

## Calcolo del pH di una soluzione

Il pH è un indice della concentrazione degli ioni  $H^+$  di una soluzione (più esattamente il logaritmo decimale negativo della concentrazione molare degli ioni  $H^+$  nella soluzione:  $pH = -\log [H^+]$ ). Possiamo calcolare teoricamente la concentrazione di questi ioni in una soluzione, distinguendo tra due situazioni diverse:

- soluzione acida (o basica) di un acido (o una base) forte;
- soluzione acida (o basica) di un acido (o una base) debole.

Un **acido forte** si dissocia completamente, per cui, conoscendo la concentrazione dell'acido, ricaviamo facilmente il pH della soluzione.

Per esempio, l'acido cloridrico HCl (acido monoprotico) si dissocia completamente in acqua:



per cui in una soluzione 0,1 M (ossia  $10^{-1}$  M) di HCl, si avrà un'uguale concentrazione di  $H^+$  ( $10^{-1}$  M) e il pH sarà:

$$pH = -\log [H^+] = -\log 10^{-1} = -(-1) = 1$$

Per una soluzione contenente una **base forte**, si calcola analogamente il pOH e da questo il pH che si ottiene dalla relazione:

$$pH = 14 - pOH$$

Un acido debole (HA), invece, non si dissocia completamente e la  $[H^+]$  non sarà uguale alla concentrazione dell'acido e bisogna tener conto della costante di dissociazione acida  $K_a$ :

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

All'equilibrio, la concentrazione di  $H^+$  e  $A^-$  è uguale, per cui:

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{[HA]}$$

Possiamo ritenere che la  $[HA]$  in forma indissociata, all'equilibrio, sia quasi coincidente alla concentrazione dell'acido nella soluzione (essendo l'acido debole, la maggior parte delle molecole è in forma indissociata HA), per cui:

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot [HA]}$$

da cui:

$$pH = -\log \sqrt{K_a \cdot [HA]}$$

Per una base debole si calcola in modo analogo il pOH tenendo conto della costante di dissociazione basica  $K_b$  e dal pOH si calcola per differenza (come per le basi forti) il pH.