

3.3 Elektrolytické vedení proudu



1. Pochopit vedení elektrického proudu v kapalinách.
2. Popsat fyzikální veličiny, které vystupují ve vztahu pro proudovou hustotu v kapalině.
3. Umět formulovat Faradayovy zákony elektrolýzy.
4. Znat princip činnosti galvanických článků obecně.
5. Vyjmenovat veličiny, které popisují kvalitu galvanických článků.
6. Seznámit se s principem činnosti vybraných galvanických článků.
7. Znat praktické využití elektrolýzy.



Látka ve skupenství kapalném obsahuje buď jednu složku (chemicky čistá), nebo více složek a v tom případě se nazývá **roztok**. **Elektronová vodivost**, která zprostředkovává elektrický proud v kovových vodičích, se projevuje i u jednosložkových kapalin (např. kovy v kapalném stavu), většinou dominuje, především u roztoků, **vodivost iontová**. Kapaliny v čistém stavu jsou obvykle velmi špatnými vodiči (např. voda, alkohol), neboť neobsahují dostatečný počet volně pohyblivých nabitých částic. **Elektrolyt** je vodivý roztok nebo látka, jejíž roztoky vedou elektrický proud. K elektrolytům patří také tavenina (např. soli NaCl). Silné elektrolyty zvyšují vodivost značně (např. HCl, H₂SO₄, KOH, soli organických a anorganických kyselin), slabé elektrolyty podstatně méně (kyselina mravenčí, kyselina octová apod.). Je zajímavé, že vodný roztok alkoholu vodivost nezvyšuje. Vodivost roztoků roste s relativní permitivitou rozpouštědla (teplota 20°C: voda – $\epsilon_r = 81$, glycerin – $\epsilon_r = 41,1$, petrolej – $\epsilon_r = 2,1$). Zprostředkovateli proudu v elektrolytu jsou zejména ionty elektrolytu, které vznikají **elektrolytickou disociací**, což je štěpení molekul elektrolytu na kladné ionty (kationty) a záporné ionty (anionty). **Stupeň disociace**, tj. podíl disociovaných molekul k celkovému počtu molekul elektrolytu v rozpouštědle, roste s teplotou. V oboru malých koncentrací elektrolytu měrná vodivost roste, po dosažení maxima dále klesá. Rovněž tavení látky způsobuje rozpad molekul na ionty.

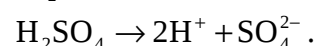
Budiž n_+ počet volných kationtů a n_- počet volných aniontů v jednotkovém objemu. Náboje iontů jsou součinem elementárního elektrického náboje e a mocnství iontu (pro kladný iont z_+ , pro záporný z_-). Protože je roztok jako celek elektricky neutrální, rovnají se velikosti kladného a záporného náboje v objemové jednotce:

$$n_+ z_+ |e| = n_- z_- |e|. \quad 3.3.-1$$

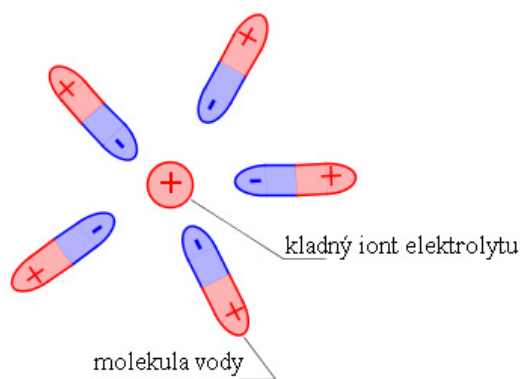
Aby se zápis veličin zjednodušil, budeme používat nové označení:

$$n_+ z_+ = n_- z_- = n z. \quad 3.3.-2$$

Například ve vodě disociuje kyselina sírová H₂SO₄ na kationt vodíku a radikál SO₄²⁻:

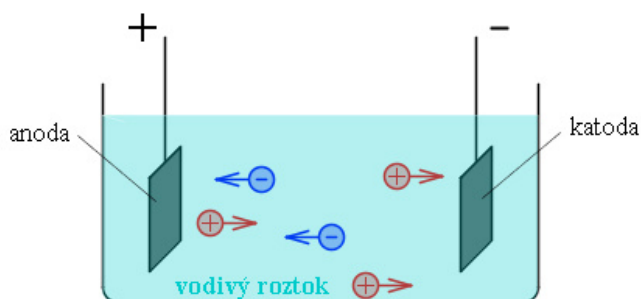


Jistě tedy $z_+ = 1$, $z_- = 2$ a počet kladných iontů je v roztoku dvakrát větší než počet iontů záporných.



