Protolytické reakcie (acidobázické)

- sú chemické reakcie, pri ktorých **dochádza k odovzdávaniu a prijímaniu** (=naviazaniu) katiónov vodíka **H^+ - protónov, medzi kyselinou a zásadou**. Reakcia je obojsmerná.

Teória kyselín a zásad

Pojem kyselina a pojem zásada definujú viaceré teórie, oboznámime sa s dvomi:

1. Arrheniova teória kyselín a zásad

- vypracoval ju v 19. stor., 1884 švédsky chemik a fyzik A. S. Arrhenius.

Kyselina (latinsky acidum, angl. kyselina = **a**cid, všeobecná značka: H**A)**

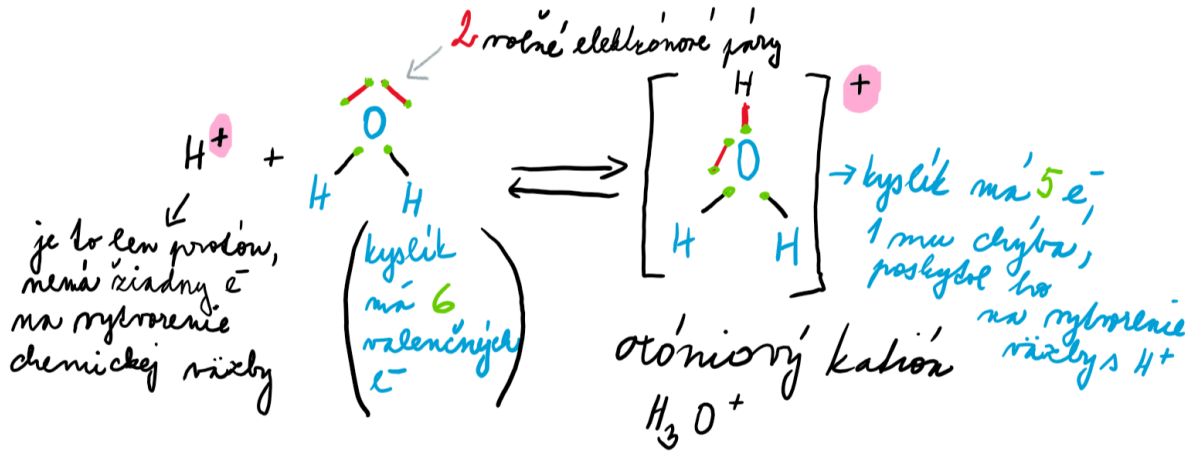
- je látka, ktorá vo vodnom roztoku **odštiepuje vodíkové katióny H^+.**

Kyseliny sú teda látky, ktoré **vo vodnom roztoku disociujú** (= štiepia sa na ióny) na vodíkový katión **H^+** a zvyšok kyselinový zvyšok – **anión**:

$$HA \xleftrightarrow{H_2O} H^+ + A^-$$

Častica **H^+**, vodíkový katión je len **protón vodíka**. Je kvôli svojmu náboju veľmi reaktívny a v roztoku sa preto nevyskytuje voľný, ale pomocou koordinačnej väzby sa viaže na molekulu vody. Tak vzniká oxóniový katión:

$$H^+ + H_2O \leftrightarrow H_3O^+$$



Správanie kyseliny vo vode = disociáciu zapíšeme všeobecne:

$$HA + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + A^-$$

Pri viacsýtnych kyselinách, ktoré majú viac atómov vodíka:

(napr. kyselina trihydrogénfosforečná H_3PO_4 ich má tri)

oxidačné čísla — náboj

$$H_x^{I} A_1^{-x} \xrightleftharpoons{H_2O} x\,H^+ + A^{x-}$$

$$H_x^{I} A_1^{-x} + x\,H_2O \rightleftharpoons x\,H_3O^+ + A^{x-}$$

Pr.: $H_3^{I} P^{V}O_4^{-II\,-III} + 3\,H_2O \rightleftharpoons 3\,H_3O^+ + PO_4^{3-}$

kys. trihydrogénfosforečná = trojsýtna kyselina

alebo: $H_3^{I} P^{V}O_4^{-III} \xrightleftharpoons{H_2O} 3\,H^+ + PO_4^{3-}$

---

zápis v stupňoch: H^+ sa odštiepujú postupne:

1. st. $H_3PO_4 \xrightleftharpoons{H_2O} H^+ + H_2PO_4^-$

2. st. $H_2PO_4^- \xrightleftharpoons{H_2O} H^+ + HPO_4^{2-}$

3. st. $HPO_4^{2-} \xrightleftharpoons{H_2O} H^+ + PO_4^{3-}$

$= 3$

Príklady:

Disociácia kyselín vo vode:

a)

HCl – **kyselina chlorovodíková** - má **jeden atóm vodíka**, patrí medzi **jednosýtne kyseliny**, môže odštiepiť **1 H^+:**

$$HCl \xrightleftharpoons{H_2O} H^+ + Cl^-$$

$$HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Cl^-$$

b)

HNO_3 – kyselina dusičná:

$$HNO_3 \xrightleftharpoons{H_2O} H^+ + NO_3^-$$

$$HNO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NO_3^-$$

c)

H_2SO_4 – **kyselina sírová** - má **dva atómy vodíka**, patrí medzi **viacsýtne - dvojsýtne kyseliny,** môže odštiepiť **2 H^+**, čiže **disociuje v dvoch** stupňoch:

1. stupeň: $H_2SO_4 \xrightleftharpoons{H_2O} H^+ + HSO_4^-$

2. stupeň: $HSO_4^- \xrightleftharpoons{H_2O} H^+ + SO_4^{2-}$

v 2. stupni sa odštiepi aj druhý H^+

spolu: $H_2SO_4 \xrightleftharpoons{H_2O} 2H^+ + SO_4^{2-}$

alebo: $H_2SO_4 + 2H_2O \rightleftharpoons 2H_3O^+ + SO_4^{2-}$

odštiepujú sa $2H^+$ (2 protóny), preto anión má

Zásada (angl. zásada = **b**ase, značky **B,** príp. **BOH**)

- je látka, ktorá vo vodnom roztoku **odštiepuje hydroxidové anióny OH^-.**

Zásady vo vodnom roztoku **disociujú na anión OH^- a katión** (= zvyšok zásady).

$$BOH \xleftrightarrow{H_2O} B^+ + OH^-$$

Príklad:

NaOH – hydroxid sodný vo vode disociuje:

$$\overset{I}{Na}\overset{-I}{OH} \xrightleftharpoons{H_2O} \overset{+}{Na} + OH^-$$

Ak je oxidačné číslo B väčšie ako jeden (viacsýtny hydroxid), disociácia bude mať formu:

$$\overset{x}{B}(OH)_x^{-1} \xrightleftharpoons{H_2O} \overset{x+}{B} + x\,OH^-$$

Príklad:

$Ca(OH)_2$ – hydroxid vápenatý

$$\overset{II}{Ca}(OH)_2^{-1} \xrightleftharpoons{H_2O} \overset{2+}{Ca} + 2\,OH^-$$

Podľa Arrhenia:

- sila kyselín alebo zásad je závislá od koncentrácie vodíkových katiónov alebo hydroxidových aniónov v roztoku – čím viac iónov, tým je väčšia sila kyseliny alebo zásady.
- reakcia **katiónov vodíka H^+ a aniónov OH^-** (reaguje oxóniový katión H_3O^+ a anión OH^-) je **podstatou neutralizácie**.
  Je to reakcia, pri ktorej reagujú **vodné roztoky kyselín a zásad**, pričom **vzniká voda a soľ*** (za súčasného uvoľňovania tepla – je to exotermická reakcia – má rýchly priebeh a nízku aktivačnú energiu, rovnováha sa posunie na stranu produktov).

Podstata neutralizácie (v reakcii sa neuvádzajú ióny, ktoré vzájomne nereagujú):

$$H^+ + OH^- \leftrightarrow H_2O$$

Bežne zapisujeme:

$$H_3O^+ + OH^- \leftrightarrow 2\ H_2O$$ (pozn.: $\Delta H = -57\ kJ.mol^{-1}$)

Neutralizácia sa využíva v analytickej chémii pri neutralizačných titráciách. Sú to metódy, ktorými sa stanovuje koncentrácia H_3O^+ a aniónov OH^- v roztokoch rôznych látok za pomoci **indikátorov**, tj. látok, ktoré pri určitej zmene pH (tj. pri určitej zmene koncentrácie H_3O^+ v roztoku) zmenia farbu, napr. metyloranž, fenolftaleín ap.

