

## pH

Z rovnovážné konstanty autoprotolýza vody jsme odvodili iontový součin vody:

$$K_V = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Iontový součin vody má za standardních podmínek hodnotu  $10^{-14} \text{ mol}^2 / \text{l}^2$ .

V čisté vodě vždy platí rovnost

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-],$$

proto

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= 10^{-7} \text{ mol/l} \\ [\text{OH}^-] &= 10^{-7} \text{ mol/l} \end{aligned}$$

V kyselých roztocích převládají ionty  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ , proto  $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ mol/l}$  a  $[\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ mol/l}$ .

V zásaditých roztocích převládají ionty  $[\text{OH}^-]$ , proto  $[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ mol/l}$  a  $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ mol/l}$ .

Sørensen navrhl používat místo koncentrace vodíkových iontů veličinu pH.

**pH je záporný logaritmus číselné hodnoty koncentrace vodíkových iontů.**

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

nebo

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

Podobně můžeme definovat pOH:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

Pomocí pH můžeme charakterizovat kyselé, neutrální a zásadité roztoky:

pH < 7	roztok je kyselý
pH = 7	roztok je neutrální
pH > 7	roztok je zásaditý

Pokud zlogaritmujeme vztah pro iontový součin vody, dostaneme:

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] &= 10^{-14} && / \log \\ \log([\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]) &= \log(10^{-14}) && \\ \log[\text{H}_3\text{O}^+] + \log[\text{OH}^-] &= -14 && / \cdot (-1) \\ -\log[\text{H}_3\text{O}^+] - \log[\text{OH}^-] &= 14 && \\ \text{pH} + \text{pOH} &= 14 && \end{aligned}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

## pH silných kyselin

U silných kyselin (snadno odštěpují protony) se předpokládá, že všechny molekuly odštěpily při disociaci své protony. Proto u nich platí vztah:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{kys.}]$$

Podle této rovnosti můžeme ve vztahu pro výpočet pH silných kyselin nahradit koncentraci vodíkových iontů  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  koncentrací kyseliny  $[\text{kys.}]$ :

$$\text{pH} = -\log[\text{kys.}]$$

## pH silných zásad

U silných zásad (snadno odštěpují anionty  $\text{OH}^-$ ) se předpokládá, že všechny molekuly odštěpily při disociaci své  $\text{OH}^-$  anionty. Proto u nich platí vztah:

$$[\text{OH}^-] = [\text{zás.}]$$

Podle této rovnosti můžeme ve vztahu pro výpočet pOH silných zásad nahradit koncentraci aniontů  $[\text{OH}^-]$  koncentrací zásady  $[\text{zás.}]$ :

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-].$$

Vyjádřením pH ze vztahu  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$  ( $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$ ) a dosazením za hodnotu pOH z předchozího vztahu dostaneme vzorec pro výpočet pH silných zásad:

$$\text{pH} = 14 + \log[\text{zás.}]$$

## pH slabých kyselin

U slabých kyselin nedochází k úplné disociaci všech molekul. Při určení vzorce pro výpočet pH slabých kyselin vycházíme z disociační konstanty disociace kyseliny (HS je obecná slabá kyselina):



$$K_{\text{HS}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{S}^-]}{[\text{HS}]} \quad \text{disociační konstanta disociace kyseliny}$$

V případě disociace jedné molekuly slabé kyseliny vzniká jeden oxoniový kationt (proton)  $\text{H}_3\text{O}^+$  a jeden aniont kyseliny  $\text{S}^-$ . Proto je poměr kationtu  $\text{H}_3\text{O}^+$  a aniontu  $\text{S}^-$  1 : 1, tudíž platí:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{S}^-]$$

