

ZÁPADOČESKÁ UNIVERZITA V PLZNI  
FAKULTA PEDAGOGICKÁ  
KATEDRA CHEMIE

**TRIÁDA ŽELEZA, CHROM, MANGAN A JEJICH  
SLOUČENINY VE VÝUCE CHEMIE NA SŠ**

DIPLOMOVÁ PRÁCE

**Bc. Nikola Pohrancová**

*Učitelství pro SŠ, obor chemie - biologie*

Vedoucí práce: PaedDr. Vladimír Sirotek, CSc.

**Plzeň, 2014**

Prohlašuji, že jsem diplomovou práci vypracovala samostatně s  
použitím uvedené literatury a zdrojů informací.

Plzeň, 30. června 2014

.....

vlastnoruční podpis

***Poděkování:***

Na tomto místě bych ráda poděkovala svému vedoucímu práce PaedDr. Vladimíru Sirotkovi, CSc. za pomoc a trpělivost, kterou mi věnoval nejen během psaní mé diplomové práce, ale také v celém průběhu studia.

Dále bych ráda poděkovala svým rodičům za jejich podporu při mém studiu.

**Klíčová slova:**

laboratorní cvičení, železo, chrom, mangan, kobalt, nikl

**Key words:**

laboratory excercise, iron, chrome, manganem, cobalt, nickel

**Anotace:**

Tato diplomová práce pojednává o chromu, manganu, železe, kobaltu, niklu a jejich sloučeninách. Velká část práce je věnovaná jednotlivým pokusům a jejich využití v hodinách chemie na středních školách.

**Summary:**

This diploma thesis deals with chromium, manganese, iron, cobalt, nickel and their compounds. Much of the work is devoted to individual experiments and their use in chemistry lessons in secondary schools.

ZÁPADOČESKÁ UNIVERZITA V PLZNI  
Fakulta pedagogická  
Akademický rok: 2012/2013

**ZADÁNÍ DIPLOMOVÉ PRÁCE**  
(PROJEKTU, UMĚLECKÉHO DÍLA, UMĚLECKÉHO VÝKONU)

Jméno a příjmení: Bc. Nikola POHRANCOVÁ  
Osobní číslo: P12N0204P  
Studijní program: N7504 Učitelství pro střední školy  
Studijní obory: Učitelství biologie pro střední školy  
Učitelství chemie pro střední školy  
Název tématu: Triáda železa, chrom, mangan a jejich sloučeniny ve výuce chemie na SŠ  
Zadávací katedra: Katedra chemie

Z á s a d y p r o v y p r a c o v á n í :

1. Prostudovat dostupnou literaturu odpovídající tématu a seznámit se s uvedenou problematikou.
2. Zpracovat teoretickou část jako podkladový materiál pro výuku chemie na SŠ.
3. Vyhledat vhodné náměty na chemické experimenty pro praktickou výuku.
4. Vybrané návody experimentálně ověřit a provést jejich vyhodnocení s možností zařazení do výuky.

Rozsah grafických prací:

Rozsah pracovní zprávy:

Forma zpracování diplomové práce: tištěná

Seznam odborné literatury:

- Greenwood, Earnshaw: Chemie prvků I, II. Informatorium, Praha 1993.  
Brown: Úvod do anorganické chemie. SNTL, Praha 1982.  
Gažo: Všeobecná a anorganická chémie. Alfa, Bratislava 1977.  
Klikorka a kol.: Úvod do preparativní anorganické chemie. SNTL, Praha 1960.  
Klikorka, Hájek, Votínský: Obecná a anorganická chemie. SNTL, Praha 1985.  
Podlahová: Cvičení z preparativní anorganické chemie. SPN, Praha 1974.  
Spurná, Švehlík: Praktická cvičení z didaktiky chemie. PŘF UP, Olomouc 1976.  
Čtrnáctová, Halbych: Didaktika a technika chemických pokusů. UK, Praha 1992.  
Čtrnáctová a kol.: Chemické pokusy pro školu a zájmovou činnost.  
Prospektrum, Praha 2000  
Sýkorová, Mastný: Návod pro laboratoře z anorganické chemie. VŠCHT, Praha 2001.

Vedoucí diplomové práce:

**PaedDr. Vladimír Sirotek, CSc.**

Katedra chemie

Datum zadání diplomové práce:

**15. prosince 2012**

Termín odevzdání diplomové práce:

**31. března 2014**

*J. Coufalová*  
D. S.  
Doc. PaedDr. Jana Coufalová, CSc.  
děkanka



*V. Richtr*  
Doc. Mgr. Václav Richtr, CSc.  
vedoucí katedry

V Plzni dne 2. ledna 2013

V Plzni dne 14. února 2014  
č.j. ZČU-003833/2014/Vo

## Rozhodnutí

Dle ust. čl. 55 odst. 3 Studijního a zkušebního řádu v platném znění (dále jen studijní a zkušební řád) rozhodla děkanka

takto:

Studentce **Nikole P o h r a n e o v é**, nar. 7. prosince 1988, bytem **Třemošná, K Platince 1076**, studující ve studijním programu **Učitelství pro střední školy**, studijní oborová kombinace **biologie-chemie** se určuje náhradní termín odevzdání diplomové práce s názvem „**Triáda železa, chrom, mangan a jejich sloučeniny ve výuce chemie na SŠ**“ na **30. června 2014**.

*Odůvodnění:*

Studentka je povinna odevzdat kvalifikační práci dle jejího zadání nejpozději do 31. března 2014. Studentka, aniž by odevzdala kvalifikační práci, podala k děkance fakulty včas podle čl. 55 odst. 2 studijního a zkušebního řádu žádost o stanovení náhradního termínu odevzdání kvalifikační práce s odůvodněním, že do termínu původně určeného pro odevzdání diplomové práce není schopna vzhledem k experimentálnímu charakteru práce z časových důvodů práci zpracovat.

Děkanka s ohledem na důvody uvedené v žádosti vyhověla žádosti studentky a v souladu s ust. čl. 55 odst. 3 studijního a zkušebního řádu stanovila studentce náhradní termín pro odevzdání kvalifikační práce.

*Poučení:*

Proti tomuto rozhodnutí není opravného prostředku.



Doc. PaedDr. **Janá Couřálová, CSc.**  
děkanka FPE ZČU v Plzni



# Obsah

1 Úvod.....	1
2 Teoretická část.....	2
2.1 Přechodné kovy .....	2
2.1.1 Vlastnosti přechodných kovů .....	2
2.1.2 Reakce d-prvků .....	5
2.1.3 Vazba přechodných kovů .....	6
2.2 Chrom, Chromium, Cr .....	6
2.2.1 Historický vývoj.....	6
2.2.2 Výskyt a rozšíření na Zemi .....	6
2.2.3 Příprava a výroba .....	7
2.2.4 Fyzikální vlastnosti .....	7
2.2.5 Chemické vlastnosti .....	8
2.2.6 Sloučeniny chromu.....	8
2.3 Triáda železa – železo, kobalt, nikl .....	10
2.3.1 Historický vývoj.....	10
2.3.2 Výskyt a rozšíření na Zemi .....	11
2.3.3 Fyzikální a chemické vlastnosti triády .....	12
2.3.4 Výroba.....	14
2.3.5 Sloučeniny železa.....	20
2.3.6 Sloučeniny kobaltu.....	24
2.3.7 Sloučeniny niklu.....	26
2.4 Mangan, Manganum, Mn .....	27
2.4.1 Historický vývoj.....	27
2.4.2 Výskyt a rozšíření na Zemi .....	27
2.4.3 Příprava a výroba .....	28
2.4.4 Fyzikální vlastnosti .....	28

2.4.5 Chemické vlastnosti .....	29
2.4.6 Sloučeniny manganu .....	29
3 Praktická část.....	34
3.1 Zákony o chemických látkách.....	34
3.1.1 Nebezpečné chemické látky a jejich klasifikace .....	34
3.1.2 Důležité zákony pro učitele chemie .....	34
3.2 Oxidy chromu.....	35
3.2.1 Příprava oxidu chromitého, Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> .....	35
3.2.1.1 Příprava oxidu chromitého reakcí dichromanu draselného a chloridu amonného .....	35
3.2.1.2 Příprava oxidu chromitého .....	37
3.2.1.3 Tepelný rozklad dichromanu amonného .....	39
3.2.2 Příprava 5 g oxidu chromového, CrO <sub>3</sub> .....	39
3.3 Příprava dodekahydrátu síranu draselno–chromitého, KCr(SO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> .12 H <sub>2</sub> O.....	41
3.3.1 Příprava síranu draselno-chromitého pomocí zavádění oxidu siřičitého .....	41
3.3.2 Příprava pomocí ethanolu a kyseliny sírové .....	43
3.4 Příprava chromanu draselného, K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> .....	45
3.5 Příprava chromanu amonného.....	46
3.6 Příprava 5 g oxidu manganičitého, MnO <sub>2</sub> .....	48
3.7 Tepelný rozklad manganistanu draselného .....	49
3.8 Zkumavkové reakce .....	50
3.8.1 Rovnováha dichroman – chroman.....	50
3.8.2 Příprava PbCrO <sub>4</sub> a BaCrO <sub>4</sub> .....	51
3.8.3 Reakce chromanů a dichromanů .....	53
3.8.4 Reakce chromitých solí, Cr <sup>3+</sup> .....	55
3.8.5 Oxidace a redukce - zkumavkové reakce běžných oxidovadel (KMnO <sub>4</sub> , K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> ) .....	57
3.8.6 Rozpouštění železa.....	60

3.8.7	Reakce manganaté soli, $Mn^{2+}$ .....	61
3.8.8	Reakce kobaltnaté soli, $Co^{2+}$ .....	62
3.8.9	Reakce nikelnaté soli, $Ni^{2+}$ .....	64
3.9	Příprava tetrahydrátu chloridu železnatého, $FeCl_2 \cdot 4 H_2O$ .....	65
3.10	Příprava zelené skalice (heptahdrátu síranu železnatého), $FeSO_4 \cdot 7 H_2O$ .....	67
4	Didaktická část .....	69
5	Závěr.....	76
6	Seznam literatury.....	77
7	Resumé .....	78
8	Seznam obrázků: .....	79
9	Seznam tabulek .....	79
10	Seznam příloh.....	82

## 1 Úvod

Náplní diplomové práce jsou poznatky o triádě železa, chromu, manganu a jejich sloučeninách ve výuce chemie na střední škole a návržení laboratorních cvičení na téma – železo, kobalt, nikl, chrom a mangan. Je třeba brát v úvahu časovou i pracovní náročnost. Podle těchto kritérií jsou zařazeny návody do laboratorního cvičení, které je vedené ve výuce chemie nebo se zařazují do semináře.

Diplomová práce je rozdělena na část teoretickou, praktickou a didaktickou. V teoretické části se zabývám charakteristikou přechodných kovů, jejich vlastnostmi, reakcemi a jejich sloučeninami. U jednotlivých kovů dále uvádím historický vývoj, výskyt a rozšíření na Zemi, přípravu a výrobu, fyzikální vlastnosti, chemické vlastnosti, význam a využití a jejich významné sloučeniny.

V praktické části jsou uvedeny jednotlivé pracovní postupy vybraných 21 chemických experimentů. Pracovní návody obsahují princip s chemickou rovnicí, pomůcky a chemikálie, pracovní postup a fotodokumentaci. Velká pozornost je zaměřena na časovou náročnost a kritické body.

V didaktické části jsou navrženy tři pracovní listy zaměřené na procvičení přechodných kovů, které jsem ověřila při souvislé praxi.

## 2 Teoretická část

### 2.1 Přejchodné kovy

Mezi přechodné kovy řadíme všechny prvky z bloku d periodické soustavy prvků, proto je také označujeme jako d-prvky.

#### 2.1.1 Vlastnosti přechodných kovů

Mezi základní vlastnosti d-prvků patří mechanická pevnost, vysoké teploty tání a varu. Všechny d-prvky jsou kovy, které jsou s výjimkou rtuti za běžné teploty pevné látky, většinou jsou velmi tvrdé, kujné a vedou elektrický proud a teplo. Dále se vyznačují velkou rozmanitostí oxidačních čísel. Tato rozmanitost blízce souvisí s částečně obsazenými d-orbitaly. <sup>1</sup>

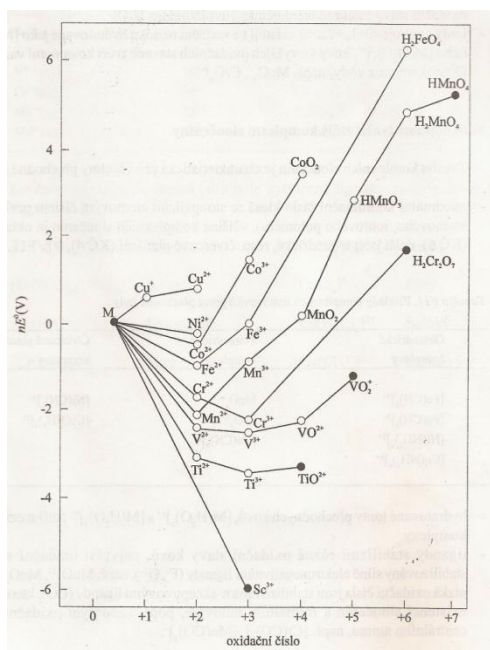
Tab. 1 Oxidační čísla přechodných kovů <sup>1</sup>

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
3	4	5	6	7	6	4	4	2	2
	3	4	3	6	3	3	2	1	
	2	3	2	4	2	2			
		2		3					
				2					

Oxidy v nižších stavech jsou bazické, zatímco oxidy ve vyšších oxidačních stavech jsou kyselé. <sup>1</sup>

Tab. 2 Acidobazické vlastnosti oxidů <sup>1</sup>

Oxid	Oxid.č. Mn	Povaha oxidu
MnO	II	bazický
Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	III	bazický
MnO <sub>2</sub>	IV	amfoterní
MnO <sub>3</sub>	VI	kyselé
Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	VII	kyselé



Obr. 1 Oxidační stavy prvků při pH = 0 <sup>1</sup>

Z obrázku 1 je patrné, že snadnost oxidace iontu nebo kovu v nižším oxidačním stavu do vyššího oxidačního klesá, nestabilní je oxidační stav I. V periodě klesá stabilita kladných oxidačních stavů kovů, existuje zde výjimka, např. ionty  $Zn^{2+}$ ,  $Mn^{2+}$ , které jsou stabilní díky úplnému nebo polovičnímu obsazení d-orbitalů.  $Mn^{2+}$ ,  $Cr^{3+}$ ,  $Co^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Ni^{2+}$  a  $Zn^{2+}$  jsou ve vodném roztoku stabilní, oxidační účinky mají vyšší oxidační stavy, naopak redukční účinky mají nižší oxidační stavy. <sup>1</sup>

Některé ionty a sloučeniny přechodných kovů jsou barevné. Barevnost sloučenin d-prvků souvisí s povahou navázaných atomů (spektrochemická řada ligandů, síla pole vytvářená ligandy). Ligandem může být molekula, atom nebo ion. Podmínkou je, že musí poskytovat jeden nebo více elektronových párů centrálnímu atomu, v tomto případě je ligand Lewisovou bází (je poskytovatelem neboli donorem elektronového páru). Existují i ligandy, které vystupují jako Lewisovy kyseliny (jsou příjemcem neboli akceptorem elektronového páru), jejich výskyt je ale vzácný. V ligandech se vytváří koordinačně kovalentní vazba. Příklad je uveden v obr. 4. <sup>1</sup>

Tab. 3 **Barevnost komplexů chromu** <sup>1</sup>

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$	fialový	$[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$	modrý
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{NH}_3)_3]^{3+}$	červený	$[\text{CuCl}_4]^{2-}$	žlutý
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_5]^{3+}$	žlutooranž.	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	fialový
$[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	žlutý	$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$	bezbarvý

Dále souvisí barevnost sloučenin s počtem  $e^-$  v orbitalech 3d. V tabulce 4 je uvedeno zbarvení hydratovaných iontů d-prvků. <sup>1</sup>

Tab. 4 **Zbarvení hydratovaných iontů** <sup>1</sup>

$\text{Sc}^{3+}(\text{aq})$	bezbarvý	3d <sup>0</sup>	$\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$	sv.fialový	3d <sup>5</sup>
$\text{Ti}^{3+}(\text{aq})$	purpurový	3d <sup>1</sup>	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	sv.zelený	3d <sup>6</sup>
$\text{V}^{3+}(\text{aq})$	zelený	3d <sup>2</sup>	$\text{Co}^{2+}(\text{aq})$	růžový	3d <sup>7</sup>
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$	fialový	3d <sup>3</sup>	$\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$	zelený	3d <sup>8</sup>
$\text{Mn}^{3+}(\text{aq})$	fialový	3d <sup>4</sup>	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$	modrý	3d <sup>9</sup>
$\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$	sv.růžový	3d <sup>5</sup>	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$	bezbarvý	3d <sup>10</sup>

Výjimku tvoří ionty s prázdnými d-orbitaly nebo zcela zaplněnými d-orbitaly, které jsou bezbarvé. <sup>1</sup>

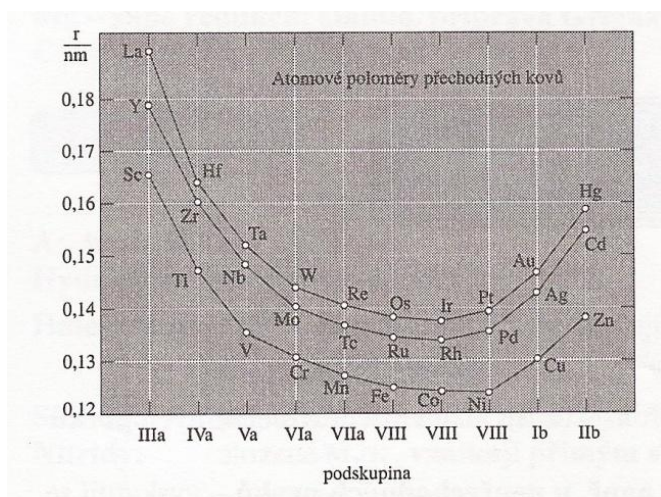
Další význam přechodných kovů je, že tvoří komplexní sloučeniny (sloučeniny, které mají alespoň jednu koordinačně-kovalentní vazbu = donor-akceptorovou vazbu). Maximální koordinační číslo souvisí s postavením d-prvku v periodické soustavě prvků, protože toto číslo klesá se stoupajícím atomovým číslem daného d-prvku, což znamená i pokles iontového a atomového poloměru. Nejčastěji jsou komplexní sloučeniny oktaedrické (koordinační číslo je 6), některé jsou tetraedrické nebo čtvercově planární (koordinační číslo je 4).  $[\text{M}(\text{H}_2\text{O})_6]^{n+}$ ,  $[\text{M}(\text{H}_2\text{O})_4]^{n+}$  tyto hydratované ionty řadíme mezi nestabilní komplexy. Různé oxidační stavy kovů stabilizují ligandy. Silně elektronegativní ligandy, např.  $\text{F}^-$  nebo  $\text{O}^{2-}$  stabilizují nejvyšší oxidační stavy, mezi takové ligandy řadíme např.  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{MnO}_4^{2-}$ ,  $[\text{NF}_6]^-$ . Naopak  $\pi$  – akceptorové ligandy, např. CO, stabilizují nízké oxidační stavy,  $\pi$  – akceptorové ligandy totiž umožňují existenci sloučenin se záporným nebo nulovým formálním nábojem, např.  $[\text{Mn}(\text{CO})_5]^-$ ,  $[\text{Cr}(\text{CO})_6]$ . <sup>1, 2</sup>



Tab. 5 **Příklad komplexů přechodných kovů** <sup>1</sup>

Oktaedrické komplexy	Tetraedrické komplexy	Čtvercově planární komplexy
[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>4-</sup>	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	[Ni(CN) <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>
[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>3-</sup>	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	[Cu(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ] <sup>2+</sup>
[Ni(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup>	[Cu(CN) <sub>4</sub> ] <sup>3-</sup>	
[Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ] <sup>3+</sup>		

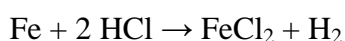
Poloměry atomů a iontů jsou malé ve srovnání s s-prvky a p-prvky. Tento fakt je způsoben tím, že valenční elektrony jsou umístěny ve vnitřní (n-1)d sféře, které více podléhají vlivu kladného náboje jádra a než u vnějších np a ns orbitalů. Tím se dá vysvětlit i to, že se zvyšuje hustota. <sup>1, 2</sup>



Obr. 2 **Atomové poloměry přechodných kovů** <sup>1</sup>

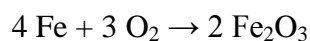
### 2.1.2 Reakce d-prvků

a) reakce s kyselinami – neušlechtilé kovy reagují s neoxidujícími kyselinami (např. kyselina chlorovodíková) tak, že vytěsňují vodík. Pozor na Fe, Co, Ni a Cr, které nereagují s kyselinami se silnými oxidačními účinky, říkáme, že tyto prvky se pasivují. Pasivace je proces, při kterém se samovolně nebo řízeně vytváří ochranná vrstva oxidu na povrchu kovu. Kov je tak chráněn před korozi. Ušlechtilé kovy reagují pouze s kyselinami s oxidačními účinky. <sup>(2)</sup>

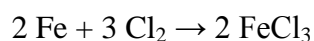


b) reakce s vodní párou nebo kyslíkem – při této reakci vznikají oxidy.

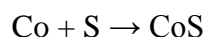




c) reakce s halogeny – při této reakci vznikají halogenidy příslušných kovů.



d) reakce se sírou – při této reakci vznikají sulfidy příslušných kovů.