Obr. 3.3.-1

aniontu v neutrální molekulu elektrolytu, brání vznik shluku molekul vody kolem iontů (Obr. 3.3.-1).



Obr. 3.3.-2

Jestliže vložíme elektrolyt s rozpouštědlem do elektrického pole intenzity E , například prostřednictvím kovových elektrod připojených ke zdroji elektromotorického napětí (Obr. 3.3.-2), začnou se kladné ionty pohybovat k **záporné elektrodě** (tzv. **katoda**) rychlostí v_+ a záporné ionty ke **kladné elektrodě** (tzv. **anoda**) rychlostí v_- . Kationty se tedy pohybují

ke katodě a anionty k anodě. Roztokem začne téci elektrický proud. Na kladný iont elektrolytu s nábojem $z_+|e|$ působí elektrická síla

$$F_{el} = z_+|e|E. \quad 3.3.-3$$

Spolu s iontem se pohybuje i shluk molekul vody, které jej obklopují. Vzhledem k velikosti shluku, který si představíme jako kouli s poloměrem r_+ , působí nezanedbatelná odporová síla, pro kterou platí za předpokladu laminárního proudění Stokesův zákon:

$$F_{odp} = -6\pi\eta r_+ v_+, \quad 3.3.-4$$

kde η je dynamická viskozita rozpouštědla, zde vody. Za velmi krátkou dobu se velikosti elektrické a odporové síly vyrovnají a iont se začne pohybovat konstantní rychlostí. Pohybová rovnice kladného iontu elektrolytu bude mít tvar:

$$F_{el} + F_{odp} = 0. \quad 3.3.-5$$

Odtud snadno odvodíme, že pro rychlost kladného iontu platí:

$$v_+ = \frac{z_+|e|}{6\pi\eta r_+} E = b_+ E. \quad 3.3.-6$$

Konstanta úměrnosti b_+ se nazývá **pohyblivost nosiče náboje**. Dolní index $+$ naznačuje, že se jedná o kladný iont. Podobně lze dospět k závěru, že i rychlost aniontů je přímo úměrná intenzitě elektrického pole E :

$$v_- = -\frac{z_-|e|}{6\pi\eta r_-} E = -b_- E. \quad 3.3.-7$$

Pohyblivost iontů ve vodě při pokojové teplotě se pohybuje řádově v intervalu $(10^{-7} \pm 10^{-8}) \text{ m}^2 \cdot \text{V}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$. S rostoucí teplotou se snižuje hodnota dynamické viskozity, proto pohyblivost roste.

Zobecníme vztah pro proudovou hustotu vodivostních elektronů v kovovém vodiči na uspořádaný pohyb kladných a záporných iontů:

$$\mathbf{j} = n_+ z_+ |e| \mathbf{v}_+ - n_- z_- |e| \mathbf{v}_-. \quad 3.3.-8$$

Dosaďme do (3.3.-7) rychlosti jako násobky elektrické intenzity dle (3.3.-5) a (3.3.-6) a upravme s přihlédnutím k platnosti vzorce :

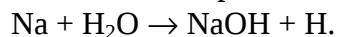
$$\mathbf{j} = nz |e| (b_+ + b_-) \mathbf{E}. \quad 3.3.-9$$

Podobnost vztahu (3.3.-8) a Ohmova zákona v diferenciálním tvaru (viz kapitola 3.2) předurčuje název veličiny

$$\gamma = nz |e| (b_+ + b_-): \quad 3.3.-10$$

konduktivita vodivého roztoku. Konduktivita roste s teplotou, neboť se přitom zvyšuje pohyblivost iontů a roste stupeň disociace.

