

**ZANICHELLI**

James E. Brady  
Neil D. Jespersen  
Alison Hyslop  
Maria Cristina Pignocchino

# Chimica.blu

seconda edizione

**ZANICHELLI**

# Capitolo 16

# Le reazioni in soluzione acquosa

**ZANICHELLI**

# Sommario

1. I diversi tipi di reazione chimica
2. Le reazioni di precipitazione
3. I problemi di stechiometria nelle reazioni in soluzione
4. Gli acidi e le basi
5. Le reazioni di acidi e basi
6. Le reazioni in soluzione in cui si formano gas
7. Un riassunto sulle reazioni in soluzione

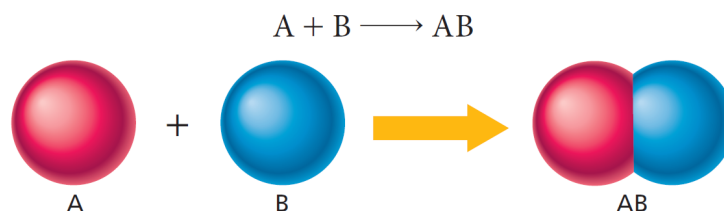
# I diversi tipi di reazione chimica

Le reazioni chimiche si possono ricondurre a quattro tipi fondamentali:

Tipo di reazione	Equazione caratteristica
Sintesi	$A + B \longrightarrow AB$
Decomposizione	$AB \longrightarrow A + B$
Scambio semplice	$AB + C \longrightarrow AC + B$
Doppio scambio	$AB + CD \longrightarrow AC + BD$

# I diversi tipi di reazione chimica

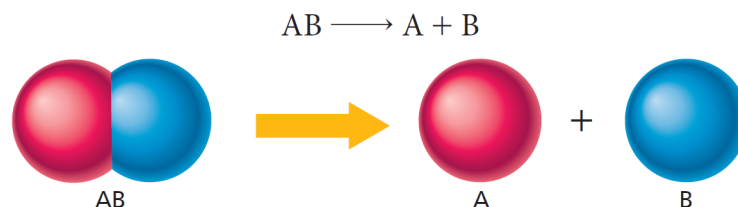
In una **reazione di sintesi** si arriva a un unico prodotto finale partendo da due o più reagenti più semplici.



Reazione		Esempio
1	Non metallo + ossigeno $\longrightarrow$ ossido acido	$C(s) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} CO_2(g)$
2	Metallo + ossigeno $\longrightarrow$ ossido basico	$2Cu(s) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2CuO(s)$
3	Metallo + non metallo $\longrightarrow$ sale binario	$2Al(s) + 3I_2(s) \xrightarrow{\Delta} 2AlI_3(s)$
4	Metallo + idrogeno $\longrightarrow$ idruro	$2Li(s) + H_2(g) \longrightarrow 2LiH(s)$
5	Alogeno + idrogeno $\longrightarrow$ idracido	$Cl_2(g) + H_2(g) \longrightarrow 2HCl(g)$
6	Ossido acido + acqua $\longrightarrow$ ossiacido	$SO_3(l) + H_2O(l) \longrightarrow H_2SO_4(aq)$
7	Ossido basico + acqua $\longrightarrow$ idrossido	$BaO(s) + H_2O(l) \longrightarrow Ba(OH)_2(aq)$

# I diversi tipi di reazione chimica

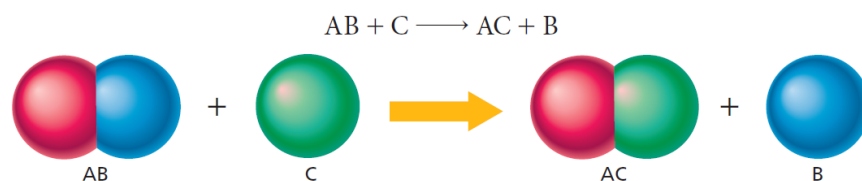
In una **reazione di decomposizione** un solo reagente si decompone in due o più prodotti.



