

# Iontové reakce = *reakce v roztocích elektrolytů*

- Protolytické (acidobazické) reakce

*reaktanty si předávají  $H^+$  (protony)*

- Redoxní reakce

*reaktanty si předávají  $e^-$  (elektrony)*

- Srážecí reakce

*ionty tvoří nerozpustné sloučeniny*

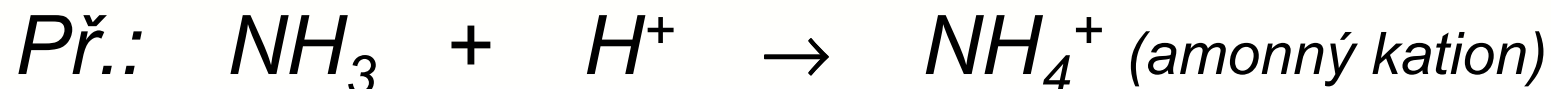
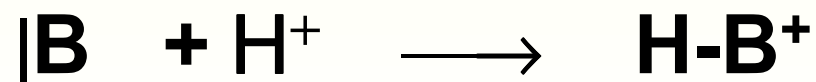
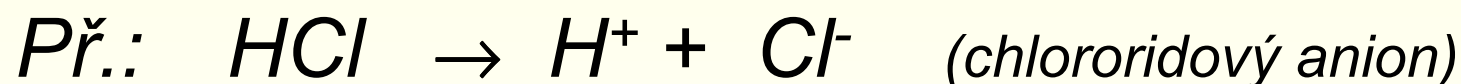
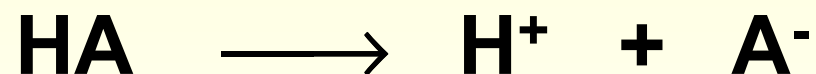
- Komplexotvorné reakce