Jestliže do vodivého roztoku ponoříme anodu a katodu, klesne v okolí katody koncentrace záporných iontů n_- téměř na nulu, neboť jsou od ní elektrickou silou odpuzovány. Proto je poblíž katody elektrický proud zprostředkován majoritně kladnými ionty (kationty). Opačná situace nastává blízko anody. Proto u elektrod po určité době od vložení do vodivého roztoku přestane platit rovnost (3.3.-2). Mezi elektrodou a roztokem elektrolytu existuje napětí, které se nazývá **elektroodový potenciál**. Představuje důležitou charakteristiku látky elektrody, bohužel však nelze určit jeho hodnotu. Pouze se měří elektromotorické napětí článku, jehož jedna elektroda je ze zkoumané látky, druhá je standardizovaná stejně jako vodivý roztok (podrobnosti viz Moore, V., J. Fyzikální chemie. SNTL, Praha 1981 ad.). Ionty, které dospějí k elektrodám, se mění na neutrální atomy a vstupují, pokud nemohou existovat samostatně, do chemické reakce s látkou elektrody nebo rozpouštědlem. Například v důsledku neutralizace kationtu sodíku proběhne ve vodě tato reakce:



Jestliže ponoříme do roztoku CuSO_4 (výsledek disociace: ionty Cu^{2+} , SO_4^{2-}) měděné elektrody a spojíme je se zdrojem stejnosměrného napětí, budou směřovat kationty Cu^{2+} ke katodě, kde se neutralizují a vylučují jako neutrální atomy mědi. Anionty SO_4^{2-} reagují s atomy mědi na povrchu anody za vzniku molekuly CuSO_4 , která se v roztoku opět štěpí.

Jestliže je elektrický proud v látce zprostředkován usměrněným pohybem iontů, probíhají při průchodu proudu chemické změny na elektrodách a v roztoku, které se nazývají **elektrolýza**. Elektrolýzu doprovází přenos látky k určité elektrodě. Kvantitativní zákony elektrolýzy formuloval v letech 1833-1834 Michael Faraday. Vycházel z výsledků experimentů.

První Faradayův zákon

Jestliže za dobu t ztratí u elektrody náboj N iontů, z nichž každý má mocenství z a hmotnost m_0 , vyloučí se u elektrody hmotnost m látky nábojem Q a platí:

$$Q = N|e|z \quad \text{a} \quad m = N m_0.$$

Veličina A je konstantní, neboť

$$\frac{m}{Q} = \frac{m_0}{|e|z} = A \quad 3.3.-11$$

a nazývá se **elektrochemický ekvivalent**.

Pokud se na uvažované elektrodě vylučuje pouze jeden druh látky, je její hmotnost úměrná prošlému náboji:

$$m = AQ. \quad 3.3.-12$$

Elektrochemický ekvivalent charakterizuje danou látku a má jednotku $\text{kg} \cdot \text{C}^{-1}$.

Druhý Faradayův zákon

Vynásobme čitatele i jmenovatele zlomku ve vztahu (3.3.-11) Avogadrovou konstantou:

$$A = \frac{m_0 N_A}{|e| z N_A} = \frac{M_m}{|e| z N_A}. \quad 3.3.-13$$

Veličina $F = |e| N_A$ je tzv. **Faradayova konstanta** (Faradayův náboj) a má hodnotu

$$F \approx 9,6487 \cdot 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Ze vztahů (3.3.-12) a (3.3.-13) dostaneme hmotnost vyloučené látky nábojem Q :

$$m = \frac{M_m Q}{Fz}. \quad 3.3.-14$$

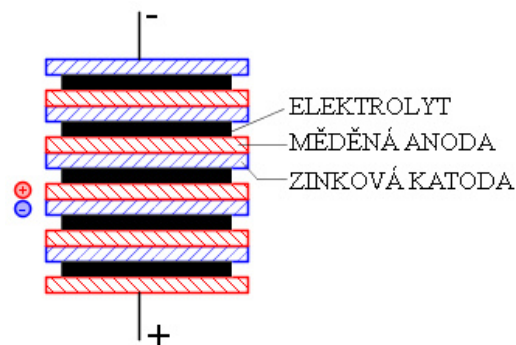
Nyní můžeme formulovat 2. Faradayův zákon.

