

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: **$\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+]$**

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

$$\text{pk}_a = -\lg k_a$$

$$\text{pOH} = -\lg [\text{HO}^-]$$

$$\text{pk}_w = -\lg k_w$$

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: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-7}$ mol/L, echivalentă cu $\text{pH} = 7$.

Soluții neutre: $\text{pH} = 7$

Soluții acide: $\text{pH} < 7$

Soluții bazice: $\text{pH} > 7$

Produsul ionic al apei, k_w , face legătura între pH , pOH , $[\text{H}_3\text{O}^+]$, și $[\text{HO}^-]$.

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

$$k_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HO}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14} \text{ (mol/L)}^2$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{pk}_w = 14$$

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_4 .

pH-ul acizilor tari

Acizii tari disociază complet în soluții apoase: $\text{HA}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{A}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$

Se consideră C_{HA} ca fiind concentrația molară inițială a acidului tare. În cazul acizilor monoprotici tari: $C_{\text{HA}} = [\text{H}_3\text{O}^+]$. Astfel, pH-ul unui acid tare se determină cu relația:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg C_{\text{HA}}$$

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:

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