

# Roztoky

**roztoky jsou homogenní, nejméně  
dvousložkové soustavy**

**jsou tvořeny částicemi (molekulami,  
ionty) prostoupenými na  
molekulární úrovni**

**částice jsou vzájemně drženy pouze  
van der Waalsovými silami**

**v pravých roztocích neexistuje  
mezifázové rozhraní**

**Rozpouštěná látka může to být  
jak pevná látka, tak kapalina  
nebo plyn**

**Rozpouštědlo je kapalná látka,  
která je v přebytku nad  
rozpuštěnou látkou**

# **Polarita rozpouštědla**

**(podle polarity jeho molekul)**

**polární rozpouštědla**

**(voda, aceton)**

**nepolární rozpouštědla**

**(hexan, benzen)**

# Forma rozpuštěné látky

**Neelektrolyt** je látka, která se rozpouští ve formě elektroneutrálních molekul

**Příklady:** jod v chloridu uhličitém, glukosa ve vodě, kyslík ve vodě, ethin v acetonu, benzen v toluenu, parafin v hexanu

**Elektrolyt** je látka, která se při interakci s molekulami polárního rozpouštědla štěpí na ionty a v této formě se rozpouští



# Elektrolyty

## pevné iontové látky

(soli kyselin a zásad), které již v pevném stavu existují ve formě iontů

Příklady: NaCl ve vodě, KI v acetonu

molekuly se silně polární kovalentní vazbou na ionty se štěpí až vlivem polárního rozpouštědla

Příklady: HCl ve vodě, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ve vodě

# Struktura roztoků

## Roztoky neelektrolytů

molekuly vázány jen slabými van der Waalsovými silami typu dipól - indukovaný dipól nebo jen disperzními silami

Neelektrolyty prakticky neovlivňují elektrickou vodivost roztoků.

# Roztoky elektrolytů

**Elektrolyty disociovány na ionty, které jsou obklopeny molekulami rozpouštědla**

**Pro roztoky elektrolytů je typické výrazné zvýšení elektrické vodivosti roztoků.**

# Elektrolytická disociace elektrolytů

**Silné elektrolyty** - rozštěpení je prakticky úplné



rovnováha posunuta úplně doprava

**Příklady:**

**některé anorganické kyseliny**



**alkalické hydroxidy** NaOH, KOH

**soli silných kyselin a zásad**





## Slabé elektrolyty

**přechod mezi neelektrolyty a elektrolyty,  
pouze určitá malá část molekul je  
disociována na ionty**



**rovnováha posunuta doleva**

**Příklady:**

**některé anorganické kyseliny a zásady**



**většina organických kyselin a zásad**

**kyselina octová**

# **Rozpustnost látek v rozpouštědlech**

**většinou omezená, vznikají nasycené  
roztoky**

**látky nepolární (např. uhlovodíky)  
se rozpouštějí více v nepolárních  
rozpouštědlech (benzín)**

**látky polární až iontové (anorganické  
soli) v polárních rozpouštědlech  
(voda, alkoholy)**

# Teorie kyselin a zásad

**acidobazické reakce a vlastnosti  
protolytické rovnováhy (předávání  
částice  $H^+$ )**

**Arrheniova teorie**

**Protolytická teorie**

**(Brönsted a Lowry)**

# Arrheniova teorie

**Kyselina (obecně HA) je definována jako látka schopná odštěpovat proton  $H^+$  a zásada (obecně BOH) je látka schopná odštěpovat aniont hydroxylový  $OH^-$**

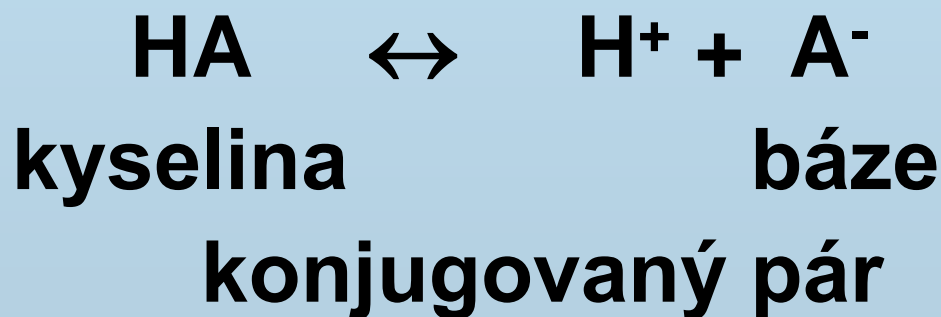


**velmi jednoduchá a názorná a vyhovuje pro většinu aplikací ve vodných roztocích, nepostihuje však význam rozpouštědla**

