

Da <http://www.chemteam.info/Chem-History/Bronsted-Article.html>
Some Remarks on the Concept of Acids and Bases. J. N. Brønsted - *Recueil des Travaux Chimiques des Pays-Bas* (1923) - Volume 42, Pages 718-728
Passi dalle pagine 718-721 e 728

A partire dalla enunciazione della teoria della dissociazione elettrolitica da parte di Arrhenius, la definizione dominante di acidi e basi come sostanze che possono cedere o ioni idrogeno o ioni idrossile in soluzione non è mai stata seriamente attaccata per quanto riguarda la definizione di acidi. Abbiamo conservat fermamente l'idea che il composto A è un acido se è parzialmente o completamente scomposto in soluzione secondo lo schema



Al contrario ci sono stati tentativi da varie parti per modificare il nostro concetto di basi. P. Pfeiffer, in particolare, ha presentato l'opinione secondo cui le basi formano i sali mediante l'aggiunta di acidi, che in termini di teoria della dissociazione elettrolitica deve condurre alla idea di una definizione di basi come sostanze che possono aggiungere ioni idrogeno.

La questione è stata trattata più in generale da Michaelis nel suo libro "Hydrogen Ion Concentration".

Egli enuncia una possibile diversa definizione di una base: una base è una speciale specie di molecola elettricamente neutra che può legare uno ione idrogeno e quindi diventare uno ione positivo. Tuttavia, gli ulteriori sviluppi di Michaelis sono tutti fondati sulla solita definizione di una base e in particolare sottolineano il significato speciale dello ione idrossile come costituente delle basi anche in soluzioni non acquose.

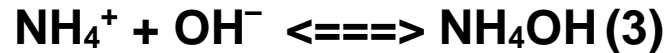
Lo scopo del nostro piccolo contributo è mostrare i vantaggi derivanti da una definizione modificata di una base.

I vantaggi formali della definizione di una base come una sostanza che può legare uno ione idrogeno sono immediatamente evidenti. Nello schema (1) in cui è stabilito il concetto di un acido (A), il concetto di una base (B) è ugualmente definito e quindi la reciproca connessione di proprietà acide e basiche è mostrata nel modo più chiaro e semplice.

I vantaggi dello schema (1) come base per una uguale definizione di basi e acidi non sono puramente di natura formale, comunque. Ad esempio, se esprimiamo le proprietà di base dell'ammoniaca in un caso tramite l'equazione (2)



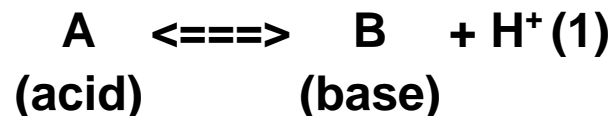
e nell'altro attraverso l'usuale formulazione (3)



Vediamo che entrambi questi schemi sono termodinamicamente equivalenti per una soluzione acquosa, cioè possiamo ricavare da essi condizioni di equilibrio identiche, dal punto di vista termodinamico. La presenza del composto NH₄OH, cioè dell'ammoniaca idratata, e quindi della formazione secondo (3) dello ione idrossile in una soluzione di ammoniaca, è però limitata alle soluzioni in acqua.

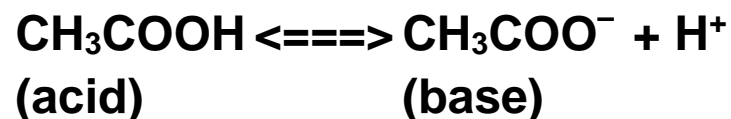
Questo fa emergere la fondamentale differenza della definizione di base come mostrato da (2) o (3). Se accettiamo lo schema (3), come espressione adatta definire una base, saremo costretti a dare una definizione speciale di base per ciascun particolare solvente. Tuttavia, in linea di principio, le proprietà acide e basiche sono indipendenti dalla natura del solvente, e i concetti di acidi e basi sono infatti di un carattere così generale che dobbiamo considerare ciò un requisito necessario di questi concetti che debbono essere indipendenti dalla natura del solvente. Pertanto escluderemo lo schema (3). Lo schema (2) descrive la proprietà di base dell'ammoniaca, mentre lo schema generale (1) è il fondamento per una definizione assoluta di base.

Il risultato di queste considerazioni può essere reso più preciso nel modo seguente: gli acidi e le basi sono sostanze che sono in grado di cedere o accettare ioni idrogeno, rispettivamente. L'essenza di questo concetto di definizione di acidi e basi viene ancora una volta data schematicamente dall'espressione

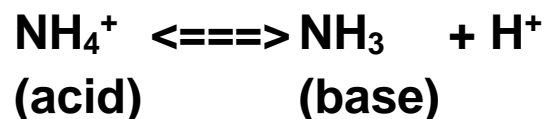


in cui nulla è detto sulle proprietà di A e B. Ci riferiremo ad A e B, cioè a un acido e una base che sono correlati l'uno all'altro dalla relazione data in (1), come acidi corrispondenti e basi.

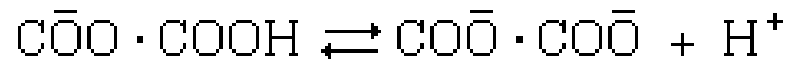
Dalla forma dell'espressione deriva che gli acidi e le basi corrispondenti non devono avere lo stesso stato di carica elettrica. Se A è elettricamente neutro, come è normale una molecola di acido, B ha una carica negativa, ad es.



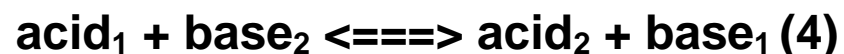
Dove lo ione acetato agisce come base. Se A ha invece una carica positiva, B deve essere elettricamente neutro come nel caso di ione ammonio e ammoniaca



Possiamo ancora avere acido e base entrambi carichi negativamente come nel caso



L'equilibrio formulato nello schema (1) tra lo ione idrogeno e la coppia acido/base può essere chiamato un equilibrio acido-base semplice. Mescolando due sistemi semplici, ne risulta un doppio sistema acido-base che può essere formulato come segue:



Questo equilibrio include una serie di reazioni importanti come neutralizzazione, idrolisi, reazioni con indicatori, ecc.

[L'autore mostra quindi l'applicazione specifica della sua teoria in un numero di casi. Conclude con il seguente riassunto.]

Il carattere chimico degli acidi e delle basi è più semplicemente e generalmente definito dallo schema

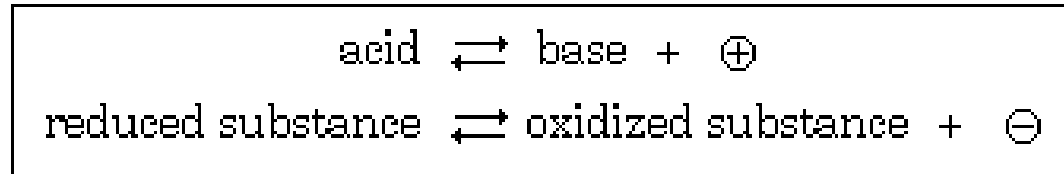


Lo ione ossidrile in linea di principio non ha una posizione speciale come portatore di proprietà di base.

Non abbiamo alcuna misura logica per un confronto tra la forza degli acidi e delle basi..

Pertanto il solvente, ad esempio l'acqua, non può essere considerato neutro in linea di principio.

Gli equilibri acido-base e di riduzione-ossidazione sono analoghi:



Nel primo caso è coinvolto l'elettrone positivo, nell'altro quello negativo.