

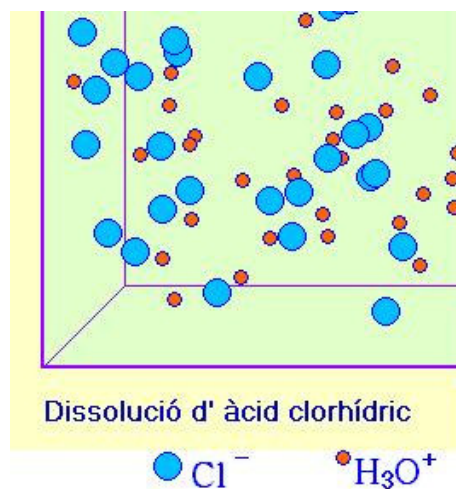
Dissolucions iòniques.

Nivell: Batxillerat.

Ions

Un ió és una partícula carregada elèctricament, formada per un o més àtoms, alguns dels quals han perdut o guanyat algun electró.

Els ions són presents en les xarxes cristal·lines de moltes substàncies sòlides: hidròxids, com per exemple l'hidròxid sòdic (NaOH) o bàric (Ba(OH)_2), o sals, com el nitrat potàssic (KNO_3) o el sulfat cúpric (CuSO_4) i es posen de manifest en les dissolucions aquoses d'aquestes substàncies i dels àcids, com per exemple l'àcid clorhídric (HCl) o sulfúric (H_2SO_4).



Electròlits

Les substàncies que, en dissolució aquosa, condueixen el corrent elèctric s'anomenen electròlits. Al dissoldre's en aigua s'ionitzen, és a dir, formen ions. La ionització es pot produir per trencament de la seva estructura en ions $+$ i $-$, en el cas dels hidròxids i les sals o bé per interacció amb les molècules d'aigua, en el cas dels àcids. La ionització es considera com una reacció d'equilibri, entre la part no ionitzada i els ions produïts.

Electròlits forts són aquells que, en dissolució, estan totalment o quasi totalment ionitzats. L'equilibri està molt desplaçat cap a la dreta de la reacció.

Electròlits dèbils són aquells que, en dissolució, estan només parcialment ionitzats. L'equilibri està molt desplaçat cap a l'esquerra de la reacció.

Àcids, hidròxids i sals en dissolució

Els àcids, hidròxids i sals són electròlits ja que, en dissolució aquosa condueixen el corrent elèctric, en major o menor mesura.

El químic suec Svante Arrhenius, el 1884, va presentar la teoria de la dissociació iònica, segons la qual, els electròlits en dissolució aquosa trenquen la seva estructura donant lloc a ions positius i negatius. La presència dels ions permet explicar el pas del corrent elèctric

a través de la dissolució. J. N. Brønsted i T. M. Lowry, el 1923, van ampliar la teoria fent-la vàlida per altres substàncies i també per dissolucions no aquoses. Aquí ens limitarem però, a les dissolucions aquoses.

Un àcid en dissolució es dissocia donant ions H^+ (protons) que s'associen ràpidament amb una molècula d'aigua, i ions negatius. Exemples:

- $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$

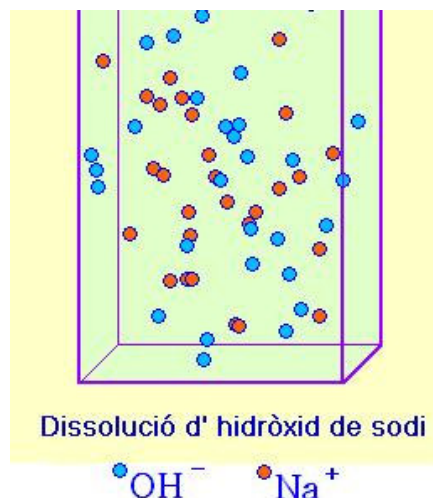
La dissolució roman neutra ja que es produeixen tantes càrregues positives com negatives.

Un hidròxid en dissolució es dissocia donant ions OH^- i ions positius. Exemples:

- $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
- $\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2 \text{OH}^-$
- $\text{Al}(\text{OH})_3 \leftrightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{OH}^-$

Una sal en dissolució dona lloc als ions corresponents a l'àcid i la base dels quals es considera que prové. Exemples:

- $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
- $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

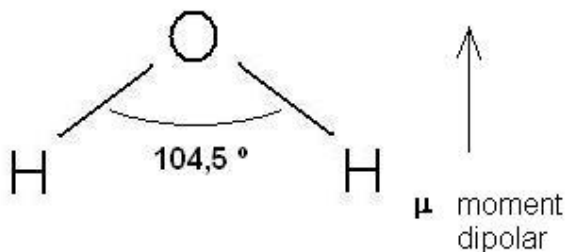


En els exemples anteriors, les reaccions escrites amb una sola fletxa corresponen a electròlits forts, en els que la ionització s'ha produït totalment i el nombre d'ions produïts correspon a l'estequiometria de la reacció. En les reaccions escrites amb doble fletxa (equilibri), la ionització s'ha produït només parcialment i el nombre d'ions es menor que el que correspon a l'estequiometria de la reacció.

Solvatació

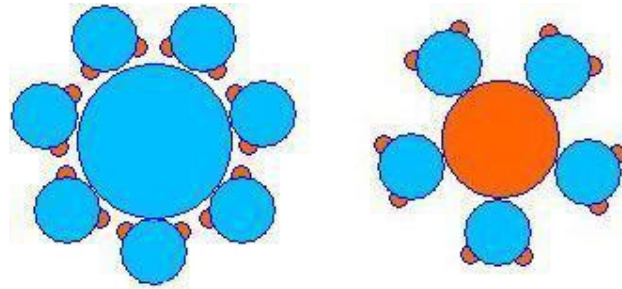
Les molècules d'aigua tenen una geometria angular, amb l'àtom d'oxigen al vèrtex i els àtoms d'hidrogen als costats de l'angle, que val $104,5^\circ$.

Aquesta disposició dels àtoms fa que la molècula tingui caràcter polar, amb el pol negatiu sobre l'àtom d'oxigen i el positiu en la zona dels àtoms



d'hidrogen. Es diu que la molècula d'aigua és un dipol. Els ions presents en la dissolució, en funció de les seves dimensions i la intensitat del camp elèctric que crea la seva càrrega, fan que els dipols es distribueixin al seu voltant aproximant-se amb la càrrega del dipol contrària a la de l'ió.

Aquest fenomen es coneix amb el nom de "solvatació" dels ions en la dissolució aquosa. El procés de solvatació permet explicar la facilitat de dissolució dels compostos iònics en aigua i el fet que els ions positius i negatius puguin estar en la dissolució sense tornar a ajuntar-se.



Molècules d'aigua disposades al voltant dels ions, negatiu (blau) i positiu (vermell).