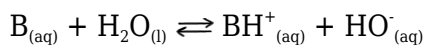


## pH-ul soluțiilor apoase de baze slabe

**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:



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

Considerăm că echilibrul:

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

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  $k_b < 10^{-5}$ , 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:

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

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

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

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

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

[www.Lectii-Virtuale.ro](http://www.Lectii-Virtuale.ro)