

Galvanické články

Kde se vzala elektrická energie pro náš mobil?

Obsah

Úvod	2	Příprava úlohy (praktická příprava)	16
Cíle	2	Postup práce	16
Teoretický úvod	3	Nastavení HW a SW	16
Motivace studentů	7	Příprava měření	16
Doporučený postup	7	Vlastní měření (záznam dat)	18
Příprava úlohy	8	Analýza naměřených dat	18
Materiály pro studenty	8	Pracovní list učitele	19
Záznam dat	8	Slovníček pojmů	19
Analýza dat	8	Teoretická příprava úlohy	20
Syntéza a závěr	9	Vizualizace naměřených dat	22
Hodnocení	9	Vyhodnocení naměřených dat	22
Internetové odkazy	10	Závěr	23
Pracovní návod	11	Pracovní list studenta	25
Zadání úlohy	11	Slovníček pojmů	25
Pomůcky	11	Teoretická příprava úlohy	26
Bezpečnost práce	12	Vizualizace naměřených dat	28
Teoretický úvod	12	Vyhodnocení naměřených dat	28
		Závěr	29

 **Zařazení do výuky**

Experiment je vhodné zařadit v rámci učiva o galvanických člancích, vlastnostech kovů, řadě napětí kovů nebo redoxních dějích.

 **Tip 1**

Vhodnou navazující úlohou je zařazení experimentu rozebrání klasického suchého článku (tzv. Leclancheův článek) a popis jeho složení a funkce. Jako další příklad, tentokrát sekundárního článku (akumulátoru), je vhodné vysvětlit a demonstrovat funkci olověného akumulátoru. Nabízí se i řada dalších článků jako např. alkalický, lithiový, nikl-kadmiový, Ni-MH a další.

 **Časová náročnost**

Tři hodiny (3 × 45 min).

Čas se vztahuje k základní uvedené variantě včetně úvodní diskuse a vyhodnocení výsledků. Pokud provedete pouze první část – sestavení a prostudování Daniellova článku – je možné koncipovat cvičení jako dvouhodinové. Stejně tak je možné samostatně během dvou hodin provést druhou část – konstrukce různých článků s využitím několika různých kovů.

V současných středoškolských učebnicích chemie není problematice galvanických článků věnován dostatečný prostor, proto je úvodní teoretická část obsáhlejší.

 **Chemikálie**

- Kyselina sírová H_2SO_4 ,

R 35

S 26–30–45

Souhrn:

Při zasažení očí okamžitě důkladně vypláchněte vodou a vyhledejte lékařskou pomoc. K tomuto výrobku nikdy nepřidávejte vodu. V případě úrazu nebo necítíte-li se dobře, okamžitě vyhledejte lékařskou pomocí.

Nebezpečnost: C

Úvod

V následujícím laboratorním cvičení sestaví studenti galvanický článek a použijí napěťové čidlo ke zjištění jeho napětí. Galvanické články, jinak také elektrochemické, jsou dnes běžnou součástí našeho každodenního života. Většina „baterií“ v mobilních zařízeních spadá právě do kategorie galvanických článků. Najdeme je ale třeba i v automobilech. Dále se budeme v souvislosti s články zabývat testováním různých kovů a posouzením jejich vhodnosti k sestavení galvanického článku.

Cíle

Studenti by měli zvládnout:

- sestavit jednoduchý galvanický článek a pochopit jeho funkci,
- použít odpovídající instrumentální vybavení k měření napětí galvanického článku (Pasco čidlo k měření napětí),
- analyzovat naměřené napětí článku a vyvodit souvislosti mezi řadou napětí kovů a zjištěným napětím,
- odvodit z řady napětí kovů redoxní vlastnosti kovů a ty navzájem porovnat.

Teoretický úvod

První elektrochemický článek jako zdroj elektrického proudu sestavil v roce 1800 Alessandro Guisepe Antonio Anastasio Volta. Jednalo se o galvanický článek tvořený několika sériově zapojenými elektrochemickými články se zinkovou a měděnou elektrodou. Skládal se z navrstvených kovových plíšků, proložených plátky kůže, které byly nasáknuty okyseleným roztokem.



Obrázek 1 – Voltův sloup

Po spojení „pólů“ vodiči jimi procházel silný, dlouhotrvající elektrický proud. Volta takto přesvědčivě dokázal neudržitelnost představ zastánců živočišné elektřiny, kteří tvrdili, že v Galvaniho pokusech je zdrojem proudu „živočišná elektřina“.

Volta pocházel z italské šlechtické rodiny a je znám především jako fyzik proslulý svými objevy v oboru elektřiny. Mimo elektrochemický článek vynalezl například zařízení produkující statickou elektřinu a kondenzátor. Podle něho byla pojmenována jednotka udávající velikost napětí – volt [V].

Jak dává název tušit, problematika galvanických článků je nepřímo spjata s osobou Luigiho Galvaniho. Luigi Galvani byl Voltovým současníkem a působil na boloňské univerzitě jako profesor lékařství. Byl prvním fyziologem, který zkoumal elektrické jevy při pohybech svalů. Patrně v roce 1771 objevil, že svaly mrtvých žab se po zásahu jiskrou statické elektřiny stahují. Později zjistil, že svaly se stahují i tehdy, když se jich dotýká obloukem z částmi ze dvou různých kovů. Tento fyziologický jev dostal název „galvanismus“. Galvani se domníval, že objevil zvláštní druh elektřiny – „živočišnou elektřinu“, elektrické fluidum, které nervy roznášejí do svalů, přičemž svaly samotné tuto elektřinu i generují. Pro Galvaniho byla elektřina neoddělitelná od života.

- **Chlorid měďnatý** CuCl_2
($c = 1 \text{ mol/l}$)
(případně jiná měďnatá sůl jako třeba CuSO_4)

R 20/22–36/37/38–41

S 26–36/37/39–45–46

Souhrn:

Zdraví škodlivý při vdechování a při požití. Dráždí oči, dýchací orgány a kůži. Nebezpečí vážného poškození očí. V případě zasažení očí proveďte výplach vodou po dobu alespoň 15 minut a neprodleně vyhledejte lékařskou pomoc.

Nebezpečnost: X_n

- **Chlorid zinečnatý** ZnCl_2
($c = 1 \text{ mol/l}$)
(případně jiná zinečnatá sůl jako třeba $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$)

R 22–34–50/53

S 26–36/37/39–45

Souhrn:

Látka způsobuje poleptání a je zdraví škodlivá při požití. Látka je nebezpečná pro životní prostředí, je toxická pro vodní organismy, může vyvolat dlouhodobé nepříznivé účinky ve vodním prostředí a také je nebezpečná z důvodu bioakumulace těžkého kovu – zinku.

Případou zasaženou pokožku je třeba důkladně omýt vodou a mýdlem. V případě zasažení očí proveďte výplach vodou po dobu alespoň 15 minut a neprodleně vyhledejte lékařskou pomoc.

Nebezpečnost: X_n, C, N

- **Chlorid draselný** KCl
($c = 1 \text{ mol/l}$)
(případně jiná dobře rozpustná draselná sůl)

Alessandro Volta, velký oponent Galvaniho, považoval takový vitalistický výklad za nesprávný. Byl přesvědčen, že uvedený jev má fyzikální základ, a že jeho zdrojem a příčinou je chemická reakce dvou kovů. Dokázat tuto svou koncepci se nakonec Voltovi podařilo, a to právě sestrojením prvního elektrochemického článku – Volta-va sloupu, který generoval elektřinu právě prostřednictvím chemické reakce.



Obrázek 2 – Volta (vlevo), Galvani (uprostřed) a Daniell (vpravo)

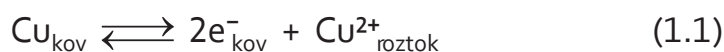
Daniellův článek

John Frederic Daniell působil v Londýně a roku 1831 se stal prvním profesorem chemie na nově založené „King's College London“. Jeho jméno je dnes známo především díky jím vynalezenému galvanickému článku, kterým se zabýváme také v tomto praktickém cvičení. Daniellův článek je totiž podstatně lepším zdrojem elektrického proudu, než byl článek Voltův.

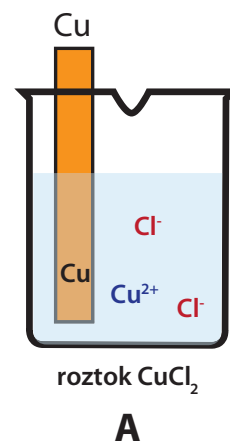
Jakým způsobem tedy napětí v článku vzniká? Elektromotorické napětí na galvanickém článku vzniká z rozdílu potenciálů na elektrodách, elektrické potenciály jsou důsledkem chemických reakcí mezi elektrodami a elektrolytem. Abychom uvedené formulaci lépe porozuměli, popíšeme si funkci jednoho z elektrochemických článků – Daniellova článku.

V kádince máme roztok měďnaté soli a do tohoto roztoku umístíme měděný plíšek – měděnou elektrodu. Situace je znázorněna na obrázku č. 3.

Tím, že umístíme kovový plíšek (dále ho již budeme označovat termínem „elektroda“), do elektrolytu (v našem případě roztoku iontů stejného kovu), dojde na rozhraní k ustavení redoxní rovnováhy mezi Cu a Cu²⁺ - označované jako elektrodová rovnováha. Rovnováhu můžeme popsat takto:



Výše uvedená rovnice popisuje tzv. **elektrodový děj**. Tím jsem sestrojili první **poločlánek**.



Obr. 3 – Cu poločlánek

Ustálená rovnováha je příčinou vzniku potenciálového rozdílu mezi kovem a roztokem. Tomuto potenciálovému rozdílu říkáme **elektrodotový potenciál**, což je vlastně **rovnovážné napětí článku**. Abychom mohli zjistit velikost napětí na tomto poločlánku musíme ho propojit s druhým poločlánkem a měřit napětí mezi nimi. V ideálním případě by tedy druhý poločlánek měl mít nulový potenciál. Pak bychom mohli přímo zjistit potenciál poločlánku charakterizovaného reakcí 1.1. Tento požadavek splňuje standardní vodíková elektroda, která je jednou z možných **referenčních elektrod**.

Elektrodotový potenciál s ustálenou redoxní rovnováhou popisuje Nernstova rovnice:

$$E_{ox/red} = E_{ox/red}^0 + \frac{RT}{zF} \ln \frac{a_{ox}}{a_{red}} \quad (\text{rovnice 1.1}),$$

kde R a F jsou konstanty, T je teplota, z je počet elektronů vyměněných při redoxním ději, a_{ox} a a_{red} jsou aktivity oxidované a redukované formy a E^0 je standardní elektrodotový potenciál.

Pro náš konkrétní případ s mědí a měďnatými ionty bude výsledná rovnice následující:

$$E_{Cu^{2+}/Cu} = E_{Cu^{2+}/Cu}^0 + \frac{RT}{zF} \ln a_{Cu^{2+}} \quad (\text{rovnice 1.2}).$$

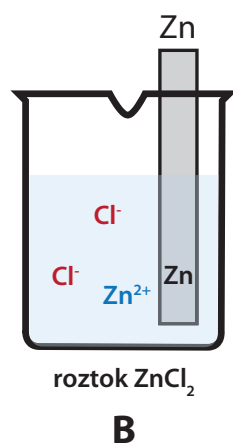
Aktivita redukované formy (a_{cu}) jako pevné látky je jednotková, proto se nám pravá strana rovnice 1.2 oproti rovnici 1.1 zjednodušila.

To samé uděláme s druhou kádinkou, s tím rozdílem, že v kádince bude roztok zinečnaté soli a použita bude zinková elektroda.

Standardní elektrodotové potenciály pro různé látky jsou uvedeny v chemických tabulkách. Také známá řada napětí kovů (Beketovova řada napětí) reflektuje hodnoty elektrodotových potenciálů jednotlivých kovů.

Rada napětí kovů (standardní elektrodotové potenciály, kyselý roztok)

ox.	Li ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Be ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Ga ³⁺	Fe ²⁺	Cd ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	2H ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pd ²⁺	Pt ²⁺	Au ³⁺
red.	Li	KC	aN	aM	g	Be	Al	Mn	Zn	Cr	Ga	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	Ag	Hg	Pd	Pt	Au
E°(V)	-3,095	-2,925	-2,866	-2,714	-2,363	-1,847	-1,662	-1,180	-0,723	-0,744	-0,529	-0,400	-0,402	-0,277	-0,250	-0,136	-0,126	0,000	+0,337	+0,799	+0,854	+0,887	+1,200	+1,498



Obr. 4 – Zn poločlánek

Co je to chemická aktivita?

Chemická aktivita je veličina, která by správně měla být používána místo koncentrace např. při výpočtech týkajících se chemických rovnováh nebo kinetických výpočtech (reakční rychlost, atd.). Chemická aktivita zohledňuje různou míru interakce molekul (např. rozpuštěné látky a rozpouštědla). Velký rozdíl mezi koncentrací a aktivitou je především u koncentrovaných roztoků – např. naměřené pH koncentrovaného roztoku silné kyseliny bude vyšší než odpovídající hodnota vypočtená z koncentrace. U zředěných roztoků se aktivita blíží koncentraci. Proto pro potřeby studentské verze tohoto cvičení chemickou aktivitu nahradíme koncentrací.

Tip 2

Povrch použitých kovových plíšek je třeba očistit tak, aby do kontaktu s elektrolytem přišel skutečně čistý kov. V opačném případě může dojít k situaci (typicky např. u hliníku) kdy místo kovu je v kontaktu s elektrolytem pouze oxid kovu. Měřená hodnota potenciálu je pak samozřejmě zcela jiná.

Tip 3

Další zajímavou možností je vytvoření obdoby Voltova článku. K tomu využijeme filtrační papír navlhčený roztokem kyseliny sírové. Potřebovat budeme více měděných a zinkových plíšek o rozměrech asi 3 × 3 cm. Z plíšků sestavíme sendvič: [měděný plíšek – filtrační papír – zinkový plíšek] [měděný plíšek – filtrační papír – zinkový plíšek] [měděný plíšek – filtrační papír – zinkový plíšek] (v hranatých závorkách je vždy jeden článek.). Napětí měříme vždy mezi koncovým a prvním plíškem. Studenti tak zjistí, že s každým přidáním článku napětí vzroste o stejný díl – články jsme propojili do série.

Slovníček pojmů

REDOXNÍ REAKCE
ELEKTROLYT
ELEKTRODA
ELEKTRODOVÝ POTENCIÁL
GALVANICKÝ ČLÁNEK
Viz pracovní list (učitel).

Přehled pomůcek

- počítač s USB portem
- 1 × PASPORT USB Link (Interface) nebo 1 × Xplorer
- PASPORT napěťový sensor nebo chemický multisensor
- software DataStudio
- chlorid měďnatý (roztok o $c=1$ mol/l)
- chlorid zinečnatý (roztok o $c=1$ mol/l)
- chlorid draselný (roztok o $c=1$ mol/l)
- kovové plíšky – Cu, Zn, Ag
- kyselina sírová (10%)
- jablko (nebo citron)
- kádinka 150 ml (4 ks)
- U trubice
- dva smotky vaty nebo buničiny
- filtrační papír
- pipeta s balónkem, 2 ml
- Petriho miska
- *pracovní návod*
- *pracovní list*
- *ochranné pracovní pomůcky*

Propojení elektrolytů provedeme pomocí solného můstku (vodič druhého řádu) a k vodivému spojení elektrod použijeme klasické metalické vodiče (vodiče prvního řádu).

Po zapojení článku do elektrického obvodu probíhají uvnitř článku reakce, kterými se postupně spotřebovává elektrická energie 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**, jinak také akumulátory).

S využitím hodnot standardních elektrodoových potenciálů můžeme snadno vypočítat elektromotorické napětí našeho galvanického článku, který získáme propojením našich dvou poločlánků s měděnou a zinkovou elektrodou (předpokladem je přibližně jednotková aktivita roztoků). Konkrétně tedy:

$$U_e = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 \quad (\text{rovnice 1.3}).$$

Celkově můžeme děj charakterizovat rovnicí:



Při průchodu elektrického proudu článkem se ale projeví vnitřní odpor článku. Vnitřní odpor R_i má za následek snížení napětí článku na svorkové napětí U :

$$U = U_e - R_i I \quad (\text{rovnice 1.4}),$$

kde U_e je elektromotorické napětí, I je elektrický proud (při vyšším zatížení – vyšším proudu – se napětí článku sníží více).

Na stejném, nebo velice podobném principu, je založena celá řada galvanických článků, které dnes a denně používáme v celé řadě elektrických zařízení.



Obrázek 5 – různé druhy baterií

Motivace studentů

Pojem galvanický (elektrochemický) článek není studentům zajisté tak známý jako termín „baterie“. Můžeme tedy začít záladnou otázkou, zda u sebe nějaký takovýto článek mají, případně, zda si svůj život dokáží bez galvanických článků představit.

Jakmile se pojmy vyjasní, je možné nechat studenty vyjmenovat zařízení, ve kterých jsou galvanické články použity a bez nichž by byly nefunkční. Následně je možné uvést několik základních typů článků (vhodné je některé z nich donést a ukázat). Studenti by z nich měli zjistit uvedenou hodnotu napětí. Zeptáme se, čím je vlastně konkrétní hodnota napětí dána a jak je možné docílit různého napětí. Potom přejdeme k zadání laboratorní úlohy.

Doporučený postup

1. Každá pracovní skupina obdrží „pracovní návod“ a každý student dostane „pracovní list“. Studenti si nejprve přečtou návod a teprve pak začnou s přípravou vlastního experimentu.
2. Dopoučujeme, aby každý člen pracovní skupiny dostal svůj specifický úkol. Pro tříčlennou skupinu například:
 - *student 1* – vedoucí týmu – ručí za to, že skupina bude při práci postupovat podle pracovního návodu, koordinuje vyplňování pracovních listů a vyplněné pracovní listy vybírá (každý student si vyplní svůj pracovní list),
 - *student 2* – připraví kádinky odpovídající velikosti, odebere připravené roztoky a připraví vzorky kovů (kovové plíšky),
 - *student 3* – zodpovídá za přípravu systému PASCO k měření napětí (spuštění PC a SW Data-Studio, kontrola připojení odpovídajícího čidla, ověření funkčnosti čidla, ...).
3. Připojte zařízení přes USB rozhraní k počítači (viz obr. 6).



Obrázek 6

💡 Tip 4

Pokud nemáte k dispozici „U trubici“, je možné vytvořit solný můstek mezi kádinkami z několikrát přeloženého proužku filtračního papíru. Proužek necháme v Petriho misce nasát roztokem chloridu draselného, ohneme ho do tvaru U a použijeme ho stejným způsobem jako „U trubici“.



4. Vyberte odpovídající soubor DataStudia (**06_galvanicke_clanky.ds**) a pokračujte podle postupu uvedeného v „pracovním návodu“.

Příprava úlohy

Nechte studenty vyplnit slovníček pojmů a přípravnou část úlohy v „pracovním listu“. Pokud máme cvičení koncipováno jako jednohodinové, je třeba zvolit první nebo druhou část praktického cvičení – **konstrukce Daniellova článku**, nebo **elektrody z různých kovů**.

Zjistěte, jak studenti přípravnou část úlohy vypracovali.

Materiály pro studenty

„Pracovní návod“ postupně provede studenty („krok za krokem“) celou úlohou.

„Pracovní list“ slouží studentům k zaznamenání získaných dat, jejich analýze a pochopení.

Záznam dat

Postup při zaznamenávání dat je popsán v „pracovním listu“. Upozorněte studenty na to, že před vlastním započítáním měření je třeba úloze opravdu porozumět.

Analýza dat

Naměřená data použijí studenti ke zodpovězení otázek v „pracovním listu“.

Upozorněte studenty na souhrnné otázky. V učitelské verzi pracovního listu jsou uvedeny typické odpovědi studentů.

Syntéza a závěr

Po skončení experimentální činnosti shrneme získané poznatky o galvanických člancích a v nich probíhajících redoxních dějích. V této části využijeme řadu napětí kovů, která je uvedena v rámci pracovního návodu i se standardními elektrodoými potenciály.

Studenti zapíší jednotlivé elektrodové děje a spočítají teoretické napětí na svorkách článku (pouze z hodnot standardních potenciálů). To následně porovnájí s naměřenými hodnotami. Protože při výpočtu vycházíme ze standardních elektrodoých potenciálů, budou se vypočtené hodnoty od reálné naměřené hodnoty různě vzdalovat. Studenti odvodí, že se jedná o vliv elektrolytu, který představuje, ať už při použití kyseliny sírové nebo dokonce „jablka“, zcela jiné podmínky než při měřené standardních elektrodoých potenciálů. Jiná situace je u Daniellova článku, kde se naše experimentální podmínky blíží teorii (1 M roztoky použitých solí). Zde naměřené napětí prakticky odpovídá teoreticky vypočtené hodnotě.

Hodnocení

(Viz dříve uvedené cíle.)

- Sestavili a použili studenti laboratorní zařízení správně?
- Postupovali korektně podle pracovního postupu?
- Pochopili studenti princip konstrukce a funkce galvanických článků?
- Odpovídá hodnota experimentálně zjištěného napětí teorii?
- Jsou studenti schopni zdůvodnit případné rozpory mezi teoretickým a skutečným výsledkem?
- Vypracovali studenti správně své pracovní listy?

Tip 5

I když je v závěrečné tabulce uvedeno jen několik různých kombinací kovů, nic nebrání tomu, aby studenti kovové elektrody libovolně kombinovali mezi sebou. Zjištěné hodnoty však mohou být někdy překvapivé (zejména pokud se jako elektrolyt použije např. jablko nebo citrón) a budou teoreticky vypočteným hodnotám dosti vzdálené.



Pasco zdroje

Na stránkách www.pasco.com a www.pasco.cz naleznete řadu dalších zdrojů.



Internetové odkazy

Elektrochemie

<http://en.wikipedia.org/wiki/Electrochemistry>

Galvanické články

http://en.wikipedia.org/wiki/Galvanic_cell

http://cs.wikipedia.org/wiki/Galvanický_článek

Daniellův článek – historie

http://en.wikipedia.org/wiki/Daniell_cell

Baterie a jejich charakteristika

[http://en.wikipedia.org/wiki/Battery_\(electricity\)](http://en.wikipedia.org/wiki/Battery_(electricity))



CHEMIE

laboratorní cvičení č. 6

6

• CHEMIE

Galvanické články (návod)

Zadání úlohy

1. Zkonstruuje obdobu Daniellova galvanického článku, prostudujte princip jeho fungování a zjistěte jaké napětí nám poskytuje.
2. Otestujte různé kombinace kovů při sestavení dalších jednoduchých galvanických článků.

Pomůcky

- počítač s USB portem
- 1 × PASPORT USB Link (Interface) nebo 1 × Xplorer
- PASPORT napěťový sensor nebo chemický multisensor
- software DataStudio
- chlorid měďnatý (roztok o $c=1$ mol/l)
- chlorid zinečnatý (roztok o $c=1$ mol/l)
- chlorid draselný (roztok o $c=1$ mol/l)
- kovové plíšky – Cu, Zn, Ag
- kyselina sírová (10%)
- jablko nebo citron
- kádinka 150 ml (4 ks)
- U trubice
- dva smotky vaty nebo buničiny
- filtrační papír
- pipet s balónkem, 2 ml
- Petriho miska
- *pracovní návod*
- *pracovní list*
- *ochranné pracovní pomůcky*

PRACOVNÍ NÁVOD



Bezpečnost práce

Pracujte pečlivě a v souladu s pracovním návodem. Většina chemikálií v tomto praktickém cvičení je zdraví škodlivá. Dbejte zvýšené opatrnosti a s chemikáliemi zacházejte vždy dle instrukcí pedagoga. Nikdy nepipetujte ústy (vždy používejte balónek). V laboratoři používejte ochranné brýle, plášť a případně další pomůcky v souladu se správnou laboratorní praxí.

Teoretický úvod

První elektrochemický článek jako zdroj elektrického proudu sestavil v roce 1800 Alessandro Guiseppe Antonio Anastasio Volta. Jednalo se o galvanický článek tvořený několika sériově zapojenými elektrochemickými články se zinkovou a měděnou elektrodou. Skládal se z navrstvených kovových plíšků, proložených plátky kůže, které byly nasáknuty okyseleným roztokem.

Po spojení „pólů“ vodiči jimi procházel elektrický proud. Volta takto přesvědčivě dokázal neudržitelnost představ zastánců živočišné elektřiny, kteří tvrdili, že v Galvaniho pokusech je zdrojem proudu „živočišná elektřina“.

Volta pocházel z italské šlechtické rodiny a je znám především jako fyzik proslulý svými objevy v oboru elektřiny. Mimo elektrochemický článek vynalezl například zařízení produkující statickou elektřinu a kondenzátor. Podle něho byla pojmenována jednotka udávající velikost napětí – volt [V].

Jak dává název tušit, problematika galvanických článků je nepřímo spjata s osobou Luigiho Galvaniho. Luigi Galvani byl Voltovým současníkem a působil na boloňské univerzitě jako profesor lékařství. Byl prvním fyziologem, který zkoumal elektrické jevy při pohybech svalů. Zjistil, že svaly se stahují, když se jich dotýká obloukem z částmi ze dvou různých kovů. Tento fyziologický jev dostal název „galvanismus“. Galvani se domníval, že objevil zvláštní druh elektřiny – „živočišnou elektřinu“, elektrické fluidum, které nervy roznášejí do svalů, přičemž svaly samotné tuto elektřinu i generují. Alessandro Volta, velký oponent Galvaniho, byl přesvědčen, že uvedený jev má fyzikální



Voltaův sloup



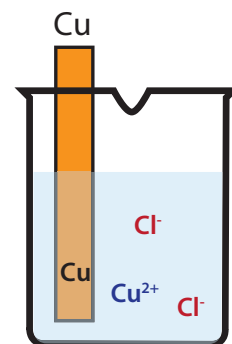
Volta (vlevo) a Galvani (vpravo)

základ, a že jeho zdrojem a příčinou je chemická reakce dvou kovů. Dokázat tuto svou koncepci se nakonec Voltovi podařilo, a to právě sestrojením prvního elektrochemického článku – Voltova sloupu.

Jakým způsobem tedy napětí v článku vzniká? Elektromotorické napětí v galvanickém článku vzniká z rozdílu potenciálů na elektrodách, elektrické potenciály jsou důsledkem chemických reakcí mezi elektrodami a elektrolytem.

Abychom uvedené formulaci lépe porozuměli, popíšeme si konstrukci a funkci jednoho z elektrochemických článků – Daniellova článku.

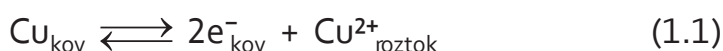
V kádince máme roztok měďnaté soli a do tohoto roztoku umístíme měděný plíšek – měděnou elektrodu. Situace je znázorněna na obrázku A vpravo.

roztok CuCl_2

A

Cu poločlánek

Tím, že umístíme kovový plíšek (dále ho již budeme označovat termínem „elektroda“), do elektrolytu (v našem případě roztoku iontů stejného kovu), dojde na rozhraní k ustavení redoxní rovnováhy mezi Cu a Cu^{2+} – označované jako **elektrodová rovnováha**. Rovnováhu můžeme popsat takto:



Výše uvedená rovnice popisuje tzv. **elektrodový děj**. Tím jsme sestrojili první poločlánek. Ustálená rovnováha je příčinou vzniku potenciálového rozdílu mezi kovem a roztokem. Tomuto potenciálovému rozdílu říkáme **elektrodový potenciál**, což je vlastně **rovnovážné napětí článku**. Abychom mohli zjistit velikost napětí na tomto poločlánku musíme ho propojit s druhým poločlánkem a měřit napětí mezi nimi. V ideálním případě by druhý poločlánek měl mít nulový potenciál. Pak bychom mohli přímo zjistit potenciál poločlánku charakterizovaného reakcí 1.1. Tento požadavek splňuje standardní vodíková elektroda, která je jednou z možných **referentních elektrod**.

Elektrodový potenciál s ustálenou redoxní rovnováhou popisuje Nernstova rovnice:

$$E_{\text{ox/red}} = E^0_{\text{ox/red}} + \frac{RT}{zF} \ln \frac{c_{\text{ox}}}{c_{\text{red}}} \quad (\text{rovnice 1.1}),$$

kde R (molární plynová konstanta (8,314 J/K·mol)) a F (Faradayova konstanta (96485 C/mol)) jsou konstanty, T je teplota (v kelvinech), z je počet elektronů vyměněných při redoxním ději, c_{ox} a c_{red} jsou koncentrace oxidované a redukované formy a E^0 je **standardní elektrodový potenciál**.

Pro náš konkrétní případ s mědí a měďnatými ionty bude výsledná rovnice následující:

$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} + \frac{RT}{zF} \ln c_{\text{Cu}^{2+}} \quad (\text{rovnice 1.2}).$$

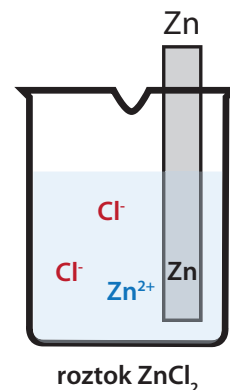
Koncentrace redukované formy (c_{Cu}) jako pevné látky je jednotková, proto se nám pravá strana rovnice 1.2 oproti rovnici 1.1 zjednodušila.

Za předpokladu, že i koncentrace měďnatých iontů je jednotková (1 mol/l), je elektroodový potenciál roven standardnímu potenciálu:

$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0$$

To samé uděláme s druhou kádinkou, s tím rozdílem, že v kádince bude roztok zinečnaté soli a použita bude zinková elektroda. Situace je znázorněna na obrázku B vpravo.

Standardní elektroodové potenciály pro různé látky jsou uvedeny v chemických tabulkách. Také známá řada napětí kovů (Beketova řada napětí) reflektuje hodnoty elektroodových potenciálů jednotlivých kovů.

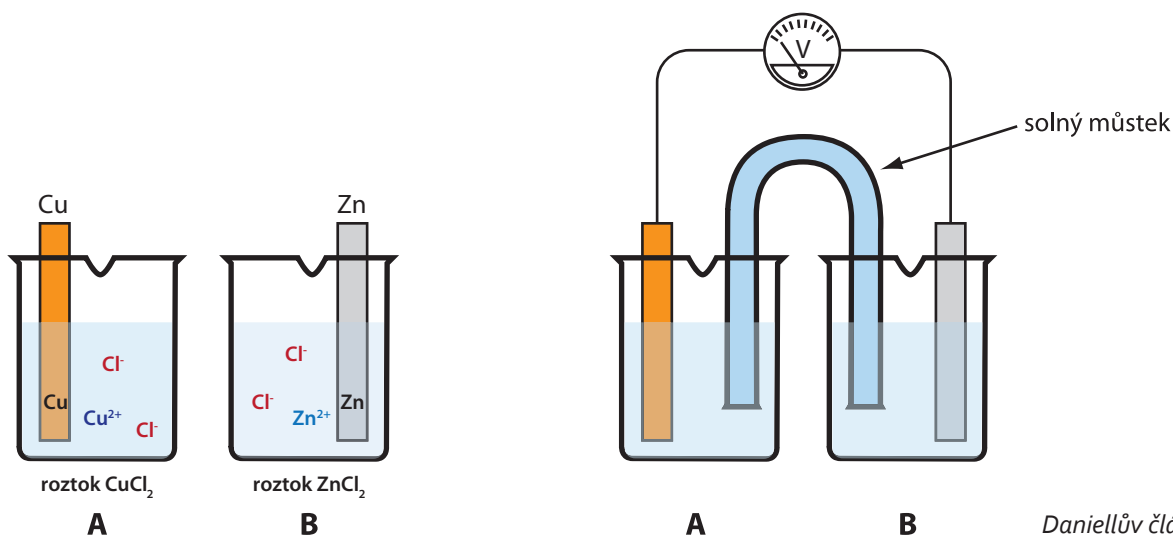
roztok ZnCl₂**B**

Zn poločlánek

Řada napětí kovů (standardní elektroodové potenciály, kyselý roztok)

ox.	Li ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Be ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Ga ³⁺	Fe ²⁺	Cd ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	2H	Cu ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pd ²⁺	Pt ²⁺	Au ³⁺
red.	Li	KC	aN	aM	g	Be	Al	Mn	Zn	Cr	Ga	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	Ag	Hg	Pd	Pt	Au
E ⁰ [V]	-3,045	-2,925	-2,866	-2,714	-2,363	-1,847	-1,662	-1,180	-0,723	-0,744	-0,529	-0,400	-0,402	-0,277	-0,250	-0,136	-0,126	0,000	+0,337	+0,799	+0,854	+0,987	+1,200	+1,498

Zatím máme dva poločlánky. Jak z nich udělat článek? Propojení elektrolytů poločlánků provedeme pomocí solného můstku (vodič druhého řádu) a k vodivému spojení elektrod použijeme klasické metalické vodiče (vodiče prvního řádu).



Daniellův článek

Celkově můžeme probíhající děje charakterizovat rovnicí:



Po zapojení článku do elektrického obvodu probíhají uvnitř článku reakce, kterými se postupně spotřebovává elektrická energie 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**, jinak také akumulátory).

S využitím hodnot standardních elektrodoých potenciálů můžeme snadno vypočítat **elektromotorické napětí** galvanického článku, který jsme získali propojením našich dvou poločlánků s měděnou a zinkovou elektrodou (předpokladem je přibližně jednotková koncentrace roztoků). Konkrétně tedy:

$$U_e = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 \quad (\text{rovnice 1.3}).$$

Při reálném průchodu elektrického proudu článkem se projeví také vnitřní odpor článku. Vnitřní odpor R_i má za následek snížení elektromotorického napětí článku na **svorkové napětí** U :

$$U = U_e - R_i I \quad (\text{rovnice 1.4}),$$

kde U_e je elektromotorické napětí, I je elektrický proud (při vyšším zatížení – vyšším proudu – se napětí článku sníží více).

Na stejném, nebo velice podobném principu, je založena celá řada galvanických článků, které dnes a denně používáme v celé řadě elektrických zařízení.



Různé druhy baterií

1. **V následujícím praktickém cvičení zkonstruujete obdobu Daniellova galvanického článku.**
2. **Prostudujte princip jeho fungování.**
3. **Zjistíte jaké napětí nám poskytuje.**
4. **Otestujete různé kombinace kovů při sestavení dalších jednoduchých galvanických článků.**

Příprava úlohy (praktická příprava)

Postup práce

Nejprve zpracujte slovníček a teoretickou přípravu na „pracovním listě“ a teprve potom začněte pracovat v laboratoři.

Nastavení HW a SW

1. Připojte napěťové čidlo nebo chemický multisenzor přes USB rozhraní (PASSPORT USB interface nebo Xplorer) k počítači. Tím se automaticky otevře konfigurační dialog.



2. Vyberte a otevřete odpovídající konfigurační soubor DataStudia

06_galvanicke_clanky.ds

Poznámka: Konfigurační soubory automaticky otevřou potřebná okna a nastaví výchozí parametry. V této úloze budete měřit pouze napětí, případné automatické přidání dalších čidel z multisenzorového řešení nebudeme potvrzovat.

Příprava měření

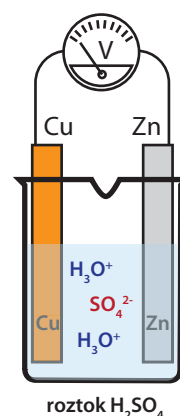
1. Před započítím práce si přečtěte celý „pracovní návod“.
2. Příprava elektrolytů:
 1. Do tří 150 ml popsaných kádinek (A, B, C) si odlejeme následující roztoky:
 - a) **Kádinka A** – 75 ml roztoku chloridu měďnatého ($c = 1 \text{ mol/l}$)
 - b) **Kádinka B** – 75 ml roztoku chloridu zinečnatého ($c = 1 \text{ mol/l}$)
 - c) **Kádinka C** – 100 ml roztoku chloridu draselného ($c = 1 \text{ mol/l}$)
 - II. Do čtvrté kádinky (**kádinka D**) si odlejeme 50 ml 10% roztoku H_2SO_4 (pouze pokud nebudete v druhé části používat jablko či citrón).
3. Příprava kovových plíšků:
 1. Pokud nejsou kovové plíšky, které máme k dispozici, dostatečně čisté, požádáme učitele o jejich očištění, případně postupujeme dle jeho instrukcí (u neušlechtilých kovů, jako Zn a Al, můžete použít HCl, u Cu a Ag použijeme HNO_3). Očištění můžeme provést také mechanicky jemným smirkovým papírem. I když plíšky vypadají čistě, je vhodné je odmastit (např. hadříkem namočeným do ethanolu, butanolu, ap.).

4. Sestavení Daniellova článku:

- I. Připravíme si kádinky **A** a **B**.
- II. Obsah **kádinky C** přelijeme do **U trubice** tak, že bude zcela naplněná.
- III. Připravíme si **dva** dostatečně velké **smotky vaty** (nebo buničiny) a opatrně je pomalu vsuneme do otevřených konců U trubice. Smotky vaty ponecháme lehce přes okraje trubice. V případě potřeby můžeme roztokem z kádinky C ovlhčit smotky vaty také z vnějšku. Postupujeme tak, aby nám v U trubici nikde nevzniknula bublina.
- IV. **U trubici** obrátíme obloukem nahoru a vsuneme do kádinek tak, že jedno z ramen je ponořeno v kádince A a druhé v kádince B. Tím jsme zrealizovali **solný můstek**.
- V. Do **kádinky A** vložíme **měděný plíšek** (měděnou elektrodu) s jedním připojeným vodičem k voltmetru (napěťovému čidlu)
- VI. Do **kádinky B** vložíme **zinkový plíšek** (zinkovou elektrodu) s druhým připojeným vodičem k voltmetru (napěťovému čidlu).
- VII. Tím je **článek sestaven** a můžeme přejít k vlastnímu měření.

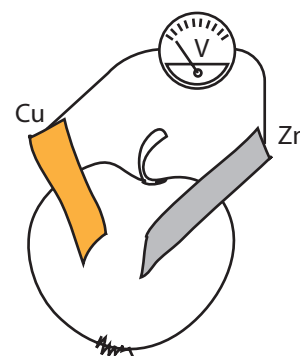
5. Rychlé sestavení článků s využitím různých kovů:

- I. Varianta s roztokem kyseliny sírové jako elektrolytem
 - a) Na svorky voltmetru (napěťového čidla) připojíme kombinaci dvou různých plíšků kovů (elektrod) podle tabulky v pracovním listě.
 - b) Oba plíšky vložíme současně do **kádinky D**, a to tak, aby se navzájem nedotýkaly.
 - c) Tím je **článek sestaven** a můžeme přejít k vlastnímu měření.
 - d) Po zjištění napětí takto setaveného článku změním kombinaci kovů a celý pokus zopakujeme.











II. Varianta s jablkem nebo citrónem:

- a) V buňkách je rozpuštěna celá řada různých látek. Takto vzniklý roztok obsahuje řadu iontů a tím pádem se také jedná o elektrolyt.
- b) Na svorky voltmetru (napěťového čidla) připojíme kombinaci dvou různých plíšků kovů (elektrod) podle tabulky v pracovním listě.
- c) Oba plíšky zapíchneme do **jablka** nebo **citrónu**, a to tak, aby byly asi 0,5 cm od sebe a navzájem se nedotýkaly. Dosahovat by měly alespoň 1 cm pod povrch.
- d) Tím je **článek sestaven** a můžeme přejít k vlastnímu měření.
- e) Po zjištění napětí takto setaveného článku změním kombinaci kovů a celý pokus zopakujeme.







Vlastní měření (záznam dat)

1. Daniellův článek:

- I. Pokračujte pouze pokud máte řádně sestavený galvanický článek (viz příprava měření).
- II. Zaznamenávání dat zahajte kliknutím na tlačítko **Start** ( Start ).
 - Tlačítko **Start** ( Start ) se změní na tlačítko **Keep** ( Keep ). V prvním řádku tabulky „Napětí vs. pokus č.“ se zobrazí hodnota čísla pokusu (1) a odpovídající hodnota napětí. Na číslicovém displeji se zobrazí změřená hodnota napětí.
- III. Kliknutím na tlačítko **Keep** ( Keep ) zaznamenejte hodnotu napětí prvního článku.
- IV. Přejděte k „rychle sestaveným článkům“ a pokračujte v jejich proměření.

2. Rychle sestavené články:

- I. K voltmetru připojíme jednu z variant rychle sestaveného článku.
- II. Ve druhém řádku tabulky „Napětí vs. pokus č.“ se zobrazí hodnota čísla pokusu (2) a odpovídající hodnota napětí. Na číslicovém displeji se zobrazí změřená hodnota napětí.
- III. Kliknutím na tlačítko **Keep** ( Keep ) zaznamenejte hodnotu napětí článku.
- IV. Článek odpojte a připojte další kombinaci elektrod (kovových destiček).
- V. Pokračujte dál od bodu č. 2.II stejným způsobem tak dlouho, až vyplníte odpovídající tabulku v pracovním listě.
- VI. Po proměření všech článků ukončete záznam dat pomocí tlačítka **Stop** ( Stop ).

Analýza naměřených dat

1. S využitím naměřených hodnot napětí doplňte tabulku v pracovním listu.
 - I. Zaznamenejte hodnotu naměřeného napětí pro Daniellův článek.
 - II. Zaznamenejte hodnoty naměřeného napětí pro ostatní články.
 - III. Označte kombinaci kovů, která poskutnula největší napětí.
 - IV. Doplněte teoretické hodnoty vypočtené ze standardních elektrodoých potenciálů.
2. Své výsledky v **DataStudios** uložte (nabídka **File** → **Save Activity As...**) na místo, které máte vyhrazeno k ukládání svých souborů.
3. Odpovězte na otázky v pracovním listu.
4. Dle instrukcí učitele uklidte své pracovní místo.

CHEMIE

laboratorní cvičení č. 6

6

• CHEMIE

**Galvanické články
pracovní list (učitel)****Slovníček pojmů**

S využitím dostupných zdrojů vysvětlíte následující pojmy:

**Redoxní reakce:**

Chemické reakce, při nichž dochází k předání elektronů mezi prvky, a tím pádem ke změně jejich oxidačních čísel.

Elektrolyt:

Elektrolyty jsou roztoky nebo taveniny, které vedou elektrický proud. Vznikají obvykle rozpuštěním iontových sloučenin v polárních rozpouštědlech. V elektrolytech nepřenášejí el. proud elektrony jako u kovů (vodičů I. řádu), ale ionty. Vodivost elektrolytů je nižší než u kovů. Elektrolyty jsou označovány jako vodiče II. řádu.

Elektroda:

Elektrodou, v užším slova smyslu, nazýváme vodič prvního řádu (kov) ponořený do elektrolytu, kterým je do roztoku elektrolytu přiváděn nebo odváděn elektrický náboj.

Anoda:

Jako anodu označujeme elektrodu, na které dochází k oxidaci.

Katoda:

Jako katodu označujeme elektrodu, na které dochází k redukci.

Elektrodový potenciál:

Elektrodový potenciál je potenciál (napětí) vznikající na základě potenciálového rozdílu mezi kovem a roztokem elektrolytu.

Galvanický článek:

Galvanický článek je zdroj elektrické energie sestavený ze dvou elektrochemických poločlánků. Skládá se ze dvou okruhů. Vnitřní okruh je tvořen dvěma kovy, které nejsou navzájem v přímém kontaktu a elektrolytovým systémem. Vnější okruh je pak tvořen metalickými vodiči a spotřebičem (např. měřícím zařízením).

Teoretická příprava úlohy

1. K čemu slouží galvanické články a s jakými konkrétními typy se dnes můžeme nejčastěji setkat?

Galvanické články jsou zdrojem elektrické energie pro různá „přenosná“ zařízení. Označují se jako tzv. baterie. Nejlevnější baterií je suchý článek (Leclancheův článek). Další běžnými typy jsou např.: alkalický článek, lithiový článek (Li-ion), olovený akumulátor, nikl-kadmiový článek, nikl-metalhydridový článek (Ni-MH) a další.

2. Jaký je rozdíl mezi primárním a sekundárním typem článku? Který z nich je ve vašem mobilním telefonu?

V případě primárního článku je jeho vybití nevratné (napětí článku se po vybití nedá obnovit). U sekundárních článků, neboli akumulátorů je možné článek připojením zdroje stejnosměrného proudu znovu nabít (tzv. dobíjecí baterie). V mobilních telefonech se dnes nejčastěji používá Li-ion článků, které patří mezi sekundární a mají dostatečně dlouhou životnost (vydrží značné množství nabíjecích cyklů) i kapacitu.

3. Co můžeme vyvodit z řady napětí kovů? Jaké vlastnosti mají kovy stojící napravo od vodíku a jaké kovy které jsou od vodíku nalevo? A co vzájemná pozice kovů?

Řada napětí kovů nám umožňuje porovnat redoxní vlastnosti jednotlivých kovů. Čím více nalevo kov stojí, tím silnější redukční vlastnosti má (je silnějším redukčním činidlem). Platí, že kov s nižší hodnotou potenciálu je schopen vytěsnit z roztoku kov s vyšší hodnotou potenciálu. Jinak řečeno, kov stojící nalevo od jiného kovu je schopen tento kov vytěsnit z roztoku. Kovy stojící nalevo od vodíku označujeme jako neušlechtilé (mají záporný potenciál a jsou schopny vytěsnit vodík z roztoku). Kovy stojící napravo od vodíku jsou tzv. kovy ušlechtilé (mají kladný potenciál a nevytěsní vodík z roztoku). Kationty ušlechtilých kovů se velice snadno redukují na elementární kov, proto jsou roztoky těchto iontů oxidačními činidly.

4. S využitím řady napětí kovů posuďte průběh následujících reakcí.

- Do roztoku železnatých iontů ponoříme měděný hřebík:

$$\text{Fe}^{2+} + \text{Cu} \longrightarrow \text{Fe} + \text{Cu}^{2+}$$
- Do roztoku měďnatých iontů ponoříme železný hřebík:

$$\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \longrightarrow \text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$$

V prvním případě reakce probíhat nebude. Tuto skutečnost můžeme zdůvodnit tím, že měď stojí v řadě napětí kovů napravo od železa. Není tedy možné aby měď vytěsnila železo z roztoku. Ve druhém případě reakce probíhat bude a železo se pokryje vrstvičkou mědi. Železo stojí nalevo od mědi a tím pádem může vytěsnit měď z roztoku.

5. Zapište Nernstovu rovnici vyjadřující elektrodový potenciál pro poločlánek složený ze zinkové elektrody ponořené do roztoku zinečnatých kationtů.

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 + \frac{RT}{zF} \ln c_{\text{Zn}^{2+}}$$

Za předpokladu, že koncentrace zinečnatých iontů je jednotková (1 mol/l), je elektrodový potenciál roven standardnímu potenciálu:

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0$$

6. Z hodnot standardních elektrodových potenciálů můžeme vypočítat elektromotorické napětí galvanického článku podle následující rovnice:

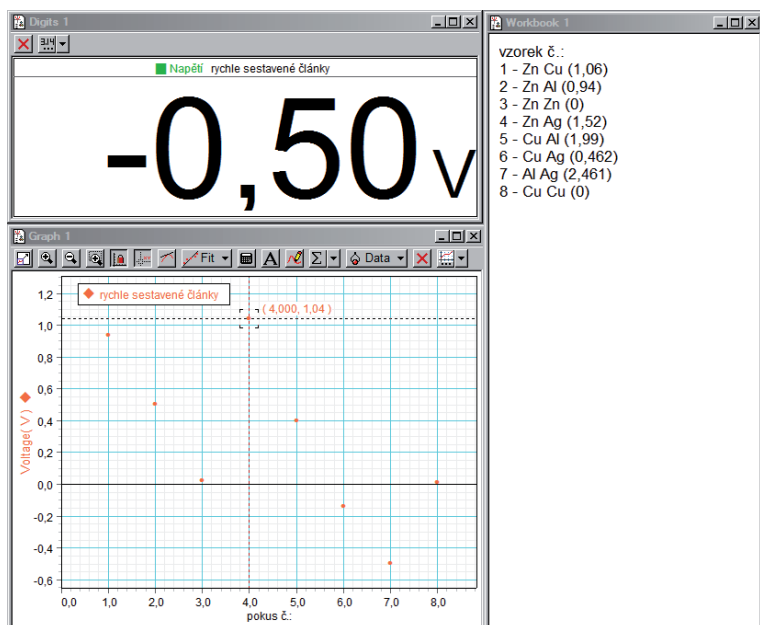
$$U_e = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0$$

Můžeme tento způsob výpočtu použít vždy nebo je jeho použití omezeno?

Výpočet elektromotorického napětí článku je tímto způsobem možný pouze za předpokladu, že koncentrace (resp. aktivita) zinečnatých i měďnatých iontů v elektrolytech je jednotková.

Vizualizace naměřených dat

1. Do připravené tabulky v části „Vyhodnocení naměřených dat“ zaznamenejte všechny naměřené hodnoty napětí různých článků.
2. Zaneste naměřené hodnoty napětí do grafu, kde na ose x bude číslo experimentu a na ose y hodnota naměřeného napětí.



Poznámka:

K získání uvedených hodnot byla použita varianta využívající jablko jako elektrolyt. Výsledná hodnota je závislá na konkrétním použitém jablku (zralost, odrůda, skladování, ...). Ve vašem případě se jednotlivé hodnoty mohou dosti lišit.

Vyhodnocení naměřených dat

1. Doplňte následující tabulku:

Experiment číslo	1. elektroda	2. elektroda	Elektrolyt	Zjištěné napětí [V]	Vypočtené napětí [V]*
1	Cu	Zn	$\text{Cu}^{2+}/\text{Zn}^{2+}$	1,06	1,06
2	Cu	Zn	„jablko“	0,94	1,06
3	Zn	Zn	„jablko“	0,02	0,00
4	Ag	Zn	„jablko“	1,04	1,52
5	Cu	Ag	„jablko“	0,14	0,46
6	Cu	Cu	„jablko“	0,01	0,00

* Napětí vypočtené z hodnot standardních elektrodoých potenciálů.

2. Zdůvodněte jak je možné, že v případě prvního experimentu (Daniellův článek) se zjištěné a vypočtené napětí článku shoduje, kdežto v ostatních případech jsou hodnoty značně odlišné.

Uvedené rozdíly souvisí s konstrukcí článku - v našem případě jde o složení elektrolytu. V případě Daniellova článku je složení elektrolytů takové, že ustálená rovnováha poločlánků přibližně odpovídá standardním elektrodoým potenciálům. Proto i zjištěná hodnota napětí odpovídá hodnotě vypočtené ze standardních

potenciálů. Pokud ale použijeme jako elektrolyt jablko, máme elektrolyt o složení, které je prakticky nedefinované. Proto jsou také ustálené rovnováhy jiné než v případě odpovídajícím standardním elektrodovým potenciálům, a tím je i hodnota napětí zcela jiná.

Závěr

1. Zápis, který se používá k popisu složení galvanického článku, vypadá takto:



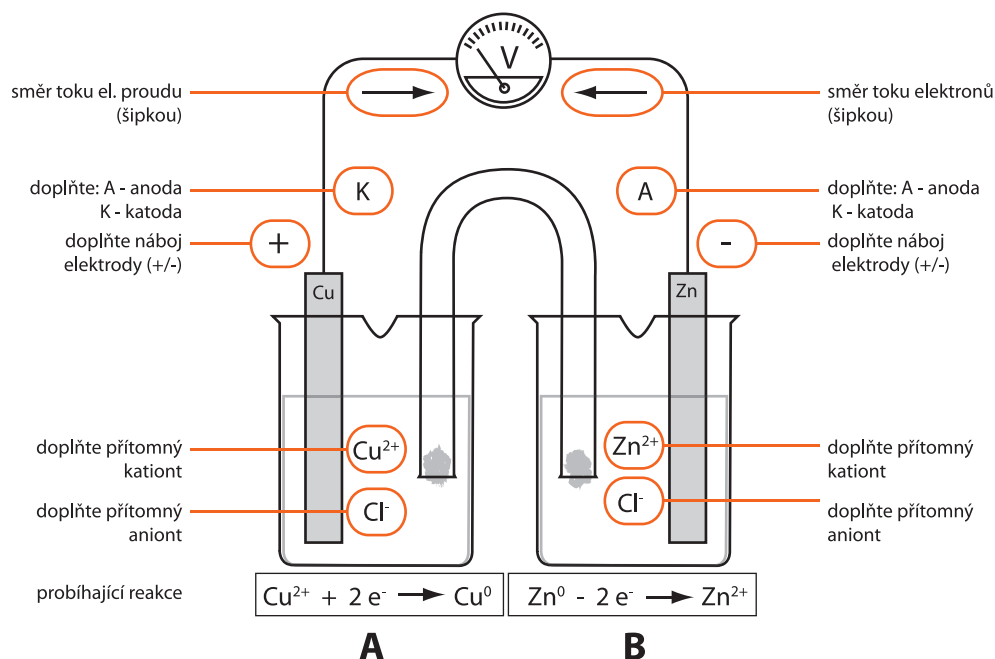
případně ve zjednodušené podobě:



Jakému ze setavených článků tento zápis odpovídá?

Zápis odpovídá Daniellovu článku. (V zápisu není uveden solný můstek.)

2. Na následujícím schématu je zachycen Daniellův článek. Doplňte chybějící údaje.



Na které elektrodě dochází k oxidaci a na které k redukci?

K redukci dochází na katodě a k oxidaci na anodě. Anoda je v případě Daniellova článku záporně nabitou elektrodou a katoda je kladně nabitou elektrodou. To může být překvapivé, protože je celkem zažité, že katoda je záporně nabitá a anoda kladně nabitá. Tato definice ovšem neplatí obecně (platí např. pro elektrolýzu). Námi uvedená definice, která vychází z oxidace a redukce, je obecná a platí vždy.

3. Zapište celkovou reakci, která odpovídá dějům v Daniellovu článku.



4. Co se bude dít s hmotností měděné a zinkové elektrody za předpokladu, že budeme z článku odebírat elektrický proud?

Pokud jsou reakce ve schématu z otázky č. 2 doplněny správně, je zřejmé, že hmotnost Cu elektrody bude růst a hmotnost Zn elektrody bude klesat – elektroda se „rozpouští“.

5. K čemu dojde při úplném vybití galvanického článku?

K úplnému vybití může dojít dvěma základními způsoby. Buďto se spotřebuje celá zinková elektroda, nebo se vyčerpá elektrolyt v prostoru Cu poločlánku (tj. veškeré měďnaté ionty se vyredukují).

6. Proč není vhodné přibít měděný plech pozinkovanými hřebíky?

Není to vhodné protože dojde k velice rychlé korozi. Pokud totiž zaprší (dešťová voda je vzhledem k rozpuštěným látkám – oxid uhličitý, oxid siřičitý a další – také elektrolytem), vznikne článek a dojde k elektrochemické reakci vedoucí k postupnému úbytku zinkové elektrody. Tím se obnaží původní materiál hřebíku (většinou obsahující Fe), který bude dále korodovat na obdobném principu. Pozinkovaný hřebík v tomto případě zkoroduje stejně jako běžný hřebík ocelový. Měděný plech je tedy nejlépe přibíjet měděnými hřebíky.

7. Podle kterého vědce je pojmenován Daniellův článek? Ve kterém století žil, kde působil a proč je jeho článek podstatně známější než Voltův sloup?

John Frederic Daniell působil v Londýně a roku 1831 se stal prvním profesorem chemie na nově založené „King's College London“. Jeho jméno je dnes známo především díky jím vynalezenému galvanickému článku, kterým se zabýváme také v tomto praktickém cvičení. Daniellův článek je totiž podstatně lepším zdrojem elektrického proudu, než byl článek Voltův.

Pracovní list studenta

skupina:.....

jméno:..... třída:..... datum:.....

Slovníček pojmů

S využitím dostupných zdrojů vysvětlete následující pojmy:

Redoxní reakce:

Elektrolyt:

Elektroda:

Anoda:

Katoda:

Elektrodový potenciál:

Galvanický článek:

Teoretická příprava úlohy

1. K čemu slouží galvanické články a s jakými konkrétními typy se dnes můžeme nejčastěji setkat?

2. Jaký je rozdíl mezi primárním a sekundárním typem článku? Který z nich je ve vašem mobilním telefonu?

3. Co můžeme vyvodit z řady napětí kovů? Jaké vlastnosti mají kovy stojící napravo od vodíku a jaké kovy které jsou od vodíku nalevo? A co vzájemná pozice kovů?

4. S využitím řady napětí kovů posuďte průběh následujících reakcí.

- Do roztoku železnatých iontů ponoříme měděný hřebík:
$$\text{Fe}^{2+} + \text{Cu} \longrightarrow \text{Fe} + \text{Cu}^{2+}$$
- Do roztoku měďnatých iontů ponoříme železný hřebík:
$$\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \longrightarrow \text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$$

5. Zapište Nernstovu rovnici vyjadřující elektrodový potenciál pro poločlánek složený ze zinkové elektrody ponořené do roztoku zinečnatých kationtů.

