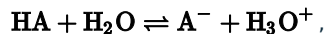


pH slabých kyselin a zásad

Slabé jednosytné kyseliny

U **slabých jednosytných kyselin** probíhá disociace podle rovnovážné reakce:



s rovnovážnou konstantou K , která je definována jako:

$$K = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}.$$

Pro výpočet pH je nutné využít jiný postup než u silných kyselin, protože u slabých kyselin nelze považovat disociaci za úplnou.

Naopak předpokládáme, že:

- kyselina disociuje velmi málo, rozdíl mezi $[\text{HA}]$ a c_{HA} (tedy $[\text{A}^-]$) zanedbáváme, a proto $[\text{HA}] \approx c_{\text{HA}}$;
- disociace kyseliny je jediným zdrojem oxoniových kationtů v systému, tedy podle poměrů látkových množství chemické rovnice $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-]$.

Protože lze koncentraci vody považovat za konstantní, zavádí se tzv. disociační konstanta $K_A = K \cdot [\text{H}_2\text{O}]$, jejíž hodnota je pro každou kyselinu tabelována. Dostáváme tedy:

$$K_A = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}.$$

Podle předpokladů dosadíme $[\text{H}_3\text{O}^+]$ za $[\text{A}^-]$ a c_{HA} za $[\text{HA}]$ a vyjádřením koncentrace oxoniových kationtů dostaneme:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = K_A \cdot [\text{HA}] = K_A \cdot c_{\text{HA}}.$$

Odmocníme (koncentrace je vždy kladné číslo), zlogaritmujeme obě strany rovnice a vynásobíme -1 :

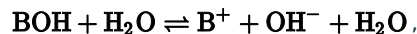
$$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log \sqrt{K_A \cdot c_{\text{HA}}} = -\log (K_A \cdot c_{\text{HA}})^{\frac{1}{2}} = -\frac{1}{2} \log (K_A \cdot c_{\text{HA}}) = -\frac{1}{2} (\log K_A + \log c_{\text{HA}}) = -\frac{1}{2} \log K_A - \frac{1}{2} \log c_{\text{HA}}.$$

Pro „ $-\log K_A$ “ se (analogicky k pH) vžil symbol $\text{p}K_A$. Známe-li disociační konstantu nebo její záporný dekadický logaritmus, spočítáme pH podle vzorce:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_A - \frac{1}{2} \log c_{\text{HA}}.$$

Slabé jednosytné zásady

U **slabých jednosytných zásad** probíhá disociace podle rovnovážné rovnice:



s tabelovanou disociační konstantou $K_B = K$, která je definována jako:

$$K_B = \frac{[\text{B}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]}.$$

Předpokládáme, že:

- zásada disociuje velmi málo, rozdíl mezi $[\text{BOH}]$ a c_{BOH} (tedy $[\text{B}^+]$) zanedbáváme, a proto $[\text{BOH}] \approx c_{\text{BOH}}$;
- disociace kyseliny je jediným zdrojem hydroxidových aniontů v systému, tedy podle poměrů látkových množství chemické rovnice $[\text{OH}^-] = [\text{B}^+]$;
- vznik hydroxidových aniontů působí úbytek oxoniových kationtů podle rovnice pro iontový součin vody: $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$.

Dosazením podle předpokladů do definice disociační konstanty dostáváme:

$$[\text{OH}^-]^2 = K_B \cdot [\text{BOH}] = K_B \cdot c_{\text{BOH}}.$$

Odmocníme (koncentrace jsou vždy kladná čísla):

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_B \cdot c_{\text{BOH}}} = (K_B \cdot c_{\text{BOH}})^{\frac{1}{2}}.$$

Dosadíme do rovnice pro iontový součin vody:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{(K_B \cdot c_{\text{BOH}})^{\frac{1}{2}}}.$$

Zlogaritmujeme a vynásobíme -1 :

$$-\log[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1}{2} \log K_B + \frac{1}{2} \log c_{\text{BOH}} - \log K_w$$

Při 25 °C tedy pH spočítáme podle vzorce

$$\text{pH} = 14 + \frac{1}{2} \log c_{\text{BOH}} - \frac{1}{2} \text{p}K_B$$

Slabé vícesytné kyseliny a zásady

U **slabých vícesytných kyselin a zásad** je pro přesný výpočet nutné znát disociační konstanty všech disociačních stupňů, sestavit z chemických rovnic soustavu rovnic o několika neznámých a za pomoci základní algebry vyjádřit pH. Toto je pro rutinní výpočty poměrně zdoluhavý proces, proto se pH většinou počítá pouze přibližně, zanedbáním méně preferovaných disociačních stupňů, a použije se pak vzorec pro slabé jednosytné kyseliny. V praxi bývá chyba vzniklá tímto zanedbáním relativně malá, neboť jednotlivé disociační konstanty se od sebe liší zpravidla o několik řádů, takže ovlivnění pH zanedbanými reakcemi bývá málo podstatné.

Odkazy

Související články

- pH
- pH silných kyselin a zásad
- pH-metrie
- Měření pH
- pH pufrů
- pH moči
- pH solí

Použitá literatura

- BERKA, Antonín, Ladislav FETL a Ivan NĚMEC, et al. *Příručka k praktiku z kvantitativní analytické chemie*. 1. vydání. Bratislava : SNTL, 1985. 228 s. s. 56–66.