

I composti e le soluzioni acquose

I composti IONICI: Anioni e Cationi

I metalli generalmente cedono elettroni, dando origine a **cationi**

I non metalli generalmente acquistano 1 o più elettroni dando origine a **anioni**

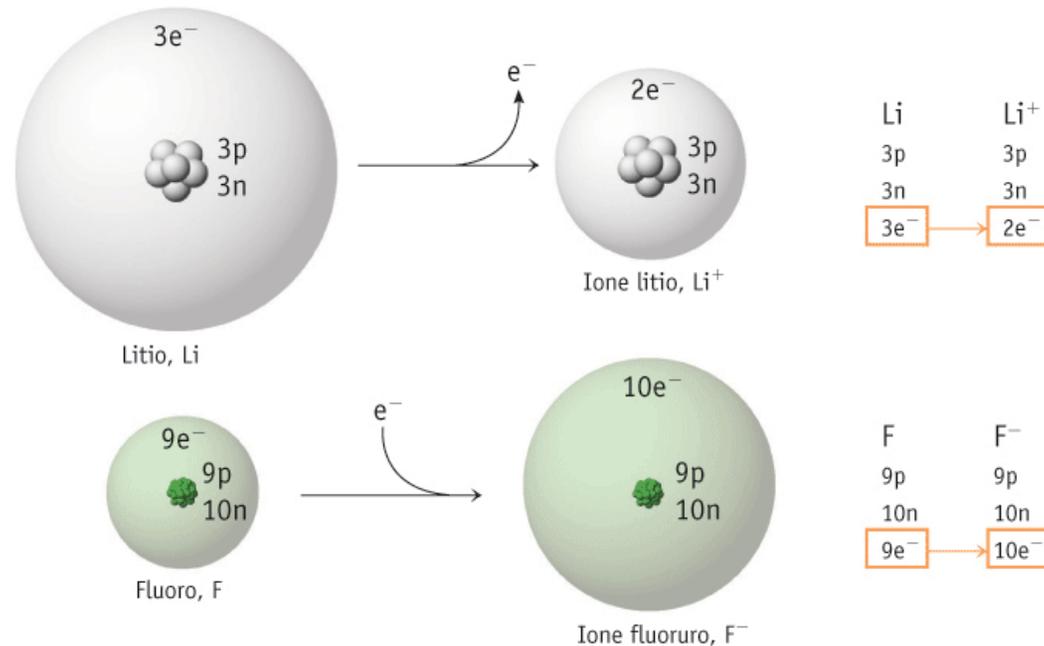


Figura 3.6 Ioni. Un atomo di litio-6 è elettricamente neutro perché il numero di cariche positive (tre protoni) e di cariche negative (tre elettroni) sono uguali. Quando l'atomo di litio cede un elettrone, esso ha una carica positiva in eccesso rispetto alle negative, col risultato di una carica totale pari a 1+. Il catione litio risultante viene rappresentato come Li⁺. Anche l'atomo di fluoro è elettricamente neutro, possedendo nove protoni e nove elettroni. Un atomo di fluoro può acquistare un elettrone per dar luogo all'anione F⁻. Questo anione ha un elettrone in eccesso rispetto ai protoni, col risultato di una carica totale pari a 1-.