### 2.1.3 Vazba přechodných kovů

Interakce, která poutá atomy k sobě a tvoří tak molekuly, se nazývá chemická vazba. Kovová vazba se nachází u přechodných kovů a je pro ně specifická. Mezi velkými soubory stejných i nestejných atomů (elektronegativity těchto atomů jsou nízké a navzájem se příliš neliší) vzniká tato kovová vazba. Jako je to u kovalentní vazby, podstatou kovové vazby je překrývání valenčních orbitalů. Vazba je uskutečněná extrémně delokalizovanými elektrony atomů kovu v pevném stavu. Pro zjednodušení představy o kovové vazbě se předkládá krystal kovu, který se skládá z kationtů. Tyto kationty jsou pravidelně rozmístěny v prostorové mřížce. Mezi kationty jsou volně pohyblivé valenční elektrony, které jsou označovány jako elektronový plyn. Společné energetické pásy vznikají v krystalu kovu při překrývání energeticky stejných valenčních elektronových orbitalů. Specifické vlastnosti kovu (velkou tepelnou a elektrickou vodivost, lesk, kujnost, tažnost a chemické vlastnosti) jsou dodávány elektrony, které se mohou volně pohybovat v energetických pásech.<sup>2,4</sup>

## 2.2 Chrom, Chromium, Cr

### 2.2.1 Historický vývoj

Chrom společně s ostatními prvky ve své periodě byl objeven v posledních dvaceti letech osmnáctého století. Francouz Louis Nicolas Vauguelin vytěžil ze sibiřského minerálu krokoit, chemickým názvem chroman olovnatý ( $\text{PbCrO}_4$ ), oxid neznámého prvku. V roce 1798 z tohoto oxidu pak redukcí dřevěným uhlím separoval kov. Tento do té doby neznámý kov byl později nazván dle barevných sloučenin chrom z řeckého chroma - barva.<sup>2,4</sup>

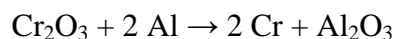
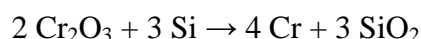
### 2.2.2 Výskyt a rozšíření na Zemi

Chrom se vyskytuje na zemském povrchu vázaný ve sloučeninách. Významnou rudou chromu je chromit, chemicky se jedná o podvojný oxid železnato-chromitý ( $\text{FeCr}_2\text{O}_4$ ,  $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ ), mezi největší jeho naleziště patří Jižní Afrika, Rusko, Filipíny. Na tato naleziště připadá asi 96 % veškerého dosud známého chromitu. Dalšími méně bohatými zdroji jsou

krokoit ( $\text{PbCrO}_4$ ) a chromový okr, chemickým názvem oxid chromitý ( $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ). Chrom se dále vyskytuje ve stopovém množství v drahokamech rubínu (růžový nebo červený drahokam, který tvoří převážně korund s chemickým vzorcem  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) a smaragdu (sytě zelený drahokam, který je odrůdou berylu, chemický vzorec je  $\text{Be}_3(\text{Al,Cr})_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$ ), těmto drahokamům dodává jejich specifickou barvu.<sup>2,4</sup>

### 2.2.3 Příprava a výroba

Chrom se vyrábí ve dvou formách a to jako ferrochrom, který se získá redukcí chromitu koksem v elektrické peci. Pokud se místo koksu užije ferrosilicium ( $\text{FeSi}$ ), získá se tak ferrochrom, který má nízký obsah uhlíku. Ferrochrom se využívá jako příměs do koroziodolných ocelí, kterým tak dodává příslušnou tvrdost. Druhou formou chromu je kovový chrom, který se vyrábí redukcí oxidu chromitého. Oxid chromitý se získá pomocí vzdušné oxidace taveniny chromitu alkalických hydroxidem. Chromit pak přechází na chroman sodný ( $\text{Na}_2\text{CrO}_4$ ), který se posléze z vychladlé taveniny vylouží vodou, následně jej zahustíme a získáme z roztoku. Oxid chromitý se pak získá redukcí uhlíkem. Z oxidu se vyrábí chrom redukcí buď křemíkem (silikotermie) nebo hliníkem (aluminotermie).<sup>2,4</sup>



### 2.2.4 Fyzikální vlastnosti

Chrom krystaluje v tělesně centrované kubické mřížce. Je stříbrolesklý a v čistém stavu je poměrně měkký.<sup>2</sup>

Tab. 6 Fyzikální vlastnosti chromu <sup>2</sup>

Vlastnost	Cr
atomové číslo	24
počet přírodních izotopů	4
atomová hmotnost	51,996
elektronová konfigurace	[Ar]3d <sup>5</sup> 4s <sup>1</sup>
elektronegativita	1,6
poloměr kovu (pro koordinační číslo 12)/pm	128
iontový poloměr (pro koordinační číslo 6)/pm	VI 44
	V 49
	IV 55
	III 61,5
	II <sup>a</sup> ) 73(ns) 80(vs)
teplota tání/°C	1 900
teplota varu/°C	2 690
$\Delta H_f$ /kJ mol <sup>-1</sup>	21 (± 2)
$\Delta H_{sp}$ /kJ mol <sup>-1</sup>	342 (± 6)
$\Delta H_v$ (jednoatomový plyn)/kJ mol <sup>-1</sup>	397 (± 3)
hustota (20 °C)/g cm <sup>-3</sup>	7,14
měrný elektrický odpor (20 °C)/μΩ cm	13

## 2.2.5 Chemické vlastnosti

Chrom je za normální teploty stálý a to i na vzduchu, proto se také používá k povrchové ochraně jiných kovů, které jsou na vzduchu méně stálé. Při zahřátí reaguje s řadou nekovů za vzniku nestechiometrických nebo intersticiálních sloučenin. Chrom reaguje snadno s kyselinami, nicméně rozpustnost může být značně zpomalena pasivací, protože rozpustnost je závislá na čistotě kovu. Dobře se rozpouští ve zředěné kyselině chlorovodíkové. Zředěné kyselině sírové odolává. Chrom pasivuje kyselina dusičná (zředěná i koncentrovaná). Jednoduše podléhá alkalickému oxidačnímu tavení, například s chlorečnanem draselným nebo dusičnanem draselným, poté přechází na sůl s chromanovým aniontem. Vyskytuje se převážně s oxidačním číslem III a VI, přičemž chrom s oxidačním číslem VI ukazuje sklon k tvorbě polyaniontů, které obsahují kyslík. <sup>2, 4</sup>

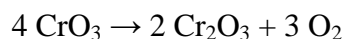
## 2.2.6 Sloučeniny chromu

### **Oxid chromitý** Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> <sup>2, 4, 5</sup>

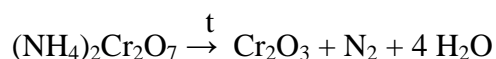
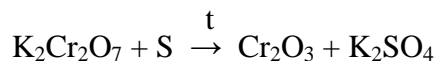
Oxid chromitý je zelená krystalická látka, která je nerozpustná ve vodě a je amfoterní.

S kyselinami reaguje za vzniku fialového [Cr(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>]<sup>3+</sup> a se zásadami reaguje za vzniku chromitanu [Cr(OH)<sub>4</sub>]<sup>-</sup>.

Jeden z oxidů chromu, který vzniká rozkladem oxidu chromového:



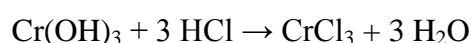
Oxid chromitý lze připravit redukcí dichromanu draselného sírou nebo tepelným rozkladem dichromanu amonného:



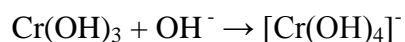
Chromová zeleň, jak se také jinak říká oxidu chromitému, se používá k výrobě olejových barev, k ochraně kovových předmětů před korozi (pochromování) a k impregnaci dřeva.

### **Hydroxid chromitý $\text{Cr}(\text{OH})_3$** <sup>2, 4, 5</sup>

Hydroxid chromitý je šedozeleňá nerozpustná látka, která vzniká srážením chromitých solí s alkalickými hydroxidy nebo amoniakem. Hydroxid chromitý je amfoterní – s kyselinami reaguje za vzniku chromité soli:



Se zásadami reaguje hydroxid chromitý za vzniku chromitanu:



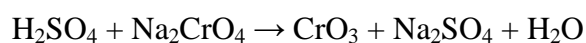
### **Chlorid chromitý $\text{CrCl}_3$** <sup>2, 4, 5</sup>

Chlorid chromitý je červeno-fialová krystalická látka, která je ve vodě jen nepatrně rozpustná. Jedná se o Lewisovu kyselinu (chemická sloučenina, která má volný orbital a mohou přijímat elektronový pár). Využívá se v řadě organických syntéz.

### **Oxid chromový $\text{CrO}_3$** <sup>2, 4, 5</sup>

Oxid chromový je červená krystalická látka, která je silně hygroskopická. Tento oxid chromu je silným oxidačním činidlem. Je to anhydrid kyseliny chromové  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  a kyseliny dichromové  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .

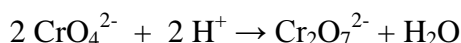
Připravuje se z koncentrovaných roztoků rozpustných dichromanů nebo chromanů, ke kterým se přidá koncentrovaná kyselina sírová:



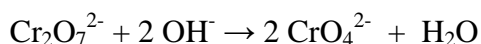
Oxid chromový se využívá v organické syntéze jako oxidační činidlo. Další využití je stejně jako u oxidu chromitého pochromování kovových předmětů.

### **Chromany a dichromany**<sup>2, 4, 5</sup>

Chromany  $\text{CrO}_4^{2-}$  jsou soli kyseliny chromové  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ . Dichromany  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  jsou soli kyseliny dichromové  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Chromany mají žlutou barvu, dichromany většinou oranžovou. Chromany mají silné oxidační účinky. Dichromany vznikají reakcí chromanu s kyselinami a mají ještě silnější oxidační účinky než chromany:



Působením alkalických hydroxidů vznikají z dichromanů zpět chromany:



Z chromanů je známý chroman olovnatý neboli chromová žluť, který se používá jako pigment. Chroman draselný se využívá k výrobě dichromanu draselného. Chroman sodný se používá k ochraně dřeva nebo jako inhibitor v ropném průmyslu.

Z dichromanů je nejznámější dichroman draselný, který se pro jeho silné oxidační účinky využívá jako oxidační činidlo. Dichroman sodný se používá v pyrotechnice. Všechny sloučeniny chromu s oxidačním číslem VI jsou toxické.

## **2.3 Triáda železa – železo, kobalt, nikl**

### **2.3.1 Historický vývoj**

Železo, kobalt a nikl jsou nazývány triádou kvůli své horizontální podobnosti. Železo sehrálo asi tu největší roli, co se týče výroby materiálů. Tento prvek je znám již z prehistorické doby, avšak ho nemůžeme ztotožnit s lidskou činností. Příkladem toho je nalezení železných kuliček v přírodě, které jsou staré 6000 let. Tyto kuličky jsou meteoritického původu. I pozdější nálezy železa, či rud obsahujících železo nelze považovat za lidský výtvar. Až houbovitě železo, které vzniklo nízkoteplotní redukcí, je materiálem, který lze tvarovat kovářským způsobem. Chetitě, obyvatelé Malé Asie, asi jako první získali železo tavením z jeho rud a to bylo přibližně 3000 př. n. l. Význam tohoto objevu byl nesporně veliký, protože Chetitě ho pečlivě tajili. Tajemství získání železa je datováno kolem roku 1200 př. n. l., toto tajemství je spojeno s rozpadem Chetitské říše. Této době říkáme doba železná. Až relativně nedávno zavedený koks (19. století) do výroby železa přinesl jeho dalekosáhlý význam. Koks se při výrobě železa používá jako redukční činidlo. Použití koksu

můžeme považovat za jeden z hlavních faktorů přispívající ke vzniku průmyslové revoluce. Železo není důležité pouze pro výrobu, ale také pro lidské tělo. V lidském těle je součástí hemoglobinu a tím hraje důležitou roli v přenosu a zásobě kyslíku.<sup>2,4</sup>

Hlavní význam využití kobaltu je datován do 20. století n. l., ale tento prvek byl znám již mnohem dříve. Existuje řada nálezů egyptské keramiky, které pocházejí z roku 2600 př. n. l. Dalším nálezem byly íránské perly, které vědci datují do roku 2250 př. n. l. Tyto nálezy dokazují, že se již v této době kobalt používal k barvení skla a keramiky, zbarvoval je do modra. G. Brandt, švédský chemik, rozpoznal původ modré barvy roku 1735, když izoloval nečistý kov „regulus“, pojmenoval ho „cobalt rex“. T. O. Bergman roku 1780 dokázal, že se jedná o nový prvek. Původ názvu tohoto prvku je zajímavý. Přestože by se dala předpokládat podobnost mezi kobaltem a řeckým výrazem pro dolování, původ názvu prvku pochází z německého „kobold“, což v češtině znamená něco jako zlý duch či skřítek. Takto jej pojmenovali horníci ze severní Evropy. Horníci považovali rudy, které nešlo hutnický zpracovat a navíc poskytovaly jedovaté páry za výsměch ze strany těchto zlých duchů.<sup>(2)(4)</sup>

Nikl byl objeven až v osmnáctém století našeho letopočtu. Přesto nálezy, které byly zhotoveny ze slitin niklu, jsou více než 2000 let staré a pocházejí ze staré Číny. Můžeme tedy předpokládat, že i tento kov má dlouhou historii. Horníci v Evropě se setkávali s rudou, která měla červenou barvu. Právě pro tuto barvu považovali, že ruda obsahuje oxid měďný. To, že se jim nepodařilo z rudy získat kovovou měď, horníci ze Saska připisovali zlému duchu. Rudu označovali hanlivě „Kupfernickel“. Roku 1751 izoloval nepřiliš čistý kovový nikl A. F. Cronstedt. Tento vědec ztotožnil jeho kovové vlastnosti právě s „Kupfernickelem“ a proto jej nazval nikl. B. Richterovi se v roce 1804 podařilo získat čistší formu niklu. Tento vědec také prozkoumal s bližší přesností jeho fyzikální vlastnosti.<sup>2,4</sup>

### 2.3.2 Výskyt a rozšíření na Zemi

Všechny tři kovy se vyskytují pouze vázané ve sloučeninách.

Železo je hlavní součástí zemské kůry. V dnešní době také můžeme říct, že se nachází také v měsíčním prachu. Svým výskytem v horninách se řadí na čtvrté místo mezi nejrozšířenějšími prvky. Železo se nachází například v hematitu (krevel), jehož chemický vzorec je  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  (oxid železitý), dále v magnetovci (magnetitu), chemický vzorec  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  (oxid železnato-železitý), v sideritu, chemický vzorec  $\text{FeCO}_3$  (uhličitan železnatý), v pyritu, chemický vzorec  $\text{FeS}_2$  (disulfid železnatý).<sup>2,4,5</sup>

Kobalt se svým výskytem na Zemi řadí až na třicáté místo. I když známe kolem dvou set nerostů, které obsahují kobalt, jen málo z nich je technicky využitelných. Nejdůležitější jsou sulfidy a arsenidy, například kobaltin  $\text{CoAsS}$ , linnéit  $\text{Co}_3\text{S}_4$  a smaltin  $\text{CoS}_2$ .<sup>2, 4, 5</sup>

Nikl se řadí svým výskytem na Zemi na dvacáté druhé místo. V přírodě ho lze najít jak v ryzí podobě, tak i v řadě rud. Mezi průmyslově největší význam patří laterity. Tyto rudy jsou oxidické a silikátové. Mezi laterity řadíme garnierit, který má složitý vzorec  $(\text{Ni}, \text{Mg})_6\text{Si}_4\text{O}_{10}(\text{OH})_8$ . Další lateritskou rudou je limonit  $(\text{Fe}, \text{Ni})\text{O}(\text{OH}) \cdot n\text{H}_2\text{O}$ . Výskyt těchto rud je vázán na atmosférickou vlhkost, tudíž je nacházíme v oblastech tropických deštných pralesů. Další průmyslově významnými rudami niklu jsou sulfidy, například pentlandit  $(\text{NiFe})_9\text{S}_8$ , který je vždy doprovázen kobaltem, mědí a drahými kovy.<sup>2, 4, 5</sup>

### 2.3.3 Fyzikální a chemické vlastnosti triády

Tab. 7 Fyzikální vlastnosti železa<sup>2</sup>

Vlastnost	Fe
atomové číslo	26
počet přírodních izotopů	4
atomová hmotnost <sup>a)</sup>	55,847 <sup>a)</sup>
elektronová konfigurace	$[\text{Ar}]3d^64s^2$
elektronegativita	1,8
poloměr kovu (pro koordinační číslo 12)/pm	126
efektivní iontový poloměr (pro koordinační číslo 6)/pm	VIII – VII – VI 25 <sup>b)</sup> V – IV 58,5 III 55 (ns) 64,5 (vs) <sup>c)</sup> II 61 (ns) 78 (vs)
teplota tání/°C	1 535
teplota varu/°C	2 750
$\Delta H_f/\text{kJ mol}^{-1}$	13,8
$\Delta H_{\text{vap}}/\text{kJ mol}^{-1}$	340 ( $\pm 13$ )
$\Delta H_d$ (jednoatomový plyn)/ $\text{kJ mol}^{-1}$	398 ( $\pm 17$ )
hustota (20 °C)/ $\text{g cm}^{-3}$	7,874
měrný elektrický odpor (20 °C)/ $\mu\Omega \text{ cm}$	9,71

Tab. 8 Fyzikální vlastnosti kobaltu <sup>2</sup>

Vlastnost	Co
atomové číslo	27
počet přírodních izotopů	1
atomová hmotnost	58,933 2
elektronová konfigurace	[Ar]3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup>
elektronegativita	1,8
poloměr kovu (pro koordinační číslo 12)/pm	125
efektivní iontový poloměr (pro koordinační číslo 6)/pm	V – IV 53 III 54,5 (ns) <sup>a</sup> ) 61 (vs) <sup>b</sup> ) II 65 (ns) <sup>a</sup> ) 74,5 (vs) <sup>b</sup> )
teplota tání/°C	1 495
teplota varu/°C	3 100
$\Delta H_f$ /kJ mol <sup>-1</sup>	16,3
$\Delta H_{zp}$ /kJ mol <sup>-1</sup>	382
$\Delta H_d$ (jednoatomový plyn)/kJ mol <sup>-1</sup>	425 (± 17)
hustota (20 °C)/g cm <sup>-3</sup>	8,90
měrný elektrický odpor (20 °C)/μΩ cm	6,24

Tab. 9 Fyzikální vlastnosti niklu <sup>2</sup>

Vlastnost	Ni
atomové číslo	28
počet přírodních izotopů	5
atomová hmotnost	58,69
elektronová konfigurace	[Ar]3d <sup>8</sup> 4s <sup>2</sup>
elektronegativita	1,8
poloměr kovu (pro koordinační číslo 12)/pm	124
efektivní iontový poloměr (pro koordinační číslo 6)/pm	V – IV 48 III 56 (ns) <sup>b</sup> ) 60 (vs) <sup>b</sup> ) II 69
teplota tání/°C	1 455
teplota varu/°C	2 920
$\Delta H_f$ /kJ mol <sup>-1</sup>	17,2 (± 0,3)
$\Delta H_{zp}$ /kJ mol <sup>-1</sup>	375 (± 17)
$\Delta H_d$ (jednoatomový plyn)/kJ mol <sup>-1</sup>	429 (± 13)
hustota (20 °C)/g cm <sup>-3</sup>	8,908
měrný elektrický odpor (20 °C)/μΩ cm	6,84

Jedná se lesklé a těžké kovy s vysokými hodnotami hustot a bodů tání. Svými fyzikálními vlastnostmi a jejich reaktivitou připomínají mangan a chrom. Slučují se s kyslíkem za vyšších teplot, nikl a železo jsou navíc pyroforické (látky, které samovolně na vzduchu hoří nebo při třetí vydávají jiskry). Dále se tyto prvky slučují také se sírou (sulfidy), halogeny (halogenidy), uhlíkem (karbidy), borem (boridy), křemíkem (silicidy) a fosforem (fosfidy). Vznikající sloučeniny jsou významné v metalurgii, jedná se například o karbidy, nitridy a silicidy. <sup>2</sup>



Oxidační stavy prvků dosahují nejmenších oxidačních stavů v komplexech  $\pi$ , mezi které patří karbonylátové nebo karbonylové komplexy. Nejvyšších stavů dosahují komplexy s fluorem popř. s kyslíkem. Typické pro nikl je nulový oxidační stav. Tetrakarbonylnikl, ve kterém je nikl v nulovém oxidačním stavu, je důležitý pro výrobu kovového niklu. Nejvyšší počet známých sloučenin je s oxidačním číslem II, nejvíce jsou zastoupeny sloučeniny nikelnaté. U železa a kobaltu se nejčastěji vyskytuje oxidační číslo III, v těchto sloučeninách jsou železo s kobaltem stálé.<sup>2</sup>

Železo se od kobaltu a niklu liší barvou, je stříbrolesklé, naopak kobalt a nikl jsou bílé kovy, které dobře vedou elektrický proud. Říkáme o nich, že jsou vtahovány do magnetického pole, tzn. jedná se kovy paramagnetické. Železo má feromagnetické vlastnosti (má spontánní magnetické schopnosti). V Bekeťově řadě napětí kovů se železo, kobalt i nikl nachází vlevo, tedy před vodíkem a tím se řadí mezi kovy neušlechtilé. Neušlechtilé kovy se od ušlechtilých liší svojí reakcí v neoxidujících kyselinách za vzniku soli a vodíku. Železo je z těchto tří kovů nejméně stálé na vzduchu, říkáme, že koroduje. Koroze znamená, že se železo na vzduchu oxiduje na hydratovaný oxid železitý. Vizualně se koroze projevuje reznutím. Železo se snadno rozpouští pouze ve zředěných kyselinách. V koncentrované kyselině sírové se Fe prakticky nerozpouští a koncentrovanou kyselinou dusičnou se pasivuje.<sup>2</sup>

Kobalt a nikl se nacházejí sice nalevo od vodíku, ale jsou ušlechtilější než železo, protože se nacházejí blíže k vodíku. Co i Ni jsou na vzduchu stálé, proto se železné předměty niklují a tím jsou chráněny před korozi. Dále se tyto dva kovy rozpouštějí obtížněji než železo v neoxidujících kyselinách. Společně s železem se pasivují koncentrovanou kyselinou dusičnou.<sup>2</sup>

## **2.3.4 Výroba**

### **2.3.4.1 Výroba železa**

V praxi nemá velký význam chemicky čisté železo, protože je velmi měkké. V průmyslu se vyrábí různé druhy železa, dle obsahu uhlíku. Vyrábí se surové železo, které obsahuje více než 1,7 % uhlíku, dále ocel, která obsahuje méně než 1,7 % uhlíku a pak se vyrábí slitiny železa, které jsou přizpůsobeny žádoucím potřebám.

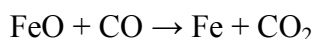
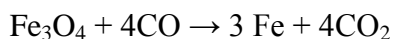
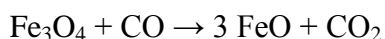
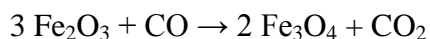
V malém množství se čisté železo vyrábí redukcí čistého hydroxidu nebo oxidu vodíkem. Nebo se také může vyrábět karbonylovým způsobem, při němž se nejprve železo

zahřívá v atmosféře oxidu uhelnatého a vysokého tlaku, vzniká tak pentakarbonyl železa  $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ , který se poté rozkládá při teplotě  $250^\circ\text{C}$  na práškový kov.

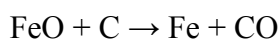
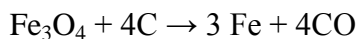
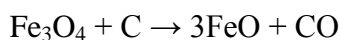
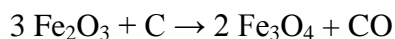
Pro průmysl je mnohem důležitější rozmanitá škála ocelí, pro něž má železo největší využití. V roce 2012 se vyrobilo 1,548 miliardy surového železa, největší podíl na tom má Čína. Výroba surového železa stoupá meziročně o 1,2 %.

Nedostatek dřeva, které bylo používáno k výrobě dřevěného uhlí, vedlo k vyvinutí výroby koksu z uhlí někdy kolem roku 1773 panem Derbyem v Shropshire. Koks, který Derby vyrobil z uhlí, pak použil ve vlastní vysoké peci. Tato výměna surovin měla velký význam pro výrobu železa, protože vedla k levnější výrobě železa a také k vyšší kapacitě výroby. Proto se po následujících desetiletích začalo železo využívat v Shropshire k výrobě kolejnic, válců pro parní stroje, lodí a člunů, konstrukcí pro stavebnictví. Původně malé městečko se postupně rozrůstalo díky novému způsobu výroby železa. Dodnes toto město najdeme na mapě, upomíná svět na to, že právě tam vznikl proces, který se stal základem průmyslové revoluce.

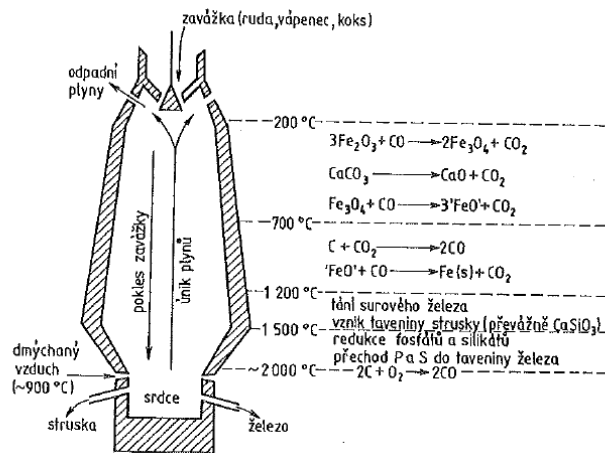
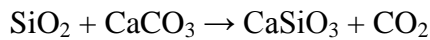
Surové železo se vyrábí ve vysokých pecích. Největší vysoké pece měří v průměru kolem 14 metrů a mohou vyprodukovat 10 000 tun železa za jeden den. Vysoká pec je zavážena směsí koksu, vápence a rudy (zpravidla hematitem). Následuje zdola vhánění horkého vzduchu. Tím se spálí koks a dosáhne se teploty  $2000^\circ\text{C}$  v dolní části pece, přičemž na vrcholu pece je teplota pouze  $200^\circ\text{C}$ . Při těchto podmínkách se vložená ruda redukuje na samotné železo a hlušiny (křemičitá) se po účinku vápence mění na strusku, v podstatě se jedná o křemičitan vápenatý. Nepřímá redukce železné rudy probíhá při teplotách mezi  $400 - 1000^\circ\text{C}$ .



Při teplotách  $950 - 1000^\circ\text{C}$  probíhá redukce přímá.



V dolní části pece vzniká navíc hlušina.



Obr. 3 Vysoká pec 2

Na dně se shromažďuje roztavené železo společně se struskou, odtud se vypouští odděleně. Proces je nepřetržitý, protože jakmile se uvolní prostor v dolní části pece, okamžitě se horem zaplňuje další zavážkou. Ve vysoké peci probíhá řada složitých reakcí, které nejsou ještě zcela popsány, a nelze to popsat jen pár základními reakcemi, které jsou na obrázku č. 12. V horní části dochází k redukci rudy a to kousek od vrcholu pece. Zde dochází ke styku klesající zavážky a horkého vzduchu a navíc dochází k rozkladu vápence na oxid vápenatý. Dokončení redukce na kovové železo probíhá při vyšších teplotách, při nichž železo taje a přijímá nejenom uhlík, ale také křemík a fosfor. Síra se také rozpouští v roztaveném železe. Obsah síry je snižován přítomností manganu, který vytváří se sírou sulfid manganatý a ten se nahromadí ve strusce. Struska tedy musí být udržována v odpovídajícím tekutém stavu. Struska se používá při výrobě některých druhů cementů a jako stavební materiál.<sup>2, 6</sup>

### Způsoby zkujňování železa

V současné době známe několik způsobů zkujňování železa. Jako první uvádím Bessemerův způsob. Při tomto způsobu se surové železo zpracovávalo ručním promícháváním železa s hematitem, při tom se spaloval uhlík, který byl v nadbytku a některé další příměsi. Takto bylo získáváno tzv. svářkové železo. Část svářkového železa byla využívána k výrobě oceli a to velice nákladným procesem, například cementací. Při cementaci se dlouhodobě zahřívá tyčové železo společně s dřevěným uhlím. Dalším možným procesem byl tzv. kelímkový proces, kdy se železo tavilo s přesným množstvím dřevěného uhlí. Ovšem v devatenáctém století byla spotřeba oceli tak vysoká, že tento způsob zkujňování nestačil tak

vysoké množství pokrýt. V roce 1856 nechal patentovat nový způsob zkujňování H. Bessemer, tento způsob dodnes nese jeho název. Základem je spalování uhlíku na náležitý obsah a to tím, že se protlačuje vzduchem roztaveného železa v tzv. konvertoru. Součástí vyzdívky konvertoru je oxid křemičitý, který spoluvytváří strusku. Přídavek manganu reguluje obsah síry a kyslíku v železe. Díky tomuto způsobu se dosáhlo i zlevnění oceli. „Bessemerování“ se používalo až do roku 1910. S. G. Thomas a P. C. Gilchrist v roce 1897 použili jako vyzdívku konvertoru vápenec nebo dolomit, tím se umožnilo využívání k výrobě oceli rud, které měly vysoký obsah fosforu. Veškeré kyselé příměsi včetně fosforu z těchto rud zreagovaly s vyzdívkou konvektoru. Spolu s vyzdívkou pak dávají zásaditou strusku, která slouží jako hnojivo.<sup>2,6</sup>

Druhým způsobem zkujňování je Siemensův-Martinův proces, který byl zaveden několik let po Bessemerově způsobu. V nístějové peci se dosahuje oxidace. Tato pec má výhodu v tom, že ji můžeme použít pro různý typ surového železa a to kvůli možnosti upravení pro zásaditou nebo kyselou vyzdívku. Pec se odlišuje i tím, že má vnější vytápění. Tento proces sice vytlačil Bessemerování, ale nakonec byl také vytlačen mnohem ekonomičtějším, zásaditým kyslíkovým konvertorovým procesem.<sup>2,6</sup>

Zásaditý kyslíkový konvertorový proces má mnoho modifikací a byl objeven v roce 1952 v Rakousku. Tato metoda je založena na prohánění proudu čistého kyslíku roztaveným surovým železem a to pomocí ocelových přívodních trysek. To probíhá v peci, která má zásaditou vyzdívku. Nakloněním konvertoru se odstraňují nečistoty, které vytvářejí strusku. Pro malou časovou náročnost je tato metoda jedna z nejpoužívanějších v průmyslu.<sup>2,6</sup>

Ze surového železa se vyrábí ocel, podstatou této výroby je snižování obsahu uhlíku v surovém železe pod 1,5 % a přidávání příměsí, které pak dodávají oceli požadované vlastnosti. Pro výrobu oceli se v dnešní době používají tyto typy pecí:<sup>2,6</sup>

- a) Konvektor s bazickou vyzdívkou (Thomasův způsob), tento způsob je nejdůležitější. Pec je válcová, nazývá se konvektor, který může být buď ve svislé, nebo ve vodorovné poloze. Do konvektoru, který je nakloněný se dává surové železo v tekutém stavu a až 30 % vápna a železného šrotu. Poté se konvektor vzpřimuje do svislé polohy a pomocí trysky (chlazená vodou) se do konvektoru vhání proud kyslíku. Z konvektoru unikají plynné oxidy uhlíku, které vznikají ve vsádce z uhlíku. Další příměsi společně s vápnem pak reagují za vzniku strusky. Konvektor se po vyfoukání tryskou sklopí do

vodorovné polohy. Ocel vytéká otvorem, který se nazývá odpichový otvor, struska vytéká až převrácením konvektoru. Výhodou je rychlost tohoto procesu.

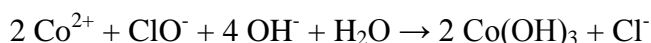
- b) Siemensova-Martinova pec, vsádka tvořená surovým železem, vápencem a šrotem se při tomto způsobu výroby oceli, zahřívá v mělké nístěji pomocí plamenů topného plynu a oleje. Současně se kyslík zavádí pomocí chlazených trysek. Tvorbou plynných oxidu se snižuje obsah uhlíku. Další příměsi společně s vápencem pak vytváří strusku stejně, jako tomu bylo u předchozího způsobu. Po snížení obsahu uhlíku se přidávají příměsi, které dávají oceli požadované vlastnosti. Z pece se ocel vypouští společně se struskou. Struska je lehčí než ocel, plave na ní, proto se může struska snadno oddělit. Ve velkých výměnících se uchovává teplo, které vzniklo v peci. Výměníky jsou vyzděné mřížkami, které jsou z žáruvzdorných cihel. Směs topného plynu a vzduchu se přehřívá ve výměníku. Tato směs se spaluje na jednom konci pece. Poté se vede nad vsádkou do druhého výměníku. Druhý výměník je vyhříván horkými zplodinami hoření. Směr proudění se vyměňuje přibližně po 15 minutách. Mezi výhody tohoto způsobu patří možnost zpracování velkého množství železného šrotu. Nevýhodou je malá rychlost výroby.
- c) Elektrická oblouková pec je tvořena nádobou ve tvaru válce s víkem. Víkem prochází grafitové elektrody, které jsou vertikálně pohyblivé. Vsádka je tvořena výhradně železným šrotem. Pro výrobu strusky se do pece přidává vápno, oxid železitý a kazivec. Dále se do pece přidávají příměsi pro požadované vlastnosti oceli. Elektrickým obloukem, který vzniká mezi elektrodami a povrchem vsádky, se zahřívá tato směs. Odpichovým otvorem se vypouští ocel společně se struskou. Struska je z povrchu oceli stahována. Tento způsob je vhodný pro výrobu vysoce kvalitních ocelí, protože lze proces výroby přesně řídit (nepoužívají se oxidující plyny).

Vyrábí se několik druhů ocelí, které se liší svými vlastnostmi. Ve strojírenství, k výrobě lodních plechů, automobilových karosérií, pocínovaného a vlnitého plechu se používá měkká ocel, která je měkká, tažná a kujná. Obsah uhlíku v měkké oceli je 0,1 – 0,15 %. Tento druh oceli se velmi špatně tepelně zpracovává. Střední oceli, které obsahují 0,25 – 0,6 % uhlíku a tvrdé oceli, které obsahují do 1,5 % uhlíku se teplem snáze zpracovávají. Používáme je pro výrobu nástrojů a ocelových slitin. Ocelových slitin je velké množství, získáváme je pomocí přidáváním různých žádoucích přísad. Přísady jsou závislé na požadovaných vlastnostech na ocel. Například nerezové oceli vznikají přidáním niklu a chromu. Magnetické oceli vznikají

přídavkem kobaltu. Přidáním wolframu získáváme velmi tvrdé oceli, které se používají pro výrobu řezných nástrojů. <sup>2,6</sup>

#### **2.3.4.2 Výroba kobaltu**

Metalurgie niklu, mědi a olova je spojena s výrobou kobaltu. Způsob výroby je závislý na tom, který kov jej doprovází. Obecně se nejdříve rudy praží, tím se odstraňuje hlušina a získává se míšeň, která obsahuje nejen kov, ale i jeho oxidy. Poté se míšeň vyluhuje kyselinou sírovou, tím se z roztoku vylučuje měď. Dále se z roztoku odstraňuje železo. K odstanění železa se používá vápno. Nakonec se získává kobalt, na který působí chlornan sodný:



Takto vzniklé hydroxidy se pak převádějí na oxidy. Oxidy se poté redukují na kov zahříváním s dřevěným uhlím. <sup>2,4</sup>

#### **2.3.4.3 Výroba niklu**

Sulfidické rudy jsou hlavní surovinou pro výrobu niklu. Ze Sudbury ve Velké Británii pochází více jak jedna čtvrtina produkce niklu. Postup výroby niklu je takový, že se do koncentráту, který obsahuje nikl a měď, přidává křemen. Poté se tento koncentrát praží a taví. Při těchto operacích se dosahuje snížení obsahu sulfidů a železa v koncentráту, ten pak obsahuje směs sulfidů mědi a niklu. Koncentrát se nechá několik dní chladnout. Jednotlivé sulfidy se pak mohou mechanicky oddělit. Takto získaný sulfid niklu se poté převádí na oxid, který se může použít přímo při výrobě oceli. Oxid se ale může redukovat na kov a poté se rafinovat. Rafinaci lze provést elektrolyticky nebo Mondovým procesem.

Elektrolytický způsob rafinace je započata redukcí oxidu uhlíkem, čímž se získá znečištěný kov. Z tohoto kovu je poté zhotovena anoda. Roztok síranu nikelnatého nebo chloridu nikelnatého se používá jako elektrolyt. Čistý nikl tvoří katodu. Probíhá elektrolýza, při které se rozpuštění nikl z anody zachycuje na katodě.

Mondův způsob rafinace vyvinul roku 1889 L. Mond. Podstatou je příprava tetrakarbonylniklu, který je těkavý. Při jeho přípravě se vychází z oxidu, který se nechá redukovat vodíkem za vzniku surového niklu. Vodík je obsažený ve vodním plynu. Na surový nikl se nechá působit oxid uhelnatý, což je zbývající část vodního plynu, za atmosférického tlaku a teploty kolem 50 °C. Takto se získá tetrakarbonylnikl, který se rozloží vedením přes čistý nikl a při teplotě vyšší než 200 °C. U novějších provozů se zvyšuje tlak a teplota, ale podstata této metody je zachována. <sup>2,4</sup>

## 2.3.5 Sloučeniny železa

### 2.3.5.1 Oxidy a hydroxidy

#### **Oxid železnatý $FeO$** <sup>2,4</sup>

Jedná se o černou pevnou krystalickou látku, která je práškovitá a někdy pyroforická. Při jeho přípravě se vyžihá šřavelan železnatý za nepřístupu vzduchu. Oxid železnatý se na vzduchu oxiduje na oxid železitý.

#### **Hydroxid železnatý $Fe(OH)_2$** <sup>2,4</sup>

Vzniká srážením železnatých iontů hydroxidovými ionty. Vzniká jako bílá sraženina, která se oxiduje na vzduchu na hydroxid železitý, což se projeví změnou barvy sraženiny na hnědou.

#### **Oxid železitý $Fe_2O_3$** <sup>2,4,5</sup>

Žiháním hydroxidu železitého, vzniká oxid železitý. Od tohoto oxidu je známa řada modifikací. Největší význam má forma  $\alpha$ - a  $\gamma$ -forma.  $\alpha$ -forma je červenohnědá a získáme ji zahříváním červenohnědého hydratového hydroxidu železitého, teplota zahřívání je 200 °C. V přírodě se oxid železitý nachází jako hematit. Jedná se o významnou rudu pro výrobu železa. Oxid železitý se používá jako pigment, lešticí prostředek a spolu se vzácnými zeminami k výrobě granátů a dalších feritů. Druhá forma  $\gamma$ -oxid železitý se připravuje opatrnou oxidací oxidu železnato-železitého.  $\gamma$ - $Fe_2O_3$  je metastabilní, má kubickou strukturu a feromagnetické vlastnosti. Pokud jej zahříváme ve vakuu, přechází na oxid železnatoželezitý, ale pokud jej zahříváme za přístupu vzduchu, mění se na formu  $\alpha$ . Nejčastěji se používá k výrobě magnetických pásků.

#### **Hydroxid železitý $Fe(OH)_3$** <sup>4,5</sup>

Tento hydroxid nikdy neodpovídá obecnému vzorci  $Fe(OH)_3$ . Jedná se spíše o hydratovaný oxid železitý se vzorcem  $Fe_2O_3 \cdot xH_2O$  (limonit), obsah vody je větší než u hydroxidu  $Fe(OH)_3$ . Při jeho sušení získáváme  $FeO(OH)$  – metahydroxid popřípadě  $Fe_2O_3 \cdot H_2O$ . I v přírodě ho najdeme přesně v téhle formě. Pro hydroxid železitý je typické, že má velkou adsorpční schopnost a tvoří koloidní roztoky. Využívá se v lékařství a to v případech otravy oxidem arsenitým.

#### **Oxid železnato-železitý $Fe_3O_4$** <sup>4,5</sup>

V přírodě se tento oxid nachází jako magnetit (magnetovec). Vzniká při působení vodní páry na rozžhavené železo, proces probíhá jako vzdušná oxidace. Mezi jeho vlastnosti

patří vodivost a stálost kyselinám. Pro tyto vlastnosti se využívá v elektrochemickém průmyslu na výrobu elektrod z magnetovce.

### **2.3.5.2 Soli, komplexní sloučeniny**

#### **Chlorid železnatý $FeCl_2$ <sup>2,5</sup>**

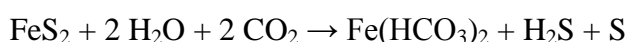
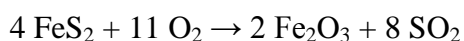
Jedná se o bílou či nazelenalou krystalickou látku. Připravujeme jej zahříváním železa v proudu chlorovodíku. Ve vodě je dobře rozpustný a na vzduchu rozplývavý. Známe i jeho hydratovanou formu a to tetrahydrát chloridu železnatého  $FeCl_2 \cdot 4 H_2O$ . Tento hydratovaný chlorid vzniká při rozpouštění železa v kyselině chlorovodíkové za nepřístupu vzduchu.

#### **Sulfid železnatý $FeS$ <sup>2,5</sup>**

Vzniká přímou syntézou železa se sírou. Takhle připravený sulfid železnatý je hnědošedý až šedočerný. Kdežto sulfid připravený v laboratoři, kdy se sráží železnaté ionty s ionty sulfidovými je černý. Pokud je sulfid železnatý suchý, je stálý. Pokud je naopak navlhlý, tak snadno oxiduje a to až na sírany. Technicky připravený se používá pro výrobu sulfanu.

#### **Disulfid železnatý $FeS_2$ <sup>4,5</sup>**

V přírodě jej najdeme jako pyrit a markazit. Mají vysoký lesk. Oxidují se až na sírany železa a to ve vlhkém vzduchu. Pokud jej pražíme, zoxiduje na oxid železitý a oxid siřičitý. Disulfid železnatý se ve vodě, která obsahuje kyselinu uhličitou, rozpustí za vzniku hydrogenuhličitanu železnatého, sulfanu a síry.



#### **Síran železnatý $FeSO_4$ <sup>2,4,5</sup>**

Jedná se o bílou látku, ale jen za předpokladu, že se jedná o bezvodou formu. Jeho hydratovanou formu známe pod názvem zelená skalice, jedná se o heptahydrát síranu železnatého. Jeho výroba je vysoká, probíhá pomocí krystalizace z roztoku, který jsme získali reakcí železa se zředěnou kyselinou sírovou. Na vzduchu se oxiduje a ve vodě je velmi dobře rozpustný. Má široké možnosti využití, například v barvířství, při konzervaci dřeva nebo při hubení plevelu. Společně se sírany alkalických zemin tvoří podvojně soli.

Nejznámější podvojnou solí je Mohrova sůl neboli síran amonno-železnatý  $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6 H_2O$ . Mezi významné vlastnosti této podvojně soli je, že nepodléhá



vzdušné oxidaci, a proto se používá místo samotného síranu. Patří mezi tzv. schönity (protože tyto podvojně soli jsou izomorfní s hexahydrátem síranu draselno-hořečnatého = schönit), obecný vzorec  $M_2^I\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ .

### ***Uhličitan železnatý $\text{FeCO}_3$*** <sup>5</sup>

Uhličitan železnatý se v přírodě vyskytuje jako siderit (ocelek).  $\text{FeCO}_3$  vzniká reakcí železnatých iontů s uhličitanovými ionty. Takto vzniklá bílá sraženina je velmi nestálá a na vzduchu se rychle oxiduje a rozkládá, což se projeví změnou barvy na hnědou. Je nerozpustný ve vodě, pokud ovšem voda obsahuje oxid uhličitý, vzniká potom rozpustný hydrogenuhličitan železnatý, který je součástí pramenitých vod.

### ***Kyanoželeznatan draselný $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$*** <sup>2,5</sup>

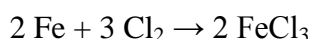
Kyanoželeznatan draselný je jedna z nejdůležitějších solí kyseliny hexakaynoželeznaté. Známe ji také pod názvem žlutá krevní sůl.  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  krystaluje jako trihydrát a barva krystalů je žlutá, proto se také odvozuje její název. V laboratoři ji připravujeme reakcí železnatých solí s kyanidem draselným. Na vzduchu je stálý, není jedovatý a je dobře rozpustný ve vodě. Má veliký význam v analytické chemii, používá se k důkazu železitých iontů. Při reakci se železitými ionty dává vzniku berlínské modři – kyanoželeznatanu železitého.

### ***Kyanoželeznatan železitý $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$*** <sup>5</sup>

Tato komplexní sloučenina vzniká při reakci kyanoželeznatanů, které jsou rozpustné s železitými ionty. Tato látka má tmavě modrou barvu, odtud pochází její název berlínská modř. I Tato látka není stálá vůči alkalickým hydroxidům.

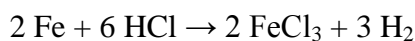
### ***Chlorid železitý $\text{FeCl}_3$*** <sup>2,4,5</sup>

$\text{FeCl}_3$  se připravuje zahříváním oxidu železitého v proudu chlorovodíku nebo zahříváním železa v proudu chloru. Vždy se jedná o suchý chlor či o suchý chlorovodík. Vznikají tak černé krystalky.



Tento chlorid je ve vodě velice dobře rozpustný, ale také v organických rozpouštědlech, mezi které patří například ethanol.

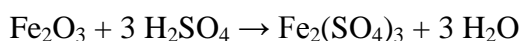
Známe i hexahydrát chloridu železitého, který se připravuje rozpuštěním železa v kyselině chlorovodíkové. Vyniká svoji žlutou barvou.



Má velké množství využití, například k čištění vod, jako kondenzační a chlorační činidlo v organické chemii a také v textilním průmyslu jako mořidlo.

### **Síran železitý $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$** <sup>4,5</sup>

Pokud je síran železitý bezvodý, je buď nažloutlý, nebo narůžovělý, jeho barva je závislá na způsobu přípravy. Jeho příprava probíhá reakcí oxidu železitého s kyselinou sírovou.



Od síranu železitého je známa řada hydrátů, mezi nejběžnější patří fialová krystalická látka nonahydrátu síranu železitého.

Síran železitý je v roztoku velmi hydrolyzován. Používá se v textilním průmyslu jako mořidlo. Dále se používá jako výchozí látka pro přípravu železitých kamenců a berlínské modři.

### **Železité kamence** <sup>2,5)</sup>

Jedná se o sírany železité a sírany jiného kovu v oxidačním čísle I. Mezi tyto kovy patří například draselný nebo amonný. Aby se dala sloučenina považovat za kamence, musí obsahovat navíc ještě dvanáct molekul vody. Obecný vzorec:  $\text{M}^{\text{I}}\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$ . Pokud jsou kamence čisté jsou bezbarvé, ale ve velké míře mají nafialovělou barvu, což je způsobeno malým znečištěním manganem.

Dodekahydrát síranu draselnoželezitého  $\text{KFe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$  a dodekahydrát síranu amonnoželezitého  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$  se používají jako mořící látky v textilním průmyslu, dále pak v analytické chemii jako indikátory.

### **Dusičnan železitý $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$** <sup>4,5</sup>

Příprava dusičnanu probíhá rozpouštěním železa v kyselině dusičné.



Většinou vykrytalizuje světle fialový hexahydrát dusičnanu železitého. Mezi jeho vlastnosti patří snadné rozpouštění ve vodě, ale také to, že podléhá hydrolyze. Používá se jako mořící látka v textilním průmyslu.

## **Kyanoželezitany** <sup>5</sup>

Kyanoželezitany získáváme je při reakci železité soli s kyanidy, které jsou rozpustné a jsou v nadbytku. Kyanoželezitan draselný je výchozí látkou pro přípravu hexakyanoželezité kyseliny.

