione chimica, si deduce la relazione tra le moli di diossido di carbonio e le moli di glucosio. Si utilizzano le masse molecolari per le conversioni tra grammi e moli.

IMPOSTAZIONE



RELAZIONI UTILIZZATE

massa molecolare $CO_2 = 44.01$ g/mol
 $6 \text{ mol } CO_2 : 1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6$
 massa molecolare $C_6H_{12}O_6 = 180.2$ g/mol

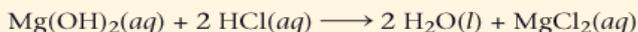
RISOLUZIONE Seguire l'impostazione per risolvere il problema. Iniziare con i grammi di CO_2 e utilizzare i fattori di conversione per arrivare ai grammi di $C_6H_{12}O_6$.

RISULTATO

$$37.8 \text{ g } CO_2 \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44.01 \text{ g } CO_2} \times \frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{6 \text{ mol } CO_2} \times \frac{180.2 \text{ g } C_6H_{12}O_6}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6} = 25.8 \text{ g } C_6H_{12}O_6$$

VERIFICA L'unità di misura della risposta è corretta. La grandezza del risultato (25.8 g) è minore della massa iniziale di CO_2 (37.8 g). Questo risultato è ragionevole poiché ciascun atomo di carbonio in CO_2 è legato a due atomi di ossigeno, mentre in $C_6H_{12}O_6$ ciascun carbonio è legato soltanto ad un atomo di ossigeno e a due atomi d'idrogeno, che sono molto meno pesanti dell'ossigeno. Quindi, la massa del glucosio prodotto dovrebbe essere minore della massa di diossido di carbonio che partecipa alla reazione.

ESERCIZIO DI PROVA 4.1 L'idrossido di magnesio, il principio attivo del latte di magnesia, neutralizza l'acido dello stomaco, essenzialmente HCl, secondo la seguente reazione:



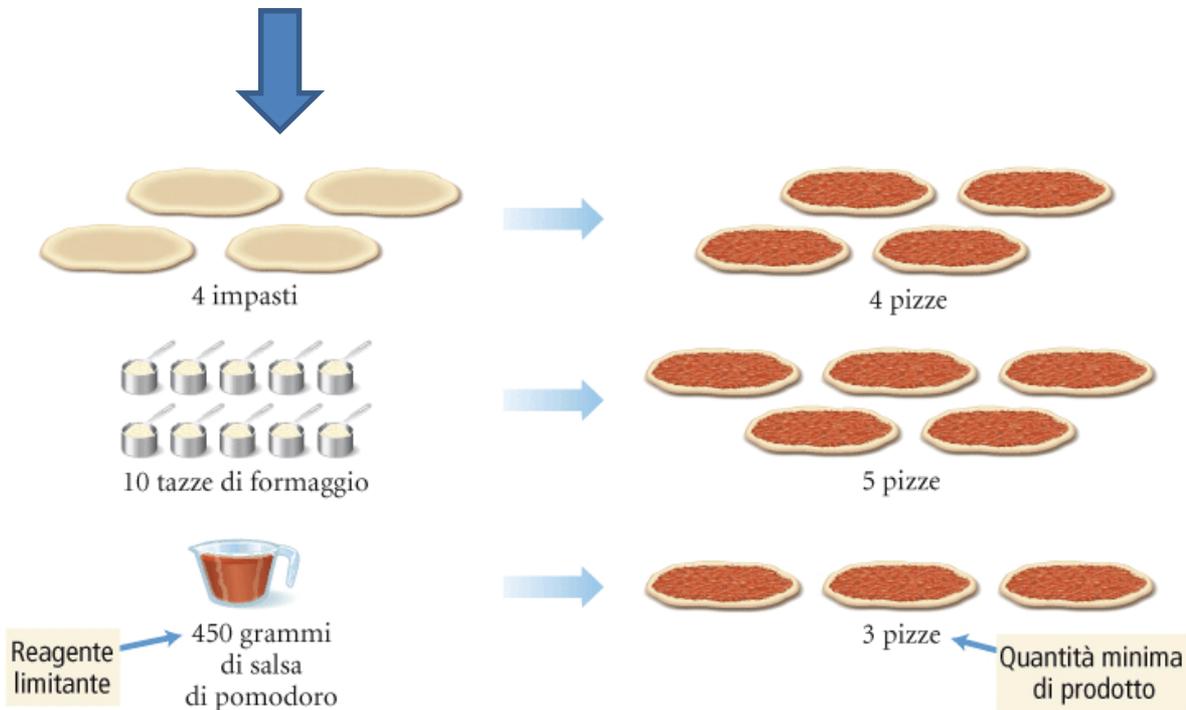
Che massa di HCl, in grammi, può essere neutralizzata da una dose di latte di magnesia che contenga 3.26 g di $Mg(OH)_2$?

REAGENTE LIMITANTE

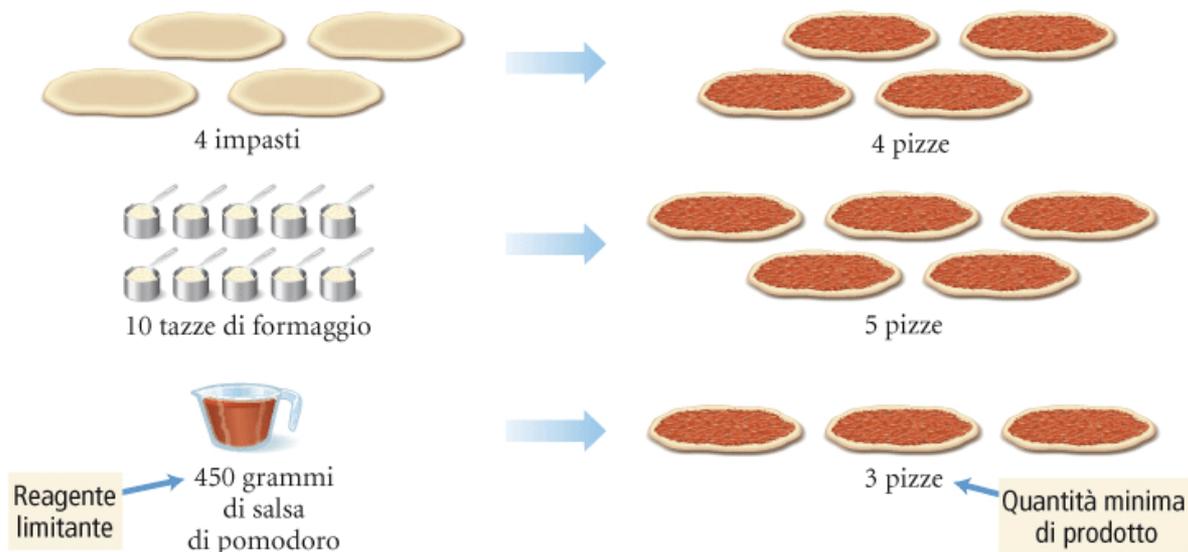
LA RICETTA PER 1 PIZZA:

- ✓ 1 IMPASTO
- ✓ 2 TAZZE DI FORMAGGIO
- ✓ 150 GRAMMI DI SALSA DI POMODORO

DISPONGO DI:



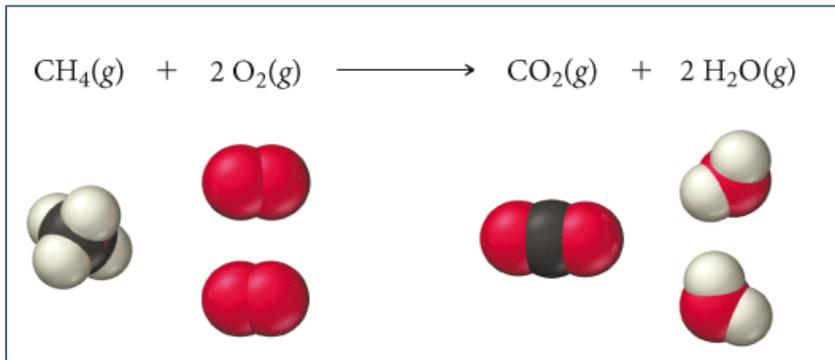
◀ L'ingrediente che produce il minor numero di pizze determina quanta pizza si può preparare.