Ioni poliatomici

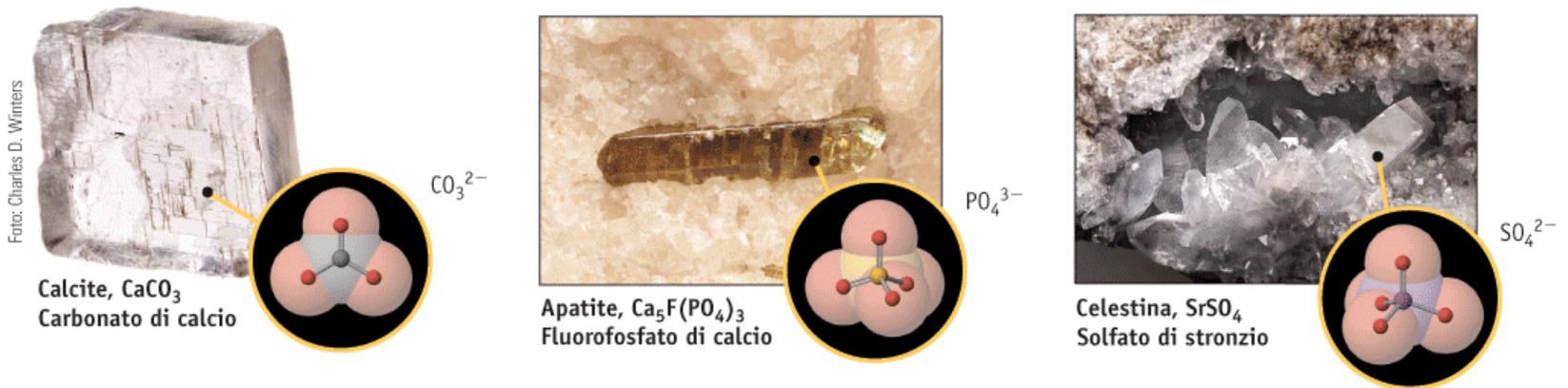
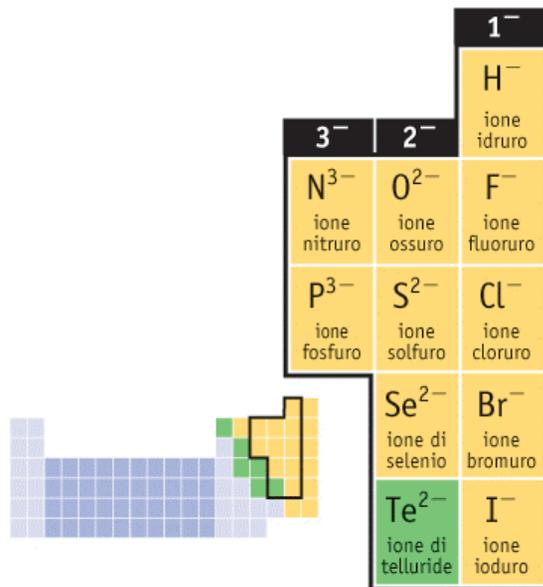


Figura 3.8 Composti ionici comuni costituiti da ioni poliatomici.

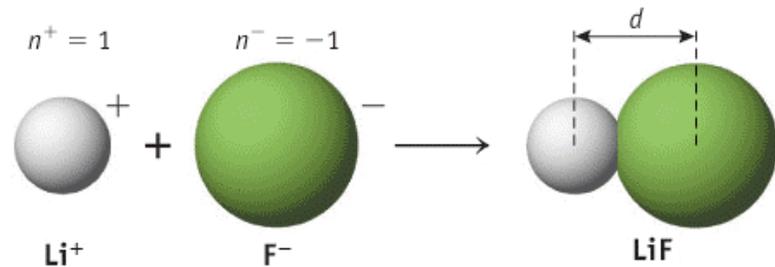
I composti ionici

I composti ionici sono costituiti da ioni, perché un composto sia neutro il numero di ioni negativi deve eguagliare il numero di ioni positivi.

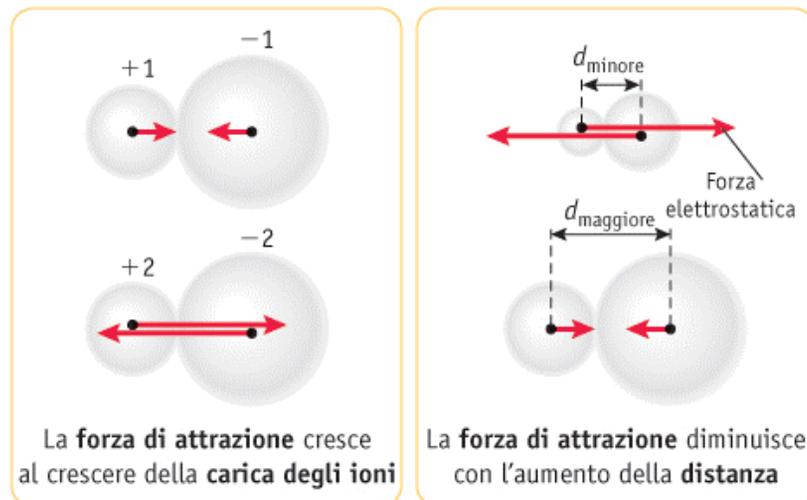


3 ⁻		2 ⁻		1 ⁻
N ³⁻	O ²⁻	H ⁻		
ione nitrato	ione ossido	ione idruro		
P ³⁻	S ²⁻	F ⁻		
ione fosfato	ione solfato	ione fluoruro		
	Se ²⁻	Cl ⁻		
	ione di selenio	ione cloruro		
	Te ²⁻	Br ⁻		
	ione di telluride	ione bromuro		
		I ⁻		
		ione ioduro		

Figura 3.9 Nomi e cariche di alcuni anioni monoatomici comuni.