Neutralizácia sa dá využiť aj pri odstraňovaní nežiadúcich kyselín/zásad v odpadových vodách.

Príklad neutralizácie:
reakcia kyseliny bromovodíkovej s hydroxidom draselným:

kvapalina

$$H^{+1}Br^{-1}_{(aq)} + K^{+1}OH^{-1}_{(aq)} \rightleftharpoons K^{+1}Br^{-1}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

vodné roztoky → soľ + voda

Iónový zápis reakcie:

$$H^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)} + K^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightleftharpoons K^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

Skrátený zápis neutralizácie:

$$H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightleftharpoons H_2O_{(l)}$$

Molekuly vody sú disociované len veľmi málo (nepatrne).

***Pozn.: soľ = chemická zlúčenina zložená z katiónov kovových prvkov (alebo amónneho katiónu NH_4^+) a aniónov kyselín.**

(príklad: soľ **KBr** – bromid draselný, tvorí ho **draselný katión K^+** a **anión kyseliny bromovodíkovej** - bromidový anión **Br^-**)

Arrheniova teória **platí** len pre **vodné roztoky**.

Reakcie však neprebiehajú len vo vodných roztokoch a zásadité látky môžu byť aj látky, ktoré nemajú hydroxidový anión, došlo k vytvoreniu ďalších teórií kyselín a zásad.

V súčasnosti je bežne používaná a má všeobecnejšiu platnosť:

2. Brönstedova teória kyselín a zásad

(J. N. Brönsted a T. M. Lowry, 1923)

Podľa tejto teórie:

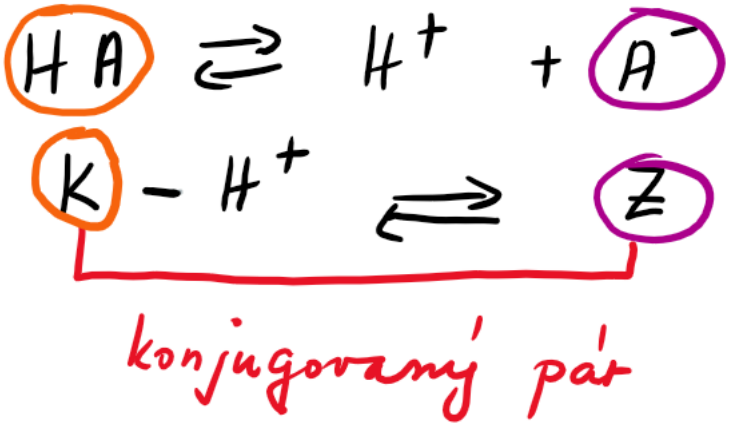
Kyselina

– je látka schopná **odovzdávať (uvoľňovať) vodíkový katión H^+ - protón vodíka.**

Kyselina je **donor** - darca protónu **H^+.**

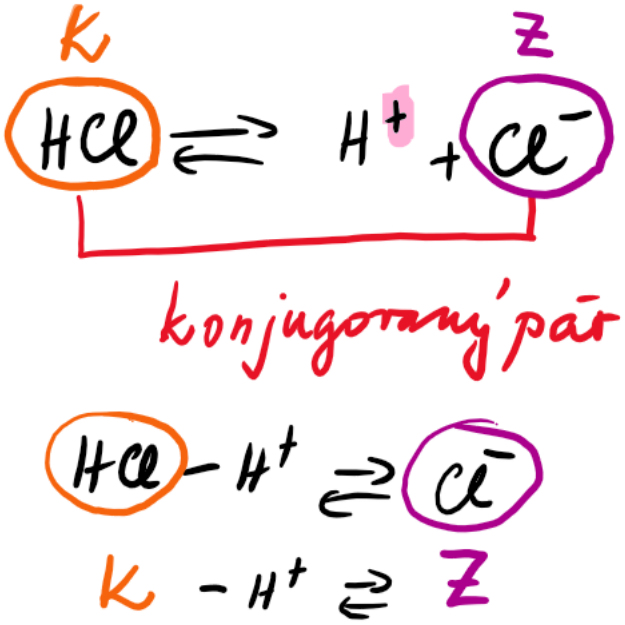
Uvoľnením katiónu vodíka sa z **kyseliny stáva zásada.** Kyselina a vzniknutá zásada tvoria **tzv. konjugovaný pár.**