### **Hexakyanoželezitan draselný** $K_3[Fe(CN)_6]$ <sup>5</sup>

Triviální název této sloučeniny zní červená krevní sůl. Jako oxidační činidlo lze použít například chlor, který je okyselen kyselinou chlorovodíkovou. Krystaly hexakyanoželezitanu draselného mají tmavě červenou barvu, ve vodě je velmi dobře rozpustný, po rozpuštění nám dává žlutý roztok. Patří mezi jedovaté látky.

## **Železany** <sup>4,5</sup>

Sloučeniny železa, které se vyskytuje ve vyšším oxidačním čísle než III jsou velmi málo známé a málo se i vyskytují. Nejznámější jsou železany, kterou jsou též známy pod názvem feráty. Jedná se o soli neznámé kyseliny železové  $H_2FeO_4$ . Jejich příprava může probíhat tavením železa s alkalickým (draselným) dusičnanem, reakcí oxidu železitého s dusičnanem draselným, který se vyskytuje v tavenině s alkalickým hydroxidem. Další možnost přípravy je anodická oxidace, kdy se železo oxiduje v roztoku alkalického hydroxidu. Feráty patří mezi sloučeniny, které mají silné oxidační účinky. Jedná se o nestálé látky, stálé jen v silně alkalických.

## **Karboony železa** <sup>5</sup>

Mezi nejznámější patří pentakarbonyl železa se vzorcem  $Fe(CO)_5$ . Tato látka je kapalná, s žlutým zabarvením a patří mezi málo stálé sloučeniny. Dále známe tetrakarbonyl železa  $[Fe(CO)_4]_3$ , který má zelené zbarvení a je to krystalická látka.

## **2.3.6 Sloučeniny kobaltu**

### **2.3.6.1 Oxidy a hydroxidy**

#### **Oxid kobaltnatý** $CoO$ <sup>5</sup>

Oxid kobaltnatý je olivově zelený prášek, který se připravuje tepelným rozkladem uhličitanu kobaltnatého za nepřístupu vzduchu. Používá se k barvení skla, které barví modře.

### **Hydroxid kobaltnatý $\text{Co(OH)}_2$** <sup>4,5</sup>

Tato sloučenina má růžovou barvu. Její příprava probíhá srážením kobaltnaté soli alkalickým hydroxidem. Zde je podobnost s hydroxidem železnatým a to taková, že i tento hydroxid se oxiduje vzdušným kyslíkem za vzniku hydratovaného oxidu kobaltitého.

### **Oxid kobaltitý $\text{Co}_2\text{O}_3$** <sup>5</sup>

Oxid kobaltitý nabývá hnědé barvy, vzniká, jak už bylo popsáno u předchozí sloučeniny, oxidací hydroxidu kobaltnatého.

## **2.3.6.2 Soli, koordinační sloučeniny kobaltu**

### **Chlorid kobaltnatý $\text{CoCl}_2$** <sup>2,5</sup>

Tato bledě modrá, práškovitá látka se připravuje zahříváním kobaltu v chloru. Mezi jeho vlastnosti patří to, že je silně hygroskopický, proto se také využívá jako indikátor vlhkosti. Jeho hydratovaná forma  $\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$  má růžovou barvu. Tato změna barvy patří mezi jednoduché pokusy, které zaujmou.

### **Sulfid kobaltnatý $\text{CoS}$** <sup>2,4,5</sup>

$\text{CoS}$  vzniká jako černá sraženina při srážení kobaltnatých solí se sulfidem amonným. Je známý i disulfid kobaltnatý, který je podobný disulfidu železnatému.

### **Síran kobaltnatý $\text{CoSO}_4$** <sup>2,4</sup>

Tato kobaltnatá sůl se připravuje rozpouštěním kobaltu v kyselině sírové. Pokud se síran vyskytuje v bezvodé formě, je červený. Naopak pokud je v hydratované formě, znám je heptahydrát, pak má tmavě červené zbarvení.

### **Dusičnan kobaltnatý $\text{Co(NO}_3)_2$** <sup>2,4,5</sup>

Příprava  $\text{Co(NO}_3)_2$  probíhá podobně jako u předchozího síranu. Stejně jako u předchozí sloučeniny je červené zbarvení s rozdílem, že zde se jedná o hexahydrát. Jedná se o kobaltnatou soluci.

### **Síran kobaltitý $\text{Co}_2(\text{SO}_4)_3$** <sup>4,5</sup>

Jeho příprava probíhá elektrolyticky a to oxidací síranu kobaltnatého v koncentrované kyselině sírové. Při této přípravě získáme  $\text{Co}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$ , který má modrou barvu. Jsou známé i kobaltité kamence, například kamenec draselno-kobaltitý  $\text{KCo(SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$ .

### **Nitritokobaltitan sodný $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$** <sup>2,5</sup>

Tato komplexní sloučenina je velice důležitá v analytické chemii, protože se používá k důkazu draselných iontů.  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$  je žlutá práškovitá látka, která vzniká smícháním roztoků dusičnanu kobaltnatého a dusitanu sodného v kyselém prostředí kyseliny octové za přístupu vzduchu.

### **Nitrokobaltitan draselný $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$** <sup>5</sup>

Na rozdíl od předchozí sloučeniny, je  $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$  velmi málo rozpustný ve vodě. Tato žlutá sraženina vzniká při reakci draselných iontů s nitrokobaltitanem sodným (důkaz draselného iontu v analytické chemii). Používá se jako žlutá barva, které říkáme kobaltová žlut.

### **Amminokomplexy kobaltu**<sup>2,5</sup>

Amminokomplexy tvoří velkou skupinu sloučenin kobaltitých solí. Jsou velice nestálé. Patří sem například:  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$  hexaamminkobaltitý ion,  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5(\text{H}_2\text{O})]^{3+}$  pentaammin-aquakobaltitý ion,  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{2+}$  chloro-pentaamminkobaltitý ion,  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^+$  dichloro-tetraamminkobaltitý ion,  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$  trichloro-triamminkobaltitý komplex,  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]^-$  tetrachloro-diamminkobaltitanový ion.

## **2.3.7 Sloučeniny niklu**

### **2.3.7.1 Oxidy a hydroxidy**

#### **Oxid nikelnatý $\text{NiO}$** <sup>2,4,5</sup>

$\text{NiO}$  se připraví vyžháním vhodné nikelnaté sloučeniny (např. uhličitanu, dusičnanu nebo hydroxidu). Má zelené zbarvení a používá se k barvení skla.

#### **Hydroxid nikelnatý $\text{Ni}(\text{OH})_2$** <sup>5</sup>

$\text{Ni}(\text{OH})_2$  se vytváří se srážením roztoku nikelnatých solí alkalickým hydroxidem. Vzniká zeleně zbarvená látka, která je rozpustná nejen v kyselinách, ale také v amoniaku.

### **2.3.7.2 Soli a komplexy**

#### **Chlorid nikelnatý $\text{NiCl}_2$** <sup>5</sup>

Tato nikelnatá sůl se získá přímým sloučením prvků. Pokud je bezvodý, má žlutou barvu. Jeho hexahydrát má naopak barvu zelenou.

### ***Sulfid nikelnatý NiS***<sup>5</sup>

NiS vzniká jako černá, či hnědočerná sraženina při srážecí reakci nikelnaté soli se sulfidem amonným.

### ***Síran nikelnatý NiSO<sub>4</sub>***<sup>2,5</sup>

NiSO<sub>4</sub> se připravuje reakcí uhličitanu nikelnatého s kyselinou sírovou. Pokud vykrytaluje z kyselého roztoku, vzniká hexahydrát, naopak z neutrálního roztoku vzniká heptahydrát. Oba hydráty mají stejnou zelenou barvu.

### ***Dusičnan nikelnatý Ni(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>***<sup>5</sup>

Získáme jej při rozpouštění niklu v kyselině dusičné a to pouze ve zředěné kyselině. Snadno jej poznáme, protože vykrytalizuje ve smaragdově zelené barvě, přičemž se jedná o hexahydrát.

### ***Tetrakyanonikelnatan draselný K<sub>2</sub>[Ni(CN)<sub>4</sub>]***<sup>2,5</sup>

Vzniká při reakci kyanidu nikelnatého s kyanidem draselným, který je v nadbytku. Jeho monohydrát je žluté barvy a je velmi snadno rozpustný ve vodě.

### ***Amminnikelnaté komplexy***<sup>5</sup>

Mezi nejznámější amminokomplexy niklu patří [Ni(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>(H<sub>2</sub>O)<sub>2</sub>]SO<sub>4</sub> síran tetraammin-diaquanikelnatý, [Ni(NH<sub>3</sub>)<sub>6</sub>]Cl<sub>2</sub> chlorid hexaamminnikelnatý.

## **2.4 Mangan, Manganum, Mn**

### **2.4.1 Historický vývoj**

V roce 1774 začala historie přípravy manganu, v tomto roce C. W. Sheele dokázal, že dosud neznámý prvek se nachází pyrolusitu. V téže roce získal švédský vědec J. G. Gahn mangan zahříváním oxidu manganičitého se směsí dřevěného uhlí a oleje. Takto připravený mangan byl velmi malé čistoty. Až ve 30. letech 20. století se začal mangan připravovat ve vysoké čistotě, a to elektrolýzou roztoků manganatých solí.<sup>2</sup>

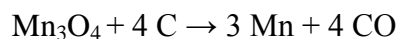
### **2.4.2 Výskyt a rozšíření na Zemi**

Svým výskytem se mangan řadí na dvanácté místo. V přírodě jej nalezneme ve více jak 300 různých minerálech. Průmyslové využití se nachází pouze asi u dvaceti minerálů. V podobě křemičitanů se vyskytuje jako kov třídy a v primárních ložiscích. Sekundární uloženiny oxidů a uhličitanů jsou mnohem důležitější. Tyto sekundární uloženiny vznikají zvětráváním ložisek primárních. Mezi sekundární uloženiny patří pyroluzit (oxid

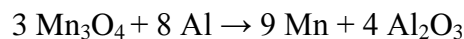
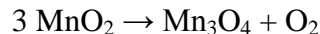
manganičitý), hausmannit (oxid manganato-manganičitý) a rhodochrozit (uhličitan manganatý). Účinkem zvětrávání se z půdy neustále vyplavují koloidní částice oxidů manganu, železa i dalších kovů. Tyto koloidní částice se dostávají do moře, zde se shlukují nebo přechází do manganových kuliček. V letech 1872-76 byly tyto materiály poprvé objeveny, jejich význam byl prokázán až dalšími výzkumy v Tichém oceánu v roce 1951. Během tohoto výzkumu bylo prokázáno, že se na dně oceánu vyskytuje více než  $10^{12}$  tun těchto manganových kuliček a že se každý rok usazuje  $10^7$  tun. Manganové kuličky obsahují další kovy, například nikl, kobalt a měď.<sup>2</sup>

### 2.4.3 Příprava a výroba

Vyžiháním se se mangan vyredukuje ze směsi oxidů a uhlí. Tato příprava má význam pro výrobu slitiny s železem, která se nazývá feromangan.<sup>2,4</sup>



Běžný způsob výroby manganu je aluminotermický. Výchozí surovina je burel (oxid manganičitý), který je předem vyžiháný na červený oxid manganato-manganičitého ( $\text{Mn}_3\text{O}_4$ ). Toto vyžihání se provádí kvůli prudké reakci burelu s hliníkem.<sup>4,5</sup>



Z okyseleného roztoku směsi síranu amonného a síranu manganatého se elektrolyticky vyrábí čistý mangan.

### 2.4.4 Fyzikální vlastnosti

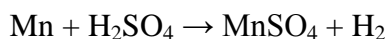
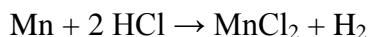
Mangan má typickou kovovou strukturu, svojí šedobílou barvou připomíná železo. V přírodě se mangan vyskytuje jako jeden izotop, proto je jeho atomová hmotnost přesná. Mangan je tvrdý a křehký zároveň. Další jeho vlastností je paramagnetismus.<sup>2</sup>

Tab. 10 Fyzikální vlastnosti manganu <sup>2</sup>

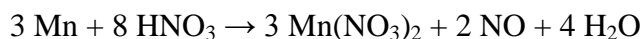
Vlastnost	Mn
atomové číslo	25
počet přírodních izotopů	1
atomová hmotnost	54,938 0
elektronová konfigurace	[Ar]3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>
elektronegativita	1,5
poloměr kovu (pro koordinační číslo 12)/pm	127
iontový poloměr (pro koordinační číslo 6)/pm	VII 46 VI 25,5 <sup>b)</sup> V 33 <sup>b)</sup> IV 53 III <sup>c)</sup> 58 (ns) 64,5 (vs) II 67
teplota tání/°C	1 244
teplota varu/°C	2 060
$\Delta H_f$ /kJ mol <sup>-1</sup>	(13,4)
$\Delta H_{vap}$ /kJ mol <sup>-1</sup>	221 (± 8)
$\Delta H_u$ (jednoatomární plyn)/kJ mol <sup>-1</sup>	281 (± 6)
hustota (25 °C)/g cm <sup>-3</sup>	7,43
měrný elektrický odpor (20 °C)/μΩ cm	185,0

### 2.4.5 Chemické vlastnosti

Mangan je hodně reaktivní, obzvlášť pokud není čistý. Patří mezi neušlechtilé kovy. Oxiduje se na vzduchu. Snadno se rozpouští ve zředěných kyselinách.



Mangan reaguje i s koncentrovanými kyselinami.



Mangan shoří na Mn<sub>3</sub>O<sub>4</sub> při žhání na vzduchu nebo při slučování s kyslíkem. Ohotně se slučuje s chlorem a fluorem. Za vyšších teplot se slučuje se sírou, uhlíkem, fosforem, bórem a křemíkem. U manganu je nejstálější oxidační stav II. <sup>2</sup>

### 2.4.6 Sloučeniny manganu

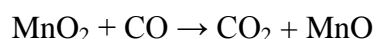
Mangan je ve sloučeninách znám v oxidačních stavech I-VII. Nejdůležitější jsou sloučeniny manganu v oxidačním stavu II, IV a VII.



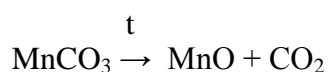
Příkladem sloučeniny manganu v oxidačním stavu I je hexakyanomanganan sodný  $\text{Na}_5[\text{Mn}(\text{CN})_6]$ .<sup>2</sup>

### **Oxid manganatý, $\text{MnO}$** <sup>2,5</sup>

Oxid manganatý je zelenošedý prášek vznikající redukcí vyšších oxidů manganu za vyšších teplot například oxidem uhelnatým nebo vodíkem.

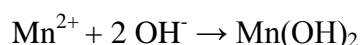


Oxid manganatý se připravuje termickým rozkladem uhličitanu manganatého v inertní atmosféře.  $\text{MnO}$  je nerozpustný ve vodě.



### **Hydroxid manganatý, $\text{Mn}(\text{OH})_2$** <sup>2,5</sup>

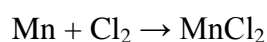
Tato bílá látka vzniká při srážení roztoků manganatých solí alkalickým hydroxidem.



Hydroxid manganatý není na vzduchu stálý, rychle hnědne na hydroxid manganitý, popřípadě dle podmínek přechází až na hydratovaný oxid manganičitý. Hydroxid manganatý je zásaditého charakteru, ochotně se rozpouští v kyselinách a poskytuje tak manganaté soli, které jsou růžové.

### **Chlorid manganatý, $\text{MnCl}_2$** <sup>5</sup>

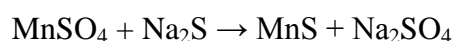
Chlorid manganatý lze získat spálením manganu v proudu chloru, syntézou prvků nebo vedením suchého chlorovodíku přes mangan nebo oxid manganatý v žáru.



Je velmi dobře rozpustný ve vodě, má tmavě růžovou barvu a krystaluje v lístkovitých krystalcích.

### **Sulfid manganatý, $\text{MnS}$** <sup>5</sup>

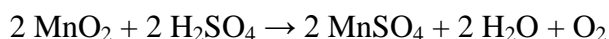
Sulfid manganatý se připravuje reakcí manganaté soli s alkalickým sulfidem.



Sulfid manganatý má pleťovou barvu, pokud je hydratovaný. Na vzduchu přechází na hnědou barvu v důsledku oxidace na oxid manganičitý. Snadno se rozpouští ve zředěných kyselinách.

### **Síran manganatý, $MnSO_4$ <sup>2,5</sup>**

Síran manganatý se dodává ve formě tetrahydrátu nebo v krystalické formě. Dále známe i další jeho hydráty, například pentahydrát, který je izomerní s modrou skalicí (pentahydrát síranu měďnatého). Krystalovaný síran manganatý je světle růžový. Vyrábí se reakcí oxidu manganičitého s koncentrovanou kyselinou sírovou.



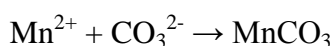
Síran manganatý se používá při barvení textilií.

### **Dusičnan manganatý, $Mn(NO_3)_2$ <sup>5</sup>**

Dusičnan manganatý se připraví reakcí manganaté soli se zředěnou kyselinou dusičnou. Vykrytalizuje z roztoku jako bezbarvý hexahydrát dusičnanu manganatého. Je snadno rozpustný ve vodě.

### **Uhličitan manganatý, $MnCO_3$ <sup>5</sup>**

Tato bílá sraženina vzniká při reakci roztoků manganatých solí s roztoky alkalických uhličitanů.



Na vzduchu se uhličitan manganatý oxiduje, vznikají oxidy manganu (proto má uhličitan nahnědlou barvu). Při zahřívání se uhličitan rozkládá na oxid uhličitý a oxid manganatý. Ve vodě je jen málo rozpustný.

### **Oxid manganitý, $Mn_2O_3$ <sup>2,5</sup>**

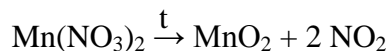
Tento oxid je nazýván černým oxidem manganu kvůli jeho černohnědému zbarvení. Získává se z oxidu manganičitého.

### **Oxid manganato-manganičitý, $Mn_3O_4$ <sup>5</sup>**

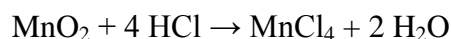
Tento oxid, nazývaný červeným oxidem manganu, vzniká při zahřívání oxidu manganitého v proudu vzduchu.

### **Oxid manganičitý, $MnO_2$** <sup>2,5</sup>

Oxid manganičitý, který je znám pod názvem burel, se připravuje termickým rozkladem dusičnanu manganatého.

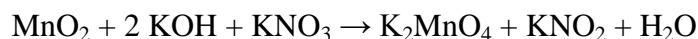
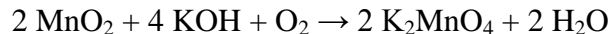


Oxid manganičitý má tmavě hnědou barvu (někdy se uvádí černá barva), vede elektrický proud, má silné oxidační schopnosti (sám se redukuje a jinou látku oxiduje). Své využití nachází ve sklářství, kde se používá k odbarvování skloviny znečištěné železem a při výrobě zápalek. V laboratoři se oxid manganičitý používá jako oxidační činidlo, například při přípravě chloru.



### **Manganan draselný, $K_2MnO_4$** <sup>5</sup>

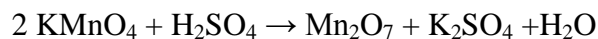
Obecně manganany odvozujeme od kyseliny manganové  $H_2MnO_4$ . Manganan draselný vzniká při tavení oxidu manganičitého s hydroxidem draselným.



Manganan draselný má zelenou barvu, je ve vodě rozpustný, disproportionuje za vzniku oxidu manganičitého a manganistanu draselného.

### **Oxid manganistý, $Mn_2O_7$** <sup>5</sup>

Tento oxid je tmavá olejovitá kapalina, která je na povrchu kovově lesklá. Při opatrném zahřívání, které nesmí přesáhnout 50 °C, se uvolňují fialové páry. Připravuje se reakcí manganistanu draselného s koncentrovanou kyselinou sírovou.



Oxid manganistý se rozpouští v nadbytku chladné vody. Při této reakci vzniká kyselina manganistá. S organickými látkami nebezpečně vybuchuje.

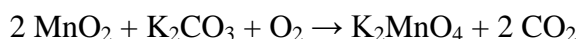
### **Kyselina manganistá, $HMnO_4$** <sup>5</sup>

Tato kyselina se nedá získat čistá, důvodem je její rozklad v koncentrovanějším roztoku. Jedná se o velmi silnou kyselinu, ve zředěném roztoku je zcela disociována.

Manganistanový aniont je typický svým fialovým zbarvením. Kyselina manganistá a manganistany jsou používány jako oxidační činidla.

### **Manganistan draselný, $KMnO_4$** <sup>2,4,5</sup>

Manganistan draselný se vyrábí z oxidu manganičitého. Prvním krokem této reakce je tavení oxidu manganičitého s potaší (uhličitanem draselným) na vzduchu, získá se manganan draselný. Tavenina se vylouží vodou a poté elektrolyticky oxiduje.

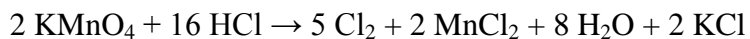


Manganistan draselný je tmavě fialová krystalická látka s kovovým leskem. Na vzduchu je stálý a ve vodě se rozpouští za vzniku fialového roztoku. Rozkládá se při zahřívání na manganan draselný.



Pro silné oxidační účinky se manganistan draselný používá při syntézách v organické chemii a v analytické chemii. Dle prostředí, ve kterém se manganistan draselný nachází, se redukuje do různého stupně.

V kyselém prostředí se manganistan draselný redukuje až na manganatou sůl.



V neutrálním prostředí se manganistan redukuje na oxid manganičitý.



V zásaditém prostředí se manganistan redukuje na manganan.



### **3 Praktická část**

Experimentování je nedílnou součástí všech přírodních věd, chemie nevyjímaje. V anorganické chemii má experimentování svoji nezastupitelnou roli ve výuce na všech stupních škol (základní, středoškolský i vysokoškolský stupeň). Studenti si během laboratorních cvičení osvojují své teoretické znalosti. Rozvíjí se po stránce pracovní, kdy se postupně seznamují s řadou pracovních postupů. Studenti se naučí bezpečně zacházet s kyselinami, zásadami a jinými látkami, s chemickým nádobím a pracovat s otevřeným ohněm.

Na středních školách je třeba brát v potaz i environmentální a ekonomické hledisko laboratorních cvičení a zařízení laboratoře. Velký důraz je kladen na bezpečnost práce. Učitel musí vždy studenty seznámit s riziky práce, na co si student má dát pozor, jaké ochranné pomůcky používat a jak zacházet s látkami. V příloze 1 je uveden laboratorní řád. Čím větší mají studenti praxi v laboratoři, tím více jsou obratnější a samostatnější v základních chemických operacích.

#### **3.1 Zákony o chemických látkách**

##### **3.1.1 Nebezpečné chemické látky a jejich klasifikace**

Zákon č. 157/1998 Sb. o chemických látkách a chemických přípravcích je v souladu se zákony Evropské unie. Velký význam pro práci ve školní laboratoři má klasifikace (viz obr. 4), která je uvedena v tomto zákoně.<sup>8</sup>


##### **3.1.2 Důležité zákony pro učitele chemie**

Zákon č. 350/2011 Sb. o chemických látkách a chemických směsích a o změně některých zákonů, nazývaný také chemický zákon je základní zákon, kterým se učitel chemie při laboratorních cvičení řídí.

