

Acidobazické reakce (protolytické reakce)- Mareček

Vznikají mezi kyselinami a zásadami

Arrheniova teorie

- Kyseliny jsou látky schopné ve vodných roztocích odštěpit vodíkový kationt (H^+)
 - $HB \rightarrow H^+ + B^-$
 - $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$
 - $HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$
- Zásady jsou látky schopné ve vodných roztocích poskytnout hydroxidový aniont (OH^-)
 - $KOH \rightarrow K^+ + OH^-$
 - Ca^{2+}

Vysvětlení:

- Kyseliny
 - Atom vodíku je vázán s elektronegativnějším prvkem (v oxokyselinách- kyslík, v bezkyslíkatých- např. chlor, brom)- vazba je tedy polární
 - Ve vodném roztoku (voda=polární rozpouštědlo) molekuly vody (konkrétně záporně nabitý kyslík vody) vytrhnou vodíkový kationt z polární vazby
- Hydroxidy
 - Jejich molekuly obsahují atom elektropozitivního kovu a jednu nebo více -OH skupin
 - Vazba mezi atomem kovu a kyslíkem je iontová (polarita v -OH skupině je v porovnání s polaritou mezi -OH skupinou a kovem výrazně menší)
 - Pokud se hydroxid dostane do kontaktu s vodou, její polární molekuly se svými zápornými póly orientují na kationt kovu a kladnými (vodíky) na skupiny -OH a vytrhují ionty z rozpuštěného hydroxidu

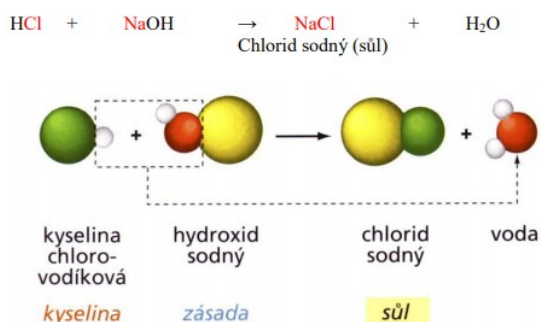
Neutralizace

Vzájemnou reakcí kationtu H^+ a aniontu OH^- vzniká voda

Vzájemnou reakcí kationtu kovu např. K^+ s aniontem kyseliny např. Cl^- vzniká sůl (KCl)

Vzájemná reakce kyseliny a zásady se nazývá neutralizace

Produktem neutralizace je voda a sůl dané kyseliny



Teorie Brönsted-Lowryho

Je modernější a obecnější, než Arrheniova, postihuje i význam rozpouštědla při acidobazických reakcích

- Kyseliny jsou částice (molekuly, ionty) schopné odštěpit proton
- Zásady jsou částice schopné proton vázat

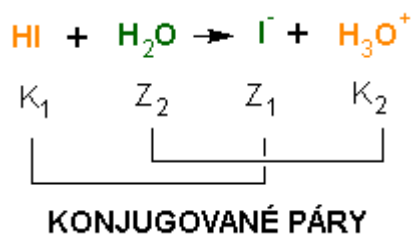
Elementárním krokem z pohledu Brönstedovy teorie je tedy přenos protonu (H^+) z kyseliny na zásadu (bázi)

Vysvětlení např. $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$:

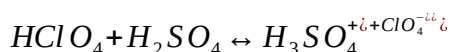
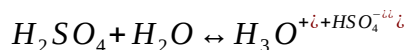
- Molekula HCl se chová jako kyselina, jelikož odštěpuje proton
- Voda se v tomto případě chová jako zásada, jelikož odštěpený proton váže
- Pokud by reakce proběhla zpětně, byla by kyselinou H_3O^+ a zásadou Cl^-

Konjugované páry- dvojice kyseliny a zásady, která z kyseliny vznikne po odštěpení protonu- látky v konjugovaném páru se liší přesně o jeden proton (H^+)

Dle Brönsted-Lowryho teorie mohou tedy jako kyseliny/zásady vystupovat jako elektroneutrální částice, tak ionty- rozhodující je jejich schopnost odštěpit/přijmout proton (kyselina je donorem a zásada akceptorem)

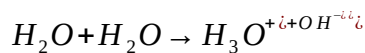


Některé částice tedy mohou vystupovat jako kyseliny i jako zásady- závisí to na vztahu rozpuštěné látky a rozpouštědla (např. chování kyseliny sírové ve vodě a v kyselině chloristé):



Jako kyselina se vždy chová ta ze dvou kyselin, která je silnější (kyselina chloristá je silnější, než kyselina sírová)

K předání protonu může dojít i mezi dvěma molekulami samotného protického (mají ionizovatelný atom vodíku) rozpouštědla- autoprotolýza:

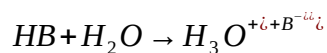


Síla kyselin a zásad

Kyselina je tím silnější, čím snadněji odštěpí proton, a naopak zásada je tím silnější, čím snadněji proton váže

