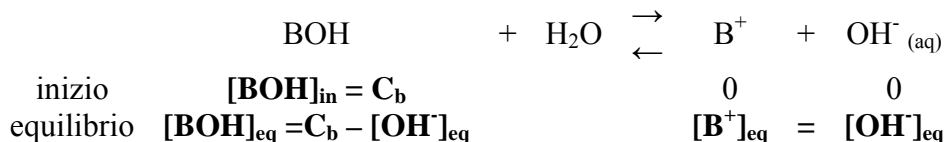


Calcolo del pH di basi deboli

Sia dato, come esempio, una base debole che, in soluzione acquosa, si dissocia nel seguente modo:



La costante di equilibrio sarà: $K_{\text{eq}} = \frac{[\text{B}^+][\text{OH}^-]}{[\text{BOH}][\text{H}_2\text{O}]}$

Sapendo che la soluzione è molto diluita e che l'acqua mantiene la sua composizione praticamente costante, la $[\text{H}_2\text{O}] = (1000 \text{ g/litro}) / (18,02 \text{ g/mole}) = 55,5 \text{ M}$.

Definiamo quindi: $K_{\text{eq}} [\text{H}_2\text{O}] = K_b = \frac{[\text{B}^+][\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]}$

La costante K_b è detta **costante di basicità** e ci fornisce una misura della forza della base.

Abbiamo, poc' anzi, definito queste condizioni:

- $[\text{BOH}]_{\text{eq}} = C_b - [\text{OH}^-]_{\text{eq}}$
- $[\text{B}^+]_{\text{eq}} = [\text{OH}^-]_{\text{eq}}$

Seguono i seguenti calcoli: $K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{C_b - [\text{OH}^-]_{\text{eq}}}$

$$\begin{aligned}
 [\text{OH}^-]_{\text{eq}}^2 &= K_b (C_b - [\text{OH}^-]_{\text{eq}}) \\
 [\text{OH}^-]_{\text{eq}}^2 + [\text{OH}^-]_{\text{eq}} K_b - C_b K_b &= 0
 \end{aligned}$$

Risolvendo l'equazione di secondo grado, per $[\text{OH}^-]_{\text{eq}} = x$, si ottiene:

$$x^2 + x K_b - C_b K_b = 0$$

$$x_{\text{accettabile}} = [\text{OH}^-]_{\text{accettabile}} = \frac{-K_b + \sqrt{K_b^2 + 4C_b K_b}}{2}$$

e quindi **pOH = - log₁₀ [OH⁻]**

Se $K_b < 10^{-4}$ si possono anche **arrotondare i calcoli** in questo modo: $C_b - [\text{OH}^-]_{\text{eq}} \approx C_b$

Quindi:

$$[\text{OH}^-]_{\text{eq}}^2 = K_b C_b$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b C_b}$$

da cui **pOH = -log₁₀ √(K_b C_b)**

e **pH = 14 - pOH**