# Protolytická teorie

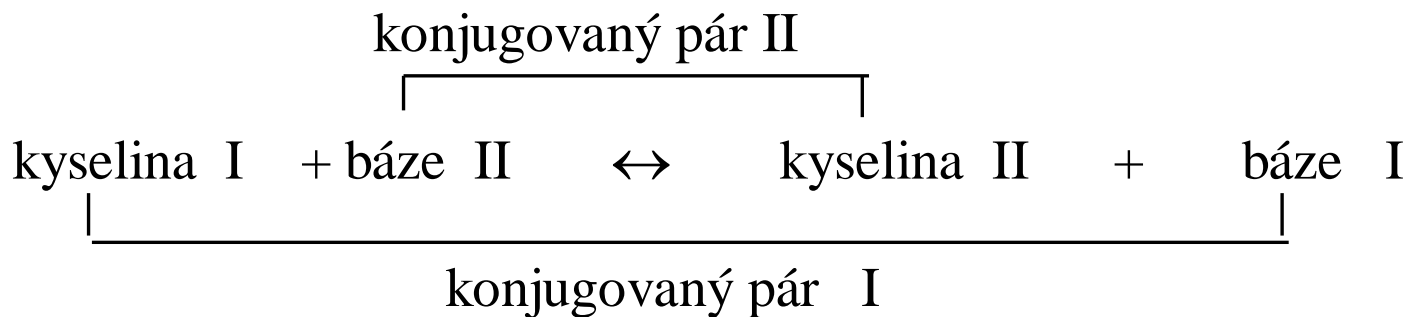
**Kyseliny jsou látky schopné odštěpovat proton  $H^+$  a zásady (báze) jsou látky schopné proton vázat.**

**Každé kyselině odpovídá konjugovaná báze a naopak (konjugovaný pár neboli protolytický systém)**

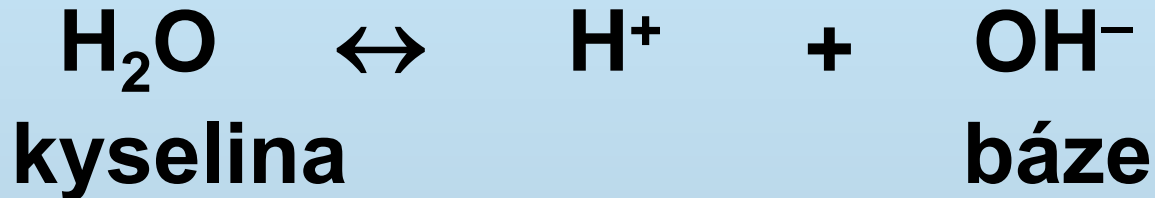
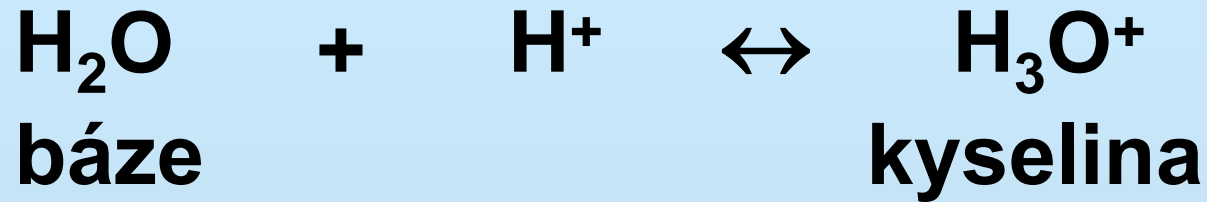