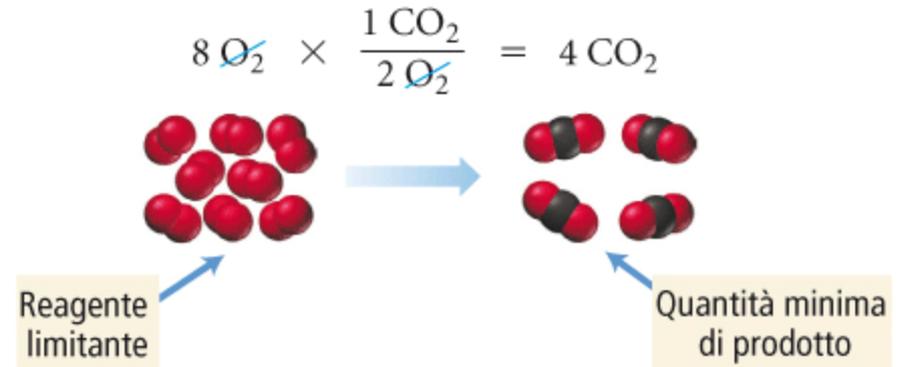
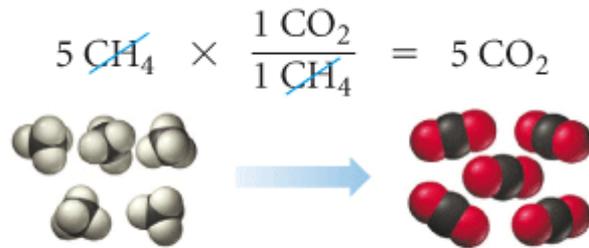
Il **reagente limitante** LIMITA la quantità di prodotto che si può ottenere nella reazione.

E' quello che si consuma completamente e che produce la minor quantità di prodotto.

Il **reagente in eccesso** è qualsiasi reattivo presente in quantità maggiore rispetto a quella necessaria per reagire completamente con il limitante.

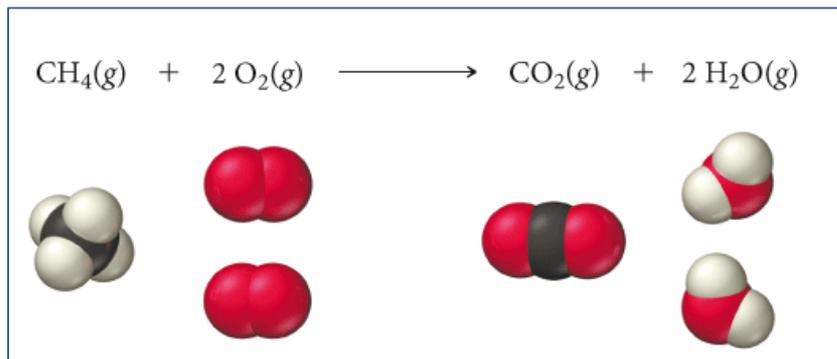


Se dispongo di 5 molecole di CH_4 e di 8 di O_2 , qual è il reagente limitante?

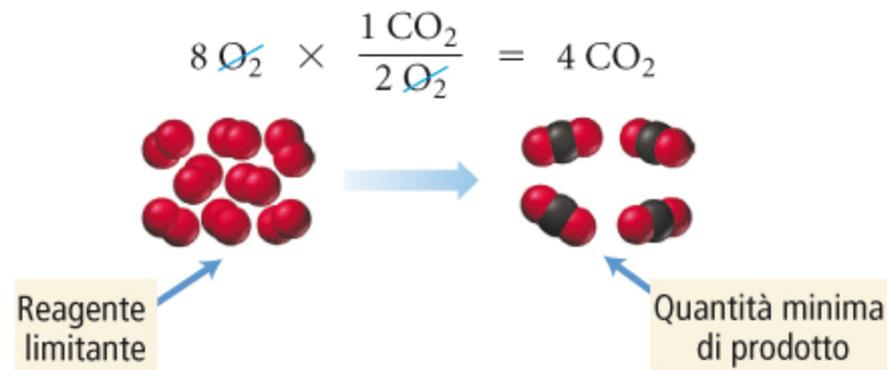
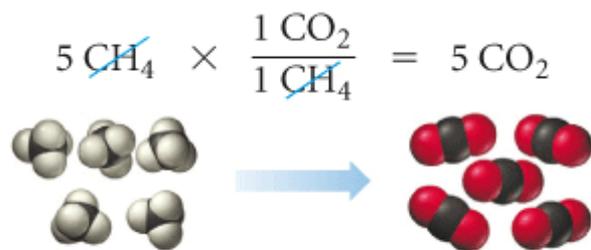


Ragionamento alternativo:

Le 8 molecole di O_2 necessitano di 4 molecole di CH_4 per reagire completamente. Dato che ho 5 molecole di CH_4 vuole dire che O_2 è il reagente limitante (o in difetto). CH_4 sarà invece il reagente in eccesso.



Se dispongo di 5 molecole di CH_4 e di 8 di O_2 , qual è il reagente limitante?

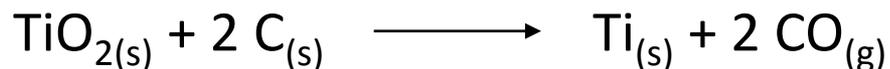


La **resa teorica** è definita come la massima quantità di prodotto che può essere ottenuta considerando il limitante.

La **resa reale** è la quantità di prodotto ottenuta realmente a seguito della reazione svolta in laboratorio.

La **resa percentuale** è calcolata come $(\text{resa reale}/\text{resa teorica}) \times 100$.

Es. E' data la seguente reazione:



Quando si fanno reagire 28.6 kg di C con 88.2 kg di TiO_2 si ottengono 42.8 kg di Ti.
Trovare il reattivo limitante, la resa teorica (in kg) e la resa percentuale

$\text{mol C} = 28.6 \times 10^3 \text{ (g)} / 12 \text{ (g/mol)} = 2.38 \times 10^3 \text{ mol} \rightarrow$ Da queste otterrei $1.19 \times 10^3 \text{ mol}$ di Ti

$\text{mol TiO}_2 = 88.2 \times 10^3 \text{ (g)} / 79.9 \text{ (g/mol)} = 1.1 \times 10^3 \text{ mol} \rightarrow$ Da queste otterrei $1.1 \times 10^3 \text{ mol}$ di Ti

\Rightarrow Il TiO_2 è il reattivo limitante.

La **resa teorica** (in kg) è pari a $1.1 \times 10^3 \text{ mol Ti} \times 47.87 \text{ (g/mol)} = 5.27 \times 10^4 \text{ g} = 52.7 \text{ kg}$

Resa percentuale = $[42.8 \text{ (kg)} / 52.7 \text{ (kg)}] \times 100 = 81\%$

STECIOMETRIA DELLE SOLUZIONI: CONCENTRAZIONE

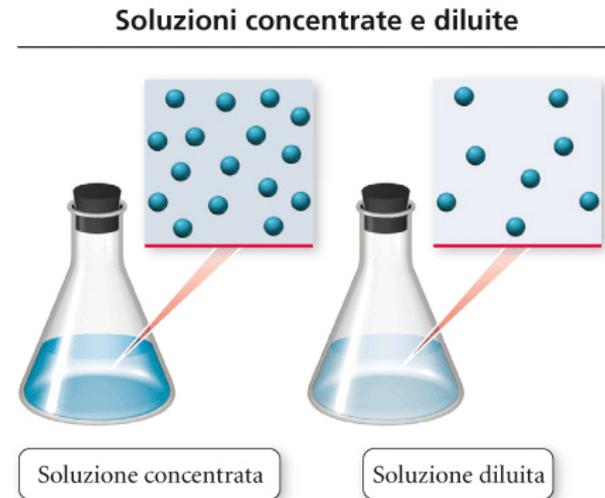
Spesso le reazioni chimiche coinvolgono reattivi disciolti in acqua. Si parla di soluzioni acquose, che sono un esempio di miscela omogenea: l'acqua è il **solvente** (specie più abbondante nella miscela), mentre la componente minoritaria è detta **soluto**.

La quantità di soluto in una soluzione è variabile e si esprime in termini di **concentrazione**.

