

Elektrický proud v kapalinách

Autor: Mgr. Jaromír JUŘEK

Kopírování a jakékoliv další využití výukového materiálu je povoleno pouze s uvedením odkazu na www.jarjurek.cz.

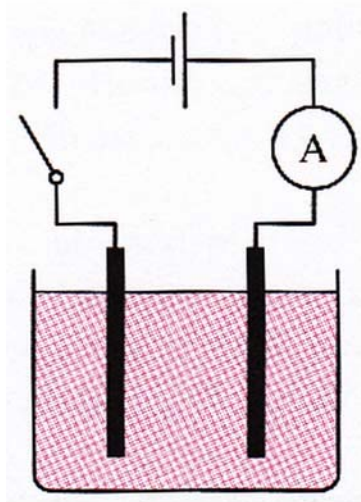
1. Vedení elektrického proudu v kapalinách

Kapaliny mohou být za určitých okolností **izolantem**, ale za jiných okolností **vodičem elektrického proudu**. Izolantem je taková kapalina, která neobsahuje volné nosiče náboje. Příkladem takové kapaliny je destilovaná voda. Pokud vytvoříme roztok kyseliny, hydroxidu nebo soli, je tento roztok velmi dobrým vodičem elektrického proudu.



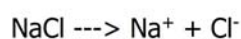
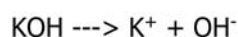
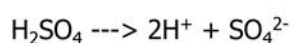
2. Elektrolyt. Elektrolytická disociace. Elektrolýza

Roztoky kyselin, zásad a solí. popř. jejich taveniny, které vedou elektrický proud, se nazývají **elektrolyty**.



Vodivost elektrolytu způsobují **kladné a záporné ionty (kationty a anionty)**. Rozpad látky na ionty je **elektrolytická disociace**.

Konkrétní příklady elektrolytické disociace:



Ionty K^+ , OH^- , Cl^- nesou **jeden elementární náboj**, ionty Cu^{2+} , SO_4^{2-} **dva elementární náboje**. Ion H^+ nemůže v roztoku samostatně existovat a vytvoří s molekulou vody tzv. **oxoniový ion H_3O^+** nesoucí jeden elementární náboj. Elektrolyty mohou být nejen vodné roztoky, ale i **taveniny**, ve kterých ionty vznikají tepelným rozpadem krystalové mřížky.

Elektrické pole, které vznikne v elektrolytu mezi **anodou** spojenou s **kladným pólem zdroje** a **katodou** spojenou s **pólem záporným**, působí na ionty elektrickými silami a vyvolává jejich uspořádaný pohyb - elektrický proud.

Kladné kationty se pohybují **směrem ke katodě**, **záporné anionty směrem k anodě**.

Látkové změny vyvolané při průchodu proudem elektrolytem na elektrodách se nazývají **elektrolýza**.

Příklad elektrolýzy:

1/ Mějme roztok skalice modré (síranu měďnatého) a použijme měděnou a uhlíkovou elektrodu.

Kationty mědi Cu^{2+} přijímají na katodě dva elektrony a vylučují se jako neutrální atomy. Anionty SO_4^{2-} reagují s materiálem anody a vytvářejí nové molekuly $CuSO_4$. Z anody přechází do roztoku právě tolik atomů mědi, kolik se vylučuje na katodě a koncentrace roztoku se nemění.

2/ Mějme zředěnou kyselinu sírovou a platinové elektrody. Vodíkové kationty přijímají na katodě elektrony a vylučují se jako **plynný vodík**. Anionty SO_4^{2-} předávají elektrony anodě a reagují s vodou za vzniku nové molekuly kyseliny sírové a **plynného kyslíku**. Počet molekul vodíku vyloučeného na katodě je dvakrát větší než počet molekul kyslíku vyloučeného na anodě. Proto i objem vodíku je dvojnásobný. Koncentrace roztoku se postupně zvyšuje.



3. Elektrolytická disociace, elektrolýza - procvičovací úlohy

1. **Jak ve vodném roztoku disociuje kyselina dusičná, chlorid železitý, dusičnan stříbrný, chlorid měďný? Kolik elementárních nábojů nesou jednotlivé ionty?** 4597

OK
 $HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$
 $FeCl_3 \rightarrow Fe^{3+} + 3Cl^-$
 $AgNO_3 \rightarrow Ag^+ + NO_3^-$
 $CuCl \rightarrow Cu^+ + Cl^-$

2. **Při průchodu proudem elektrolytem dochází k látkovým změnám. Proč k nim nedochází při průchodu elektrického proudem kovem nebo polovodičem?** 4596

OK

3. **Napište schéma elektrolýzy vodného roztoku NaCl. Na anodě se vylučuje chlor a na katodě vodík, přičemž vzniká hydroxid sodný NaOH.** 4598

OK



4. Faradayovy zákony pro elektrolýzu. Praktické užití elektrolýzy

Při elektrolýze se na katodě vždy vylučuje vodík nebo kov.

Může také docházet i k rozpouštění anody.

Zákony týkající se vedení elektrického proudů v kapalinách objevil a zformuloval roku 1833 významný fyzik M. Faraday. Po něm jsou též i oba zákony pojmenovány.

I. Faradayův zákon:

Hmotnost m vyloučené látky je přímo úměrná náboji Q , který prošel elektrolytem.

$$m = A \cdot Q = A \cdot I \cdot t$$

A ... konstanta úměrnosti, která je pro danou látku charakteristická; nazývá se **elektrochemický ekvivalent látky**.

Jednotkou elektrochemického ekvivalentu je kg/C.

II. Faradayův zákon:

Elektrochemický ekvivalent látky vypočteme tak, že její molární hmotnost vydělíme Faradayovou konstantou F ($F = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C/mol}$) a počtem elektronů potřebných k vyloučení jedné molekuly.

Látková množství různých látek vyloučených při elektrolýze týmž nábojem jsou chemicky ekvivalentní.

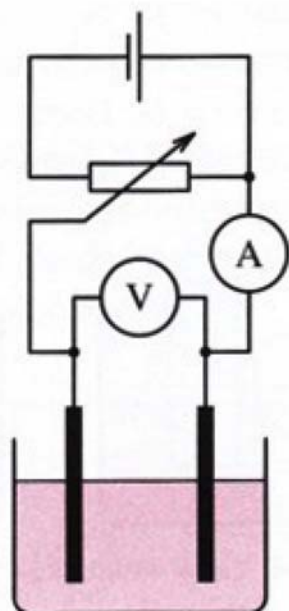
Užití elektrolýzy:

- Galvanické pokovování
- Galvanické leptání
- Elektrometalurgie - např. výroba hliníku elektrolýzou taveniny oxidu hlinitého Al_2O_3

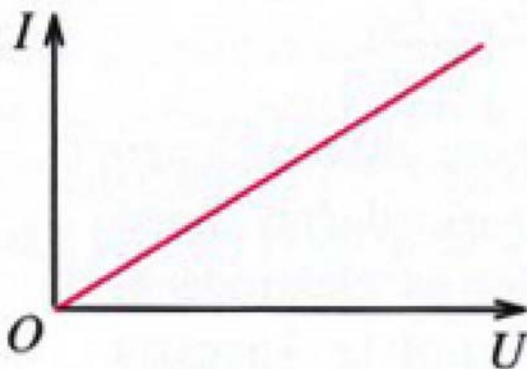


5. Voltampérová charakteristika elektrolytického vodiče

Pro určení voltampérové charakteristiky sestavíme obdobný elektrický obvod, jako jsme sestavovali u kovů nebo u polovodičů. V obvodu tedy měříme elektrické napětí, elektrický proud a jeho intenzitu máme možnost měnit zařazením rezistoru s proměnlivým odporem.



Pokud jsou **elektrody od sebe dostatečně daleko**, existuje mezi proudem a napětím **vztah přímé úměrnosti**.



Platí tedy Ohmův zákon.

$$I = \frac{U}{R}$$

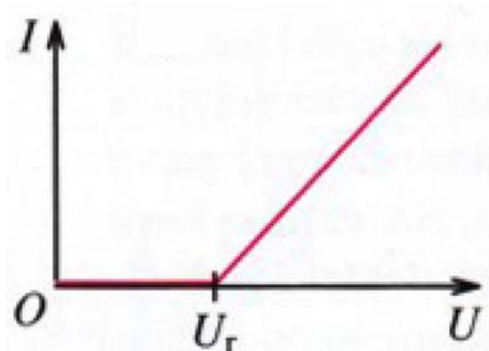
Pokud **elektrody od sebe vzdálíme** nebo pokud **snížíme hladinu elektrolytu**, proud se zmenší.

$$R = \rho \cdot \frac{l}{S}$$

Rezistivita elektrolytu závisí na jeho teplotě. S rostoucí teplotou klesá.

Pokud v našem pokusu použijeme **roztok skalice modré ve vodě**, víme už, že **koncentrace roztoku se nebude měnit**, ale bude docházet k **vylučování mědi na katodě** a naopak **měděná anoda se bude rozpouštět**.

Poněkud **jinou závislost proudu na napětí** naměříme, použijeme-li **uhlíkové nebo platinové elektrody** a jako **elektrolyt zředěnou kyselinu sírovou**. Pokud nastavíme malé napětí, vznikne jen nepatrný proud, který za krátkou dobu opět zanikne. Při pomalém zvyšování napětí se tento jev opakuje, pokud nepřekročíme tzv. **rozkladné napětí U_r** . Potom proud s napětím lineárně roste a probíhá elektrolýza jako v Hofmannově přístroji. Na katodě se vylučují bublinky vodíku a na anodě s poloviční intenzitou bublinky kyslíku.



Platí pak upravený Ohmův zákon:

$$I = \frac{U - U_r}{R}$$

Příčinou rozkladného napětí jsou děje probíhající na elektrodách.

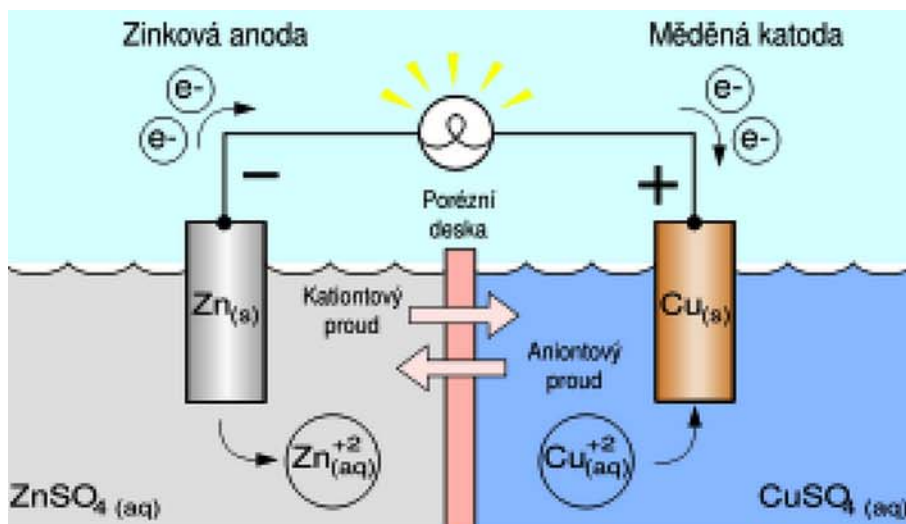


6. Galvanické články

Vedení proudu v elektrolytech se v praxi využívá i u tzv. **galvanických článků**.

Historie galvanických článků

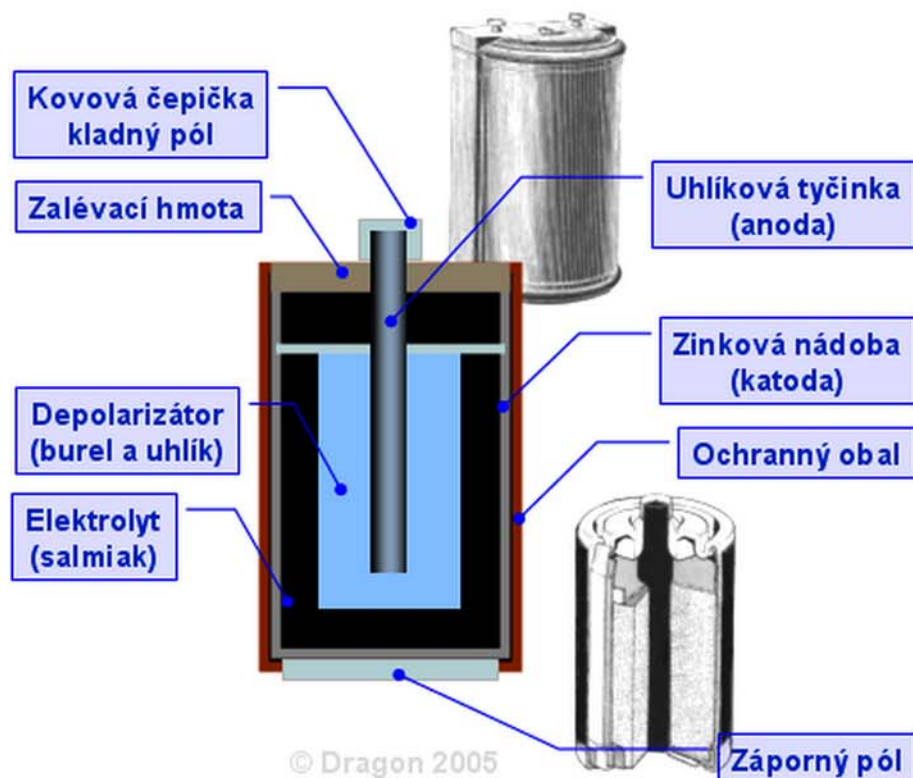
Galvanické články dostaly svůj název podle **italského lékaře a přírodovědce Luigiho Galvaniho**, který při pitvání žabích stehýnek upozoroval jejich záškuby po dotyku kovového předmětu, podobné záškubům vyvolaných elektrickým nábojem. Tento jev správně vysvětlil **italský fyzik Alessandro Volta**, a to vznikem elektrického napětí mezi dvěma kovy (nástrojem a kovovým podkladem) vodivě propojenými elektrolytem (obsaženým v buňkách). Na základě těchto úvah sestavil **v roce 1800 článek**, skládající se z měděné a zinkové elektrody ponořené do roztoku kyseliny sírové. **Voltův článek** dával napětí přibližně 1 V a stal se prvním zdrojem stálého elektrického proudu, do té doby se elektrina vytvářela třením nebo indukční elektrinou. Objev Voltova článku umožnil obrovský rozvoj zkoumání elektrických jevů.



Použití galvanických článků

Galvanické články se nacházejí především v **přenosných elektrických spotřebičích** - baterkách, hodinkách, mobilních telefonech, přenosných počítačích, fotoaparátech a kamerách, tzn. všude tam, kde se nelze připojit k elektrické síti nebo přímo použít mechanický zdroj (generátor). Výhodou galvanických článků bývá **snadná přenosnost, malé rozměry, relativně nízká hmotnost**. Nevýhodou může být **nízké elektromotorické napětí, nízký výkon a krátká životnost**. Akumulátory je možné rovněž použít k uložení elektrické energie, potřebné při přerušení dodávky ze sítě, např. v záložních zdrojích nebo jako zdroj elektřiny ve stojícím automobilu.

Historicky nejpoužívanější je **suchý článek zinko-uhlíkový (Leclanchéův)**.



Elektromotorické napětí galvanického článku

Elektromotorické napětí na galvanickém článku vzniká z **rozdílu potenciálů na elektrodách**, elektrické potenciály jsou důsledkem chemických reakcí mezi elektrodami a elektrolytem. Tyto reakce mohou být samovolné nebo vyvolané průchodem elektrického proudu (elektrolýzou).

Galvanický článek v elektrickém obvodu

Po zapojení článku do elektrického obvodu probíhají uvnitř článku reakce, kterými se postupně snižuje elektrická energie uložená v článku, článek se vybíjí. Tyto reakce mohou být nevratné - napětí článku se po vybití nedá obnovit (**primární články**) - nebo vratné - článek se dá znova nabít (**sekundární články, též akumulátory**).

Při průchodu elektrického proudu článkem se projeví vnitřní odpor článku. Vnitřní odpor R_i má za následek snížení napětí článku na svorkové napětí $U = U_e - R_i \cdot I$, kde U_e je elektromotorické napětí, I je elektrický proud (při vyšším zatížení - vyšším proudu - se napětí článku sníží více).

Galvanický článek je vždy **zdroj stejnosměrného proudu**. V elektrických obvodech, kde záleží na směru proudu, je třeba před zapojením **zkontrolovat správnou polaritu elektrod**.

Složení galvanických článků

Při sestavování galvanického článku se pro elektrody a elektrolyty používají takové kombinace chemických látek, aby potenciál vznikající na elektrodě byl pokud možno co největší a zároveň aby článek co nejdéle vydržel. Vhodnými a nejčastěji používanými látkami **pro zápornou elektrodu jsou zinek, kadmium, lithium a hydridy různých kovů, pro kladnou elektrodu uhlík (grafit) obklopený burelem MnO_2 , nikl a stříbro**.

Jako elektrolyt se používá v suchých článcích a olověném akumulátoru **roztok kyselin nebo jejich solí**, v alkalických článcích a akumulátorech **roztok zásaditých sloučenin alkalických kovů**.

Případné další látky v galvanických článcích mají za úkol regulovat chemické reakce tak, aby se např. prodloužila životnost článku, snížila možnost úniku nebezpečných látek, ap.



Přehled galvanických článků

Primární články

Voltův článek - anoda (+) je měděná, katoda (-) je zinková, elektrolytem je roztok kyseliny sírové, případně salmiaku NH_4Cl

Leclanchéův článek - anoda je uhlíková, katoda zinková, elektrolytem je burel MnO_2 ; využití: obyčejná baterie

Alkalický článek - anodou je burel, katodou zinek, elektrolytem hydroxid draselný; využití: kvalitnější baterie

Zinko-stříbrný článek - anodou je stříbro, katodou zinek, elektrolytem hydroxid draselný; využití: velmi kvalitní baterie

Lithiový článek - anodou je burel, katodou lithium, elektrolytem hydroxid draselný; využití: baterie s dlouhou životností

Sekundární články

Olověný akumulátor - anoda oxid olovičitý, katoda olovo, elektrolyt kyselina sírová; jedná se o článek s malým vnitřním odporem

Nikl-ocelový akumulátor (Ni-Fe) - anodou je nikl, katodou ocel, elektrolytem hydroxid draselný; článek má malou účinnost

Nikl-kadmiový alkalický akumulátor (Ni-Cd) - anodou je nikl, katodou kadmium, elektrolytem hydroxid draselný; využití: obyčejné dobíjecí baterie

Nikl-vodíkový alkalický akumulátor - anodou nikl, katodou vodík vázaný v hydridu kovu, elektrolytem je hydroxid draselný; využití: kvalitní akumulátory

Nikl-metal hydridový akumulátor (Ni-MH) - anodou je hydroxid niklitý, katodou směs hydridů neurčitého složení, elektrolytem je hydroxid draselný; využití: nejčastěji používané dobíjecí baterie

Lithium-iontový akumulátor (Li-Ion) - anoda je z uhlíku, katoda z oxidu kovu, elektrolytem je lithiová sůl; využití: baterie u mobilních telefonů, notebooků, apod.

Lithium-polymerový akumulátor (Li-Pol) - užití: v současné době používaná elektronika, která vyžaduje baterie o vyšší kapacitě



Spojování galvanických článků

Pro dosažení vyššího napětí se články spojují **sériově do baterií**, celkové elektromotorické napětí se získá jako součet napětí jednotlivých článků v baterii. Například plochá baterie obsahuje 3 suché články, 9V baterie obsahuje 6 suchých nebo alkalických článků, automobilový akumulátor obsahuje 6 akumulátorových článků. Pokud sériově zapojené články nemají stejnou kapacitu, může při hlubokém vybíjení být článek s nejnižší kapacitou vybit pod přípustnou mez, v extrémním případě dojde k reverzaci napětí na článku a jeho zničení.

Při paralelním spojení článků zůstává elektromotorické napětí stejné, baterie však snese **vyšší zatížení** (může dodávat větší elektrický proud). Paralelně spojit lze jen stejné články (typ i stupeň vybití), jinak vyrovnávací proudy mohou způsobit i explozi vybitého článku.

 Obsah

 1. Vedení elektrického proudu v kapalinách	2
 2. Elektrolyt. Elektrolytická disociace. Elektrolýza	2
 3. Elektrolytická disociace, elektrolýza - procvičovací úlohy	3
 4. Faradayovy zákony pro elektrolýzu. Praktické užití elektrolýzy	3
 5. Voltampérová charakteristika elektrolytického vodiče	4
 6. Galvanické články	5