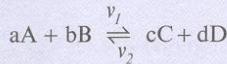


## 7. Chemická rovnováha

**CHEMICKÁ ROVNOVÁHA** je stav, ve kterém chemická soustava nemění dále své složení, pokud se nezmění vnější podmínky. Ustavuje se v soustavách látek, kde probíhají zvratné reakce. Reakce v obou směrech probíhá stejnou rychlostí, ale koncentrace látek se nemění, jde o **KONCENTRACE ROVNOVÁZNÉ**. Chemické děje tedy probíhají, ale svými účinky se navzájem ruší, jde o **DYNAMICKOU ROVNOVÁHU**.



- pokud jsou na počátku v soustavě jen výchozí látky, je rychlosť přímé reakce  $\nu_1$  větší než rychlosť reakce zpětné  $\nu_2$  (rychlosť zpětné reakce je zanedbatelná)
- v průběhu reakce se rychlosť přímé reakce  $\nu_1$  zmenšuje a naopak vzrůstá rychlosť zpětné reakce  $\nu_2$
- ve chvíli, kdy se rychlosťi obou reakcí vyrovnají  $\nu_1 = \nu_2$ , je výsledná rychlosť nulová a soustava dosáhne rovnováhy

### Rovnovážná konstanta

Podle **GULDBERG-WAAGOVA ZÁKONA CHEMICKÉ ROVNOVÁHY** je **ROVNOVÁŽNÁ KONSTANTA** reakce vyjádřena jako součin číselných hodnot rovnovážných látkových koncentrací produktů, umocněných příslušnými stechiometrickými koeficienty, dělený součinem číselných hodnot rovnovážných látkových koncentrací výchozích látek, umocněných příslušnými stechiometrickými koeficienty:

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

- $K_c$  - rovnovážná konstanta (index  $c$  vyjadřuje, že k určení rovnovážné konstanty byly použity rovnovážné látkové koncentrace)  
 $[A]$ ,  $[B]$  - rovnovážné látkové koncentrace výchozích látek  
 $[C]$ ,  $[D]$  - rovnovážné látkové koncentrace produktů  
 $a$ ,  $b$ ,  $c$ ,  $d$  - stechiometrické koeficienty

Odvození Guldberg-Waagova zákona:

- obecně platí:  $aA + bB \xrightleftharpoons[\nu_2]{\nu_1} cC + dD$
  - rychlosť přímé reakce:  $\nu_1 = k_1[A]^a[B]^b$
  - rychlosť zpětné reakce:  $\nu_2 = k_2[C]^c[D]^d$
  - pro rovnovážný stav platí:  $\nu_1 = \nu_2$ , proto  $k_1[A]^a[B]^b = k_2[C]^c[D]^d$ , a tedy
- $$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$
- $k_1$ ,  $k_2$  jsou rychlostní konstanty nezávislé na látkové koncentraci složek, jejich poměr je při stálé teplotě konstantní, proto lze zavést rovnovážnou konstantu  $K_c = \frac{k_1}{k_2}$

### Osnova kapitoly

- **Chemická rovnováha**
- **Rovnovážná konstanta**  
Guldberg-Waagův zákon
- **Ovlivňování rovnovážného složení soustavy**  
Le Chatelier-Braunův princip akce a reakce
- **Rovnováha v roztocích elektrolytů**
- **Rovnováha v protolytických reakcích**  
Teorie kyselin a zásad  
Disocioační konstanta  
Iontový součin vody a pH  
Neutralizace  
Hydrolýza solí
- **Rovnováha v redoxních reakcích**  
Oxidace, redukce  
Oxidační činidlo  
Redukční činidlo  
Beketovova řada kovů  
Galvanický článek  
Elektrolýza

### Poznámky

 Pokud je reakční mechanismus složen z více jednoduchých reakcí, pak rovnovážná konstanta složené reakce je rovna součinu rovnovážných konstant dílčích reakcí. Např. reakci  $2 O_3 \rightleftharpoons 3 O_2$  můžeme rozepsat na dvě dílčí reakce:

1.  $O_3 \rightleftharpoons O_2 + O$ ,
2.  $O + O_3 \rightleftharpoons 2 O_2$ .