Reazione		Esempio	
1	Perossido di idrogeno	$2\text{H}_2\text{O}_2(aq) \xrightarrow{\text{MnO}_2} 2\text{H}_2\text{O}(l) + \text{O}_2(g)$	con liberazione di ossigeno
2	Clorato di potassio	$2\text{KClO}_3(s) \xrightarrow{\Delta} 2\text{KCl}(s) + 3\text{O}_2(g)$	
3	Carbonati (eccetto quelli dei metalli alcalini)	$\text{CaCO}_3(s) \xrightarrow{\Delta} \text{CaO}(s) + \text{CO}_2(g)$	con liberazione di $\text{CO}_2$
4	Bicarbonato	$2\text{NaHCO}_3(s) \xrightarrow{\Delta} \text{Na}_2\text{CO}_3(s) + \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$	
5	Idrossidi	$\text{Ni}(\text{OH})_2(s) \xrightarrow{\Delta} \text{NiO}(s) + \text{H}_2\text{O}(g)$	con liberazione di acqua

# I diversi tipi di reazione chimica

Nelle **reazioni di scambio semplice**, un elemento libero sposta un altro elemento da un composto, liberandolo.

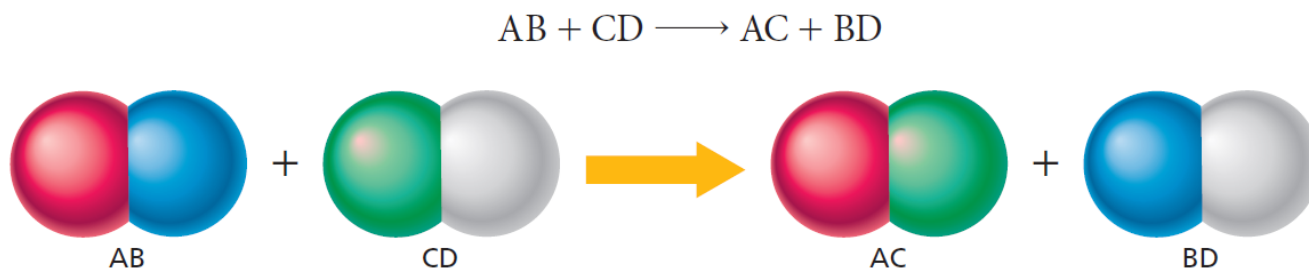


Reazione	Esempio
Spostamento di un elemento dal proprio ossido	1 $H_2(g) + CuO(s) \xrightarrow{\Delta} H_2O(g) + Cu(s)$
	2 $5C(s) + 2P_2O_5(s) \xrightarrow{1500\text{ }^\circ C} 5CO_2(g) + P_4(g)$
	3 $2Al(s) + Cr_2O_3(s) \xrightarrow{\Delta} Al_2O_3(s) + 2Cr(s)$
	4 $2Mg(s) + SiO_2(s) \xrightarrow{\Delta} 2MgO(s) + Si(s)$
Spostamento dell'idrogeno dai suoi composti	1 $2Na(s) + 2H_2O(l) \longrightarrow H_2(g) + 2NaOH(aq)$
	2 $Ni(s) + H_2O(l) \longrightarrow \textit{nessuna reazione}$
	3 $Ni(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow H_2(g) + NiCl_2(aq)$
Spostamento degli ioni metallici dalle soluzioni dei loro sali	1 $Cu(s) + 2AgNO_3(aq) \longrightarrow 2Ag(s) + Cu(NO_3)_2(aq)$
	2 $Zn(s) + CuSO_4(aq) \longrightarrow Cu(s) + ZnSO_4(aq)$
	3 $Cu(s) + ZnSO_4(aq) \longrightarrow \textit{nessuna reazione}$