**Protolytické reakce se musí zúčastnit vždy dva protolytické systémy: jeden z nich proton uvolňuje, druhý jej přijímá**

**Druhým systémem rozpouštědlo**

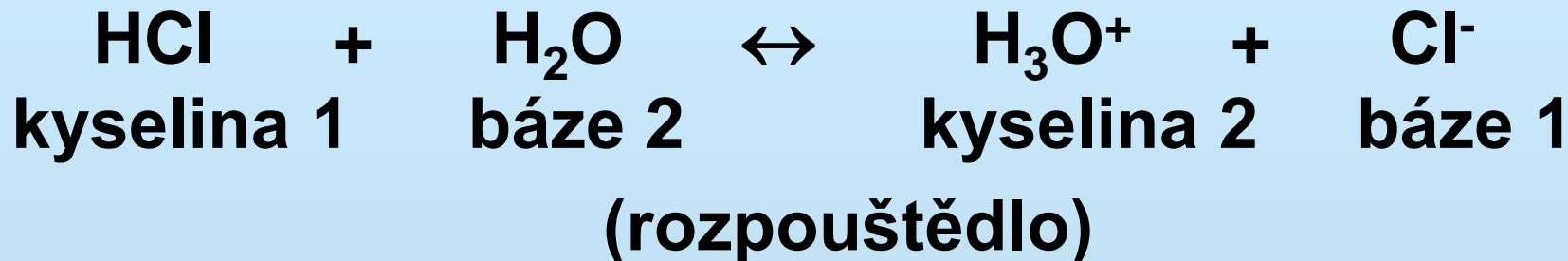


# Voda jako rozpouštědlo

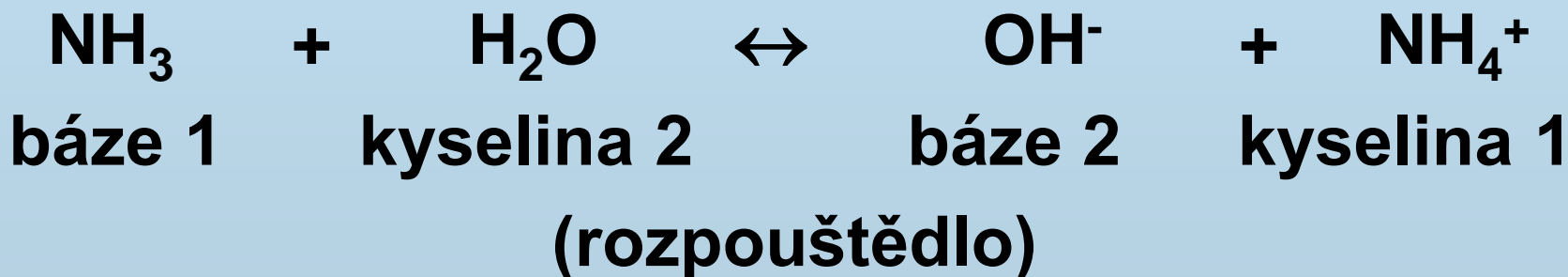


Voda může vystupovat jako kyselina i zásada

## Disociace chlorovodíku ve vodném roztoku



## Reakce amoniaku ve vodném roztoku





# Disociace vody

čistá voda vede elektrický proud

Autoprotolýza



# Iontový součin vody

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

$$K_v = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \quad (25 \text{ }^\circ\text{C})$$

$K_v$  iontový součin (produkt) vody

v čisté vodě

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7}$$

# Stupnice pH

logaritmická stupnice kyselosti

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

obdobně

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{p}K_v = \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

vztahy pro výpočet pH (silných) kyselin  
a zásad

# Stupnice pH

**Neutrální roztoky**

$$\text{pH} = 7 \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol.dm}^{-3}$$

**Kyselé roztoky**

$$\text{pH} < 7 \quad [\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ mol.dm}^{-3}$$

**Zásadité roztoky**

$$\text{pH} > 7 \quad [\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ mol.dm}^{-3}$$

**běžné roztoky pH 0 až 14**

# Disociace kyselin a zásad

Elektrolytická disociace kyseliny HA ve vodě



**silné kyseliny**

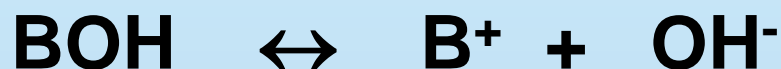
úplná disociace HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>

**slabé kyseliny**

pouze částečná disociace H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, HCN,  
kyselina octová

# Disociace kyselin a zásad

Elektrolytická disociaci báze (zásady) BOH  
ve vodě



**silné zásady**

úplná disociace (alkalické hydroxidy NaOH,  
KOH)

**slabé zásady**

pouze částečná disociace (hydroxid amonný  
= čpavek)

# Měření pH

## Acidobazické indikátory

organické látky, které v závislosti na koncentraci  $[H_3O^+]$  mění své zbarvení

Forma pH papírky (filtrační papír impregnovaný směsí indikátorů) nebo roztoky.

## pH metry

měří na základě rovnovážného napětí elektrochemického článku složeného z indikační a referentní elektrody

indikační elektroda    skleněná iontově selektivní elektroda

referentní elektroda    kalomelová elektroda

# Hydrolýza solí

**Sůl je prakticky úplně disociována na ionty**

**Sůl silné kyseliny a silné zásady**

**např. KCl, NaCl, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>    pH = 7**

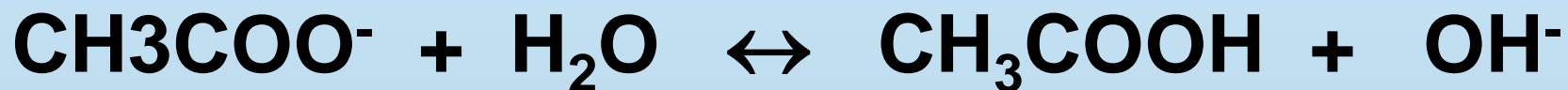
**Sůl slabé kyseliny a slabé zásady**

**výsledné pH roztoku závisí na hodnotách disociačních konstant kyseliny a zásady**

**octan amonný CH<sub>3</sub>COONH<sub>4</sub>    pH ~ 7**



# Sůl slabé kyseliny a silné zásady



Vzniklé ionty  $\text{OH}^-$  jsou příčinou zásadité

reakce vodného roztoku

# Sůl silné kyseliny a slabé zásady



Vzniklé ionty  $\text{H}_3\text{O}^+$  jsou příčinou kyselé

reakce vodného roztoku

# Pufry

## roztoky tlumivé

Požadavek přesně nastavit a udržet pH roztoků i po přidavku silné kyseliny nebo silné zásady.

Požadavek splňují roztoky, které obsahují slabou kyselinu (resp. slabou zásadu) v kombinaci s její solí zastoupené v poměru 1 : 1, např.  $\text{CH}_3\text{COOH}$  a  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , nebo  $\text{NH}_3$  a  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .