

**Univerzita Karlova v Praze
Přírodovědecká fakulta**

Katedra učitelství a didaktiky chemie



Bakalářská práce
studijního oboru Chemie a biologie se zaměřením na vzdělávání

**ELEKTROCHEMICKÁ ŘADA NAPĚTÍ KOVŮ V UČIVU CHEMIE
NA STŘEDNÍ ŠKOLE**

Hana Pacáková

Praha 2008

Školitel: Prof. RNDr. Hana Čtrnáctová, CSc.
Konzultant: Mgr. Dana Pisková

UNIVERZITA KARLOVA v Praze

Přírodovědecká fakulta

Oborová knihovna chemie

Albertov 6, 128 43 Praha 2

IČO: 00216208, DIČ: CZ00216208

UK 22

studovna

pr.č. 14b/08(did.ch)

Klíčová slova:

výuka chemie na střední škole, kovy, kationty kovů, redoxní děje, standardní redoxní potenciál, elektrochemická (Beketovova) řada napětí kovů

Prohlašuji, že jsem tuto bakalářskou práci vypracovala samostatně pod vedením školitelky Prof. RNDr. Hany Čtrnáctové, CSc. a konzultantky Mgr. Dany Piskové a že jsem všechny užití prameny řádně citovala. Jsem si vědoma toho, že případné využití výsledků získaných v této práci mimo Univerzitu Karlovu v Praze je možné pouze po písemném souhlasu této univerzity.

V Praze dne.....*9. 6. 2008*.....

Podpis:.....*Hana Pacáková*.....

Hana Pacáková

Poděkování

Tímto bych ráda poděkovala své školitelce Prof. RNDr. Haně Čtrnáctové, CSc. a konzultantce Mgr. Daně Piskové za vstřícný přístup, trpělivost, užitečné rady a pomoc při realizaci této bakalářské práce. Poděkování patří i mým rodičům, prarodičům a Radkovi za podporu ve studiu.

Obsah:

1. Úvod a cíl práce	5
2. Teoretická východiska	6
2.1. Elektrochemická řada napětí kovů	6
2.2. Kurikulární dokumenty.....	7
3. Rešerše učebnic pro střední školy	13
4. Elektrochemická řada kovů – vybrané pokusy	18
5. Závěr	29
6. Shrnutí	30
7. Summary.....	31
8. Použitá literatura.....	32

1. ÚVOD A CÍL PRÁCE

Téma Elektrochemická řada napětí kovů jsem si vybrala z důvodu zájmu o anorganickou chemii a pokusy s ní spojené. Problematice není ve výuce chemie věnován příliš velký prostor, přitom se jedná o téma zajímavé a v praxi využitelné. Žáci jsou s ním seznámeni pouze okrajově, případně je jim nastíněno jednoduchou formou. Mezi učebnicemi však v tomto ohledu existují i světlé výjimky – v několika z nich je učivo vysvětleno dostatečně.

Svoji bakalářskou práci jsem pojala jako teoretickou rešerši středoškolských učebnic, vyhledala jsem dostupné učebnice s chemickými pokusy zaměřenými na elektrochemickou řadu kovů a tyto pokusy jsem pak provedla a vyhodnotila, zda dobře demonstrují vlastnosti kovů a jejich reakce.

Cíl práce:

- Provést rešerši učebnic pro střední školy pro zjištění výskytu učiva týkající se elektrochemické řady napětí kovů.
- Vyhledat dané téma v současně platných kurikulárních dokumentech.
- Nalézt chemické pokusy vhodné pro středoškolské studenty a vyzkoušet je v praxi.
- Zjistit, zda jsou kovy a chemikálie potřebné k jednoduchým pokusům přístupné ke koupi i veřejnosti tak, aby žáci při probírání daného učiva mohli reakce provádět i doma.

2. TEORETICKÁ VÝCHODISKA

2.1. Elektrochemická řada napětí kovů

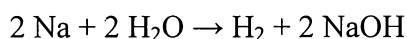
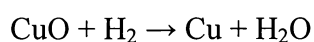
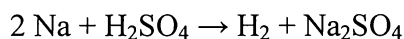
(citace: www.wikipedia.org)

Elektrochemická řada napětí kovů, jinak také Beketovova řada kovů, řada rozpouštěcího napětí kovů či řada napětí kovů je uspořádání vytvořené ruským fyzikálním chemikem N. N. Beketovovem (1827 – 1911), který seřadil kovy podle jejich standardního elektrodového potenciálu (tj. elektrodového potenciálu vztaženého k vodíkové elektrodě), na jehož základě lze odvodit reaktivitu kovů a oxidačně-redukční vlastnosti. Elektrodový potenciál vyjadřuje míru schopnosti redoxního systému převést jednoho z reakčních partnerů do oxidovaného stavu. V případě kovů se jedná o vztah kationtu kovu a elementárního kovu. Tyto hodnoty se pohybují zhruba od -3 V do $+2$ V, přičemž například hodnota $E^\circ_{\text{Li}^+/\text{Li}}$ je rovna $-3,045$ V, $E^\circ_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}$ je $-2,363$ V, $E^\circ_{\text{H}^+/\text{H}_2}$ je 0 V, $E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}$ je $+0,339$ V a $E^\circ_{\text{Au}^{3+}/\text{Au}}$ je $+1,420$ V. Sestavení kovů vypadá takto: Li Rb K Cs Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Ti Zn Cr Fe Cd In Tl Co Ni Sn Pb H_2 Bi Cu Os Ru Ag Hg Pt Au, přičemž prvky nalevo od vodíku jsou kovy elektropozitivní neboli neušlechtilé, prvky napravo od vodíku jsou kovy elektronegativní neboli ušlechtilé. Kovy byly takto rozděleny v důsledku reakcí s kyselinami a mezi sebou a svými solemi navzájem.

Reakce kovů s kyselinami

- Pokud reaguje kyselina s kovem, který je nalevo od vodíku, dojde k reakci, při které se kov oxiduje a redukuje přitom vodíkové kationy na vodík.
- Oxidy kovů stojících od vodíku napravo při reakci s vodíkem podléhají redukcii a vodík oxidují.
- Pokud kov stojí daleko před vodíkem vlevo, je schopen vyredukovat vodík i z vody.

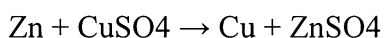
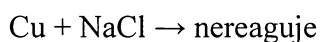
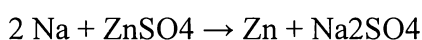
Příkladem jednotlivých situací jsou tyto reakce:



Reakce kovů mezi sebou

- Kov, který stojí více nalevo, sám sebe oxiduje a kov, který s ním reaguje, redukuje.
- Při vzájemné interakci kovu A se solí kovu B stojícího v řadě více nalevo nedochází k reakci.
- Při vzájemné interakci kovu A se solí kovu B stojícího v řadě více napravo dochází k reakci, při níž se kov A oxiduje a současně se redukuje kov B.