(a)



(b)

Figura 3.10 Legge di Coulomb e forze elettrostatiche. (a) Gli ioni Li^+ ed F^- sono tenuti insieme da una forza elettrostatica. In questo esempio uno ione litio è attratto da uno ione fluoruro e viceversa e la distanza tra i nuclei dei due ioni è d . (b) La forza di attrazione tra ioni di carica opposta cresce al crescere della carica degli ioni e diminuisce con l'aumento della distanza tra gli stessi. (c). (La forza di attrazione è proporzionale alla lunghezza della freccia in questa figura).

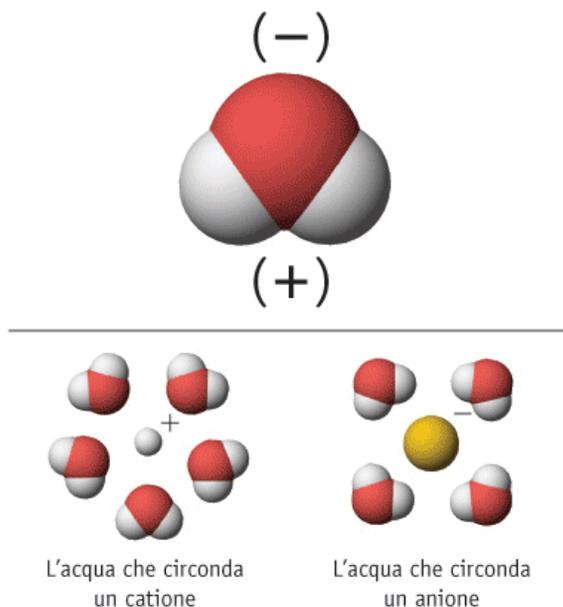
I composti molecolari: possono essere solidi, liquidi o gassosi



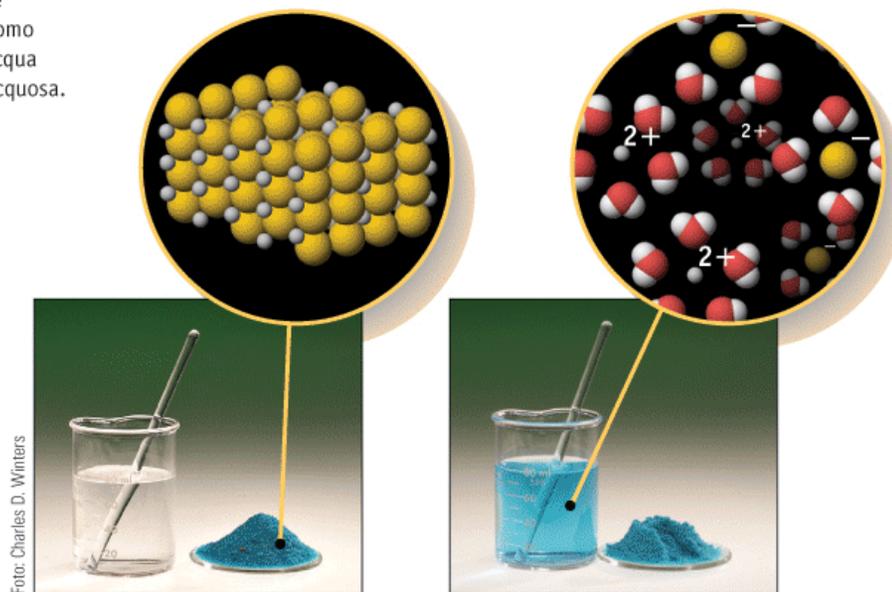
Figura 3.13 Composti molecolari. I composti ionici sono generalmente solidi a temperatura ambiente. Al contrario i composti molecolari possono essere solidi, liquidi o gassosi. I modelli illustrati sono quelli della caffeina (presente nel caffè), dell'acqua e dell'acido citrico (presente nei limoni).

Ioni in soluzione acquosa: gli elettroliti

La molecola d'acqua ha una estremità carica positivamente (gli atomi di idrogeno) e l'altra carica negativamente (l'atomo di ossigeno). Queste cariche permettono alla molecola d'acqua di interagire con gli ioni positivi e negativi in soluzione acquosa.



