Protolytické reakce

* protolytické/acidobazické reakce = reakce mezi kyselinami a zásadami

# Teorie

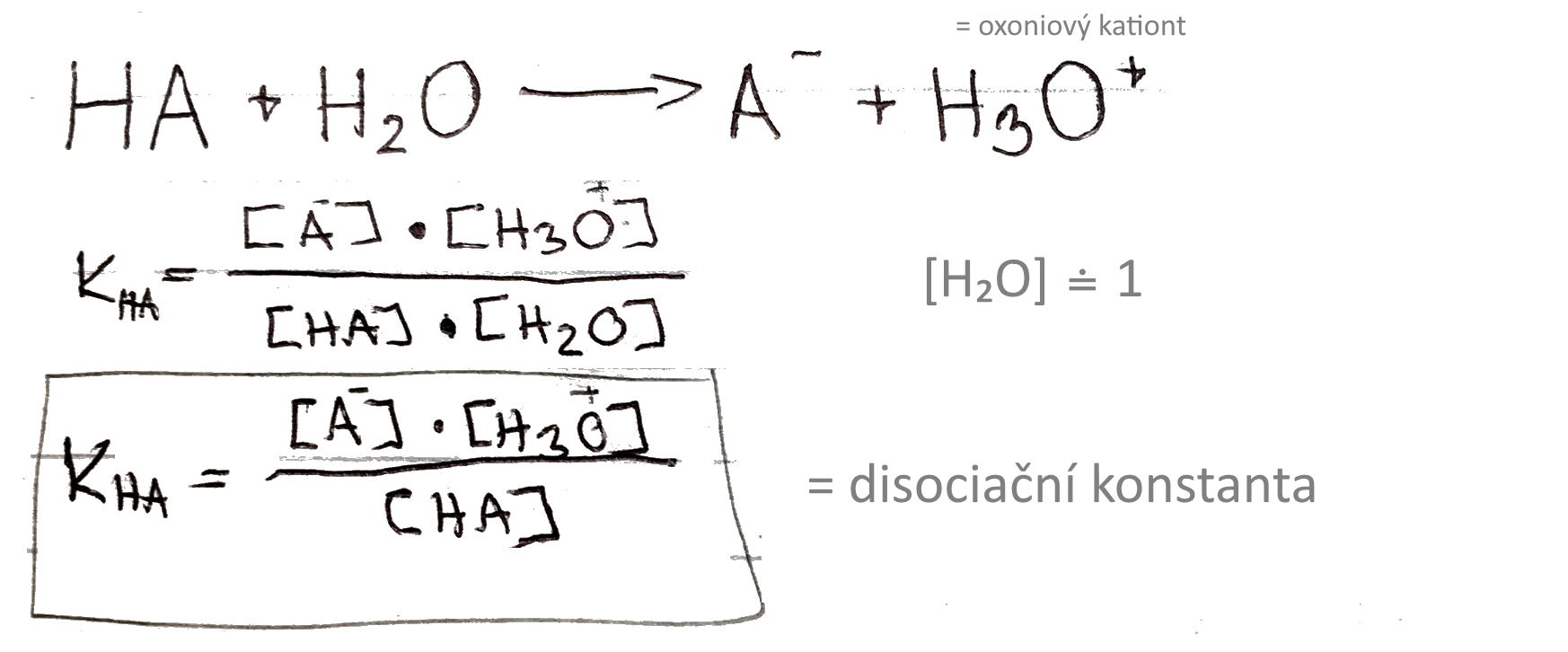
* Arrheniova teorie
  + první úspěšná teorie o kyselosti a zásaditosti látek
  + kyseliny = látky, které v roztocích disociují na vodíkové kationty a příslušné anionty
    - HCl → H+ Cl–
  + zásady = látky, které v roztocích disociují na hydroxidové anionty a příslušné kationty
    - NaOH → Na+ OH–
  + nedostatky teorie
    - v roztocích se volné ionty H+ nevyskytují (vážou se na jiné částice)
    - látky, které podle této teorie nejsou kyselinami/zásadami, tvoří kyselé/zásadité roztoky (NH4Cl, NH3)
* Brønstedova teorie kyselin a zásad
  + kyselina = látka schopná předávat proton (H+) jiné látce – je donorem protonu
  + zásada = látka schopná vázat proton – je akceptorem protonu
  + mechanismus reakce je založen na výměně protonu mezi kyselinou a zásadou, přičemž vzniká nová kyselina a zásada
  + HA + B → A– + HB+
  + kyselina HA a z ní odvozená zásada A– tvoří konjugovaný pár (protolytický systém) HA/A+
  + zásada B a z ní odvozená kyselina HB+ tvoří rovněž konjugovaný pár B/HB+
  + amfiprotní charakter látek – látky reagují jako kyseliny i jako zásady (kyselý/zásaditý charakter se projeví až po interakci s jinou látkou, například H2O, NH3, HCO3)
  + aprotní látky – nepřijímají ani neodevzdávají protony (nezúčastňují se protolytických reakcí, například benzen)