Příkladem jednotlivých situací jsou tyto reakce:



2.2. Kurikulární dokumenty

Standard vzdělávání ve čtyřletém gymnáziu

(citace 27: MŠMT: Věstník MŠMT,

citace 8: Čtrnáctová H., Čížková V., Marvánová H., Pisková D.: Přírodovědné předměty v kontextu kurikulárních dokumentů a jejich hodnocení.)

CHEMIE

o Okruhy kmenového učiva

- **Složení a struktura chemických látek** – Složení a struktura atomů. Jádro atomů. Protonové a nukleové číslo. Izotopy a nuklidy. Radioaktivita. Elektronový obal atomu. Orbital. Typy orbitalů. Periodická soustava prvků a periodický zákon. Periodická tabulka. Valenční elektrony. Pravidla o zaplňování elektronových obalů. Typické vlastnosti prvků na základě postavení v periodické soustavě prvků. Klasifikace prvků. Chemická vazba. Vaznost. Vznik chemické vazby. Elektronegativita a polarita chemické vazby. Slabé vazebné interakce. Struktura a vlastnosti kovalentních a iontových sloučenin. Vlastnosti kovů.
- **Chemické reakce a chemické rovnice** – Klasifikace chemických reakcí. Průběh chemických reakcí. Základy termochemie, kinetiky a chemických rovnováh. Enthalpie. Výpočty z chemických rovnic. Předpovídání průběhu chemických rovnic.

- **Anorganická chemie** – Názvosloví anorganických sloučenin. Voda a peroxid vodíku. Struktura vody a její vlastnosti. Význam vody pro život a chemické výroby. Ochrana vod. Voda jako rozpouštědlo. Tvrdost vody. Roztoky, složení roztoků. Disociace, iontové rovnice. Proteolytické reakce. Kyselé, zásadité a neutrální roztoky. Hydrolýza solí. Chemie p-prvků. Vlastnosti p-prvků a jejich sloučenin. Klasifikace p-prvků. Vzácné plyny. Halogeny. Chalkogeny. Prvky skupiny dusíku. Prvky skupiny uhlíku. Prvky skupiny boru. Chemie p-prvků s kovovým charakterem. Zařazení v periodické soustavě prvků. Charakteristické fyzikální a chemické vlastnosti hliníku, cínu, olova a jejich sloučenin. Chemie s-prvků. Charakteristika prvků I. a II.A skupiny periodické soustavy. Vlastnosti sodíku, draslíku, hořčíku, vápníku a jejich sloučenin. Chemie d- a f- prvků. Obecná charakteristika. Názvosloví koordinačních sloučenin. Prvky skupiny chromu a manganu a jejich sloučeniny. Prvky triády železa a jejich sloučeniny. Prvky skupiny mědi a jejich sloučeniny.

Elektrochemická řada napětí kovů zde není zmíněna, jedná se pouze o okruhy kmenového učiva, tudíž lze upravit, kde se daná problematika může probírat Standard vzdělávání ve čtyřletém gymnáziu vytyčuje vzdělávací cíle zahrnující poznávací cíle, dovednosti a kompetence a také hodnoty a postoje. Standard předpokládá, že by se vyučování mělo zaměřit spíše na poznatky podstatné a významné pro poznávací a praktické činnosti než na velký rozsah učiva.

Učební osnovy pro gymnázia – platnost od 1.9.1999

(citace 26: MŠMT: Učební dokumenty pro gymnázia.)

CHEMIE 1. – 4. ROČNÍK ČTYŘLETÉHO GYMNÁZIA

5. – 8. ROČNÍK OSMILETÉHO GYMNÁZIA

OBSAH UČIVA

o Obsah tématických celků

- **Složení a struktura chemických látek** – Složení a struktura atomů. Jádro atomů. Protonové a nukleové číslo. Izotopy a nuklidy. Radioaktivita. Elektronový obal atomu. Orbital. Typy orbitalů. Periodická soustava prvků a periodický zákon. Periodická tabulka. Valenční elektrony. Pravidla o zaplňování elektronových obalů. Typické vlastnosti prvků na základě postavení v periodické soustavě prvků. Klasifikace prvků. Chemická vazba. Vaznost. Vznik chemické vazby. Elektronegativita a polarita chemické vazby. Slabé vazebné interakce. Struktura a vlastnosti kovalentních a iontových sloučenin. Vlastnosti kovů.
- **Kvalitativní a kvantitativní stránka chemických reakcí** – Názvosloví anorganických sloučenin. Chemické reakce a chemické rovnice. Klasifikace chemických reakcí. Průběh chemických reakcí. Základy termochemie, kinetiky a chemických rovnováh. Enthalpie. Základní výpočty z chemických rovnic. Předvídaní průběhu chemických reakcí. Doporučené rozšiřující učivo – Výpočty z chemických rovnic (acidobazické reakce, redoxní reakce, srážecí reakce) a chemických rovnováh.

Elektrochemickou řadu lze zařadit do jednoho z tématických celků, samostatně zde není uvedena.

Elektrochemická řada v Katalogu požadavků ke společné části maturitní zkoušky v roce 2004

(citace 24: MŠMT: Katalog požadavků ke společné části maturitní zkoušky v roce 2004.)

CHEMIE - OBECNÁ CHEMIE

o Chemická rovnováha

- **Osvojení poznatků a porozumění** – definovat a správně používat pojmy oxidace a redukce, oxidační a redukční činidlo a vysvětlit podstatu oxidačně redukčních dějů, porovnat podle Beketovovy elektrochemické řady napětí schopnost prvků tvořit kationty (ve vodném prostředí) a posoudit schopnost určitého prvku působit jako oxidační (redukční) činidlo.
- **Aplikace poznatků a řešení problémů** – využívat znalost Beketovovy elektrochemické řady napětí k posouzení pravděpodobnosti spontánního průběhu daného redoxního děje.
- **Pozorování a experimentování** – vysvětlit průběh vzájemné reakce kovu a kationtu kovu podle jejich postavení v Beketovově elektrochemické řadě napětí.
- **Komunikace** – uvést příklady oxidačně-redukčních dějů v přírodě a technice (např. dýchací řetězec, fotolýza vody, galvanické články, elektrolýza).

Katalog přesně rozepisuje požadavky na znalosti dané problematiky.

Elektrochemická řada v Katalogu požadavků zkoušek společné části státní maturitní zkoušky – platný od školního roku 2009/2010

(citace 25: MŠMT: Katalog požadavků zkoušek společné části státní maturitní zkoušky pro rok 2010, citace 8: Čtrnáctová H., Čížková V., Marvánová H., Pisková D.: Přírodovědné předměty v kontextu kurikulárních dokumentů a jejich hodnocení.)

o Obecná chemie

- **Chemická rovnováha** – definovat a správně používat pojmy oxidace a redukce, oxidační a redukční činidlo, vysvětlit podstatu oxidačně redukčních dějů, porovnat podle Beketovovy elektrochemické řady

napětí schopnost prvků tvořit kationty (ve vodném prostředí) a posoudit schopnost určitého prvku působit jako oxidační (redukční) činidlo.