(a)



All'acqua viene aggiunto del cloruro di rame. L'interazione tra l'acqua e gli ioni Cl^- e Cu^{2+} induce il solido a solubilizzarsi.

(b)

Gli ioni adesso sono circondati da molecole d'acqua.

Figura 5.1 L'acqua come solvente delle sostanze ioniche. (a) L'acqua nelle soluzioni acquose può legarsi sia ai cationi positivi che agli anioni negativi. (b) Quando una sostanza ionica si scioglie in acqua, ciascuno ione è circondato da un guscio di molecole d'acqua. (Il numero di molecole H_2O è spesso pari a 6).

Tipi di elettroliti

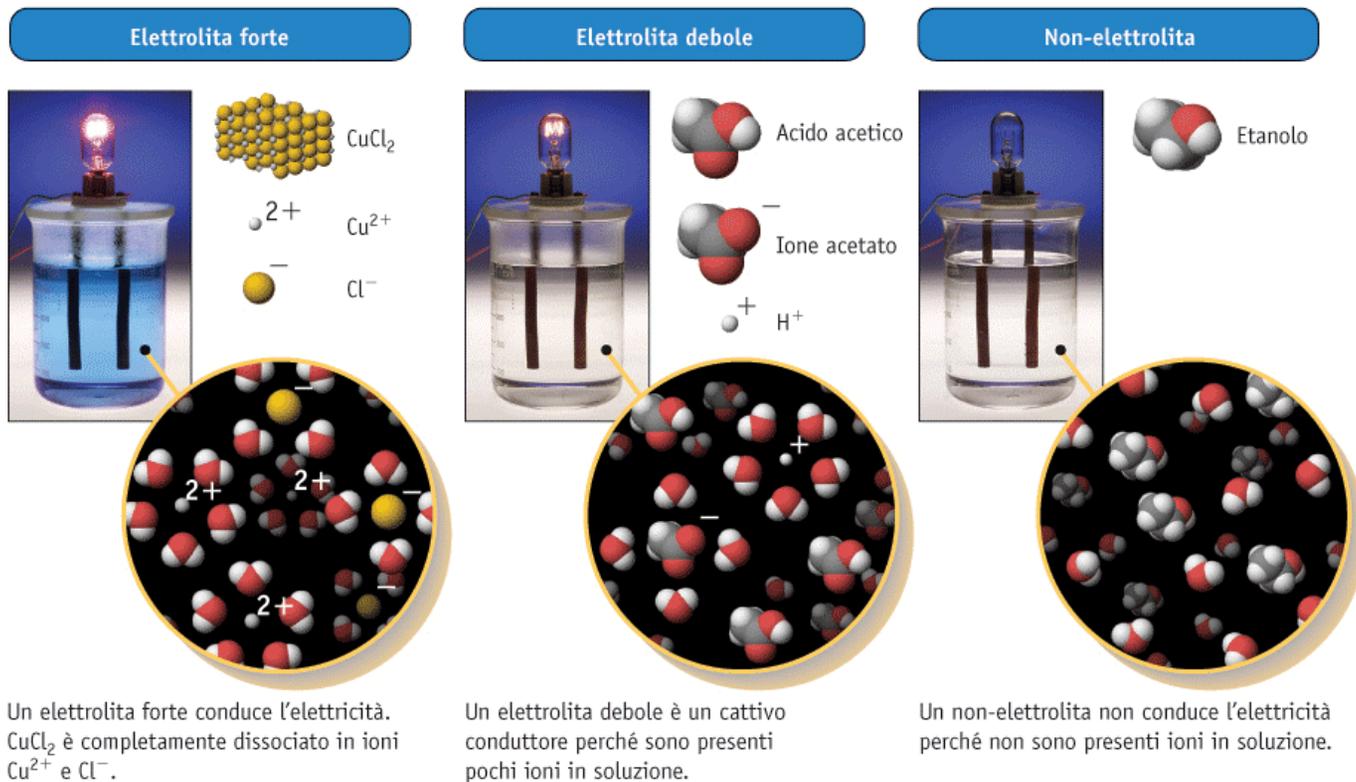


Foto: Charles D. Winters

Figura 5.2 Classificazione delle soluzioni in base alla loro capacit  di condurre l'elettricit .