Pak platí, že:

$$K_1 = \frac{[O_2][O]}{[O_3]}, K_2 = \frac{[O_2]^2}{[O][O_3]}$$

$$\text{a } K_c = K_1 \cdot K_2 = \frac{[O_2]^3}{[O_3]^2}.$$



Rovnovážné složení soustavy v kapalné fázi vyjadřujeme pomocí rovnovážných látkových koncentrací reakčních složek. U reakcí plynů používáme hodnoty relativních parciálních tlaků jednotlivých složek.

## Poznámky

Podle Le Chatelier-Braunova principu: reakce, tj. zvýšení tlaku v soustavě, vyvolá akci, která musí vést ke zrušení účinku reakce, tedy ke snížení tlaku. Snížení tlaku v soustavě je možné při konstantní teplotě a objemu jedině zmenšením látkového množství složek v soustavě (čím menší počet částic plynu v určitém objemu, tím nižší tlak).

Odebráním produktů probíhá přednostně reakce přímá, aby došlo k nahrazení jejich úbytku. Odebráním výchozích látek probíhá přednostně reakce zpětná, aby došlo k nahrazení jejich úbytku.

Důvodem pro záměrné ovlivňování rovnovážného složení soustavy může být např. snaha získat co nejvíce produktů, které jsou žádoucí, nebo snaha eliminovat nežádoucí vedlejší reakce.

Mírou velikosti disociace je disociační stupeň  $\alpha$ , který udává poměr mezi počtem disociovaných molekul elektrolytu a počtem všech molekul elektrolytu.

## Ovlivňování rovnovážného složení soustavy

Podle **LE CHATELIER-BRAUNOVA PRINCIPU** „akce a reakce“ je porušením chemické rovnováhy vnějším zásahem – **AKCI** vyvolán děj – **REAKCE**, který vede ke zrušení účinku tohoto vnějšího zásahu.

Chemickou rovnováhu můžeme ovlivnit:

- změnou **TLAKU** (u reakcí, při nichž se mění látkové množství plynných reakčních složek):
  - zvýšení tlaku vede k reakci ve směru zmenšení látkového množství složek v soustavě
  - snížení tlaku vede k reakci ve směru zvýšení látkového množství složek v soustavě
- změnou **TEPLOTY**:
  - zvyšování teploty podpoří reakci, při níž se teplo spotřebovává (endotermická reakce)
  - snižování teploty podpoří reakci, při níž se teplo uvolňuje (exotermická reakce)
- změnou **KONCENTRACE**:
  - přidáním výchozích látek bude po určitou dobu probíhat reakce přímá (aby se spotřeboval přidaný reaktant)
  - přidáním produktů bude po určitou dobu probíhat reakce zpětná (aby se spotřeboval přidaný produkt)

## Rovnováhy v roztočích elektrolytů

**ELEKTROLYTY** jsou sloučeniny, jejichž molekuly se při rozpouštění nebo taveníštěpí (disociují) na ionty. Štěpení molekul elektrolytů na ionty nazýváme **DISOCIACE**. Roztoky a taveniny takových sloučenin jsou schopny vést elektrický proud (mohou to být kyseliny, zásady, soli atd.).

- silné elektrolyty jsou sloučeniny, které jsou v roztoce téměř pouze ve formě iontů (disociují úplně)
- slabé elektrolyty jsou sloučeniny, které jsou v roztoce většinou ve formě elektroneutrálních molekul a jen částečně ve formě iontů (jsou málo disociované)

## Rovnováha v protolytických reakcích

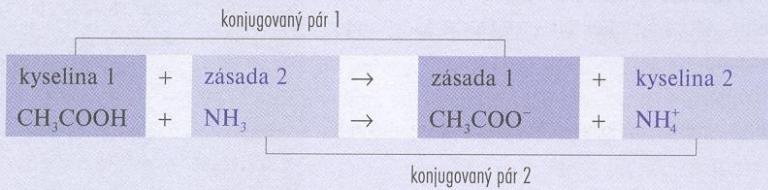
V protolytických reakcích, při nichž dochází k přenosu kationtů  $H^+$ , se ustavuje tzv. **PROTOLYTICKÁ ROVNOVÁHA**. Každá protolytická reakce se skládá ze dvou současně probíhajících dílčích reakcí, příjmu kationtu  $H^+$  a uvolnění kationtu  $H^+$ .

