

Gli elettroliti

Gli acidi, le basi e i sali sono elettroliti, cioè sostanze che disciolte in acqua conducono la corrente elettrica.

Si definisce forte un elettrolita che in soluzione acquosa (non troppo concentrata) si dissocia completamente, si definisce debole quello che è poco dissociato.

I **Sali** sono tutti elettroliti forti, in soluzione sono presenti esclusivamente sotto forma di ioni. Per i Sali poco solubili, la concentrazione degli ioni in soluzione è ovviamente bassa.

La forza degli **idrossidi** (basi) dipende dal carattere metallico degli elementi.

Sono basi forti gli idrossidi dei metalli alcalini (primo gruppo della Tavola periodica) e relativamente forti quelli del secondo gruppo, deboli tutti gli altri idrossidi.

Tra gli **idracidi**: H₂S è debole; HF è medio forte; HCl, HBr e HI sono forti.

La forza degli acidi ossigenati cresce con il carattere non metallico dell'elemento e con il numero degli atomi di ossigeno. Si possono considerare forti gli acidi in cui: numero di atomi di O – numero di atomi di H ≥ 2.

Ad es.: HClO (molto debole); HClO₂ (debole); HClO₃ (forte); HClO₄ (molto forte); H₂SO₃ (debole); H₂SO₄ (forte).

La teoria di Arrhenius

Le prime definizioni di acido e di base si devono al chimico svedese Arrhenius, il quale, nel 1887, pubblicò una nota riguardante queste sostanze.

In tale pubblicazione cercò di spiegare perché, a differenza dell'acqua pura, le soluzioni acquose di acidi e di basi conducevano la corrente elettrica.

Egli affermò che in soluzione tali sostanze generano particelle cariche che chiamò ioni.

Sulla base di queste considerazioni affermò che: sono acidi quelle sostanze che, in soluzione acquosa, si dissociano liberando ioni idrogeno H⁺; sono basi quelle sostanze che, in soluzione acquosa, si dissociano liberando ioni ossidrilici OH⁻.

Acido: HCl → H⁺ + Cl⁻; Base: NaOH → Na⁺ + OH⁻.

La teoria di Arrhenius, sebbene corretta, si applicava bene alle sostanze che già contenevano ioni idrogeno e gruppi ossidrilici dissociabili, non giustificava però il comportamento di composti come SO₂ e CO₂ che, pur non contenendo atomi di idrogeno, in soluzione acquosa presentano le caratteristiche degli acidi, e di composti come NH₃ e CaO che, pur non contenendo ossidrilici, in soluzione acquosa presentano le caratteristiche delle basi.

La teoria di Brönsted e Lowry

La teoria di Arrhenius, nonostante la generalizzazione, presentava ancora un'altra limitazione: quella di essere ristretta soltanto alle soluzioni acquose.

Secondo tale teoria, infatti, non sarebbe possibile definire acido l'HCl e base l'NH₃ quando si trovano allo stato gassoso. Si sa, invece, che HCl e NH₃ sono in grado di reagire anche allo stato gassoso per dare il corrispondente sale, il cloruro di ammonio, NH₄Cl, che è un composto ionico costituito da ioni ammonio NH₄⁺ e ioni cloro Cl⁻.

Sulla base di queste considerazioni, nel 1923 Brönsted e Lowry formularono, indipendentemente l'uno dall'altro, una nuova teoria che da loro prese il nome e che mette in stretta correlazione gli acidi e le basi. Secondo tale teoria:

si definisce acido qualunque specie chimica in grado di "donare" un protone, mentre

si definisce base qualunque specie chimica in grado di "accettare" un protone.

Secondo Brönsted e Lowry, però, l'acido può donare il protone solo in presenza di una base che lo accetti. Pertanto non esistono acidi e basi come tali, ma solo coppie di acidi e basi che in soluzione acquosa danno luogo a una reazione: la reazione acido-base.

L'acqua cede un protone alla base ammoniacca formando lo ione ammonio (NH₄⁺) e lo ione ossidrilico (OH⁻).



La reazione acido-base è una reazione di equilibrio che può essere così rappresentata:

Può capitare, quindi, che una stessa sostanza si comporti in un caso da acido e in un altro da base. È il caso dell'acqua, che nell'equilibrio:



si comporta da base.

L'acido HCl è un acido forte perché ha forte tendenza a cedere il suo protone alla base.

In altre parole, un acido è forte quando l'equilibrio acido-base è spostato verso destra, mentre è debole quando l'equilibrio è spostato verso sinistra. Per gli acidi e per le basi deboli risulta utile conoscere la costante di equilibrio, sono tanto più deboli quanto più piccola è la costante.

La teoria di Lewis

Il chimico americano Lewis nel 1923 propose una ulteriore estensione del concetto di acido-base togliendo al protone (H⁺) il ruolo che aveva nelle reazioni acido-base per attribuirlo al doppietto di elettroni non condiviso, che diventa il vero protagonista di tali reazioni. Secondo Lewis infatti:

si definisce base qualsiasi sostanza che può cedere una coppia di elettroni non condivisi;

si definisce acido qualsiasi sostanza in grado di accettare una coppia di elettroni.

In generale, quando un acido di Lewis reagisce con una base di Lewis si forma un legame covalente dativo, così come è mostrato negli esempi riportati.

