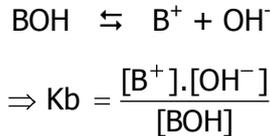


Assim,

$$[H^+] = [A^-] \text{ e } [HA] = C_{HA} \Rightarrow K_a = \frac{[H^+].[A^-]}{[HA]} \Rightarrow K_a = \frac{[H^+]^2}{C_{HA}}$$

Através dessa última expressão, é possível calcular a  $[H^+]$  de um ácido fraco e, portanto, o pH da solução.

Para uma base fraca, BOH, um raciocínio semelhante pode ser desenvolvido:



Como só existe a base em solução, pode-se afirmar que  $[B^+] = [OH^-]$ , pois a base é a única fonte desses dois íons, e, cada vez que ioniza, libera um cátion e um ânion (OBS: a água também libera  $OH^-$ , mas, por ser um eletrólito muito fraco, o valor de sua concentração pode ser desprezado em relação ao valor do que é liberado pela base).

A concentração de BOH no equilíbrio ( $[BOH]$ ) é a concentração total, ou analítica, de BOH ( $C_{BOH}$ ), menos a concentração dos íons liberados, que podem ser representados pelos íons hidroxila ( $[OH^-]$ ), ou seja,  $[BOH] = C_{BOH} - [OH^-]$ . No entanto, em algumas situações, como é o caso de bases muito fracas, a  $[OH^-]$  é muito menor que a  $C_{BOH}$ , e seu valor pode ser desprezado, em relação ao último, ficando a concentração de equilíbrio da base praticamente igual à sua concentração analítica.

Assim,

$$[OH^-] = [B^+] \text{ e } [BOH] = C_{BOH} \Rightarrow K_b = \frac{[OH^-].[OH^-]}{C_{BOH}} \Rightarrow K_b = \frac{[OH^-]^2}{C_{BOH}}$$

Através dessa última expressão, é possível calcular a  $[OH^-]$  de uma base fraca, o valor do pOH e, conseqüentemente, o pH da solução.

Um outro parâmetro envolvido com os cálculos de pH de ácidos e bases fracos é o grau de ionização,  $\alpha$ , já visto anteriormente e é a porcentagem de ionização, que é  $\alpha \times 100$ .

$$\text{para ácidos: } \alpha = \frac{[H^+]}{C_{HA}} \text{ e, para bases: } \alpha = \frac{[OH^-]}{C_{BOH}}$$

<b>Exercício 5.</b>	Calcular o pH e a porcentagem de ionização do ácido acético (HAc) que encontra-se em solução 0,1 M. Dados: $K_a=1,75 \times 10^{-5}$ ; $(1,75)^{1/2}=1,32$ ; $\log 1,32 = 0,12$
<b>Solução:</b>	
$C_{HAc} = 0,1 \text{ M} = 10^{-1} \text{ M}$	
$HAc \rightleftharpoons H^+ + Ac^-$	$\Rightarrow pH = -\log 1,32 \times 10^{-3} = 3 - \log 1,32 = 3 - 0,12$
$K_a = \frac{[H^+].[Ac^-]}{[HAc]} = \frac{[H^+].[H^+]}{C_{HAc}} = \frac{[H^+]^2}{C_{HAc}}$	$\Rightarrow \text{Resp: pH} = 2,88$
$\Rightarrow [H^+]^2 = K_a \times C_{HAc} \Rightarrow [H^+] = \sqrt{K_a \cdot C_{HAc}}$	$\alpha = \frac{[H^+]}{C_{HAc}} = \frac{1,32 \cdot 10^{-3}}{10^{-1}} = 1,32 \times 10^{-2}$
$\Rightarrow [H^+] = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-1}} = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-6}}$	% ionização = $\alpha \times 100 = 1,32 \times 10^{-2} \times 100$
$\Rightarrow [H^+] = 1,32 \times 10^{-3} \text{ M}$	$\Rightarrow \text{Resp: \% ionização} = 1,32 \%$

<b>Exercício 6.</b>	Calcular o pH e a porcentagem de ionização do ácido fluorídrico (HF) que encontra-se em solução 0,1 M. Dados: $K_a=6,75 \times 10^{-4}$ ; $(67,5)^{1/2}=8,22$ ; $\log 8,22 = 0,91$
---------------------	--