### Teorie kyselin a zásad

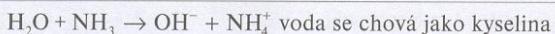
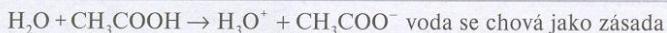
Podle **BRÖNSTEDOVY TEORIE** kyselin a zásad je:

- **KYSELINA** látka schopná uvolňovat kation  $H^+$  (poskytuje ho jiné látce), jeho uvolněním se z ní stane zásada, např.  $CH_3COOH \rightarrow H^+ + CH_3COO^-$   
 $kyselina$   $zásada$
- **ZÁSADA** látka schopná přijímat kation  $H^+$ , jeho přijetím se z ní stane kyselina, např.  $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$   
 $zásada$   $kyselina$

**KONJUGOVANÝ PÁR** tvoří vždy dvojice kyselina – zásada lišící se o kation  $H^+$ .  
Při protolytických reakcích spolu vždy navzájem reaguje kyselina jednoho konjugovaného páru se zásadou druhého konjugovaného páru.



**AMFOTERNÍ LÁTKA** je chemická látka projevující vlastnosti kyselin i zásad, např. voda:



### Disociační konstanta

Disociace kyselin a zásad v roztocích vede k ustavení protolytické rovnováhy. Rovnovážné konstanty charakterizující tuto protolytickou rovnováhu se nazývají **DISOCIAČNÍ KONSTANTA KYSELINY  $K_A$**  nebo **DISOCIAČNÍ KONSTANTA ZÁSADY  $K_B$** .

- disociace kyseliny ve vodě:  $CH_3COOH + H_2O \rightarrow CH_3COO^- + H_3O^+$

$$K_A = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

- disociace zásady ve vodě:  $NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$

$$K_B = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

Hodnoty disociačních konstant kyselin a zásad lze najít v tabulkách a slouží pro klasifikaci síly kyselin a zásad. Obecně platí, že vyšší disociační konstantě odpovídá větší množství disociovaných molekul, a tím větší síla kyselin (zásad).

SÍLA KYSELIN (ZÁSAD)	DISOCIAČNÍ KONSTANTA
slabé	$K_A (K_B) < 10^{-4}$
středně silné	$10^{-4} > K_A (K_B) < 10^{-2}$
silné	$K_A (K_B) > 10^{-2}$

### Iontový součin vody a pH

Voda jako amfoterní látka kation  $H^+$  přijimat i odevzdávat (molekuly vody mohou reagovat jako kyseliny i jako zásady) a její disociací tak vzniká **OXONIOVÝ KATION  $H_3O^+$**  a **HYDROXIDOVÝ ANION  $OH^-$** . Disociace vody se nazývá **AUTOPROTOLÝZA VODY**  $2 H_2O \rightarrow H_3O^+ + OH^-$ .

### Poznámky



Existuje i jiné teorie kyselin a zásad:

Podle **Arrheniové teorie** je kyselina látka schopná odštěpit kation  $H^+$  (např.  $HCl$ ) a zásada je látka schopná odštěpit anion  $OH^-$  (např.  $NaOH$ ).

Podle **Lewisovy teorie** je kyselina látka s volným orbitalem, tedy akceptor elektrovonového páru (např.  $AlCl_3$ ), a zásada je látka s volným elektronovým párem nebo záporným elektrickým nábojem, tedy donor elektrovonového páru (např.  $NH_3$ ).



Disociační konstantu odvodíme z rovnovážné konstanty:

$$K_c = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH] \cdot [H_2O]}$$

Vzhledem k tomu, že ve vodém roztoku je voda vůči kyselině vždy v nadbytku a její koncentrace se ani při disociaci kyseliny skoro nemění, můžeme její koncentraci počítat za konstantu a spojit ji s rovnovážnou konstantou za vzniku disociační konstanty  $K_c \cdot [H_2O] = K_A$ .