Solubilità dei composti in acqua

COMPOSTI DELL'ARGENTO



AgNO₃ AgCl AgOH

(a) I nitrati sono generalmente solubili, così come i cloruri (eccetto AgCl). Gli idrossidi sono generalmente insolubili.

SOLFURI



(NH₄)₂S CdS Sb₂S₃ PbS

(b) I solfuri sono generalmente insolubili (le eccezioni includono i sali di NH₄⁺ e Na⁺).

IDROSSIDI



NaOH Ca(OH)₂ Fe(OH)₃ Ni(OH)₂

(c) Gli idrossidi sono generalmente insolubili escluso quando il catione è un elemento del gruppo 1A.

Foto: Charles D. Winners

COMPOSTI SOLUBILI

Quasi tutti i sali di Na⁺, K⁺ e NH₄⁺

Sali dei nitrati, NO₃⁻
clorati, ClO₃⁻
perclorati, ClO₄⁻
acetati, CH₃CO₂⁻

ECCEZIONI

Quasi tutti i sali di Cl⁻, Br⁻ e I⁻

Alogenuri di Ag⁺, Hg₂²⁺, Pb²⁺

Composti contenenti F⁻

Fluoruri di Mg²⁺, Ca²⁺, Sr²⁺, Ba²⁺, Pb²⁺

Sali dei solfati, SO₄²⁻

Solfati di Ca²⁺, Sr²⁺, Ba²⁺, Pb²⁺

COMPOSTI INSOLUBILI

La maggior parte dei carbonati, CO₃²⁻
fosfati, PO₄³⁻
ossalati, C₂O₄²⁻
cromati, CrO₄²⁻

ECCEZIONI

Sali di NH₄⁺ e dei cationi dei metalli alcalini

La maggior parte dei solfuri metallici, S²⁻

La maggior parte degli ossidi ed idrossidi dei metalli

Ba(OH)₂ è solubile

Figura 5.3 Linee guida per predire la solubilità dei composti ionici. Se un composto contiene uno degli ioni nelle colonna a sinistra della tabella, si può predire che sia almeno moderatamente solubile in acqua. Vi sono alcune eccezioni che vengono indicate nella parte destra. La maggior parte dei composti ionici formati dagli anioni elencati nella parte in basso a destra sono scarsamente solubili (con l'eccezione dei composti di NH₄⁺ e dei cationi dei metalli alcalini).

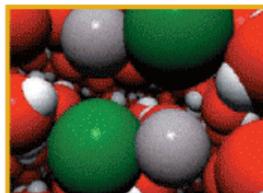
Reazioni di precipitazione



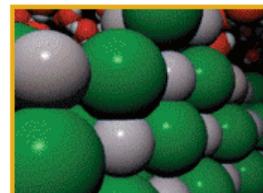
(a)



(b) Inizialmente gli ioni Ag^+ (colore argento) e Cl^- (colore verde) sono molto lontani.



(c) Gli ioni Ag^+ e Cl^- si avvicinano e formano coppie ioniche.



(d) Man mano che più ioni Ag^+ e Cl^- si trovano assieme si forma un precipitato di AgCl solido.

Figura 5.4 Precipitazione del cloruro d'argento. (a) Miscelando soluzioni acquose di nitrato d'argento e cloruro di potassio si ottiene un precipitato bianco di cloruro d'argento, AgCl , insolubile. Da (b) a (d) è rappresentato un modello del fenomeno.

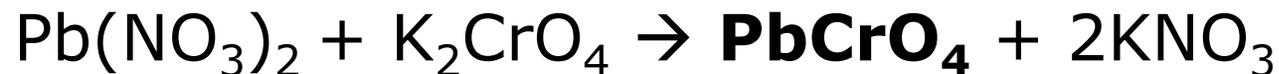
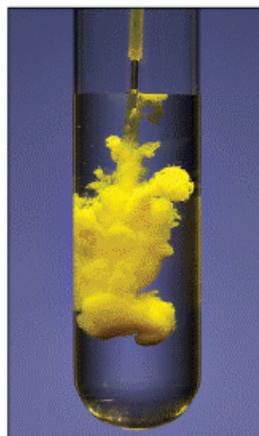
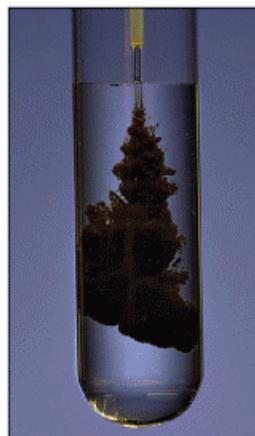


Figura 5.5 Reazioni di precipitazione.