Ve vyhlášce č. 288/2003 Sb. a změna zákona č. 258/2000 Sb., o ochraně veřejného zdraví upravuje nakládání s chemickými látkami. Dle tohoto zákona mohou žáci starší 15 let a mladší 18 let pracovat s NCHLaP (nakládání s nebezpečnými chemickými látkami a přípravky), které jsou klasifikované jako toxické a žíravé, pouze při přípravě na budoucí povolání pod přímým dohledem dospělé osoby (tedy i nechemikem). S látkami označenými jako vysoce toxické mohou žáci ve věku 15-18 let pracovat (v rámci přípravy na budoucí povolání) pod dozorem způsobilé osoby (chemikem). Dále je uvedeno v zákoně č. 434/2005 Sb. v příloze s jakými koncentracemi může žák pracovat. Například dusičnan stříbrný o

koncentraci 1 % nesmí učitel dát žákovi do ruky, ale pokud bude koncentrace 0,99 % tak už ano, protože už není klasifikován jako žíravina. Jako toxický je považován 0,1% roztok dichromanu draselného, z toho vyplývá, že žáci (15-18 let) s ním nesmí pracovat. Z tohoto důvodu jsem u práce s dichromany a chromany zařadila pro studenty navštěvující seminář chemie, tedy pro studenty starších 18-ti let.<sup>8,9</sup>

Na každé lahvi sloučeniny jsou uvedeny výstražné symboly (viz. obrázek 4) a dále jsou uvedeny S a R věty (vyplývá ze zákona č. 232/2004 Sb.). R-věty označují specifickou rizikovost a S-věty označují bezpečné nakládání s látkou (viz. příloha 2).<sup>7,8,9</sup>

Grafické znázornění výstražných symbolů nebezpečnosti				
<b>E</b> 	<b>F+</b> 	<b>T+</b> 	<b>C</b> 	<b>Xi</b> 
Výbušný	Extremně hořlavý	Vysoce toxický	Žíravý	Dráždivý
<b>O</b> 	<b>F</b> 	<b>T</b> 	<b>Xn</b> 	<b>N</b> 
Oxidující	Vysoce hořlavý	Toxický	Zdraví škodlivý	Nebezpečný pro životní prostředí

Obr. 4 Výstražné symboly nebezpečnosti <sup>10</sup>

Pozn.: V praktické části jsou uvedeny jednotlivé pokusy. U kobaltu a niklu jsou uvedeny pouze zkumavkové reakce, protože přípravy, které jsem zkoušela, byly časově i pracovně náročné.

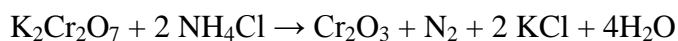
## 3.2 Oxidy chromu

### 3.2.1 Příprava oxidu chromitého, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

Oxid chromitý lze připravit třemi jednoduchými způsoby.

#### 3.2.1.1 Příprava oxidu chromitého reakcí dichromanu draselného a chloridu amonného

Princip: Oxid chromitý připravíme zahříváním směsi dichromanu draselného s chloridem amonným.



Pomůcky: třecí miska s tloučkem, porcelánový kelímek, triángl, kruh, stojan, kahan, kleště, skleněná tyčinka, kádinka, nálevka, filtrační papír, lžička

Chemikálie:  $\text{NH}_4\text{Cl}$  ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$    ,  $\text{H}_2\text{O}$

Postup práce:

V třecí misce si rozetřeme 10 g dichromanu draselného. Ten pak smísíme s chloridem amonným, kterého použijeme 2,5 násobné množství oproti stechiometrii (odpovídá hmotnosti 9 g). Připravenou směs dáme do porcelánového kelímku a zahříváme nad plamenem asi 1 hodinu. Necháme směs vychladnout. Vychladnutou směs poté vyvaříme horkou vodou a následně zfiltrujeme. Pokud je pokus proveden dobře, filtrát bude bezbarvý. Často se ovšem stává, že je filtrát oranžový, připravený oxid chromitý to neovlivní. Produkt na filtračním papíru (oxid chromitý) promýváme vodou. Poté necháme sušit. <sup>1</sup>

Kritické body:

Studenti musí dodržovat bezpečnost, používat ochranný štít, či alespoň ochranné brýle. Pokus se provádí v digestoři. Pozor na zahřívání směsi. Zpočátku ji zahřívát zvolna, až poté více. Směs začne hořet, stále je třeba ji kontrolovat.

Poznámka:

Vzhledem k náročnosti, časové i pracovní, doporučuji tento pokus pro studenty seminářů chemie na středních školách. Studenti musí mít zkušenost se zahříváním a tavením sloučenin.

Jak je vidět z fotek, při této přípravě nezískáme čistý oxid chromitý.

Celková doba přípravy je cca 2-3 hodiny. (Možno přípravu rozdělit na dvě laboratorní cvičení, která trvají 1,5 hodin = 2 vyučovací hodiny)



Obr. 5 Zahřívání dichromanu draselného s chloridem amonným 1



Obr. 6 Zahřívání dichromanu draselného s chloridem amonným 2



Obr. 7 Vzniklý oxid chromitý



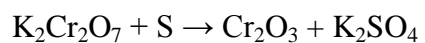
Obr. 8 Promývání oxidu chromitého



Obr. 9 Oxid chromitý





### **3.2.1.2 Příprava oxidu chromitého reakcí dichromanu draselného se sírou**

Princip: Tavením dichromanu draselného se sírou vzniká oxid chromitý a síran draselný.





Pomůcky: stojan, porcelánový kelímek, trianl, svorky, lžička, nálevka, kahan, kruh, kleště, kádinky, skleněná tyčinka

Chemikálie: S ,  $K_2Cr_2O_7$      $H_2O$

Postup práce:

Do železného kelímku dáme 9,7 g dichromanu draselného a 1,1 g síru (přidáním většího množství síry se reakce neovlivní, tento přebytek shoří na oxid siřičitý). Směs zahříváme. Pokud plamen hoří v kelímku modře, hoří nadbytek síry. Vzhledem k unikajícímu oxidu siřičitému provádíme tavení digestoří. Během tavení pozorujeme barevnou změnu. Tavíme směs v kelímku do té doby, kdy nastane červený žár, což je známka toho, že dochází k rozkladu dichromanu draselného (doba tavení je 5-10 minut). Reakční směs necháme po ukončení reakce vychladnout, následně ji vyvaříme destilovanou vodou. Vyvařená směs má zelenou barvu. Tuto směs zfiltrujeme na filtračním papíru, abychom z oxidu chromitého vymyli síran draselný, který je bezbarvý. Zachycený oxid chromitý na filtračním papíru několikrát promyjeme destilovanou vodou a dáme sušit do sušárny.<sup>1,11</sup>

Kritické body:

1. tavení – student nesmí zapomenout na ochranné brýle, či štít. Tavení provádět v digestoří (uniká oxid siřičitý). Směs po tavení nechat zcela zchladnout.
2. vzniklý oxid chromitý promýt vodu, kvůli síranu draselnému, který zůstal ve směsi.

Poznámka:

Tato příprava je vhodná pro studenty, kteří navštěvují chemický seminář. Doba přípravy je 1,5 hodiny, což odpovídá jednomu laboratornímu cvičení (do doby přípravy není započítána doba sušení).



Obr. 10 Směs dichromanu draselného a síry



Obr. 11 Zahřívání směsi dichromanu draselného a síry



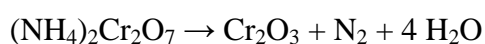
Obr. 12 Tavenina oxidu chromitého



Obr. 13 Filtrace oxidu chromitého

### 3.2.1.3 Tepelný rozklad dichromanu amonného

Princip: Tepelným rozkladem dichromanu amonného se získá oxid chromitý.



Chemikálie:  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$



Pomůcky: trojnožka, síťka, kahan

Pracovní postup:

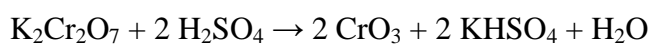
Na síťku dáme malé množství dichromanu amonného a zapalíme jej. Pozorujeme barevnou změnu z oranžového dichromanu amonného na zelený oxid chromitý.

Poznámky:

Pokus doporučuji jako demonstrační. Časová náročnost cca 5 minut.

### 3.2.2 Příprava oxidu chromového, $\text{CrO}_3$

Princip: Jednoduchým rozkladem dichromanu draselného koncentrovanou kyselinou sírovou připravíme oxid chromový.



Pomůcky: odměrný válec, lžička, kádinky, hodinové sklo, stojan, svorky, kruh, nálevky, skleněná tyčinka, trojnožka, kahan, síťka

Chemikálie:  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$    ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  ,  $\text{H}_2\text{O}$

Postup práce:

Celou přípravu provádíme v digestoři. Na přípravu 5 g oxidu chromitého za horka rozpustíme v kádince 14,7 g dichromanu draselného v poměru 1:2 (dichroman:voda). Vzniklý roztok zfiltrujeme, odstraníme tak případné nečistoty. Do zfiltrovaného roztoku pomalu po částech přidáváme čtyřnásobné množství koncentrované kyseliny sírové (10,7 ml). Přidávky kyseliny provádíme tak, že každých deset minut přidáváme cca čtvrtinu objemu, po přidání posledního přídavku necháme roztok odležet. Po cca dvou hodinách vzniká tmavá růžová (červená) sraženina. Tuto sraženinu zfiltrujeme. Oxid chromový zůstane na filtru, opatrně jej musíme seškrábnout z filtračního papíru a dát ho na hodinové sklo. Hodinové sklo s oxidem chromovým dáme sušit do exsikátoru. V exsikátoru necháme oxid chromový do příštího laboratorního cvičení. Po vyjmutí oxidu z exsikátoru jej rychle přesuneme do čisté prachovnice, abychom s ním mohli provést jednoduchou zkoušku, zda se opravdu jedná o oxid chromový. Do zkumavky dáme malé množství ethanolu, poté přidáme krystalek oxidu chromového, dojde k explozivní reakci. <sup>11, 15</sup>

Kritické body:

1. Studenty hned upozornit při bezpečnosti na práci s koncentrovanou kyselinou sírovou, i při malých přídavcích se roztok bude prudce zahřívat. Kyselinu přidávat po malých částech.
2. Oxid chromitý je hygroskopická látka, proto se suší v exsikátoru.

Poznámky:

Příprava oxidu chromového je vhodná pro studenty střední školy, kteří navštěvují chemický seminář. Tuto přípravu je dobré zkombinovat s další přípravou, například s přípravou oxidu chromitého pomocí tavení dichromanu draselného se sírou. Jak vyplývá z postupu, vzniká při přípravě dlouhá doba čekání při srážení.



Obr. 14 Filtrace dichromanu draselného



Obr. 15 Srážení dichromanu draselného s kyselinou sírovou



Obr. 16 Sušení oxidu chromového v exsikátoru

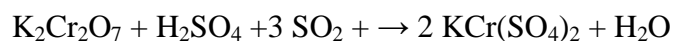


Obr. 17 Zkouška z ethanolem

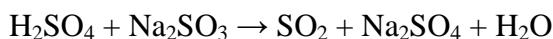
### 3.3 Příprava dodekahydrátu síranu draselno–chromitého, $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$

#### 3.3.1 Příprava síranu draselno-chromitého zaváděním oxidu siřičitého

Princip: Dodekahydrát síranu draselno-chromitého připavíme reakcí zředěné kyseliny sírové s dichromanem draselným.



Oxid siřičitý si připravíme reakcí siřičitanu sodného a kyseliny sírové.



Pomůcky: odsávací baňka, nálevka, kádinky, kruh, skleněná tyčinka, svorky, dělicí nálevka, krystalizační miska, zátky, síťka, trojnožka, kahan, hadička, skleněná trubička



Popis práce:

Připravíme roztok zředěné kyseliny sírové (1:2). Do roztoku kyseliny sírové přisypáváme po částech 3 g dichromanu draselného. Kádinku s roztokem vložíme do ohřáté destilované vody.

Sestavíme jednoduchou aparaturu pro vývoj plynu, kterou umístíme do digestoře (viz obr. 18). Pro složení aparatury potřebujeme dělicí nálevku, odsávací baňku, zátku a hadičku. Do dělicí nálevky nalijeme 20% kyselinu sírovou a siřičitan draselný nasypeme do odsávací baňky. Odsávací baňku uzavřeme zátkou, která má vyvrtaný otvor pro stopku dělicí nálevky. Na stopku odsávací baňky nasadíme hadičku. Tato hadička vede do kádinky s roztokem dichromanu draselného a kyseliny sírové, která je umístěna v krystalizační baňce s teplou vodou o cca 40°C. Po sestavení aparatury začneme pomalu přikapávat kyselinu sírovou z dělicí nálevky. Kyselina reaguje se siřičitanem sodným za vzniku oxidu siřičitého. Vývoj tohoto plynu poznáme probubláváním v roztoku kyseliny a dichromanu. Oxid siřičitý zavádíme do roztoku dokud nedojde k barevné změně (roztok změní barvu na fialovou). Pokud zreaguje veškeré množství siřičitanu, přidáme další množství do odsávací baňky. Roztok zfiltrujeme, krystaly jsou zelené, po chvíli se jejich barva mění na fialovou.<sup>11,12</sup>

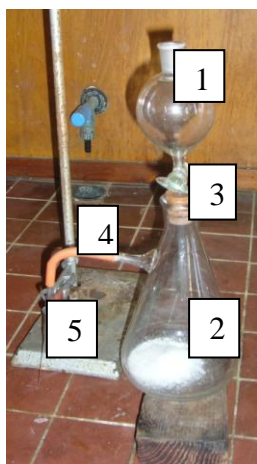
Kritické body:

1. Sestavení aparatury – studenti musejí dbát na důkladné sestavení aparatury, vše musí těsnit, aby nedocházelo k úniku oxidu siřičitého.
2. Pro vývoj oxidu siřičitého si studenti musí připravit desetinásobek stechiometrického množství kyseliny sírové i siřičitanu sodného.

3. Oxid siřičitý musí studenti zavádět až do barevné změny – z oranžové na fialovou.

Poznámky:

Doba přípravy je cca 3 hodiny. Vzhledem k vývoji plynu bych tuto přípravu doporučila pro chemický seminář. Při jednom laboratorním cvičení by si studenti zkusili sestavit aparaturu pro vývoj plynu.



- 1 – dělicí nálevka s kyselinou sírovou
- 2 – odsávací baňka se siřičitanem sodným
- 3 – zátka
- 4 – hadička napojená na odsávací baňku
- 5 – skleněná trubička, kterou odvádíme plyn

Obr. 18 Aparatura na vývoj plynu

11



Obr. 19 Zavádění oxidu siřičitého

11

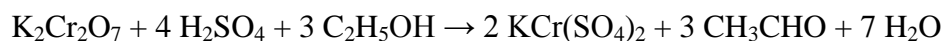


Obr. 20 Změny barvy kamence

11

### 3.3.2 Příprava kamence draselno-chromitého reakcí dichromanu draselného s ethanolem a kyselinou sírovou

Princip: Síran draselno-chromitý připravíme rozpuštěním dichromanu draselného ve zředěné kyselině sírové a přidáním ethanolu.



Pomůcky: Erlenmayerova baňka, třecí miska s tloučkem, kádinky, skleněná tyčinka, zkumavka, držák na zkumavky, krystalizační miska, lžička

Chemikálie:  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$    ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  ,  $\text{H}_2\text{O}$

Postup práce:

3 g dichromanu draselného, který rozetřeme ve třecí misce, rozpustíme ve zředěné kyselině sírové (1:3). Následně do roztoku začneme přidávat po malých částech ethanol, který připravíme ve 20 % přebytku. Při přidávání ethanolu roztok neustále mícháme a chladíme. Reakce je ukončena při změně barvy roztoku na tmavě zelenou (šedou). Poté necháme roztok volně krystalizovat. <sup>1</sup>

Kritické body:

1. Upozornit studenty na prudké zahřátí roztoku při přidavku ethanolu, nutné chlazení.
2. Pokud reakce po přidavku veškerého ethanolu, musíme přidat větší množství.

Poznámky:

Tato příprava je vhodná pro studenty chemického semináře ve vyšším ročníku střední školy. Časová náročnost je 1 hodina bez krystalizace. Krystalovat necháme roztok do dalšího laboratorního cvičení.

Vzhledem k malému výtěžku jsem zkusila přípravu dodekahydrátu síranu draselno-chromitého smícháním roztoku síranu draselného a síranu chromitého. Tato příprava však neproběhla úspěšně.



Obr. 21 Roztok kyseliny sírové a dichromanu draselného



Obr. 22 Změna barvy roztoku kyseliny sírové a dichromanu draselného po přidání ethanolu



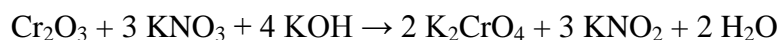
Obr. 23 Filtrace roztoku kamence draselno-chromitého



Obr. 24 Kamenec draselno-chromitý

### 3.4 Příprava chromanu draselného, $K_2CrO_4$

Princip: Chroman draselný připravíme tavením hydroxidu draselného s oxidem chromitým a dusičnanem draselným.



Pomůcky: železná miska, železná tyčinka, stojan, kruh, triangl, kahan, kleště, porcelánová miska, kádinka, hodinové sklo, nálevka, lžička, trojnožka, síťka

Chemikálie:  $Cr_2O_3$  ,  $KNO_3$  , KOH ,  $H_2O$

Postup práce:

Na přípravu 10 g chromanu draselného je třeba 6,1 g hydroxidu draselného (10% přebytek) a 8,4 g dusičnanu draselného (10% přebytek). Hydroxid draselný roztavíme na železné misce, poté kahan odstavíme a k tavenině přidáme 3,8 g oxidu chromitého



a promícháme. K této směsi přidáme i dusičnan draselný a za stálého míchání zahříváme asi 30 minut. Během zahřívání sledujeme změnu barvy taveniny. Po půlhodinovém zahřívání, odstavíme kahan a taveninu necháme zchladnout. Poté vyloužíme zchladlou taveninu vroucí vodou. Vzniklý roztok zfiltrujeme přes filtrační papír. Následně roztok zahustíme na vodní lázni. Vykrytalizují nám žluté krystaly.<sup>1</sup>

Kritické body:

Dbát na bezpečnost práce při zahřívání směsi. Půlhodinové zahřívání musí probíhat za stálého míchání.

Poznámky:

Tuto přípravu doporučuji pro studenty semináře středních škol z důvodu časové a pracovní náročnosti.

Celková doba přípravy cca 2 hodiny (možno nechat krystalizovat na dalším laboratorním cvičení).



Obr. 25 Změna barvy tavené směsi oxidu chromitého, dusičnanu draselného a hydroxidu draselného



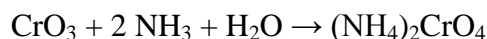
Obr. 26 Chroman draselný po vychladnutí



Obr. 27 Chroman draselný

### 3.5 Příprava chromanu amonného

Princip: Chroman amonný připravíme rozpuštěním oxidu chromového ve vodném roztoku amoniaku podle reakce:



Pomůcky: kádinky, skleněná tyčinka, lžička, trojnožka, síťka, porcelánová miska, hodinové sklo, nálevka, stojan, kruh

Chemikálie:  $\text{CrO}_3$     ,  $\text{NH}_3$  (aq)  ,  $\text{H}_2\text{O}$

Postup práce:

Oxid chromový, který nemusí být vysušený, rozpustíme v 10% roztoku amoniaku. Rozpuštění musí probíhat za neustálého chlazení (můžeme použít led, či studenou vodu). Roztok má páchnout po amoniaku. Tento roztok pak zfiltrujeme a zahustíme jej na vodní lázni. Poté necháme vykrystalizovat. <sup>1</sup>

Kritické body:

Celý pokus provádět v digestoři. Rozpuštění oxidu chromového v amoniaku musí probíhat za stálého chlazení. V některých návodech je uvedeno chlazení ledem, i to je možné, ale pro běžnou přípravu stačí studená voda. Při přípravě malého množství stačí nalít studenou vodu do krystalizační misky, do které pak postavíte kádinku se zředěným roztokem amoniaku. Při zahušťování roztoku, je roztok tmavě oranžový. Po vysušení jsou ovšem krystaly žluté, což je důkaz vzniklého chromanu amonného.

Poznámky:

Tento pokus doporučuji pro studenty navštěvující seminář chemie.

Celková doba přípravy je asi 2 hodiny (krystalizace může probíhat mezi laboratorními cvičeními).



Obr. 28 Filtrace roztoku oxidu chromitého a amoniaku



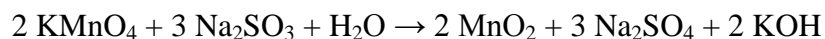
Obr. 29 Zahuštění roztoku chromanu amonného









Obr. 30 Chroman amonný

### 3.6 Příprava oxidu manganického, $\text{MnO}_2$

Princip: Oxid manganický (burel) připravíme reakcí manganistanu draselného a siřičitanu sodného.



Pomůcky: kádinky, skleněná tyčinka, Büchnerova nálevka, odsávací baňka

Chemikálie:  $\text{KMnO}_4$    ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$    ,  $\text{H}_2\text{O}$

Postup práce:

Připravíme si 5% roztok manganistanu draselného. K tomuto roztoku přidáváme koncentrovaný roztok siřičitanu sodného, kterého si připravíme 2,5 krát více než je stechiometrické množství (28,3g). Nejdříve přidáme menší množství siřičitanu (asi takové množství, které odpovídá stechiometrii). Pomocí skleněné tyčinky kápneme na filtrační papír a pozorujeme, zda byl všechen manganistan draselný zredukován, což poznáme dle toho, že kapka nezanechá skvrnu s fialovým okrajem. Pokud zanechá kapka fialovou skvrnu, není manganistan zredukován a musíme přidat další množství siřičitanu. To opakujeme do té doby, než skvrna nemá fialový okraj. Poté vzniklou hnědou sraženinu burelu odsajeme na Büchnerově nálevce. Sraženinu promýváme teplou vodou až do negativní reakce na síranové ionty. Poté sraženinu vysušíme při teplotě  $100\text{ }^\circ\text{C}$ .<sup>2</sup>

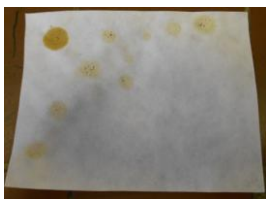
Kritické body:

1. Připravit 2,5 násobek siřičitanu, který pak postupně přilévat do roztoku manganistanu do jeho úplné redukce.

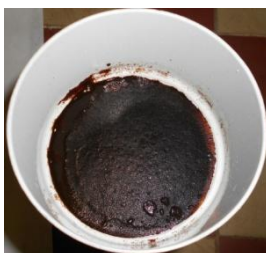
2. Upozornit studenty na delší dobu přípravy kvůli dlouhému promývání oxidu manganičitého na Büchnerově nálevce.

Celková doba přípravy je 3 hodiny (záleží na množství vzniklé sraženiny).

Tento pokus doporučuji pro studenty semináře chemie ze středních škol.



Obr. 31 Zkouška zredukování manganistanu draselného






Obr. 32 Oxid manganičitý

### 3.7 Tepelný rozklad manganistanu draselného

Princip: Zahříváním manganistanu draselného získáme manganan draselný, oxid manganičitý a kyslík.



Pomůcky: kahan, trojnožka, azbestová síťka, hodinové sklo, zkumavka, držák na zkumavky

Chemikálie:  $\text{KMnO}_4$    

Postup práce:

Do zkumavky nasypeme přibližně polovinu lžičky manganistanu draselného a nad kahanem začneme zahřívat. Postupně manganistan začne měnit barvu na šedivou až tmavě zelenou.<sup>13</sup>

Kritické body:

Při zahřívání dávat pozor, protože manganistan draselný „prská“.

