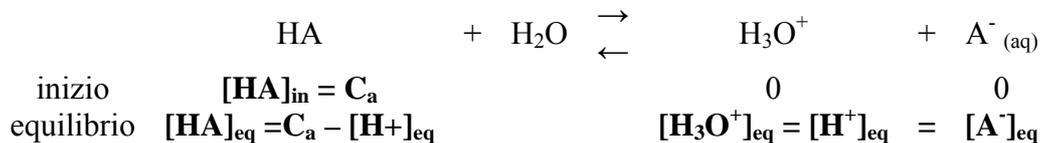


Calcolo del pH di acidi deboli

Sia dato, come esempio, un acido debole monoprotico che, in soluzione acquosa, si dissocia nel seguente modo:



La costante di equilibrio sarà: $K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}][\text{H}_2\text{O}]}$

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: $K_{\text{eq}} [\text{H}_2\text{O}] = K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$

La **costante K_a** è detta **costante di acidità** e ci fornisce una misura della forza dell'acido.

Abbiamo, poc' anzi, definito queste condizioni:

- $[\text{HA}]_{\text{eq}} = C_a - [\text{H}^+]_{\text{eq}}$
- $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = [\text{H}^+]_{\text{eq}} = [\text{A}^-]_{\text{eq}}$

Seguono i seguenti calcoli: $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_a - [\text{H}^+]_{\text{eq}}}$

$$\begin{aligned}
 [\text{H}^+]_{\text{eq}}^2 &= K_a (C_a - [\text{H}^+]_{\text{eq}}) \\
 [\text{H}^+]_{\text{eq}}^2 + [\text{H}^+]_{\text{eq}} K_a - C_a K_a &= 0
 \end{aligned}$$

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

$$x^2 + x K_a - C_a K_a = 0$$

$$x_{\text{accettabile}} = [\text{H}^+]_{\text{accettabile}} = \frac{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4C_a K_a}}{2}$$

e quindi **pH = - log₁₀ [H⁺]**

Se **$K_a < 10^{-4}$** si possono anche **arrotondare i calcoli** in questo modo: $C_a - [\text{H}^+]_{\text{eq}} \approx C_a$

Quindi:

$$[\text{H}^+]_{\text{eq}}^2 = K_a C_a$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a C_a}$$

da cui **pH = -log₁₀ √K_a C_a**