In particolare, definiamo la **concentrazione molare** (M) come:

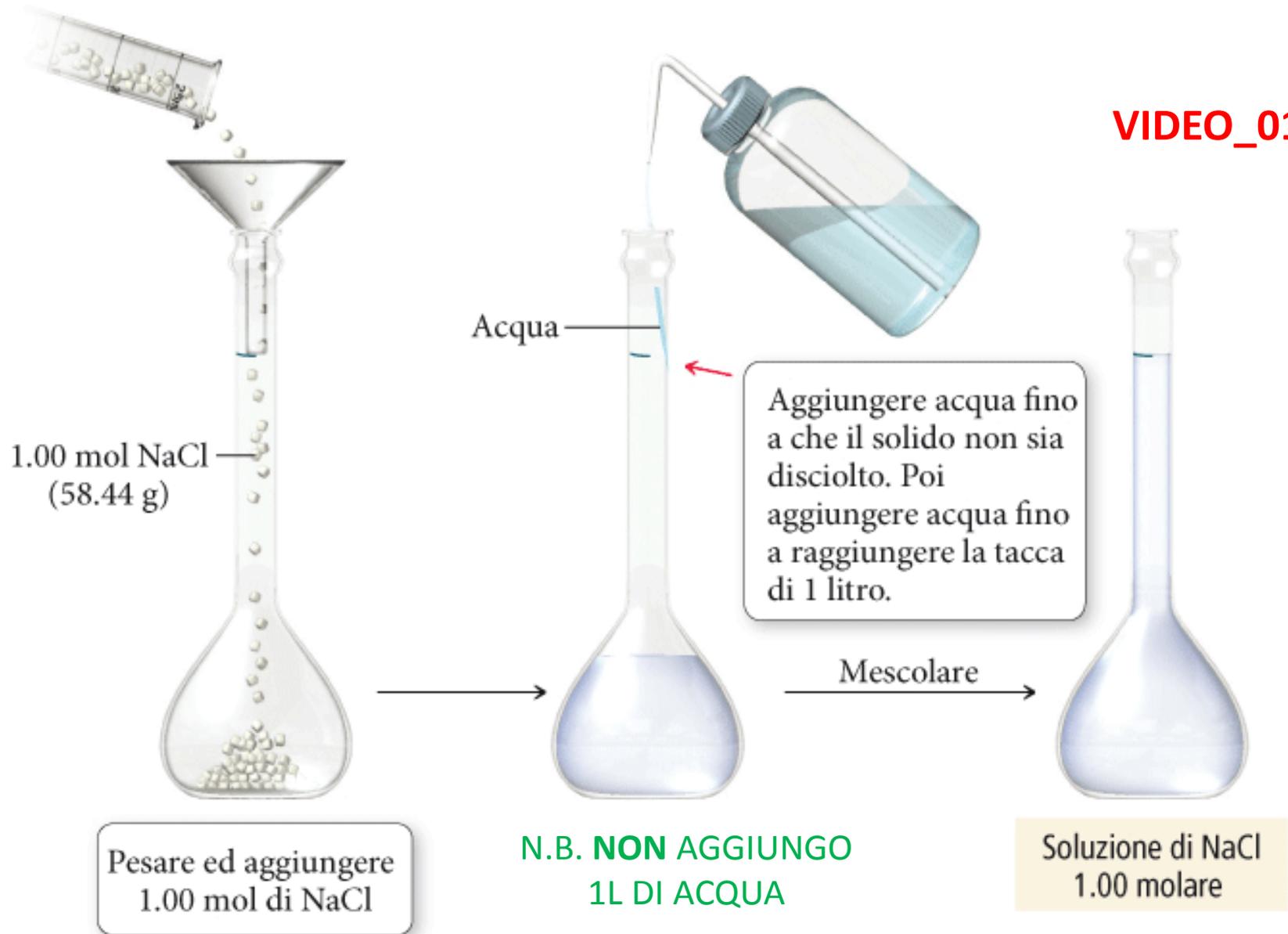
$$M = \frac{\text{quantità di soluto (moli)}}{\text{volume di soluzione (L)}}$$

che risulta quindi espressa in mol/L, o M



PREPARAZIONE DI UNA SOLUZIONE ACQUOSA 1 M DI NaCl

VIDEO_01



DILUIRE UNA SOLUZIONE significa preparare una nuova soluzione la cui concentrazione è più bassa rispetto a quella della soluzione di partenza a molarità nota

Es. Preparare 3.00 L di una soluzione acquosa di CaCl_2 0.500 M diluendo una soluzione di CaCl_2 10.0 M.

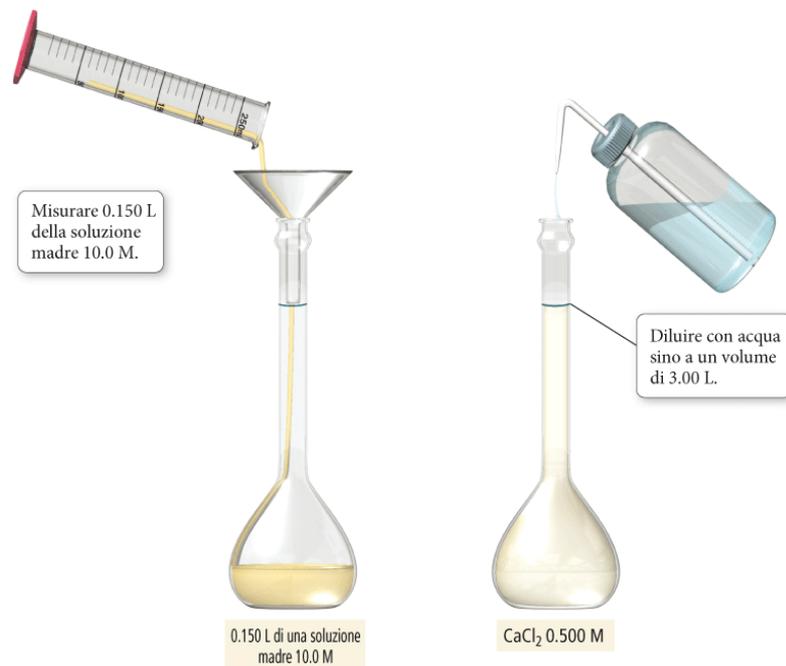
Di quante moli di CaCl_2 ho bisogno per preparare la soluzione finale?

$$\text{moli} = 3.00 \text{ (L)} \times 0.500 \text{ (mol/L)} = 1.5 \text{ mol CaCl}_2$$

Qual è il volume di soluzione di partenza che contiene 1.5 moli di soluto?

$$V = 1.5 \text{ (mol)} / 10 \text{ (mol/L)} = 0.150 \text{ L}$$

Significa che devo prelevare 0.150 L della soluzione di partenza a concentrazione maggiore, trasferirli in un matraccio da 3.00 L totali e portare a volume aggiungendo acqua



DILUIRE UNA SOLUZIONE significa preparare una nuova soluzione la cui concentrazione è più bassa rispetto a quella della soluzione di partenza a molarità nota

Es. Preparare 3.00 L di una soluzione acquosa di CaCl_2 0.500 M diluendo una soluzione di CaCl_2 10.0 M.

Di quante moli di CaCl_2 ho bisogno per preparare la soluzione finale?

$$\text{moli} = 3.00 \text{ (L)} \times 0.500 \text{ (mol/L)} = 1.5 \text{ mol CaCl}_2$$

Qual è il volume di soluzione di partenza che contiene 1.5 moli di soluto?

$$V = 1.5 \text{ (mol)} / 10 \text{ (mol/L)} = 0.150 \text{ L}$$

VIDEO_01

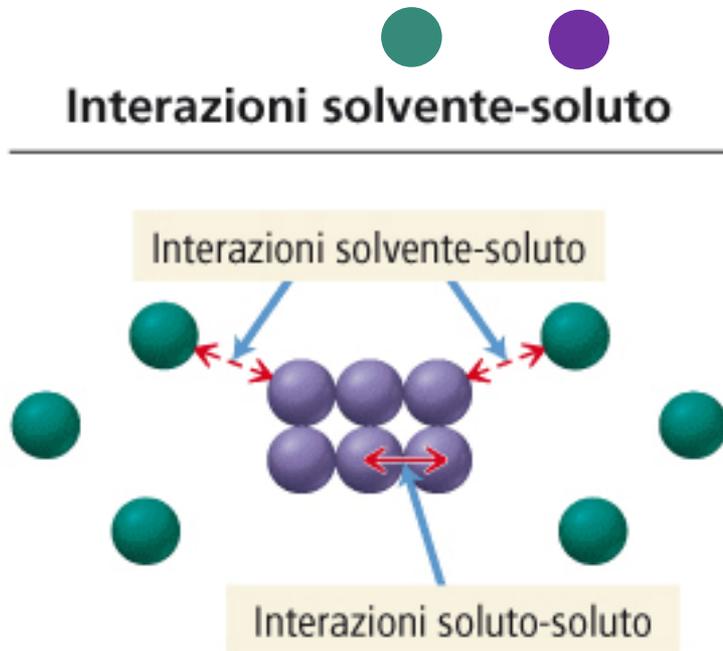
$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$