# I diversi tipi di reazione chimica

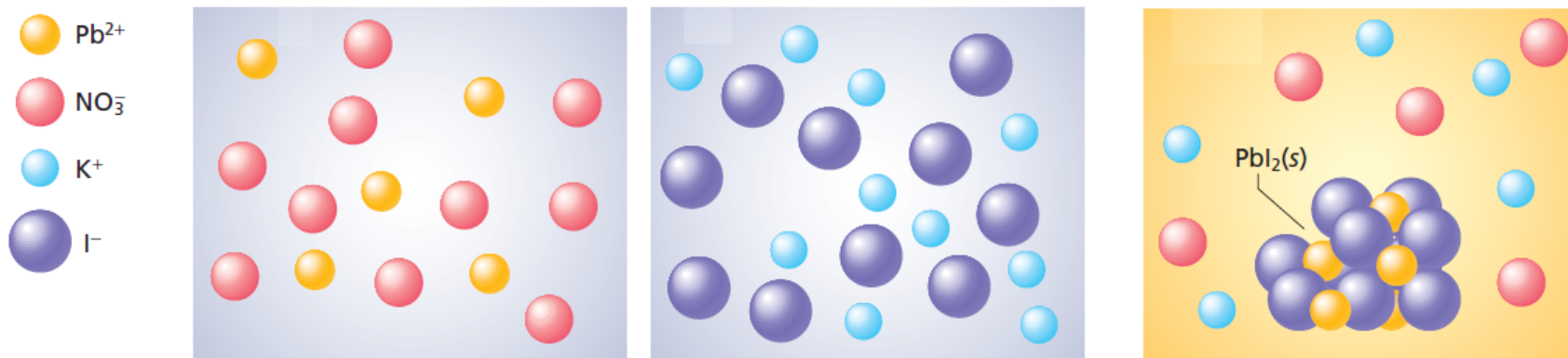
Nelle **reazioni di doppio scambio** due composti diversi si scambiano fra loro due elementi.



Tali reazioni sono caratterizzate dalla formazione di gas, solidi poco solubili e altri composti molecolari.

# I diversi tipi di reazione chimica

Le reazioni di scambio semplice e di doppio scambio sono spesso condotte in ambiente acquoso, dove almeno uno dei reagenti è disponibile in soluzione in forma ionica (**reazioni di metatesi**).



# I diversi tipi di reazione chimica



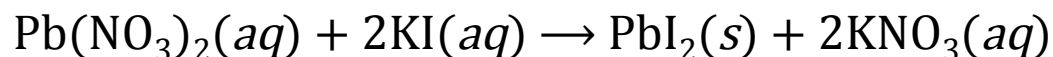
A seguito della precipitazione di  $\text{PbI}_2$ , la soluzione contiene solo gli ioni dell'altro prodotto:  $\text{KNO}_3$ .

I prodotti della reazione possono essere quindi separati l'uno dall'altro mediante filtrazione del solido dal resto della miscela.

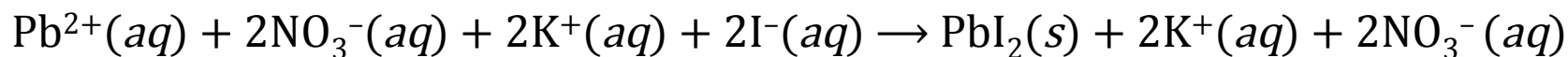
# I diversi tipi di reazione chimica

La reazione tra soluzioni di elettroliti si può scrivere come:

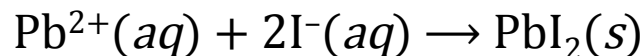
- **equazione molecolare** → le formule sono riportate con gli ioni legati tra loro, come molecole neutre;



- **equazione ionica** → tutti gli elettroliti forti solubili sono riportati in forma «dissociata»;



- **equazione ionica netta** → si eliminano gli *ioni spettatori* dall'equazione ionica.



# I diversi tipi di reazione chimica

Devono sempre essere rispettati i criteri elencati:

1. **bilanciamento degli atomi** → il numero di atomi di ciascun tipo deve essere lo stesso da entrambi i lati dell'equazione;
2. **bilanciamento delle cariche elettriche** → la carica elettrica netta a sinistra dell'equazione deve essere uguale alla carica elettrica netta a destra.

# Le reazioni di precipitazione

Le reazioni di metatesi in cui si forma un precipitato sono anche chiamate **reazioni di precipitazione**.

## Composti solubili

1. Tutti i composti dei metalli alcalini (gruppo I) sono solubili.
2. Tutti i sali contenenti  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{ClO}_4^-$ ,  $\text{ClO}_3^-$  e  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  sono solubili.
3. Tutti i cloruri, i bromuri e gli ioduri (sali contenenti  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$  o  $\text{I}^-$ ) sono solubili, tranne quelli in cui sono presenti gli ioni  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Pb}^{2+}$  e  $\text{Hg}_2^{2+}$  (osserva l'indice «2» di Hg).
4. Tutti i solfati (sali contenenti  $\text{SO}_4^{2-}$ ) sono solubili a eccezione dei solfati di  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Hg}_2^{2+}$  e  $\text{Ba}^{2+}$ .

