



evropský
sociální
fond v ČR



EVROPSKÁ UNIE



MINISTERSTVO ŠKOLSTVÍ,
MLÁDEŽE A TĚLOVÝCHOVY



OP Vzdělávání
pro konkurenceschopnost

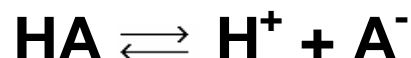
INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

CHEMIE OBECNÁ

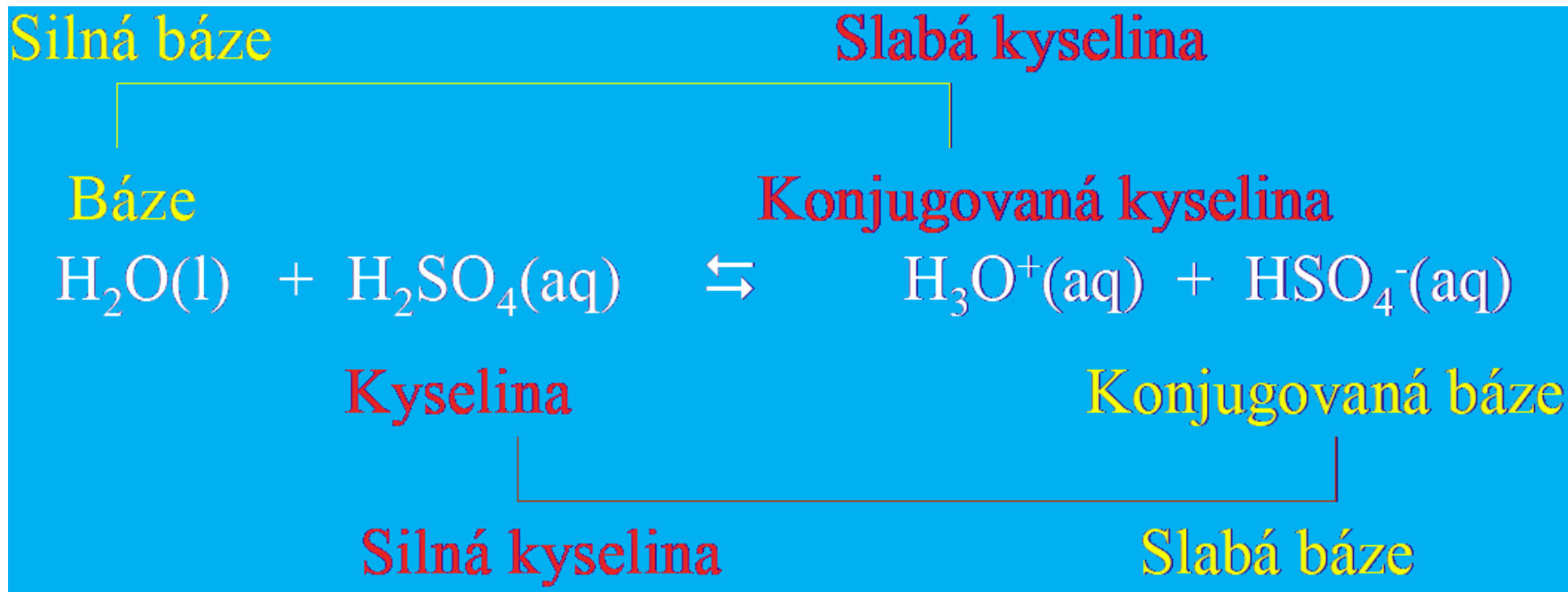
REAKCE V ROZTOCÍCH ACIDOBASICKÉ

Protolytická teorie kyselin a zásad

- ❑ **Kyselina** je látka, která je schopna odštěpit proton,
- ❑ **Zásada** je látka, která je schopna proton přijmout.