K – kyselina, Z - zásada

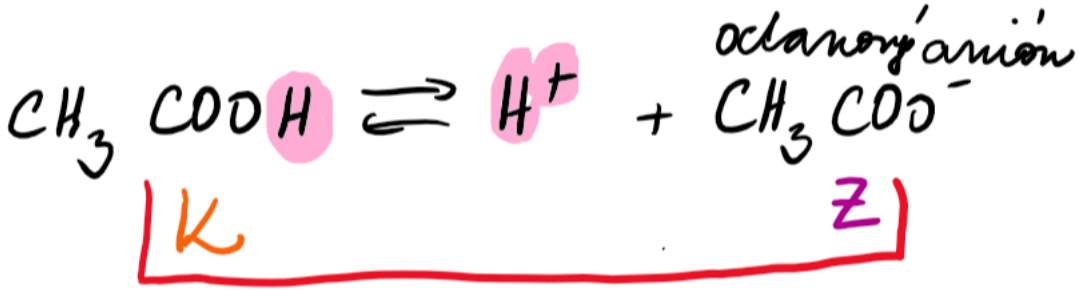


Príklady:

kyselina chlorovodíková



kyselina octová CH_3COOH– odštiepuje vodík z karboxylovej skupiny – COO**H**, (nie z uhľovodíkového reťazca)