Molti composti ionici sono insolubili in acqua. Le linee guida per predire la solubilità dei composti ionici sono date nella Figura 5.3.



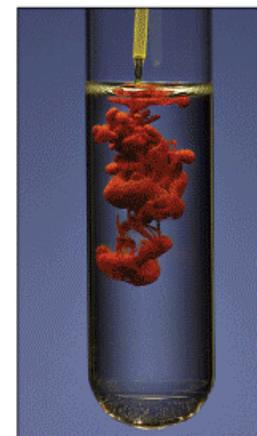
(a) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e K_2CrO_4 producono PbCrO_4 giallo insolubile e KNO_3 solubile.



(b) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ producono PbS nero insolubile e NH_4NO_3 solubile.



(c) FeCl_3 e NaOH producono $\text{Fe}(\text{OH})_3$ rosso insolubile e NaCl solubile.

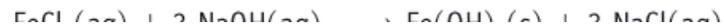


(d) AgNO_3 e K_2CrO_4 producono Ag_2CrO_4 rosso insolubile e KNO_3 solubile. Vedi Esempio 5.2.

Charles D. Winters



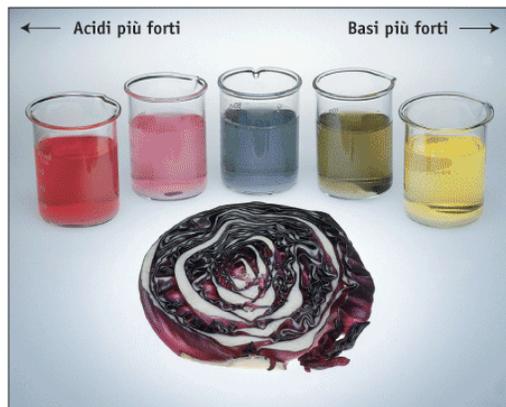
Kotz, Treichel, Weaver
Chimica, III Ed.
EdiSES



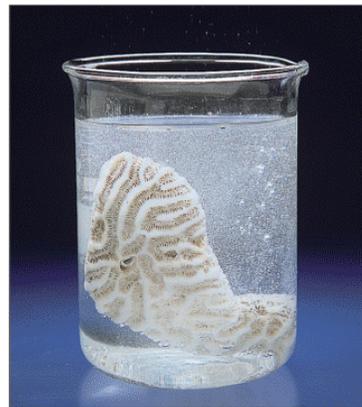
Acidi e basi

Un acido è una sostanza che, quando disciolta in acqua, aumenta la concentrazione degli ioni H^+ in soluzione.

Una base è una sostanza che, quando disciolta in acqua, aumenta la concentrazione degli ioni idrossido, OH^- in soluzione.



(a) Il succo del cavolo rosso è generalmente blu-porpora. Aggiungendo un acido, il succo diventa più rosso. L'aggiunta di una base produce un colore giallo.



(b) Un pezzo di corallo (costituito principalmente da $CaCO_3$) si dissolve nell'acido e sviluppa CO_2 gassosa.



(c) Lo zinco reagisce con acido cloridrico per produrre cloruro di zinco ed idrogeno gassoso.

Figura 5.6 Alcune proprietà degli acidi e delle basi. (a) I colori dei coloranti naturali, come il succo del cavolo rosso, sono influenzati dagli acidi e dalle basi. (b) Gli acidi reagiscono facilmente con il corallo ($CaCO_3$) e con i carbonati metallici per sviluppare CO_2 gassosa (e dare un sale). (c) Gli acidi reagiscono con molti metalli per sviluppare idrogeno gassoso (e dare un sale del metallo).

Gli acidi e le basi possono essere forti o deboli.