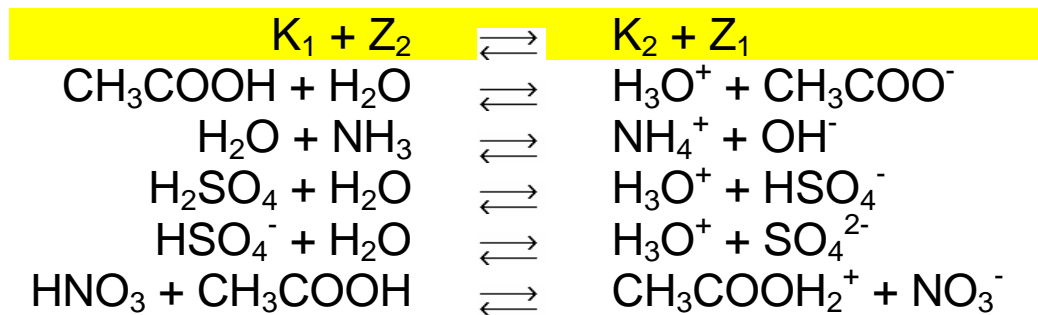


Dvě formy látky lišící se jedním protonem jsou konjugovaný pár.

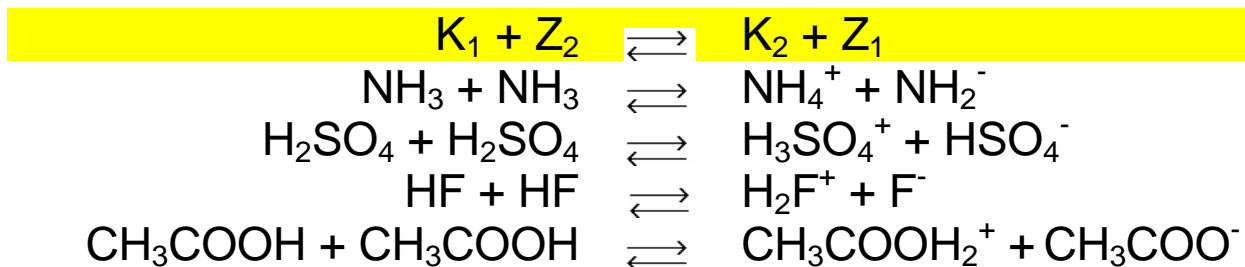


Protolytická teorie kyselin a zásad

Konjugované páry - příklady



Autoprotolýza - příklady

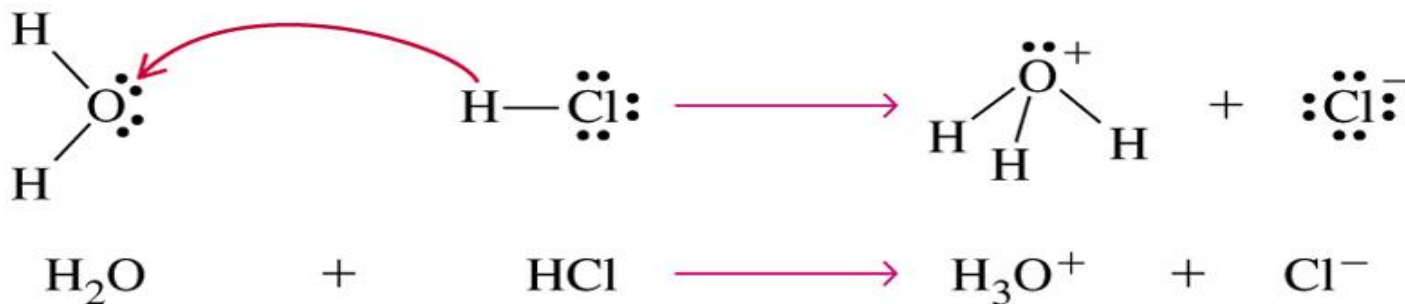
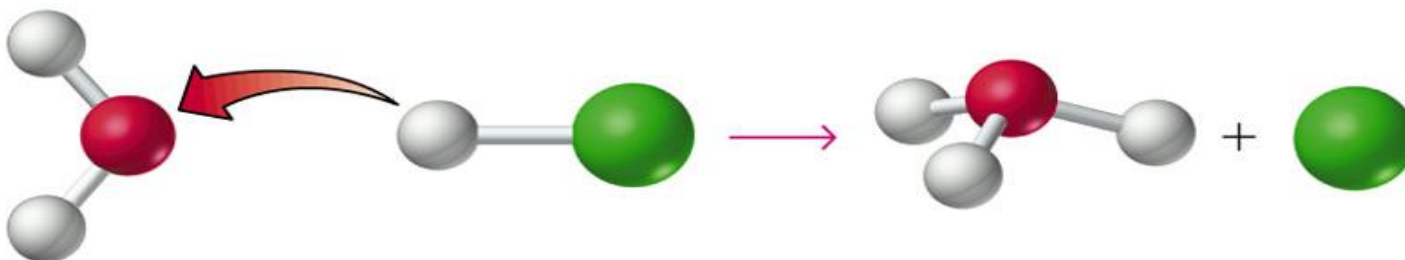


