

# Teorie kyselin a zásad

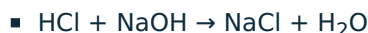
Na **kyseliny** a **zásady** se dá nahlížet z různých úhlů. V každém případě jsou to ovšem látky, které při reakci jedna s druhou dávají vzniknout sloučeninám, s nimiž tvoří tzv. **konjugované páry**.

## Arrheniova teorie

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

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<sup>+</sup>, zatímco zásada NaOH odštěpuje OH<sup>-</sup>.

Nevýhody: jediným možným rozpouštědlem je voda

## Brønsted-Lowryho teorie

Brønsted-Lowryho teorie<sup>[2]</sup> 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

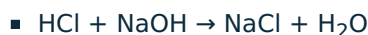
$$K_a = K_{eq} \cdot [H_2O] = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

a její **pK<sub>a</sub>** jako

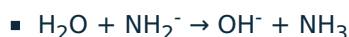
$$pK_a = -\log K_a$$

Silnější kyseliny (vyšší  $K_a$ ) mají nižší pK<sub>a</sub> a slabší kyseliny (nižší  $K_a$ ) mají vyšší pK<sub>a</sub>.

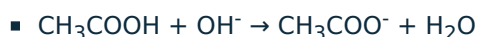
### Příklady aplikace teorie



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



Kyselina H<sub>2</sub>O odštěpuje proton a báze NH<sub>2</sub><sup>-</sup> (ačkoliv nemá OH<sup>-</sup>) jej přijímá. Vzniká konjugovaná báze OH<sup>-</sup> a konjugovaná kyselina NH<sub>3</sub>. Ačkoliv se NH<sub>3</sub> chová běžně jako zásada, je vhodné zmínit, že ve velkém nadbytku OH<sup>-</sup> se tedy může chovat i jako kyselina.



Kyselina CH<sub>3</sub>COOH odevzdává proton a stává se z ní konjugovaná báze CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup> a báze OH<sup>-</sup> přijímá proton a stává se konjugovanou kyselinou H<sub>2</sub>O.

## Příklady brønstedovských kyselin a bází

**Kyseliny:** methanol (pK<sub>a</sub> = 15,54), kyselina octová (pK<sub>a</sub> = 4,76), aceton (pK<sub>a</sub> = 19,3)

**Báze:** methyloamin, methanol, aceton

## Lewisovská teorie

Podle Lewisovy teorie<sup>[2]</sup> 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, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, CH<sub>3</sub>COOH, PheOH, CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH, **Li<sup>+</sup>**, **Mg<sup>2+</sup>**, **Br<sup>+</sup>**, **AlCl<sub>3</sub>**, **BF<sub>3</sub>**, **TiCl<sub>4</sub>**, **FeCl<sub>3</sub>**, **ZnCl<sub>2</sub>**

**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.