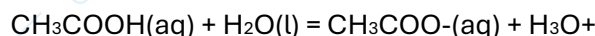


EQUILIBRI ACIDO-BASE

Si definisce **acido di Bronsted-Lowry** una sostanza che può donare un protone, mentre una **base di Bronsted-Lowry** è una sostanza che può accettare un protone. In una relazione acido-base un protone viene trasferito dall'acido alla base. Per esempio, quando l'acido acetico è disciolto in acqua avviene una relazione acido-base nella quale vengono trasferiti protoni delle molecole di acido acetico alle molecole d'acqua.

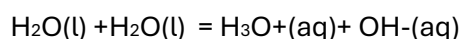


Il risultato è il trasferimento di un protone dall'acido acetico all'acqua per formare ione idronio H_3O^+ . Le molecole di acido acetico e quelle di acqua si urtano frequentemente. In alcune collisioni si verifica che le molecole siano orientate in modo tale che il legame O-H dell'acido acetico e l'atomo di O dell'acqua siano vicini e allineati.

Acidi e basi si presentano come **coppie acido-base coniugate**, che sono messe in relazione dal trasferimento di un protone. In una relazione acido base l'acido dona un protone alla base e viene convertito nella sua base coniugata. La base accetta il protone e viene convertita nel suo acido coniugato. Lo stato di equilibrio di una relazione acido-base includerà l'acido e la sua base coniugata così come la base e il suo acido coniugato.

Alcune molecole e ioni funzionano sia da base che da acido a seconda delle condizioni di reazione, e sono dette **anfoteri**. L'esempio più comune è l'acqua. L'acqua è molto efficace come solvente, in quanto stabilizza soluti sia polari sia ionici. Nelle reazioni acido-base, l'acqua non è solo un solvente ma partecipa anche come reagente.

L'equilibrio risultante dell'acqua è



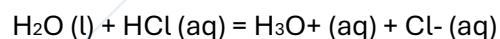
Questa è la reazione di **autoionizzazione dell'acqua**, che produce basse, ma misurabili, concentrazioni di ioni idronio e idrossido all'equilibrio. L'espressione dell'equilibrio per questa reazione è:

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w$$

La costante di equilibrio di questa reazione ha il simbolo K_w e si chiama **prodotto ionico dell'acqua** e il suo valore numerico è 1.0×10^{-14} alla -14 a 25°C .

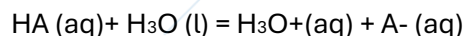
ACIDI E BASI FORTI E DEBOLI

Una soluzione acquosa acida contiene ioni H_3O^+ in eccesso rispetto a OH^- . Un acido forte è un acido che si ionizza in soluzione acquosa in maniera pressoché completa.



Una base forte è definita come una base che reagisce in modo essenzialmente completo per dare lo ione OH^- (aq) quando messa in acqua. Per ogni mole sul litro dell'uno o dell'altro ione che viene aggiunta all'acqua, si forma una mole su litro di OH^-

In un acido debole, il trasferimento di ioni idrogeno all'acqua non è completo. Un acido debole è quindi anche un elettrolita debole: le sue soluzioni acquose conducono l'elettricità peggio di quelle di un acido forte alla stessa concentrazione. La ionizzazione di un acido può essere scritta:



In cui A⁻ è la base coniugata di HA. L'espressione dell'equilibrio

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = K_a$$

“a” sta per acido e K_a è la costante di ionizzazione acida. Un acido debole non reagisce completamente con il solvente, la concentrazione dei prodotti all'equilibrio sono basse, e K_a è piccola. Un acido forte reagisce quasi completamente, perciò la concentrazione di HA al denominatore è prossima a zero e K_a è grande.

La forza di una base è inversamente correlata alla forza del suo acido coniugato: più debole è l'acido, più forte è la sua base coniugata e viceversa.

REAZIONI OSSIDO-RIDUZIONE

Nelle reazioni ossido riduzione gli elettroni vengono trasferiti tra e specie reagenti quando esse si combinano per formare i prodotti. Questo scambio viene descritto come una variazione del numero di ossidazione dei reagenti: il numero di ossidazione delle specie che perdono elettroni aumenta, mentre quello delle specie che li acquistano diminuisce. Un prototipo di relazione redox è quella del magnesio con l'ossigeno. Quando questa reazione giunge a completamento, il prodotto è l'ossido di magnesio. Nel processo il magnesio viene ossidato; cede elettroni, perché il suo numero di ossidazione aumenta da 0 a +2. L'ossigeno che acquista elettroni, si dice che viene ridotto; il suo numero di ossidazione diminuisce da 0 a -2.

In origine il termine ossidazione si riferiva solo a reazioni con l'ossigeno. Esso ora viene usato per descrivere qualsiasi processo in cui il numero di ossidazione di una specie aumenta. Numerose reazioni redox avvengono in soluzioni acquose.

Una qualunque redox è sempre scomponibile in 2 ossidazioni:

- Semireazioni di OX= induce a riduzione; $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$
- Semiriduzione di Rid= agente ossidante; $\text{Cn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cn(s)}$

Una redox può avvenire in uno stesso contenitore mescolando tra loro due coppie redox. L'altro modo per far avvenire le redox è quello di far avvenire la semireazione di OX e quella di Rid in due contenitori diversi e fisicamente separati. Qui si trasforma l'energia chimica (G) in energia elettrica (W elettrica) PILE.