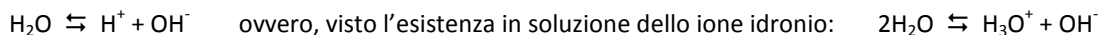


Autodissociazione dell'acqua e pH

Gli acidi, le basi ed i sali sono definiti elettroliti in quanto disciolti in acqua si dissociano liberando ioni e quindi conducono la corrente elettrica. Se sono completamente dissociati sono detti elettroliti forti, mentre se sono parzialmente dissociati sono detti elettroliti deboli.

Anche l'acqua pura conduce, sia pure molto debolmente, la corrente elettrica, a causa di un equilibrio di autodissociazione, sempre presente:



Per semplicità verrà da ora in poi considerato lo ione H^+ e non lo ione H_3O^+ anche se è più realistico fare riferimento all'esistenza di quest'ultimo nelle soluzioni di elettroliti.

Scrivendo la K di equilibrio:

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

dove compaiono le concentrazioni all'equilibrio delle diverse specie

Poiché l'acqua è poco dissociata, $[\text{H}_2\text{O}] = (\text{C}_{\text{iniziale}} - \text{C}_{\text{dissociata}})$ dove C indica la concentrazione molare, ma $\text{C}_{\text{dissociata}}$ è trascurabile e quindi $[\text{H}_2\text{O}]$ risulta costante. Portandola a sinistra dell'equazione e ponendo $K_w = K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \text{costante}$, si ottiene il prodotto ionico dell'acqua K_w . Alla temperatura di 25°C (298 K) K_w vale $1 \cdot 10^{-14}$. Pertanto:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

Il prodotto ionico dell'acqua deve essere verificato in tutte le soluzioni acquose. Poiché è scomodo utilizzare dei numeri così piccoli e con esponente negativo, è stato introdotto il concetto di pH/pOH

$$pH = -\log[\text{H}^+] \quad pOH = -\log[\text{OH}^-] \quad \text{Ovviamente si avrà anche la relazione inversa:}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-pH} \quad [\text{OH}^-] = 10^{-pOH}$$

Si può quindi fornire la definizione di neutralità/acidità/basicità di una soluzione:

- Soluzione neutra: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ definizione valida sempre
In particolare a 25°C, visto il valore di K_w , si avrà: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ e quindi $pH = 7$. E' importante sottolineare che solo a questa temperatura la condizione di neutralità coincide con il pH pari a 7.
- Soluzione acida: $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ definizione valida sempre.
In particolare a 25°C, visto il valore di K_w , si avrà: $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-] > 10^{-7}$ cioè ad esempio 10^{-6} e quindi $pH < 7$.
- Soluzione basica: $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ definizione valida sempre.
In particolare a 25°C, visto il valore di K_w , si avrà: $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-] < 10^{-7}$ cioè ad esempio 10^{-8} e quindi $pH > 7$.

Dalla definizione del prodotto ionico dell'acqua, viste le proprietà dei logaritmi, si ha:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \quad pK_w = pH + pOH = 14$$

Tale relazione consente di calcolare il pOH dato il pH e viceversa. Sulla base di quanto detto la scala del pH/pOH definisce il carattere delle soluzioni:

pH	0	----- 7 -----	14
		acida	basica
pOH	14	----- 7 -----	0