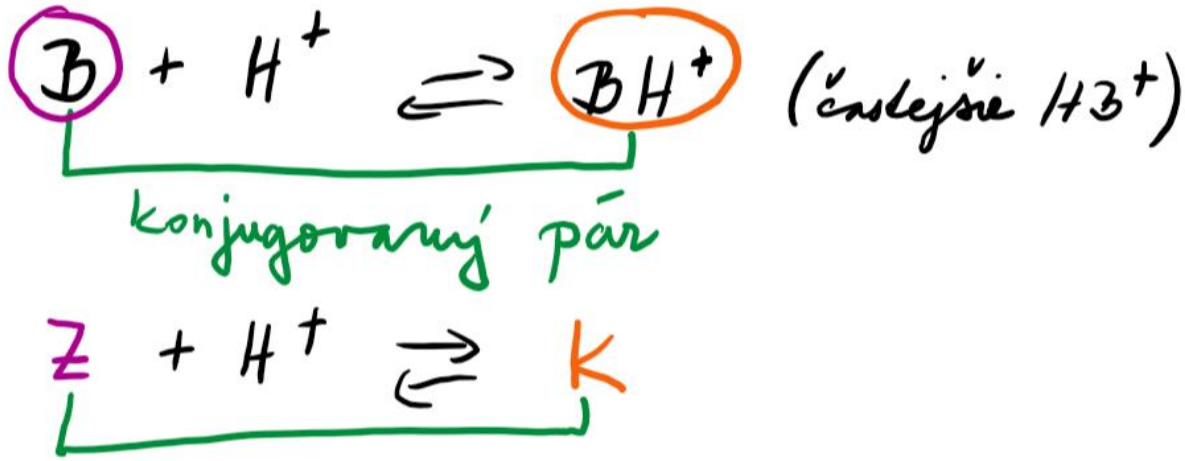
Zásada, báza

– látka schopná **naviazať** (prijímať) **protón vodíka H^+**

Zásada je **akceptor** - príjemca protónu **H^+.**

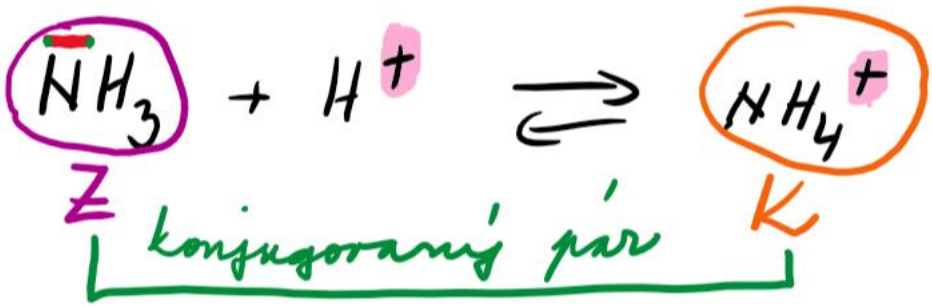
Prijatím vodíkového katiónu H^+ sa **zo zásady stáva kyselina. Z**ásada a vzniknutá kyselina tvoria **tzv. konjugovaný pár.**

Z – zásada, K – kyselina

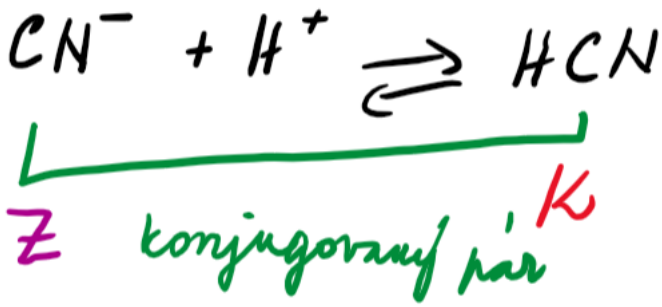


Príklady:

amoniak NH_3 je zásada, pretože má na atóme dusíka voľný elektrónový pár a môže pomocou neho naviazať H^+.