Protolytická teorie kyselin a zásad

Obecné schéma:

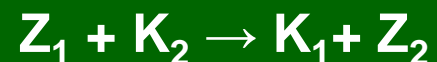


Konjugované páry v soustavě H_2O/HCl

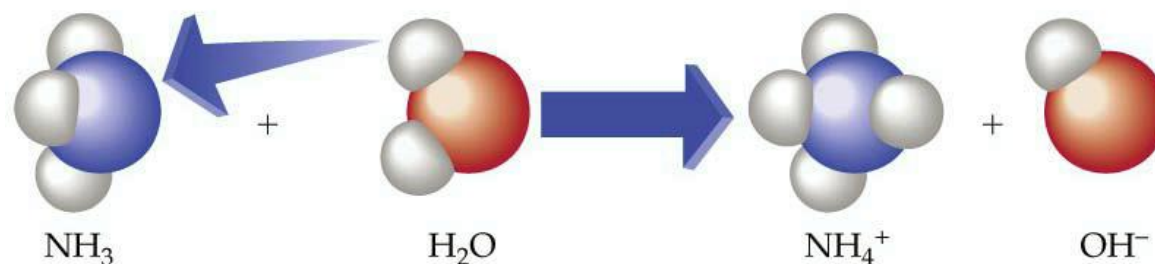


Protolytická teorie kyselin a zásad

Obečné schéma:

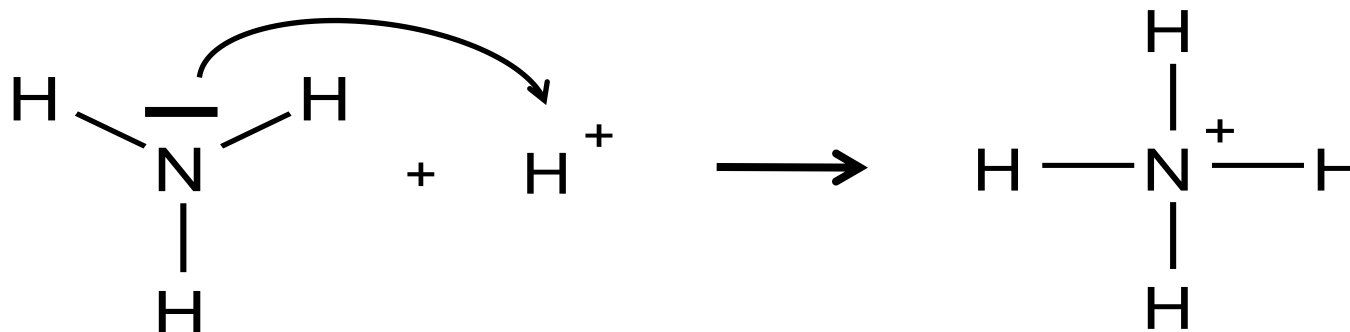
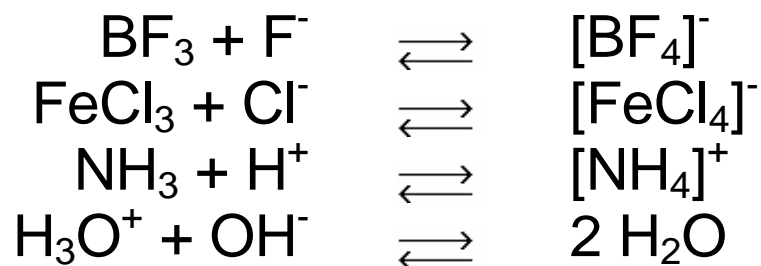


