

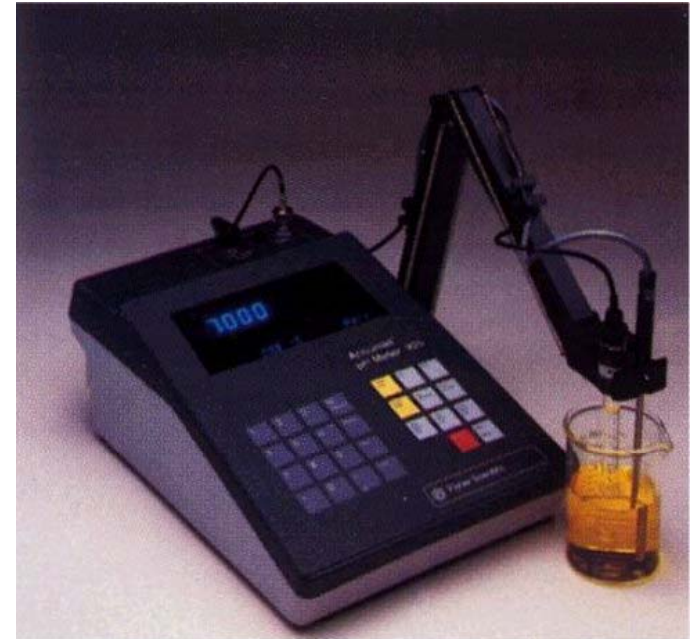
VI. Disociace a iontové rovnováhy



Some common acids.



Some common bases.



VI. Disociace a iontové rovnováhy

6.1 Základní pojmy

6.2 Disociace

6.3 Elektrolyty

6.3.1 Iontová rovnováha elektrolytů

6.3.2 Roztoky ideální a reálné

6.4 Teorie kyselin a zásad

6.4.1 Arrhenius – Ostwaldova teorie

6.4.2 Teorie Brønsted – Lowryho

6.5 Disociace vody a pH

6.5.1 Disociace vody

6.5.2 Vodíkový exponent pH

6.5.3 Význam pH v praxi

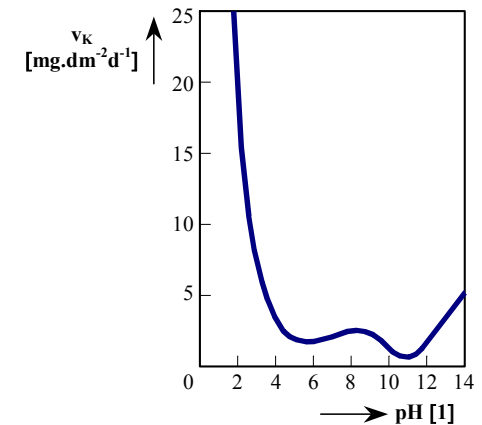
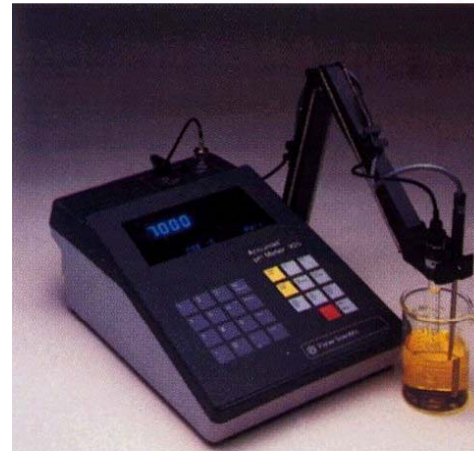
6.6 Hydrolýza solí



Some common acids.



Some common bases.



6.1 Základní pojmy

Elektrolyty

- látky, které se při rozpouštění nebo tavení štěpí – **disociují** na elektricky nabitě částice – **ionty**
- roztoky a taveniny elektrolytů jsou **elektricky vodivé**
- **příklad:** kyseliny, hydroxidy, soli

Ionty

- **elektricky nabitě částice hmoty**
- vznikají rozštěpením původně elektroneutrálních molekul
- proces **štěpení** se označuje termínem **disociace**
- **kationty** – částice s **kladným** nábojem
- **anionty** – částice se **záporným** nábojem

Disociace – v zásadě 2 mechanismy

- **termická disociace** – disociace **účinkem zvýšené teploty**
- **elektrolytická disociace** – disociace **účinkem polárního rozpouštědla**

Pozn. Kde se vzal pojem elektrolyt ?

M. Faraday pojem elektrolyt použil pro roztoky látek, které vedou elektrický proud. Tento název se později přenesl i na látky samé.

6.2 Disociace

Dříve:

- původně se předpokládalo, že k disociaci – štěpení molekul dochází vlivem **elektrického pole**, tj. při průchodu elektrického proudu, tj. že ionty v roztoku vznikají **zavedením el. proudu** do roztoku

Později:

- Clausius, Arrhenius – **ionty jsou** v roztoku ať roztokem **prochází proud či nikoliv**
⇒ **zavedení el. proudu** do roztoku **není příčinou disociace !!!!!**

Disociace – v zásadě 2 mechanismy

- **termická disociace** – disociace **účinkem zvýšené teploty**
- **elektrolytická disociace** – disociace **účinkem polárního rozpouštědla**

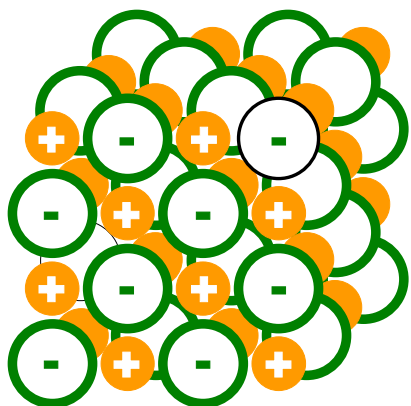
ionizace plynů

A. Termická disociace

(disociace účinkem zvýšené teploty)

- látka s *iontovou* krystalickou *mřížkou* (např. NaCl)

Krystalová
mřížka NaCl



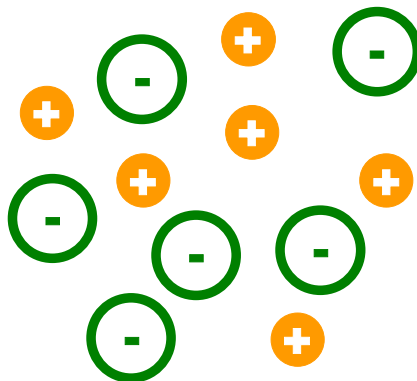
Na⁺



Cl⁻



Tavenina NaCl
(molekuly disociovány
na ionty Na⁺ a Cl⁻)



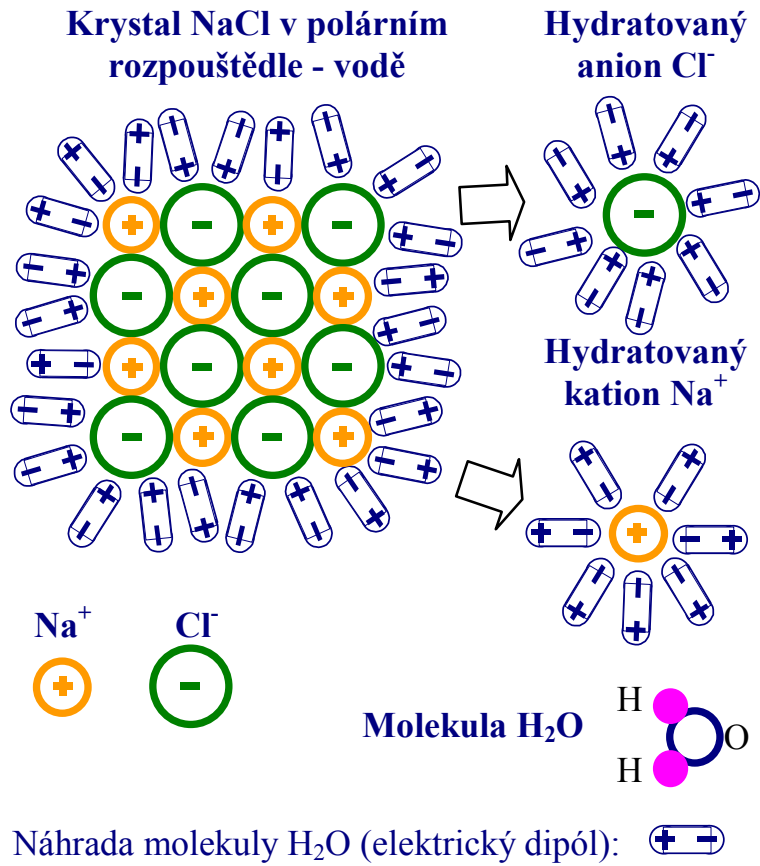
dodání tepla \Rightarrow zvýšení
kinetické energie iontů
kmitajících kolem rovnovážných
poloh \Rightarrow pokud energie iontů
tak vysoká, že vazebné síly
nestačí k udržení iontů v mřížce
 \Rightarrow uvolnění iontů z mřížky

Iontová vazba: jeden z prvků (prvek s **malou** elektronegativitou) **odevzdává** jeden nebo několik elektronů jinému prvku (prvku s **velkou** elektronegativitou) tak, aby se vytvořil oktet

B. Elektrolytická disociace

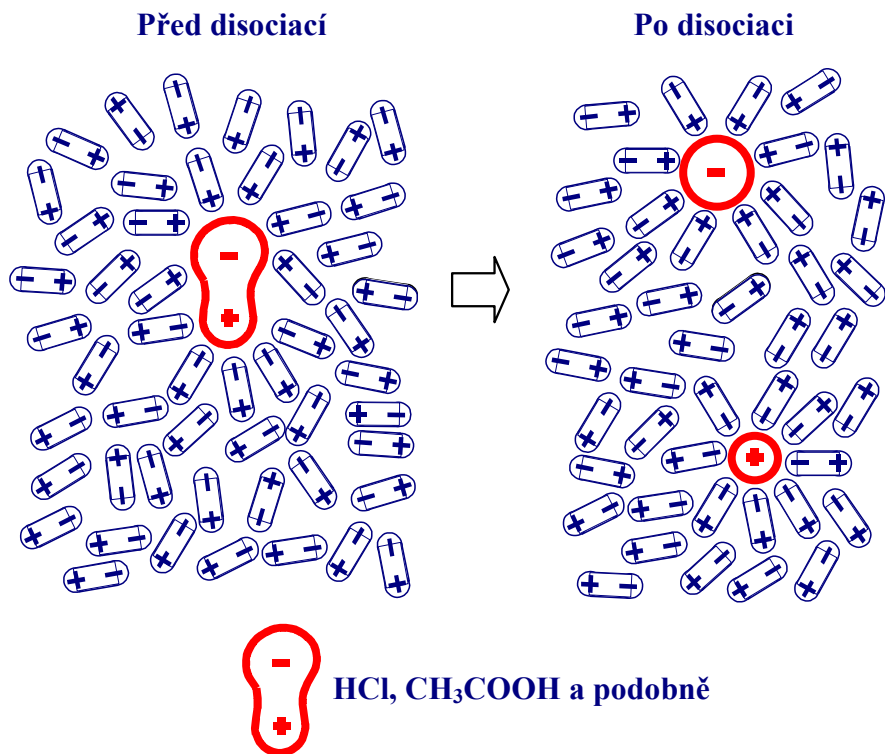
(disociace účinkem polárního rozpouštědla)

B1. Disociace látek s iontovou mřížkou



1. Molekuly rozpouštědla se orientují k iontům na povrchu mřížky.
2. Orientace molekuly rozpouštědla částí, která má opačný náboj než ion.
3. \Rightarrow **oslabení** vazebných sil mezi ionty
 \Rightarrow ionty uvolněny do roztoku

B2. Disociace látek s velmi polární kovalentní vazbou



1. Polární molekuly elektrolytu.
2. Interakce polárních molekul elektrolytu a polárních molekul rozpouštědla **zvětší polarizaci** kovalentní vazby **uvnitř polární molekuly rozpuštěné látky**.
3. Zvětšení polarizace způsobí úplné rozštěpení molekuly elektrolytu.
4. Ionty v roztoku nejsou volné na ionty jsou více či méně pevně vázáno určité množství molekul rozpouštědla – vznik obalu.

proces vzniku = **solvatace**
vzniklý obal = **solvatační obal**

v případě vody:

(nejběžnější polár. rozpouštědlo)

⇒ proces vzniku – **hydratace**

⇒ obal – **hydratační obal**

Kovalentní vazba: nedochází k přechodu valenčních elektronů od jednoho prvku k druhému jako v případě iontové vazby ; **vzájemné sdílení** valenčních elektronů tak, aby se vytvořil oktet – každý z prvků poskytne jeden elektron a vytvoří společnou dvojici – **elektronový pár**.

Polární molekuly = sdílený elektronový pár je jedním z atomů přitahován více než druhým ⇒ atom, který jej více přitahuje a posouvá k sobě, tak získává částečně **záporný náboj**, zatímco na druhém atomu, od kterého je odtahován převládá **kladný náboj**; molekula jako **celek** je samozřejmě navenek **elektroneutrální** !!!!!

6.3 Elektrolyty

6.3.1 Iontová rovnováha elektrolytů

Disociace obecného elektrolytu

- rozpustíme – li v polárním rozpouštědle určité množství elektrolytu, neznámá to, že **všechny** molekuly elektrolytu budou disociovány na ionty, **část** může zůstat **nedisociována** \Rightarrow **rovnovážný stav** \longrightarrow rovnovážná konstanta ; v případě disociace pojem **disociační konstanta**



KA – nedisociovaná látka

K^+ – kation

A^- – anion

Příklad:



Popis disociace: • disociační konstanta K_d

• disociační stupeň α

vztah mezi: K_d , α a **koncentrací** – **Ostwaldův zákon**

A. Disociační konstanta K_d

- vratná reakce \longrightarrow rovnovážný stav \longrightarrow rovnovážná konstanta ; v případě disociace pojem **disociační konstanta**

[] – v chemické literatuře grafické označení molové objemové koncentrace

$$K_d = \frac{[K^+] \cdot [A^-]}{[KA]}$$

B. Disociační stupeň α

- udává, jaká část, ze všech rozpuštěných molekul je disociována
- kvantitativní vyjádření množství molekul, které jsou disociovány

$$\alpha = \frac{\text{počet disociovaných molekul}}{\text{celkový počet rozpuštěných molekul}}$$

Arrhenius

C. Ostwaldův zákon

- udává vztah mezi disociační konstantou, disociačním stupněm a koncentrací

$$\begin{aligned}[K^+] &= \alpha \cdot c \\ [A^-] &= \alpha \cdot c \\ [KA] &= (1 - \alpha) \cdot c\end{aligned}$$

$$K_d = \frac{\alpha^2 \cdot c}{1 - \alpha}$$

ze zákona vyplývá:

čím nižší koncentrace elektrolytu (větší zředění), tím větší část molekul elektrolytu je disociována

Rozdělení elektrolytů podle míry disociace

A. Slabé elektrolyty

- jsou jen málo disociovány $\alpha \longrightarrow 0 \Rightarrow K_d \rightarrow 0$
- **malá část** disociována na ionty
- **převážná část** elektrolytu ve formě **elektroneutrálních** molekul
- čím je **koncentrace** elektrolytu **menší**, tím **více** bude **disociována**

⇒ **USTAVUJE SE ROVNOVÁHA**



B. Silné elektrolyty

- prakticky **úplně disociovány** na ionty
- v podstatě **všechn elektrolyt** ve formě **iontů** $[KA] \rightarrow 0 \Rightarrow K_d \rightarrow \infty \Rightarrow \alpha \rightarrow 1$

⇒ **NEMÁ SMYSL MLUVIT O ROVNOVÁZE**



A. Slabé elektrolyty

- některé anorg. kyseliny (slabé kyseliny H_3PO_4 , H_2S)
- některé anorganické látky (NH_3)
- většina organických látek

B. Silné elektrolyty

- některé anorganické kyseliny (silné kyseliny H_2SO_4 , HCl , HNO_3)
- některé hydroxidy (silné hydroxidy $NaOH$, KOH)
- většina solí

Příklady slabých a silných elektrolytů

(K_d při 25 °C)

Slabé elektrolyty		K_d	Silné elektrolyty		K_d
fenol		$1,2 \cdot 10^{-10}$	kys. bromovodíková	HBr	$\approx 1 \cdot 10^9$
sirovodík	H ₂ S	$6,3 \cdot 10^{-8}$	kys. dusičná	HNO ₃	$\approx 2 \cdot 10^1$
kyselina boritá		$5,8 \cdot 10^{-10}$	kys. chlorečná	HClO ₃	$\approx 1 \cdot 10^3$
kyanovodík	HCN	$7,2 \cdot 10^{-10}$	kys. chloristá	HClO ₄	$\approx 1 \cdot 10^{10}$
amoniak	NH ₃	$1,74 \cdot 10^{-5}$	kys. chlorovodíková	HCl	$1,3 \cdot 10^6$
anilin		$4,1 \cdot 10^{-10}$	kys. jodovodíková	HI	$\approx 3 \cdot 10^9$
kyselina benzoová	C ₆ H ₅ COOH	$6,46 \cdot 10^{-5}$	hydroxid sodný	NaOH	3,7 až 5,9
kyselina fluorovodíková	HF	$6,2 \cdot 10^{-4}$	hydroxid barnatý	Ba(OH) ₂	0,23
kyselina chlorná	HClO	$3,2 \cdot 10^{-8}$	hydroxid lithný	LiOH	0,665

6.3.2 Roztoky ideální a reálné

ionty – elektricky nabitě částice \longrightarrow elektrostatické síly mezi částicemi (Coulombovy síly $\propto 1/r^2$) \longrightarrow **elektrostatické síly ovlivňují jejich chování**

A. Ideální roztoky

- zředěné roztoky \longrightarrow koncentrace elektrolytu **nízká** \Rightarrow vzdálenosti mezi ionty **velké** \Rightarrow elektrostatické interakce **zanedbatelné** \Rightarrow ionty se pohybují **nezávisle** na sobě
- **ideální roztoky** – roztoky, kde se ionty pohybují **nezávisle** na sobě
 - děje v nich lze popsat pomocí vztahů obsahujících **koncentrace**
 - **vlastnost** \propto **koncentrace**

B. Reálné roztoky

- koncentrované roztoky \longrightarrow koncentrace elektrolytu **velká** \Rightarrow vzdálenosti mezi ionty **nižší** \Rightarrow elektrostatické interakce ovlivňují chování iontů **navzájem** \Rightarrow ionty v pohybu navzájem **bržděny**, **přestávají** se pohybovat **nezávisle** na sobě
- Jak se to projevuje ? **odchytky od ideálního chování**

vlastnost má **menší hodnotu** než v ideálním roztoku o té **samé koncentraci**

Jak popsat reálné chování ?

A. vytvářet více či méně komplikované rovnice

B. snaha využít a zachovat jednoduché tvary rovnic odvozené pro ideální roztoky

Varianta B: ANO \Rightarrow místo koncentrace používána nová veličina

\longrightarrow která **respektuje** vzájemné **interakce** iontů

\longrightarrow která **umožní zachovat** jednoduché tvary rovnic

tato veličina: **aktivita** (termodynamická koncentrace)

Aktivita složky a_i

$$a_i = \gamma_i \cdot c_i$$

γ_i – aktivní součinitel složky i

c_i – koncentrace složky

reálný roztok:

vlastnost má **menší hodnotu** než

v ideálním roztoku o té **samé koncentraci** \Rightarrow **interpretace:**

aktivita – efektivní koncentrace

aktivní součinitel – korekční součinitel

- Vztahy v kapitole 6.3**
- platí v uvedené podobě pouze pro nízkokoncentrované zředěné roztoky $\gamma_i \rightarrow 1$
 - v jiných případech: místo koncentrace c aktivita a

Chování reálných roztoků

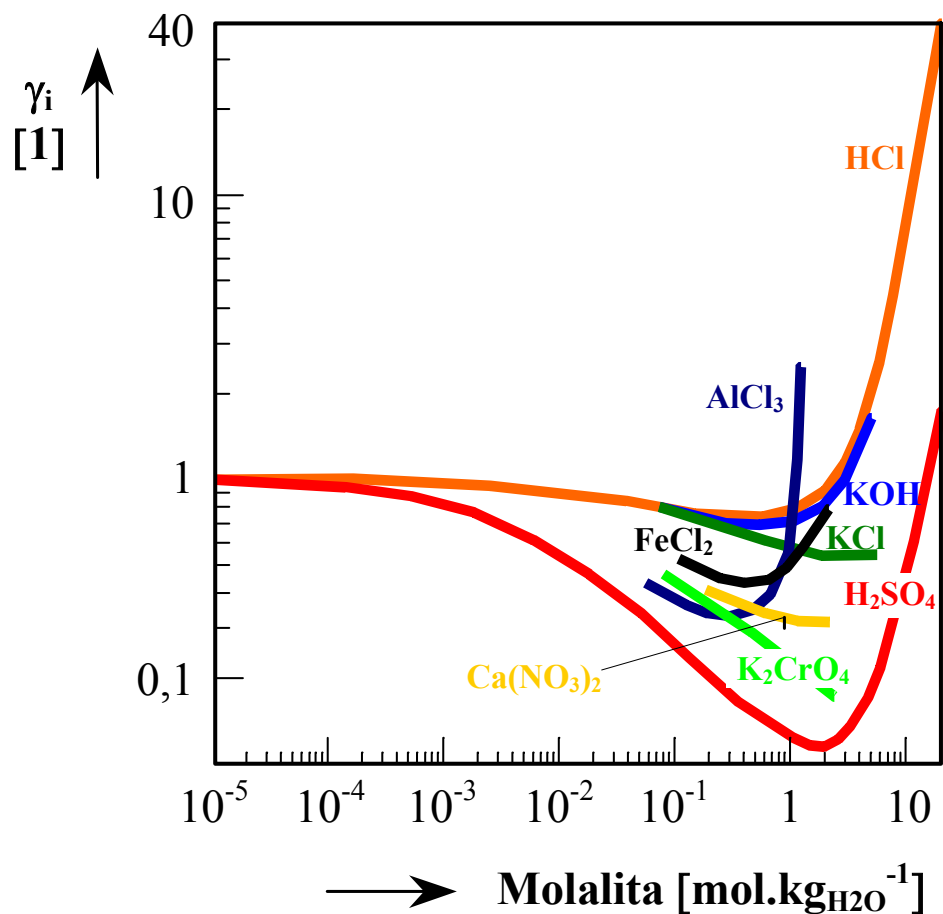
- Debye – Hückel (1923) teorie silných elektrolytů
- Onsanger

Aktivní součinitel γ_i

- závisí na koncentraci
- různý v různých roztocích
- nízké koncentrace

(vliv vzájemného působení iontů zanedbatelný)

$$\gamma_i \longrightarrow 1$$



Příklad

Jaký tvar má disociační konstanta hydroxidu amonného (slabá zásada), který disociuje dle rovnice $\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + (\text{OH})^-$?

Příklad

Jaký tvar má disociační konstanta hydroxidu draselného (silná zásada), který disociuje dle rovnice: $\text{KOH} \longrightarrow \text{K}^+ + (\text{OH})^-$?

Příklad

Kolik molekul bylo disociováno na ionty z celkového množství $6 \cdot 10^6$ molekul nějaké složky, je – li disociační stupeň $\alpha = 5 \%$?

Příklad

Koncentrace složky v roztoku je 0,7 mol/l. Aktivitní koeficient složky $\gamma = 0,9$. Jaká je aktivita složky v roztoku ?

6.4 Teorie kyselin a zásad

- mezi elektrolyty patří důležitá skupina látek – kyseliny a zásady

Definice kyseliny a zásady

- v průběhu vývoje se mění

dříve: kyseliny – látky kyselé chuti
zásady – látky zásadité chuti

A. Arrhenius – Ostwaldova teorie

- použitelná jen pro vodné roztoky
- kyselý a zásaditý charakter jednoznačně dán

B. Brønsted – Lowryho teorie

- použitelná pro vodu i jiná rozpouštědla
- pojem kyselina, zásada je relativní
- charakter látky závisí na schopnosti vázat či uvolňovat proton



Some common acids.



Some common bases.

kyseliny

– látky schopné odštěpit vodíkový kation H^+

hydroxidy

– látka schopná odštěpit hydroxidový anion $(OH)^-$

kyseliny

– látky schopné **odštěpovat** proton H^+

zásady

– látky schopné **vázat** proton H^+

6.4.1 Arrhenius – Ostwaldova teorie

Kyselina

- látka schopná odštěpit vodíkový kation H^+



Hydroxid

- látka schopná odštěpit hydroxidový anion $(OH)^-$



Teorie

- jednoduchá, velice názorná
- vysvětluje řadu tzv. acidobázických dějů
- **nevýhoda** – lze aplikovat **pouze** na **vodné roztoky kyselin a hydroxidů**

6.4.2 Teorie Brönsted – Lowryho

- obecnější teorie kyselin a zásad
- založena na poznatku, že při všech acidobázických reakcích dochází k **přenosu protonu** \Rightarrow název **protolytické reakce**

kyseliny – látky schopné **odštěpovat** proton H^+

zásady – látky schopné **vázat** proton H^+

kyselina \rightleftharpoons proton + báze konjugovaná



- tato dvojice, která se liší o proton se nazývá **protolytický systém** (konjugovaný pár)

Platí: **silná kyselina** tvoří protolytický systém se **slabou bází**

slabá kyselina tvoří protolytický systém se **silnou bází**

silná báze tvoří protolytický systém se **slabou kyselinou**

slabá báze tvoří protolytický systém se **silnou kyselinou**

protolytická reakce – tvořena vždy **dvěma** protolytickými **systémy**
(jeden proton uvolní, druhý proton přijme)

Příklad 1:



Dopředná reakce: **HCl** – odevzdává proton \Rightarrow **kyselina** *silná kyselina*
 \Rightarrow **Cl⁻** \Rightarrow **konjugovaná báze** $\downarrow \rightarrow$ *slabá báze*

- tato dvojice tvoří **protolytický systém**

Kontrola: zpětná reakce: **Cl⁻** – přijímá proton \Rightarrow báze

Příklad 2:



Dopředná reakce: **H₂O** – přijímá proton \Rightarrow **báze** *slabá báze*
 \Rightarrow **H₃O⁺** \Rightarrow **konjugovaná kyselina** $\downarrow \rightarrow$ *silná kyselina*

- tato dvojice tvoří **protolytický systém**

Kontrola: zpětná reakce: **H₃O⁺** – odevzdává proton \Rightarrow kyselina

Protolytická reakce

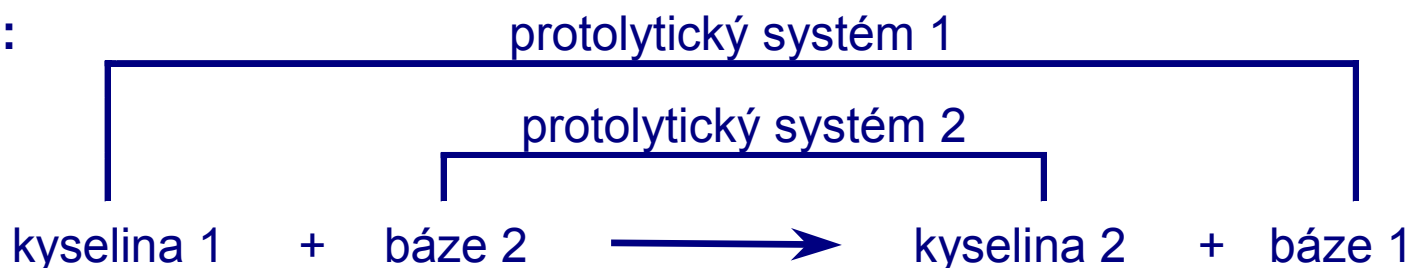
(přenos protonu)

- vždy dva protolytické systémy: – jeden systém **proton uvolní**
– druhý systém **proton přijme**

Systém 1: kyselina 1 \longrightarrow H⁺ + báze 1 proton uvolňuje

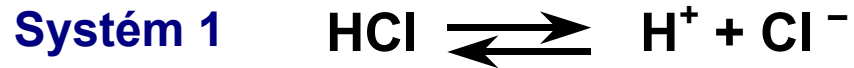
Systém 2: báze 2 + H⁺ \longrightarrow kyselina 2 proton přijímá

Sumárně:



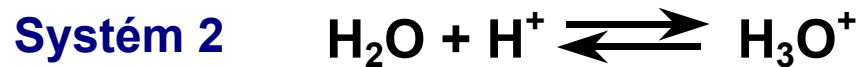
Platí: **silná kyselina** tvoří protolytický systém se **slabou bází**
slabá kyselina tvoří protolytický systém se **silnou bází**
silná báze tvoří protolytický systém se **slabou kyselinou**
slabá báze tvoří protolytický systém se **silnou kyselinou**

Příklad 1: Výroba HCl – zavádění plynného chlorovodíku do vody tj. HCl + H₂O



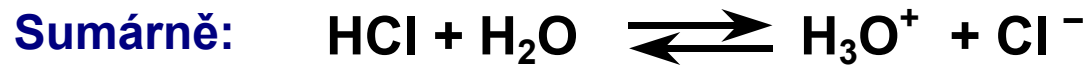
silná ↑ kyselina

↑ slabá báze



slabá ↑ báze

↑ silná kyselina



Amfiprotní látky

- voda: $\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+$ voda.....jako báze
- $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + (\text{OH})^-$ voda.....jako kyselina

⇒ látky, které mohou protony **přijímat i odštěpovat** = **amfiprotní látky**

Příklad: voda, kapalný metan, kapalný etan

Aprotní látky

- protony **nepřijímají** ani **neodevzdávají** ⇒ protolytických reakcí se **nezúčastňují**
- **příklad:** benzen, tetrachlormetan

6.5 Disociace vody a pH

- vzhledem k významu je vodě věnována zvláštní pozornost

6.5.1 Disociace vody

- slabý elektrolyt \Rightarrow disociace: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + (\text{OH})^-$
- vodíkový kation H^+ není schopen samostatné existence \Rightarrow okamžité sloučení s molekulou vody



- sumárně:



$$K'_d = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [(\text{OH})^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

- zjednodušeně:

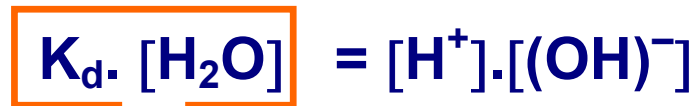


$$K_d = \frac{[\text{H}^+] \cdot [(\text{OH})^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Iontový součin vody

Příklad: voda je slabý elektrolyt ; při 25°C na jednu dvojici iontů H^+ a $(OH)^-$ připadá asi 553 milionů nedisociovaných molekul vody.

⇒ **koncentraci $[H_2O]$** lze považovat za **konstantní** a zahrnout ji do konstanty na levé straně rovnice.



$$K_v = [H^+] \cdot [(OH)^-] \quad \text{kde } K_v \text{ – iontový součin vody}$$

- rovnice $K_v = [H^+] \cdot [(OH)^-]$ vyjadřuje rovnováhu mezi ionty H^+ a $(OH)^-$ nejen v čisté vodě, ale i ve vodných roztocích
- ⇒ hodnoty $[H^+]$ a $[(OH)^-]$ musí být vždy takové, aby jejich součin byl roven K_v
- ⇒ známe – li koncentraci H^+ , lze vypočítat koncentraci $(OH)^-$ a naopak

Iontový součin K_v

- závisí na teplotě

t (°C)	K_v (mol ² /l ²)
10	$0,36 \cdot 10^{-14}$
25	$1 \cdot 10^{-14}$
50	$5,6 \cdot 10^{-14}$

6.5.2 Vodíkový exponent pH

- počítání se zápornými mocninami není příliš pohodlné a praktické

⇒ **Sörensen – vodíkový exponent pH**

$$K_v = [H^+].[(OH)^-] \quad / \log$$

$$\log K_v = \log [H^+] + \log [(OH)^-] \quad / (-1)$$

$$-\log K_v = -\log [H^+] - \log [(OH)^-]$$

$$pK_v = -\log K_v$$

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

$$pOH = -\log [(OH)^-]$$

$$\left. \begin{array}{l} pH = -\log [H^+] \\ pOH = -\log [(OH)^-] \end{array} \right\} \Rightarrow pK_v = pH + pOH$$

A. pH silných jednosytných kyselin a hydroxidů

- silné kyseliny $c_{\text{HA}} = 10^{-7} \div 10^{-3} \text{ mol/l}$ $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log c_{\text{HA}}$
- silné hydroxidy $c_{\text{BOH}} \leq 10^{-3} \text{ mol/l}$ $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log c_{\text{BOH}}$

B. pH slabých jednosytných kyselin a hydroxidů

$$[\text{H}^+] = K_{\text{HA}} \cdot \frac{c_{\text{HA}} - [\text{H}^+] + [\text{OH}^-]}{[\text{H}^+] - [\text{OH}^-]} \quad K_{\text{HA}} - \text{disociační konstanta}$$

zpravidla $[\text{H}^+] \gg [\text{OH}^-]$ $[\text{H}^+]^2 + K_{\text{HA}} \cdot [\text{H}^+] - K_{\text{HA}} \cdot c_{\text{HA}} = 0$

!!!!!!!!!!!!

Všechny výše uvedené vztahy
platí přesně vzato pouze pro ideální roztoky

!!!!!!!!!!!!

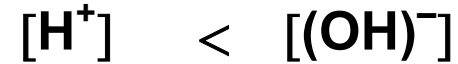
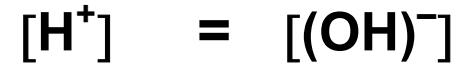
Reálné roztoky

- použití aktivit

$$K_d = \frac{a_{\text{H}^+} \cdot a_{(\text{OH})^-}}{a_{\text{H}_2\text{O}}} \Rightarrow \text{pH} = -\log a_{\text{H}^+}$$

Rozdělení roztoků podle vzájemného poměru $[H^+]$ a $[(OH)^-]$

- roztoky kyselé
- roztoky neutrální
- roztoky zásadité

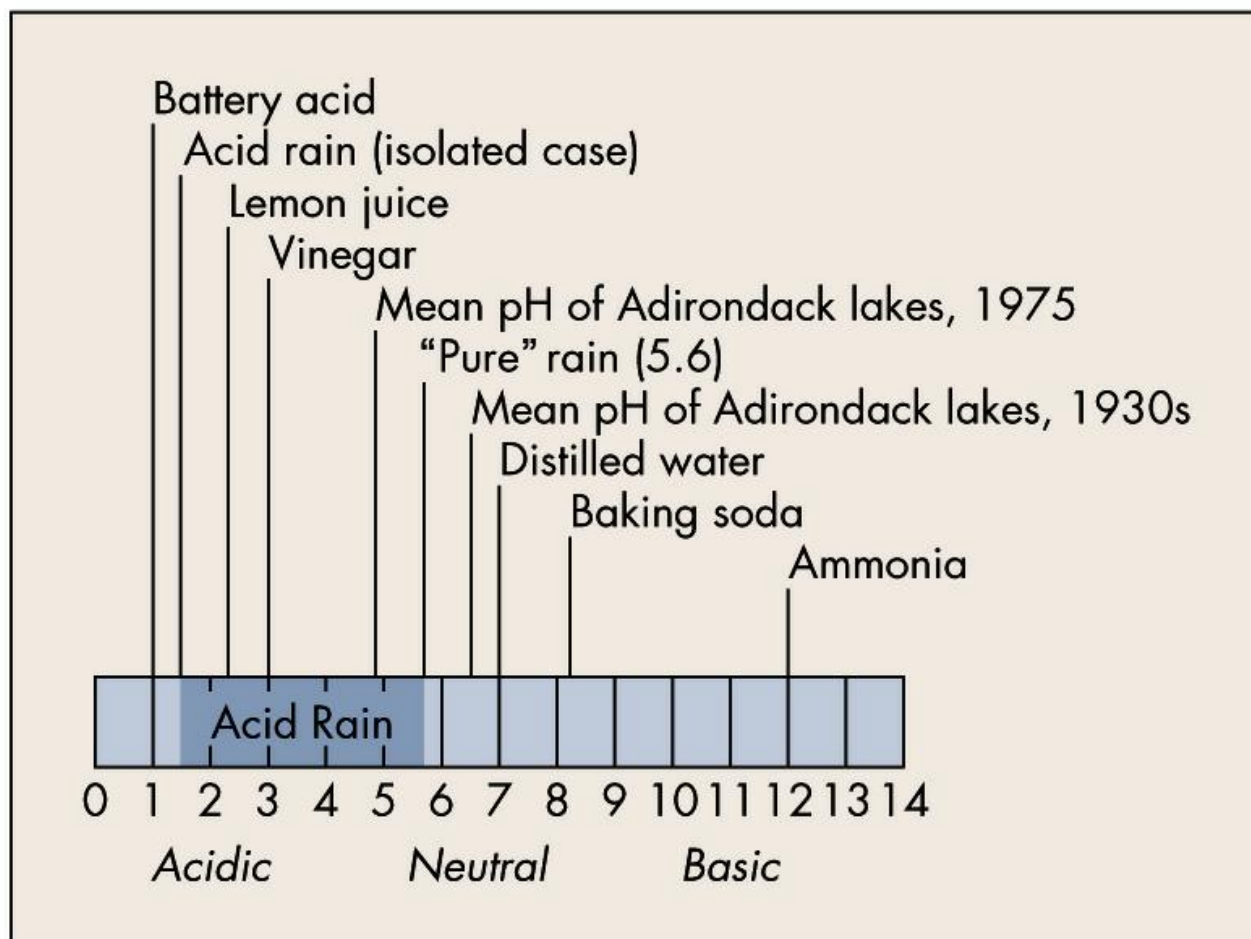


Roztoky při teplotě $t = 25^\circ\text{C}$

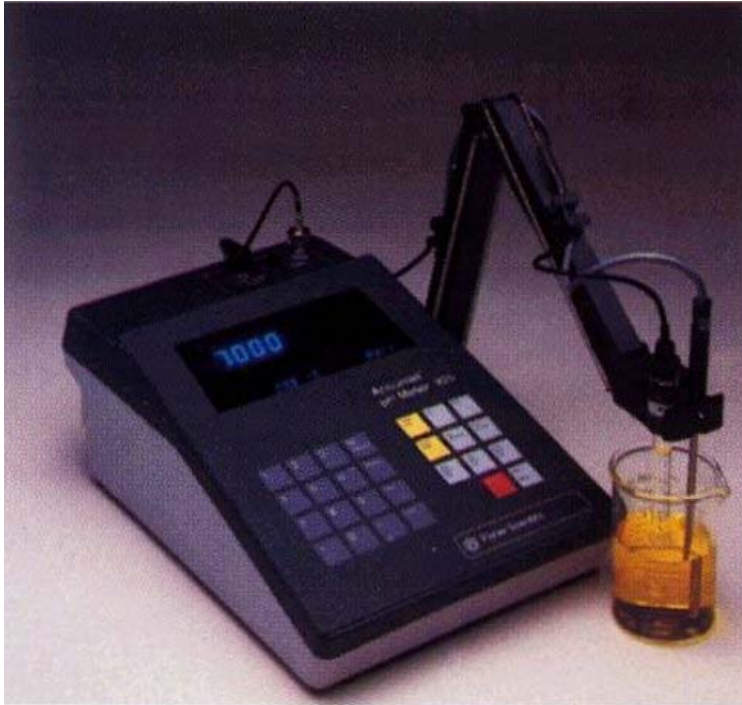
$$K_V (t = 25^\circ\text{C}) = 1,02 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2 \approx 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2 \Rightarrow 14 = \text{pH} + \text{pOH}$$

	pH	pOH	$[H^+]$	$[(OH)^-]$
• roztoky kyselé	< 7	> 7	$> 10^{-7}$	$< 10^{-7}$
• roztoky neutrální	$= 7$	$= 7$	$= 10^{-7}$	$= 10^{-7}$
• roztoky zásadité	> 7	< 7	$< 10^{-7}$	$> 10^{-7}$

pH běžných roztoků



Měření pH



referentní elektroda:

1. kalomelová elektroda (rtuť, pokrytou vrstvou HgCl_2 ponořená do roztoku Cl^- iontů známé koncentrace)
2. argentschloridová elektroda (Ag drátek s povlakem AgCl ponořený do nasyceného roztoku KCl)

indikační elektroda: skleněná (potenciál skleněné elektrody je citlivý na koncentraci H^+ iontů)

kombinovaná pH elektroda: obě elektrody umístěny v jedné trubičce

Příklad 1

Koncentrace vodíkových iontů H^+ v roztoku je $< 10^{-7}$ mol/l. Jaké je pH roztoku?

A. $pH < 7$

D. $pH < 10^{-7}$

B. $pH > 7$

E. $pH < 0$

C. $pH > 10^{-7}$

Příklad 2

Jaké je pH vodného roztoku kyseliny chlorovodíkové, jejíž koncentrace je 10^{-4} mol/l.

Příklad 3

Jaké je pH vodného roztoku hydroxidu draselného, jehož koncentrace je 10^{-3} mol/l.

Příklad 4

Jaké je pH vodného roztoku amoniaku, jehož koncentrace je 10^{-1} mol/l. Disociační konstanta $K_d = 1,79 \cdot 10^{-5}$ mol/l.

6.5.3 Význam pH v praxi

- pH ovlivňuje:
 - vlastnosti roztoku, jeho účinky
 - vliv na probíhající procesy } ⇒ sledovaný parametr

Příklad 1: Kanalizace

- jednotná a splašková kanalizace
- dešťová kanalizace

pH = 6 ÷ 10

pH = 6 ÷ 8



Kanalizační stoka - pevnost Josefov (foto: SpeleoAlbeřice)



Soutok kan. stok pod Staroměstskou radnicí, Praha (foto: TvS centrum Praha, s.r.o)

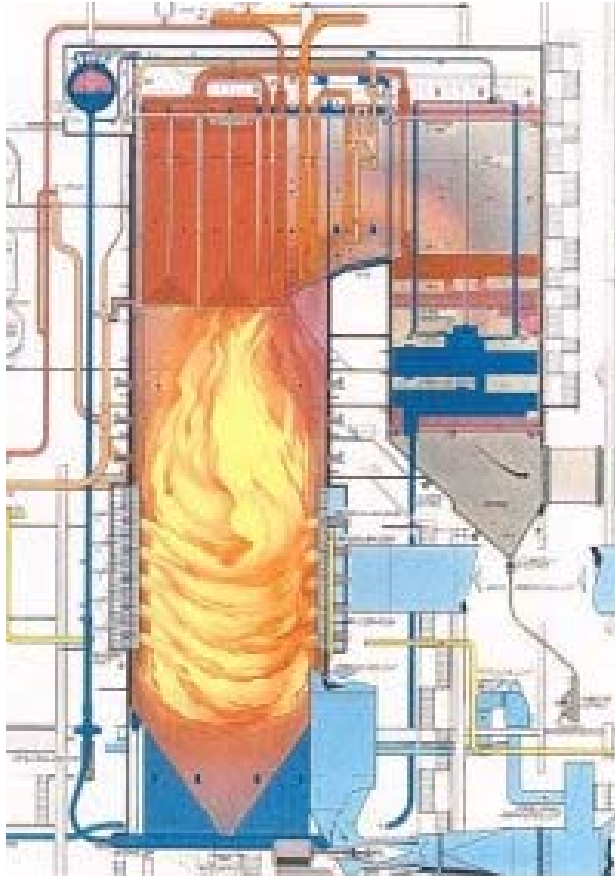


Ucpaná kanalizace (foto: Herčík & Kříž)

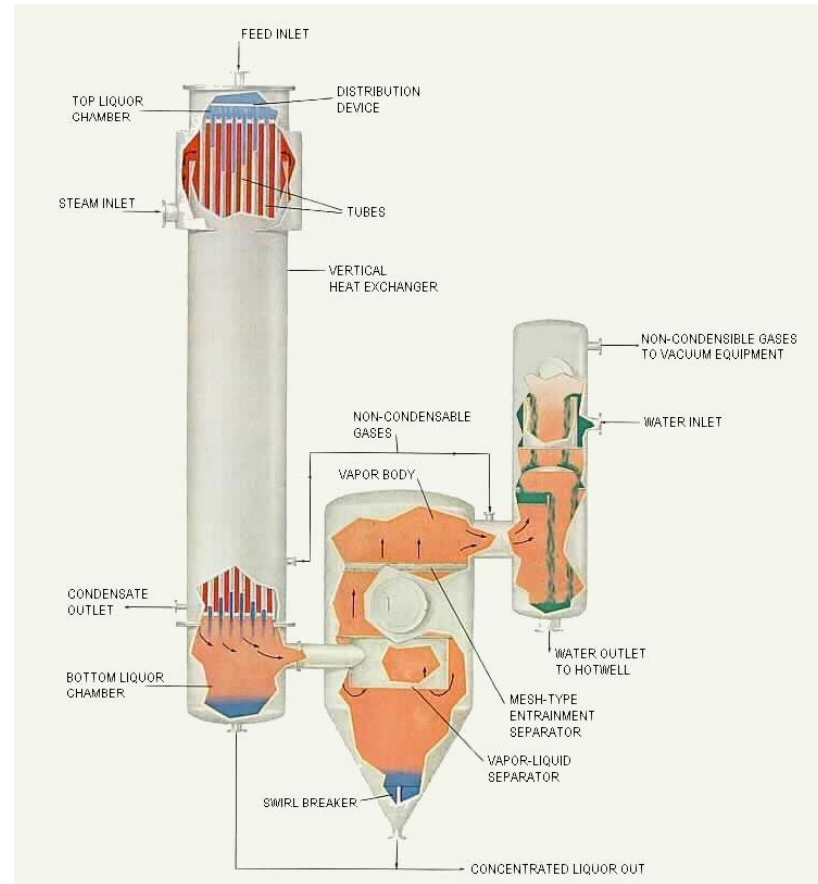
Příklad 2: Napájecí voda

- kotle vodotrubné
- odparky

pH = 8,5 ÷ 9,5
pH = 8,5



kotel



odparka

Příklad 3: Likvidace kyanidů z povrchových úprav oxidací chlorem

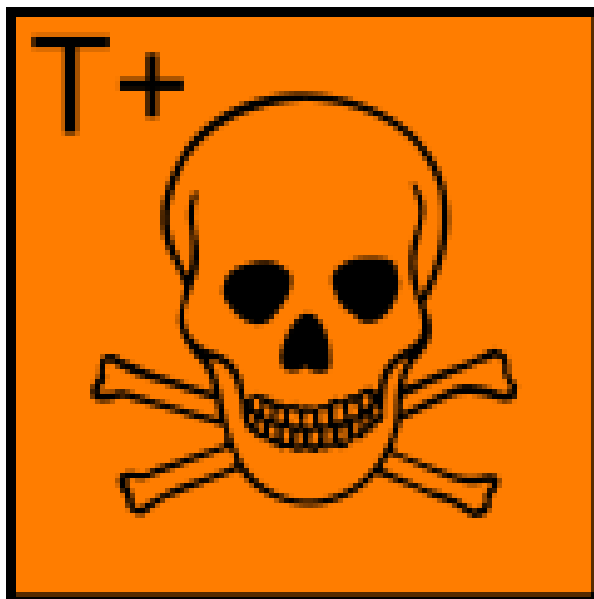
- **kyanidy** → **kyanatany**



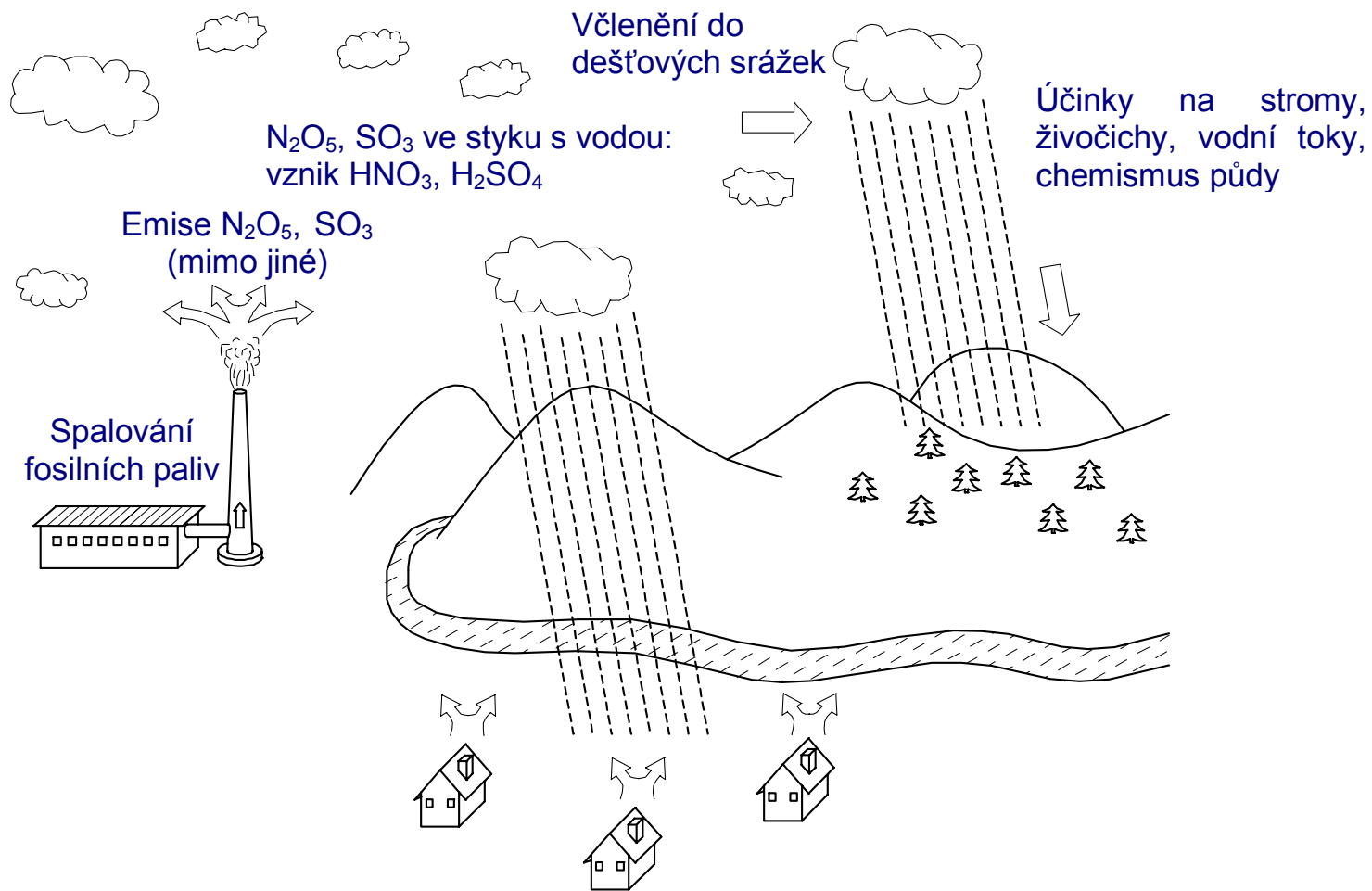
- **kyanatany** → **N₂ a CO₂**



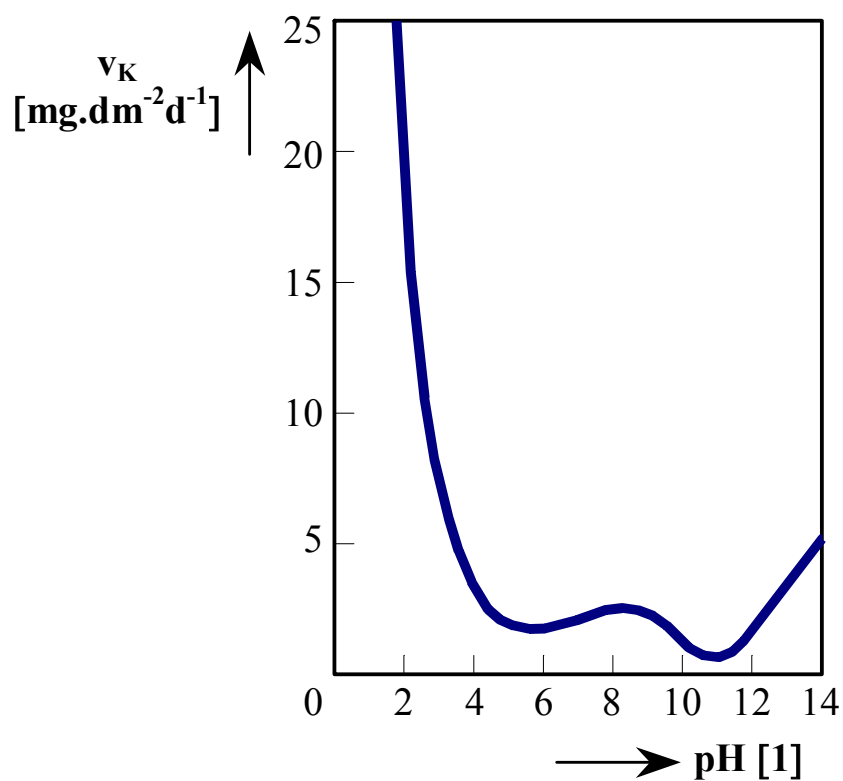
- během reakce nutno **pH = 10 ÷ 11**, jinak vzniká velmi toxický chlorkyan



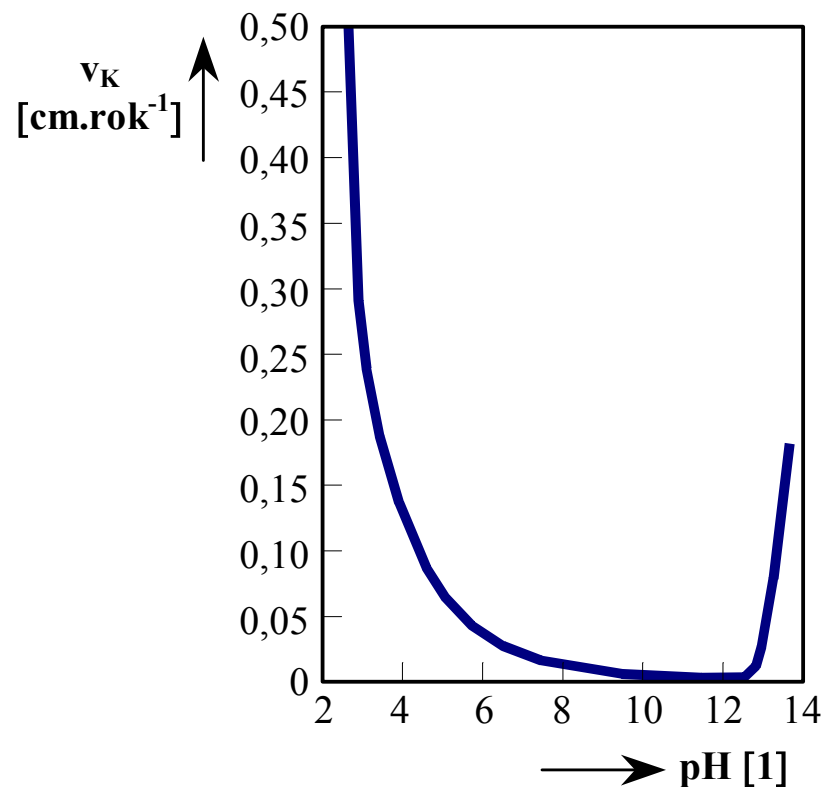
Příklad 4:



Příklad 5: Závislost rychlosti koroze na pH

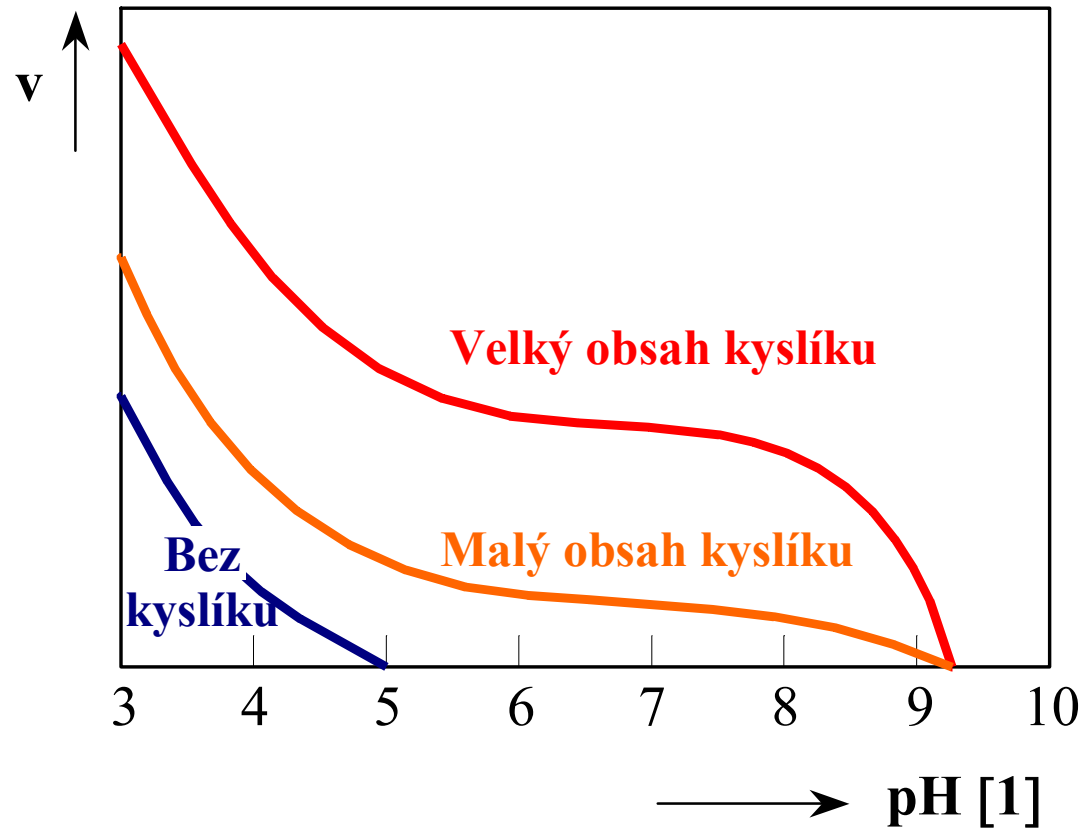


• měď



• zinek

**Příklad 6: Závislost rychlosti koroze nelegované oceli ve vodě
– vliv pH a obsahu rozpuštěného O₂**



Neutralizace

Definice 1: $\text{H}^+ + (\text{OH})^- = \text{H}_2\text{O}$

Definice 2: Vzájemná reakce kyseliny a hydroxidu, při které vzniká sůl a voda



Na^+ a Cl^- se nemění



Význam neutralizace

- využití: – stanovení obsahu kyseliny nebo hydroxidu v roztocích (titrace)
– odstraňování kyselin a hydroxidů z průmyslových odpadních vod

6.6 Hydrolýza solí

- **vodné roztoky** některých **solí** reagují **kysele**, jiné **zásaditě** nebo **neutrálně**
- způsobeno **interakcí** mezi **ionty disociované soli** a **vodíkovými ionty** = **hydrolýza soli**

Sůl	=	kyselina	+	hydroxid	Vodný roztok soli
A.		<i>slabá</i>		<i>silný</i>	zásaditá reakce
B.		<i>silná</i>		<i>slabý</i>	kyselá reakce
C.		<i>silná</i>		<i>silný</i>	neutrální reakce

Příklad:

zásaditá reakce: **octan sodný** (kyselina octová + hydroxid sodný)
kyselá reakce: **chlorid amonný** (kyselina chlorovodíková + hydroxid amonný)
neutrální reakce: **chlorid sodný** (kyselina chlorovodíková + hydroxid sodný)