

5/4 Kyseliny a zásady a jejich síla

Vývoj teorií pro definici kyselin a zásad

- Boyle: kyseliny chutnají kysele; zásady mají chuť mýdla
- Lavoisier: kyseliny obsahují kyslík (vznik: oxid nekovu + voda); zásady: oxid kovu + voda
- Liebig: kyseliny obsahují H, který lze nahradit kovem
- Arrhenius: kyseliny ve vodném roztoku odštěpují H^+ ; zásady ve vodném roztoku OH^-
- Brønsted: kyseliny uvolňují protony; zásady poutají protony
- Lewis: kyseliny přijímají elektronový pár od zásady; zásady poskytují elektronový pár kyselině
- nejbližší je názor Arrhenia, ale nevysvětluje povahu látek bez OH^- , které ale reagují jako zásady

Brønsted – Lowryho teorie

- 1923 protonová teorie kyselin a zásad: „kyselina je látka, která odštěpuje proton, je tedy dárcem (donorem) protonu; zásada je látka, která proton váže a je tedy příjemcem (akceptorem) protonu“
- pojem „kyselina“ a „zásada“ označuje *činnost* látky při reakci
- $H_2O + NH_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$: H_2O je kyselina (odštěpuje p), NH_3 je zásada (váže p); NH_4^+ je kyselina (může odštěpit p), OH^- je zásada (může vázat p)

Nejběžnější kyseliny: H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_2S , HCl , NH_4^+ , H_3O^+ ...

Nejběžnější zásady: SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , Cl^- , NH_3 ...

Amfoterní látky: některé ionty mají amfoterní charakter – podle podmínek se mohou chovat buď jako kyseliny nebo jako zásady – např. HSO_4^- , HCO_3^- , HS^- , H_2O ...

Síla kyselin a zásad

- kyselina předává zásadě proton s různou intenzitou
- kyselina je tím silnější, čím snadněji odštěpí proton; zásada je tím silnější, čím snadněji váže proton
- kyselina se zásadou tvoří „konjugovaný pár“ (dvojici látek, které se vzájemně liší o proton)
- je-li kyselina velmi silná (slabá), musí být její konjugovaná zásada velmi slabá (silná)

Rovnovážné konstanty

- pro popis síly kyselin (zásad) lze použít rovnovážné konstanty jejich disociace ve vodě
 - $HA + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + A^-$; $BOH + H_2O \longrightarrow OH^- + B^+$
 - rovnovážná konstanta $K = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA][H_2O]}$; rovnovážná konstanta $K = \frac{[OH^-][B^+]}{[BOH][H_2O]}$
- ve zředěných roztocích se koncentrace vody prakticky nemění, lze ji tedy zahrnout do K :
 - $K \cdot [H_2O] = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$; $K \cdot [H_2O] = \frac{[OH^-][B^+]}{[BOH]}$

Konstanta acidity K_A , konstanta bazicity K_B

- $K_A = K \cdot [H_2O] = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$ (čím je K_A menší, tím je kyselina slabší)
- $K_B = K \cdot [H_2O] = \frac{[OH^-][B^+]}{[BOH]}$ (slabé zásady mají konstantu bazicity výrazně menší než 1)

Určení síly kyseliny není-li k dispozici K_A

- velmi slabé kyseliny: stejný počet vodíků a kyslíků a obecný vzorec H_xRO_x (např. $HClO$, H_3BO_3)
- slabé kyseliny: obecný vzorec H_xRO_{x+1} (např. H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_3PO_4 , HNO_2)
- silné kyseliny: obecný vzorec H_xRO_{x+2} (např. H_2SO_4 , HNO_3 , $HClO_3$)
- velmi silné kyseliny: obecný vzorec H_xRO_{x+3} (např. $HClO_4$, $HMnO_4$)
- nejsilnější kyseliny: halogenovodíkové

Úkol

- Vyjádřete konstantu acidity kyseliny dusité: $HNO_2 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_2^-$

Řešení