## Composti insolubili

5. Tutti gli idrossidi dei metalli (composti ionici contenenti  $\text{OH}^-$ ) e gli ossidi dei metalli (composti ionici contenenti  $\text{O}^{2-}$ ) sono insolubili *tranne* quelli del gruppo I e quelli di  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$  e  $\text{Ba}^{2+}$ .  
Quando gli ossidi dei metalli si sciolgono, reagiscono con l'acqua per formare idrossidi. Lo ione ossido  $\text{O}^{2-}$ , infatti, non esiste in acqua. Per esempio:  
$$\text{Na}_2\text{O}(s) + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{NaOH}(aq)$$
6. Tutti i sali contenenti  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$  e  $\text{S}^{2-}$  sono insolubili, a eccezione di quelli del gruppo I e di  $\text{NH}_4^+$ .

# I problemi di stechiometria nelle reazioni in soluzione

Alcune sostanze sono vendute come *soluzioni madri* (reagenti già in soluzione), che si diluiscono per ottenere una concentrazione inferiore.

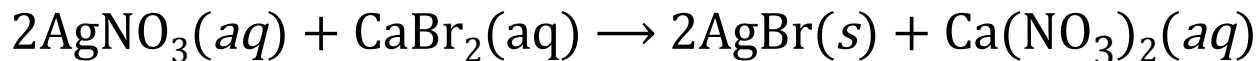
# LA CHIMICA CON METODO

- ▶ **Come si prevedono le reazioni e come si scrivono le equazioni?**

Quale reazione avviene quando una soluzione acquosa di  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  viene mescolata con una di  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  ? Scriviamo le equazioni molecolare, ionica e ionica netta della reazione.

- ▶ **Come si risolve un problema di stechiometria delle reazioni in soluzione?**

Il bromuro d'argento,  $\text{AgBr}$  è un composto praticamente insolubile in acqua, che si ottiene miscelando le soluzioni di due sostanze idrosolubili, il nitrato d'argento,  $\text{AgNO}_3$ , e il bromuro di calcio,  $\text{CaBr}_2$ .



Quanti millilitri di una soluzione di  $\text{CaBr}_2$  0,125 M dovremo far reagire con il soluto contenuto in 50,0 mL di una soluzione di  $\text{AgNO}_3$  0,115 M?



# Gli acidi e le basi

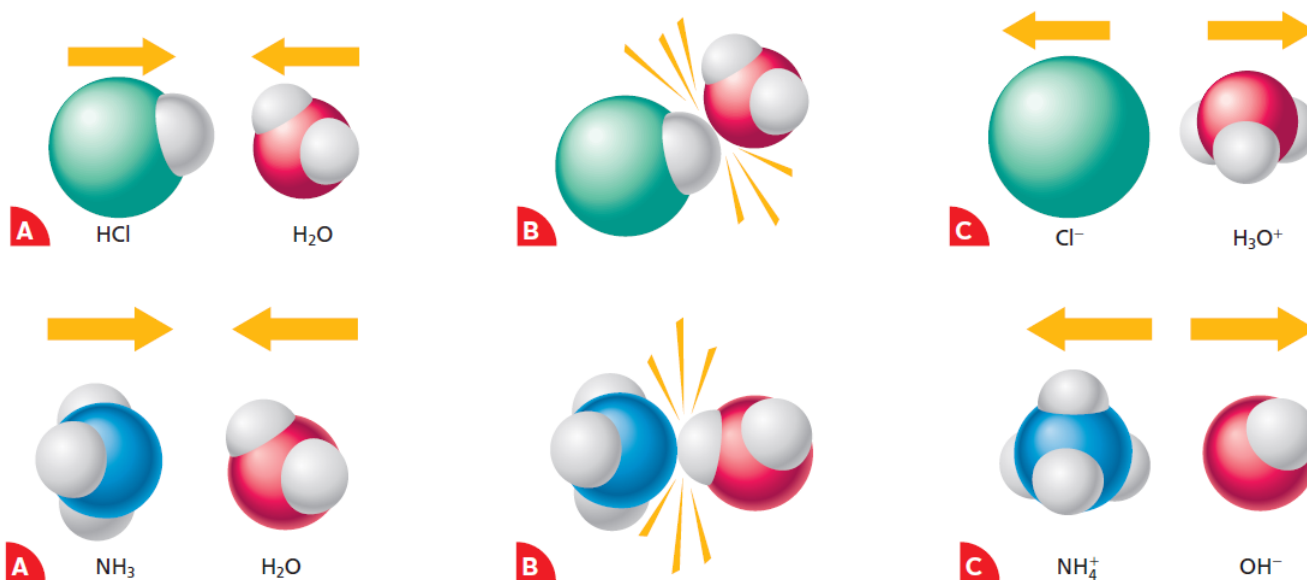
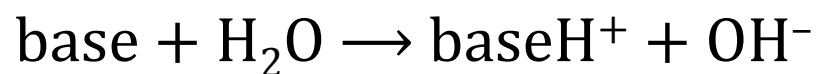
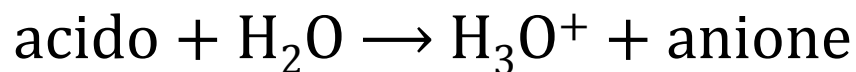
## Definizioni di acido e base secondo Arrhenius:

- un **acido** è una sostanza che reagisce con l'acqua per produrre ioni idronio,  $\text{H}_3\text{O}^+$ ;
- una **base** è una sostanza che in acqua produce ioni idrossido,  $\text{OH}^-$ .



# Gli acidi e le basi

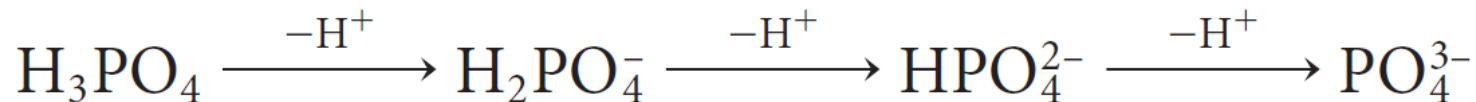
**Reazione di ionizzazione** → si formano ioni che prima non esistevano.



# Gli acidi e le basi

- **Acidi monoprotici** → rilasciano solo *uno* ione  $H^+$  per molecola.
- **Acidi poliprotici** → possono rilasciare più di uno ione  $H^+$  per molecola.

L'acido fosforico,  $H_3PO_4$ , è un *acido triprotico* e la ionizzazione di questa molecola in acqua avviene attraverso tre tappe successive:



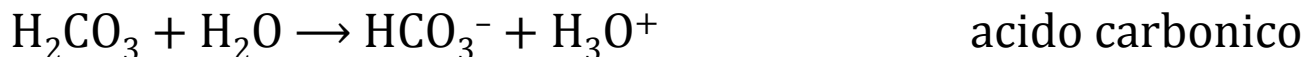
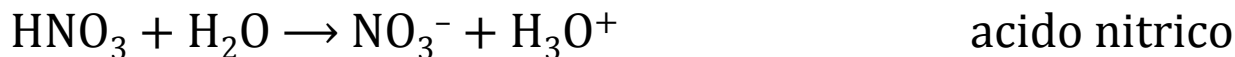
# Gli acidi e le basi

## Comuni composti **acidi**:

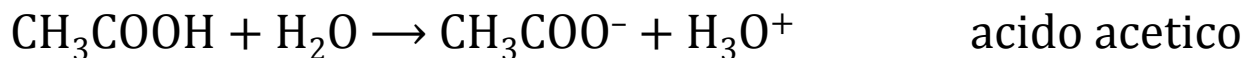
- idracidi;



- ossiacidi (e gli ossidi non metallici da cui originano);



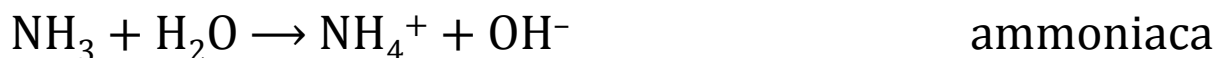
- acidi carbossilici (composti organici contenenti il gruppo —COOH).



