

Iontové reakce = *reakce v roztocích elektrolytů*

- Protolytické (acidobazické) reakce

reaktanty si předávají H^+ (protony)

- Redoxní reakce

reaktanty si předávají e^- (elektrony)

- Srážecí reakce

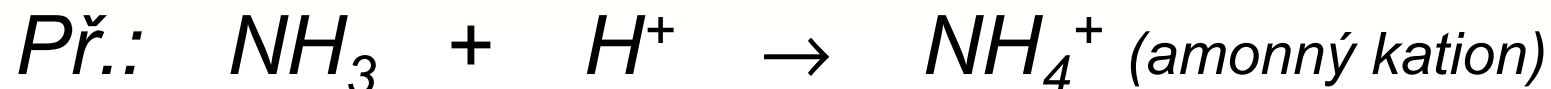
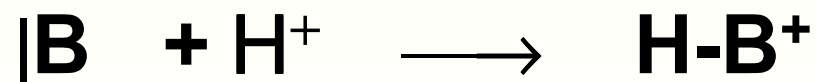
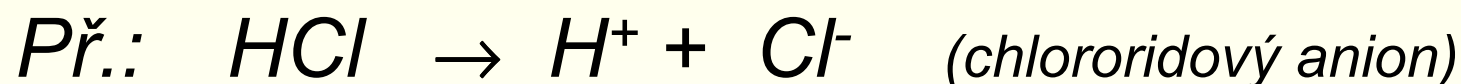
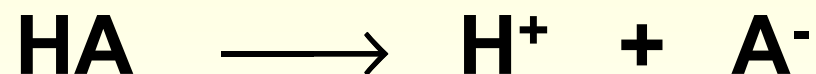
ionty tvoří nerozpustné sloučeniny

- Komplexotvorné reakce

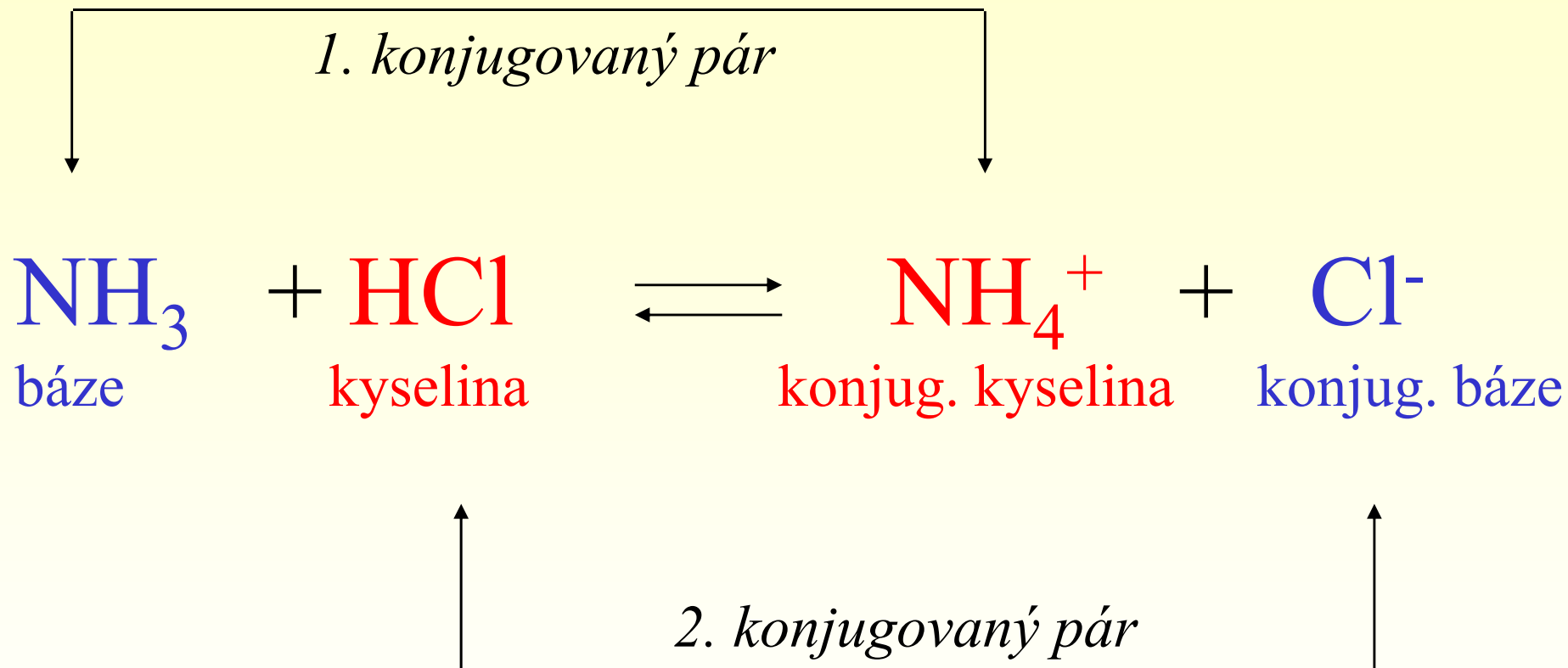
ionty tvoří komplexní sloučeniny v roztoku