*ionty tvoří komplexní sloučeniny v roztoku*

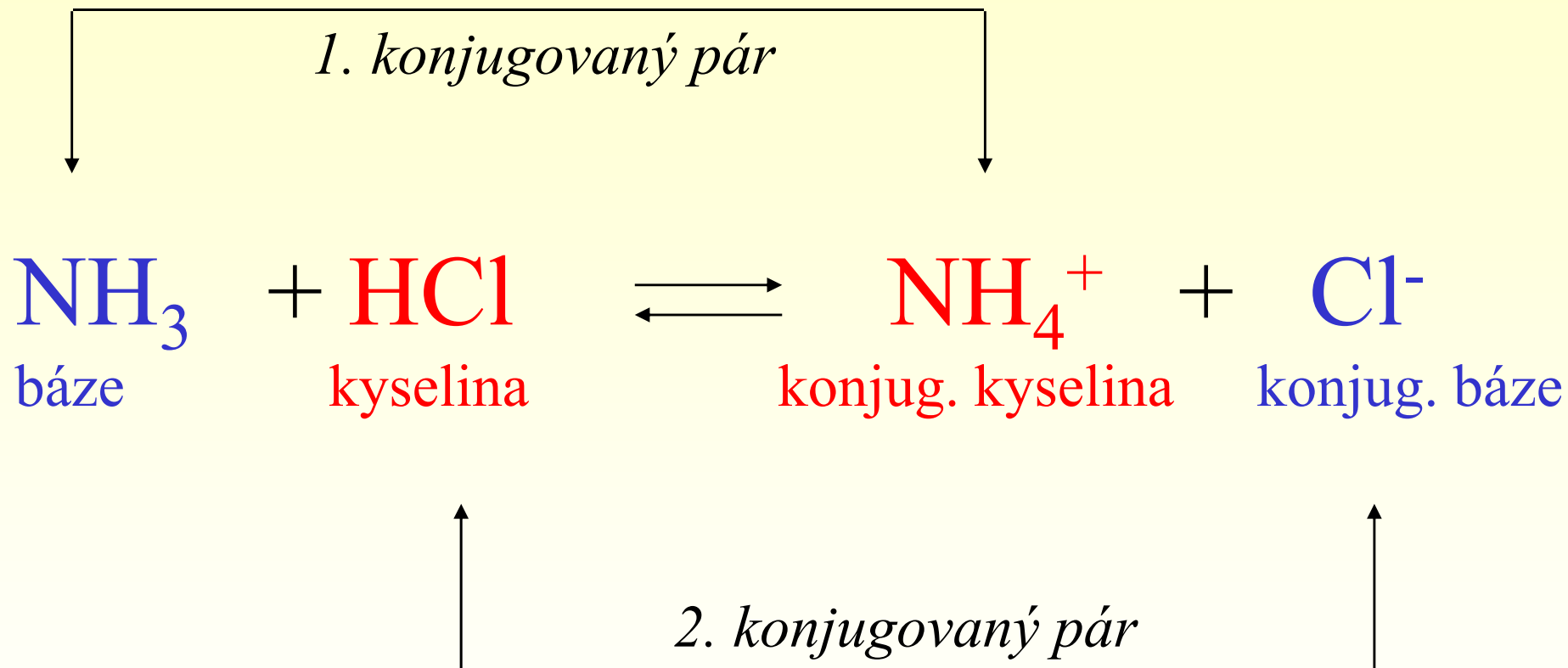
# Brönstedtova teorie

- **Kyselina (HA)** - odštěpuje  $H^+$  (proton)
- **Báze (B)** - přijme  $H^+$  (proton),

*báze musí mít volný elektronový pár*



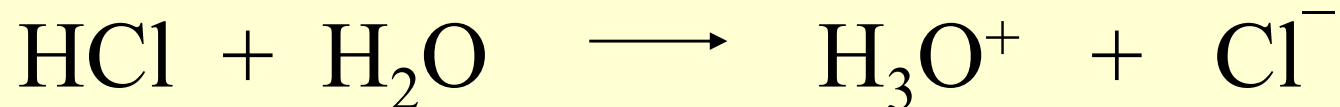
# Protolytická (acidobazická) reakce



Konjugovaný pár - dvojice kyseliny a zásady  
lišící se o jeden proton (H<sup>+</sup>)

## Silné kyseliny

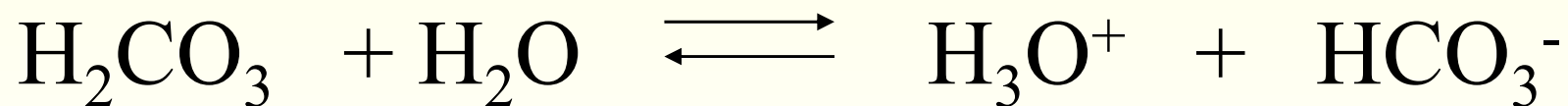
oxoniový kation



*Další př: HBr, HI, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>,*

## Slabé kyseliny

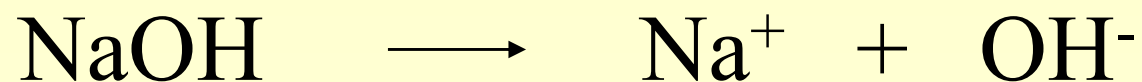
oxoniový kation



*Další př: HF, HNO<sub>2</sub>, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, HClO, CH<sub>3</sub>COOH,  
kys. mléčná, kys. askorbová (vitamin C)*

## Silné zásady

hydroxidový  
anion

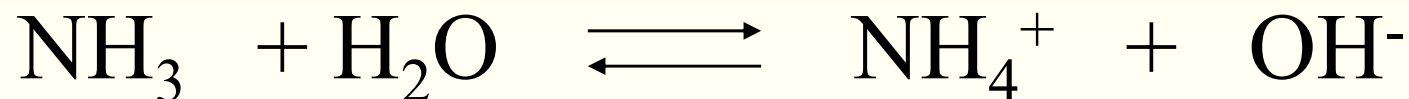


*hydroxidy alkalických kovů - př. NaOH, KOH*

*hydroxidy kovů alkalických zemin - př. Ca(OH)<sub>2</sub>, Mg(OH)<sub>2</sub>*

## Slabé zásady (báze)

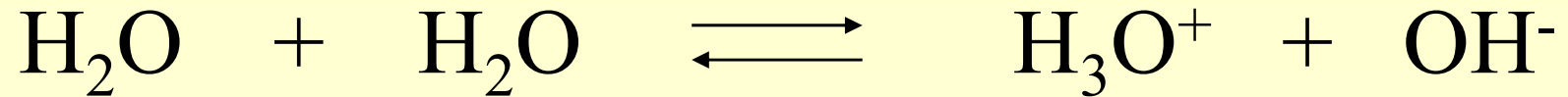
hydroxidový  
anion



*Př: hydroxidy ostatních kovů,*

*aminy (R-NH<sub>2</sub>), dusíkaté heterocyklické báze*

# Autoprotolýza vody



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

koncentraci nedisociovaných molekul  
vody lze pokládat za konstantní

Iontový součin vody

$$K_v = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \quad (\text{mol}^2 / \text{l}^2) \quad \text{.. } 25 \text{ } ^\circ\text{C}$$

v chem. čisté vodě:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ (mol/l)}$

Amfiprotní (amfoterní) látky - mohou se chovat jako  
kyseliny i jako báze

# Kyselé, neutrální a zásadité prostředí

$$K_V = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \quad (\text{mol}^2 / \text{l}^2)$$