# Gli acidi e le basi

Comuni composti **basici**:

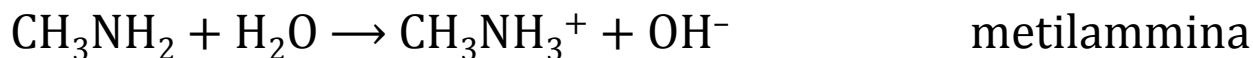
- idruri;



- idrossidi (e gli ossidi metallici da cui originano);



- ammine (composti organici contenenti il gruppo  $\text{—NH}_2$ ).



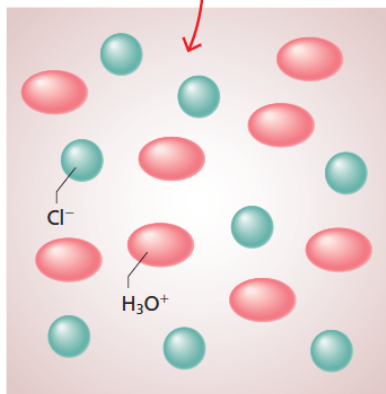
# Gli acidi e le basi

In soluzione acquosa, si dicono **basi forti** e **acidi forti** i composti che si ionizzano totalmente, fornendo alte concentrazioni percentuali di ioni  $\text{OH}^-$  o  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

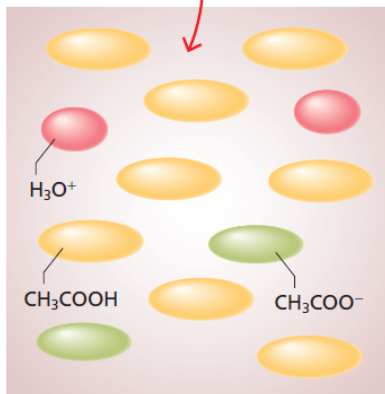
Acidi forti			
$\text{HCl}(aq)$	acido cloridrico	$\text{HNO}_3(aq)$	acido nitrico
$\text{HBr}(aq)$	acido bromidrico	$\text{H}_2\text{SO}_4(aq)$	acido solforico
$\text{HI}(aq)$	acido iodidrico	$\text{HClO}_4(aq)$	acido perclorico
Basi forti (idrossidi metallici solubili)			
Gruppo I		Gruppo II	
$\text{LiOH}$	idrossido di litio		
$\text{NaOH}$	idrossido di sodio		
$\text{KOH}$	idrossido di potassio	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	idrossido di calcio
$\text{RbOH}$	idrossido di rubidio	$\text{Sr}(\text{OH})_2$	idrossido di stronzio
$\text{CsOH}$	idrossido di cesio	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	idrossido di bario

# Gli acidi e le basi

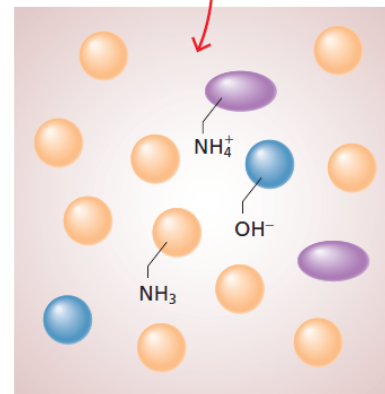
Gli acidi e le basi forti hanno elevata conducibilità elettrica.



$\text{HCl}$   
acido forte



$\text{CH}_3\text{COOH}$   
acido debole



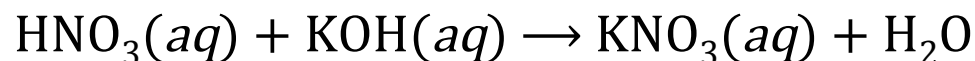
$\text{NH}_3$   
base debole

# Le reazioni di acidi e basi

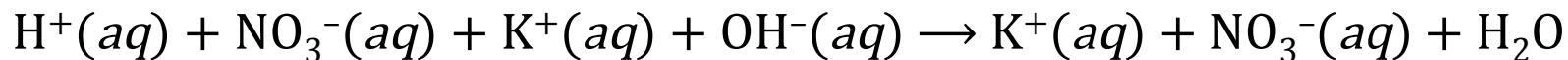
**Neutralizzazione acido-base** → acidi e basi reagiscono tra loro formando una soluzione neutra.

La reazione di neutralizzazione produce acqua e un composto ionico detto **sale**.