Mezi silné kyseliny patří např.  $H_2SO_4$  nebo  $HClO_4$ . Mezi slabé kyseliny patří např.  $H_2CO_3$  nebo  $H_2SO_3$ .



Autoprotolýza vody je disociace čisté vody bez přítomnosti jiných látek.

Z rovnovážné konstanty autoprotolýzy vody  $K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$ , můžeme odvodit

#### tzv. IONTOVÝ SOUČIN VODY:

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

- $K_v = 10^{-14}$  (při 25 °C)
- součin látkových koncentrací  $[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$  je při 25 °C roven  $10^{-14}$  nejen ve vodě, ale i ve vodních roztocích a umožňuje tak vypočítat látkovou koncentraci  $\text{H}_3\text{O}^+$  v roztocích, známe-li látkovou koncentraci  $\text{OH}^-$  a naopak

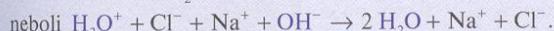
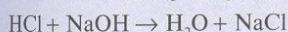
Látková koncentrace oxoniových iontů udává kyselost roztoku. Pro snadnější výpočet kyselosti roztoku byla zavedena logaritmická **STUPNICE pH**. Stupnice vychází z tzv. **VODÍKOVÉHO EXPONENTU pH**, který je roven zápornému dekadickému logaritmu látkové koncentrace oxoniových kationtů.

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

KLASIFIKACE ROZTOKŮ PODLE STUPNICE pH (PŘI 25 °C)		
$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$	$\text{pH} < 7$	roztok je kyselý
$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$	$\text{pH} = 7$	roztok je neutrální
$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$	$\text{pH} > 7$	roztok je zásaditý

#### Neutralizace

**NEUTRALIZACE** je vzájemná chemická reakce kyselin a zásad, např.



Produktem neutralizace jsou:

- molekuly vody vznikající reakcí oxoniového kationtu a hydroxidového aniontu:  
 $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
- sůl dané kyseliny: NaCl

#### Hydrolýza soli

**HYDROLÝZA SOLI** je reakce iontů soli s vodou za vzniku oxoniových kationtů nebo hydroxidových aniontů.

- sůl je ve vodním roztoku v podobě iontů, např.  $\text{Na}^+$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$
- ionty soli mohou v některých případech (jsou-li odvozeny od slabé kyseliny nebo slabé zásady) reagovat s vodou a měnit se na původní nedisociované kyseliny či zásady, přičemž odebírají nebo poskytují vodě ionty  $\text{H}^+$ ; proto při hydrolýze vznikají ionty  $\text{H}_3\text{O}^+$  nebo  $\text{OH}^-$ , které mění pH:
  - $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ , kation  $\text{NH}_4^+$  zvyšuje koncentraci oxoniových kationtů, a tím kyselost roztoku
  - $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ , anion  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  zvyšuje koncentraci hydroxidových aniontů, a tím zásaditost roztoku
- kationty silných hydroxidů, např.  $\text{Na}^+$  z  $\text{NaOH}$ , a anionty silných kyselin, např.  $\text{Cl}^-$  z  $\text{HCl}$ , hydrolýze nepodléhají, neboť (podle definice silné zásady nebo silné kyseliny) zůstávají v roztoku téměř úplně disociované

#### Poznámky



Kation  $\text{H}^+$  odštěpený při dissociaci kyselin (vody) není ve vodě schopen samostatné existence. Je hydratován, tzn. reaguje s vodou za vzniku složitějších komplexů. Běžně se jeho hydratovaná forma označuje  $\text{H}_3\text{O}^+$  (ve skutečnosti vznikají složitější útvary, např.  $\text{H}_9\text{O}_4^+$ ). Ve vztazích bývá často zápis  $\text{H}^+$  nahrazován zápisem  $\text{H}_3\text{O}^+$  a naopak.



Iontový součin vody odvodíme z rovnovážné konstanty:

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

kde látkovou koncentraci vody můžeme považovat za konstantní, proto  $K_v \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 = K_v$ .



Pro čistou vodu (při 25 °C) platí:

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

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

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-7} = 7$$



Pro běžné výpočty kyselosti roztoků nebylo praktické používat záporných exponentů, a proto byla zavedena logaritmická stupnice (stupnice pH).



Při přesnějších výpočtech pH nepracujeme s látkovou koncentrací oxoniových kationtů, ale s aktivitou.



**příklady na výpočet pH**  
(viz kap. 8, str. 49)



Neutralizační reakce se v praxi využívají pro výrobu solí, k odstraňování přebytečných kyselin nebo zásad atd.

HYDROLÝZA SOLÍ		
TYPY SOLÍ	REAKCE IONŮ SOLI S VODOU	VÝSLEDNÁ REAKCE ROZTOKU
sůl silné kyseliny a slabé zásady, např. $\text{NH}_4\text{Cl}$	kation $\text{NH}_4^+$ se mění na původní slabou bázi $\text{NH}_3$ , odštěpením kationtu $\text{H}^+$ , který reaguje s vodou za vzniku $\text{H}_3\text{O}^+$ , anion $\text{Cl}^-$ s vodou nereaguje	KYSELÁ
sůl slabé kyseliny a silné zásady, např. $\text{CH}_3\text{COONa}$	anion $\text{CH}_3\text{COO}^-$ se mění na původní slabou kyselinu $\text{CH}_3\text{COOH}$ přijetím kationtu $\text{H}^+$ , který odnímá vodě za vzniku $\text{OH}^-$ , kation $\text{Na}^+$ s vodou nereaguje	ZÁSADITÁ
sůl silné kyseliny a silné zásady, např. $\text{NaCl}$	kation $\text{Na}^+$ ani anion $\text{Cl}^-$ s vodou nereagují	NEUTRÁLNÍ
sůl slabé kyseliny a slabé zásady, např. $\text{CH}_3\text{COONH}_4$	kation $\text{NH}_4^+$ reaguje s vodou za vzniku $\text{H}_3\text{O}^+$ , anion $\text{CH}_3\text{COO}^-$ reaguje s vodou za vzniku $\text{OH}^-$	přibližně NEUTRÁLNÍ

### Poznámky



Acidobazické indikátory jsou organická barviva, která mění barvu podle koncentrace oxoniových kationtů v roztoku. Slouží k orientačnímu stanovení kyselosti (zásaditosti) roztoku. Jsou to slabé kyseliny nebo zásady, jejichž nedisociovaná forma se barevně liší od disociované. Nejběžnějšími indikátory jsou např. fenolftalein, lakkmus, methylová oranž nebo methylová žluť.

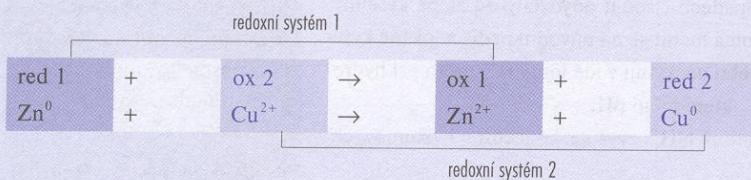


pH roztoku soli slabé kyseliny a slabé zásady závisí na disociační konstantě dané kyseliny (zásady). Jeho hodnota je posunuta na stranu silnější kyseliny (zásady).

### Rovnováha v redoxních reakcích

**REDOXNÍ ROVNOVÁHA** se ustaví v reakční soustavě, kde probíhá oxidačně redukční (redoxní) reakce, tj. reakce, při které dochází k přenosu elektronů.

Při **OXIDACI** výchozí látka předává elektrony (zvyšuje své oxidační číslo), při **REDUKCI** výchozí látka přijímá elektrony (snižuje své oxidační číslo). Látka odevzdávající elektron, tzv. redukovaná forma (red), se oxiduje na oxidovanou formu (ox). Naopak oxidovaná forma přijme elektron a zredukuje se. **REDOXNÍ SYSTÉM** tvoří dvojice částic lišící se o jeden nebo více elektronů.



**OXIDAČNÍ ČINIDLO** je látka, která oxiduje jinou látku, přijímá od ní elektrony a sama se tak redukuje (např.  $\text{Cu}^{2+}$  v předchozím schematu).

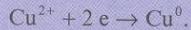
**REDUKČNÍ ČINIDLO** je látka, která redukuje jinou látku, poskytuje jí elektrony a sama se tak oxiduje (např.  $\text{Zn}^0$  v předchozím schematu).



