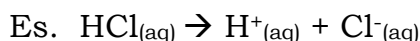


Acidi e Basi

Teoria di Arrhenius: un **acido** è una sostanza che sciolta in acqua, provoca un aumento della concentrazione degli ioni H^+ .



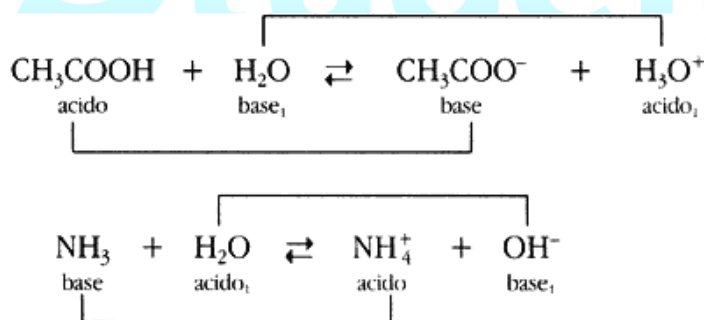
Una **base** è una sostanza che, sciolta in acqua, provoca un aumento della concentrazione degli ioni OH^- .



Teoria di Bronsted – Lowry: le reazioni acido- base sono reazioni di trasferimento protonico. Un **acido** è una specie che dona un protone ad una base. In una soluzione acquosa, l'acqua è la base che accetta il protone dell'acido.

Una **base** è una specie che accetta un protone da un acido. In soluzione acquosa, l'acqua è l'acido che cede il protone alla base liberando ioni OH^- .

Coppie di specie che differiscono solo per un protone, quali NH_3/NH_4^+ o H_2O/H_3O^+ , costituiscono una **coppia coniugata acido- base**.



Teoria di Lewis: alcune reazioni sono dette acido- base pur non prevedendo scambio di protoni, utilizzando la condivisione di una coppia di elettroni solitari. Un **acido di Lewis** è una specie che può formare un legame covalente accettando una coppia di elettroni da un'altra specie. Una **base di Lewis** è una specie che può formare un legame covalente, donando una coppia di elettroni ad un'altra specie.

Un acido o una base sono **forti** se, in acqua, sono completamente dissociati; un acido o una base sono **deboli** se, in acqua, sono solo parzialmente dissociati.

La forza relativa di un acido (o di una base) può essere considerata in funzione della tendenza a perdere (accettare) un protone rispetto alla coppia coniugata, partner di reazione. In acqua, un acido forte è un acido più forte della specie H_3O^+ , così che è lui a cedere il protone in soluzione acquosa, e quindi risulta completamente dissociato. Un acido debole è una specie che, rispetto ad H_3O^+ , ha minor tendenza a cedere il protone, e pertanto risulta solo parzialmente dissociato.

Le **specie anfotere**, sono specie che si comportano da acido o da base, a seconda della specie partner di reazione.

L'acqua è debolmente ionizzata e, poiché genera sia ioni H^+ , sia ioni OH^- , si comporta da acido con le basi e da base con gli acidi.



La **costante di equilibrio** della sua dissociazione è molto bassa:

$$k_{\text{eq}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}] = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

Inglobando nella costante la concentrazione dell'acqua non dissociata (pari a 55.5 mol/litro), che a così bassa dissociazione praticamente non varia, si ottiene il **prodotto ionico dell'acqua K_w** che rimane costante in tutte le soluzioni acquose:

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

ciò significa che se in una soluzione aumenta la concentrazione degli ioni idrogeno, diminuisce quella degli ioni idrossili e viceversa.

$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$ per evitare di usare numeri molto piccoli, risulta più conveniente esprimere $[\text{H}^+]$ in termini di logaritmi, pertanto si definisce:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \quad \text{in acqua pura} \rightarrow \text{pH} = -\log (10^{-7}) = 7 \quad \text{pOH} = -\log (10^{-7}) = 7 \quad \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Considerando il prodotto ionico dell'acqua, la concentrazione dell'acqua, la concentrazione degli ioni $[\text{H}^+]$ può variare da 0 a 10^{-14} e quindi il **pH varia da 0 a 14**. Una soluzione è:

- **neutra** quando contiene un numero di ioni H^+ uguale a quello degli ioni OH^- e in tal caso, il suo pH vale 7;

- **acida** se il numero degli ioni H^+ supera quello degli ioni OH^- e in tal caso il pH è minore di 7;

- **basica** se il numero degli ioni H^+ è minore di quello degli ioni OH^- e in tal caso il pH varia da 7 a 14.