Equazione molecolare:



Equazione ionica:



Equazione ionica netta:

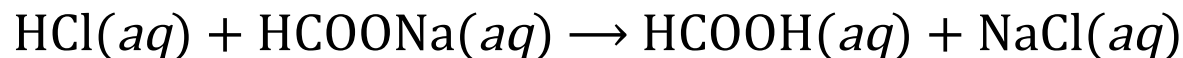




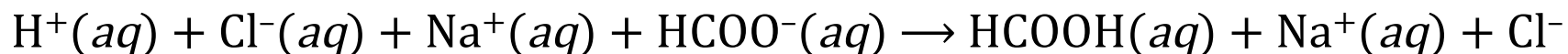
# Le reazioni di acidi e basi

La produzione di acqua nelle reazioni di neutralizzazione è un caso particolare di un fenomeno più generale tipico delle reazioni ioniche: la formazione di un elettrolita debole a partire da reagenti che si comportano come elettroliti forti.

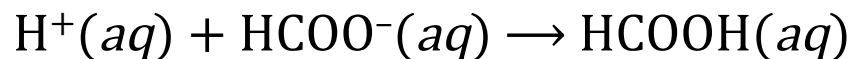
Equazione molecolare:



Equazione ionica:



Equazione ionica netta:



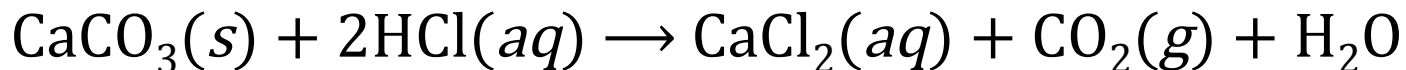
# LA CHIMICA CON METODO

- ▶ **Come si imposta una reazione di neutralizzazione in forma ionica?**

Scriviamo le equazioni molecolare, ionica e ionica netta per la reazione tra  $\text{HCl}(aq)$  e  $\text{Ca}(\text{OH})_2(aq)$ .

# Le reazioni in soluzione in cui si formano gas

Quando alcuni sali reagiscono con un acido o con una base, producono una sostanza gassosa a temperatura ambiente, non molto solubile in acqua.



Quando il calcare ( $\text{CaCO}_3$ ) reagisce con l'acido cloridrico ( $\text{HCl}$ ), gli ioni idrogeno si combinano con gli ioni carbonato per dare  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , che in seguito si decompone a formare acqua e diossido di carbonio.

# Un riassunto sulle reazioni in soluzione

Un'equazione ionica netta si può scrivere quando:

1. da una soluzione di reagenti solubili si forma un precipitato;
2. in una reazione acido-base si forma acqua;
3. da una soluzione di elettroliti forti si produce un elettrolita debole;
4. si forma un gas che si libera dalla miscela di reazione.



## La chimica in Agenda

Il suolo è una miscela eterogenea formata da tre fasi: aeriforme, solida (organica e inorganica) e liquida (una soluzione acquosa di ioni e particelle colloidali). Un suolo secco è un suolo sterile e la siccità, che in alcune zone del mondo è in aumento a causa del riscaldamento globale, deve essere compensata attraverso l'*irrigazione*.

L'acqua irrigua ha una concentrazione di Sali maggiore rispetto all'acqua piovana. Per questo i sali, invece di essere disciolti e trasportati negli strati profondi (lisciviazione), si accumulano in superficie rendendo salino il suolo e talvolta precipitano a mano a mano che l'acqua superficiale evapora. Questo problema colpisce circa il 20% dei suoli coltivati a livello globale.

## Chemistry in English

### Pure water by reverse osmosis

«Almost 97% of all water is saltwater found in the oceans and seas. Most of the freshwater is tied up in polar and glacial ice. While it seems that there may be plenty of water—the problem is availability. There are many technologies that can be used to obtain freshwater. Very large scale, multi-stage vacuum distillation produces about 85% of the desalinized water in the world but requires significant energy input. Reverse osmosis uses less energy and can be designed for smaller applications. To reverse the flow of water through an osmotic membrane, a pressure that exceeds the osmotic pressure needs to be applied to the solution side of the membrane. The result will be pure water extracted from a solution such as seawater.»

*(Adapted by: Jespersen, Hyslop, Chemistry, Wiley, 2015)*