Oxidace:



Redukce:



**Oxidační činidlem** pro většinu látek je např.  $\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2$  (snadno přijímají elektrony).

**Redukčním činidlem** pro většinu látek je např.  $\text{Na}$ ,  $\text{H}$  (snadno odevzdávají elektrony).

Redoxní rovnováhu charakterizuje **ROVNOVÁŽNÁ KONSTANTA**:  $K_c = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$

(elektricky neutrální pevné látky se do vztahu pro rovnovážnou konstantu nezapisují).

Pro určení redoxních vlastností kovů a jejich iontů při vzájemné interakci slouží **BEKETOVOVA ŘADA KOVŮ**:

K Ca Na Mg Al Zn Sn Pb H Sb Cu Ag Hg Au

Je sestavena podle chování kovů ve vodném prostředí, podle jejich schopnosti odštěpat elektrony a tvorit kationty (oxidovat se). Řada je sestavena tak, že:

- ve směru šípky klesají jejich redukční schopnosti, schopnost reagovat se zředěními kyselinami a chemická reaktivita
- ze dvou jejich členů vždy ten, který stojí v řadě více vlevo, snadněji odštěpuje elektrony a tvorí kationty, a je proto schopen redukovat kation kovu stojícího od něho napravo
- kovy nalevo od vodíku jsou schopny vytěsnit vodík z kyselin (jsou rozpustné v kyselinách) a nazýváme je **NEUŠLECHTILÉ KOVY**
- kovy napravo od vodíku nejsou schopny vytěsnit vodík z kyselin (nejsou rozpustné v kyselinách) a nazýváme je **UŠLECHTILÉ KOVY**

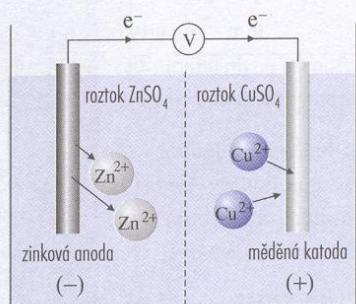
Příkladem využití redoxních dějů v praxi je galvanický článek nebo elektrolýza.

### Galvanický článek

**GALVANICKÝ ČLÁNEK** je zdroj stejnosměrného napětí, který funguje na principu spontánních redoxních dějů. Skládá se ze dvou poločlánků, z nichž každý obsahuje elektrodu ponořenou do roztoku elektrolytu. Elektrody, kladná **KATODA** a záporná **ANODA**, jsou obvykle z různých kovů a jsou vodivě spojeny.

- kovovou elektrodu ponoříme do vodného roztoku soli téhož kovu a dojde k redoxnímu chemickému ději, při kterém:
  - z anody vstupují do roztoku další ionty kovu, např.  $\text{Zn} - 2 e^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$ , roztok se nabije kladně a elektroda záporně, na anodě probíhá oxidace
  - z roztoku na katodu se vylučuje kov, např.  $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}^0$ , roztok se nabije záporně a elektroda kladně, na katodě probíhá redukce
- na rozhraní kovu a roztoku vzniká tenká vrstva – elektrolytická dvojvrstva, ve které je elektrické pole, mezi kovem a roztokem je elektromotorické napětí
- jestliže elektrody vodivě spojíme, proudí vodičem elektrony uvolněné ze zinkové elektrody do měděné elektrody (kde reagují s  $\text{Cu}^{2+}$  ionty) a vzniká elektrický proud

galvanický článek



### Poznámky

Jedna látka může být v jednom redoxním systému oxidačním činidlem a v jiném redoxním systému redukčním činidlem. Hodnotit látku jako oxidační (redukční) činidlo lze jen ve srovnání s jinou látkou. Např.  $\text{O}_2$  se vůči Fe chová jako oxidační činidlo, ale vůči  $\text{F}_2$  jako redukční činidlo.