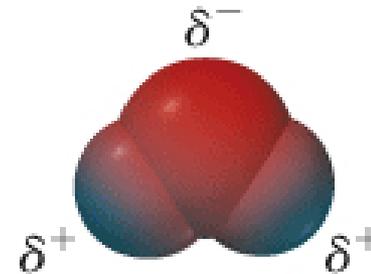
$$\frac{10.0 \text{ mol}}{\cancel{\text{L}}} \times 0.150 \cancel{\text{L}} = \frac{0.500 \text{ mol}}{\cancel{\text{L}}} \times 3.00 \cancel{\text{L}}$$

$$1.50 \text{ mol} = 1.50 \text{ mol}$$

PROCESSO DI DISSOLUZIONE



Quando il solvente è l'**acqua**

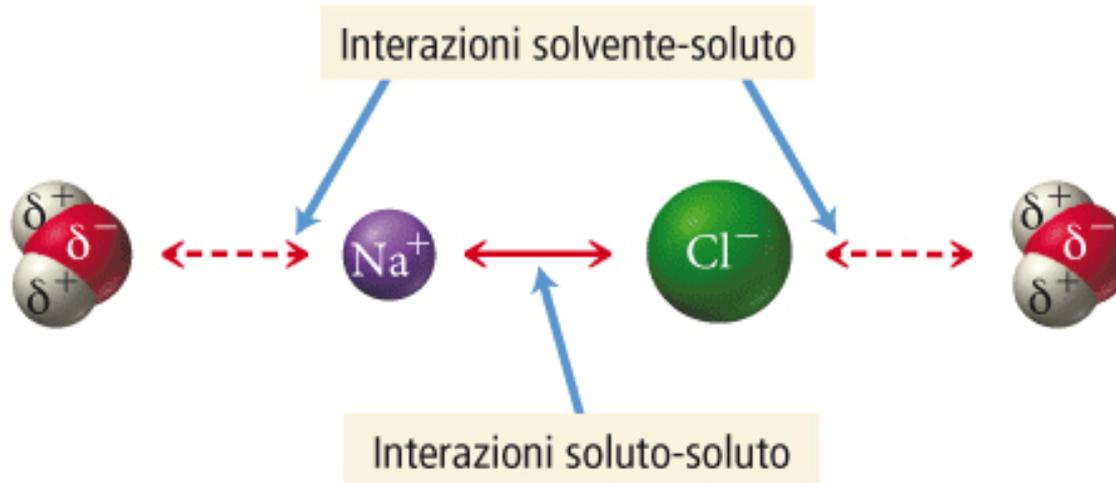


▲ **FIGURA 4.7 Interazioni solvente-soluto** Quando un solido è posto in un solvente, le interazioni tra le particelle di solvente e soluto competono con le interazioni tra le particelle di soluto.

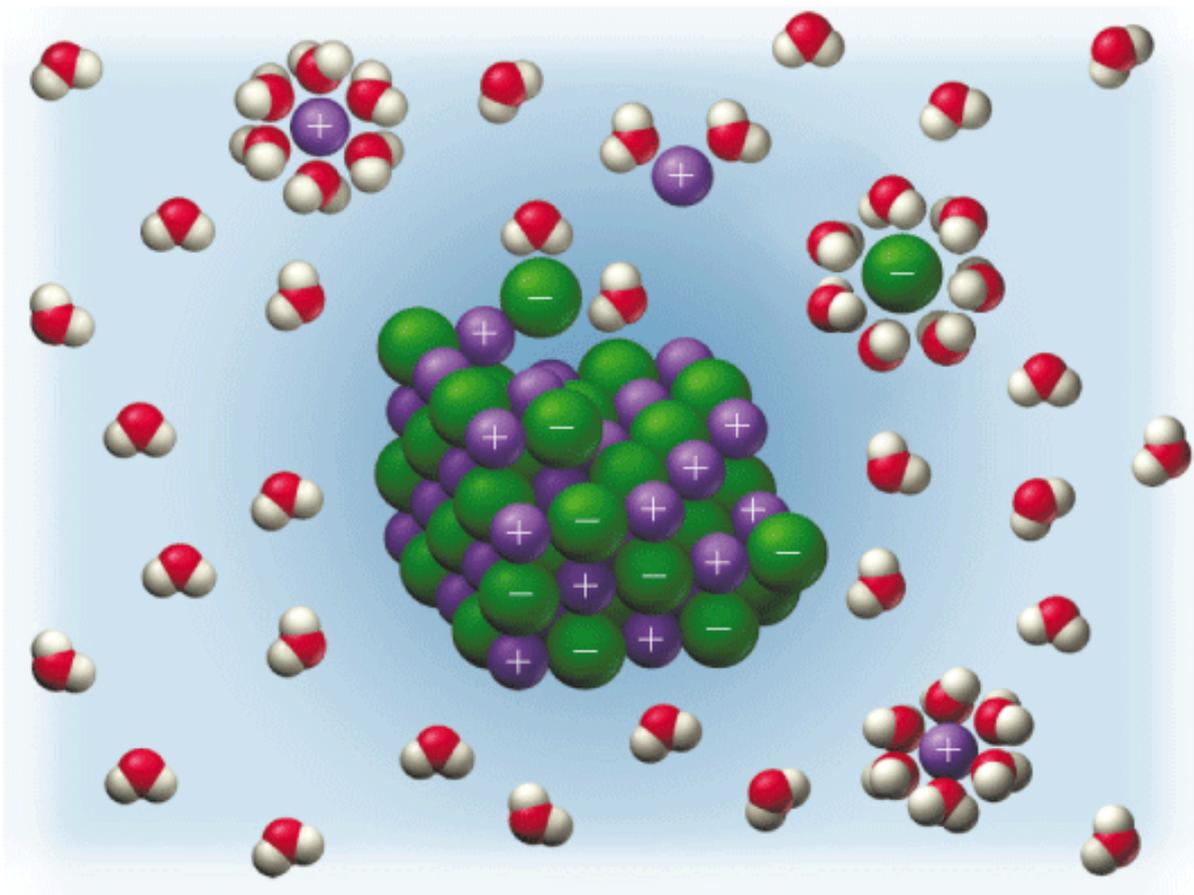
Vi è momento di dipolo permanente e la carica non è distribuita in modo uniforme

PROCESSO DI DISSOLUZIONE

Interazioni in una soluzione di cloruro di sodio



▲ **FIGURA 4.9** Interazioni soluto-solvente in una soluzione di cloruro di sodio Quando il cloruro di sodio viene posto in acqua, l'attrazione degli ioni Na^+ e Cl^- per le molecole d'acqua compete con l'attrazione tra gli stessi ioni di carica opposta.

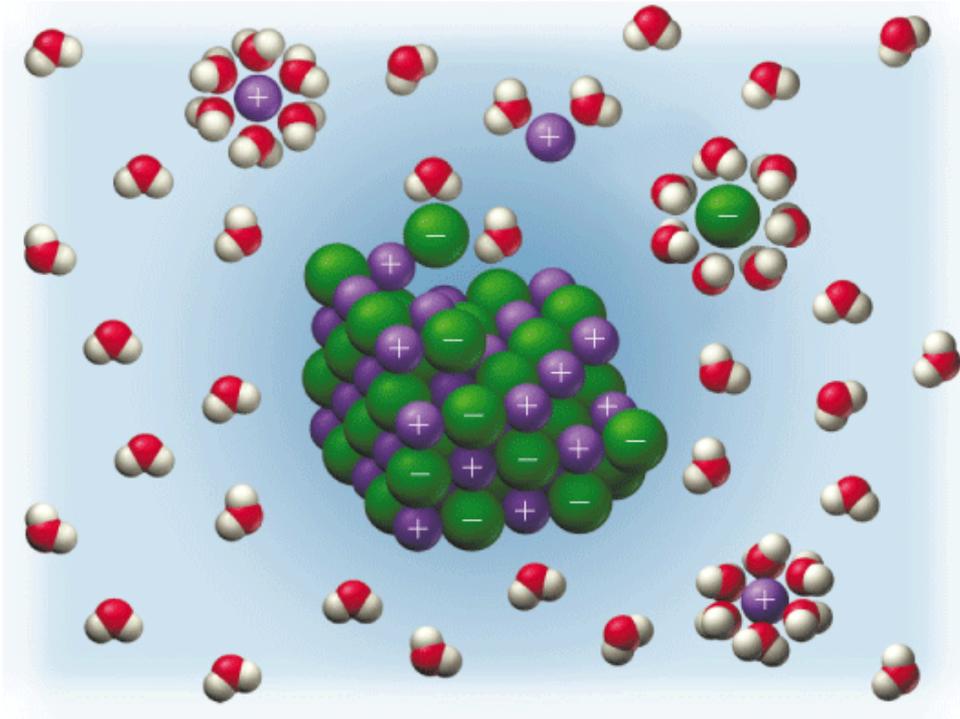


VIDEO_05

▲ **FIGURA 4.10** Dissoluzione in acqua del cloruro di sodio

L'attrazione tra le molecole d'acqua e gli ioni del cloruro di sodio fa sì che il sale si sciolga in acqua.

