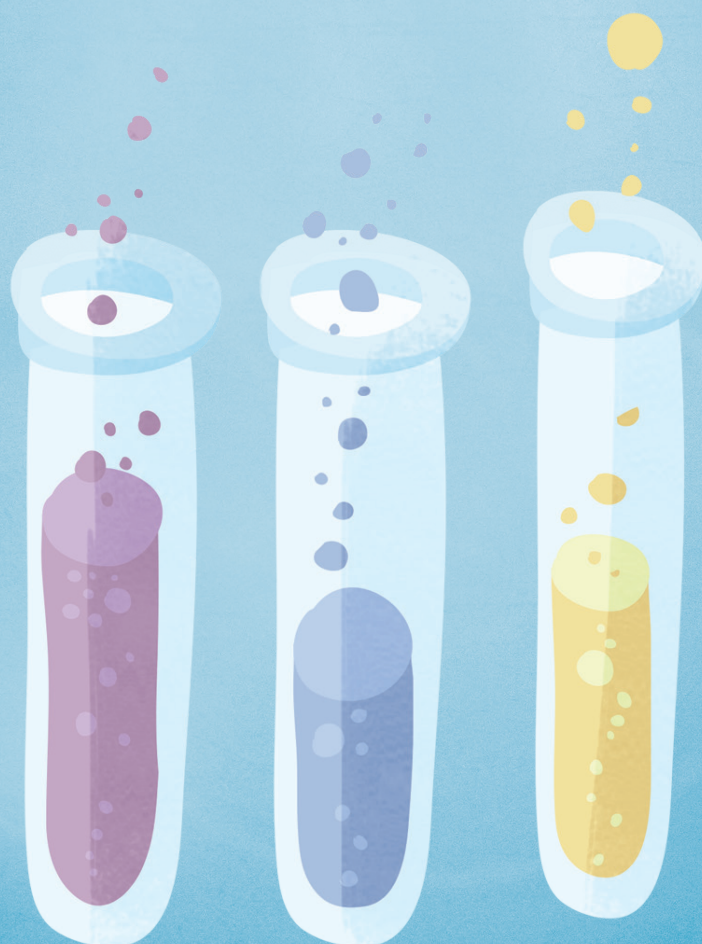


CHEMIE

**ELEKTROCHEMIE – ELEKTROLÝZA,
GALVANICKÝ ČLÁNEK
A REAKTIVITA KOVŮ**



Akademie věd ČR hledá mladé vědce

OTEVŘENÁ VĚDA

AKADEMIE VĚD ČR



Úvodní list

Předmět:	Chemie
Cílová skupina:	Žáci tercie/kvarty osmiletého gymnázia (případně žáci 2. ročníku čtyřletého gymnázia)
Délka trvání:	90 min.
Název hodiny:	Elektrochemie – elektrolýza, galvanický článek a reaktivita kovů
Výukový celek:	Chemické reakce a děje – redoxní reakce
Vzdělávací oblast v RVP:	Člověk a příroda
Průřezová témata:	<p><u>Multikulturní výchova</u> – Práce ve dvojicích i ve skupinách pomáhá při začleňování žáků minoritních skupin do majoritní společnosti, rozvoj empatie a tolerance k jiným etnikům.</p> <p><u>Výchova demokratického občana</u> – Rozvoj dovednosti formulovat vlastní myšlenky, výsledky pozorování, schopnost argumentace a obhajoba vlastního názoru.</p> <p><u>Osobnostní a sociální výchova</u> – Rozvoj kognitivních schopností, kooperace, práce ve dvojicích, práce ve skupinách.</p> <p><u>Enviromentální výchova</u> – Rozvoj ekologického myšlení. Žák si uvědomuje dopad lidské činnosti na životní prostředí (např. baterie obsahují těžké kovy a jsou tedy nebezpečným odpadem ale současně důležitou surovinou, nutno s nimi nakládat dle platné legislativy – sběr do určených kontejnerů).</p>
Mezipředmětové vztahy:	Chemie, fyzika.
Výukové metody:	Výklad přednáškou, učitelský experiment, samostatná práce, žákovský experiment, heuristický rozhovor, práce s textem a obrazem, diskuse, rozhovor, didaktická hra.
Organizační formy výuky:	Frontální, skupinová, párová, individuální.
Vstupní předpoklady:	Žák ví, co je oxidace a redukce, zná smysl oxidačního čísla. Žák ví, co je elektrický proud, zná význam veličin napětí, proud, odpor, ví, že zdrojem energie jsou baterie a akumulátory. Žák ví, že kovy reagují různě (např. v prostředí kyseliny). Žák ví, že vložením napětí (z baterie) na elektrody ponořené do roztoku se tento rozdělí na kladné a záporné ionty, které se začnou roztokem pohybovat.



- Očekávané výstupy:** Žák dovede sám či ve dvojici zapojit jednoduchý obvod s baterií, kterou si vyrobí na základě znalostí o redoxním ději, který v ní probíhá. Žák ví, jaké děje probíhají při elektrolýze a co je jejím produktem – umí určit, zda se jedná o kyselinu či zásadu. Žák ví, že kovy lze rozdělit podle jejich reaktivity s kyselinou (zředěná HCl) na reaktivní a nereaktivní, pokusem umí předložené kovy takto rozdělit a přiřadit je v Beketovově řadě, čili řadě reaktivity kovů, na jejich místo.
- Výukové cíle:** Žák zná principy elektrolýzy a umí sestavit jednoduchou aparaturu a provést a popsat elektrolýzu soli (např. NaCl či KI). Žák zná princip vzniku elektrické energie v galvanickém článku a umí z pomůcek sestavit baterii ze série několika článků. Žák umí přiřadit různé kovy podle jejich reaktivity do řady reaktivity kovů (Beketovova řada).
- Klíčové kompetence:**
- Kompetence k učení: Žák si vybírá a využívá pro efektivní učení vhodné způsoby, metody a strategie, plánuje, organizuje a řídí vlastní učení, projevuje ochotu věnovat se dalšímu studiu a celoživotnímu učení. Vyhledává a třídí informace a na základě jejich pochopení, propojení a systematizace je efektivně využívá v procesu učení, tvůrčích činnostech a praktickém životě. Operuje s obecně užívanými termíny, znaky a symboly, uvádí věci do souvislostí, propojuje do širších celků poznatky z různých vzdělávacích oblastí a na základě toho si vytváří komplexnější pohled na matematické a přírodní jevy. Samostatně pozoruje a experimentuje, získané výsledky porovnává, kriticky posuzuje a vyvozuje z nich závěry pro využití v budoucnosti. Poznává smysl a cíl učení, má pozitivní vztah k učení, posoudí vlastní pokrok a určí překážky či problémy bránící učení.
- Kompetence k řešení problémů: Žák rozpozná a pochopí problém, přemýšlí o nesrovnalostech a jejich příčinách, promyslí a naplánuje způsob řešení problémů a využívá k tomu vlastního úsudku a zkušeností. Samostatně řeší problémy; volí vhodné způsoby řešení; užívá při řešení problémů logické, matematické a empirické postupy. Ověřuje prakticky správnost řešení problémů a osvědčené postupy aplikuje při řešení obdobných nebo nových problémových situací, sleduje vlastní pokrok při zdolávání problémů. Kriticky myslí, činí uvážlivá rozhodnutí, je schopen je obhájit, uvědomuje si zodpovědnost za svá rozhodnutí a výsledky svých činů zhodnotí.
- Kompetence sociální a personální: Žák účinně spolupracuje ve skupině, podílí se společně s pedagogy na vytváření pravidel práce v týmu, na základě poznání nebo přijetí nové role v pracovní činnosti pozitivně ovlivňuje kvalitu společné práce. Přispívá k diskusi v malé skupině i k debatě celé třídy, chápe potřebu efektivně spolupracovat s druhými při řešení daného úkolu, čerpá poučení z toho, co si druzí lidé myslí, říkají a dělají.
- Kompetence komunikativní: Žák formuluje a vyjadřuje své myšlenky a názory v logickém sledu, vyjadřuje se výstižně



a souvisle. Naslouchá promlouvám druhých lidí, porozumí jim, vhodně na ně reaguje, účinně se zapojuje do diskuze, obhajuje svůj názor a vhodně argumentuje. Rozumí různým typům textů a záznamů, obrazových materiálů, a jiných informačních a komunikačních prostředků, přemýšlí o nich, reaguje na ně a tvořivě je využívá ke svému rozvoji a k aktivnímu zapojení se do společenského dění. Využívá získané komunikativní dovednosti k vytváření vztahů potřebných k plnohodnotnému soužití a kvalitní spolupráci s ostatními lidmi.

Kompetence občanské: Žák chápe základní ekologické souvislosti a environmentální problémy, respektuje požadavky na kvalitní životní prostředí (baterie obsahují těžké kovy, jsou škodlivým odpadem, ale zároveň důležitou surovinou, jejich sběr je zajištěn do sběrných kontejnerů nebezpečného odpadu). Rozhoduje se v zájmu podpory a ochrany zdraví a trvale udržitelného rozvoje společnosti.

Kompetence pracovní: Žák používá bezpečně a účinně materiály, nástroje a vybavení, dodržuje vymezená pravidla, plní povinnosti a závazky, adaptuje se na změněné nebo nové pracovní podmínky. Využívá znalosti a zkušenosti získané v jednotlivých vzdělávacích oblastech v zájmu vlastního rozvoje i své přípravy na budoucnost, činí podložená rozhodnutí o dalším vzdělávání a profesním zaměření.

Formy a prostředky hodnocení:	Slovní hodnocení průběžné i závěrečné, písemné hodnocení (úkolů v pracovním listu), sebehodnocení žáka, zpětná vazba.
Kritéria hodnocení:	Splnění stanovených cílů, spolupráce ve dvojici, týmu, komunikativní a prezentační dovednosti žáka.
Pomůcky:	Školní tabule, fixy, data projektor s PC, psací potřeby, sešit, pracovní listy a pomůcky potřebné k realizaci úlohy, které jsou popsány v části pracovní list.



Časový a obsahový plán výukového celku (90 min.)

Název hodiny: Elektrochemie – elektrolýza, galvanický článek a reaktivita kovů

Čas (min.)	Struktura výuky	Činnost učitele	Činnost žáků	Organizační formy výuky		Hodnocení	Pomůcky	Poznámka
				Výukové metody				
5	Úvod	Sdělení cíle hodiny a učiva	Vyjádření k cíli	Frontální, individuální Diskuse		Zpětná vazba		Otázky na porozumění tématu
25	Princip a využití elektrolýzy, vznik energie v galvanickém článku, baterie, akumulátory; reaktivita kovů (Beketovova řada kovů) – chování kovů při reakci s kyselinami, vzájemná reakce kovů.	Prezentace, ve které učitel seznámí žáky s tématem	Poslech učitelovy prezentace, rozhovor s učitelem, diskuse mezi sebou	Frontální, individuální Přednáška, diskuse		Slovní hodnocení	Prezentace učitele (PowerPoint)	Otázky na zkušenosti žáků s daným tématem
45	Samostatná práce	Kontroluje žáky při plnění úkolů, pokud mají problém/dotaz, vysvětlí a pomůže	Vypracovávají zadané úkoly	Individuální, párová Diskuse, samostatná práce žáků, heuristická metoda výuky		Slovní hodnocení	Žáci pracují s pomůckami sami nebo ve dvojicích	Otázky na porozumění tématu
5	Shrnutí učiva	Hodnotí hodinu	Vyjadřují se k probranému tématu	Frontální, individuální Diskuse		Zpětná vazba		
10	Závěrečná kontrola znalostí žáků – didaktická hra	Sdělení pravidel hry, rozhodčí při hře	Hrají didaktickou hru na zopakování probraného učiva	Frontální, individuální, párová Diskuse		Zpětná vazba	Didaktická hra (vystříhané kartičky s pojmy), hraje se dle pravidel, jež učitel v úvodu vysvětlí	



Pracovní list pro studenta

Název: Elektrochemie – elektrolýza, galvanický článek a reaktivita kovů

Jméno:

a) Úkol

Žáci postupně řeší tři různé, na sebe navazující, úlohy, jejichž úkolem je:

- I. Sestavit jednoduchou aparaturu a provést elektrolýzu kuchyňské soli (NaCl).
- II. Sestavit galvanický článek z mědi a zinku, potom baterii ze série 6 galvanických článků, měřit napětí a proud, rozsvítit diodu/diody.
- III. Porovnat desítku kovů (reakce se zředěnou kyselinou HCl), srovnat je dle jejich reaktivity. Z páru reaktivní kov a nereaktivní kov (ušlechtilý) sestavit galvanický článek a změřit jeho napětí. Vybrat nejvýkonnější galvanický článek.

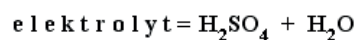
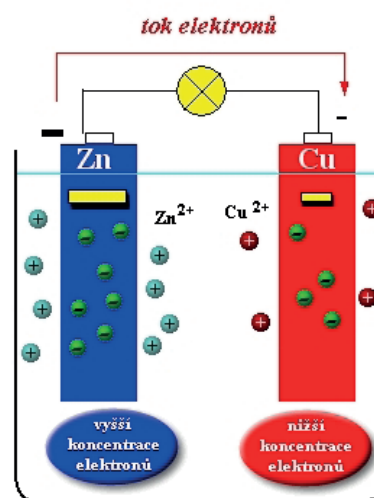
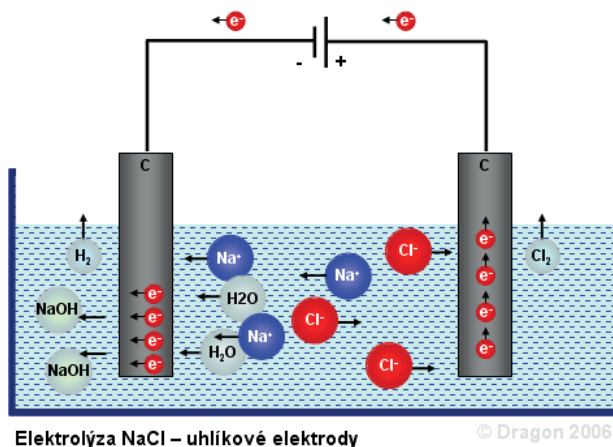
b) Výklad

Elektrochemie je významný a krásný obor fyzikální chemie, který se zabývá oxidačně-redukčním chováním látek (převážně kovů), jejich chováním v roztocích, při průchodu elektrického proudu aj..

Rozklad látek vlivem stejnosměrného elektrického proudu se nazývá **elektrolýza**. Při průchodu stejnosměrného elektrického proudu roztokem nebo taveninou probíhají na elektrodách **redoxní reakce**. **Na anodě probíhá vždy oxidace, na katodě redukce**. Děj je doprovázen výměnou elektronů.

Elektrolýza se využívá například při výrobě hydroxidu sodného, hliníku, čistého vodíku a kyslíku nebo k čištění kovů.

Galvanické články jsou zařízení, ve kterých probíhají redoxní reakce (látky si vyměňují elektrony). Pomocí nich se chemická energie přeměňuje na energii elektrickou. Zařízení, ve kterých redoxní děje běží oběma směry, nazýváme akumulátory. Je možné je opakovaně nabíjet a vybíjet. (Při nabíjení probíhá elektrolýza roztoku a při vybíjení se akumulátor chová jako galvanický článek.) Mezi dvěma různými kovy umístěnými ve vodivém elektrolytu je možné naměřit elektrické napětí. Jeho velikost je závislá na postavení kovů (vzájemném) v Beketovově řadě napětí kovů.





Podle míry oxidačně-redukčních schopností se kovové prvky a vodík řadí do tzv. **Beketovovy řady napětí kovů**.

Neušlechtilé kovy (nalevo od vodíku) se snadno oxidují na své ionty. **Ušlechtilé kovy** (napravo od vodíku) se snadno redukují ze svých iontů na ryzí kovy.

Každý kov v Beketovově řadě je schopen vyredukovat všechny kovy ležící od něj napravo, přitom se sám oxiduje. Čím je kov v řadě více vlevo, tím snáze se oxiduje na své kationty. Čím více je kov v řadě vpravo, tím snáze se jeho kationty redukují na ryzí kov.

Rozdílných oxidačně-redukčních schopností kovů se využívá při elektrolytickém pokovování (galvanizace).

c) Pomůcky

Seznamy všech pomůcek jsou uvedeny na jednotlivých listech, které se věnují zvlášť úloze na elektrolyzu, zvlášť na galvanický článek a zvlášť na reaktivitu kovů.

d) Pracovní postup

Je podrobně popsán, včetně ilustračních obrázků, u jednotlivých úloh na následujících stranách.



! A teď hbitě do ochranných pomůcek a můžete začít experimentovat 😊 **!**



e) Zpracování pokusu

Úloha I: Elektrolýza

Pomůcky

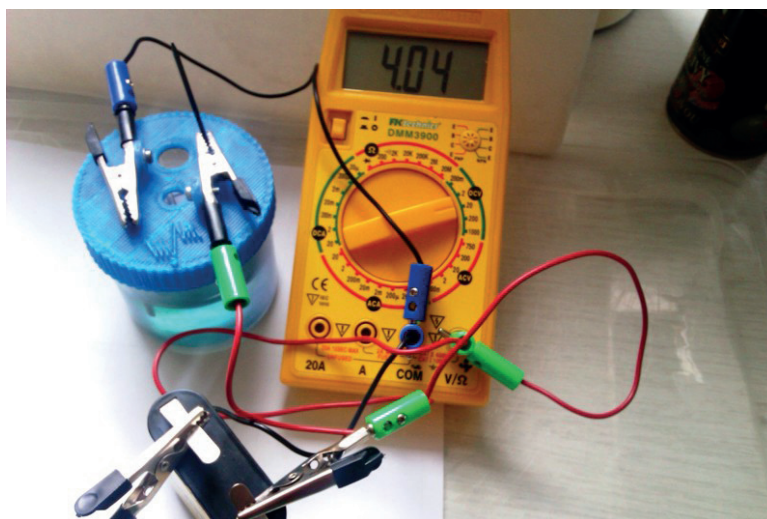
- Chlorid sodný (kuchyňská sůl) NaCl
- Jodid draselný KI
- Indikátor – fenolftalein (případně výluh z červeného zelí)
- Universální indikační papírky (pH)
- Jodškrobový papírek
- Multimetr
- Plochá baterie (4,5 V)
- Vodiče s krokosvorkami
- Tuhy – grafit, uhlíková elektroda
- Kádinka 250 ml, papírové víčko se dvěma otvory pro elektrody
- Chemická lžička, míchadlo (skleněná tyčinka)
- Ochranné pomůcky: latexové rukavice, ochranné laboratorní brýle, laboratorní plášť



Pracovní postup

Elektrolýza NaCl

1. Připrav roztok NaCl (kuchyňské soli) rozpuštěním dvou lžiček soli v cca 150–200 ml vody. Roztok míchej, dokud se sůl nerozpustí.
2. Do roztoku ponoř (přes víčko z papíru se dvěma otvory na prostrčení) uhlíkové elektrody a zapni na ně vodiče s krokosvorkami.
3. Opačné konce vodičů připoj k ploché baterii 4,5 V.
4. Do obvodu ještě připoj voltmetr, abys mohl(a) měřit napětí baterie (viz obrázek).





- Po zapojení vodičů k baterii se spustí elektrolýza roztoku.
- Po chvíli se v prostoru anody (+ elektroda) objevují bublinky plynu. Stejně tak je tomu v prostoru katody (- elektroda) (obr. vlevo).
- Přikápní do kádinky pár kapek indikátoru. Použiješ-li bezbarvý fenolftalein, v prostoru okolo katody se objeví červenorůžové zbarvení roztoku. Použiješ-li výluh ze zelí, modrá barva indikátoru se změní na tyrkysovou až zelenou (obr. vpravo). Do prostoru anody vlož navlhčený jodškrobový papírek.
- Vložíš-li do roztoku universální pH papírek, ukáže hodnotu vyšší než 7.

Úlohy k řešení:

- Jaké plyny unikají z elektrolyzovaného roztoku soli NaCl?



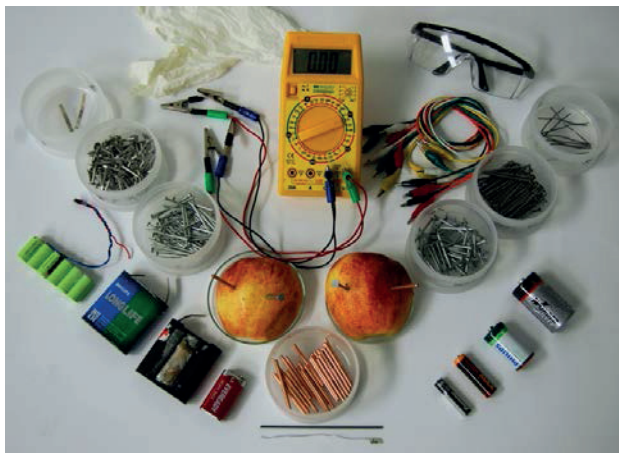
- Jaká další látka vzniká v roztoku? Jaké povahy je tato látka a jak jsi to poznal(a)?
- Co je základem elektrolýzy, proč vůbec může běžet?
- Napiš rovnice dějů, které při elektrolýze NaCl nastávají a celkovou její rovnici:



Úloha II: Galvanický článek

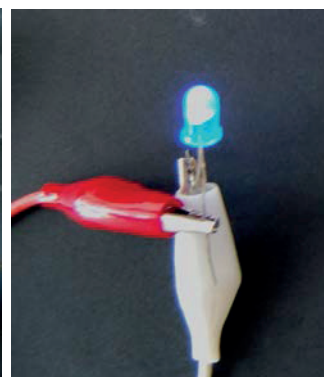
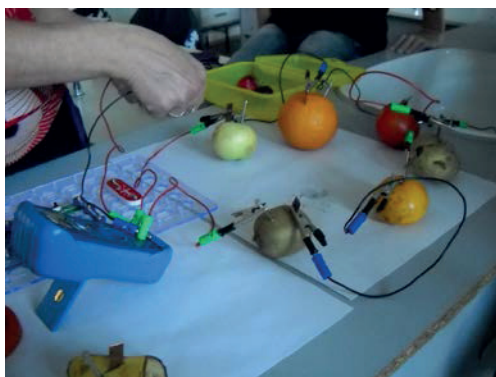
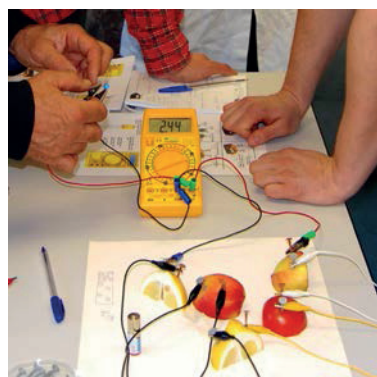
Pomůcky