Poznámky:

Tato reakce je vhodná při laboratorním cvičení na hodinách chemie. Jedná se o termický rozklad.






### 3.8 Zkumavkové reakce

Celkově zkumavkové reakce doporučuji pro studenty chemie v rámci hodin chemie. Barevné změny roztoků jsou velmi atraktivní a mohou studentům objasnit, co se v daných reakcích děje. Je možné zkumavkové reakce zařadit před probíranou látku, abychom studenty motivovali pro studium těchto přechodných kovů. Také je lze zařadit do průběhu studia těchto prvků jako důkazné reakce pro probranou teorii. Nebo je lze zařadit na konec probíraného učiva, kdy si studenti ověří naučené reakce v praxi.

#### 3.8.1 Rovnováha dichroman – chroman

Princip: Rovnováha mezi dichromanem a chromanem je závislá na pH.

Pomůcky: zkumavky, stojan na zkumavky, kádinky, skleněné tyčinky, pH papírky

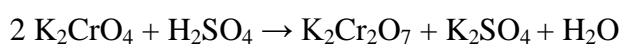
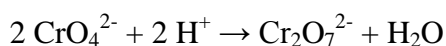
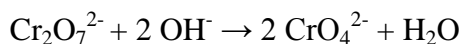
Chemikálie:  $K_2Cr_2O_7$    ,  $H_2SO_4$  , NaOH ,  $H_2O$

Postup práce:

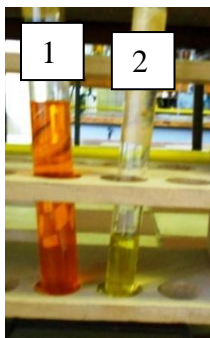
Připravíme si roztok dichromanu draselného, rozpuštěním malého množství (0,5 g) v 10 ml vody. Poté tento roztok rozdělíme do dvou zkumavek. Jedna zkumavka nám bude sloužit pro porovnání barvy roztoku během reakce s hydroxidem a posléze s kyselinou. Následně si připravíme 10% roztok hydroxidu sodného a roztok zředěné kyseliny sírové (1:5). Změříme pomocí pH papírku pH dichromanu. Poté do zkumavky přilijeme malé množství hydroxidu. Pozorujeme barevnou změnu roztoku a změříme pH (barva se změní z oranžové na žlutou a pH je zásadité). Po změření pH přidáme do zkumavky zředěnou kyselinu sírovou

a opět sledujeme barevnou změnu roztoku a změříme pH (barva se změní ze žluté na oranžovou a pH je kyselé).<sup>1</sup>

Probíhající reakce:

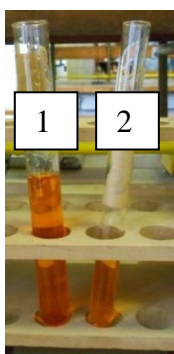


Celková doba i s přípravou roztoků je 20 – 30 minut.



1. roztok dichromanu draselného
2. roztok chromanu draselného po přidání hydroxidu

Obr. 33 Roztok dichromanu a chromanu po přidání hydroxidu









- 1.roztok dichromanu draselného
- 2.roztok dichromanu draselného po přidání kyseliny

Obr. 34 Roztok dichromanu po přidání kyseliny

### 3.8.2 Příprava $\text{PbCrO}_4$ a $\text{BaCrO}_4$

Princip: Chroman olovnatý a barnatý lze připravit srážením rozpustné olovnaté (barnaté) soli s chromanem.

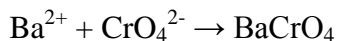
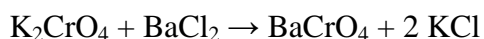
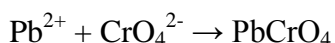
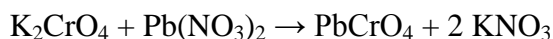
Pomůcky: zkumavky, stojan na zkumavky, kádinky, skleněná tyčinka, lžička

Chemikálie:  $K_2CrO_4$  ,  $Pb(NO_3)_2$   ,  $BaCl_2$  ,  $NH_4OH$   ,  
 $CH_3COOH$  

Postup práce:

Připravíme si 10% roztoky chromanu draselného, dusičnanu olovnatého a chloridu barnatého. Poté nalijeme do zkumavek chroman draselný, který smícháme s 10% roztokem amoniaku do slabě alkalické reakce. Poté k roztoku přilijeme v prvním případě dusičnan olovnatý. Vzniká žlutá sraženina. To samé provedeme s chloridem barnatým. I v tomto případě nám vznikne žlutá sraženina, která není rozpustná ani ve vodě ani v kyselině octové.<sup>1</sup>

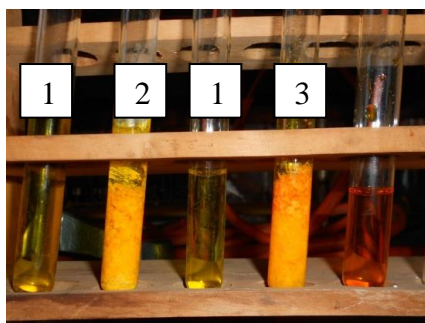
Probíhající reakce:



Kritické body:

Opět dodržovat koncentrace roztoků, protože jinak by reakce neprobíhaly, tak jak by měly. Nerozpustnost ve vodě a kyselině octové si studenti mohou vyzkoušet. Místo chromanu draselného můžeme použít dichroman draselný.

Celková doba přípravy i s přípravou roztoku je 20 – 30 minut.<sup>1</sup>



















1. Roztok chromanu draselného
2. Žlutá sraženina chromanu olovnatého
3. Žlutá sraženina chromanu barnatého

Obr. 35 Chroman olovnatý, chroman barnatý

### 3.8.3 Reakce chromanů a dichromanů

Princip: Srážení chromanů a dichromanů dusičnanem stříbrným.

Pomůcky: zkumavky, stojan na zkumavky, kádinky

Chemikálie:  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$    ,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$    
,  $\text{HNO}_3$   ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ,  $\text{AgNO}_3$   ,  
 $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$   ,  $\text{NH}_3$  (aq)  ,  $\text{H}_2\text{O}$

Postup práce:

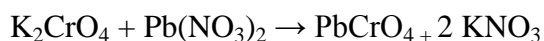
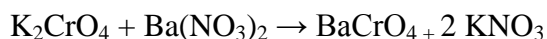
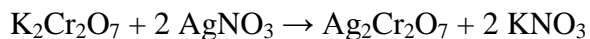
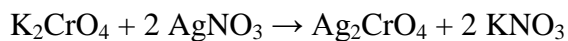
Připravíme si 5% roztoky chromanu draselného a dichromanu draselného. Dále si připravíme 1% roztok dusičnanu stříbrného. Do tří zkumavek nalijeme po 2 ml chromanu draselného. Postupně do všech přidáme několik kapek dusičnanu stříbrného. Pozorujeme vznik a barvu sraženiny. Vzniká oranžová sraženina chromanu stříbrného. Dále do první zkumavky přilijeme malé množství kyseliny octové a pozorujeme změny - sraženina se nerozpouští. Do druhé zkumavky přilijeme malé množství kyseliny dusičné a opět pozorujeme změny - sraženina se rozpustí, vzniká tmavě oranžový roztok. Do třetí zkumavky přilijeme malé množství vodného roztoku amoniaku a opět sledujeme změny - sraženina se rozpustí a roztok se odbarví zpět na žlutou barvu, viz obr. 36. To samé provedeme s dichromanem draselným a sledujeme změny barvy roztoku, vznik sraženiny - s dusičnanem stříbrným vzniká oranžová sraženina, s kyselinou octovou nereaguje, s kyselinou dusičnou dochází k rozpuštění sraženiny a oranžový roztok a s vodným roztokem amoniaku vzniká žlutý roztok, viz obr. 37.

Připravíme si 5% roztoky dusičnanu barnatého a dusičnanu olovnatého. Do dalších šesti zkumavek nalijeme malé množství chromanu draselného (cca 1-2 ml). Do prvních třech zkumavek přilijeme pár kapek dusičnanu barnatého a pozorujeme změny - vzniká kanárkově žlutá sraženina chromanu barnatého. Do první zkumavky s dusičnanem barnatým přilijeme malé množství kyseliny octové a pozorujeme změny - změna barvy sraženiny na oranžovou. Do druhé zkumavky přilijeme malé množství kyseliny dusičné a pozorujeme změny - sraženina se rozpouští za vzniku tmavě oranžového roztoku. Do třetí přilijeme malé množství vodného roztoku amoniaku a sledujeme změny - zůstává žlutá sraženina, viz obr. 38. To samé provedeme s dusičnanem olovnatým, nejdříve pozorujeme změnu roztoku chromanu – vzniká



žlutá sraženina. Poté pozorujeme změnu barvy, rozpustnosti při přilítí kyseliny octové - nereaguje, kyseliny dusičné – sraženina se rozpouští, vzniká tmavě oranžový roztok, a vodného roztoku amoniaku – nereaguje, (viz obr. 39).<sup>1</sup>

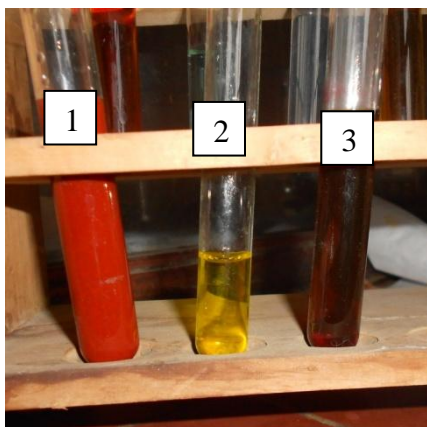
Probíhající reakce:



Kritické body:

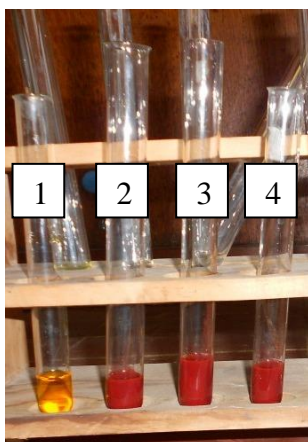
Vzhledem k bezpečnosti práce doporučuji, aby roztok dichromanu draselného připravil vyučující a dodržel tak koncentraci roztoku. U kyseliny dusičné dbát na dodržení bezpečnostních pravidel.

Celková doba zkumavkových reakcí je 30 minut.



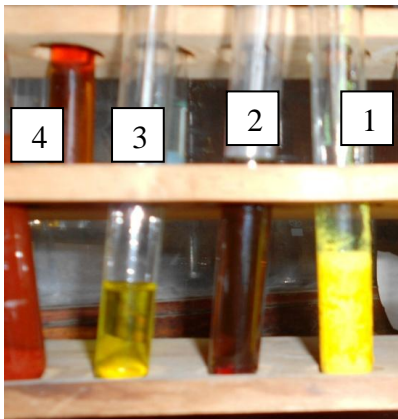
1. Chroman draselný + dusičnan stříbrný + kyselina octová
2. Chroman draselný + dusičnan stříbrný + amoniak
3. Chroman draselný + dusičnan stříbrný + kyselina dusičná

Obr. 36 Reakce chromanu draselného s dusičnanem stříbrným



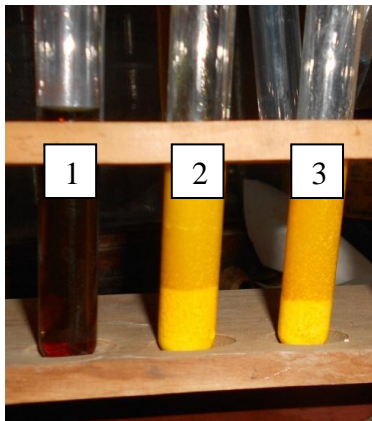
1. dichroman draselný + dusičnan stříbrný + amoniak
2. dichroman draselný + dusičnan stříbrný + kyselina dusičná
3. dichroman draselný + dusičnan stříbrný + kyseliny octová
4. sraženina vzniklá reakci dichromanu s dusičnanem

Obr. 37 Reakce dichromanu draselného s dusičnanem stříbrným



1. Chroman draselný + dusičnan barnatý
2. Chroman draselný + dusičnan barnatý + kyselina dusičná
3. Chroman draselný + dusičnan barnatý + amoniak
4. Chroman draselný + dusičnan barnatý + kyselina octová









Obr. 38 Reakce chromanu draselného s dusičnanem barnatým



1. chroman draselný + dusičnan olovnatý + kyselina dusičná
2. chroman draselný + dusičnan olovnatý + kyselina octová
3. chroman draselný + dusičnan olovnatý + amoniak

Obr. 39 Reakce chromanu draselného s dusičnanem olovnatým

### 3.8.4 Reakce chromitých solí, $\text{Cr}^{3+}$

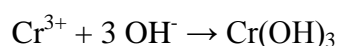
Chemikálie: chromitá sůl (např.  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$   , NaOH ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$    
 ,  $\text{H}_2\text{O}_2$   

Postup práce:

Připravíme roztok chromité soli (síranu chromitého) o koncentraci  $0,3 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  a 10% roztoky hydroxidu sodného, siřičitanu sodného a sulfidu sodného. Do tří zkumavek nalijeme asi 1-2 ml chromité soli. Do první z nich přilijeme nejdříve malé množství roztoku hydroxidu

sodného a pozorujeme změny - vzniká šedá sraženina. Poté zkusíme přilít hydroxid tak, aby ho byl přebytek, a pozorujeme změny - rozpouštění sraženiny. Nakonec do této zkumavky přidáme malé množství peroxidu vodíku – vzniká šedá sraženina. Do druhé zkumavky přidáme siřičitan sodný, pozorujeme změny - vzniká šedá sraženina a identifikujeme plyn, který se při reakci uvolňuje - oxid uhličitý. Do třetí zkumavky přidáme sulfid sodný, pozorujeme změny, identifikujeme plyn, který se při reakci uvolňuje - uvolňuje se oxid siřičitý.<sup>1,7</sup>

Probíhající reakce:



Kritické body:

U první zkumavky si musíme dávat pozor, abychom nejdříve přilili jen malé množství hydroxidu. Pokud přilijeme hned větší množství, nemůžeme zaznamenat změny. Při přidávání peroxidu vodíku postupujeme obzvlášť opatrně, používáme gumové rukavice.



Obr. 40 Rozpouštění sraženiny hydroxidu chromitého














Obr. 41 Reakce chromité soli s peroxidem vodíku

### 3.8.5 Oxidace a redukce - zkumavkové reakce běžných oxidovadel ( $\text{KMnO}_4$ , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ )

Připravíme tři zkumavky s činidly, abychom mohli porovnávat tři různá prostředí – kyselé, neutrální a zásadité. <sup>1,11</sup>

#### 3.8.5.1 Reakce manganistanu draselného, $\text{KMnO}_4$

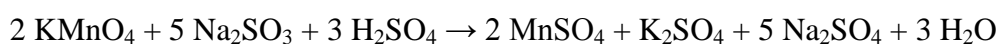
Chemikálie:  $\text{Na}_2\text{SO}_3$    ,  $\text{KMnO}_4$    ,  $\text{NaOH}$  ,  
 $\text{H}_2\text{SO}_4$  ,  $\text{NaNO}_2$    ,  $\text{H}_2\text{O}$

#### a) se siřičitanem sodným, $\text{Na}_2\text{SO}_3$

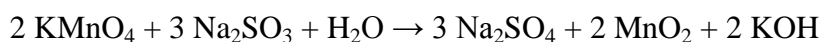
Do každé ze tří zkumavek dáme 1-2 ml 5% roztoku  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . U první zkumavky upravíme pH tím, že přidáme po kapkách zředěnou  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (1:5), u druhé zkumavky pH neupravujeme, u třetí upravíme pH na zásadité přidáním po kapkách 10% roztok  $\text{NaOH}$ . Poté do každé zkumavky přidáme po kapkách 10% roztok  $\text{KMnO}_4$  a sledujeme barevné změny (v kyselém prostředí se roztok manganistanu draselného odbarví, v neutrálním prostředí vznikne hnědá sraženina a v zásaditém prostředí vznikne zelený roztok). <sup>1,11</sup>

Probíhají zde následující reakce:

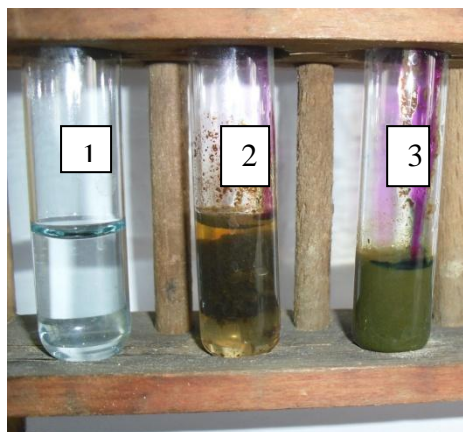
Zkumavka 1:



Zkumavka 2:



Zkumavka 3:



- 1 – kyselé prostředí
- 2 – neutrální prostředí
- 3 – zásadité prostředí

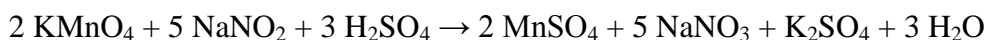
Obr. 42 Reakce manganistanu draselného se siřičitanem sodným

### b) s dusitanem sodným, $\text{NaNO}_2$

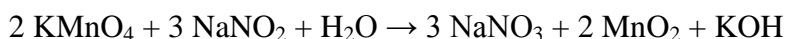
Do každé ze tří zkumavek dáme 1-2 ml 5 % roztoku dusitanu sodného, poté upravíme pH u každé zkumavky stejně jako u předchozích reakcí se siřičitanem sodným. Pozorujeme barevné změny – v kyselém prostředí se roztok manganistanu odbarví, v neutrálním prostředí vzniká hnědá sraženina a v zásaditém prostředí zůstane barva roztoku fialová.<sup>1,11</sup>

Probíhají zde reakce:

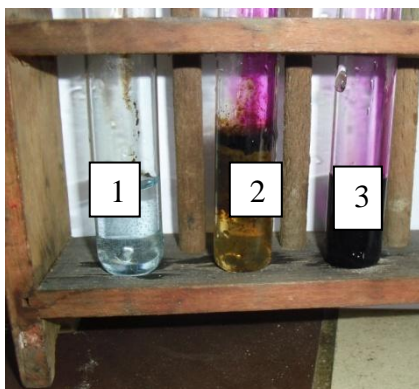
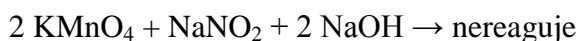
Zkumavka 1:



Zkumavka 2:












Zkumavka 3:



- 1- kyselé prostředí
- 2 – neutrální prostředí
- 3 – zásadité prostředí

Obr. 43 Reakce manganistanu draselného a dusitanu sodného <sup>11</sup>

### 3.8.5.2 Reakce dichromanu draselného, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Chemikálie:  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$    ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ,  $\text{NaOH}$  ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$    
 ,  $\text{NaNO}_2$    ,  $\text{H}_2\text{O}$

### a) se siřičitanem sodným, $\text{Na}_2\text{SO}_3$

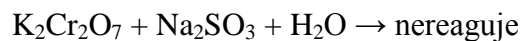
Do každé ze tří zkumavek dáme 1-2 ml 5 % roztoku siřičitanu sodného, poté upravíme pH u každé zkumavky, stejně jako v kapitole 3.8.5.1. Do každé zkumavky přidáme po kapkách 10% roztok dichromanu draselného a pozorujeme barevné změny – kyselém prostředí vzniká zelený roztok chromité soli, v neutrálním prostředí zůstane oranžový roztok dichromanu a v zásaditém prostředí vzniká žlutý roztok chromanu.<sup>1,11</sup>

Probíhají zde následné reakce:

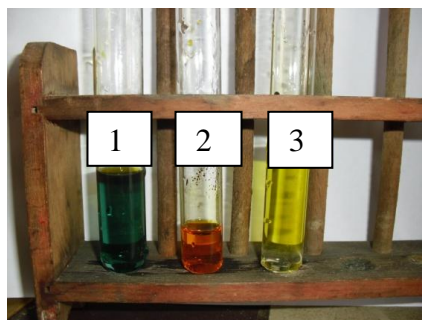
Zkumavka 1:



Zkumavka 2:



Zkumavka 3:



1 – kyselé prostředí

2 – neutrální prostředí

3 – zásadité prostředí

Obr. 44 Reakce dichromanu draselného se siřičitanem sodným

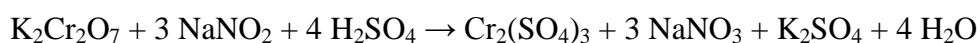
<sup>11</sup>

### ***b) s dusitanem sodným, NaNO<sub>2</sub>***

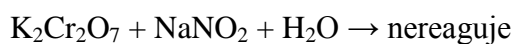
Do každé zkumavky dáme 1-2 ml 5 % roztoku dusitanu sodného, poté upravíme pH u každé zkumavky. Po upravení pH přidáme do každé zkumavky po kapkách roztok dichromanu draselného a pozorujeme barevné změny – kyselém prostředí vzniká zelený roztok chromité soli, v neutrálním prostředí zůstane oranžový roztok dichromanu a v zásaditém prostředí vzniká žlutý roztok chromanu. <sup>1,11</sup>

Probíhají zde reakce:

Zkumavka 1:

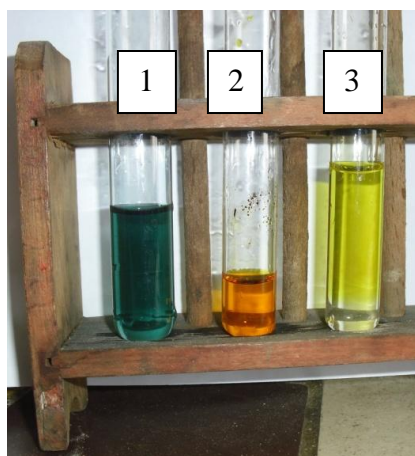


Zkumavka 2:



Zkumavka 3:





- 1 – kyselé prostředí  
 2 – neutrální prostředí  
 3 – zásadité prostředí

Obr. 45 Reakce dichromanu draselného s dusitanem sodným

11

### 3. 8. 6 Rozpouštění železa

Pomůcky: stojan na zkumavky, zkumavky, kádinky, skleněná tyčinka, kahan, držák na zkumavky

Chemikálie: Fe (hřebík), HCl , HNO<sub>3</sub> , , H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> , H<sub>2</sub>O

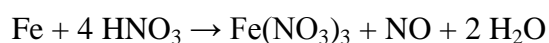
Postup práce:

Připravíme roztoky zředěných kyselin 1:5 (HCl, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>). Poté si připravíme 6 zkumavek, do prvních třech nalijeme zředěné kyseliny, do druhých třech zkumavek dáme kyseliny koncentrované. Poté do každé zkumavky dáme železný hřebík a pozorujeme probíhající reakce – s kyselinou dusičnou se hřebík rozpouští pouze ve zředěné kyselině, v koncentrované kyselině se hřebík potáhne vrstvičkou oxidu, říkáme, že se pasivuje. Při reakci s kyselinou sírovou se hřebík také rozpouští, rychleji v roztoku koncentrovanější kyseliny. Při reakci s kyselinou chlorovodíkovou se hřebík rozpouští ze všech reakcí nejrychleji.<sup>1,7</sup>

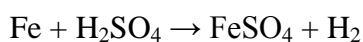
Probíhající reakce:

#### Zředěné kyseliny:

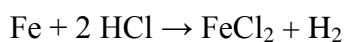
Zkumavka 1:



Zkumavka 2:



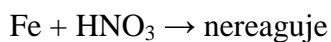
Zkumavka 3:



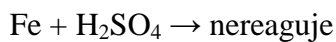


### Koncentrované kyseliny:

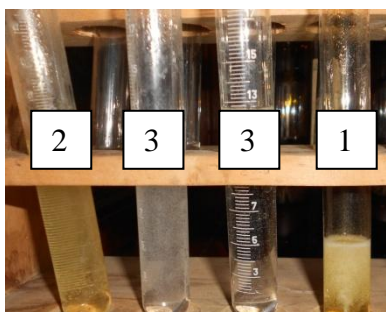
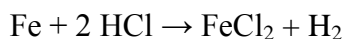
Zkumavka 1:



Zkumavka 2:

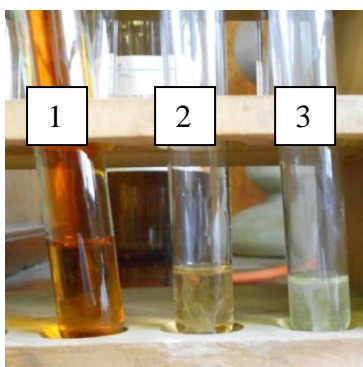


Zkumavka 3:



Obr. 46 Reakce železného hřebíku se zředěnými kyselinami

1. Reakce s kyselinou dusičnou
2. Reakce s kyselinou sírovou
3. Reakce s kyselinou chlorovodíkovou

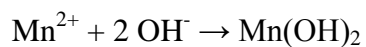


Obr. 47 Reakce železného hřebíku s koncentrovanými kyselinami

1. Reakce s kyselinou dusičnou
2. Reakce s kyselinou sírovou
3. Reakce s kyselinou chlorovodíkovou

### 3.8.7 Reakce manganaté soli, $\text{Mn}^{2+}$

Princip: Manganatá sůl ( $\text{MnSO}_4$ ) reaguje s hydroxidem sodným za vzniku hydroxidu manganatého (bílá sraženina), který se na vzduchu oxiduje na oxid manganičitý (hydratovaný).



