

ACIDOBAZICKÉ DĚJE

Teorie kyselin a zásad

V současné době používáme Brønstedovu teorii kyselin a zásad:

Kyselina je taková částice, která je schopná odštěpit proton, zásada je částice schopná proton vázat.

Podle této teorie jsou kyseliny dárce (donory) protonů a zásady jejich příjemci (akceptory), tzn. že zásady mají volný elektronový pár, kterým k sobě mohou vázat proton.

Kyseliny: $H_2SO_4, HSO_4^-, HCl, H_3PO_4, HPO_4^{2-}, NH_3, CH_3COOH, H_2O, H_3O^+, H_2PO_4^-$

Zásady: $HSO_4^-, NH_3, H_2O, HPO_4^{2-}, OH^-, Cl^-, CH_3COO^-, SO_4^{2-}, PO_4^{3-}, H_2PO_4^-$

Kyselinami nebo zásadami mohou být nejen elektroneutrální molekuly, ale i kationty nebo anionty. Současně je zřejmé, že některé látky se podle prostředí mohou chovat jako kyseliny, jindy jako zásady.

Amfoterní charakter mají částice, které se mohou někdy chovat jako kyseliny, jindy jako zásady.

Amfoterní charakter vody:

$H_2O + H^+ \rightarrow H_3O^+$ (voda reaguje jako zásada)

$H_2O \rightarrow OH^- + H^+$ (voda reaguje jako kyselina)

Dvojici látek, která se liší o jeden proton, nazýváme **konjugovaný pár**:

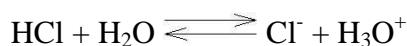
$H_2O - OH^-, H_2O - H_3O^+, HCl - Cl^-$

Průběh acidobazických dějů

Schéma **kyselina** \rightleftharpoons **zásada** + H^+ neodpovídá skutečné situaci, protože proton, podobně jako elektron (redoxní děje), se nemůže v roztoku vyskytovat ve volném stavu. Proto se proton odštěpí z kyseliny jen tehdy, je-li v systému přítomna zásada, která jej může vázat. Např. chlorovodík je ve vodném prostředí silnou kyselinou, zatímco jeho tavenina nemá kyselé vlastnosti.

Látka má vlastnosti kyseliny jen za přítomnosti zásady a naopak má vlastnosti zásady jen za přítomnosti kyseliny.

Při zavádění plynného chlorovodíku do vody probíhá reakce



Z této reakce vyplývá, že:

- chlorovodík odštěpuje proton, a proto se chová jako kyselina (tento děj se nazývá **disociace**)
- voda váže uvolněný proton, chová se jako zásada.

Reaguje-li látka ve vodném prostředí jako kyselina, vznikají oxoniové ionty, protože kationt vodíku (proton) není schopen samostatné existence.

Obecně můžeme jakýkoliv acidobazický děj zapsat schématem:



Z tohoto schématu vyplývá, že takovýto systém se skládá ze dvou konjugovaných párů, jednoho páru **kyselina 1 – zásada 1** a druhého **zásada 2 – kyselina 2**.

Rovnovážné disociační konstanty

Sílu kyseliny posuzujeme podle toho, jak snadno se z ní odštěpí proton, naopak síla zásady závisí na její schopnosti proton vázat.

Ve vodném roztoku se ustaví rovnováha, kterou můžeme pro obecnou rovnici zapsat:



Rovnovážná konstanta je dána výrazem:

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

Ve zředěném roztoku jsou molekuly vody ve velkém nadbytku, takže její koncentrace se prakticky nemění. Proto se spojuje koncentrace vody s rovnovážnou konstantou K za vzniku konstanty K_{HA} , tzv. disociační konstanty.

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

Příklad:



$$K_{\text{HF}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$

S rostoucí hodnotou K_{HA} se zvětšuje síla dané kyseliny.

Obdobný závěr lze učinit i pro zásady a pro jejich disociační konstantu, kterou označujeme K_{B} ($\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HB}^+ + \text{OH}^-$).

Určité kyseliny (kyselina sírová, sulfan, kyselina trihydrogenfosforečná) mají schopnost odštěpovat větší počet protonů než jeden. Takovéto kyseliny označujeme jako **vícesytné**. Např. kyselina sírová je dvojsytná, kyseliny trihydrogenfosforečná trojsytná. Každý z těchto disociačních stupňů je charakterizován příslušnou disociační konstantou, přičemž disociace do dalších stupňů se uskutečňuje v menším rozsahu, protože je obtížnější odštěpit proton ze záporně nabitě částice, aniontu. Např. disociační konstanta sulfanu do prvního stupně má hodnotu $6,3 \cdot 10^{-8}$, do druhého stupně 10^{-14} .

Iontový součin vody

Význačnou vlastností všech rozpouštědel, která mají amfoterní charakter, je **autoprotolýza** neboli reakce, kdy ze dvou částic dané látky vzniká nová kyselina a zásada.

Například ve vodě probíhá autoprotolýza, která vede k ustavení následující rovnováhy:



Rovnovážná konstanta autoprotolýza vody:

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

Protože během reakce dochází ke vzniku pouze nepatrného množství iontů H_3O^+ a OH^- , můžeme považovat koncentraci H_2O za konstantní a zahrnout ji do disociační konstanty:

$$K \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

Pokud označíme $K \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2$ jako K_V (iontový součin vody), pak

$$\mathbf{K_V = [H_3O^+] \cdot [OH^-]}$$

Iontový součin vody má při 25°C hodnotu:

$$K_V = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2,$$

jeho hodnota se mění pouze se změnou teploty.

Iontový součin vody je roven součinu molárních koncentrací kationtu oxonia a aniontu hydroxidového.

Kyselé, zásadité a neutrální roztoky

Na základě iontového součinu vody K_V můžeme vypočítat koncentraci hydroxidových iontů, známe-li koncentraci oxoniových iontů, a naopak, známe-li koncentraci iontů hydroxidových, můžeme vypočítat koncentraci oxoniových.

Rozdělení roztoků:

Neutrální roztoky	$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol/l}$
Kyselé roztoky	$[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ mol/l}$
Zásadité roztoky	$[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ mol/l}$

Cvičení:

- 1) Popište chemickými rovnicemi děje, kdy se následující sloučeniny chovají jednak jako kyseliny, jednak jako zásady: HPO_4^{2-} , NH_3 , HSO_4^-
- 2) Vyberte částice, které mohou mít pouze charakter kyseliny nebo pouze charakter zásady: NH_4^+ , Cl^- , HClO_4 , PO_4^{3-}
- 3) Bromovodík ve vodném prostředí má charakter kyseliny, protože je schopen odštěpit proton. Zapište ustanovenou acidobazickou rovnováhu.
- 4) Rozhodněte, ve které z následujících reakcí se voda chová jako kyselina a ve které jako zásada:
 - a) $\text{HI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{I}^-$
 - b) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
- 5) Napište výrazy pro disociační konstantu kyseliny sírové a sulfanu.
- 6) Který z následujících roztoků, popsany určitou koncentrací oxoniových nebo hydroxidových iontů, je kyselý, zásaditý nebo neutrální:
 - a) $[\text{OH}^-] = 10^{-1} \text{ mol/l}$
 - b) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ mol/l}$
 - c) $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$