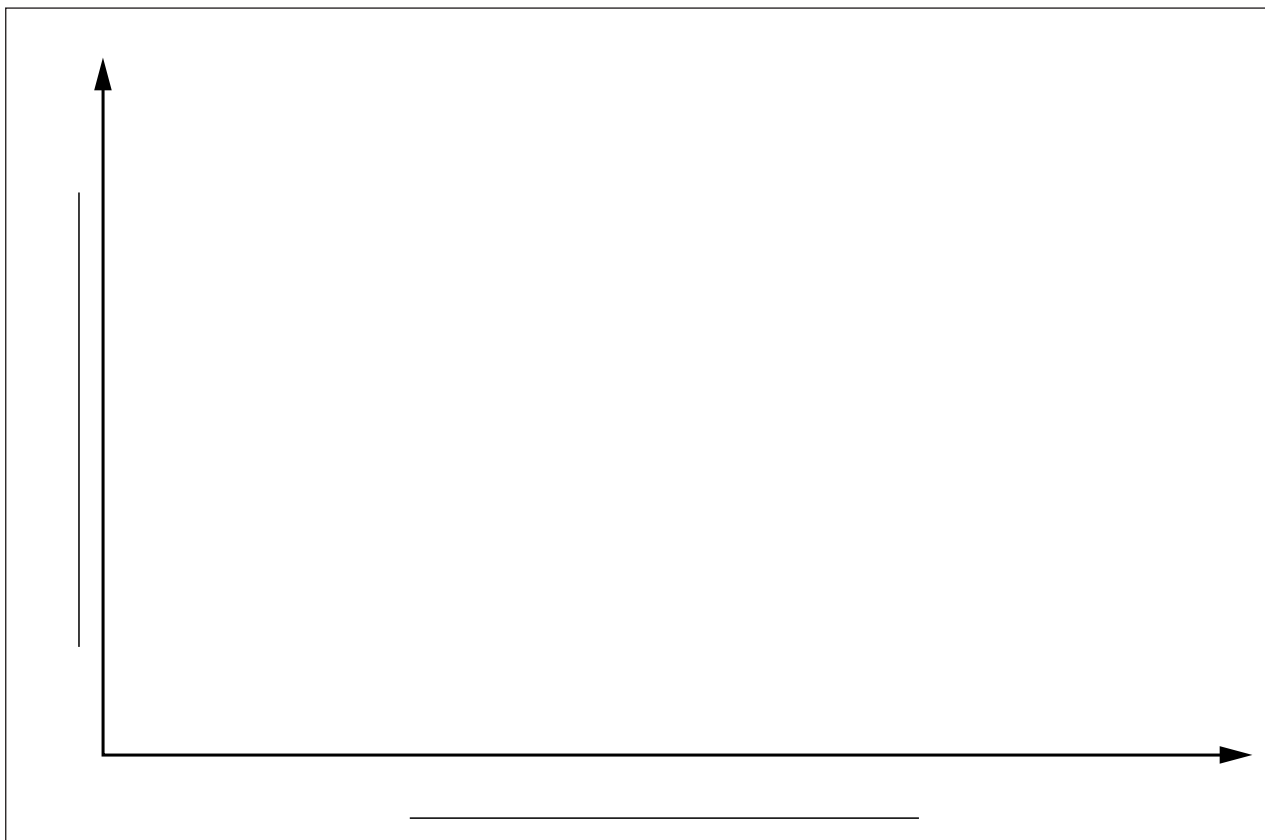
6. Z hodnot standardních elektrodových potenciálů můžeme vypočítat elektromotorické napětí galvanického článku podle následující rovnice:

$$U_e = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0$$

Můžeme tento způsob výpočtu použít vždy nebo je jeho použití omezeno?

Vizualizace naměřených dat

1. Do připravené tabulky v části Vyhodnocení naměřených dat zaznamenejte všechny naměřené hodnoty napětí různých článků.
2. Zaneste naměřené hodnoty napětí do grafu, kde na ose x bude číslo experimentu a na ose y hodnota naměřeného napětí.



Vyhodnocení naměřených dat

1. Doplňte následující tabulku:

Experiment číslo	1. elektroda	2. elektroda	Elektrolyt	Zjištěné napětí [V]	Vypočtené napětí [V]*
1	Cu	Zn	Cu ²⁺ /Zn ²⁺		
2	Cu	Zn			
3	Zn	Zn			
4	Ag	Zn			
5	Cu	Ag			
6	Cu	Cu			

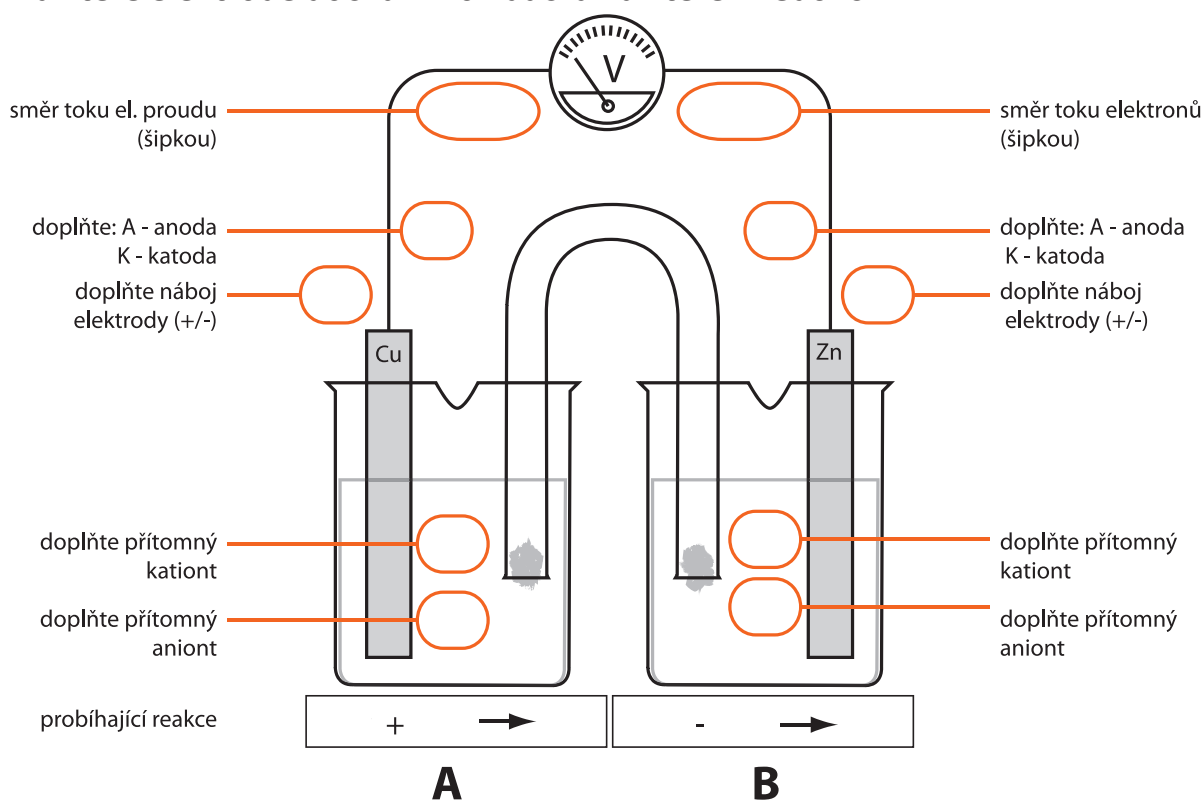
* Napětí vypočtené z hodnot standardních elektrodoých potenciálů.

2. Zdůvodněte jak je možné, že v případě prvního experimentu (Daniellův článek) se zjištěné a vypočtené napětí článku shoduje, kdežto v ostatních případech jsou hodnoty značně odlišné.

Závěr

1. Zápis, který se používá k popisu složení galvanického článku, vypadá takto:
 $\text{Zn(s)} \mid \text{ZnCl}_2(\text{aq}) \parallel \text{CuCl}_2(\text{aq}) \mid \text{Cu(s)}$,
 případně ve zjednodušené podobě:
 $\text{Zn(s)} \mid \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) \parallel \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \mid \text{Cu(s)}$.
 Jakému ze setavených článků tento zápis odpovídá?

2. Na následujícím schématu je zachycen Daniellův článek. Doplňte chybějící údaje. Na které elektrody dochází k oxidaci a na které k redukci?



3. Zapište celkovou reakci, která odpovídá dějům v Daniellovu článku.

4. Co se bude dít s hmotností měděné a zinkové elektrody za předpokladu, že budeme z článku odebírat elektrický proud?

5. K čemu dojde při úplném vybití galvanického článku?

6. Proč není vhodné přibít měděný plech pozinkovanými hřebíky?

7. Podle kterého vědce je pojmenován Daniellův článek? Ve kterém století žil, kde působil a proč je jeho článek podstatně známější než Voltův sloup?