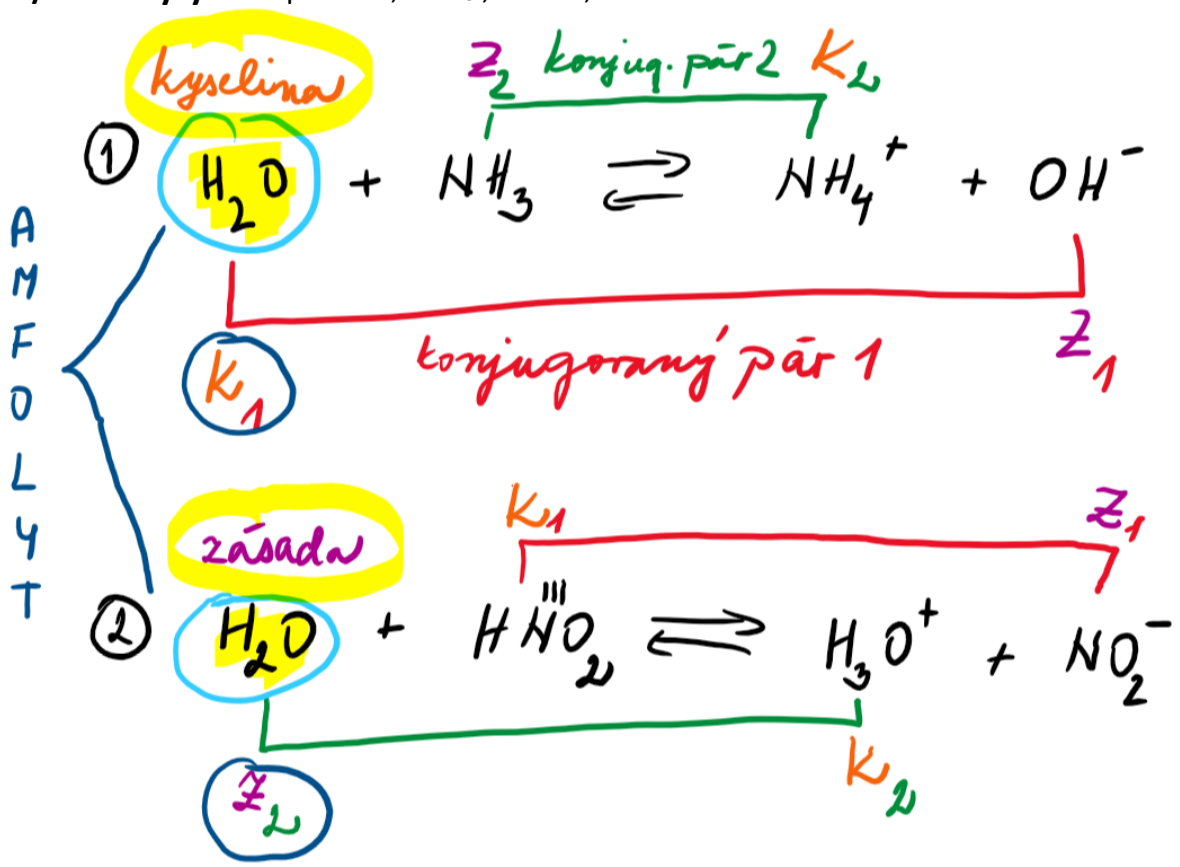


kyanidový anión CN^-

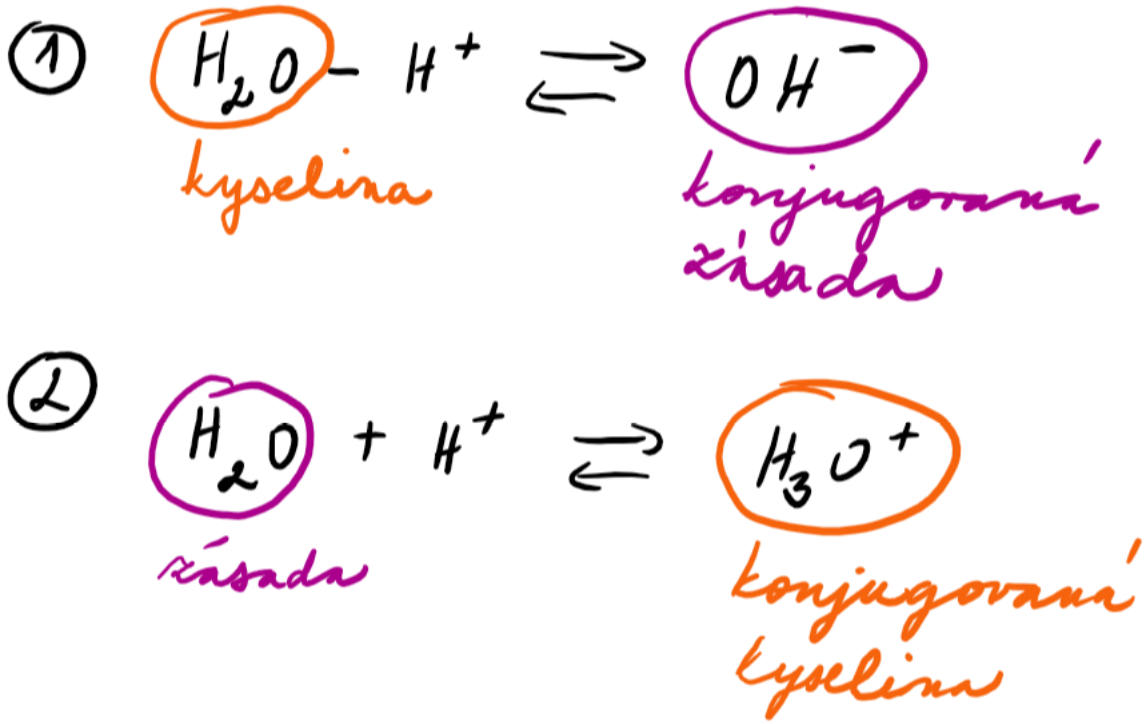


Podľa Brönsted- Lowryho teórie môžu byť kyselinami a zásadami nielen neutrálne molekuly, ale aj ióny. Všetky látky, ktoré sú kyseliny a zásadami podľa Arrhenia, sú kyselinami a zásadami aj podľa Brönsted- Lowryho teórie.