Přídavek kyseliny do čisté vody způsobí:

vzrůst  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  a pokles  $[\text{OH}^-]$  tak, aby  $K_V = 10^{-14}$

Přídavek NaOH do čisté vody způsobí:

vzrůst  $[\text{OH}^-]$  a pokles  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  tak, aby  $K_V = 10^{-14}$

<b>Prostředí</b>	<b><math>[\text{H}_3\text{O}^+]</math></b>	<b><math>[\text{OH}^-]</math></b>
kyselé	$> 10^{-7} \text{ mol/l}$	$< 10^{-7} \text{ mol/l}$
neutrální	$= 10^{-7} \text{ mol/l}$	$= 10^{-7} \text{ mol/l}$
zásadité	$< 10^{-7} \text{ mol/l}$	$> 10^{-7} \text{ mol/l}$

# Stupnice pH

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

← **pH** je záporný dekadický logaritmus aktivity (látkové koncentrace  $\text{H}^+$  ( $=\text{H}_3\text{O}^+$ ))

Neutrální prostředí:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol/l} \quad \text{pH} = - \log [\text{H}_3\text{O}^+] = - \log 10^{-7} = - (-7) = 7$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/l} \quad \text{pOH} = - \log [\text{OH}^-] = - \log 10^{-7} = - (-7) = 7$$

→ **pOH** je záporný dekadický logaritmus látkové koncentrace  $\text{OH}^-$  iontů

**Prostředí**

kyselé

**pH**

< 7

neutrální

= 7

zásadité

> 7



# pH a pOH

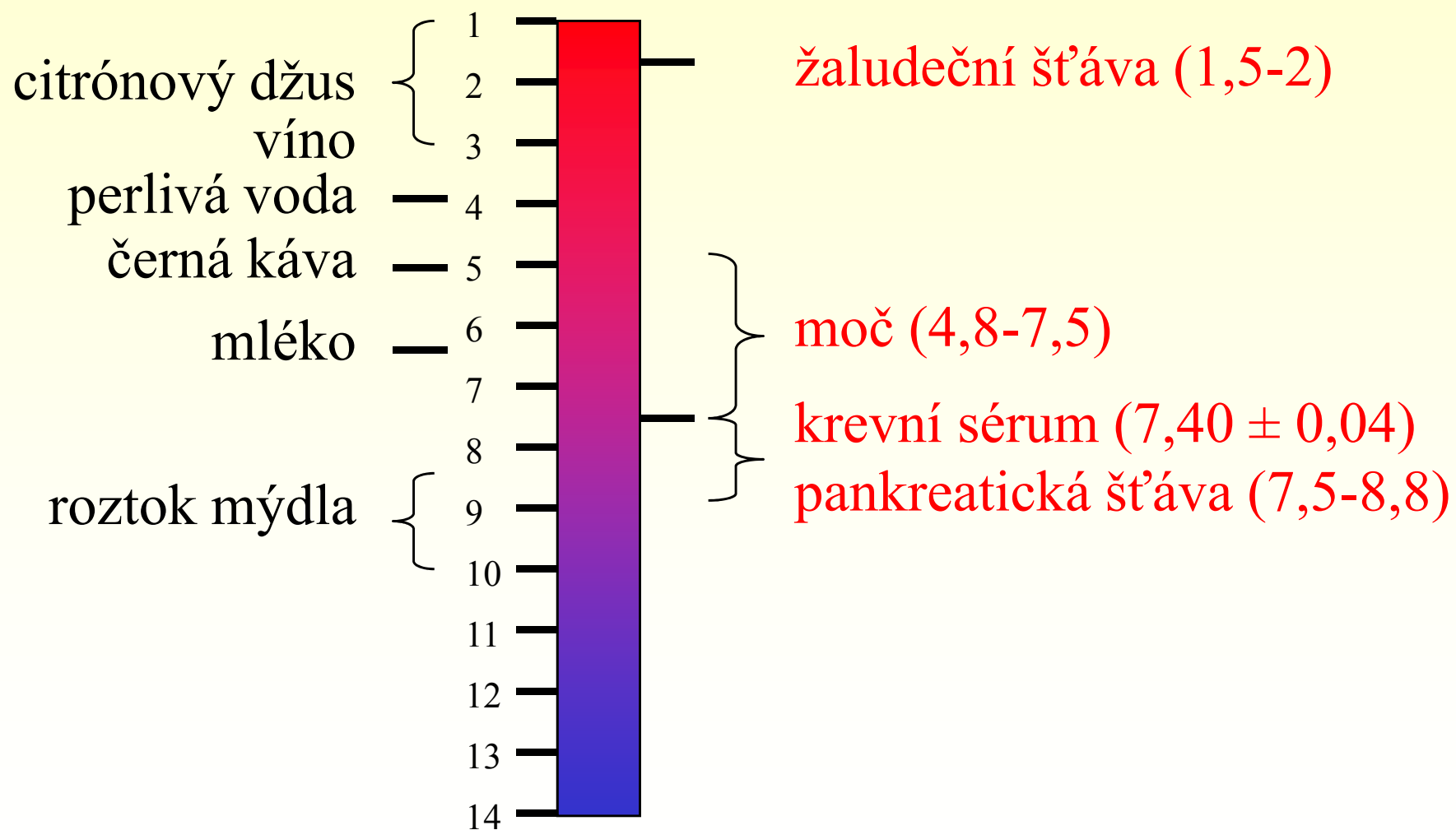
$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$-\log ([\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]) = -\log 10^{-14}$$