Pokud je kyselina velmi silná, její konjugovaná (vzniknuvší) zásada je velmi slabá (nebude mít tendenci přijmout proton zpět)- stejné tvrzení platí pro zásady (čím silnější je zásada, tím slabší je její konjugovaná/vzniknuvší kyselina)

Pro kvantitativní popis síly kyselina používáme rovnovážných konstant jejich disociace ve vodě- vycházíme z obecné rovnice:



$$K = \frac{[H_3O^{+}][B^{-}]}{[HB][H_2O]}$$

A jelikož se ve zředěných kyselinách koncentrace vody téměř nemění:

$$K \cdot [H_2O] = \frac{[H_3O^{+}][B^{-}]}{[HB]}$$

Konstanta acidity (K_A)= $K \cdot [H_2O]$:

$$K_A = \frac{[H_3O^{+}][B^{-}]}{[HB]}$$

Čím je konstanta acidity nižší, tím je kyselina slabší

Konstanta bazicity (K_B):

$$K_B = \frac{[HB][OH^{-}]}{[B^{-}]}$$

Slabé kyseliny/zásady mají konstantu acidity/bazicity výrazně menší než 1

Orientační určení acidity

Obecně platí, že nejslabší jsou ty kyslíkaté kyseliny, v nichž se počet atomů vodíku shoduje s počtem atomů kyslíku:

- Velmi slabé kyseliny: $H_n X O_n$
 - Např.: $HClO$, H_3BO_3 , H_4SiO_4
- Slabé kyseliny: $H_n X O_{n+1}$
 - Např.: H_2CO_3 , H_3PO_4 , HNO_2 , H_2SO_3
- Silné kyseliny: $H_n X O_{n+2}$
 - Např.: H_2SO_4 , HNO_3 , $HClO_3$
- Velmi silné kyseliny: $H_n X O_{n+3}$
 - Např.: $HClO_4$, $HMnO_4$

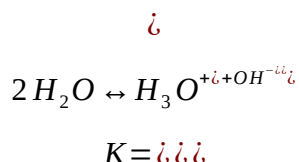
Ze všech bezkyslíkatých kyselin jsou nejsilnější kyseliny halogenvodíkové

Síla halogenvodíkových kyselin postupně stoupá od fluorovodíkové k jodovodíkové ($HI-HBr-HCl-HF$)

Bezkyslíkaté kyseliny chalkogenů (VI.) jsou výrazně slabší (sirovodíková atd.)

Vyjadřování kyselosti a zásaditosti látek

Měřením elektrické vodivosti vody bylo zjištěno, že v 10 000 000 ($=10^7$) litrech čisté vody je obsaženo 17g aniontů OH^{-} (1mol) a 1g kationtů H^{+} (1mol) ve formě H_3O^{+} :



Rovnováha autoprolýzy vody je výrazně posunuta směrem ke vzniku molekul vody- díky tomu je počet disociovaných částic vzhledem k počtu molekul vody zanedbatelný- rovnovážnou koncentraci vody je tedy možné zahrnout do konstanty (K) a vytvořit tak novou konstantu (K_v)

$$K * [H_2O]^2 =$$

$$K_v =$$

$$K_v = [1 * 10^{-7}] * [1 * 10^{-7}] = 1 * 10^{-14}$$

Součin molárních koncentrací obou iontů se nazývá iontový součin K_v a jeho hodnota je za standardních podmínek (K_v je závislá na teplotě) konstantní

Avšak pokud jsou ve vodě rozpuštěny kyseliny/zásady koncentrace iontů se mění

Při rozpouštění např. plynného amoniaku se zvyšuje koncentrace OH^{-} , při tomto zvýšení však dojde ke snížení koncentrace H_3O^{+} -- ergo součin obou koncentrací musí být konstantní

Např. pokud je po rozpouštění kyselina $[H_3O^{+}] 1 * 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$, $[OH^{-}]$ je $1 * 10^{-10} \text{ mol/dm}^3$:

$$K_v = (1 * 10^{-4}) * (1 * 10^{-10}) = 1 * 10^{-14}$$

- Roztoky, ve kterých je molární koncentrace kationtů H_3O^{+} stejná jako koncentrace aniontů OH^{-} jsou neutrální
- Roztoky, ve kterých je molární koncentrace kationtů H_3O^{+} větší než $1 * 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$ jsou kyselé
- Roztoky, ve kterých je molární koncentrace kationtů H_3O^{+} menší než $1 * 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$ jsou zásadité

Místo koncentrací se v praxi používá kladná hodnota exponentu oxoniových kationtů zvaná pH

$$pH + pOH = 14$$

Neutrální roztok – $pH = pOH = 7$

Indikátory- látky, které při různých hodnotách pH mění své zbarvení:

- Univerzální indikátorové papírky- papírky napuštěné směsí indikátorů užívané k přibližnému určení pH
- pH-metry