# Významné protolytické reakce

## Disociace kyselin a zásad

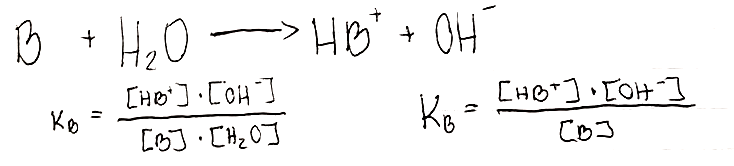
### Disociace kyselin ve vodě

* protolytická reakce kyseliny a vody za vzniku iontů
* rychlá zvratná reakce
* vede k ustanovení disociační rovnováhy



* disociace kyselin = postupné odštěpování protonů z molekuly kyselin (u vícesytných kyselin)
* hodnoty disociačních konstant jsou kritériem pro dělení kyselin
  + KHA < 10-4 = slabé kyseliny (téměř samé molekuly, slabá schopnost disociovat)
  + 10-4 < KHA < 10-2 = středně silné kyseliny (poměr mezi ionty a molekulami je přibližně 1)
  + KHA > 10-2 = silné kyseliny (téměř samé ionty, silná schopnost disociovat)
* nejsilnější – bezkyslíkaté anorganické (minerální) kyseliny
* nejslabší – organické kyseliny
* u kyslíkatých kyselin obecné platí, že čím je v molekule kyseliny více atomů kyslíku v porovnání s atomy vodíku, tím je kyselina silnější

### Disociace zásad

* protolytická reakce zásady a vody za vzniku iontů
* hodnoty disociačních konstant jsou kritériem pro dělení zásad
  + KB < 10-4 = slabé zásady (amoniak, siřičitany)
  + 10-4 < KB < 10-2 = středně silné zásady (fosforečnany a uhličitany alkalických kovů)
  + KB > 10-2 = silné zásady (zásadotvorné oxidy, hydridy alkalických kovů, hydroxidy)

## Autoprotolýza

### Autoprotolýza vody

* H2O + H2O → H3O+ + OH–
* KV = [H3O+][OH–] = iontový součin vody
* [H3O+] = [OH–] = 1 · 10-7 mol · dm-3
* KV = 1 · 10-7 · 1 · 10-7 = 1 · 10-14 mol2 · dm-6 (konstantní pro standardní podmínky)
* 1909 Sørensen zavedl pH stupnici
* pH = kladná hodnota exponentu koncentrace oxoniového kationtu
* pOH = kladná hodnota exponentu koncentrace hydroxidového aniontu
* pH = 14 - pOH  
  
* kyselost/zásaditost roztoku lze zjistit pomocí acidobazického indikátoru (fenolftalein, lakmus, …)
* k měření se používají pH metry
* přírodní indikátory – červené zelí, červená řepa, …

## Neutralizace

* kyselina + zásada → sůl + voda

## Hydrolýza soli