$$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] - \log [\text{OH}^-] = -\log 10^{-14}$$

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

# Stupnice pH



# Výpočet pH

**Př 1.** Jaká je hodnota pH roztoku, je-li koncentrace  $\text{H}_3\text{O}^+$  1 mmol/l?

**Řešení**

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-3} = -(-3) = \underline{\underline{3}}$$

**Př 2.** Vypočítejte koncentraci oxoniových kationů, je-li  $\text{pH} = 2,3$ .

**Řešení**

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

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

$$10^{\log [\text{H}_3\text{O}^+]} = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,3} \text{ mol/l} = \underline{\underline{5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}}}$$

## Výpočet pH silné kyseliny

**Př 3.** Vypočítejte pH roztoku, je-li koncentrace HCl 0,0001 mol/l.

**Řešení**

HCl je silná kyselina  $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = c_{\text{HCl}} = 0,0001 \text{ mol/l}$

$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,0001 = -\log 10^{-4} = -(-4) = \underline{\underline{4}}$

## Výpočet pH silné zásady

**Př 4.** Vypočítejte pH roztoku  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , jehož konc. je  $5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$ .

**Řešení**

$\text{Ca}(\text{OH})_2$  je silná zásada  $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^-$

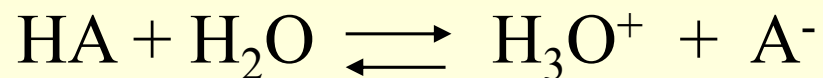
$[\text{OH}^-] = 2 c_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 2 \cdot 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l} = 10^{-3} \text{ mol/l}$

$\text{pOH} = -\log 10^{-3} = -(-3) = 3$

$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3 = \underline{\underline{11}}$

# Disociace slabých elektrolytů

Slabá jednosytná  
kyselina



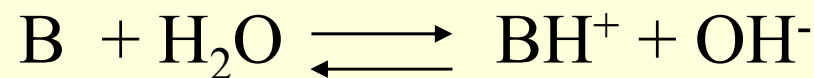
Rovnovážná konstanta

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{A}^-]}{[\text{HA}].[\text{H}_2\text{O}]}$$

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

Disociační konstanta kys.