Niektoré častice sa správajú podľa prostredia – môžu sa správať **ako kyseliny** (sú darcami protónu) a niekedy **ako zásady** (sú akceptormi protónu). Tieto látky nazývame **amfotérne látky** - **amfolyty**. Napr.: **H_2O**, HCO_3^-, $H_2PO_4^-$, HS^-

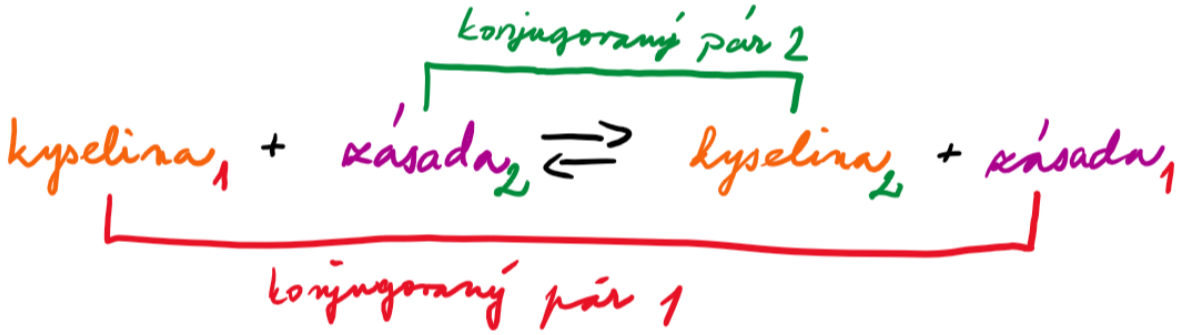


V prvom prípade tu voda reaguje ako kyselina, v druhom prípade ako zásada:

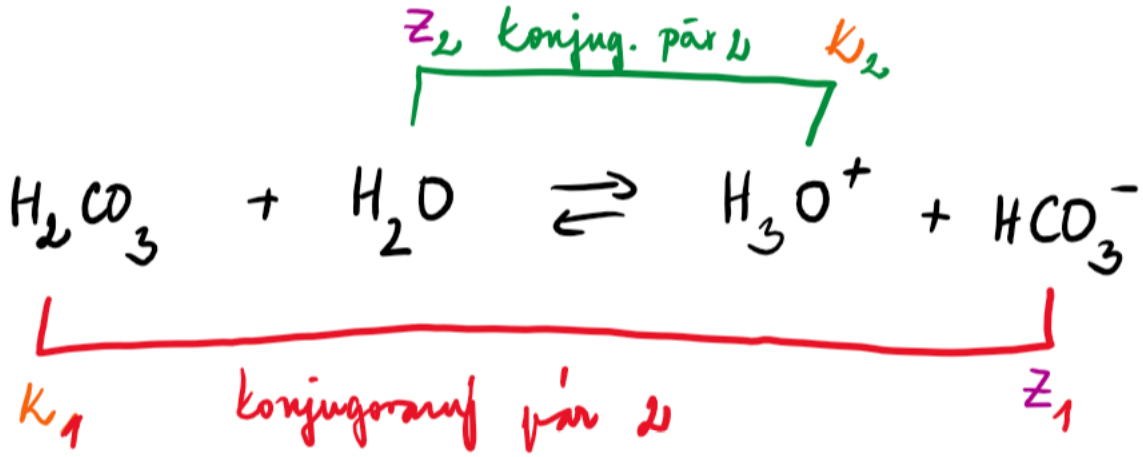


Pri protolytickej reakcii **prebiehajú dve čiastkové reakcie**. V nich jedna látka uvoľňuje katión vodíka (kyselina) a vzniká z nej konjugovaná zásada a druhá látka protón viaže (zásada) a vzniká z nej konjugovaná kyselina.

Všeobecne protolytickú reakciu môžeme vyjadriť:



Príklad:



Príklady kyselín:

a) neutrálne molekuly anorganických a organických kyselín: HCl, H_2SO_4, HNO_3, H_2CO_3, CH_3COOH, H_3PO_3

b) niektoré katióny: NH_4^+, H_3O^+

c) niektoré anióny HSO_4^-, $H_2PO_4^-$, HS^-

Príklady zásad:

a) niektoré neutrálne molekuly s voľným elektrónovým párom: NH_3, H_2O

b) všetky anióny: OH^-,Cl^-, SO_4^{2-}, OH^-, F^-, NO_2^-, HSO_4^-