La forza di un acido o di una base si misura mediante la costante di equilibrio della reazione di dissociazione in acqua, detta rispettivamente: costante di acidità k_a per gli acidi e costante di basicità k_b per le basi.

Consideriamo la reazione di dissociazione degli acidi: $HR + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + R^-$ la cui costante vale: $K_{eq} = [H_3O^+] [R^-] / [HR] [H_2O]$ La concentrazione dell'acqua si può considerare costante perché l'acqua è sempre presente in grande quantità e la si può incorporare nella costante di equilibrio, che prende il nome di **costante di acidità**, indicata con K_a : $K_a = [H_3O^+] [R^-] / [HR]$; poiché la concentrazione degli ioni H_3O^+ è uguale a quella degli ioni H^+ , la costante di acidità si può esprimere $K_a = [H^+] [R^-] / [HR]$

Analogamente, per una base si ottiene la **costante di basicità** $K_b = [X^+] [OH^-] / [XOH]$

Un valore elevato della costante indica che l'equilibrio è spostato a destra, cioè che l'acido (o la base) è molto dissociato, quindi forte. La costante di acidità di un acido in soluzione acquosa e la costante di basicità della sua base coniugata sono inversamente proporzionali e il loro prodotto è uguale al prodotto ionico dell'acqua: $K_a K_b = K_w = 10^{-14}$

La concentrazione degli ioni H^+ nella soluzione acquosa di un acido debole, o quella degli ioni OH^- nella soluzione acquosa di una base debole, corrisponde alla media geometrica tra la concentrazione iniziale e la costante di acidità o di basicità: $[H^+] = \sqrt{K_a C_a}$ $[OH^-] = \sqrt{K_b C_b}$

Il pH si misura con uno strumento detto **piaccametro**, oppure facendo uso di **indicatori**, che sono acidi o basi deboli, i cui ioni in soluzione acquosa assumono colore diverso da quello delle molecole in dissociate. Ogni indicatore ha un suo proprio **pH di viraggio** nel quale prevale uno dei due tipi di particelle e questo fa cambiare il colore della soluzione; si chiama invece **intervallo di viraggio** l'intervallo di pH entro il quale l'occhio umano percepisce il cambiamento di colore.

La reazione di un acido con una base è detta di **neutralizzazione**, perché se acido e base sono mescolati in quantità equivalenti e hanno la stessa forza, cioè sono ugualmente dissociati, gli ioni idrogeno emessi dall'acido si uniscono agli ossidrili emessi dalla base formando acqua e la soluzione che ne risulta è perfettamente neutra. Se invece acido e base hanno forza diversa, prevalgono gli ioni della sostanza più dissociata. Perciò, la miscela di un acido debole con una base forte è basica, mentre la miscela di un acido forte con una base debole è acida.

La reazione di neutralizzazione è usata nella **titolazione acidimetrica**, che consiste nel determinare la concentrazione (titolo) di una soluzione acida,

misurando il volume di una soluzione basica a concentrazione nota necessaria per neutralizzare l'acido e viceversa. Nella titolazione di una base forte con un acido forte, il **punto di viraggio** coincide con il punto di viraggio coincide con il **punto di equivalenza** con neutralizzazione a pH=7.

I Sali derivati da acido debole e base forte, o viceversa da acido forte e base debole, in soluzione sono solo parzialmente ionizzati, ma reagiscono con l'acqua in cui sono disciolti (**idrolisi salina**), dando soluzioni basiche nel primo caso, acide nel secondo. I Sali derivati da acido forte e base forte, sono invece completamente dissociati in acqua e non si idrolizzano.

La **costante di idrolisi K_i** è la costante di equilibrio della reazione di idrolisi, con i Sali di base debole oppure di acido debole, si ha rispettivamente:

$$K_i K_b = K_w \quad \text{e} \quad K_i K_a = K_w$$

Si può calcolare il pH delle soluzioni saline, sapendo che si ha:

$$[H^+] = \sqrt{K_w / K_b} \cdot C_{\text{sale}} \quad [OH^-] = \sqrt{K_w / K_a} \cdot C_{\text{sale}}$$

Una soluzione che mantiene costante il pH anche se si aggiungono piccole quantità di acido o base è detta **soluzione tampone** ed è costituita da una miscela in parti uguali di acido debole (o di base debole) e di un suo sale. Il pH della soluzione tampone dipende infatti solo dalla costante di acidità (o di basicità) e dal rapporto tra le concentrazioni acido/sale o base/sale.