Slabá jednosytná  
zásada



Rovnovážná konstanta

$$K_c = \frac{[\text{BH}^+].[\text{OH}^-]}{[\text{B}].[\text{H}_2\text{O}]}$$

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

Disociační konstanta báze

# Hydrolýza solí

A) Sůl *silné* kyseliny a *silné* zásady, např. NaCl



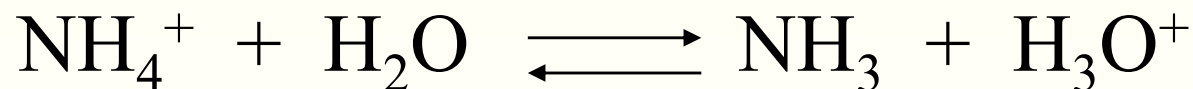
2. Hydrolýza iontů neprobíhá

Ionty silných kyselin a zásad disociují a **nehydrolyzují**

B) Sůl *silné* kyseliny a *slabé* zásady, např.  $\text{NH}_4\text{Cl}$



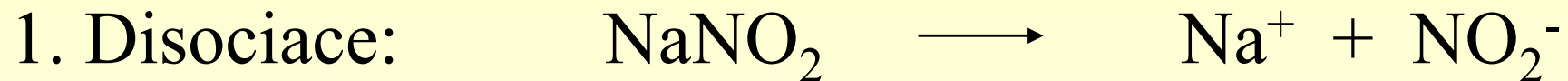
2. Hydrolýza: hydrolyzuje pouze kation



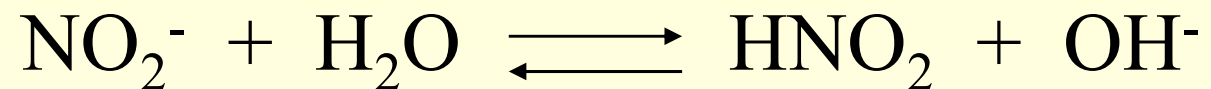
pH roztoku je **slabě kyselé**

# Hydrolýza solí

C) Sůl *slabé kyseliny* a *silné zásady*, např.  $\text{NaNO}_2$



2. Hydrolýza: hydrolyzuje pouze anion



pH roztoku je **slabě zásadité**

D) Sůl slabé kyseliny a slabé zásady, např.  $\text{NH}_4\text{NO}_2$



2. Hydrolýza: hydrolyzuje anion i kation

pH roztoku závisí na síle kyseliny a báze

# Hydrolýza solí

Př. Jak budou reagovat vodné roztoky těchto solí?

KCN,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{FeSO}_4$

$\text{NaHCO}_3$ ,

Reaguje slabě alkalicky

$\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,

Reaguje slabě kysele

$\text{Na}_2\text{HPO}_4$

Reaguje slabě alkalicky



# Pufry (tlumivé roztoky)

Roztoky látek, pomocí kterých lze:

- nastavit přesnou hodnotu pH roztoku
- udržet dané pH v určitých mezích
- tlumit výkyvy pH způsobené  
omezeným přídatkem kyseliny či zásady

pH tělních tekutin (např. krevní plazmy) je udržováno pomocí pufrů v omezeném rozsahu pH

# Pufry (tlumivé roztoky)

Z chemického pohledu jsou pufry:

**směs slabé kyseliny a její konjugované zásady  
v řádově si odpovídajících koncentrací**

(např: směs  $\text{CH}_3\text{COOH}$  a  $\text{CH}_3\text{COONa}$ )

*nebo*

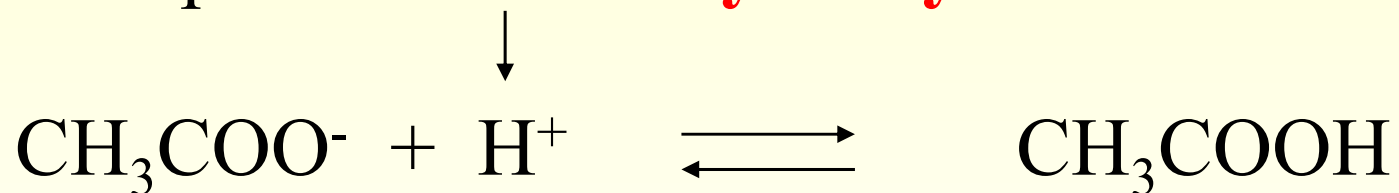
**směs slabé zásady a její konjugované kyseliny  
v řádově si odpovídajících koncentrací**

(např: směs  $\text{NH}_3$  a  $\text{NH}_4\text{Cl}$ )

# Jak pufr působí?

**Octanový pufr:** směs  $\text{CH}_3\text{COOH}$  a  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  
v roztoku jsou částice  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  a  $\text{Na}^+$

Vliv přidavku **silné kyseliny** -  $\text{H}^+$ :

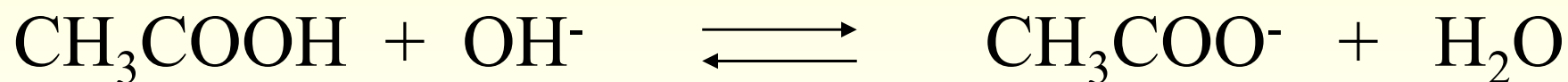


část přidaného  $\text{H}^+$  reaguje s  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  za vzniku  $\text{CH}_3\text{COOH}$  a pH klesá po přidavku  $\text{H}^+$  omezeně

# Jak pufr působí?

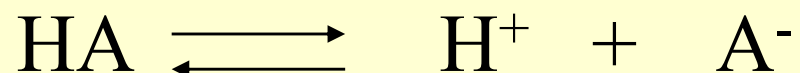
**Octanový pufr:** směs  $\text{CH}_3\text{COOH}$  a  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  
v roztoku jsou částice  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  a  $\text{Na}^+$

Vliv přidavku **silné zásady** -  $\text{OH}^-$ :



část přidaného  $\text{OH}^-$  reaguje s  $\text{CH}_3\text{COOH}$  za vzniku  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  a pH roste po přidavku  $\text{OH}^-$  omezeně