Dissoluzione di un composto ionico



Quando il composto ionico si dissolve **libera** in acqua gli **ioni** di cui è composto.



Il processo di dissoluzione comporta la dissociazione negli ioni del composto ionico. Gli ioni agiscono come trasportatori di carica.

I composti ionici che in acqua danno origine a ioni sono detti **ELETTROLITI**

Quando la loro dissociazione è **COMPLETA** sono detti **elettroliti FORTI**

Dissociazione di elettroliti forti

Gli **elettroliti forti** sono sostanze che quando sono messe in acqua si **dissociano COMPLETAMENTE** negli ioni costituenti.

SALI



BASI FORTI
(es. IDROSSIDI)



ACIDI FORTI

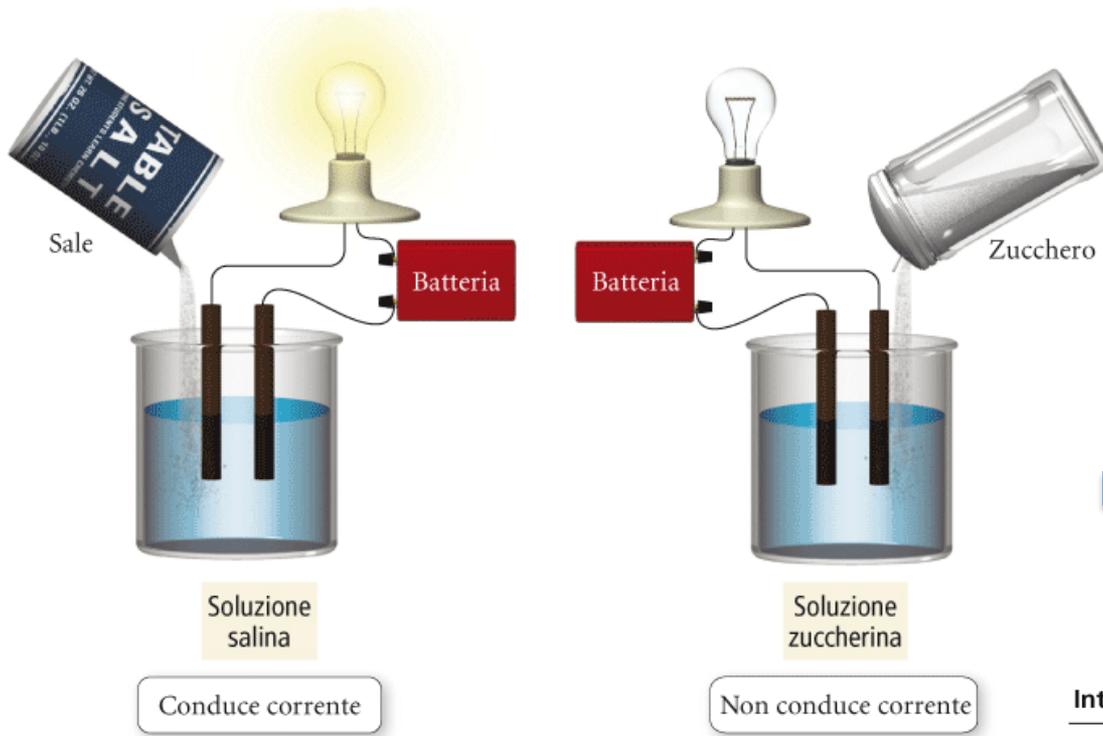


TABELLA 3.6 Stati di reagenti e prodotti in una equazione chimica

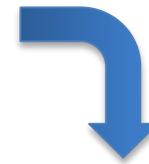
Abbreviazione	Stato
(g)	Gas
(l)	Liquido
(s)	Solido
(aq)	Aquoso (in soluzione acquosa)



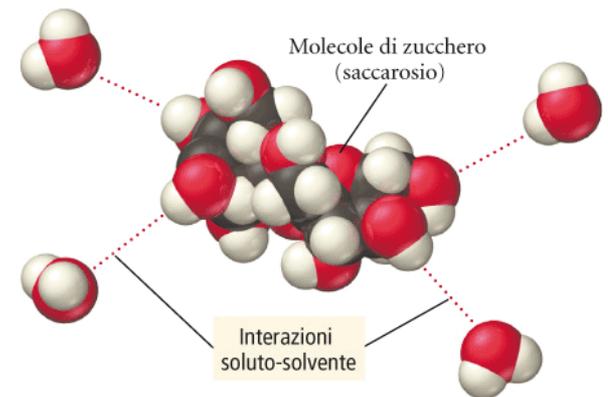
Nivaldo J. Tro
Chimica - Un approccio molecolare
EdiSES



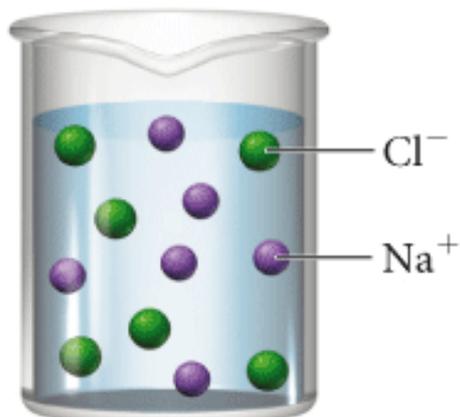
◀ **FIGURA 4.11 Soluzioni di elettroliti e non-elettroliti** Una soluzione di sale (un elettrolita) conduce la corrente elettrica. Una soluzione di zucchero (un non-elettrolita) non lo fa.



Interazioni fra molecole di zucchero e molecole di acqua



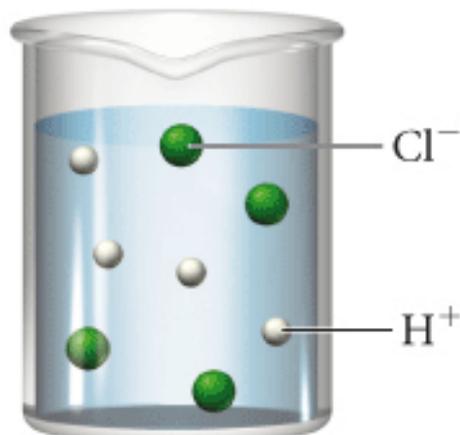
NaCl,
SOLIDO IONICO
(SALE)



$\text{NaCl}(aq)$

Elettrolita
forte

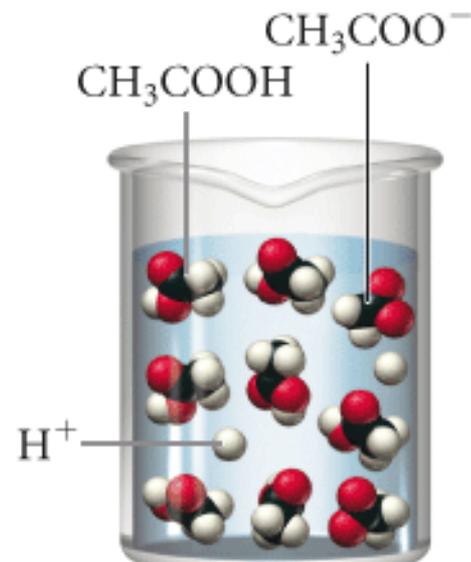
HCl,
COMPOSTO
COVALENTE



$\text{HCl}(aq)$

Acido forte

CH_3COOH ,
COMPOSTO
COVALENTE



$\text{CH}_3\text{COOH}(aq)$

Acido debole

DISSOCIAZIONE COMPLETA

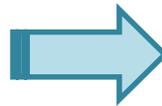
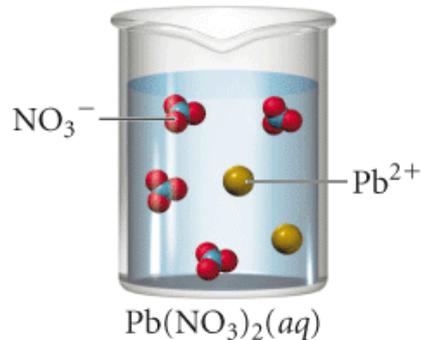
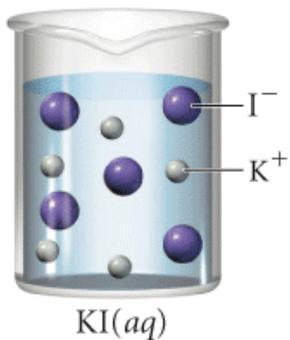
**DISSOCIAZIONE
INCOMPLETA**

Reazione di precipitazione:

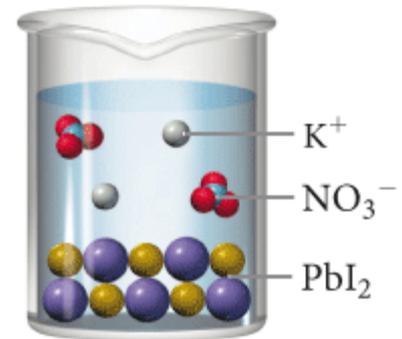
Quando uno dei prodotti non è solubile nel solvente di reazione e quindi precipita come solido



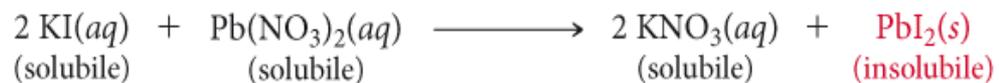
Si forma un precipitato giallo di ioduro di piombo(II).