- **Jaderné přeměny a chemické reakce v praxi (chemie kolem nás)** – uvést příklady oxidačně-redukčních dějů v přírodě a technice (např. dýchací řetězec, fotolýza vody, galvanické články, elektrolyza)

Tento katalog je úpravou katalogu předchozího a přesně vymezuje dané požadavky týkající se tématu. Katalogy stanovují požadavky kladené na žáky v předmětech společné části maturitní zkoušky. Požadavky jsou rozvedeny pomocí specifických cílů, tedy konkrétních vědomostí a dovedností, které by měl student pro úspěšné zvládnutí maturity mít.

RVP G (RVP pro gymnázia)

(citace: www.rvp.cz)

Vzdělávací obsah pro čtyřleté a vyšší stupně víceletých gymnázií je rozčleněn do osmi vzdělávacích oblastí. Chemie jako předmět se nachází ve vzdělávací oblasti Člověk a příroda.

VZDĚLÁVACÍ OBSAH CHEMIE:

o Obecná chemie

- **Očekávané výstupy** – žák využívá odbornou terminologii při popisu látek a vysvětlování chemických dějů, provádí chemické výpočty a uplatňuje je při řešení praktických problémů, předvídá vlastnosti prvků a jejich chování v chemických procesech na základě poznatků o periodické soustavě prvků, využívá znalosti o částicové struktuře látek a chemických vazbách k předvídání některých fyzikálně-chemických vlastností látek a jejich chování v chemických reakcích.
- **Učivo** – soustavy látek a jejich složení, veličiny a výpočty v chemii, stavba atomu, periodická soustava prvků, chemická vazba a vlastnosti látek, tepelné změny při chemických reakcích, rychlost chemických reakcí a chemická rovnováha.

o Anorganická chemie

- **Očekávané výstupy** – žák využívá názvosloví anorganické chemie při popisu sloučenin, charakterizuje významné zástupce prvků a jejich sloučeniny, zhodnotí jejich surovinové zdroje, využití v praxi a vliv na životní prostředí, předvídá průběh typických reakcí anorganických sloučenin, využívá znalosti základů kvalitativní a kvantitativní analýzy k pochopení jejich praktického významu v anorganické chemii.
- **Učivo** – vodík a jeho sloučeniny, s- prvky a jejich sloučeniny, p- prvky a jejich sloučeniny, d- a f- prvky a jejich sloučeniny.

RVP pouze určuje rámec vzdělávání, tudíž zde není problematika zmíněna. Ve školním vzdělávacím programu každá škola musí požadavky RVP rozpracovat a stanovit konkrétní učivo v jednotlivých tématech, tudíž by elektrochemická řada kovů mohla být zařazena do chemické rovnováhy, problematiky redoxních rovnic nebo chemických rovnic jako takových. Na středních školách jsou v současné době platné tyto dokumenty: Standard vzdělávání na čtyřletém gymnáziu, Učební dokumenty pro gymnázia a Katalogy požadavků ke společné části maturitní zkoušky.

3. REŠERŠE UČEBNIC PRO STŘEDNÍ ŠKOLY

Pro rešerši byly využity hlavně učebnice chemie pro gymnázia, případně pro nechemické střední odborné školy. Pro srovnání obsahu učiva jsem zvolila rešerši jak učebnic používaných v této době (vycházejí od roku 1990 až dosud), tak vydaných do roku 1990. V učebnicích vydaných do roku 1976 je obecná část chemie pouze doplňkem jednotlivých popisných částí, kdežto v učebnicích pro gymnázia vydaných v letech 1984 – 1987 je základem část obecná, která slouží k vysvětlení popisných částí chemie. Toto uspořádání učiva pokračuje i v 90. letech. V této rešerši jsem se zaměřila na výklad problematiky elektrochemické řady kovů, jakým způsobem je žákům téma vysvětleno, zda je text doplněn schémata, obrázky, úkoly, pokusy, rovnicemi, jak je obtížný a jsou-li zde uvedeny základní důležité informace.

1. Sotorník V., Petřů F.: *Anorganická chemie pro I. a II. ročník gymnasií*. SPN, Praha 1971.

- v této učebnici je vysvětlena podstata sestavení elektrochemické řady kovů tak, že při reakcích kovů s kyselinami dochází k tvorbě kationtů kovů a odštěpení elektronů
- zdůrazněna je informace, že prvky od vodíku vpravo reagují s kyselinami jen za přítomnosti oxidačního činidla, nebo když má kyselina oxidační vlastnosti
- jsou popsány možné reakce a jejich produkty
- jsou uvedeny příklady redoxních reakcí
- text je doplněn základními jednoduchými postupy pokusů

2. Fišer B., Pauková M.: *Chemický děj a elektrochemie*. SPN, Praha 1971.

- před tím, než je uvedena elektrochemická řada napětí, je zde vysvětlena podstata galvanických článků, elektrodového článku, Voltova článku a standardního potenciálu
- z uspořádání kovů jsou vyvozeny údaje o jejich chemickém chování
- zmíněny jsou i příklady z praxe
- text je doplněn schémata, otázkami a úkoly

3. Čipera J. a kolektiv: *Chemie pro IV. ročník gymnázií (2.díl)*. SPN, Praha 1974.

- na základě výkladu kapitoly Standardní elektrodové potenciály je odvozena elektrochemická řada kovů
- jsou vysvětleny pojmy jako standardní potenciál, Danielův článek, redoxní reakce
- podle hodnot potenciálů jsou prvky sestaveny do řady, na které je vysvětleno chování prvků vlevo a vpravo od vodíku
- text je doplněn tabulkou s hodnotami potenciálů, rovnicemi, cvičeními a schémata

4. Pacák J., Čipera J., Halbých J., Hrnčiar J., Kopřiva J.: *Chemie pro II. ročník gymnázií*. SPN, Praha 1985.

- v učebnici je uvedena neúplná elektrochemická řada kovů
- studentům jsou předloženy základní redoxní reakce zapsané slovně i rovnicemi
- jsou uvedeny vlastnosti prvků od vodíku vlevo a vpravo, učebnice se pak odkazuje na učivo ve vyšším ročníku
- text je obohacen úkoly k procvičení a možnostmi praktického využití redoxních dějů

5. Čipera J., Čtrnáctová H., Klímová H., Křištofová V.: *Seminář a cvičení z chemie pro IV. ročník gymnázií*. SPN, Praha 1987.

- učebnice pojednává o redoxních rovnováhách jako takových, jako příklady uvádí typické reakce kovů z elektrochemické řady
- podrobně je vysvětlen princip oxidace a redukce a elektrodových potenciálů, je zdůrazněno, že průběh chemické reakce lze přesněji předpovědět na základě hodnot standardního elektrodového potenciálu než podle elektrochemické řady kovů
- výklad je doplněn otázkami a cvičeními s řešením, názornými obrázky a schémata

6. **Vacík J., Antala M., Čtrnáctová H., Petrovič P., Strauch B., Šímová J., Zemánek F.:** *Chemie I/obecná a anorganická/ pro gymnázia*. SPN, Praha 1995.
- elektrochemická řada kovů je probrána v kapitole Redoxní rovnováhy
 - je nastíněna problematika oxidace a redukce, rovnovážné konstanty, galvanických článků a elektrodového potenciálu
 - jsou vysvětleny vlastnosti prvků stojících vlevo a vpravo od vodíku
 - text je doplněn rovnicemi, tabulkou s hodnotami elektrodových potenciálů jednotlivých prvků a úkoly
7. **Amann W., Eisner W., Gietz P., Maier J., Schierle W., Stein R.:** *Chemie pro střední školy 1b*. Pedagogické nakladatelství Scientia, Praha 1997.
- v této publikaci je problematika elektrochemické řady kovů pouze nastíněna, nicméně je zde vysvětleno, v čem spočívá oxidace a redukce, co se s danými reaktanty děje a podle redukční síly je seřazeno pár základních kovů
 - text je doplněn otázkami, úkoly, fotografiemi reakcí a reakčními schémata
8. **Amann W., Eisner W., Gietz P., Maier J., Schierle W., Stein R.:** *Chemie pro střední školy 2a*. Pedagogické nakladatelství Scientia, Praha 1998.
- elektrochemická řada kovů je probrána v kapitole Elektrochemická řada napětí
 - učebnice obsahuje velice podrobné vysvětlení galvanických článků, jak jsou tyto články sestaveny, na jakém principu fungují, k čemu v nich při reakci dochází
 - po předchozím výkladu se probírá, jakým způsobem byly kovy uspořádány, je uvedena tabulka založená na reakcích jednotlivých kovů, v níž se uvádí, co je oxidačním a redukčním činidlem a hodnota standardního potenciálu
 - pár rovnic je zapsáno i slovně
 - text je doplněn obrázky, úkoly a návrhy praktických úloh, je poněkud obtížnější, zato je zde dané problematice věnován poměrně velký prostor, doplňující obrázky výklad oživují
9. **Banýr J., Beneš P. a kolektiv:** *Chemie pro střední školy*. SPN, Praha 1999.
- je zmíněna přímo Elektrochemická řada kovů

- uspořádání kovů je probíráno jak samostatně, tak je o něm zmínka i v charakteristických vlastnostech kovů
- problematika je vysvětlena jednoduše a srozumitelně
- poznatky jsou shrnuty do přehledné tabulky s vysvětlivkami, kde jsou popsány typické reakce jednotlivých kovů
- využití reakcí kovů je nastíněno v následující kapitole o elektrochemických článcích
- po teorii je uvedeno několik cvičení, na jejichž základě si žáci mohou procvičit svoje znalosti

10. Peč P., Pečová D.: *Učebnice středoškolské chemie a biochemie*. Nakladatelství Olomouc, Olomouc 2001.

- problematika je vysvětlena velice srozumitelně a celkem podrobně a je doložena rovnicemi
- je nastíněn základ standardních redukčních potenciálů kovů
- text je doplněn tabulkou, kde jsou seřazeny kovy podle jejich schopnosti tvořit kationty

11. Flemr V., Dušek B.: *Chemie I /obecná a anorganická/ pro gymnázia*. SPN, Praha 2001.

- uspořádání kovů je probíráno v kapitole Standardní elektrodové potenciály
- tento text se opírá o znalosti řady reaktivnosti kovů ze základní školy a poukazuje na fakt, že významnější pro tuto problematiku je standardní elektrodový potenciál, jenž se následně probere
- na základě elektrodového potenciálu jsou odvozeny reakční vlastnosti jednotlivých prvků
- součástí textu jsou příklady, cvičení, základní rovnice a tabulka s hodnotami elektrodových potenciálů jednotlivých prvků, podle jejichž hodnot jsou seřazeny

12. Honza J., Mareček A.: *Chemie pro čtyřletá gymnázia 2.díl.* Nakladatelství Olomouc, Olomouc 2002.

- text týkající se daného tématu je probrán pod názvem Řada napětí kovů, je napsán srozumitelně, je vysvětlen důvod uspořádání kovů, uvedena je i zmínka o chemickém potenciálu
- výklad je doplněn rovnicemi a příklady

13. Kotlík B., Růžičková K.: *Chemie I v kostce – obecná a anorganická chemie, výpočty v oboru chemie.* Fragment, Praha 2003.

- problematika je zmíněna v teorii redoxních reakcí
- prvky jsou seřazeny v tabulce se stručným popisem, jaké mají dané kovy vlastností, u pár prvků jsou slovně zapsány reakce, pod tabulkou je sepsán krátký výklad, jak reagují kovy vlevo a vpravo od vodíku

4. ELEKTROCHEMICKÁ ŘADA KOVŮ – VYBRANÉ POKUSY

1. Uspořádání kovů do elektrochemické řady

Pomůcky a chemikálie:

Kovové plíšky (Mg, Zn, Ti + Zn, Al, Fe, Cu), zkumavky, 5 % roztoky HCl, KCl, NaCl, CaCl₂, MgCl₂, AlCl₃, CuCl₂, Fe₂(SO₄)₃.

Postup:

Plechky z jednotlivých kovů se nastříhají na malé obdélníčky (cca 1*0,5 cm) a nechají se ve zkumavkách reagovat s roztoky chemikálií (w = 5 %). Průběhy reakcí jsou zaznamenány do tabulky. Podle průběhu reakcí jsou tyto kovy sestaveny od nejvíce reaktivního po nejméně reagující.

Řešení:

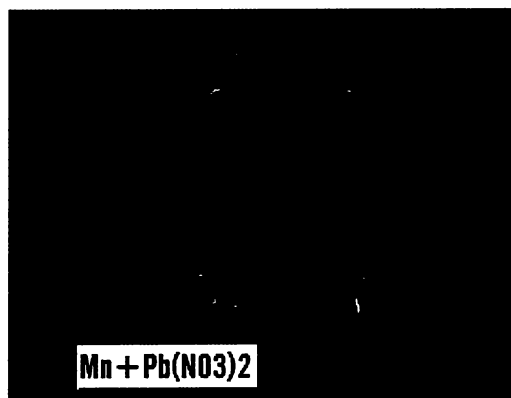
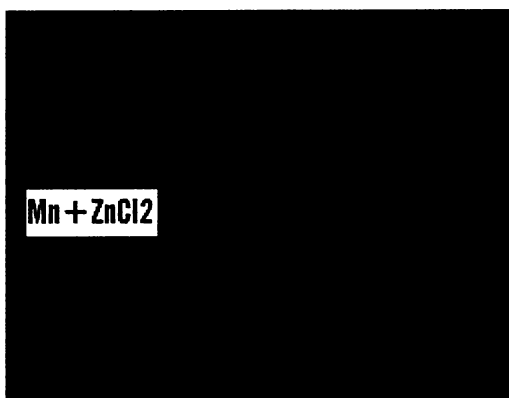
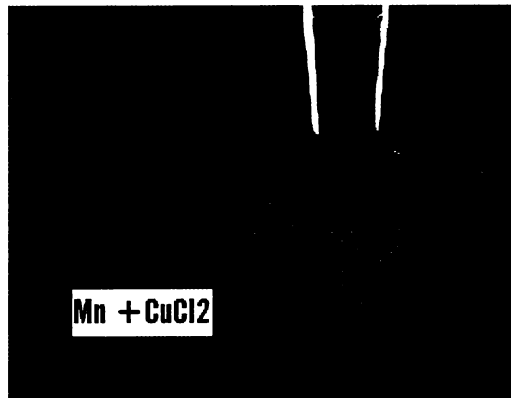
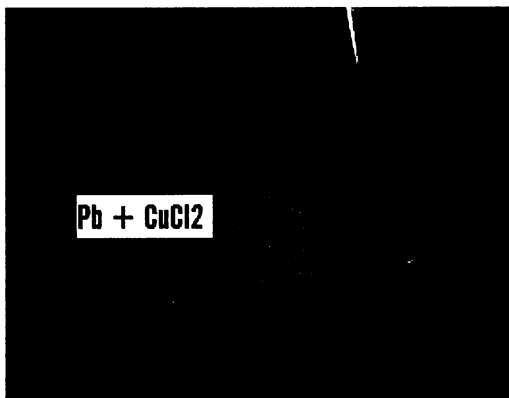
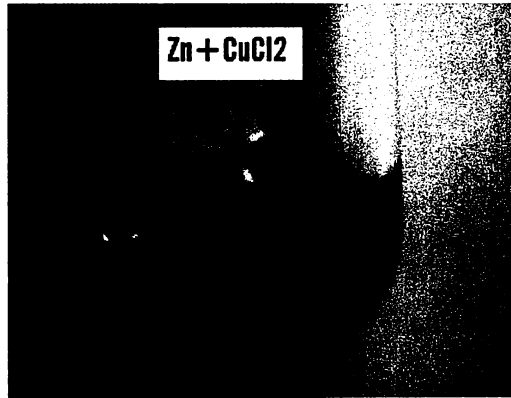
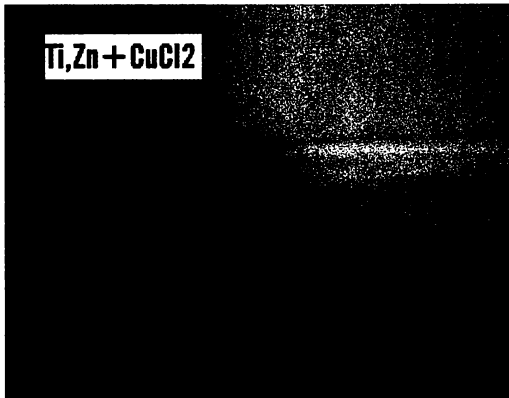
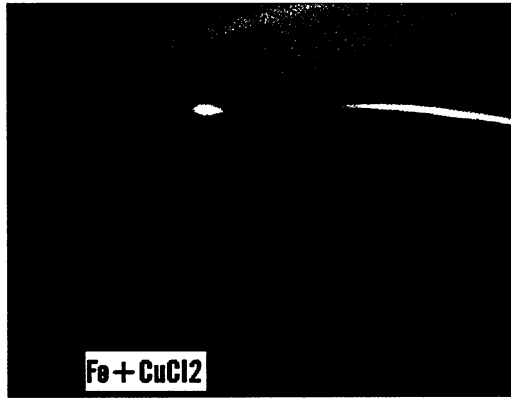
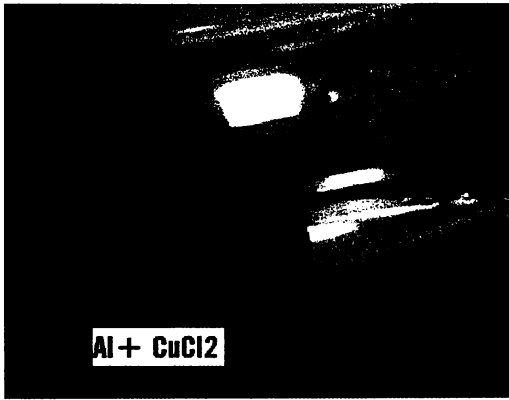
Čím více se vykytují kovy od vodíku vlevo, tím rychleji probíhají dané reakce, naopak, čím více se vyskytují vpravo od vodíku, tím méně reagují.

Závěr:

Řada elektrochemického napětí kovů je podle výsledků v tabulce srovnána takto: Mg, Ti, Zn, Al, Fe, H₂, Cu, přičemž problém byl s reaktivitou zinku a hliníku, správně by měl reagovat více hliník než zinek. Toto chování se dá vysvětlit případnou povrchovou úpravou plíšku či jeho směsným složením.

	HCl	KCl	NaCl	CaCl ₂	MgCl ₂	AlCl ₃	CuCl ₂	Fe ₂ (SO ₄) ₃
Mg	*****	*****	*****	*****	*****	*****	*****	*****
Ti + Zn	***	**	**	**	**	**	Cu	*
Zn	***	*	*	*	*	*	Cu	**
Cu	/	/	/	/	/	/	/	/
Al	***	*	*	*	*	*	Cu	/
Fe	**	/	/	/	/	/	Cu	/

Pozn.: ***** reaguje prudce, *** reaguje, ** reaguje pomalu, * skoro bez reakce,
/ nereaguje, Cu – na plíšku se vyloučila vrstvička mědi



2. Reakce Zn a Pb²⁺

(upraveno dle: Solárová M.: Efektivní pokusy v chemii.)

Pomůcky a chemikálie:

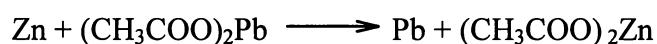
Pozinkovaný plíšek, kádinka, 5 % roztok octanu olovnatého.

Postup:

Pozinkovaný plíšek (cca 1*0,5 cm) se nechá reagovat s roztokem octanu olovnatého (w = 5 %).

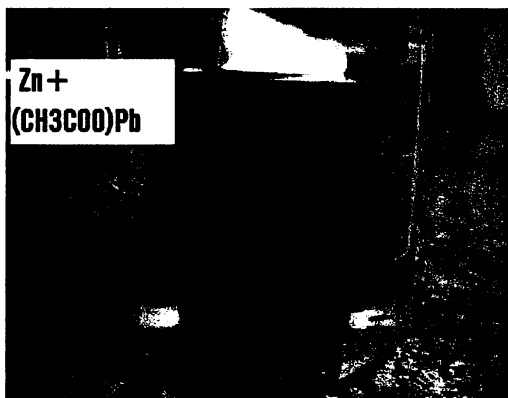
Řešení:

Zinek redukuje olovnatou sůl na olovo a sám sebe oxiduje.



