

pH

Z rovnovážné konstanty autoprotolýzy 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.

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

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 OH^-) se předpokládá, že všechny molekuly odštěpily při disociaci své 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) H_3O^+ a jeden aniont kyseliny S^- . Proto je poměr kationtu H_3O^+ a aniontu S^- 1 : 1, tudíž platí:

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

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

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

Vyjádríme 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:

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

Vyjádříme 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 ($K_{kys.} = 1,5 \cdot 10^{-4}$)