Quando le due soluzioni vengono in contatto, sono presenti tutti e quattro gli ioni, ma....



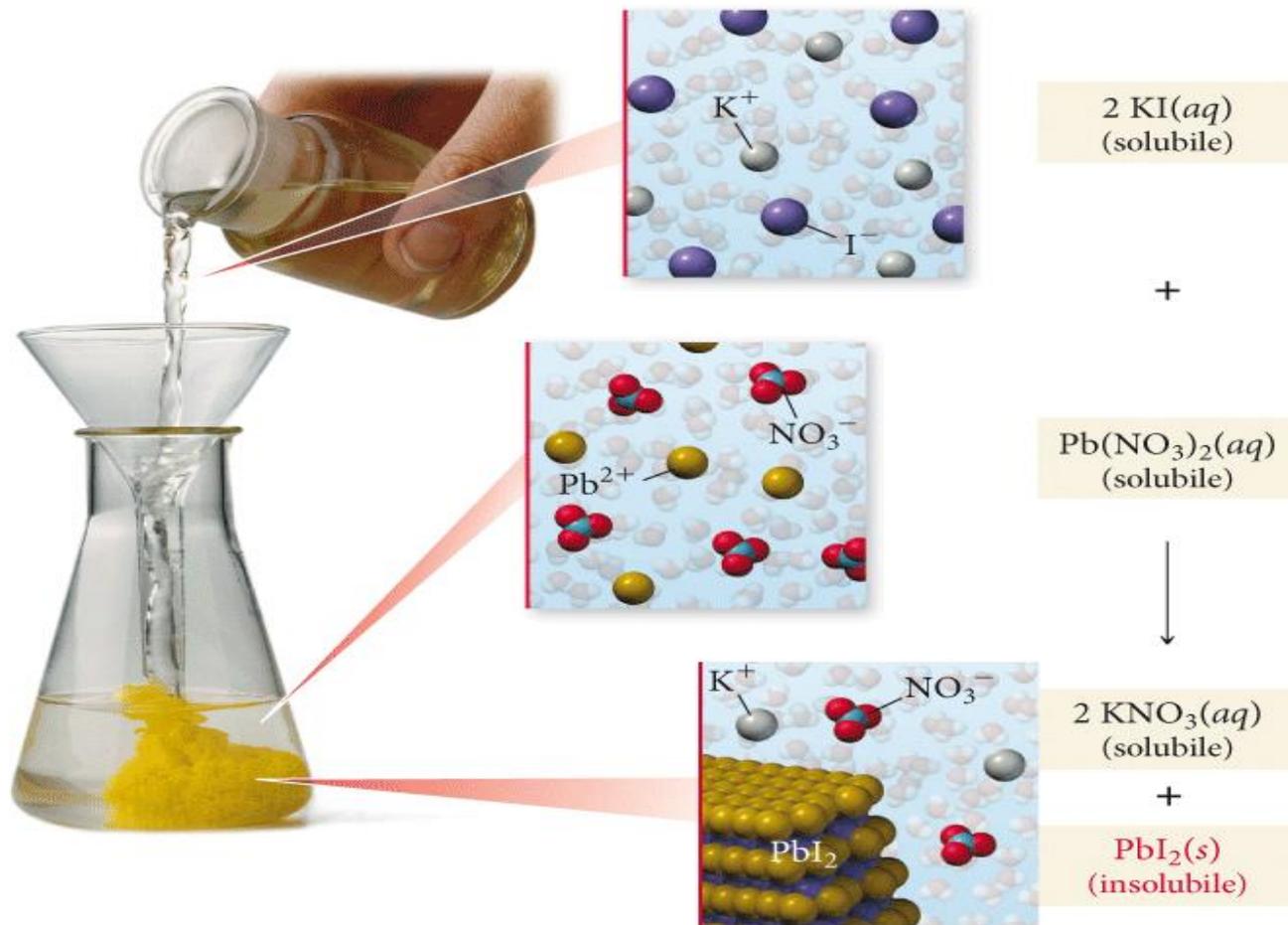
Reazione di precipitazione



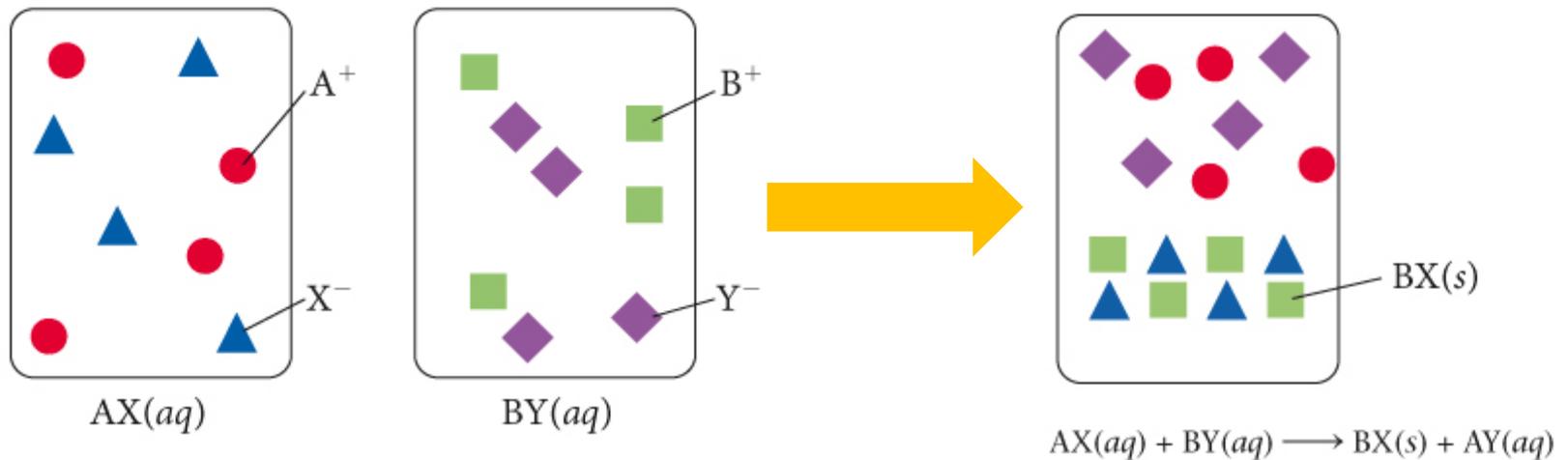
Si forma un precipitato giallo di ioduro di piombo(II).