Jestliže dvěma roztoky různých elektrolytů projde stejný elektrický náboj, bude poměr množství látek vyloučených na příslušných elektrodách roven poměru jejich chemických ekvivalentů (symbol G):

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{m_1} / z_1}{M_{m_2} / z_2} = \frac{G_1}{G_2}.$$

Galvanické články

Jestliže do roztoku elektrolytu ponoříme dvě různé kovové elektrody, mají vůči roztoku odlišný elektrodový potenciál, což znamená, že mezi elektrodami existuje napětí. Poté, kdy se elektrody vodivě spojí, začne procházet elektrolytem elektrický proud. Vznikne tak zdroj stejnosměrného napětí, který se nazývá **galvanický článek**. První zdroj, který trvale dodává proud, sestavil Alessandro Volta v roce 1799. Je tvořen nádobami se slanou vodou, ve kterých jsou ponořené zinkové a měděné kotouče (Obr. 3.3.-3). Později položil na sebe více než sto zinkových a stříbrných kotoučů a mezi ně vložil papír nasátý



Obr. 3.3.-3

slanou vodou. Horní a dolní konce sloupu spojil dráty (Obr. 3.3.-4). Volta též sestavil tzv. **Voltův článek**, který tvoří zinková a měděná elektroda, obě ponořené ve zředěné kyselině sírové. Z rozdílu elektrolytických potenciálů obou elektrod vyplývá, že elektromotorické napětí Voltova článku je 1,1 V. Jestliže se stane Voltův článek součástí elektrického obvodu, kterým protéká proud, klesne napětí na hodnotu svorkového napětí. Průchod proudu elektrolytem doprovází chemické změny na povrchu elektrod, jež ovlivňují elektrolytický potenciál elektrod. Tento jev se nazývá **elektrolytická polarizace** a u tzv. primárních (nevratných) článků, k nimž Voltův článek patří, způsobuje pokles elektromotorického napětí, který je nevratný. Pokud z Voltova článku odebíráme proud, pokrývá se měděná anoda vyloučeným vodíkem, zinek z katody přechází do vodivého roztoku a tvoří s ionty SO_4^{2-} molekuly ZnSO_4 .



Obr. 3.3.-4

Kvalitu článku určuje například **kapacita**. Obvykle se uvádí v ampérhodinách. Vyjadřuje celkový náboj, který může článek do vnějšího obvodu dodat. K dalším parametrům patří **hustota energie** (watthodiny/litr), **vnitřní odpor**, **maximální pracovní proud**, **rychlost samovolného vybíjení** (procento kapacity/den) a **obsah toxických materiálů**. V současnosti se upouští od používání nikl-kadmiových článků právě z důvodu obsahu toxického kadmia.

Popišme některé další **primární články**:

Zinkochloridový článek (Obr. 3.3.-5)

Zápornou elektrodou je zinková nádoba. V ose nádoby je zapuštěna kladná elektroda z uhlíku, na kterou je nalisována kovová čepička jako kladný pól baterie. Roztok chloridu zinečnatého je vodivým roztokem. Na vnitřním povrchu zinkové nádoby je dýnko a svitek separačního papíru, v němž je vlisována směs burelu a uhlíkových sazí. Baterie je zalita ceresinem nebo asfaltem, aby se zabránilo přístupu vzduchu. Hlavní předností zinkochloridového článku je nízká cena. Elektromotorické napětí činí 1,5 V.



Obr. 3.3.-5 Zinkochloridové baterie v současné podobě. Požadovaná hodnota svorkového napětí se získá spojením několika zinkochloridových článků. Podobně se postupuje i u ostatních baterií.

Alkalický článek

V ocelové nádobě je vložena kladná elektroda – trubička ze směsi burelu a uhlíkových sazí. Uvnitř trubičky je separátor nasycený hydroxidem draselným (KOH), který odděluje trubičku a váleček záporné elektrody z emulze zinkového prášku v tyloze. Alkalické články mají vyšší kapacitu a maximální pracovní proud než zinkochloridové.

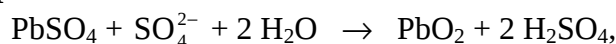
Sekundární (vratné) články, kterým se také říká **akumulátory**, je možné průchodem proudů opačného směru přivést do původního stavu:

Daniellův článek

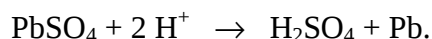
V Daniellově článku je měděná anoda v roztoku CuSO_4 , zinková katoda ve zředěné kyselině sírové (H_2SO_4). Oba roztoky jsou odděleny průlinčitou přepážkou (diafragma), která zamezuje míšení kapalin, umožňuje však průchod iontů. Po vodivém spojení elektrod přechází atomy zinku z elektrody do roztoku a slučují se s ionty SO_4^{2-} za vzniku ZnSO_4 . Ionty SO_4^{2-} procházejí přepážkou a ionty Cu^{2+} , původem z molekuly CuSO_4 , se vylučují na měděné elektrodě. Ubývá proto hmoty zinkové elektrody, měděná elektroda narůstá. Protože se chemické složení povrchu elektrod nemění, zůstává elektromotorické napětí konstantní. V praxi se Daniellův článek dnes nepoužívá.

Olověné akumulátory

Často se můžete setkat s olověným akumulátorem. V roztoku kyseliny sírové o koncentraci 25 až 30 % jsou dvě olověné elektrody. Na povrchu elektrod vzniká nerozpustný síran olovnatý PbSO_4 a napětí mezi elektrodami bude nulové. Jestliže necháme akumulátorem procházet z vnějšího zdroje stejnosměrný proud, začne proces nabíjení akumulátoru. Záporné ionty SO_4^{2-} se pohybují k anodě a proběhne reakce:



kde PbO_2 je oxid olovičitý. Kladné ionty H^+ putují ke katodě, neutralizují se přijetím elektronu podle schématu:



Nabíjením se anoda pokryje oxidem olovičitým a katoda další vrstvou olova. Elektromotorické napětí bezprostředně po nabití činí 2,6 V. Začne-li akumulátor sloužit jako zdroj elektromotorického napětí, velmi brzy dojde k poklesu napětí na 2,1 V. Na této hodnotě se dlouho udržuje, načež klesá a po dosažení hodnoty 1,85 V se obvykle opakuje proces nabíjení pomocí vnějšího zdroje stejnosměrného napětí. Protože má olověný akumulátor malý vnitřní odpor a je schopen dodávat značný proud, používá se hojně jako startovací baterie v automobilech. Některé další olověné akumulátory mají anodu z oxidu olova a katodu z olova. Kyselina sírová je buď ve formě gelu nebo je vázána v absorpčním skelném vláknu (technologie AGM). Používají se v telekomunikační technice, v navigačních systémech, při silniční signalizaci a jako záložní zdroje v jaderných elektrárnách, nemocnicích apod. Vlastnosti olověného akumulátoru negativně ovlivňuje příliš vysoká nebo nízká teplota.

Články lithio-ionové

Směs kyslíčnicků lithia s dalším kovem tvoří anodu, uhlík se směsí dalších látek katodu. Složení vodivého roztoku výrobci považují za tajnou informaci. Obvykle se jedná o směs esterů. Poskytují průměrnou hodnotu svorkového napětí 3,6 V. V posledních letech se používají v mobilních telefonech a přenosných počítačích. Mají velmi malou hmotnost s ohledem na užitnou hodnotu. Nevýhodou je, že musí být elektronicky chráněny před překročením mezních hodnot napětí během nabíjení a vybíjení.

Lithio-polymerové články (Li-Pol)

Byly vyvinuty z lithio-polymerových článků. Najdeme je v mobilních telefonech, kamerách, fotoaparátech, přenosných počítačích apod. Svorkové napětí činí opět 3,6 V.

Praktické využití elektrolýzy

Elektrolýza nachází uplatnění například v **elektrometalurgii** (získávání čistých kovů z roztoků), v **galvanoplastice** (výroba kovových obtisků předmětů, např. pro výrobu odlévacích forem) a v **galvanostegii** k pokovování (chromování, niklování, zlcení).



KO 3.3.-1 Projevuje se elektronová vodivost kromě kovových vodičů také v kapalinách?

KO 3.3.-2 Co je elektrolytická disociace?

KO 3.3.-3 Ovlivňuje teplota stupeň disociace? Jestli ano, jak?

KO 3.3.-4 Kladné ionty přitahuje katoda nebo anoda?

KO 3.3.-5 Definujte konduktivitu vodivého roztoku.

KO 3.3.-6 Formulujte první a druhý Faradayův zákon.