Brönstedtova teorie

- **Kyselina (HA)** - odštěpuje H^+ (proton)
- **Báze (B)** - přijme H^+ (proton),
báze musí mít volný elektronový pár



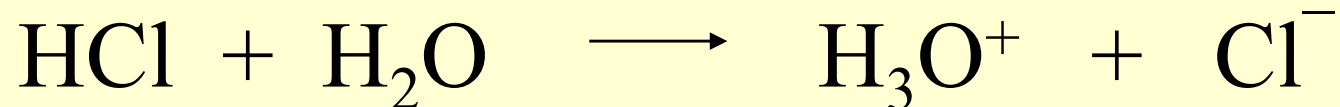
Protolytická (acidobazická) reakce



Konjugovaný pár - dvojice kyseliny a zásady
lišící se o jeden proton (H^+)

Silné kyseliny

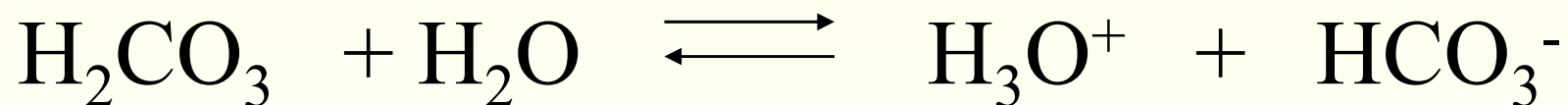
oxoniový kation



Další př: HBr, HI, H₂SO₄, HNO₃, HClO₄,

Slabé kyseliny

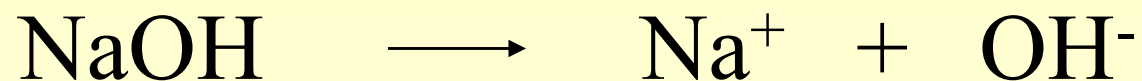
oxoniový kation



*Další př: HF, HNO₂, H₃BO₃, HClO, CH₃COOH,
kys. mléčná, kys. askorbová (vitamin C)*

Silné zásady

hydroxidový
anion

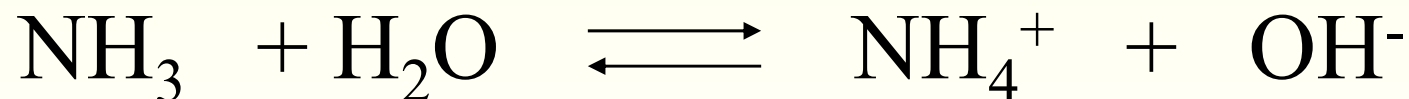


hydroxidy alkalických kovů - př. NaOH, KOH

hydroxidy kovů alkalických zemin - př. Ca(OH)₂, Mg(OH)₂

Slabé zásady (báze)