# Jak se vypočítá pH pufry



Disociační

konstanta

slabé kyseliny

$$\longrightarrow K_A = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$-\log K_A = -\log [\text{H}^+] - \log [\text{A}^-]/[\text{HA}]$$

$$-\log [\text{H}^+] = -\log K_A + \log [\text{A}^-]/[\text{HA}]$$

$$\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

*Henderson-  
Hasselbalchova  
rovnice*

Záporný logaritmus disociační konstanty slabé kyseliny

# Na čem závisí pH pufru?

$$\text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Na hodnotě  $\text{pK}_A$

Na poměru látkových koncentrací konjugované báze a slabé kyseliny

Za podmínky  $[\text{A}^-] = [\text{HA}]$  je pH rovno:

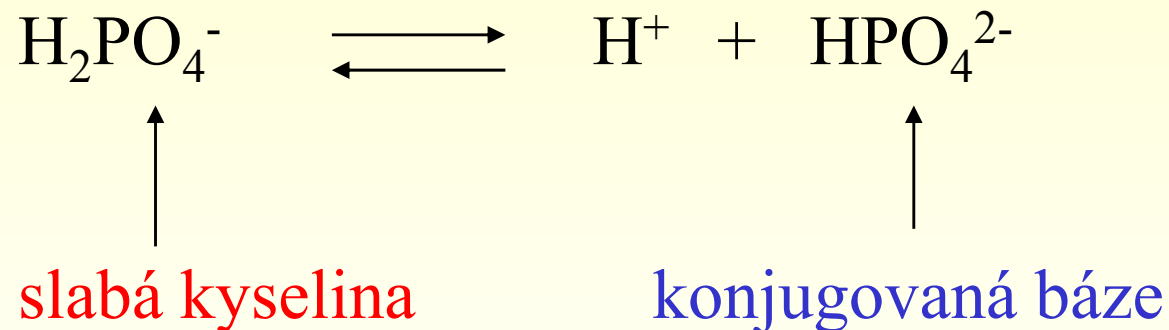
$$\text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \text{pK}_A + \log 1 = \text{pK}_A + 0 = \underline{\underline{\text{pK}_A}}$$

# Jak připravíme pufri?

1. Vybereme slabou kyselinu s hodnotou  $pK_A$  co nejbliže požadované hodnotě pH (rozdíl by měl být  $< 1$ )
2. Připravíme roztoky slabé kyseliny a konjugované zásady o stejných koncentracích (např. 0,1 mol/l).
3. Podle Henderson-Hasselbalchovy rovnice vypočítáme v jakém poměru musíme oba roztoky smíchat a smícháme je.
4. Změříme pH pufri pH-metrem.
5. Upravíme pH pufri přidavkem roztoku kyseliny nebo konjugované báze.

# Výpočet pH pufru

**Př.** Vypočítejte v jakém poměru musíme smíchat roztoky  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  a  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  (c obou roztoků je 0,25 mol/l), abychom získali fosfátový pufr o pH 7,8 ,  $\text{pK}_A(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 6,8$ .



$$\text{pH} = \text{pK}_A(\text{H}_2\text{PO}_4^-) + \log \left( \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} \right)$$

$$7,8 = 6,8 + \log \left( \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} \right)$$

$$\log \left( \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} \right) = 7,8 - 6,8$$

$$\log \left( \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} \right) = 1$$

$$\left( \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} \right) = \mathbf{10}$$



# Co je pufrační kapacita

$$\beta = \frac{\Delta n_{\text{H}^+, \text{OH}^-}}{V \Delta \text{pH}}$$

množství  $\text{H}^+$  nebo  $\text{OH}^-$  iontů, které je třeba přidat k 1 l pufru, aby se pH změnilo o 1 (resp. 0,1)

Pufrační kapacita

Pufrační kapacita závisí na:

- koncentraci složek pufru
- poměru koncentrací složek pufru  
(nejvyšší je, když  $[\text{A}^-] = [\text{HA}]$ )

# Pufrové soustavy v krvi

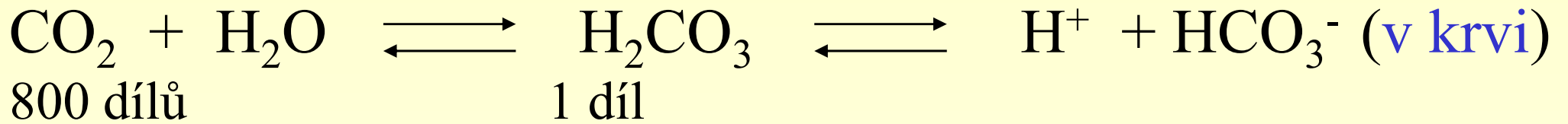
pH krevní plasmy =  $7,40 \pm 0,04$

Nejdůležitější pufry:

- hydrogenuhličitanový ( $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$ )
- bílkoviny (hemoglobin, albumin)
- fosfáty ( $\text{NaH}_2\text{PO}_4 / \text{Na}_2\text{HPO}_4$ )

**buňky**

# Hydrogenuhlíčitánový pufr



**plíce**

$$\text{pH} = \text{pK}_{(\text{H}_2\text{CO}_3)} + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3]} = 6,1 + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]_{\text{ef}}}$$

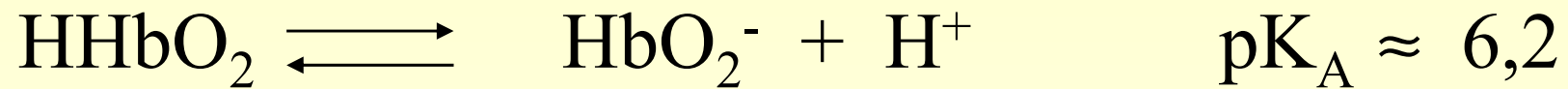
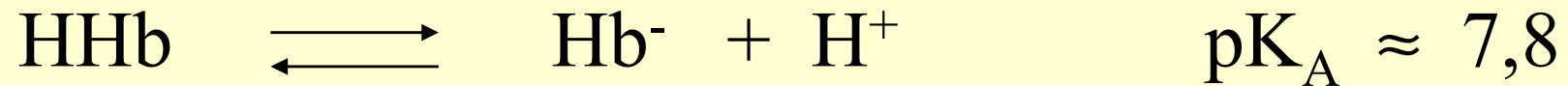
$$\text{pH} = 6,1 + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{\text{pCO}_2 \cdot 0,23}$$