KO 3.3.-7 Ve kterém století sestrojil Alessandro Volta první trvalý zdroj stejnosměrného napětí?

KO 3.3.-8 Jaký vliv má elektrolytická polarizace na hodnotu elektromotorického napětí galvanického článku?

KO 3.3.-9 Čím se liší sekundární články od primárních?



Niklování kovové součástky povrchu obsahu $S = 120 \text{ cm}^2$ trvalo $t = 5 \text{ h}$. Vodivým roztokem procházel proud $I = 0,3 \text{ A}$. Určete tloušťku vrstvy niklu, která přitom pokryla součástku zcela ponořenou do vodivého roztoku. Nikl má relativní atomovou hmotnost $A = 58,7$, uvažujte mocenství iontu niklu $z = 2$ a hustotu niklové vrstvy $\rho = 8800 \text{ kg/m}^3$.

K tomu, abychom vypočetli tloušťku vrstvy niklu potřebujeme znát hmotnost niklu, který byl na součástce vyloučen za pět hodin. Vyjádříme ji ze vztahu (3.3.-11):

$$m = \frac{Qm_0}{|e|z}$$

Relativní atomová hmotnost je podílem hmotnosti atomu a atomové hmotnostní jednotky ($u = 1,6605655 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$). Jestliže zanedbáme rozdíl v hmotnosti atomu niklu a iontu niklu, platí:

$$A_r = \frac{m_0}{u}$$

kde m_0 je hmotnost iontu. Celkový náboj, který za dobu t přenesou ionty niklu je součinem této doby a proudu. Proto

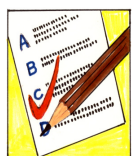
$$m = \frac{ItA_ru}{|e|z}$$

Pro objem niklu s ohledem na malou mocnost vrstvy niklu na povrchu tělesa platí:

$$V = S h$$

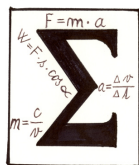
a odtud s přihlédnutím k definici hustoty a odvozenému vzorci pro celkovou hmotnost dostaneme tloušťku vrstvy:

$$h = \frac{ItA_ru}{|e|z\rho S} = 15,56 \cdot 10^{-6} \text{ m} = 15,56 \mu\text{m}$$



TO 3.3.-1 Elektrolyt je:

- vodivý roztok.
- látka, jejíž roztok vede elektrický proud.
- anoda.
- katoda.



Elektrolyt je vodivý roztok nebo látka, jejíž roztoky vedou elektrický proud. Zprostředkovateli proudu v elektrolytu jsou zejména ionty elektrolytu, které vznikají **elektrolytickou disociací**, což je štěpení molekul elektrolytu na kladné ionty (kationty) a záporné ionty (anionty). **Stupeň disociace**, tj. podíl disociovaných molekul k celkovému počtu molekul elektrolytu v rozpouštědle, roste s teplotou. Budiž rozpouštědlem elektrolytu voda. Disociaci způsobuje vzájemná interakce molekul rozpouštěné látky a rozpouštědla.

Jestliže vložíme elektrolyt s rozpouštědlem do elektrického pole intenzity E , například prostřednictvím kovových elektrod připojených ke zdroji elektromotorického napětí (Obr. 3.3.-2), začnou se kladné ionty pohybovat k **záporné elektrodě** (tzv. **katoda**) rychlostí v_+ a záporné ionty ke **kladné elektrodě** (tzv. **anoda**) rychlostí v_- . Kationty se tedy pohybují ke katodě a anionty k anodě. Roztokem začne téci elektrický proud. Pro proudovou hustotu zprostředkovatelů elektrického proudu ve vodivém roztoku platí:

$$\mathbf{j} = nz |e| (b_+ + b_-) \mathbf{E}.$$

3.3.-9

Veličina

$$\gamma = nz |e| (b_+ + b_-):$$

3.3.-10

se nazývá **konduktivita vodivého roztoku**. Konduktivita roste s teplotou, neboť se přitom zvyšuje pohyblivost iontů a roste stupeň disociace. Mezi elektrodou a roztokem elektrolytu existuje napětí, které se nazývá **elektroodový potenciál**. Představuje důležitou charakteristiku látky elektrody.