Pomůcky: zkumavky, stojan na zkumavky, kádinky



Chemikálie:  $\text{MnSO}_4$  ,  $\text{NaOH}$  

Postup práce:

Připravíme 10% roztok manganaté soli a 10% roztok hydroxidu sodného. Do zkumavky nalijeme malé množství manganaté soli (1-2 ml) a poté přilijeme malé množství hydroxidu. Pozorujeme barevné změny – vznik sraženiny – vzniká hydroxid manganatý, který je zpočátku bílý, ale oxiduje se na hydratovaný oxid manganičitý, který je hnědý).<sup>7</sup>



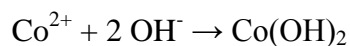
Obr. 48 Sraženina hydroxidu manganatého



Obr. 49 Oxidace hydroxidu manganatého

### 3.8.8 Reakce kobaltnaté soli, $\text{Co}^{2+}$

Princip: Kobaltnatá sůl v hydratované formě (i roztoku) má růžovou barvu. Po přidání hydroxidu sodného vzniká modrá sraženina  $\text{Co}(\text{OH})_2$ , který se na vzduchu oxiduje na  $\text{Co}(\text{OH})_3$ .



Pomůcky: zkumavky, stojan na zkumavky, kádinky

Chemikálie:  $\text{CoSO}_4$   ,  $\text{NaOH}$  

Postup práce:

Připravíme si 10% roztok kobaltnaté soli a 10% roztok hydroxidu sodného. Do zkumavky nalijeme malé množství kobaltnaté soli (1-2 ml) a přilijeme malé množství hydroxidu sodného. Pozorujeme barevné změny sraženiny. Kobaltnatá sůl je růžová (jedná se roztok) po reakci s hydroxidem sodným vzniká modrá sraženina hydroxidu kobaltnatého, který se na vzduchu oxiduje na hnědý až černý hydroxid kobaltitý.<sup>7</sup>



Obr. 50 Síran kobaltnatý



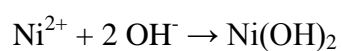
Obr. 51 Sraženina hydroxidu kobaltnatého



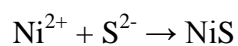
Obr. 52 Hydroxid kobaltitý

### 3.8.9 Reakce nikelnaté soli, Ni<sup>2+</sup>

Princip: Nikelnatá sůl je v hydratované formě zelená, reakcí s hydroxidem sodným vzniká zelená sraženina hydroxidu nikelnatého.



Reakcí nikelnaté soli se sulfidem amonným vzniká černá sraženina sulfidu nikelnatého.



Pomůcky: zkumavky, stojan na zkumavky, kádinky

Chemikálie: NiCl<sub>2</sub>   , NaOH , (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S  

Postup práce:

Připravíme roztoky nikelnaté soli, hydroxidu sodného a sulfidu amonného. Do dvou zkumavek nalijeme malé množství nikelnaté soli a poté do první nalijeme malé množství hydroxidu sodného a do druhé malé množství sulfidu amonného. Pozorujeme barevné změny. Roztok nikelnaté soli má zelenou barvu. Po přidání hydroxidu sodného vzniká světle zelená sraženina hydroxidu nikelnatého. Při reakci se sulfidem amonným vzniká černá sraženina sulfidu nikelnatého. <sup>7</sup>



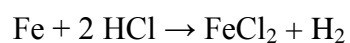
Obr. 54 Chlorid nikelnatý





Obr. 53 Hydroxid nikelnatý

### 3. 9 Příprava tetrahydrátu chloridu železnatého, $\text{FeCl}_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$

Princip: Chlorid železnatý připravíme reakcí železa s kyselinou chlorovodíkovou.



Pomůcky: kádinky, filtrační miska, kahan, trojnožka

Chemikálie: Fe (hřebíky), HCl , NaOH 

Postup práce:

Železné hřebíky (10% přebytek) předem odmastíme povařením v 10% roztoku hydroxidu sodného. Kyselinu chlorovodíkovou zředíme v poměru 1:1. Hřebíky vložíme do roztoku kyseliny chlorovodíkové a necháme proběhnout reakci. Směs v závěru zahřejeme, ale jen mírně, protože se stále vyvíjí vodík. Až ustane vývoj vodíku, směs zahřejeme k varu a rychle zfiltrujeme. Poté k roztoku přidáme 1-2 odmaštěné hřebíky a roztok zahustíme na vodní lázni. Nasycený roztok poté necháme volně krystalizovat (hřebíky jsou stále v roztoku).<sup>1</sup>

Kritické body:

Upozorňuji na časovou náročnost filtrace roztoku.

Poznámky:

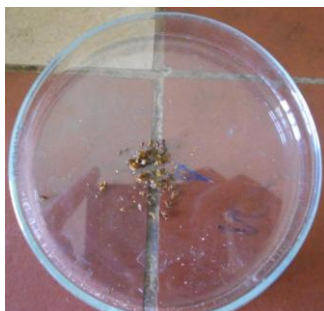
Kvůli časové náročnosti (2 hodiny) tento pokus doporučuji pro chemický seminář.



Obr. 55 Reakce kyseliny chlorovodíkové se železem



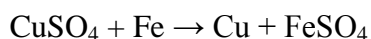
Obr. 56 Roztok chloridu železnatého



Obr. 57 Chlorid železnatý

### 3.10 Příprava zelené skalice (heptahydrátu síranu železnatého), $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$

Princip: Zelenou skalici získáme reakcí modré skalice (pentahydrát síranu měďnatého) se železem. Využíváme tak reakci, kdy méně ušlechtilý kov vytěsňuje ušlechtilejší kov z roztoku jeho soli.



Pomůcky: kádinky, skleněná tyčinka, lžička, kahan, trojnožka, síťka, nálevka, stojan, kruh, svorky

Chemikálie: Fe,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$   ,  $\text{H}_2\text{O}$

Postup práce:

Připravíme nasycený roztok modré skalice za horka. Tento roztok zfiltrujeme. Do filtrátu vhodíme práškové železo (nebo železné hřebíky, které jsme předem odmastili povařením v roztoku hydroxidu sodného). Roztokem pomalu mícháme, začne se vylučovat měď a roztok modré skalice změní barvu na zelenou, což je důkaz vzniku zelené skalice.<sup>12</sup>

Poznámky:

Jedná se o rychlou přípravu nejen zelené skalice, ale také práškové mědi. Tato příprava je vhodná pro studenty střední školy.



Obr. 58 Reakce práškového železa s modrou skalicí



Obr. 59 Srovnání průběhu reakce

## 4 Didaktická část

V posledních letech se zvyšuje zájem vést výuku chemie s více experimenty a podporovat interaktivní vyučování. Učitelé se snaží svým žákům nastínit chemii v praktickém životě. Žáci tak pochopí, že je důležité se zajímat o přírodní vědy, aby pochopili procesy na naší Zemi. Do výuky chemie se promítá i průřezové téma environmentální výchovy, které spojuje teorii chemie s praxí. Environmentální výchova ukazuje studentům, jaké dopady má na životní prostředí například výroba železa. Tímto můžeme žáky motivovat pomocí vnější motivace. Pokud povedeme tuto vnější motivaci správně, může přejít v motivaci vnitřní, kdy žáci sami touží po získání vědomostí z vybraných témat chemie. Příkladem motivace může být u některých studentů laboratorní cvičení, u jiných exkurze do průmyslových závodů apod.

14, 15

V důsledku platného rámcového vzdělávacího programu si každá škola utváří svůj školní vzdělávací plán podle svého zaměření a vybavení. Na některých gymnáziích probíhá výuka chemie od tercie (sekundy) do septimy (oktávy). Rozdíl je dle zaměření škol. Pokud se jedná o školu, která je zaměřená jazykově, hodinová dotace chemie je nižší – třeba i 1 hodina týdně. Na školách s přírodovědným zaměřením je dotace chemie většinou 2 hodiny týdně. Pro studenty, kteří maturují z chemie, se otevírají jedno- nebo dvouleté semináře, které mají dotaci také 2 hodiny týdně. Dále může výuka probíhat i v blocích, například při laboratorních cvičení nebo jako jednodenní exkurze, či projekt.

Během souvislé praxe jsem učila na soukromé škole Gymnázium Františka Křižíka v Plzni. Tato škola má laboratoř, kde jsem mohla vyučovat i laboratorní cvičení. Přechodné kovy se zde vyučují v sextě v rámci tématu kovy. Na toto téma je hodinová dotace 14 hodin. U přechodných kovů se učitelé zaměřují zejména na výrobu železa a oceli a na další významné kovy. Během školního roku je navíc zařazeno 34 hodin laboratorních cvičení. Učitel sám určuje, jaká témata zařadí do laboratorních cvičení. Klade se důraz na praktické činnosti v laboratoři.

Výuka chemie přispívá svým obsahem k rozvoji klíčových kompetencí. Příkladem může být rozvoj kompetence k učení a řešení problému, kdy studenti vedeni k pochopení významu chemie v každodenním životě. Seznamují studenty, jak mohou využít své znalosti chemie v lidské oblasti. Žáci si osvojují chemickou terminologii a symboly. Dalším příkladem může být rozvoj komunikační a personální kompetence, kdy jsou laboratorní cvičení vedena tak, aby žáci spolupracovali v malých skupinách.



Při souvislé praxi jsem navrhla pracovní listy na téma přechodné prvky. Tyto pracovní listy byly prověřeny studenty sexty Gymnázia Františka Křížíka v Plzni. Byly využity v procvičovací a opakovací hodině před písemnou prací.

Pracovní list č. 1 (doplňovačka) studenti vypracovávali ve dvojicích při procvičovací hodině. Pracovní list jsem neklasifikovala, po doplnění jsme jej společně zkontrolovali a studenti k jednotlivým sloučeninám železa a manganu, které se objevili v křížovce, uváděli fyzikální a chemické vlastnosti, popřípadě další fakta, která se k dané problematice vztahovala.

Pracovní list č. 2 (osmisměrka) vyplňoval každý student sám. Samotné luštění osmisměrky probíhalo bez větších problémů. Vyluštěný výraz – výroba železa – studenti měli za úkol vypsát body, jak výroba probíhá. Pracovní list nebyl známkován, ale někteří studenti dostali plusová procenta (na Gymnázium Františka Křížíka je zaveden odlišný způsob hodnocení, v tradiční škole bychom plusová procenta nazvali malé jedničky) za rychlé a správné splnění všech tří úkolů. Na konci hodiny proběhla společná kontrola.

Pracovní list č. 3 byl zadán při procvičovací hodině jako tzv. malá forma (na tradiční škole bychom tak nazvali malá prověrka). Studenti byli o malé formě týden předem informováni. Na vypracování měli 20 minut. Většina žáků vyplnila pracovní list rychleji. Jednotlivé úkoly byly obodovány, viz pracovní list č. 3. Maximální počet byl 18 bodů. V tabulce 11 uvádím kritéria hodnocení. Pracovní list plnilo 20 studentů. V tabulce 12 je uvedeno hodnocení jednotlivých studentů (pro anonymitu uvádím studenty pod písmeny). Z tabulky je patrné, že 8 studentů získalo výborné hodnocení, 5 chvalitebné hodnocení, 3 dobré, 3 dostatečné a 1 student nedostatečné hodnocení. Průměr třídy je 77 %, což odpovídá chvalitebnému hodnocení (aritmetický průměr známek je 2,2).

**Tab. 11 Kritérium hodnocení**

%	Známka
100 – 85	Výborný
84 – 70	Chvalitebný
69 – 55	Dobry
54 – 40	Dostatečný
39 – 0	Nedostatečný

*Tab. 12 Vyhodnocení pracovního listu č. 3*

Student	Počet bodů	Hodnocení v %	Známka
A	13	72	2
B	16	89	1
C	15	83	2
D	16	89	1
E	15	83	2
F	18	100	1
G	16	89	1
H	12	67	3
I	9	50	4
J	12	67	3
K	6	33	5
L	18	100	1
M	8	44	4
N	11	61	3
O	18	100	1
P	9	50	4
Q	17	94	1
R	14	78	2
S	18	100	1
T	15	83	2



Legenda k doplňovačce:

1. Surové železo se vyrábí redukcí...
2. Železo se snadno rozpouští v kyselině chlorovodíkové za vzniku...
3. Triviální název  $\text{MnO}_2$
4. Barva oxidu nikelnatého
5. Triviální název horniny  $\text{Fe}_2\text{O}_3$
6. Ze surového železa se vyrábí...
7. Triviální název  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n \text{H}_2\text{O}$
8. Barva roztoku manganistanu draselného
9. Triviální název sloučeniny  $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$
10. Triviální název sloučeniny  $\text{FeCO}_3$
11. Triviální název sloučeniny  $\text{Fe}_3\text{O}_4$
12. Do skupiny železa patří: železo, kobalt a...
13. Pokud oxid reaguje s kyselinou i zásadou, jedná se o látku...

**Pracovní list č.2:** (Řešení uvedeno v příloze 4)

- a) najdi všechna slova (některá písmena budou přeškrtnuta vícekrát)
- b) vylušti tajenku
- c) popiš pojem, který se schovává v tajence

PEC, CHROMIT, HEMATIT, PERLA, CIHLA, KREVEL, MAGNETIT, MÝVAL, NIKL,  
KINO, VAR

V	T	Ý	R	O	O	B	M
A	I	L	K	I	N	T	A
S	T	E	U	R	I	O	G
L	A	V	Ý	M	K	V	N
É	M	E	O	V	A	R	E
P	E	R	L	A	H	O	T
E	H	K	Ž	E	L	E	I
C	I	H	L	A	Z	A	T

**Pracovní list č. 3 (Řešení uvedeno v příloze 5)**

**1. Správně spoj vzorec a název železné rudy**

Magnetit	$\text{FeCO}_3$	
Hematit	$\text{FeS}_2$	
Pyrit	$\text{Fe}_3\text{O}_4$	
Siderit	$\text{Fe}_2\text{O}_3$	<b>4 b.</b>

**2. Napiš dvě fyzikální a dvě chemické vlastnosti železa:**

**4 b.**

**3. V čem spočívá výroba oceli?**

**1 b.**

**4. Proč je surové železo křehké?**

**1 b.**

**5. Vyber správné tvrzení:**

- a) Ve vysoké peci se spolu taví železná ruda a cement
- b) Ve vysoké peci se spolu taví železná ruda a struskotvorné přísady
- c) Ve vysoké peci se spolu taví železná ruda, struskotvorné přísady a koks **1 b.**

**6. Co je to koroze?**

**1 b.**

**7. Napiš a vyčíslí 3 rovnice nepřímé redukce minerálů železa ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ,  $\text{FeO}$ ), které pobíhají v redukčním pásmu vysoké pece:**

**6 b.**

## 5 Závěr

Diplomová práce pojednává o triádě železa, chromu, manganu a jejich sloučeninách ve výuce chemie na střední škole.

Teoretická část zahrnuje jednotlivé kovy, jejich výskyt, vlastnosti, reakce, sloučeniny a jejich využití.

V praktické části je navrženo 21 experimentů, které se mohou využít při výuce přechodných kovů na střední škole. Při výběru těchto experimentů bylo třeba přihlídnout na časovou náročnost jednotlivých pokusů, vybavení laboratoře a dostupnost jednotlivých chemikálií.

Jednotlivé pokusy jsem ověřila v laboratoři dle citovaných návodů. Některé návody jsem upravila tak, aby bylo dosaženo vyšších výtěžků, například používání vyššího množství siřičitanu sodného při přípravě oxidu manganičitého. U každého návodu je uveden princip s chemickou rovnicí, pomůcky a chemikálie, pracovní postup a fotodokumentace. Dále jsem u jednotlivých pokusů doporučila dle obtížnosti a časové náročnosti pokus pro běžné laboratorní cvičení, či pro laboratorní cvičení během semináře. Pokud byl experiment doporučen pro studenty semináře, předpokládá se jejich praxe v laboratoři a dosažení věku 18 let. V seminářích lze poté pracovat s vyššími koncentracemi látek. Zkumavkové reakce jsem zařadila do laboratorních cvičení při výuce chemie. Podmínkou je, že roztoky připravuje učitel sám, aby byl dodržen zákon o chemických látkách.

U jednotlivých látek jsou zpracovány informace o vlastnostech chemikálií a jejich bezpečnostních opatření a označení rizik podle zákona 350/2011 Sb. (Zákon o chemických látkách).

V didaktické části jsou uvedeny tři pracovní listy, které byly ověřeny v praxi. První dva listy studenti vyplňovali v rámci procvičování a opakování. Třetí list byl hodnocen. Studenti dosáhli chvalitebného hodnocení. Nejvíce chybovali ve vyčíslování rovnic.

## 6 Seznam literatury

1. Sýkorová, D.: Návodů pro laboratoře z anorganické chemie, VŠCHT Praha, Praha 1996.
2. Greenwood, N. N., Earnshaw, A.: Chemie prvků II., Informatorium, Praha 1993.
3. Kotlík, B., Růžičková, K.: Chemie v kostce I. pro střední školy. Obecná a anorganická chemie, výpočty v oboru chemie, Fragment, Havlíčkův Brod 1996.
4. Heslop, R.B., Jones, K.: Anorganická chemie. SNTL, Praha 1982.
5. Pavelka, V., Schütz, A.: Anorganická chemie pro pedagogické fakulty, Státní pedagogické nakladatelství, Praha 1974.
6. Brown, G.A.: Úvod do anorganické chemie. SNTL, Praha 1982.
7. Čtrnáctová, H., Halbých, J.: Chemické pokusy pro školu a zájmovou činnost, PROSPEKTRUM, Praha 2000.
8. Bezpečnost práce. Bezpečnost práce [online]. 2010 [cit. 2014-06-20]. Dostupné z: [http://fakulty.osu.cz/prf/rsk/uploaded/4555\\_chemicka\\_laborator.pdf](http://fakulty.osu.cz/prf/rsk/uploaded/4555_chemicka_laborator.pdf)
9. Zákon č. 350/2011 Sb. 350/2011 [online]. 2011 [cit. 2014-06-20]. Dostupné z: [http://www1.cenia.cz/www/sites/default/files/zakon\\_350-2011.pdf](http://www1.cenia.cz/www/sites/default/files/zakon_350-2011.pdf)
10. Výstražné symboly, seznam S a R vět. VŠCHT [online]. 2010 [cit. 2014-06-20]. Dostupné z: [http://www.vscht.cz/met/stranky/vyuka/labcv/labor/koroze\\_rvety/teorie.htm](http://www.vscht.cz/met/stranky/vyuka/labcv/labor/koroze_rvety/teorie.htm)
11. Pohrancová, N.: Vybrané přípravy anorganických preparátů v laboratoři, Bakalářská práce, Plzeň 2012.
12. Volín, M.: Návodů k laboratorním cvičením z anorganické chemie, Státní pedagogické nakladatelství Praha, Praha 1957
13. Beneš, P., Macháčková, J.: 200 chemických pokusů, Mladá fronta, Praha 1977
14. Čipera, J., Svoboda, L.: Didaktika chemie I. JČU, České Budějovice 2000.
15. ŠVP. Krizik.cz [online]. 2013 [cit. 2014-06-17]. Dostupné z: [http://krizik-px.rtrk.cz/index2.php?option=com\\_docman&task=doc\\_view&gid=371&Itemid=58](http://krizik-px.rtrk.cz/index2.php?option=com_docman&task=doc_view&gid=371&Itemid=58)



## 7 Resumé

Laboratory practice are very important to study chemistry. Students learn practical skills in the laboratory. They learn practical knowledges of chemical substance.

This diploma work is dividend into a theoretical, a practical and a didactic part. There are theoretic's knowledges about chrome, mangane, iron, cobalt, nickel and their compounds in the theoretical part.

Various chemical experiments are given in the practical part. Time-consuming and critical points are given for each experiment.

Didactis part is about education at the gymnasium. There are three worksheets for students.