VIDEO_02

Con calcolo
di resa
percentuale

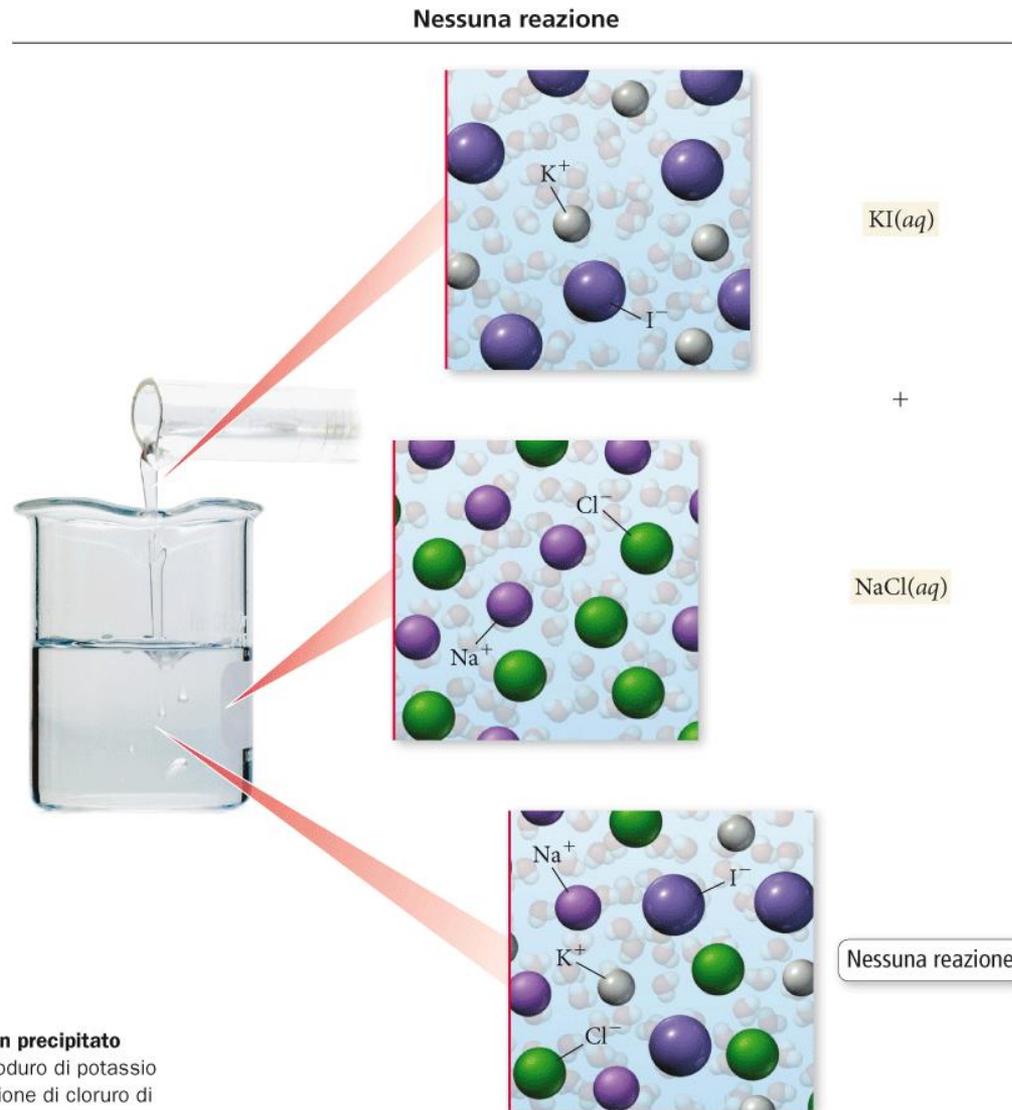


Più in generale:



BX è «insolubile» e forma un precipitato quando nella stessa soluzione si trovano B^+ e X^-

SOLO I COMPOSTI INSOLUBILI FORMANO PRECIPITATI



► **FIGURA 4.16** Nessun precipitato
Quando una soluzione di ioduro di potassio è miscelata con una soluzione di cloruro di sodio non si verifica nessuna reazione.

La soluzione
contiene tutti
e 4 gli ioni

TABELLA 4.1 Regole di solubilità per i composti ionici in acqua**I composti che contengono i seguenti ioni sono in generale solubili** **Eccezioni** Li^+ , Na^+ , K^+ , e NH_4^+

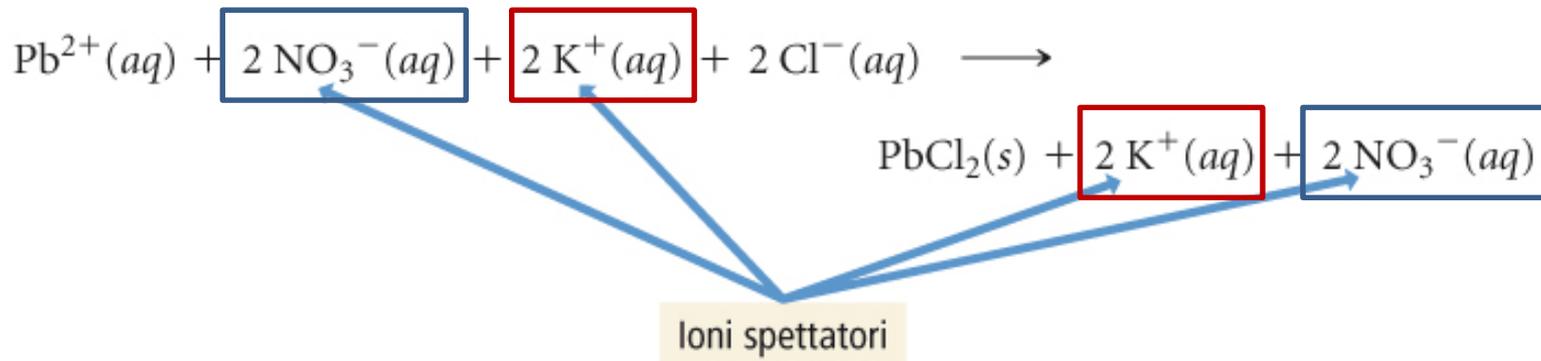
Nessuna

 NO_3^- e CH_3COO^-

Nessuna

 Cl^- , Br^- , e I^- Quando questi ioni si accoppiano con Ag^+ , Hg^{2+} o Pb^{2+} , i composti risultanti sono insolubili. SO_4^{2-} Quando SO_4^{2-} si accoppia con Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+} , Ag^+ o Ca^{2+} , i composti risultanti sono insolubili.**I composti che contengono i seguenti ioni in generale sono insolubili** **Eccezioni** OH^- e S^{2-} Quando questi ioni si accoppiano con Li^+ , Na^+ , K^+ o NH_4^+ , i composti risultanti sono solubili.Quando S^{2-} si accoppia con Ca^{2+} , Sr^{2+} , o Ba^{2+} , i composti risultanti sono solubili.Quando OH^- si accoppia con Ca^{2+} , Sr^{2+} , o Ba^{2+} , i composti risultanti sono leggermente solubili. CO_3^{2-} e PO_4^{3-} Quando questi ioni si accoppiano con Li^+ , Na^+ , K^+ o NH_4^+ , i composti risultanti sono solubili. **VIDEO_03****(precipitazione
 BaSO_4 e
Legge di
Conservazione
di massa)**

LE REAZIONI TRA COMPOSTI IONICI IN SOLUZIONE ACQUOSA
POSSONO ESSERE SCRITTE COME EQUAZIONI IONICHE COMPLETE

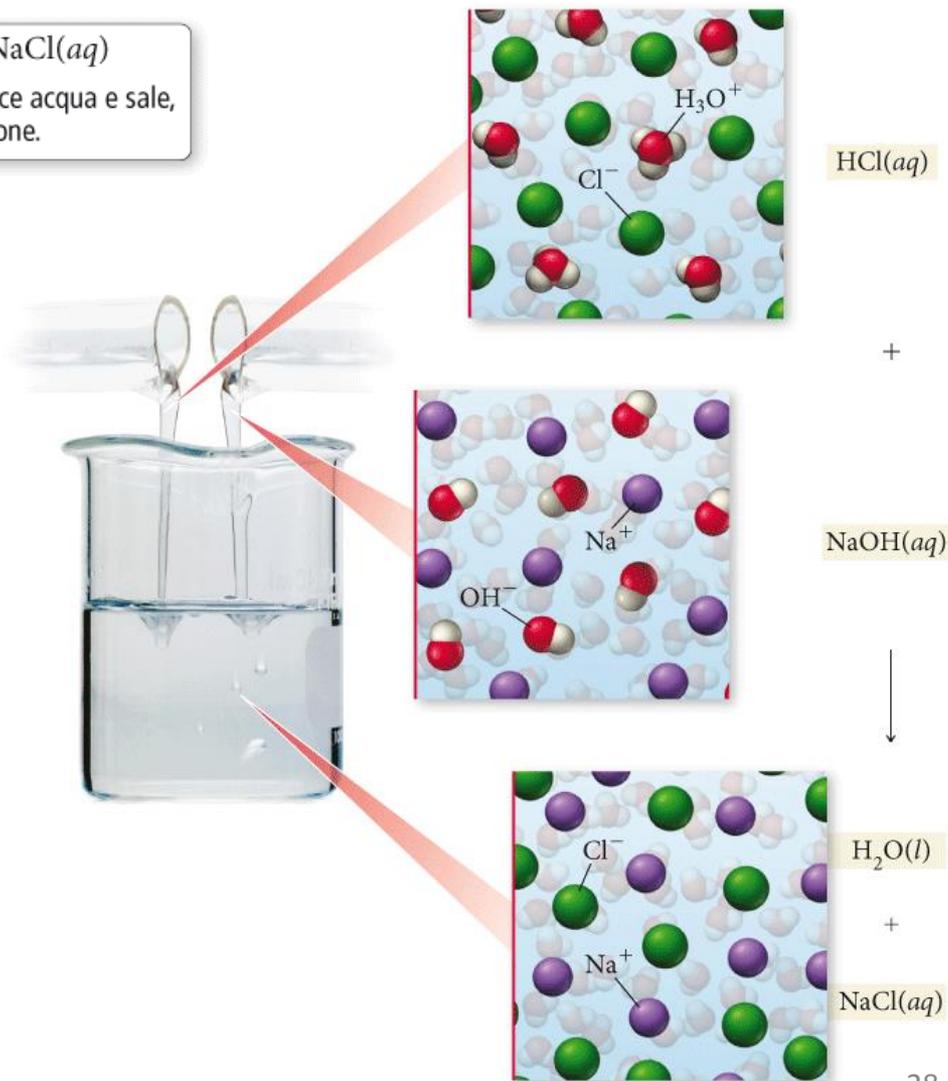


REAZIONI ACIDO-BASE (o di NEUTRALIZZAZIONE)