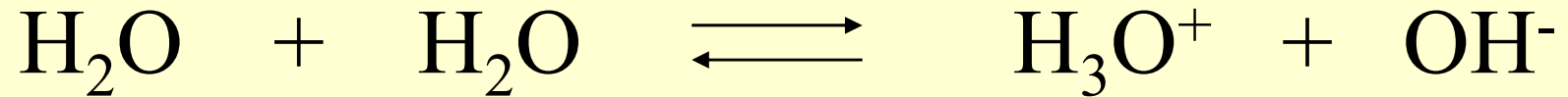
hydroxidový
anion



Př: hydroxidy ostatních kovů,

aminy (R-NH₂), 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 $K_V = 10^{-14}$

Prostředí	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	$[\text{OH}^-]$
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

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \longleftarrow \text{pH je záporný dekadický logaritmus aktivity (látkové koncentrace } \text{H}^+ (= \text{H}_3\text{O}^+))$$

Neutrální prostředí:

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= 10^{-7} \text{ mol/l} & \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-7} = -(-7) = 7 \\ [\text{OH}^-] &= 10^{-7} \text{ mol/l} & \text{pOH} &= -\log [\text{OH}^-] = -\log 10^{-7} = -(-7) = 7 \end{aligned}$$

pOH je záporný dekadický logaritmus látkové koncentrace OH^- iontů

Prostředí	pH
kyselé	< 7
neutrální	= 7
zásadité	> 7

pH a pOH

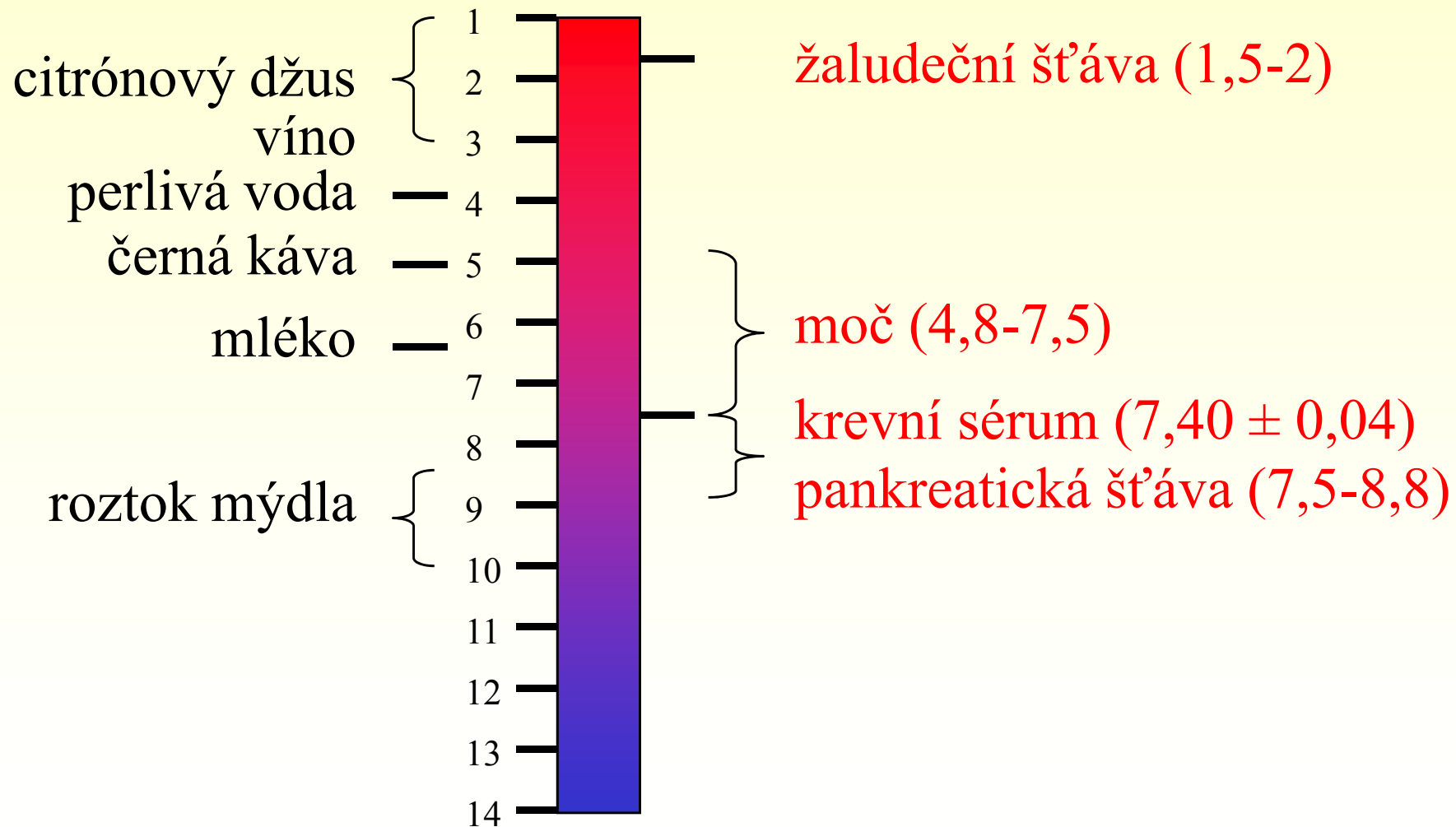
$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