udává se v  
mmol/l  
24 ± 3 mmol/l

parciální tlak CO<sub>2</sub> v kPa  
5,3 ± 0,5 kPa

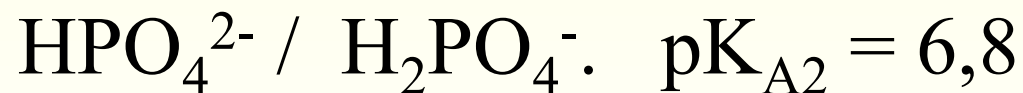
Koeficient  
rozpustnosti

# Hemoglobinový pufr



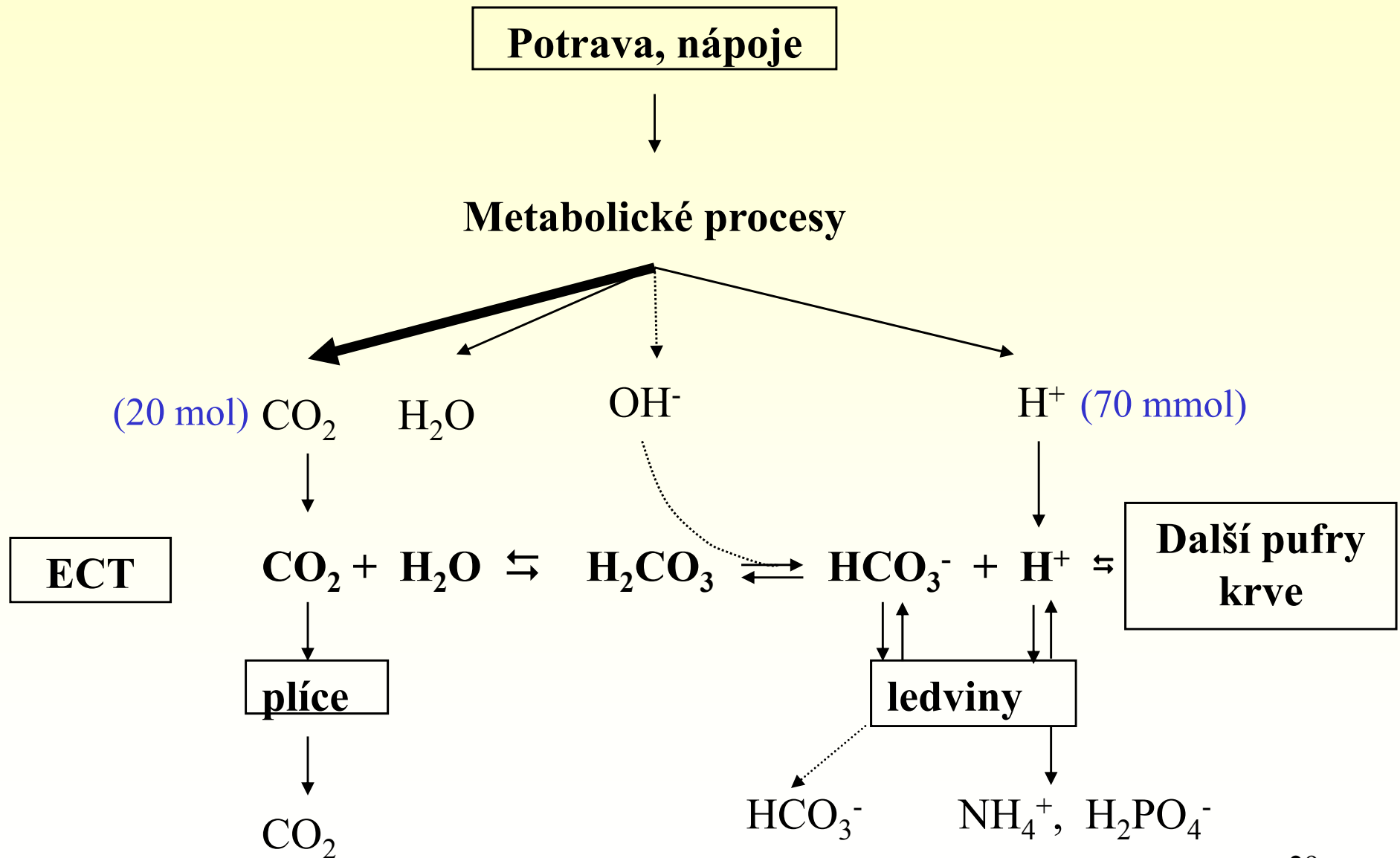
tvoří 1/3 pufrální kapacity krve

## Fosfátový pufr



- koncentrace fosfátů v krvi je nízká
- působí jako hlavní pufr v moči
- organické fosfáty - důležitý pufr v buňkách

# Princip udržování stálého pH vnitřního prostředí



# Poruchy acidobazické rovnováhy

pH krve = 7,36 - 7,44 (↓ - acidémie, ↑ - alkalémie)

*Acidózy a alkalózy mohou být:*

- **akutní** (dekompenzované) - pH mimo referenční oblast
- **ustálené** (kompenzované) - pH v refer. rozmezí,  
ale  $p\text{CO}_2$  a  $\text{HCO}_3^-$  mimo refer. rozmezí
- **kombinované**

*Podle příčiny vzniku acidózy a alkalózy dělíme:*

- **metabolické** - změněná je koncentrace  $\text{HCO}_3^-$
- **respirační** - změněný je parciální tlak  $\text{CO}_2$

# Třídění poruch ABR

Alkalóza  
pH > 7,44

$$\text{pH} = 6,1 + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{\text{pCO}_2 \cdot 0,23}$$

Acidóza  
pH < 7,36

metabolická

*porucha*

respirační

# Metabolická acidóza

## *Příčina:*

- zvýšená tvorba  $H^+$  - laktoacidóza (hypoxie, intenzivní práce, ethanol)
- ketoacidóza (cukrovka, hladovění)
- otrava methanolem, ethylenglykolem, salicyláty → tvorba kyselin
- ztráta  $HCO_3^-$  (průjem, popáleniny, ztráta ledvinami)

*Akutní porucha:* pokles  $HCO_3^-$  (  $H^+ + HCO_3^- \rightarrow H_2CO_3$  )

## *Kompenzace:*

- plíce - hyperventilace
- ledviny - zpětná resorpce  $HCO_3^-$  a exkrece  $H^+$  ( $NH_4^+$ ,  $H_2PO_4^-$ )



# Respirační acidóza

## *Příčina:*

- hypoventilace (útlum dechového centra - např. opiáty, sedativa, CO<sub>2</sub>)
- onemocnění plic
- anémie, otrava CO a kyanidy

## *Akutní porucha:*

vzrůst pCO<sub>2</sub>

## *Korekce:*

-plíce - hyperventilace (je-li možná)

## *Kompenzace:*

- ledviny - zpětná resorpce HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> a exkrece H<sup>+</sup> (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>)

# Metabolická alkalóza

## *Příčina:*

- ztráta  $H^+$  (zvracení)
- nadměrný přívod  $HCO_3^-$  (léčba acidózy)
- ztráta  $Cl^-$  a  $K^+$  (diuretika)

## *Akutní porucha:*

nárůst konc.  $HCO_3^-$

## *Kompenzace:*

plíce - hypoventilace (je omezena, nutný příjem  $O_2$ )

ledviny - zvýšené vylučování  $HCO_3^-$

# Respirační alkalóza

## *Příčina:*

- hyperventilace (řízené dýchání, hysterie, horečka, pobyt ve vysokých nadmořských výškách)

## *Akutní porucha:*

pokles  $p\text{CO}_2$

## *Kompenzace:*

ledviny - zvýšení exkrece  $\text{HCO}_3^-$