<i>Acidi forti</i>		<i>Acidi deboli</i>	
Acido perclorico	HClO_4	Ione idronio	H_3O^+
Acido iodidrico	HI	Acido nitroso	HNO_2
Acido bromidrico	HBr	Acido acetico	CH_3COOH
Acido cloridrico	HCl	Acido solfidrico	H_2S
Acido solforico	H_2SO_4	Acido ipocloroso	HClO
	(1 ^a dissociazione)	Acido cianidrico	HCN
Acido nitrico	HNO_3		

<i>Basi forti</i>		<i>Basi deboli</i>	
Ione ossido	O^{2-}	Ammoniaca	NH_3
Ione idruro	H^-	Ione perclorato	ClO_4^-
Ione idrossido	OH^-	Ione nitrato	NO_3^-
Ione carbonato	CO_3^{2-}	Ione cloruro	Cl^-

Tabella 12.2

Alcuni acidi e basi secondo
Brönsted-Lowry.

Reazioni degli acidi e delle basi: la neutralizzazione

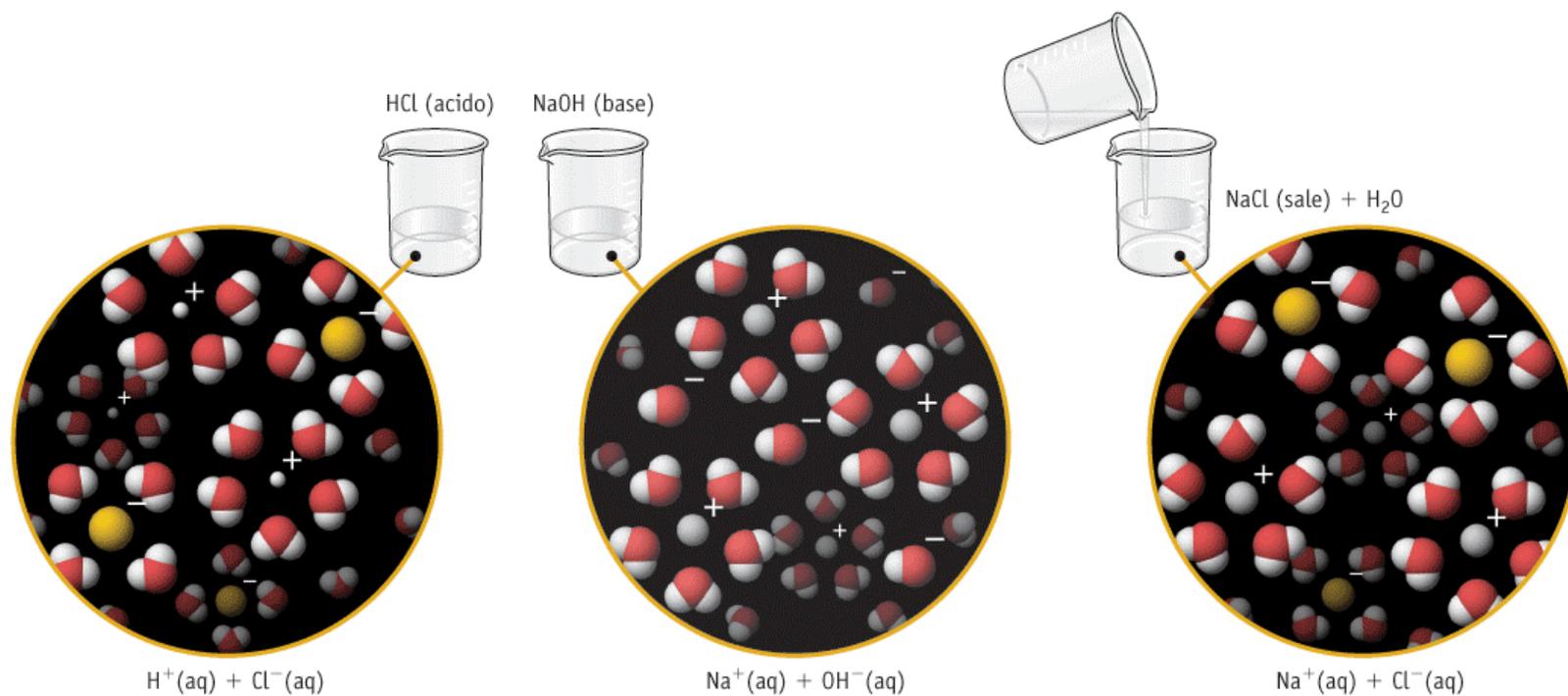


Figura 5.8 Una reazione acido-base, HCl ed NaOH. L'acido e la base sono presenti come ioni in soluzione acquosa. Miscelando le soluzioni gli ioni H^+ ed OH^- si combinano per dare H_2O , mentre gli ioni Na^+ e Cl^- rimangono in soluzione.