pH-ul soluțiilor apoase de baze slabe

Bazele slabe nu conțin gruparea hidroxil în structura lor. Însă la dizolvarea lor în apă, bazele slabe măresc concentrația ionilor hidroxil din soluție, acceptând un proton de la o moleculă de apă și lăsând astfel în urmă un ion hidroxil:

$$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows BH^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$$

$$k_b = \frac{[BH^+]\cdot[HO^-]}{[B]}$$

Considerăm că echilibru:

- $[HO^-] = [BH^+]$
- $[B] = C_B - [HO^-]$

Expresia constantei de bazicitate devine:

$$k_b = \frac{[HO^-]^2}{C_B - [HO^-]}$$

$$[HO^-]^2 + k_b\cdot[HO^-] - k_b\cdot C_B = 0$$

$$[HO^-] = -\frac{k_b}{2} + \sqrt{\frac{k_b^2}{4} + k_b\cdot C_B}$$

Pentru bazele slabe care au $\mathbf{k_b < 10^{-5}}$, termenii $(-k_b/2)$ și $(k_b^2/4)$ se neglijează. Astfel, se obține o relație simplificată pentru calculul concentrației ionilor hidroxil din soluție:

$$[HO^-] = \sqrt{k_b\cdot C_B}$$

În continuare trebuie să calculăm concentrația ionilor hidroniu din soluție:

$$[H_3O^+] = \frac{k_w}{[HO^-]} = \frac{k_w}{\sqrt{k_b\cdot C_B}}$$

$$k_a\cdot k_b = k_w \Rightarrow k_b = \frac{k_w}{k_a}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{\frac{k_w\cdot k_a}{C_B}}$$

$$pH = -\lg[H_3O^+] = -\lg\sqrt{\frac{k_w\cdot k_a}{C_B}}$$

$$\mathbf{pH = \frac{1}{2}pk_a + \frac{1}{2}\lg C_B + 7}$$

www.Lectii-Virtuale.ro

www.Lectii-Virtuale.ro