

Disociace v roztocích solí, hydrolyza

Hydrolyza je reakce iontu soli, který pochází ze slabé kyseliny nebo ze slabé zásady, s vodou. Jde vlastně o **disociaci** daného **iontu**, který se chová jako kyselina nebo zásada podle Brønstedovy teorie.

Sůl silné kyseliny a slabé zásady

Příkladem takové soli je chlorid amonný. Při rozpouštění NH_4Cl nastanou tyto děje:



V důsledku hydrolyzy daný roztok reaguje **kyselé**. Koncentrace iontu (kyseliny) NH_4^+ je dána celkovou koncentrací NH_4Cl . Disociační konstanta $K_a(\text{NH}_4^+)$ nebývá tabelována. Naopak, v tabulkách najdeme disociační konstantu odpovídající zásady $K_b(\text{NH}_3)$. Vztah pro přepočítání snadno odvodíme:

$$K_a(\text{NH}_4^+) = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \quad K_b(\text{NH}_3) = \frac{[\text{OH}^-][\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

$$K_a(\text{NH}_4^+)K_b(\text{NH}_3) = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \frac{[\text{OH}^-][\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w$$

Odvozený výraz vyjádříme v logaritmické formě:

$$pK_a(\text{NH}_4^+) + pK_b(\text{NH}_3) = pK_w$$

- *Proveďte výpočet pH roztoku chloridu amonného koncentrace $0,01 \text{ mol dm}^{-3}$.*

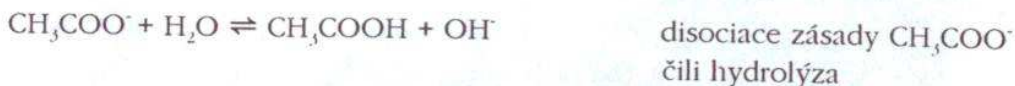
Celková koncentrace chloridu amonného je rovna koncentraci NH_4^+ , protože jde o silný elektrolyt. pK_a amonného iontu je $14 - 4,75 = 9,25$, a proto jde o slabou kyselinu. K výpočtu pH použijeme zjednodušeného vztahu pro disociační konstantu kyseliny.

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HA}]_0}$$

$$\text{pH} = -0,5 \log(K_a [\text{NH}_4\text{Cl}]_0) = -0,5 \log(10^{-9,25} \cdot 10^{-2}) = -0,5 \log 10^{-11,25} = 5,63$$

Sůl slabé kyseliny a silné zásady

Příkladem takové soli je octan amonný. Při rozpouštění CH_3COONa nastanou tyto děje:



V důsledku hydrolyzy daný roztok reaguje **zásaditě**. Koncentrace iontu čili zásady CH_3COO^- je dána celkovou koncentrací CH_3COONa . Disociační konstanta