- Multimetr a vodiče s krokosvorkami
- Kovy v podobě hřebíků a drátů: hořčík, hliník, chrom, zinek, železo, cín, měď a stříbro
- Grafit (tuha)
- Ovoce: citron, jablko, kiwi (dále např. rajče, okurka)
- Kádinka 25 ml.
- Ochranné pomůcky: laboratorní plášť a brýle, latexové rukavice



Pracovní postup

1. Místo roztoků kyselin budeme pracovat s rozkrojeným ovocem (nebo zeleninou), kde jsou vedle vody také přítomny kyselina a minerální látky, je to tedy dobrý elektrolyt.
2. Do kousku ovoce zapíchni 1 pozinkovaný hřebík a 1 měděný roubík (či hřebík), cca 2–3 cm od sebe.
3. Připoj vodiče s krokosvorkami: - vodič na Zn a + vodič na Cu.
4. Druhé konce vodičů zapni na odpovídající konce vodičů voltmetru.
5. Změř hodnotu vzniklého napětí.
6. Údaje zapisuj do tabulky (viz část Úlohy k řešení).
7. Postupně připojuj další baterie (sériově) a zapisuj hodnoty naměřeného napětí.
8. Připrav baterii ze šesti článků. Do obvodu připoj a rozsviř různé LED diody.



**Úlohy k řešení:**

- Zapiš výsledky své konstrukce baterií, do závorky doplň, jaké ovoce tvořilo tvou baterii:
1 baterie (.....) dává V.
2 baterie (.....,) v sérii dávají V.
3 baterie (.....,,) v sérii dávají V.
4 baterie (.....,,,) v sérii dávají V.
5 baterií (.....,,,,) v sérii dává V.
6 baterií (.....) v sérii dává V.
- Výsledky vynes do grafu x-y (podle ruky),
na osu x vynášej počty baterií od 1 do 6;
na osu y vynášej naměřené napětí U ve
voltech V. Jakou jsi dostal(a) závislost ?
- Doplň text:
Galvanický článek je zdroj napětí tvořený dvěma
z různých kovů ve styku s vhodným Dochází v něm k přeměně
ch..... energie v energii **e**..... .
- Doplň text a znaky + a - :
Zinek je v článku s nábojem. Probíhá na něm **a**.....
o..... . Měď je v článku s nábojem. Běží na ní
..... redukce.
- Měřicí přístroj, který používáš, se jmenuje Multimetr, protože může přepínáním měřit
různé veličiny.
Jak se mu říká, když je zrovna přepnutý na měření NAPĚTÍ?
Jak se mu říká, když je zrovna přepnutý na měření ODPORU?
Jak se mu říká, když je zrovna přepnutý na měření PROUDU?



Úloha III: Reaktivita kovů

Pomůcky

- 20% HCl
- Síran měďnatý ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)
- Dusičnan stříbrný (AgNO_3)
- Kovy: hořčík (hoblíny); měď (spirála z drátu a desky z plechu); zinek (pecky); železo (hřebík dlouhý cca 8–10 cm); sada hřebíků z úlohy Galvanický článek: Mg, Al, Cr, Zn, Fe, Sn, Cu, Ag
- Kádinky 100 ml
- Zkumavky ve stojánku
- Odměrný válec, Petriho misky, třecí miska s tlučkem, míchadlo (skleněná tyčinka), chemická lžička
- Multimetr a vodiče s krokosvorkami
- Ovoce z úlohy galvanický článek (jablko, citron,...)
- Ochranné pomůcky: laboratorní brýle a plášť, latexové rukavice



Pracovní postup

1. Reakce 4 různých kovů s kyselinou chlorovodíkovou

V úvodu úlohy provede učitel demonstrační (frontální) pokus:

Žáci jej pozorně sledují:

Do čtyř zkumavek nalij zředěnou kyselinu chlorovodíkovou (20% roztok), do výšky cca 2–3 cm. Potom do zkumavek vhod kousky kovů: do první zkumavky hřebík ze železa. Žáci pozorují, co se děje. Do druhé zkumavky vhod pecku zinku – žáci sledují, k čemu dochází. Do třetí zkumavky vhod několik hoblín hořčíku a nakonec do čtvrté zkumavky spirálu z měděného drátu, nebo Cu hřebík.

Žáci si učiní poznámky z pozorování:

1. zkumavka

2. zkumavka

3. zkumavka

4. zkumavka

Kov

Nastal děj:



Další části úlohy zpracují žáci ve dvojicích:

2. Redukční schopnosti různých kovů

Do kádinky 100 ml připrav roztok modré skalice rozpuštěním 1 lžičky (nejprve si ji v třecí misce pořádně rozetři) v 75 ml vody, zamíchej. Poté do roztoku vlož osmirkovaný železný hřebík. Děj nech probíhat (viz obrázek níže).



Mezi tím pozoruj učitele, který provede další frontální pokus:

Do kádinky 100 ml připraví roztok dusičnanu stříbrného rozpuštěním 1 lžičky (nejprve si ji v třecí misce pořádně rozetře) v 75 ml vody. Zamíchá pro dokonalé rozpuštění.



Poté do roztoku vloží osmirkovanou desku z mědi.

Pozoruj, co se v kádince bude dít.

Oba děje nechte běžet do konce hodiny.

Odpověz na následující otázky:

- Co se stalo se železným hřebíkem v kádince s modrou skalicí (viz obrázek výše)?
- Co se utvořilo v kádince s Cu plechem?
- Který děj běžel rychleji?
- Jakou barvu získal roztok, kde byl ponořen železný hřebík, a jakou roztok, kde byl ponořen Cu plech. Zkus uhádnout, které sloučeniny jej tak obarvily.



3. Nakonec provedou žáci ve dvojicích porovnání reaktivity kovů konstrukcí galvanického článku z dvojice různých kovů:

Vytvoř galvanický článek z dvojice kovů, kde + elektrodu vždy tvoří Cu hřebík a na pozici - elektrody střídej ostatní kovy. Zapisuj si naměřená napětí:

Galvanický článek	Napětí
Zn – Cu	V
Fe – Cu	V
Sn – Cu	V
Al – Cu	V
Cr – Cu	V
Mg – Cu	V
Ag – Cu	V
Cu – Cu	V



Který pár kovů dával největší napětí?

Který pár kovů dával nejmenší napětí?



Seřaď kovy, se kterými jsi měřil(a), podle jejich aktivity od nejreaktivnějšího po nejméně reaktivní. Nulu v řadě tvoří vodík H. Za vodíkem tedy stojí nejméně reaktivní kovy (ušlechtilé), které jej neumí z kyseliny vyredukovat.

Jak se říká této řadě (po ruském elektrochemikovi, který kovy proměřil a do řady je uspořádal)?

.....

... **H**



f) Závěr

V úloze žáci vyzkoušeli řadu experimentů, které vedly k objasnění a procvičení základních principů (a pojmů) z elektrolýzy, galvanického článku a reaktivity kovů.

Probraná látka bude ještě zopakována didaktickou hrou KDO s KÝM v ELEKTROCHEMII, která je obsahem dokumentu Opakování.

Zdroje obrázků:

Obrázek 1 – princip elektrolýzy NaCl – <http://dragonadam.wz.cz/elektrolyza.html>

Obrázek 2 – princip galvanického článku <http://www.vyukovematerialy.cz/chemie/rocnik9/reak01.htm>

Ostatní obrázky a fotografie – autor



Pracovní list pro pedagoga

Název: Elektrochemie – elektrolýza, galvanický článek a reaktivita kovů

a) Úkol

Žáci postupně řeší tři různé, na sebe navazující, úlohy, jejichž úkolem je:

- I. Sestavit jednoduchou aparaturu a provést elektrolýzu kuchyňské soli (NaCl).
- II. Sestavit galvanický článek z mědi a zinku, potom baterii ze série 6 galvanických článků, měřit napětí a proud, rozsvítit diodu/diody.
- III. Porovnat desítku kovů (reakce se zředěnou kyselinou HCl), srovnat je dle jejich reaktivity. Z páru reaktivní kov a nereaktivní kov (ušlechtilý) sestavit galvanický článek a změřit jeho napětí. Vybrat nejvýkonnější galvanický článek.

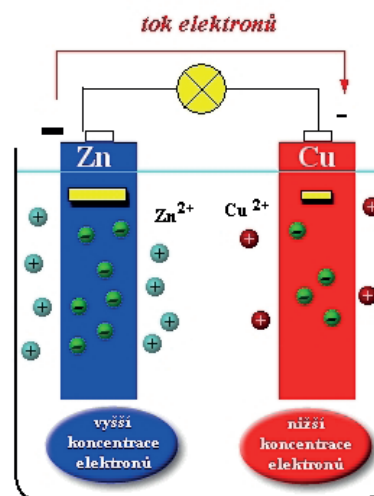
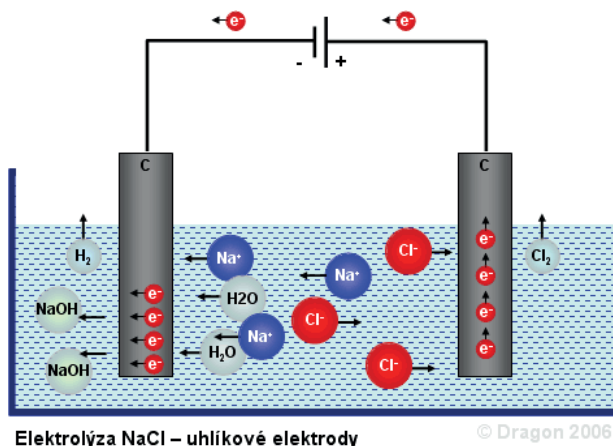
b) Výklad

Elektrochemie je významný a krásný obor fyzikální chemie, který se zabývá oxidačně-redukčním chováním látek (převážně kovů), jejich chováním v roztocích, při průchodu elektrického proudu aj...

Rozklad látek vlivem stejnosměrného elektrického proudu se nazývá **elektrolýza**. Při průchodu stejnosměrného elektrického proudu roztokem nebo taveninou probíhají na elektrodách **redoxní reakce**. **Na anodě probíhá vždy oxidace, na katodě redukce**. Děj je doprovázen výměnou elektronů.

Elektrolýza se využívá například při výrobě hydroxidu sodného, hliníku, čistého vodíku a kyslíku nebo k čištění kovů.

Galvanické články jsou zařízení, ve kterých probíhají redoxní reakce (látky si vyměňují elektrony). Pomocí nich se chemická energie přeměňuje na energii elektrickou. Zařízení, ve kterých redoxní děje běží oběma směry, nazýváme akumulátory. Je možné je opakovaně nabíjet a vybíjet. (Při nabíjení probíhá elektrolýza roztoku a při vybíjení se akumulátor chová jako galvanický článek.) Mezi dvěma různými kovy umístěnými ve vodivém elektrolytu je možné naměřit elektrické napětí. Jeho velikost je závislá na postavení kovů (vzájemném) v Beketovově řadě napětí kovů.





Podle míry oxidačně-redukčních schopností se kovové prvky a vodík řadí do tzv. **Beketovovy řady napětí kovů**.

Při reakci kovů s kyselinami platí: **kov stojící před vodíkem, tj. od vodíku nalevo**, je schopen redukovat vodík a sám sebe zoxidovat. **Kov, který stojí od vodíku napravo (za vodíkem)**, je schopen zoxidovat vodík a sám sebe redukovat.

Každý kov v Beketovově řadě je schopen vyredukovat všechny kovy ležící od něj napravo, přitom se sám oxiduje. Čím je kov v řadě více vlevo, tím snáze se oxiduje na své kationy. Čím více je kov v řadě vpravo, tím snáze se jeho kationty redukuje na ryzí kov.

Rozdílných oxidačně-redukčních schopností kovů se využívá při elektrolytickém pokovování (galvanizace).

c) Pomůcky

Seznamy všech pomůcek jsou uvedeny na jednotlivých listech, které se věnují zvlášť úloze na elektrolýzu, zvlášť na galvanický článek a zvlášť na reaktivitu kovů.

d) Pracovní postup

Je podrobně popsán, včetně ilustračních obrázků, u jednotlivých úloh na následujících stranách.



! A teď hbitě do ochranných pomůcek a můžete začít experimentovat 😊 **!**



e) Zpracování pokusu

Úloha I: Elektrolýza

Pomůcky

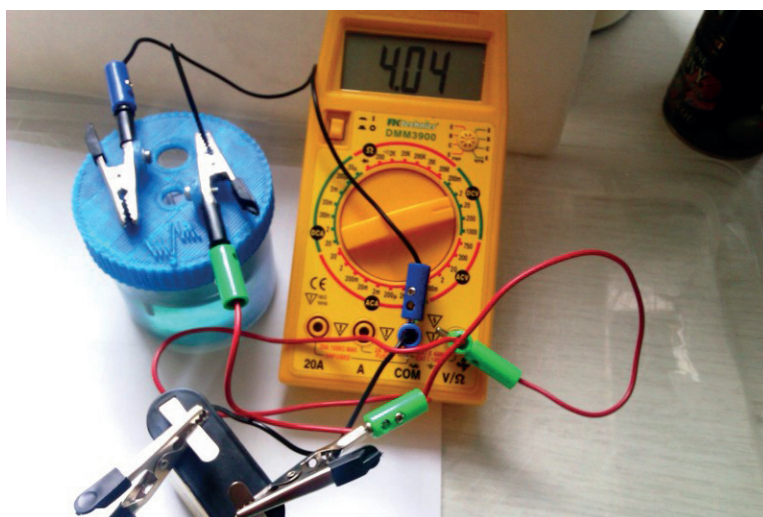
- Chlorid sodný (kuchyňská sůl) NaCl
- Jodid draselný KI
- Indikátor – fenolftalein (případně výluh z červeného zelí)
- Universální indikační papírky (pH)
- Jodškrobový papírek
- Multimetr
- Plochá baterie (4,5 V)
- Vodiče s krokosvorkami
- Tuhy – grafit, uhlíková elektroda
- Kádinka 250 ml, papírové víčko se dvěma otvory pro elektrody
- Chemická lžička, míchadlo (skleněná tyčinka)
- Ochranné pomůcky: latexové rukavice, ochranné laboratorní brýle, laboratorní plášť



Pracovní postup

Elektrolýza NaCl

1. Připrav roztok NaCl (kuchyňské soli) rozpuštěním dvou lžiček soli v cca 150–200 ml vody. Roztok míchej, dokud se sůl nerozpustí.
2. Do roztoku ponoř (přes víčko z papíru se dvěma otvory na prostrčení) uhlíkové elektrody a zapni na ně vodiče s krokosvorkami.
3. Opačné konce vodičů připoj k ploché baterii 4,5 V.
4. Do obvodu ještě připoj voltmetr, abys mohl měřit napětí baterie (viz obrázek).





