

Teorie kyselin a zásad

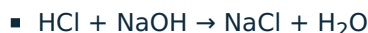
Na **kyseliny** a **zásady** se dá nahlížet z různých úhlů. V každém případě jsou to ovšem látky, které při reakci jedna s druhou dávají vzniknout sloučeninám, s nimiž tvoří tzv. **konjugované páry**.

Arrheniova teorie

Jde o poměrně zastaralou teorii, podle níž je kyselina sloučeninou, která odštěpuje **proton** (vodíkový kation)^[1], a zásada látkou, která odštěpuje OH⁻ anion. Ty spolu reagují za vzniku vody. Zbytky kyseliny a zásady zase za vzniku soli.

Obecné schéma s kyselinou **HA** a bází **BOH** se dá zapsat následovně: $HA + BOH \rightarrow BA + H_2O$

Příklad aplikace teorie



Kyselina HCl odštěpuje H⁺, zatímco zásada NaOH odštěpuje OH⁻.

Nevýhody: jediným možným rozpouštědlem je voda

Brønsted-Lowryho teorie

Brønsted-Lowryho teorie^[2] považuje kyselinu za látku odštěpující proton, zásadu za sloučeninu proton přijímající. Z kyseliny se stává konjugovaná báze (např. sůl dané kyseliny) a z báze se stává konjugovaná kyselina (např. voda).

Pokud acidobazická reakce (jako reakce rovnovážná) reaguje v naznačeném směru, je možné podle termodynamických úvah předpokládat, že konjugovaná kyselina a báze budou slabší než původní. Toho se dá využít k určení převažujícího směru reakce.

Obecné schéma s kyselinou **HA** a bází **B** se dá zapsat jako: $HA + B \rightarrow A^- + BH^+$.

Voda může protony jak přijímat ($H_2O + HA \rightarrow H_3O^+ + A^-$), tak odevzdávat ($H_2O + B \rightarrow OH^- + BH^+$), v závislosti na prostředí tedy může být i kyselinou, i zásadou a řadí se tak mezi látky **amfoterní**.

Disociační konstanta určující sílu kyseliny, kde pro porovnání jako báze vystupuje voda, se potom definuje jako

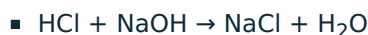
$$K_a = K_{eq} \cdot [H_2O] = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

a její **pK_a** jako

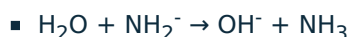
$$pK_a = -\log K_a$$

Silnější kyseliny (vyšší K_a) mají nižší pK_a a slabší kyseliny (nižší K_a) mají vyšší pK_a.

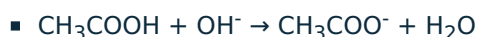
Příklady aplikace teorie



Kyselina HCl zde stejně jako u předchozí teorie odevzdává H⁺, nicméně NaOH formálně neodštěpuje OH⁻, ale naopak H⁺ přijímá (za současného odštěpení OH⁻), což umožňuje rozšíření i pro báze bez hydroxidové skupiny.



Kyselina H₂O odštěpuje proton a báze NH₂⁻ (ačkoliv nemá OH⁻) jej přijímá. Vzniká konjugovaná báze OH⁻ a konjugovaná kyselina NH₃. Ačkoliv se NH₃ chová běžně jako zásada, je vhodné zmínit, že ve velkém nadbytku OH⁻ se tedy může chovat i jako kyselina.



Kyselina CH₃COOH odevzdává proton a stává se z ní konjugovaná báze CH₃COO⁻ a báze OH⁻ přijímá proton a stává se konjugovanou kyselinou H₂O.

Příklady brønstedovských kyselin a bází

Kyseliny: methanol (pK_a = 15,54), kyselina octová (pK_a = 4,76), aceton (pK_a = 19,3)

Báze: methyloamin, methanol, aceton

Lewisovská teorie

Podle Lewisovy teorie^[2] je kyselina sloučeninou akceptující volný elektronový pár (poskytuje svůj vakantní orbital), báze zase jeho donorem (resp. akceptorem vakantního orbitalu). Tato teorie je tedy ještě větším zobecněním pojmů *kyselina* a *zásada*. Jako částice akceptující volný elektronový pár (a poskytující volný elektronový orbital) totiž nemusí sloužit pouze proton (má volný orbital 1s), ale i jiné sloučeniny (ionty kovů, sloučeniny kovů atd.).

Zdali sloučenina bude reagovat jako kyselina, nebo jako zásada velmi záleží na podmínkách a na tom, která část molekuly se při reakci zapojí (*kyselina* octová bude s kyselinou sírovou reagovat jako *zásada*, protože se protonuje karbonylový či hydroxylový kyslík, jelikož má volné elektronové páry).

Příklady lewisovských kyselin a zásad

Kyseliny: HCl, HBr, HNO₃, H₂SO₄, CH₃COOH, PheOH, CH₃CH₂OH, **Li⁺**, **Mg²⁺**, **Br⁺**, **AlCl₃**, **BF₃**, **TiCl₄**, **FeCl₃**, **ZnCl₂**

Báze: alkoholy, ethery, aldehydy, ketony, chloridy karboxylových kyselin, karboxylové kyseliny, estery, amidy, aminy, sulfidy

Odkazy

Související články

- pH

Reference

- International Union of Pure and Applied Chemistry. *IUPAC Gold Book* [online]. [cit. 8.5.2010]. <<http://goldbook.iupac.org/html/H/H02904.html>>.
- MCMURRY, John. *Organic Chemistry*. 6e, International Student Edition vydání. Brooks/Coel, Thomson Learning, 2004. 1176 s. s. 43–55. ISBN 0-534-42005-2.