Závěr:

Na plíšku se vytvářely krystalky olova, což je důkaz vytěsnění olova z octanu zinkem.



3. Reakce Zn a Ag⁺

(upraveno dle: Solárová M.: *Efektivní pokusy v chemii.*)

Pomůcky a chemikálie:

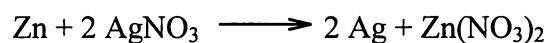
Zinkový plíšek, Petriho miska, 5 % roztok dusičnanu stříbrného.

Postup:

Zinkový plíšek (cca 1*2 cm) se nechá reagovat s roztokem dusičnanu stříbrného (w = 5 %).

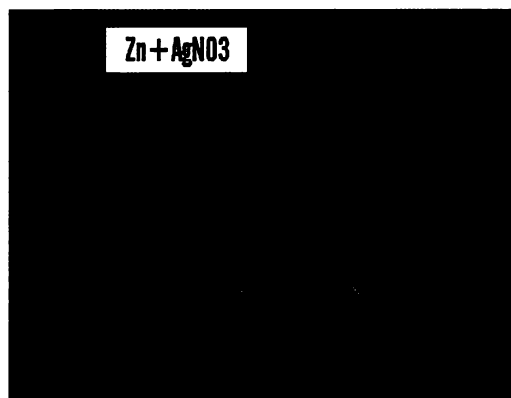
Řešení:

Zinek se oxiduje a stříbrná sůl se redukuje na stříbro.



Závěr:

Na povrchu plíšku se začaly vytvářet krystalky stříbra jako důkaz vytěsňování stříbra z roztoku dusičnanu pomocí zinku.



4. Hliníkový květ

(upraveno dle: Kouřil M.: *Demonstrační pokusy z obecné a anorganické chemie.*)

Pomůcky a chemikálie:

Alobal, Petriho miska, 5 % roztok chloridu rtuťnatého.

Postup:

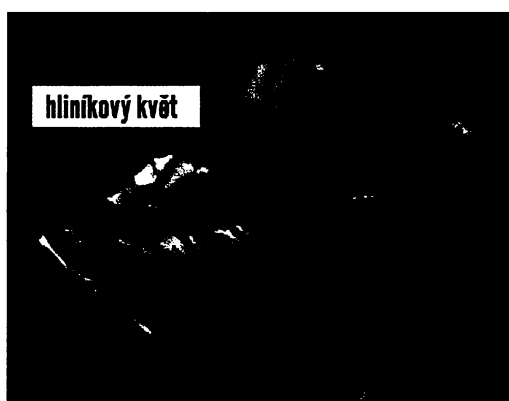
Na alobal se nejprve kápne roztok chloridu rtuťnatého ($w = 5 \%$) a pak se jeho povrch nepatrně rozruší.

Řešení:

Hliník se po rozrušení ochranné vrstvy svého oxidu snadno **oxiduje**.

Závěr:

Důkazem bylo vytvoření „hliníkového květu“.



5. Reakce zinku

(upraveno dle: Kouřil M.: *Demonstrační pokusy z obecné a anorganické chemie. Trtílek J., Hofmann V., Borovička J.: Školní chemické pokusy.*)

Pomůcky a chemikálie:

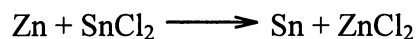
Zinkové plíšky, zinková granulka, zkumavky, 5 % roztoky SnCl_2 , HCl , H_2SO_4 , CH_3COOH .

Postup:

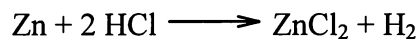
Pozinkovaný plíšek (cca $1 \times 0,5$ cm) a zinková granulka se nechá reagovat s roztokem dihydrátu chloridu cínatého ($w = 5 \%$), s kyselinou chlorovodíkovou ($w = 5 \%$), s kyselinou sírovou ($w = 5 \%$) a s kyselinou octovou ($w = 5 \%$).

Řešení:

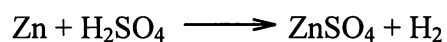
Zinkový plíšek i granulka reagují a v důsledku reakce se pohybují.



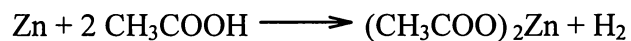
Reakce zinkového plechu a kyseliny chlorovodíkové je velmi rychlá a roztok zežloutne.



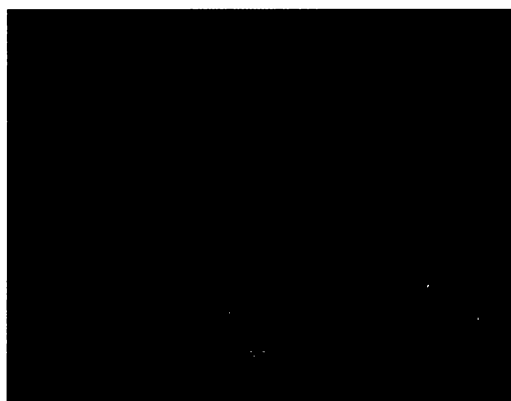
Reakce s kyselinou sírovou je pomalejší, dochází při ní k pomalému rozpouštění.



Reakce s kyselinou octovou je nejpomalejší.

**Závěr:**

Při reakci s kyselinami docházelo k oxidaci zinku a redukci vodíkových iontů na vodík.



6. Velké krystaly kovů

(upraveno dle: www.chempok.wz.cz)

Pomůcky a chemikálie:

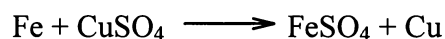
Sklenice po přesnídávce, brčko, vata, železný drát, modrá skalice, chlorid sodný, 5 % roztok chloridu sodného.

Postup:

Podle návodu se do malé sklenice po přesnídávce nasype na dno asi 5 mm modré skalice, do ní se zapíchne brčko. Na vrstvu modré skalice se nasype asi čtyřcentimetrová vrstva chloridu sodného. Na chlorid sodný se položí vrstva vaty, na kterou se umístí očištěný železný drát. Roztok chloridu sodného ($w = 5 \%$) se nalije centimetr nad drát a lahvička se uzavře víčkem.