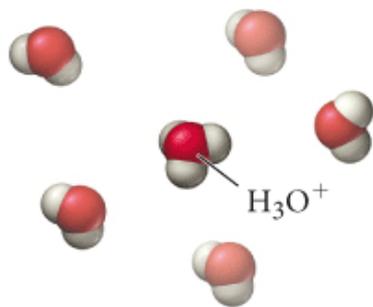
Reazione acido-base



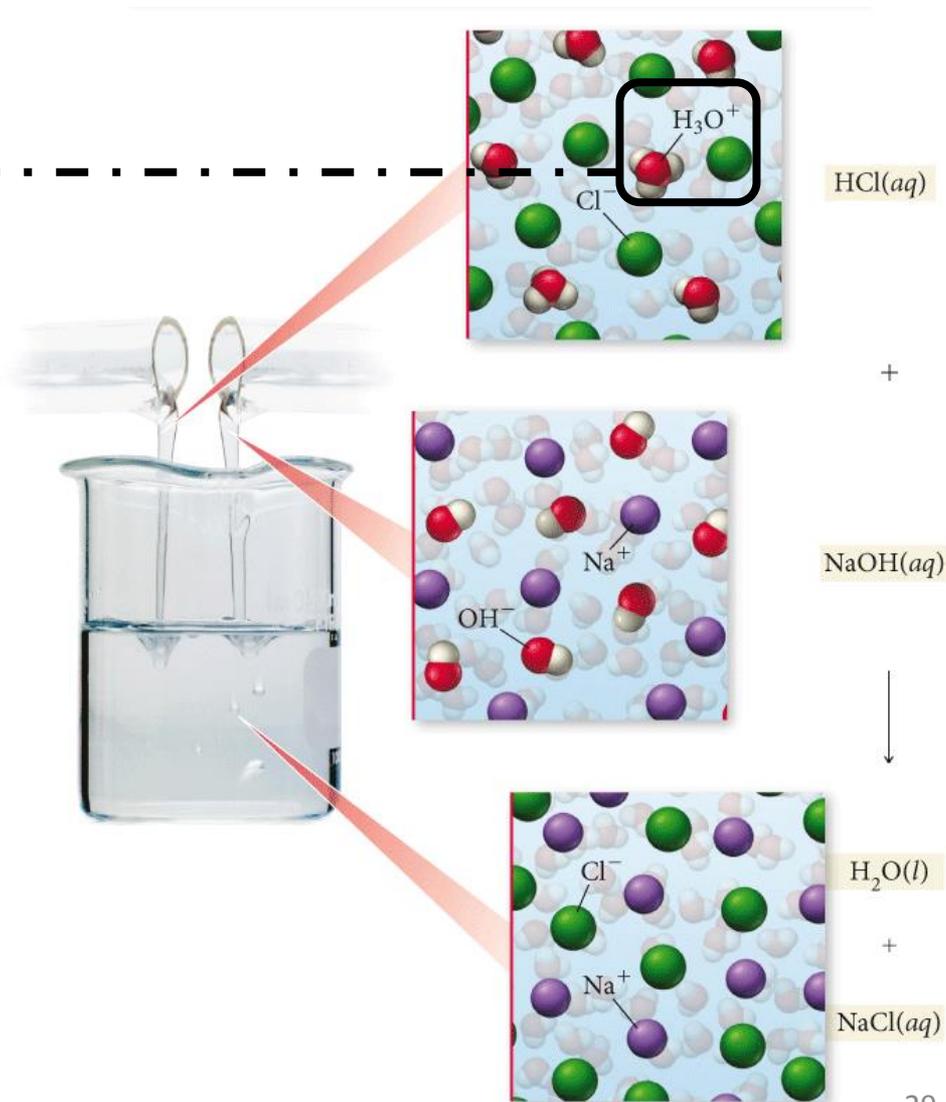
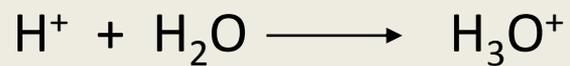
La reazione fra l'acido cloridrico e l'idrossido di sodio produce acqua e sale, il cloruro di sodio, che rimane disciolto in soluzione.



REAZIONI ACIDO-BASE (o di NEUTRALIZZAZIONE)



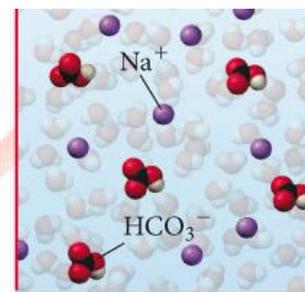
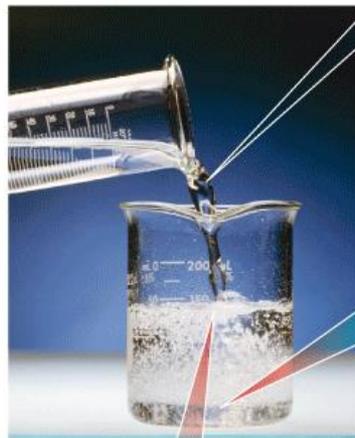
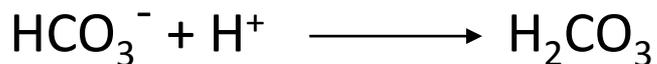
► **FIGURA 4.17** Ione idronio
I protoni normalmente si associano con le molecole di acqua in soluzione per formare ioni H_3O^+ ,



REAZIONI CON SVILUPPO DI GAS

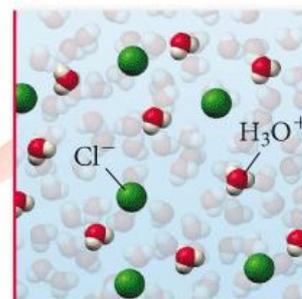


Quando il bicarbonato di sodio acquoso è mescolato con l'acido cloridrico acquoso, nella miscela di reazione si sviluppano bolle di CO_2 .

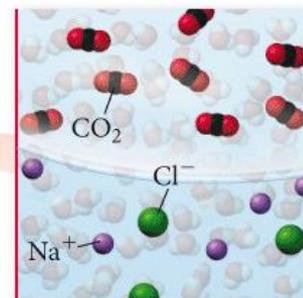


$\text{NaHCO}_3(aq)$

+



$\text{HCl}(aq)$



$\text{H}_2\text{O}(l)$

+

$\text{NaCl}(aq)$

+

$\text{CO}_2(g)$

**VIDEO_04 e
VIDEO_05**

TABELLA 4.3 Tipi di composti che danno reazioni con sviluppo di gas

Tipo di reattivo	Prodotto intermedio	Gas sviluppato	Esempio
Solfuri	Nessuno	H ₂ S	$2 \text{HCl}(aq) + \text{K}_2\text{S}(aq) \longrightarrow \text{H}_2\text{S}(g) + 2 \text{KCl}(aq)$
Carbonati e bicarbonati	H ₂ CO ₃	CO ₂	$2 \text{HCl}(aq) + \text{K}_2\text{CO}_3(aq) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(l) + \text{CO}_2(g) + 2 \text{KCl}(aq)$
Solfiti e bisolfiti	H ₂ SO ₃	SO ₂	$2 \text{HCl}(aq) + \text{K}_2\text{SO}_3(aq) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(l) + \text{SO}_2(g) + 2 \text{KCl}(aq)$
Ammonio	NH ₄ OH	NH ₃	$\text{NH}_4\text{Cl}(aq) + \text{KOH}(aq) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(l) + \text{NH}_3(g) + \text{KCl}(aq)$



N. J. Tro
Chimica - II Ed.
EdiSES