



Disociační konstanta je obecně dána rovnicí

$$K = \frac{a_+^{v^+} \cdot a_-^{v^-}}{a}$$

kde a_+ a a_- jsou aktivity iontů v roztoku a a je aktivita nedisociované formy.

Disociační konstantu slabé kyseliny a nebo zásady je možné vypočítat ze stupně disociace

$$K = \frac{c\gamma_{\pm}^2\alpha^2}{\gamma c^{\circ}(1-\alpha)}$$

kde c° označuje standardní koncentraci 1 mol dm^{-3} , γ_{\pm} je střední aktivitní koeficient disociované kyseliny nebo zásady. U ideálních roztoku jsou aktivitní koeficienty rovny jedné.

Aktivita je dána rovnicí

$$a_i = c_i \cdot \gamma_i$$

kde γ_i je aktivitní koeficient.

Střední aktivitní koeficient

$$\gamma_{\pm} = \sqrt[{\nu}]{\gamma_+^{\nu_+} \gamma_-^{\nu_-}}$$

kde ν^+ , ν^- je počet aniontů a kationtů na něž se rozpadá molekula elektrolytu.

Iontová síla roztoku I

$$I = \frac{1}{2} \sum_i c_i z_i^2$$

kde c_i je koncentrace a z_i je náboj.

Limitní zákon pro střední aktivitní koeficient

$$\log \gamma_{\pm} = -A|z^+ z^-| \sqrt{I}$$

kde A je konstanta. Její hodnota závisí na použitém logaritmu. Při $25 \text{ }^{\circ}\text{C}$ a pro \ln je $A=1.172 \text{ kg}^{1/2}/\text{mol}^{1/2}$ a při použití \log je $A=0.509 \text{ kg}^{1/2}/\text{mol}^{1/2}$. Z jsou náboje iontů a I iontová síla. Pro koncentrace elektrolytů větší než $10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$ a menší než $10^{-1} \text{ mol dm}^{-3}$ a objemnější ionty limitní zákon přechází na

$$\log \gamma_{\pm} = \frac{-A|z^+ z^-| \sqrt{I}}{1 + Ba\sqrt{I}}$$

kde B je konstanta a a je nastavitelný parametr