Beketovou řadu kovů nazýváme také **elektrochemická řada napětí**, protože řadí kovy podle jejich vznikajících **standardních elektrodotových potenciálů**  $E^\circ$ . Elektrodový potenciál vyjadřuje ochotu elektrody (kovu ponořeného do roztoku obsahujícího ionty vytvořené oxidací tohoto kovu) přijímat elektrony a je roven elektrickému napětí, které vzniká mezi danou elektrodou a standardní vodíkovou elektrodou. Čím je standardní elektrodový potenciál negativnější, tím snadněji kov uvolňuje elektron a tvorí kation.

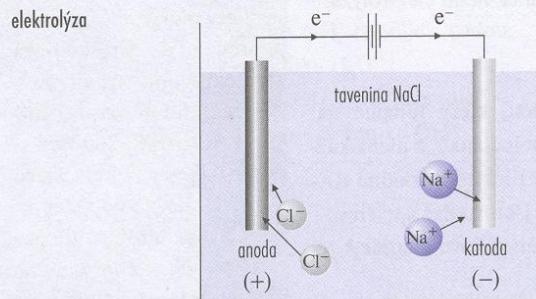
Díky Beketovově řadě lze odhadnout, zda je určitý redoxní děj uskutečnitelný. Např. reakce  $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{Ag} \rightarrow \text{Zn} + 2 \text{Ag}^+$  neproběhne (Ag stojí více napravo, a není proto schopno redukovat kation  $\text{Zn}^{2+}$ ).

Primární galvanické články po vybití již nelze obnovit. Tzv. sekundárním galvanickým článkem je **AKUMULÁTOR**. Jde o polarizační článek, ve kterém při nabíjení probíhá elektrolýza. Při vybijení se akumulátor stává zdrojem elektromotorického napětí.

### Elektrolýza

**ELEKTROLÝZA** je elektrochemický děj, při němž průchodem stejnosměrného elektrického proudu roztokem nebo taveninou elektrolytu dochází k látkovým změnám. Uskutečnuje se v zařízení zvaném **ELEKTROLYZÉR** obsahujícím elektrolyt a 2 elektrody – zápornou **KATODU** a kladnou **ANODU**.

- tavenina nebo roztok elektrolytu obsahuje volně pohyblivé ionty vykonávající neuspořádaný pohyb, které jsou schopné přenášet elektrický náboj, např. tavenina NaCl obsahuje ionty  $\text{Na}^+$  a  $\text{Cl}^-$
- schopnost iontů elektrolytu přenášet elektrický náboj se nazývá **ELEKTROLYTICKÁ VODIVOST**
- vložením katody a anody do elektrolytu a jejich připojením na zdroj stejnosměrného napětí vzniká uvnitř elektrolytu elektrické pole
- kationy směřují ke katodě, na níž probíhá redukce:  $2 \text{Na}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Na}$
- anionty směřují k anodě, na níž probíhá oxidace:  $2 \text{Cl}^- - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$



ELEKTROLÝZA	GALVANICKÝ ČLÁNEK
systém je napojen na zdroj stejnosměrného napětí	systém je sám zdrojem stejnosměrného napětí
katoda je záporná (putuje k ní kationty) a anoda kladná elektroda (putuje k ní anionty)	katoda je kladná (je kladným pólem článku) a anoda je záporná elektroda (je záporným pólem článku)
na katodě vždy probíhá redukce, na anodě oxidace	

### Poznámky



Příkladem galvanického článku je **Daniellův článek** (viz obrázek), **Voltův článek** nebo všeobecně používané suché články („baterie“).



Průběh elektrolýzy popisují po kvantitativní stránce **Faradayovy zákony**:

1. Hmotnost látek vyloučených nebo jinak chemicky přeměněných při elektrolýze je přímo úměrná elektrickému náboji, který přenesly ionty při elektrolýze:  
 $m = A \cdot Q$

(A je tzv. elektrochemický ekvivalent, Q je náboj).

2. Hmotnosti různých prvků vyloučených při elektrolýze týmž nábojem jsou chemicky ekvivalentní  $m = \frac{M_r}{zFQ}$

(z je počet přenášených elektronů na jednu zreagovanou molekulu nebo ion, F je Faradayova konstanta).



Elektrolýza je významný technologický postup, kterým se vyrábí mnoho důležitých sloučenin, např. hydroxid sodný nebo chlor. Slouží také k pokovování kovů.