- Po zapojení vodičů k baterii se spustí elektrolyza roztoku.
- Po chvíli se v prostoru anody (+ elektroda) objevují bublinky plynu. Stejně tak je tomu v prostoru katody (- elektroda) (obr. vlevo).
- Přikápní do kádinky pár kapek indikátoru. Použiješ-li bezbarvý fenolftalein, v prostoru okolo katody se objeví červenorůžové zbarvení roztoku. Použiješ-li výluh ze zelí, modrá barva indikátoru se změní na tyrkysovou až zelenou (obr. vpravo). Do prostoru anody vlož navlhčený jodoškrobový papírek.
- Vložíš-li do roztoku universální pH papírek, ukáže hodnotu vyšší než 7.



Úlohy k řešení:

- Jaké plyny unikají z elektrolyzovaného roztoku soli NaCl?

vodík H_2 – vedle katody (-) a **chlór Cl_2** – vedle anody (+)

(Navlhčený jodoškrobový papírek u anody zmodral, důkaz chloru, který z papírku vytěsnil méně reaktivní jod.)

- Jaká další látka vzniká v roztoku? Jaké povahy je tato látka a jak jsi to poznal(a)?

Vzniká hydroxid sodný NaOH, což je zásada. Indikátor fenolftalein se zbarvil do červenorůžova (ukazuje to na zásadu). Použijeme-li výluh z červeného zelí, ten zezelená, což je znak zásaditého prostředí. A pH papírek se zbarví do modra, takže ukazuje zásadité prostředí (hodnotu cca 9–10).

- Co je základem elektrolyzy, proč vůbec může běžet?

Disociace látky rozpuštěné ve vodě (roztoku) na ionty, kladné a záporné, které potom po vložení stejnosměrného napětí migrují roztokem k nabitým elektrodám. Kladné ionty jdou ke katodě (-) a záporné ionty putují k anodě (+). Na elektrodách přijímají či odevzdávají elektrony a z roztoku se uvolní např. jako plyn, či se redukují v podobě kovu apod.

- Napiš rovnice dějů, které při elektrolyze NaCl nastávají a celkovou její rovnici:

Katoda (-): redukce: $Na^+ + e^- \rightarrow Na^0$ $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$

Anoda (+): oxidace: $Cl^- - e^- \rightarrow Cl^0$ $2Cl^0 \rightarrow Cl_2$

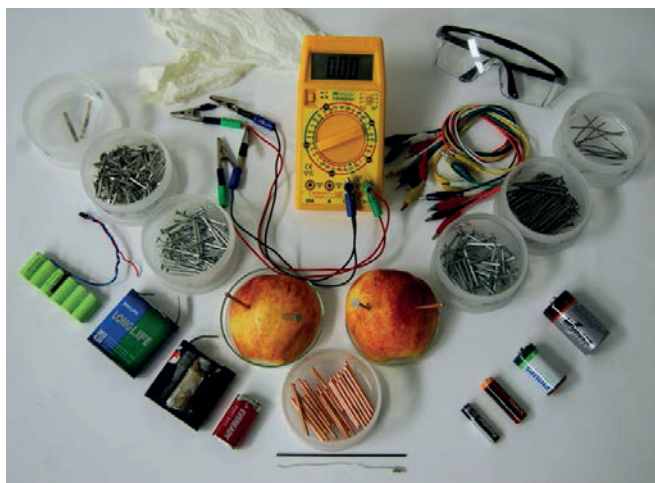
Sumární rovnice: $2NaCl + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2 + Cl_2$



Úloha II: Galvanický článek

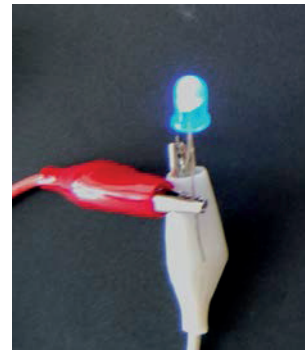
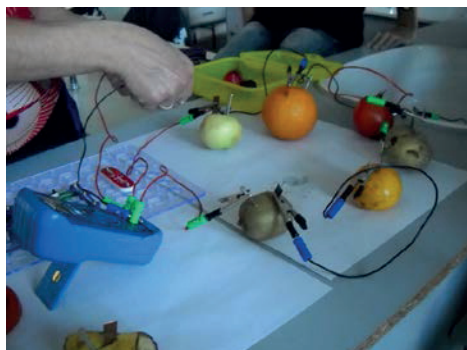
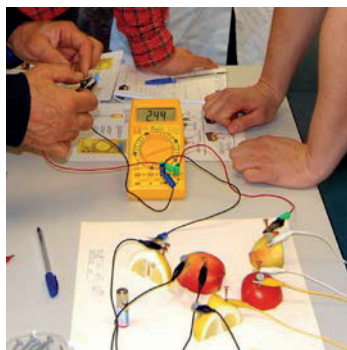
Pomůcky

- Multimetr a vodiče s krokosvorkami
- Kovy v podobě hřebíků a drátů: hořčík, hliník, chrom, zinek, železo, cín, měď a stříbro. Grafit (tuha)
- Ovoce: citron, jablko, kiwi (dále např. rajče, okurka)
- Kádinka 25 ml
- Ochranné pomůcky: laboratorní plášť a brýle, latexové rukavice



Pracovní postup

1. Místo roztoků kyselin budeme pracovat s rozkrojeným ovocem (nebo zeleninou), kde jsou vedle vody také přítomny kyselina a minerální látky, je to tedy dobrý elektrolyt.
2. Do kousku ovoce zapíchni 1 pozinkovaný hřebík a 1 měděný roubík (či hřebík), cca 2–3 cm od sebe.
3. Připoj vodiče s krokosvorkami: - vodič na Zn a + vodič na Cu.
4. Druhé konce vodičů zapni na odpovídající konce vodičů voltmetru.
5. Změř hodnotu vzniklého napětí.
6. Údaje zapisuj do tabulky (viz část Úlohy k řešení).
7. Postupně připojuj další baterie (sériově) a zapisuj hodnoty naměřeného napětí.
8. Připrav baterii ze šesti článků. Do obvodu připoj a rozsviř různé LED diody.



**Úlohy k řešení:**

1. Zapiš výsledky své konstrukce baterií, do závorky doplň, jaké ovoce tvořilo tvou baterii:

1 baterie (.....) dává **cca 1 V**.

2 baterie (.....,) v sérii dávají **cca 2 V**.

3 baterie (.....,,) v sérii dávají **cca 3 V**.

4 baterie (.....,,,) v sérii dávají **cca 3,7 V**.

5 baterií (.....,,,,) v sérii dává **cca 4,5 V**.

6 baterií (.....) v sérii dává **cca 5,3–5,5 V**.

2. Výsledky vynes do grafu x-y (podle ruky),
na osu x vynášej počty baterií od 1 do 6;
na osu y vynášej naměřené napětí U ve
voltech V. Jakou jsi dostal(a) závislost ?

*body lze proložit
přímkou procházející 0*

3. Doplň text:

Galvanický článek je zdroj **elektromotorického** napětí tvořený dvěma **elektrodami** z různých kovů ve styku s vhodným **elektrolytem**. Dochází v něm k přeměně **chemické** energie v energii **elektrickou**.

4. Doplň text o text a znaky + a -:

Zinek je v článku **anodou** s - nábojem. Probíhá na něm **anodická oxidace**. Měď je v článku **katodou** s + nábojem. Běží na ní **katodická** redukce.

5. Měřicí přístroj, který používáš, se jmenuje Multimetr, protože může přepínáním měřit různé veličiny.

Jak se mu říká, když je zrovna přepnutý na měření NAPĚTÍ? **voltmetr**

Jak se mu říká, když je zrovna přepnutý na měření ODPORU? **ohmmetr**

Jak se mu říká, když je zrovna přepnutý na měření PROUDU? **ampérmetr**



Úloha III: Reaktivita kovů

Pomůcky

- 20% HCl
- Síran měďnatý ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)
- Dusičnan stříbrný (AgNO_3)
- Kovy: hořčík (hoblíny); měď (spirála z drátu a desky z plechu); zinek (pecky); železo (hřebík dlouhý cca 8–10 cm); sada hřebíků z úlohy Galvanický článek: Mg, Al, Cr, Zn, Fe, Sn, Cu, Ag
- Kádinky 100 ml
- Zkumavky ve stojánku
- Odměrný válec, Petriho misky, třecí miska s tloučkem, míchadlo (skleněná tyčinka), chemická lžička
- Multimetr a vodiče s krokosvorkami
- Ovoce z úlohy galvanický článek (jablko, citron,...)
- Ochranné pomůcky: laboratorní brýle a plášť, latexové rukavice



Pracovní postup

1. Reakce 4 různých kovů s kyselinou chlorovodíkovou

V úvodu úlohy provede učitel demonstrační (frontální) pokus:

Žáci jej pozorně sledují:

Do čtyř zkumavek nalij zředěnou kyselinu chlorovodíkovou (20% roztok), do výšky cca 2–3 cm. Potom do zkumavek vhod kousky kovů: do první zkumavky hřebík ze železa. Žáci pozorují, co se děje. Do druhé zkumavky vhod pecku zinku – žáci sledují, k čemu dochází. Do třetí zkumavky vhod několik hoblín hořčíku a nakonec do čtvrté zkumavky spirálu z měděného drátu, nebo Cu hřebík.

Žáci si učiní poznámky z pozorování:

	1. zkumavka	2. zkumavka	3. zkumavka	4. zkumavka
Kov:	Fe	Zn	Mg	Cu
Nastal děj:	pomalý vývin H_2	rychlý vývin vodíku	prudký vývin H_2	nic se neděje



Další části úlohy zpracují žáci ve dvojicích:

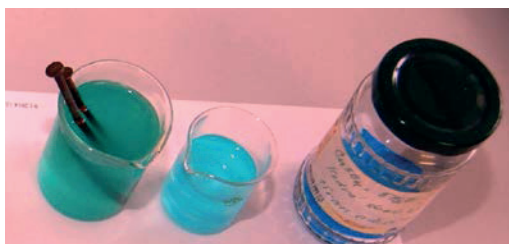
2. Redukční schopnosti různých kovů

Do kádinky 100 ml připrav roztok modré skalice rozpuštěním 1 lžičky (nejprve si ji v třecí misce pořádně rozetři) v 75 ml vody, zamíchej. Poté do roztoku vlož osmirkovaný železný hřebík. Děj nech probíhat (viz obr. níže).



Mezi tím pozoruj učitele, který provede další frontální pokus:

Do kádinky 100 ml připraví roztok dusičnanu stříbrného rozpuštěním 1 lžičky (nejprve si ji v třecí misce pořádně rozetře) v 75 ml vody. Zamíchá pro dokonalé rozpuštění.



Poté do roztoku vloží osmirkovanou desku z mědi.

Pozoruj, co se v kádince bude dít.

Oba děje nechte běžet do konce hodiny.

Odpověz na následující otázky:

- Co se stalo se železným hřebíkem v kádince s modrou skalicí (viz obr. výše)?

Nachytala se na něm kovová měď z roztoku modré skalice, železo přešlo do roztoku a ten se změnil na zelenou ($Fe SO_4$) barvu (z modré).

- Co se utvořilo v kádince s Cu plechem?

Na Cu plechu se velmi rychle vyredukovalo šedé stříbro z roztoku, roztok postupně získal namodralou barvu (od $Cu (NO_3)_2$). Na plechu je patrné, jak zeslábl tím, že měď přešla při reakci do roztoku.

- Který děj běžel rychleji?

Zdá se, že vyredukování stříbra mědí než mědi železem.

- Jakou barvu získal roztok, kde byl ponořen železný hřebík, a jakou roztok, kde byl ponořen Cu plech. Zkus uhádnout, které sloučeniny jej tak obarvily.

Zelenou – od $Fe SO_4$.

Namodralou – od $Cu (NO_3)_2$

3. Nakonec provedou žáci ve dvojicích porovnání reaktivity kovů konstrukcí galvanického článku z dvojice různých kovů:

Vytvoř galvanický článek z dvojice kovů, kde + elektrodu vždy tvoří Cu hřebík a na pozici - elektrody střídaj ostatní kovy. Zapisuj si naměřená napětí:



Galvanický člunek	Napětí
Zn – Cu	cca 1 V
Fe – Cu	cca 0,5 V
Sn – Cu	cca 0,4 V
Al – Cu	od 0,3 do 1 V, kolísá, chová se divně kvůli oxidu Al_2O_3 na svém povrchu, který jej pasivuje, nutno osmírkovat
Cr – Cu	cca 1 V
Mg – Cu	cca 1,7 V
Ag – Cu	cca -0,1V až -0,15 V
Cu – Cu	nula V

Který pár kovů dával největší napětí?

Mg – Cu cca 1,7 V

Který pár kovů dával nejmenší napětí?

Ag – Cu -0,10 až -0,15 V

a Cu – Cu jen 0 V

Seřaď kovy, se kterými jsi měřil(a), podle jejich aktivity od nejreaktivnějšího po nejméně reaktivní. Nulu v řadě tvoří vodík H. Za vodíkem tedy stojí nejméně reaktivní kovy (ušlechtilé), které jej neumí z kyseliny vyredukovat.

Jak se říká této řadě (po ruském elektrochemikovi, který kovy proměřil a do řady je uspořádal)?

Beketovova řada

...Mg Al Zn Cr Fe Sn....H Cu Ag





f) Závěr

V úloze žáci vyzkoušeli řadu experimentů, které vedly k objasnění a procvičení základních principů (a pojmů) z elektrolýzy, galvanického článku a reaktivity kovů.

Probraná látka bude ještě zopakována didaktickou hrou KDO s KÝM v ELEKTROCHEMII, která je obsahem dokumentu Opakování.

Zdroje obrázků:

Obrázek 1 – princip elektrolýzy NaCl – <http://dragonadam.wz.cz/elektrolyza.html>

Obrázek 2 – princip galvanického článku

<http://www.vyukovematerialy.cz/chemie/rocnik9/reak01.htm>

Ostatní obrázky a fotografie – autor



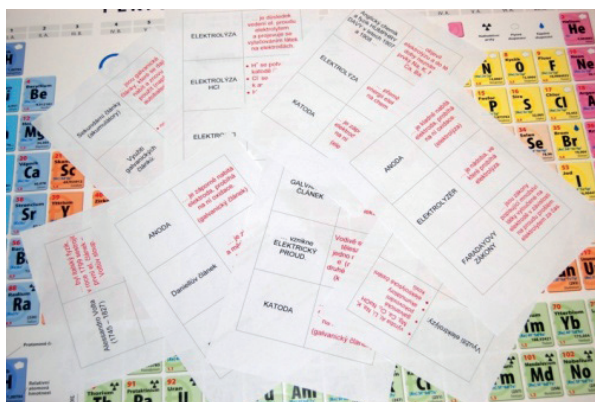
Opakování

Didaktická hra

„KDO s KÝM o ELEKTROCHEMII“

Pravidla:

- Hra je určena nejvýše pro 25 žáků: Lepší je, když hraje hru méně žáků. Jejím cílem je, aby si žáci zopakovali základní pojmy z oboru elektrolýza (10), galvanický článek (10) a reaktivita kovů (5).
- Hra obsahuje 25 párů kartiček: 25 kartiček psaných černým textem a 25 kartiček napsaných červeným textem.
- Černé kartičky obvykle obsahují nějaký pojem a červené jeho vysvětlení, rozvedení, popis...
- Účelem hry je kartičky spárovat, aby pojmu odpovídalo jeho vysvětlení.
- Nejprve listy hry vytiskneme (doporučujeme tvrdší, např. fotografický papír), všechny kartičky rozstříháme a rozdělíme na „černé“ a „červené“. Karty jsou vytištěny pro hru na následujících listech tak, že si v páru odpovídají (**pro učitele: 1x celou hru vytisknout, listy nestříhat na kartičky, ale sešít – sestava poslouží jako řešení**).
- Potom kartičky vyskládáme na stůl textem dolů a to na dvě místa – první s černými kartičkami a druhé s červenými.
- Žáci přistupují nejprve k prvnímu stolu a postupně si rozebírají kartičky a odnášejí si je.
- Všechny kartičky musí být rozebrané. Pak žáci stejným postupem rozeberou i druhé místo, s červenými kartičkami. Každý žák by měl mít několik kartiček (nejméně 2, při počtu 25 žáků).
- Žáci se posadí ke svým lavicím či židlím a položí si před sebe své kartičky.
- První žák začíná hru. Přečte nahlas červený text své kartičky.
- Ostatní žáci si jej vyslechnou, prohlédnou si své kartičky a žák, který si myslí, že jeho kartička odpovídá významem právě přečtenému textu, se přihlásí o slovo a přečte svůj černý text.
- Učitel, coby sudí, posoudí, zda je to správně, a v případě, že ano, vybere od žáků pár kartiček a položí je na stůl.
- Na tabuli zapíše odpověď do sloupce se správnými odpověďmi.
- Dojde-li však k tomu, že pár kartiček je špatně sestaven, tj. pojmy (černě) a objasňující text (červeně) si neodpovídají, učitel napíše na tabuli odpověď do sloupce špatných odpovědí a kartičky zůstávají ve hře u svých hráčů.
- Hra pokračuje dalším žákem a další „červenou“ kartičkou.
- Hra je učitelem ukončena, když nezbydou žádné kartičky.
- Učitel na tabuli sečte špatné odpovědi a vypočte poměr „špatné/25“ (celkový počet dvojic karet je vždy 25) a výsledek hry slovně vyhodnotí.
- Doporučujeme hru zopakovat cca po uplynutí 1 měsíce od probírání tématu a porovnat skóre.
- Hru je také možné hrát po týmech a porovnávat skóre jednotlivých týmů, nebo variantu děvčata versus hoši aj.
- Můžete vytvořit další varianty, rozmanitosti se meze nekladou. Všechny varianty ale budou mít společný cíl: aby vás téma elektrochemie bavilo a něco jste si z něj do života odnesli ☺.



Zdroj obrázků: autor

☞ následují kartičky na téma elektrolýza (10)



<p>ELEKTROLÝZA</p>	<p>... je důsledek vedení el. proudu elektrolytem a projevuje se vylučováním látek na elektrodách.</p>
<p>ELEKTROLÝZA HCl</p>	<ul style="list-style-type: none">• H^+ se pohybují ke katodě \ominus• Cl^- se pohybují k anodě \oplus• H_2 i Cl_2 vyublají z roztoku
<p>ELEKTROLYT</p>	<p>... je kapalina s volnými ionty (anionty \ominus a kationty \oplus).</p>



<p>Anglický chemik a fyzik HUMPHRY DAVY v letech 1907 a 1908 ...</p>	<p>... objevil elektrolýzu a do té doby neznámé prvky Na, K, Mg, Ca, Ba.</p>
<p>ELEKTROLÝZA</p>	<p>... přeměňuje energii elektrickou na chemickou.</p>
<p>KATODA</p>	<p>... je záporně nabitá elektroda, probíhá na ní redukce. (elektrolýza)</p>



<p>ANODA</p>	<p>... je kladně nabitá elektroda, probíhá na ní oxidace. (elektrolýza)</p>
<p>ELEKTROLYZÉR</p>	<p>... je nádoba, ve které probíhá elektrolýza.</p>
<p>FARADAYOVY ZÁKONY</p>	<p>... jsou zákony popisující množství látky vyloučené na elektrodě v závislosti na proudu prošlém elektrolytem za čas.</p>



Využití elektrolýzy:	<ul style="list-style-type: none">• výroba Al, Li, Na, K, Mg, Ca, Cl₂, NaOH• galvanické pokovování• akumulátory• elektrolytické čištění kovů
----------------------	--

☞ následují kartičky na téma galvanický článek (10)

GALVANICKÝ ČLÁNEK	... přeměňuje energii chemickou na elektrickou.
ELEKTRICKÝ PROUD	Vodivě spojíme dvě tělesa, z nichž jedno má přebytek e ⁻ (anoda ⊖) a druhé nedostatek e ⁻ (katoda ⊕), vznikne...



KATODA	... je kladně nabitá elektroda, probíhá na ní redukce. (galvanický článek)
ANODA	... je záporně nabitá elektroda, probíhá na ní oxidace. (galvanický článek)
Daniellův článek	... je zinkový a měděný plíšek ponořený do roztoku svých solí.



<p>Primární články</p>	<p>... jsou galvanické články, které se již nedají znovu nabít (např. obyčejné tužkové baterky).</p>
<p>Sekundární články (akumulátory)</p>	<p>... jsou galvanické články, které se dají nabít a znovu použít (např. autobaterie).</p>
<p>Využití galvanických článků:</p>	<ul style="list-style-type: none">• napájení přenosných spotřebičů – hodinky, baterky, mobilní telefony, fotoaparáty• záložní zdroje



<p>Luigi Galvani (1737–1798)</p>	<p>... byl italský lékař a fyzik, zkoumal elektrické jevy při pohybech svalů (žabí stehýnka).</p>
<p>Alessandro Volta (1745–1827)</p>	<p>... byl italský fyzik, v roce 1799 sestrojil první el. článěk – Voltův sloup.</p>

☞ následují kartičky na téma reaktivity kovů (Beketovova řada) (5)

<p>N. N. Beketov (1827–1911)</p>	<p>... byl ruský fyzikální chemik, který seřadil kovy podle hodnot jejich elektrodového potenciálu.</p>
--------------------------------------	---



<p>Beketovova řada kovů slouží...</p>	<p>... k určení oxidačních a redukčních vlastností kovů.</p>
<p>Čím zápornější je elektrodový potenciál,...</p>	<p>... tím více se chce kov oxidovat (neušlechtilý kov).</p>
<p>Čím kladnější je elektrodový potenciál,...</p>	<p>... tím více se chce kov redukovat (ušlechtilý kov).</p>



Vodík v Beketovově
řadě ...

... rozděljuje kovy
na ušlechtilé
a neušlechtilé. Jeho
elektrodový
potenciál je 0 V.

Elektrochemie – elektrolýza, galvanický článek a reaktivita kovů

Bc. Kristýna Kantnerová, Mgr. Štěpánka Lachmanová, Ing. Květoslava Stejskalová, CSc.



www.otevrenaveda.cz



evropský
sociální
fond v ČR



EVROPSKÁ UNIE



MINISTERSTVO ŠKOLSTVÍ,
MLÁDEŽE A TĚLOVÝCHOVY



OP Vzdělávání
pro konkurenceschopnost

INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