Konjugované páry v soustavě $\text{NH}_3/\text{H}_2\text{O}$



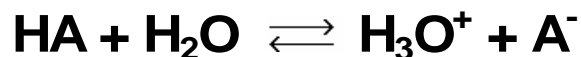
Lewisova teorie kyselin a zásad

- ❑ **Kyselina** je látka, která je schopna akceptovat elektronový pár
- ❑ **Zásada** je látka, která je schopna elektronový pár poskytnout.



Disociace kyselin

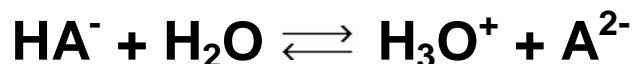
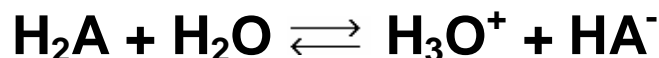
- ❑ **Jednosytná kyselina HA** disociuje ve vodě takto:



- ❑ Disociační konstantu kyseliny lze vyjádřit (nadbytek H_2O zahrnut do konstanty):

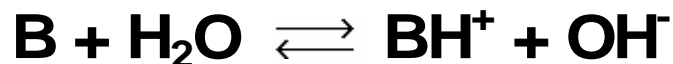
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

- ❑ Čím je disociační konstanta větší tím je kyselina silnější.
- ❑ Pro **dvojsytnou kyselinu H_2A** platí:



Disociace zásad

- ❑ **Zásada B** disociuje ve vodě takto:

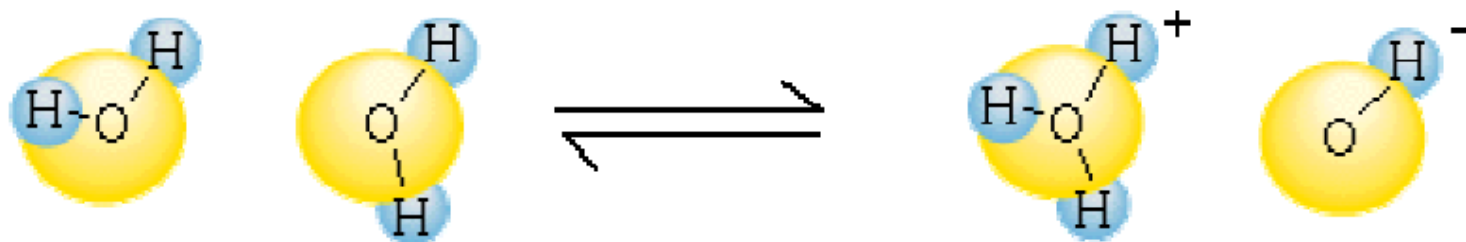
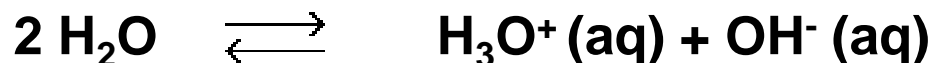


- ❑ Disociační konstantu base lze vyjádřit (nadbytek H_2O zahrnut do konstanty):

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{BH}^+]}{[\text{B}]}$$

- ❑ Čím je disociační konstanta větší tím je base (zásada) silnější.

Acidobasické vlastnosti vody



$$K_d = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} = 3,24 \cdot 10^{-18}$$

Hodnota K_d platí pro 24 °C. S růstem teploty hodnota roste.

Iontový součin vody

$$K_v = [H_3O^+][OH^-] = K_d[H_2O]^2 = 3,24 \cdot 10^{-18} \cdot 55,56^2 = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

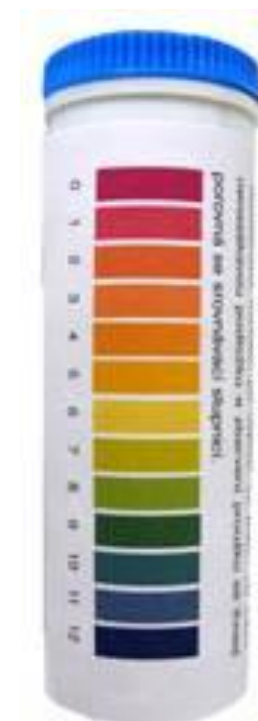
- Zavedeme - li obecný výraz $pX = -\log X$, pak můžeme psát:

$$pK_v = pH + pOH$$

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

- Pozn.: Výraz $pH = -\log [H^+]$ zavedl Sørensen (1909).

pH < 7	roztok je kyselý
pH = 7	roztok je neutrální
pH > 7	roztok je zásaditý



pH silných kyselin a zásad

- ❑ Koncentrace kyseliny nebo zásady, $c \in (1 \cdot 10^{-3}; 5 \cdot 10^{-7}) \text{ mol l}^{-1}$
roztok je zředěný
- ❑ Jednosytná kyselina: $\text{pH} = -\log c(\text{HA})$
- ❑ Dvojsytná kyselina: $\text{pH} = -\log c(\text{H}_2\text{A}) - 0,30103$
- ❑ Jednosytná zásada: $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$; $\text{pOH} = -\log c(\text{B})$
- ❑ Dvojsytná zásada: $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$; $\text{pOH} = -\log c(\text{B}) - 0,30103$

PŘÍKLADY:

- ❑ Silné jednosytné kyseliny: HNO_3 , HCl , HClO_4
- ❑ Silné dvojsytné kyseliny: H_2SO_4 , H_2SeO_4
- ❑ Silné jednosytné zásady: KOH , RbOH , TIOH
- ❑ Silné dvojsytné zásady: $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$

pH slabých kyselin a zásad

- ❑ Jednosytná kyselina: $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_a - \log c(\text{HA}))$
- ❑ Dvojsytná kyselina: $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_{a1} - \log c(\text{H}_2\text{A}))$
- ❑ Jednosytná zásada: $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$; $\text{pOH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_b - \log c(\text{B}))$
- ❑ Dvojsytná zásada: $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$; $\text{pOH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_{b1} - \log c(\text{B}))$

PŘÍKLADY:

- ❑ Slabé jednosytné kyseliny: HClO , HCOOH , CH_3COOH (org. kyseliny)
- ❑ Slabé dvojsytné kyseliny: $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, $\text{CO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, $\text{SO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$
- ❑ Slabé jednosytné zásady: NH_3
- ❑ Slabé dvojsytné zásady: $\text{H}_2\text{N} - \text{NH}_2$

pH roztoků a solí

- ❑ Sůl je vždy silným elektrolytem, ve vodném roztoku je zcela disociována. Ustaví se protolytická rovnováha, platí příslušná rovnovážná konstanta. Je třeba rozlišovat jak sůl vznikla, ionty slabých elektrolytů budou dále reagovat - **hydrolýza**.

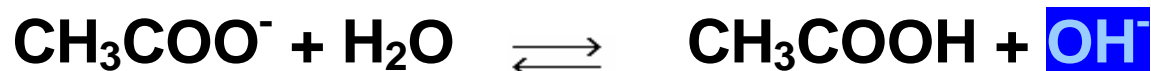
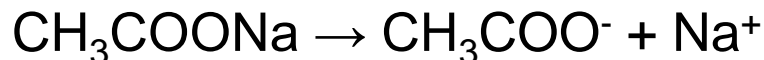
Sůl silné kyseliny a silné zásady



- ❑ Oba vzniklé ionty dále nereagují, NaOH i HCl jsou zcela disociovány.