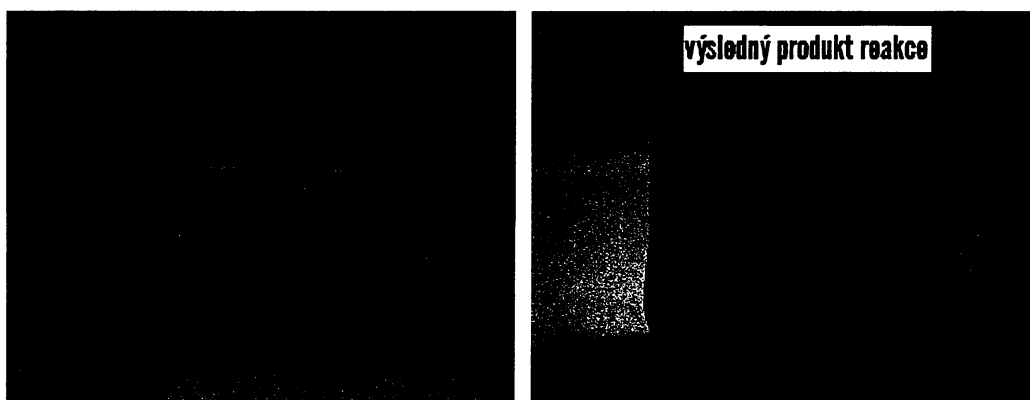
Řešení:

V tomto pokusu dochází k redukci měďnaté soli a oxidaci železa.



Závěr:

Po dvou týdnech lze pozorovat, že se na drátu vyredukovala měď.



7. Reakce kovů s kyselinou sírovou

(<http://www.nebezpečnachemie.estranky.cz/stranka/kovy-a-polokovy>)

Pomůcky a chemikálie:

Kovové plíšky (Al, Mg, Ti + Zn, Zn, Cu, Fe, Mn, Pb), zkumavky, kahan, 10 % kyselina sírová.

Postup:

10% kyselina sírová reaguje s jednotlivými kovovými plíškami ve zkumavkách, k zahřívání se používá kahan.

Řešení:

Podle reaktivity se jednotlivé kovy srovnají do řady.

kov	průběh reakce
Al	bez zahřátí nereagoval, po zahřátí došlo k vývoji plynu, vytvořil se bílý zákal
Mg	došlo k okamžité reakci bez zbarvení roztoku, zkumavka se ohřála
Ti, Zn	zpočátku pomalý vývoj plynu, při zahřátí začal reagovat a vytvořil se zákal
Zn	nejprve pomalá reakce s vývojem plynu, po zahřátí se reakce urychlila a vznikl bíle zbarvený roztok
Cu	ani po zahřátí nejevil známky reakce
Fe	bez zahřátí nereagoval, po zahřátí viditelná pouze mírná reakce
Mn	začal reagovat pozvolna, po chvíli se reakce urychlila a zkumavka se ohřála
Pb	bez zahřátí nereagoval, po zahřátí došlo k mírnému vývoji plynu

Závěr:

Na základě reaktivnosti prvků se prvky srovnají do řady shodné s elektrochemickou řadou napětí kovů.

8. Vznik stříbra v roztoku

(<http://www.nebezpečnACHEMIE.estranky.cz/stranka/kovy-a-polokovy>)

Pomůcky a chemikálie:

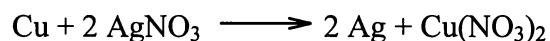
Měděný drát, Petriho miska, 3 % roztok dusičnanu stříbrného.

Postup:

Roztokem dusičnanu stříbrného (w = 3 %) se na Petriho misce zalije zkroucený měděný drát.

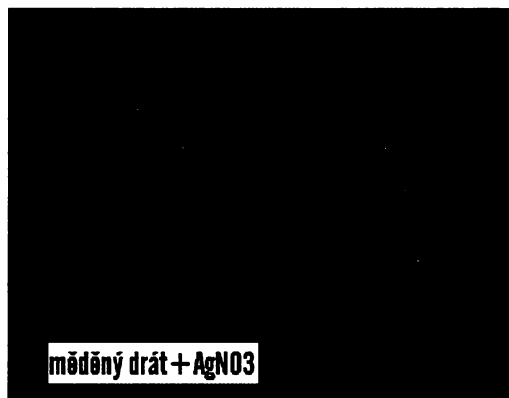
Řešení:

Stříbro se v dusičnanu stříbrném redukuje a měď se oxiduje.



Závěr:

Došlo k vytváření stříbrných krystalků na povrchu drátu, tudíž k vytěšňování stříbrných iontů z dusičnanu.



9. Vzájemné reakce kovů a jejich kationtů

(upraveno dle: Čtrnáctová H., Halbých J., Hudeček J., Šímová J.: Chemické pokusy pro školu a zájmovou činnost.)

Pomůcky a chemikálie:

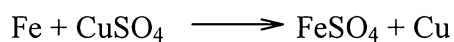
Železné plíšky, Petriho misky, 5 % roztoky dusičnanu stříbrného a síranu měďnatého.

Postup:

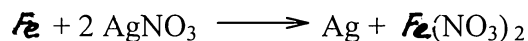
Připraví se roztok síranu měďnatého ($w = 5\%$) a roztok dusičnanu stříbrného ($w = 5\%$). Do roztoků se ponoří očištěný železný plíšek (cca $1 \times 1,5$ cm).

Řešení:

Měďnatá sůl se redukuje a železo oxiduje.



Stříbrná sůl se redukuje a ~~železo~~ oxiduje.



Závěr:

Při reakci síranu měďnatého s železným plíškem se na plíšku vylučoval povlak mědi v důsledku vytěsňování mědi z roztoku síranu. Při reakci dusičnanu stříbrného s železným plíškem docházelo k vylučování stříbra jako stříbrného stromu, kdy se stříbro vytěsňovalo z roztoku dusičnanu.

10. Připravujeme stříbro

(<http://www.nebezpečnachimie.estranky.cz/stranka/kovy-a-polokovy>)

Pomůcky a chemikálie:

Erlenmayerova baňka, zátka, měděný drát, vlažná voda, krystalický dusičnan stříbrný.

Postup:

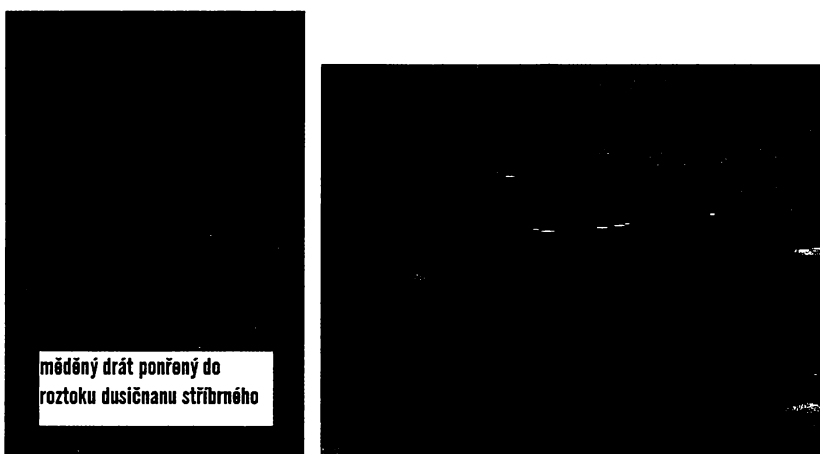
Do Erlenmayerovy baňky se nalije 150 ml vlažné vody, přisypou dvě lžičky dusičnanu stříbrného, baňka se uzavře zátkou, přes kterou prochází měděný drát.