Jestliže je elektrický proud v látce zprostředkován usměrněným pohybem iontů, probíhají při průchodu proudu chemické změny na elektrodách a v roztoku, které se nazývají **elektrolýza**. Elektrolýzu doprovází přenos látky k určité elektrodě. Kvantitativní zákony elektrolýzy formuloval v letech 1833-1834 Michael Faraday. Vycházel z výsledků experimentů.

První Faradayův zákon

Jestliže za dobu t ztratí u elektrody náboj N iontů, z nichž každý má mocenství z a hmotnost m_0 , vyloučí se u elektrody hmotnost m látky nábojem Q a platí:

$$Q = N|e|z \quad \text{a} \quad m = N m_0.$$

Veličina A je konstantní, neboť

$$\frac{m}{Q} = \frac{m_0}{|e|z} = A$$

3.3.-11

a nazývá se **elektrochemický ekvivalent**.

Pokud se na uvažované elektrodě vylučuje pouze jeden druh látky, je její hmotnost úměrná prošlému náboji:

$$m = AQ.$$

3.3.-12

Elektrochemický ekvivalent charakterizuje danou látku a má jednotku $\text{kg} \cdot \text{C}^{-1}$.

Druhý Faradayův zákon

Vynásobme čitatele i jmenovatele zlomku ve vztahu (3.3.-11) Avogadrovou konstantou:

$$A = \frac{m_0 N_A}{|e|z N_A} = \frac{M_m}{|e|z N_A}$$

3.3.-13

Veličina $F = |e|N_A$ je tzv. **Faradayova konstanta** (Faradayův náboj) a má hodnotu

$$F \approx 9,6487 \cdot 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Ze vztahů (3.3.-12) a (3.3.-13) dostaneme hmotnost vyloučené látky nábojem Q :

$$m = \frac{M_m Q}{Fz}.$$

3.3.-14

Nyní můžeme formulovat 2. Faradayův zákon.

Jestliže dvěma roztoky různých elektrolytů projde stejný elektrický náboj, bude poměr množství látek vyloučených na příslušných elektrodách roven poměru jejich chemických ekvivalentů (symbol G):

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{m_1} / z_1}{M_{m_2} / z_2} = \frac{G_1}{G_2}.$$

Galvanické články

Jestliže do roztoku elektrolytu ponoříme dvě různé kovové elektrody, mají vůči roztoku odlišný elektroodový potenciál, což znamená, že mezi elektrodami existuje napětí. Poté, kdy se elektrody vodivě spojí, začne procházet elektrolytem elektrický proud. Vznikne tak zdroj stejnosměrného napětí, který se nazývá **galvanický článek**. Alessandro Volta sestavil tzv.

Voltův článek, který tvoří zinková a měděná elektroda, obě ponořené ve zředěné kyselině sírové. Elektromotorické napětí Voltova článku činí 1,1 V. Průchod proudem elektrolytem doprovází chemické změny na povrchu elektrod, jež ovlivňují elektrolytický potenciál elektrod. Tento jev se nazývá **elektrolytická polarizace** a u tzv. primárních (nevratných) článků, k nimž Voltův článek patří, způsobuje pokles elektromotorického napětí, který je nevratný.

Kvalitu článku určuje například **kapacita**. Obvykle se uvádí v ampérhodinách. Vyjadřuje celkový náboj, který může článek do vnějšího obvodu dodat. K dalším parametrům patří **hustota energie** (watthodiny/litr), **vnitřní odpor**, **maximální pracovní proud**, **rychlost samovolného vybíjení** (procento kapacity/den) a **obsah toxických materiálů**.

Praktické využití elektrolýzy

Elektrolýza nachází uplatnění například v **elektrometalurgii** (získávání čistých kovů z roztoků), v **galvanoplastice** (výroba kovových obtisků předmětů, např. pro výrobu odlévacích forem) a v **galvanostegii** k pokovování (chromování, niklování, zlcení).

Klíč



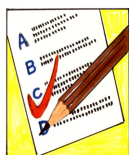
KO 3.3.-1 Ano, například u roztavených kovů.

KO 3.3.-3 Ano, roste s teplotou.

KO 3.3.-4 katoda

KO 3.3.-5 viz vzorec (3.3.-10) a komentář k němu

KO 3.3.-7 18.



TO 3.3.-1 a), b)