

## pH-ul soluțiilor apoase de acizi

**pH-ul** unei soluții apoase reprezintă cantitatea de protoni (sau ioni hidroniu) care se găsesc în soluție, și este definit prin relația: **pH = -lg [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]**

Operatorul matematic **p** poate fi folosit și pentru a exprima alte cantități, spre exemplu:

$$pK_a = -\lg K_a$$

$$pOH = -\lg [HO^-]$$

$$pK_w = -\lg K_w$$

Cu cât pH-ul unei soluții este mai mare, cu atât concentrația molară a ionilor hidroniu este mai scăzută.

La 25° C, în apa pură se găsește următoarea concentrație de ioni hidroniu: [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] = 1,0·10<sup>-7</sup> mol/L, echivalentă cu pH = 7.

**Soluții neutre:** pH = 7

**Soluții acide:** pH < 7

**Soluții bazice:** pH > 7

**Produsul ionic al apei, K<sub>w</sub>**, face legătura între pH, pOH, [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>], și [HO<sup>-</sup>].

La 25° C, următoarele relații sunt valabile pentru soluțiile apoase de acizi și baze:

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [HO^-] = 1,0 \cdot 10^{-14} \text{ (mol/L)}^2$$

$$pH + pOH = pK_w = 14$$

**Acizii monoprotici** sunt acizii care conțin un singur atom de hidrogen în structura lor, deci acizii care ionizează într-o singură treaptă. Exemple de acizi monoprotici tari: HCl, HClO<sub>4</sub>.

### pH-ul acizilor tari

Acizii tari disociază complet în soluții apoase:  $HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

Se consideră C<sub>HA</sub> ca fiind concentrația molară inițială a acidului tare. În cazul acizilor monoprotici tari: **C<sub>HA</sub> = [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]**. Astfel, pH-ul unui acid tare se determină cu relația:

$$pH = -\lg [H_3O^+] = -\lg C_{HA}$$

### pH-ul acizilor slabi

Acizii slabi disociază foarte puțin în soluții apoase, echilibrul fiind deplasat foarte mult spre stânga:



$$k_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]}$$

Concentrația molară inițială a acidului HA este  $C_{HA}$ .

Se consideră că la echilibru:  $[H_3O^+] = [A^-]$  și  $[HA] = C_{HA} - [H_3O^+]$ . Astfel, constanta de aciditate devine:

$$k_a = \frac{[H_3O^+]^2}{C_{HA} - [H_3O^+]}$$

$$[H_3O^+]^2 + k_a \cdot [H_3O^+] - k_a \cdot C_{HA} = 0$$

$$[H_3O^+] = -\frac{k_a}{2} + \sqrt{\frac{k_a^2}{4} + k_a \cdot C_{HA}}$$

Pentru acizii slabi care au  $k_a < 10^{-5}$ , termenii  $(-k_a/2)$  și  $(k_a^2/4)$  se neglijează. Astfel, se obține o relație simplificată pentru calculul concentrației ionilor hidroniu din soluție:

$$[H_3O^+] = \sqrt{k_a \cdot C_{HA}}$$

pH-ul acizilor slabi se calculează conform relației:

$$pH = \frac{1}{2} \cdot pk_a - \frac{1}{2} \lg C_{HA}$$