Řešení:

Stříbro se redukuje z roztoku, měď se oxiduje.

Závěr:

Na měděném drátku se v důsledku reakce vyredukovalo stříbro.



Na základě uskutečnění těchto pokusů jsem usoudila, že pokusy č. 1 a 6 jsou vhodné pro laboratorní cvičení, pokusy č. 2, 3, 4, 5, 7, 8, 9 a 10 lze v hodině použít jako demonstrační a některé reakce z pokusů č. 1, 5 a 7 si žáci mohou vyzkoušet doma.

5. ZÁVĚR

S ohledem na cíle této bakalářské práce jsem:

- Provedla rešerši učebnic pro střední školy vydávaných do roku 1990 i učebnic, které se používají dnes (vydávané od roku 1990) a zhodnotila, je-li v těchto učebnicích věnován elektrochemické řadě napětí kovů dostatečný prostor.
- Všímalala jsem si, zdali jde pouze o text, nebo jestli je výklad doplněn ilustracemi, rovnicemi a cvičeními.
- Vyhledala problematiku v kurikulárních dokumentech a zhodnotila zastoupení učiva.
- Vyhledala chemické pokusy zaměřené na elektrochemickou řadu napětí kovů v odborné literatuře a vyzkoušela je v praxi.
- Zjistila, že kovy jako takové je složitější sehnat, v železářství se prodávají většinou slitiny či kovy potažené kovem jiným. Materiály lze obstarat např. u řemeslníků, kteří pracují s kovovými plechy a disponují množstvím nepotřebných odřezků.
- Z chemikálií je možné zakoupit běžné soli a kyseliny ve specializovaných drogeriích. Osobám mladším 18 let jsou některé chemikálie neprodejné.

6. SHRNU TÍ

Ve své bakalářské práci jsem se zabývala elektrochemickou řadou napětí kovů. Zhodnotila jsem výskyt tématu v kurikulárních dokumentech, provedla jsem rešerši učebnic, přičemž jsem se zaměřila na středoškolské učebnice. Vyhledala jsem také chemické pokusy týkající se elektrochemické řady napětí kovů, provedla je a zhodnotila jejich uskutečnění ve škole i doma.

7. SUMMARY

In my bachelor thesis I fixed myself on electrochemical series of metals voltage. I evaluated occurrence this theme in given documents, I made school-books' research, I fixed myself on school-books for secondary schools. I looked up chemical experiments, which were related to electrochemical series of metals voltage, I did them and I evaluated their realization at school and at home.

8. POUŽITÁ LITERATURA

1. Amann W., Eisner W., Gietz P., Maier J., Schierle W., Stein R.: *Chemie pro střední školy 1b*. Pedagogické nakladatelství Scientia, Praha 1997.
2. Amann W., Eisner W., Gietz P., Maier J., Schierle W., Stein R.: *Chemie pro střední školy 2a*. Pedagogické nakladatelství Scientia, Praha 1998.
3. Banýr J., Beneš P. a kolektiv: *Chemie pro střední školy*. SPN, Praha 1999.
4. Beneš P., Macháčková J.: *200 chemických pokusů*. Mladá fronta, Praha 1977.
5. Čípera J. a kolektiv: *Chemie pro IV. ročník gymnázií (2.díl)*. SPN, Praha 1974.
6. Čípera J., Čtrnáctová H., Klímová H., Křištofová V.: *Seminář a cvičení z chemie pro IV. ročník gymnázií*. SPN, Praha 1987.
7. Čtrnáctová H., Halbych J., Hudeček J., Šímová J.: *Chemické pokusy pro školu a zájmovou činnost*. Prospektrum, Praha 2000.
8. Čtrnáctová H., Čížková V., Marvánová H., Pisková D.: *Přírodovědné předměty v kontextu kurikulárních dokumentů a jejich hodnocení*. Univerzita Karlova v Praze – Přírodovědecká fakulta, Praha 2007.
9. Fišer B., Pauková M.: *Chemický děj a elektrochemie*. SPN, Praha 1971.
10. Flemr V., Dušek B.: *Chemie I /obecná a anorganická/ pro gymnázia*. SPN, Praha 2001.
11. Hofmann V., Hofmannová V.: *Chemické pokusy s malým množstvím látek*. SPN, Praha 1976.
12. Holada K., Spurná A., Sixtová M.: *77 pokusů s modrou skalicí*. Pedagogické centrum, Hradec Králové 2000.
13. Honza J., Mareček A.: *Chemie pro čtyřletá gymnázia 2.díl*. Nakladatelství Olomouc, Olomouc 2002.
14. Kotlík B., Růžičková K.: *Chemie I v kostce – obecná a anorganická chemie, výpočty v oboru chemie*. Fragment, Praha 2003.
15. Kouřil M.: *Demonstrační pokusy z obecné a anorganické chemie*. SPN, Praha 1985.
16. Pacák J., Čípera J., Halbych J., Hrnčiar J., Kopřiva J.: *Chemie pro II. ročník gymnázií*. SPN, Praha 1985.

17. Peč P., Pečová D.: *Učebnice středoškolské chemie a biochemie*. Nakladatelství Olomouc, Olomouc 2001.
18. Solárová M.: *Efektivní pokusy v chemii*. Scholaforum, Ostrava 1996.
19. Solárová M.: *Chemické pokusy pro základní a střední školu*. Paido, Brno 1999.
20. Sotorník V., Petrů F.: *Anorganická chemie pro I. a II. ročník gymnasií*. SPN, Praha 1971.
21. Trtílek J., Hofmann V., Borovička J.: *Školní chemické pokusy*. SPN, Praha 1973.
22. Vacík J., Antala M., Čtrnáctová H., Petrovič P., Strauch B., Šimová J., Zemánek F.: *Chemie I /obecná a anorganická/ pro gymnázia*. SPN, Praha 1995.
23. Vacík J., Barthová J., Pacák J., Strauch B., Svobodová M., Zemánek F.: *Přehled středoškolské chemie*. SPN, Praha 1999.
24. MŠMT: *Katalog požadavků ke společné části maturitní zkoušky v roce 2004*. TAURIS, Praha 2004.
25. MŠMT: *Katalog požadavků zkoušek společné části státní maturitní zkoušky pro rok 2010*. č. j. 3 053/2008-2 a 3 231 až 3 251/2008-2, Praha 2008.
26. MŠMT: *Učební dokumenty pro gymnázia*. Fortuna, Praha 1999.
27. MŠMT: *Věstník MŠMT*. Ročník LII, sešit 4, duben 1996.

Internetové stránky

www.wikipedia.org

www.rvp.cz

www.msmt.cz

www.ceremat.cz

www.chempok.wz.cz

www.nebezpečnACHEMIE.estranky.cz/stranka/kovy-a-polokovy