Dosazením této rovnosti do vztahu pro rovnovážnou konstantu slabé kyseliny dostaneme:

$$K_{HS} = \frac{[H_3O^+] \cdot [H_3O^+]}{[HS]} = \frac{[H_3O^+]^2}{[HS]}$$

Vyjádříme z tohoto vztahu koncentraci oxoniových kationtů  $[H_3O^+]$ :

$$[H_3O^+]^2 = K_{HS} \cdot [HS] \Rightarrow [H_3O^+] = \sqrt{K_{HS} \cdot [HS]}$$

Tento vztah zlogaritmuje:

$$\log[H_3O^+] = \log \sqrt{K_{HS} \cdot [HS]}$$

$$\log[H_3O^+] = \frac{1}{2} \log K_{HS} + \frac{1}{2} \log[HS]$$

Vynásobíme (-1):

$$-\log[H_3O^+] = -\frac{1}{2} \log K_{HS} - \frac{1}{2} \log[HS]$$

Výraz  $-\log[H_3O^+]$  nahradíme za pH:

$$pH = -\frac{1}{2} \log K_{HS} - \frac{1}{2} \log[HS]$$

## pH slabých zásad

U slabých zásad nedochází k úplné disociaci všech molekul. Při určení vzorce pro výpočet pH slabých zásad vycházíme z disociační konstanty disociace zásad (BOH je obecná slabá zásada):



$$K_{BOH} = \frac{[B^+] \cdot [OH^-]}{[BOH]} \quad \text{disociační konstanta disociace zásady}$$

V případě disociace jedné molekuly slabé zásady vzniká jeden oxoniový kationt  $B^+$  a jeden aniont  $OH^-$ . Proto je poměr kationtu  $B^+$  a aniontu  $OH^-$  1 : 1, tudíž platí:

$$[B^+] = [OH^-]$$

Dosazením této rovnosti do vztahu pro rovnovážnou konstantu slabé zásady dostaneme:

$$K_{BOH} = \frac{[OH^-] \cdot [OH^-]}{[BOH]} = \frac{[OH^-]^2}{[BOH]}$$

Vyjádríme z tohoto vztahu koncentraci aniontů  $[OH^-]$ :

$$[OH^-]^2 = K_{BOH} \cdot [BOH] \Rightarrow [OH^-] = \sqrt{K_{BOH} \cdot [BOH]}$$

Tento vztah zlogaritmuje:

$$\log[OH^-] = \log \sqrt{K_{BOH} \cdot [BOH]}$$

$$\log[OH^-] = \frac{1}{2} \log K_{BOH} + \frac{1}{2} \log[BOH]$$

Vynásobíme (-1):

$$-\log[OH^-] = -\frac{1}{2} \log K_{BOH} - \frac{1}{2} \log[BOH]$$

Výraz  $-\log[OH^-]$  nahradíme za pOH:

$$pOH = -\frac{1}{2} \log K_{BOH} - \frac{1}{2} \log[BOH]$$

Dosazením předchozího vztahu do vztahu  $pH + pOH = 14$  dostáváme vztah pro výpočet pH slabých zásad:

$$pH = 14 + \frac{1}{2} \log K_{BOH} + \frac{1}{2} \log[BOH]$$

## Cvičení:

- 1) Vypočítejte pH 0,002 M roztoku  $HNO_3$ .
- 2) Vypočítejte pH 0,01 M roztoku KOH.
- 3) Vypočítejte pH 0,01 M roztoku kyseliny octové. ( $K_{kys.} = 1,8 \cdot 10^{-5}$ )
- 4) Vypočítejte pH 0,2 M roztoku hydroxidu amonného. ( $K_{zás.} = 1,8 \cdot 10^{-5}$ )
- 5) Vypočítejte koncentraci HCl v roztoku, jehož pH má hodnotu 1.
- 6) Vypočítejte koncentraci NaOH v roztoku, jehož pH má hodnotu 11,5.
- 7) Vypočítejte koncentraci kyseliny mléčné v roztoku, jehož pH má hodnotu 2,4 ( $K_{kys.} = 1,5 \cdot 10^{-4}$ )