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

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

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

Stupnice pH



Výpočet pH

Př 1. Jaká je hodnota pH roztoku, je-li koncentrace H_3O^+ 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 $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^-$

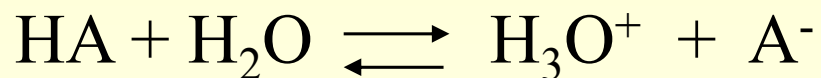
$[\text{OH}^-] = 2 c_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 2 \cdot 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l} = 10^{-3} \text{ mol/l}$

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

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

Disociace slabých elektrolytů

Slabá jednosytná
kyselina



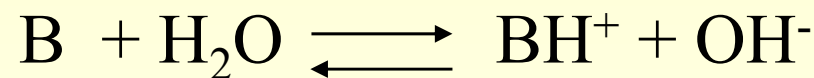
Rovnovážná konstanta

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

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

Disociační konstanta kys.

Slabá jednosytná
zásada



Rovnovážná konstanta

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

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

Disociační konstanta báze

Hydrolýza solí

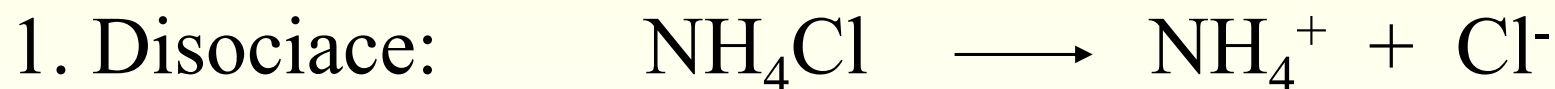
A) Sůl *silné* kyseliny a *silné* zásady, např. NaCl



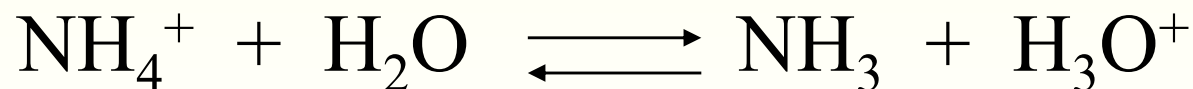
2. Hydrolýza iontů neprobíhá

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

B) Sůl *silné* kyseliny a *slabé* zásady, např. NH_4Cl



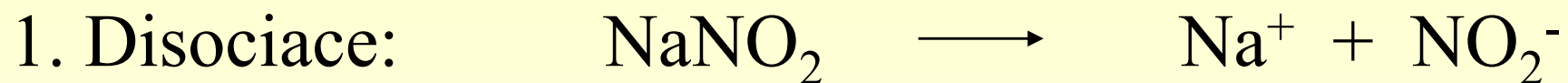
2. Hydrolýza: hydrolyzuje pouze kation



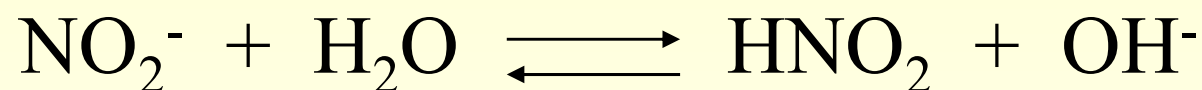
pH roztoku je **slabě kyselé**

Hydrolýza solí

C) Sůl *slabé kyseliny* a *silné zásady*, např. NaNO_2



2. Hydrolýza: hydrolyzuje pouze anion



pH roztoku je **slabě zásadité**

D) Sůl slabé kyseliny a slabé zásady, např. NH_4NO_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, CuCl_2 , CH_3COONa , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, FeSO_4

NaHCO_3 ,

Reaguje slabě alkalicky

NaH_2PO_4 ,

Reaguje slabě kysele

Na_2HPO_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 CH_3COOH a CH_3COONa)

nebo

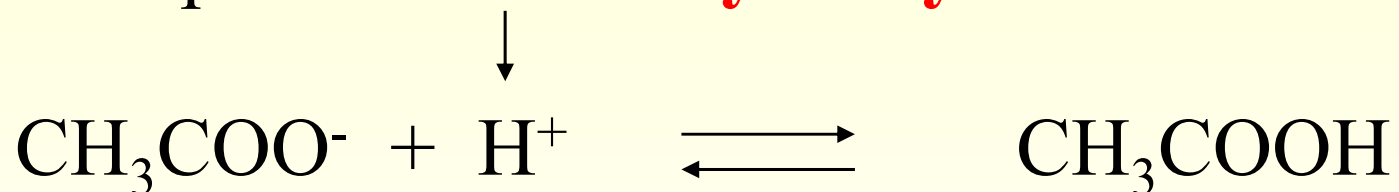
**směs slabé zásady a její konjugované kyseliny
v řádově si odpovídajících koncentrací**

(např: směs NH_3 a NH_4Cl)

Jak pufr působí?

Octanový pufr: směs CH_3COOH a CH_3COONa ,
v roztoku jsou částice CH_3COOH , CH_3COO^- a Na^+

Vliv přidavku **silné kyseliny** - H^+ :

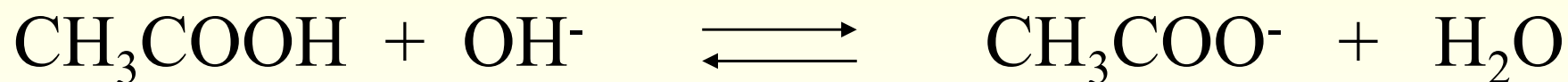


část přidaného H^+ reaguje s CH_3COO^- za vzniku CH_3COOH a pH klesá po přidavku H^+ omezeně

Jak pufr působí?

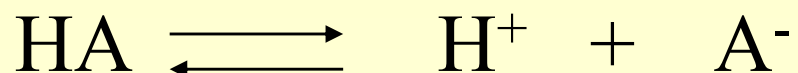
Octanový pufr: směs CH_3COOH a CH_3COONa ,
v roztoku jsou částice CH_3COOH , CH_3COO^- a Na^+

Vliv přidavku **silné zásady** - OH^- :



část přidaného OH^- reaguje s CH_3COOH za vzniku CH_3COO^- a pH roste po přidavku OH^- omezeně

Jak se vypočítá pH pufru



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 pK_A

Na poměru látkových koncentrací konjugované báze a slabé kyseliny

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

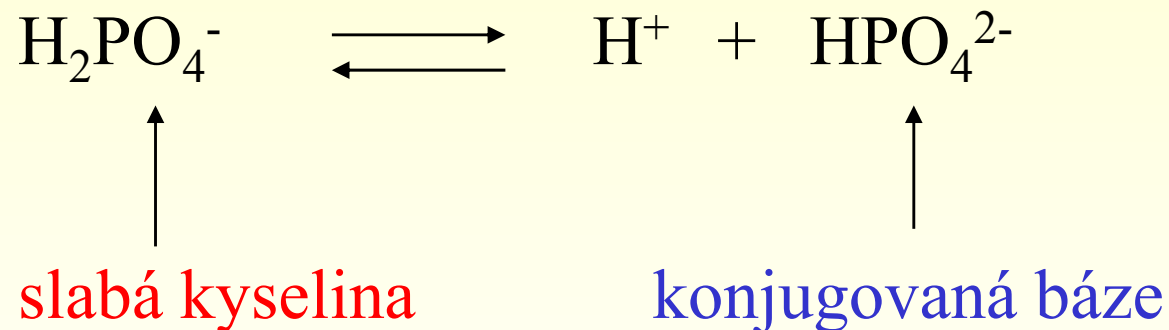
$$\text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \text{pK}_A + \log 1 = \text{pK}_A + 0 = \underline{\underline{\text{pK}_A}}$$

Jak připravíme pufr?

1. Vybereme slabou kyselinu s hodnotou pK_A co nejbližše 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 pufru pH-metrem.
5. Upravíme pH pufru přidávkem roztoku kyseliny nebo konjugované báze.

Výpočet pH pufru

Př. Vypočítejte v jakém poměru musíme smíchat roztoky NaH_2PO_4 a Na_2HPO_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 H^+ nebo 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

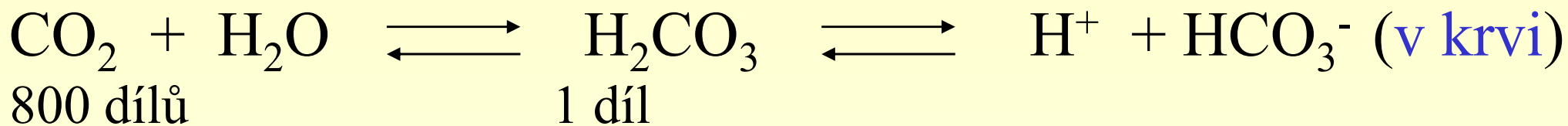
pH krevní plasmy = $7,40 \pm 0,04$

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



píce

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

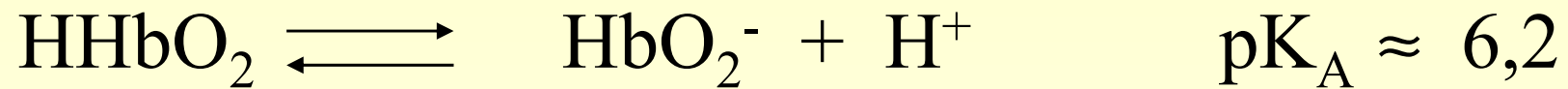
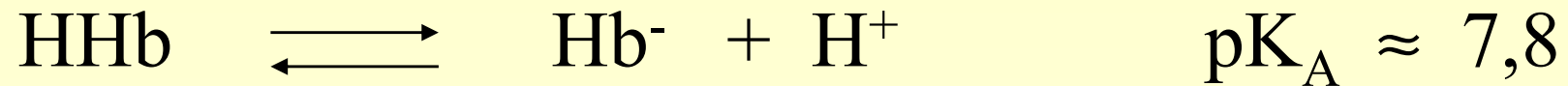
$$\text{pH} = 6,1 + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{\text{pCO}_2 \cdot 0,23}$$

udává se v
mmol/l
24 ± 3 mmol/l

parciální tlak CO₂ v kPa
5,3 ± 0,5 kPa

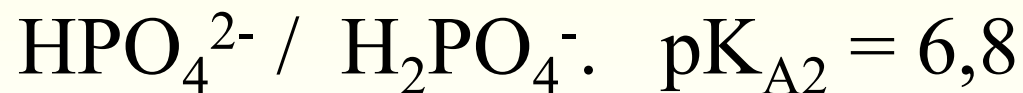
Koeficient
rozpustnosti

Hemoglobinový pufr



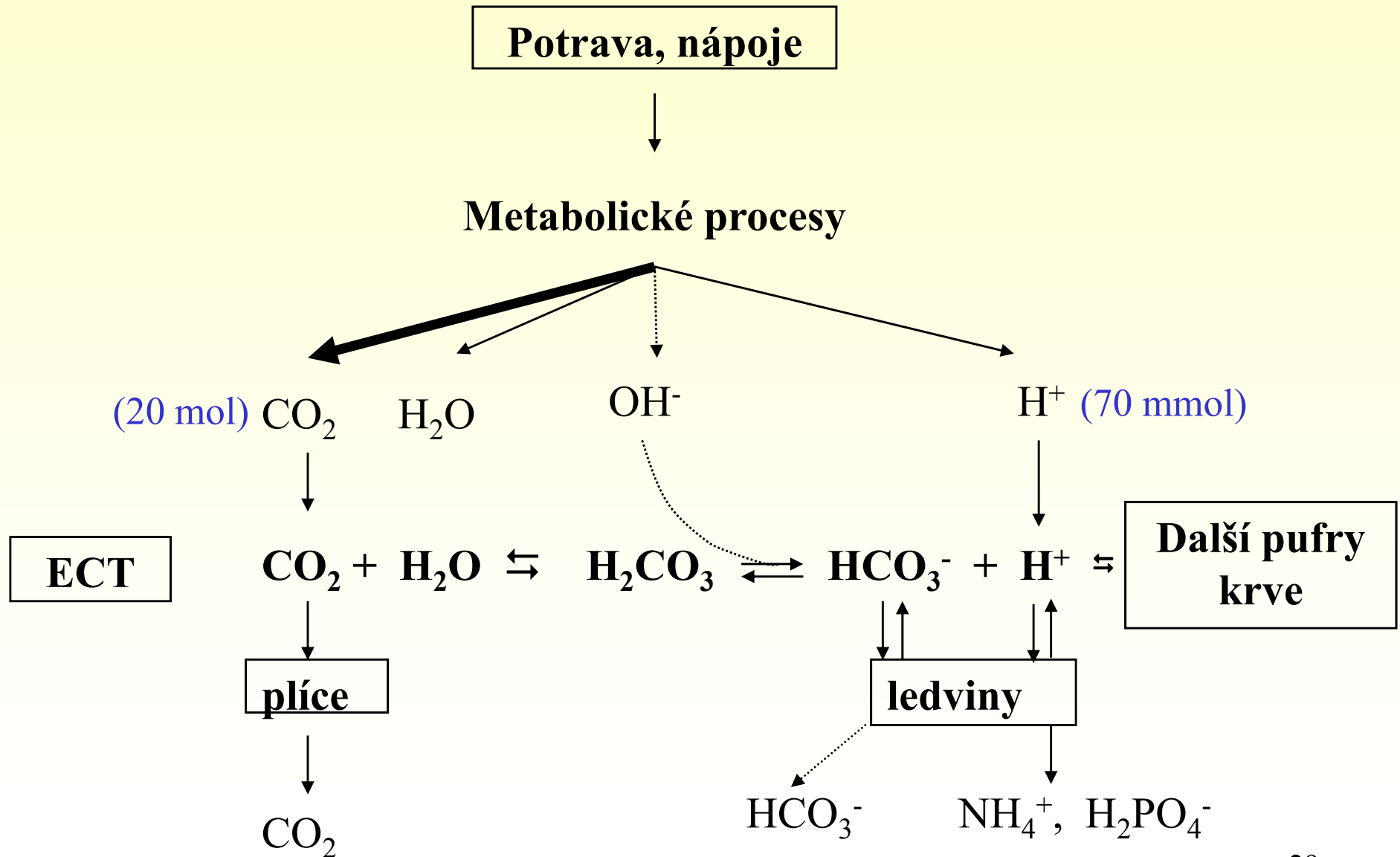
tvoří 1/3 pufrální kapacity krve

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 HCO_3^- mimo refer. rozmezí
- **kombinované**

Podle příčiny vzniku acidózy a alkalózy dělíme:

- **metabolické** - změněná je koncentrace HCO_3^-
- **respirační** - změněný je parciální tlak 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, CO₂)
- onemocnění plic
- anémie, otrava CO a kyanidy

Akutní porucha:

vzrůst pCO₂

Korekce:

-plíce - hyperventilace (je-li možná)

Kompenzace:

- ledviny - zpětná resorpce HCO₃⁻ a exkrece H⁺ (NH₄⁺, H₂PO₄⁻)

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 HCO_3^-