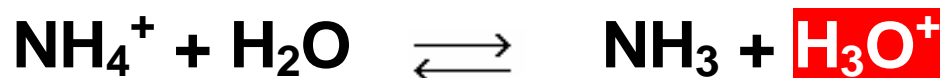
pH roztoků a solí

- ☐ Sůl slabé kyseliny a silné zásady



Závěr: Roztok bude alkalický

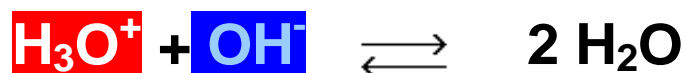
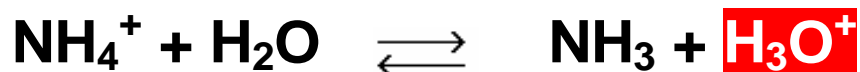
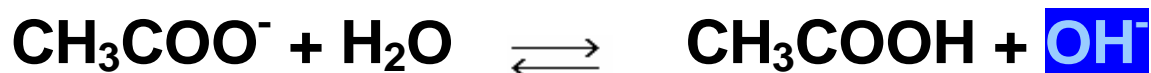
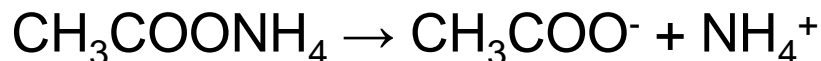
- ☐ Sůl silné kyseliny a slabé zásady



Závěr: Roztok bude kyselý

pH roztoků a solí

☐ Sůl slabé kyseliny a slabé zásady



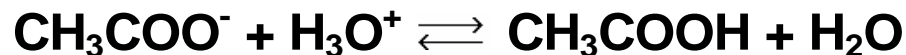
Závěr: Roztok bude kyselý, pokud byla silnější kyselina (pak převaha iontů H_3O^+), zásaditý pokud byla silnější zásada (pak převaha iontů OH^-).

Pozn.: V uvedeném příkladě bude pH okolo 7, amoniak je stejně slabá zásada jako kyselina octová kyselina.

Tlumivé roztoky (pufry)

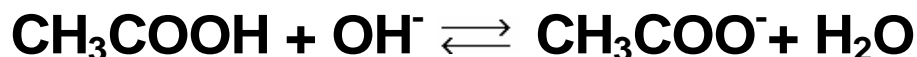
- ❑ Mějme tlumivý roztok sestávající z roztoku volné kyseliny octové a octanu sodného. V roztoku jsou přítomny octanové ionty (vzniklé disociací kyseliny octové i octanu sodného) a nedisociovaná kyselina octová.

Při přidavku kyseliny:



- ❑ Přidaná kyselina reaguje s volnými octanovými ionty a vznikne nedisociovaná (tedy acidobasicky neutrální kyselina octová) a voda. **pH roztoku se nemění.**

Při přidavku base:



- ❑ Přidaná base reaguje s nedisociovanou kyselinou octovou a vznikne octanový ion a voda. **pH roztoku se nemění.**
- ❑ Oba procesy jsou reakcí mezi kyselinou a basí. Kyselina octová a octanový ion jsou konjugované páry téže látky, lišící se právě jedním protonem.

Tlumivé roztoky (pufry)

Pro výpočet pH platí rovnice (Hendersen - Hasslbach)

- ☐ Volná slabá kyselina a její sůl se silnou zásadou (např. kyselina octová/octan sodný)

$$pH = pK_a + \log \frac{c(s)}{c(k)}$$

- ☐ Volná slabá base a její sůl se silnou kyselinou (např. amoniak/chlorid amonný)

$$pH = pK_v - pK_b - \log \frac{c(s)}{c(b)}$$

Kapacita tlumivých roztoků

- Kapacita tlumivého roztoku je maximální, je - li koncentrace soli rovna koncentraci kyseliny, resp. zásady.