## 8 Seznam obrázků:

<b>Obr. 1 Oxidační stavy prvků při <math>\text{pH} = 0</math></b> .....	3
Obr. 2 Atomové poloměry přechodných kovů .....	5
Obr. 3 Vysoká pec .....	16
Obr. 4 Výstražné symboly nebezpečnosti .....	35
Obr. 5 Zahřívání dichromanu draselného s chloridem amonným 2 .....	37
Obr. 6 Zahřívání dichromanu draselného s chloridem amonným 1 .....	37
Obr. 7 Vzniklý oxid chromitý .....	37
Obr. 8 Promývání oxidu chromitého .....	37
Obr. 9 Oxid chromitý .....	37
Obr. 10 Směs dichromanu draselného a síry .....	38
Obr. 11 Zahřívání směsi dichromanu draselného a síry .....	38
Obr. 12 Tavenina oxidu chromitého .....	39
Obr. 13 Filtrace oxidu chromitého .....	39
Obr. 14 Filtrace dichromanu draselného .....	41
Obr. 15 Srážení dichromanu draselného s kyselinou sírovou .....	41
Obr. 17 Zkouška z ethanolem .....	41
Obr. 16 Sušení oxidu chromového v exsikátoru .....	41
Obr. 18 Aparatura na vývoj plynu .....	43
Obr. 19 Zavádění oxidu siřičitého .....	43
Obr. 20 Změny barvy kamence .....	43
Obr. 21 Roztok kyseliny sírové a dichromanu draselného .....	44
Obr. 22 Změna barvy roztoku kyseliny sírové a dichromanu draselného po přidání ethanolu .....	45
Obr. 23 Filtrace roztoku kamence draselno-chromitého .....	45
Obr. 24 Kamenec draselno-chromitý .....	45
Obr. 25 Změna barvy tavené směsi oxidu chromitého, dusičnanu draselného a hydroxidu draselného .....	46
Obr. 26 Chroman draselný po vychladnutí .....	46
Obr. 27 Chroman draselný .....	46
Obr. 28 Filtrace roztoku oxidu chromitého a amoniaku .....	47
Obr. 29 Zahuštění roztoku chromanu amonného .....	48
Obr. 30 Chroman amonný .....	48

Obr. 31 Zkouška zredukování manganistanu draselného.....	49
Obr. 32 Oxid manganičitý .....	49
Obr. 33 Roztok dichromanu a chromanu po přidání hydroxidu .....	51
Obr. 34 Roztok dichromanu po přidání kyseliny.....	51
Obr. 35 Chroman olovnatý, chroman barnatý.....	52
Obr. 36 Reakce chromanu draselného s dusičnanem stříbrným.....	54
Obr. 37 Reakce dichromanu draselného s dusičnanem stříbrným .....	54
Obr. 38 Reakce chromanu draselného s dusičnanem barnatým .....	55
Obr. 39 Reakce chromanu draselného s dusičnanem olovnatým .....	55
Obr. 40 Rozpuštění sraženiny hydroxidu chromitého.....	56
Obr. 41 Reakce chromité soli s peroxidem vodíku.....	56
Obr. 42 Reakce manganistanu draselného se siřičitanem sodným.....	57
Obr. 43 Reakce manganistanu draselného a dusitanu sodného .....	58
Obr. 44 Reakce dichromanu draselného se siřičitanem sodným .....	59
Obr. 45 Reakce dichromanu draselného s dusitanem sodným .....	60
Obr. 46 Reakce železného hřebíku se zředěnými kyselinami .....	61
Obr. 47 Reakce železného hřebíku s koncentrovanými kyselinami .....	61
Obr. 48 Sraženina hydroxidu manganatého.....	62
Obr. 49 Oxidace hydroxidu manganatého.....	62
Obr. 50 Síran kobaltnatý.....	63
Obr. 51 Sraženina hydroxidu kobaltnatého .....	64
Obr. 52 Hydroxid kobaltitý.....	64
Obr. 53 Hydroxid nikelnatý .....	65
Obr. 54 Chlorid nikelnatý .....	65
Obr. 55 Reakce kyseliny chlorovodíkové se železem .....	66
Obr. 56 Roztok chloridu železnatého .....	66
Obr. 57 Chlorid železnatý.....	67
Obr. 58 Reakce práškového železa s modrou skalicí .....	68
Obr. 59 Srovnání průběhu reakce .....	68

## 9 Seznam tabulek:

Tab. 1 Oxidační čísla přechodných kovů .....	2
Tab. 2 Acidobazické vlastnosti oxidů .....	2
Tab. 3 Barevnost komplexů chromu .....	4
Tab. 4 Zbarvení hydratovaných iontů .....	4
Tab. 5 Příklad komplexů přechodných kovů .....	5
Tab. 6 Fyzikální vlastnosti chromu .....	8
Tab. 7 Fyzikální vlastnosti železa .....	12
Tab. 8 Fyzikální vlastnosti kobaltu .....	13
Tab. 9 Fyzikální vlastnosti niklu.....	13
Tab. 10 Fyzikální vlastnosti manganu .....	29
Tab. 11 Kritérium hodnocení.....	70
Tab. 12 Vyhodnocení pracovního listu č. 3.....	71

## **10 Seznam příloh**

Příloha 1 Laboratorní řád ZČU

Příloha 2 Seznam S a R vět

Příloha 3 Řešení – pracovní list č. 1

Příloha 4 Řešení – pracovní list č. 2

Příloha 5 Řešení – pracovní list č. 3

## **BEZPEČNOSTNÍ PŘEDPISY**

Bezpečnostní předpisy pro práci v chemických laboratořích jsou právní norma, jejíž plný text je k dispozici v laboratoři. Byly vypracovány odborníky nikoli proto, aby nás

omezovaly, nýbrž tak, aby chránily experimentátora i pracovníky v jeho okolí. Zde se seznámíme jen s odstavci, které se bezprostředně týkají tohoto cvičení.

1. V laboratořích musí být udržována čistota a pořádek. Únikové cesty a manipulační prostory musí být udržovány trvale volné.

2. V laboratoři je zakázáno jíst, pít a kouřit. Laboratorní nádobí se nesmí používat k jídlu, pití a přechovávání potravin. Potraviny ani nápoje nesmí být přechovávány v chladničkách určených pro laboratorní použití.

3. Pracovníci musí při práci používat přidělené ochranné pomůcky. To jsou základní předpisy, na nichž jsou založena výše uvedená pravidla chování v laboratoři.

4. Chemikálie musí být ukládány v uzavřených nádobách z vhodného materiálu a označeny přesným názvem. Při práci dbáme o to, abychom měli pečlivě označeny všechny používané chemikálie a roztoky, aby nemohlo dojít k jejich záměně. Přenášíme-li plné lahve (zejména větší), držíme je jednou rukou za hrdlo a druhou rukou je přidržujeme zespoda za dno.

5. Do odpadního potrubí je zakázáno vylévat rozpouštědla, která se nemísí s vodou, jedy, látky výbušné, koncentrované silné kyseliny a louhy a látky a jejich roztoky, které stykem s vodou, kyselinami a louhy uvolňují jedovaté nebo dráždivé plyny.

6. Do odpadního potrubí se smějí vylévat v omezeném množství jednorázově nejvýše 0,5 litrů po patřičném zředění (aspoň 1:10) rozpouštědla dokonale s vodou mísitelná a kyseliny a louhy zředěné nejméně 1:30. S těmito body souvisí zásady práce se silnými kyselinami a hydroxidy. Protože jde o silné žíravé látky, je třeba s nimi pracovat krajně opatrně. Při nalévání používáme nálevky a lijeme vždy po tyčince. Dbáme vždy na to, abychom nepoškodili štítek s názvem žíraviny (držíme nádobu štítkem do dlaně) a nezanechali malá množství obsahu na vnějším povrchu nádoby. Zbytky koncentrovaných kyselin a hydroxidů vyléváme do výlevky v proudu tekoucí vody velmi pomalu a nakonec ještě výlevku důkladně vypláchneme vodou. Odměřování malých množství žíraviny provádíme buď v odměrném válci nebo pomocí speciálních násosek. Nikdy je nenasáváme přímo do pipety ústy, jak se to dělá v

případě neagresivních kapalin. Při práci s kyselinami a hydroxidy, zejména při jejich přelévání nebo ředění, si chráníme obličej a zejména oči štítem nebo brýlemi a ruce gumovými rukavicemi. Po skončené práci rukavice důkladně omyjeme vodou a mýdlem a osušíme je. Rozlité kyseliny nejdříve neutralizujeme vodou či pevným uhličitanem sodným a potom zbytek utřeme hadrem.

7. Stěpy a jiné odpadky s ostrými hranami musí být odkládány do zvláštní odpadní nádoby.

8. Při práci s vakuem nebo přetlakem ve skle se musí používat jen vhodné nepoškozené nádoby a podtlakové části aparatury zakrýt štítem. Při práci se sklem, jako je např. sestavování skleněných aparatur, postupujeme vždy velmi opatrně. V současné době jsou části prakticky všech skleněných aparatur vzájemně spojeny zábrusy. Práce s nimi vyžaduje dodržování určitých pravidel. Při sestavování musí být zábrus dokonale čistý a tence namazaný vhodným těsnidlem. Mírným pootočením namazaných sestavených dílů dosáhneme utěsnění, které se projeví zprůhledněním zábrusu. Není-li po práci možno zábrus rozebrat, přivoláme vedoucího cvičení nebo laboranta. Ti zábrus zpravidla uvolní poklepem nebo mírným ohřátím pláště. Tyto činnosti však vyžadují určitou praxi, a proto se o ně nepokoušíme sami. Do styku se sklem přicházíme více také např. při přípravě kapilár. Zde si nezapomeneme chránit ruce hadrem (nebo alespoň cípem pláště) při odřezávání výchozích kousků trubiček a okamžitě s laboratorního stolu smetáčkem a lopatkou odstranit odpadky. Stejně tak ihned opatrně a nikoli holou rukou odstraníme do označených nádob stěpy po případné nehodě provázené rozbitím skleněné nádoby.

9. Při práci se zdraví škodlivými látkami je třeba dbát, aby nedošlo ke styku chemikálie s pokožkou, sliznicí, dýchacími orgány a zažívacím ústrojím.

10. Veškeré manipulace s látkami dýmavými, dráždivými, zapáchajícími, jedovatými, spalování a žíhání látek je dovoleno provádět jen v digestoři s dostatečným odtahem.

11. Při všech manipulačních pracích s látkami v otevřených nádobách se musí udržovat ústí nádob odvrácené od osob. Konkrétní pokyny týkající se těchto předpisů jsou uvedeny u příslušné úlohy. Obzvláště významná je v této souvislosti technika práce s jedy. Je třeba si uvědomit, že jedovaté jsou prakticky všechny laboratorní chemikálie. Při práci je tedy třeba postupovat opatrně, vyhnout se jakékoli možnosti polknutí roztoků či kontaminace úst a okolí, udržovat čistotu a po skončené práci si umýt ruce. Umyjeme se i kdykoli v průběhu práce, máme-li podezření, že jsme se mohli jedovatým roztokem potřísnit. Některé chemikálie (např.

kyanidy, sloučeniny arsenu) podléhají jako tzv. zvláště nebezpečné jedy zákonu o jedech, kdy kromě těchto technických opatření je třeba ještě dodržovat další speciální kroky, aby se mj. zabránilo zneužití těchto látek. S takovými látkami v tomto praktiku nepřijdeme do styku. Speciální nebezpečnou chemikálií, se kterou můžeme přijít do styku např. při rozbití teploměru, je rtuť. Pokud se nám nehoda s rozlitím rtuti přihodí, snažíme se co nejvíce zabránit zatečení rtuti pod nábytek nebo do jakýchkoli spár. Pomocí navlhčeného filtračního papíru shrneme drobné kapičky rtuti do větších kapek, které sebereme do skleněné lékovky a předáme laborantovi k recyklaci. Místo, kde byla rtuť rozlita, potom posypeme pod dohledem laboranta práškovou sírou.

12. Při destilaci nízkovroucí hořlaviny se musí kontrolovat přívod vody do chladiče a odstranit z okolí všechny jiné hořlaviny do bezpečné vzdálenosti.

13. Při rozlití hořlaviny je nutno okamžitě zhasnout kahan, vypnout elektrický proud mimo laboratoř a postarat se o důkladné větrání. Kapalina se vsákne do vhodného poresního materiálu, který se musí odstranit na bezpečné místo. Nepochybně rozpouštědla rozlita na PVC se nesmějí roztírat. V tomto cvičení je používání hořlavin omezeno na minimum. Obecně při práci s hořlavinami musíme dbát na to, aby v okolí nebyl otevřený plamen.

14. Zapálené hořáky kahanů není dovoleno ponechat hořet bez dozoru.

15. Při zjištění závady na instalaci nebo plynovém spotřebiči je nutno příslušný úsek nebo spotřebič uzavřít a zajistit opravu. Pokud by přes veškerou opatrnost došlo v laboratoři k lokálnímu požáru pracovního místa, nepoužíváme k jeho likvidaci v chemické laboratoři vody, ale vždy hasicích přístrojů. Při hašení požáru menšího rozsahu se s výhodou používá hasicích azbestových roušek. Často také k uhašení požáru postačí zamezit přístupu vzduchu (přikrytí kádinky s hořícím lihem hodinovým sklem).

16. Ocelové láhve se stlačeným plynem musí být zajištěny proti pádu třmeny, řetízky nebo uchycením ve stojanu. Vzdálenost ocelové láhve od hořícího plamene musí být nejméně 3 m.

17. Plyny se smějí vypouštět z láhví pouze přes redukční ventil určený pro daný plyn. Ve smyslu těchto odstavců se pohybujeme ve cvičení v blízkosti ocelové láhve s CO<sub>2</sub> s patřičnou opatrností, nepřemisťujeme ji, ani do její blízkosti neinstalujeme kahan. Nikdy také nezkoušíme, je-li v láhvi ještě plyn tím, že bychom prostě otevřeli v laboratoři uzávěr. Při této zkoušce se obecně postupuje tak, že k vývodu škrtkové jehly nasadíme hadičku a zaváděcí trubičkou zkusíme plyn bublat do kapaliny, která jej dostatečně pohlcuje. Máme-li



sebemensi podezření, že je láhev nebo redukční ventil poškozen, ohlásíme ihned závadu vedoucím cvičení.

18. Osoby bez elektrotechnické kvalifikace mohou:

a) samostatně obsluhovat jednoduchá elektrická zařízení provedená tak, že při jejich obsluze nemohou přijít do styku s částmi pod napětím;

b) pracovat v blízkosti částí pod napětím jen při dodržování bezpečných vzdáleností.

19. Opravovat, udržovat a rozšiřovat elektrické instalace a elektrické spotřebiče je dovoleno pouze osobám s elektrotechnickou kvalifikací. Při práci s elektrickými spotřebiči musíme mít vždy suché ruce a rovněž přístroje chráníme před zvlhnutím nebo dokonce zatečením kapalin. Pokud při práci dojde k poruše, posluchači se nikdy sami nepokoušejí závadu odstranit (a to ani v případě, že mají s takovou činností zkušenosti). Je nutno přístroj okamžitě vypnout a závadu ohlásit vedoucím cvičení.

## **PRVNÍ POMOC**

1. Popáleniny: drobné popáleniny můžeme ochladit omytím ethanolem nebo vodou a případně ovázat. V případě větší či otevřené popáleniny popálené místo neomyváme, opatrně je pouze zavážeme sterilním obvazem. V žádném případě nenanášíme masti nebo zásypy!

2. Zasažení kůže žíravinou: poleptané místo omyjeme okamžitě silným proudem vody z vodovodu a toto omývání provádíme několik minut. Pokud k zasažení došlo přes oděv, je nutno oděv okamžitě a rychle svléci. Čas je tu rozhodující a při prodlení může místo celkem banální nehody dojít k vážnému poškození zdraví! Po důkladném omytí je možno provést neutralizaci:

a) poleptání kyselinou neutralizujeme 3-10% roztokem hydrogenuhličitanu sodného nebo mýdlovou vodou;

b) poleptání hydroxidem neutralizujeme 3% roztokem kyseliny citrónové nebo octové.

3. Poleptání očí: oko opět nejprve vypláchneme co nejintenzivněji vodou z vodovodu. Před vyhledáním lékařské pomoci můžeme po vypláchnutí oko ošetřit tzv. borovou vodou z lékárníčky.

4. Polknutí chemického materiálu: ústa vypláchneme důkladně vodou a potom případně neutralizačním roztokem jako v případě kontaminace kůže. O dalším postupu musí rozhodnout vedoucí cvičení podle konkrétního případu.

5. Pořezání: větší rány zásadně nevymýváme ani vodou ani dezinfekčním prostředkem, pouze přiložíme sterilní obvaz. Pouze zcela drobná povrchní poranění ošetříme dezinfekčním prostředkem (3% peroxid vodíku, ajatin) a obvážeme.

6. Otrava plynem: při značnějším vdechnutí některých plynů (svítiplyn, oxid siřičitý, chlor, amoniak) je třeba postiženého dopravit na čerstvý vzduch a ponechat ho v klidu do dalšího ošetření. Důležité upozornění: pokud by nějakou souhrou náhod nebyl v okamžiku úrazu v blízkosti žádný z vedoucích cvičení, co nejdříve vedoucí o každém, i zdánlivě bezvýznamném úrazu informujeme. Vedoucí umí na základě zkušenosti posoudit provedené první ošetření a rozhodnout, zda je třeba vyhledat lékařské ošetření.

**Příloha 2: Seznam S a R vět:** <sup>10</sup>

## 1. Věty označující specifickou rizikovost (R – věty)

## 1.1 Jednoduché R – věty

<b>R 1</b>	<i>Výbušný v suchém stavu</i>
<b>R 2</b>	<i>Nebezpečí výbuchu při úderu, tření, ohni nebo působením jiných zdrojů zapálení</i>
<b>R 3</b>	<i>Velké nebezpečí výbuchu při úderu, tření, ohni nebo působením jiných zdrojů zapálení</i>
<b>R 4</b>	<i>Vytváří vysoce výbušné kovové sloučeniny</i>
<b>R 5</b>	<i>Zahřívání může způsobit výbuch</i>
<b>R 6</b>	<i>Výbušný za i bez přístupu vzduchu</i>
<b>R 7</b>	<i>Může způsobit požár</i>
<b>R 8</b>	<i>Dotek s hořlavým materiálem může způsobit požár</i>
<b>R 9</b>	<i>Výbušný při smíchání s hořlavým materiálem</i>
<b>R 10</b>	<i>Hořlavý</i>
<b>R 11</b>	<i>Vysoce hořlavý</i>
<b>R 12</b>	<i>Extrémně hořlavý</i>
<b>R 14</b>	<i>Prudce reaguje s vodou</i>
<b>R 15</b>	<i>Při styku s vodou uvolňuje extrémně hořlavé plyny</i>
<b>R 16</b>	<i>Výbušný při smíchání s oxidačními látkami</i>
<b>R 17</b>	<i>Samovznětlivý na vzduchu</i>
<b>R 18</b>	<i>Při používání může vytvářet hořlavé nebo výbušné směsi se vzduchem</i>
<b>R 19</b>	<i>Může vytvářet výbušné peroxidy</i>
<b>R 20</b>	<i>Zdraví škodlivý při vdechování</i>
<b>R 21</b>	<i>Zdraví škodlivý při styku s kůží</i>
<b>R 22</b>	<i>Zdraví škodlivý při požití</i>
<b>R 23</b>	<i>Toxický při vdechování</i>
<b>R 24</b>	<i>Toxický při styku s kůží</i>
<b>R 25</b>	<i>Toxický při požití</i>
<b>R 26</b>	<i>Vysoce toxický při vdechování</i>
<b>R 27</b>	<i>Vysoce toxický při styku s kůží</i>

<b>R 28</b>	<i>Vysoce toxický při požití</i>
<b>R 29</b>	<i>Uvolňuje toxický plyn při styku s vodou</i>
<b>R 30</b>	<i>Při používání se může stát vysoce hořlavým</i>
<b>R 31</b>	<i>Uvolňuje toxický plyn při styku s kyselinami</i>
<b>R 32</b>	<i>Uvolňuje vysoce toxický plyn při styku s kyselinami</i>
<b>R 33</b>	<i>Nebezpečí kumulativních účinků</i>
<b>R 34</b>	<i>Způsobuje poleptání</i>
<b>R 35</b>	<i>Způsobuje těžké poleptání</i>
<b>R 36</b>	<i>Dráždí oči</i>
<b>R 37</b>	<i>Dráždí dýchací orgány</i>
<b>R 38</b>	<i>Dráždí kůži</i>
<b>R 39</b>	<i>Nebezpečí velmi vážných nevratných účinků</i>
<b>R 40</b>	<i>Možné nebezpečí nevratných účinků</i>
<b>R 41</b>	<i>Nebezpečí vážného poškození očí</i>
<b>R 42</b>	<i>Může vyvolat senzibilizaci při vdechování</i>
<b>R 43</b>	<i>Může vyvolat senzibilizaci při styku s kůží</i>
<b>R 44</b>	<i>Nebezpečí výbuchu při zahřátí v uzavřeném obalu</i>
<b>R 45</b>	<i>Může vyvolat rakovinu</i>
<b>R 46</b>	<i>Může vyvolat poškození dědičných vlastností</i>
<b>R 48</b>	<i>Při dlouhodobé expozici nebezpečí vážného poškození zdraví</i>
<b>R 49</b>	<i>Může vyvolat rakovinu při vdechování</i>
<b>R 50</b>	<i>Vysoce toxický pro vodní organizmy</i>
<b>R 51</b>	<i>Toxický pro vodní organizmy</i>
<b>R 52</b>	<i>Škodlivý pro vodní organizmy</i>
<b>R 53</b>	<i>Může vyvolat dlouhodobé nepříznivé účinky ve vodním prostředí</i>
<b>R 54</b>	<i>Toxický pro rostliny</i>
<b>R 55</b>	<i>Toxický pro zvířata</i>
<b>R 56</b>	<i>Toxický pro půdní organizmy</i>
<b>R 57</b>	<i>Toxický pro včely</i>
<b>R 58</b>	<i>Může vyvolat dlouhodobé nepříznivé účinky v životním prostředí</i>
<b>R 59</b>	<i>Nebezpečný pro ozónovou vrstvu</i>

<b>R 60</b>	<i>Může poškodit reprodukční schopnost</i>
<b>R 61</b>	<i>Může poškodit plod v těle matky</i>
<b>R 62</b>	<i>Možné nebezpečí poškození reprodukčních schopností</i>
<b>R 63</b>	<i>Možné nebezpečí poškození plodu v těle matky</i>
<b>R 64</b>	<i>Může poškodit kojence prostřednictvím mateřského mléka</i>
<b>R 65</b>	<i>Zdraví škodlivý: při požití může vyvolat poškození plic</i>

## 1.2 Kombinované R – věty

<b>R 14/15</b>	<i>Prudce reaguje s vodou za uvolňování extrémně hořlavých plynů</i>
<b>R 15/29</b>	<i>Při styku s vodou uvolňuje toxický, extrémně hořlavý plyn</i>
<b>R 20/21</b>	<i>Zdraví škodlivý při vdechování a při styku s kůží</i>
<b>R 20/22</b>	<i>Zdraví škodlivý při vdechování a při požití</i>
<b>R 20/21/22</b>	<i>Zdraví škodlivý při vdechování, styku s kůží a při požití</i>
<b>R 21/22</b>	<i>Zdraví škodlivý při styku s kůží a při požití</i>
<b>R 23/24</b>	<i>Toxický při vdechování a při styku s kůží</i>
<b>R 23/25</b>	<i>Toxický při vdechování a při požití</i>
<b>R 23/24/25</b>	<i>Toxický při vdechování, styku s kůží a při požití</i>
<b>R 24/25</b>	<i>Toxický při styku s kůží a při požití</i>
<b>R 26/27</b>	<i>Vysoce toxický při vdechování a při styku s kůží</i>
<b>R 26/28</b>	<i>Vysoce toxický při vdechování a při požití</i>
<b>R 26/27/28</b>	<i>Vysoce toxický při vdechování, styku s kůží a při požití</i>
<b>R 27/28</b>	<i>Vysoce toxický při styku s kůží a při požití</i>
<b>R 36/37</b>	<i>Dráždí oči a dýchací orgány</i>
<b>R 36/38</b>	<i>Dráždí oči a kůži</i>
<b>R 36/37/38</b>	<i>Dráždí oči a dýchací orgány a kůži</i>
<b>R 37/38</b>	<i>Dráždí dýchací orgány a kůži</i>
<b>R 39/23</b>	<i>Toxický: nebezpečí velmi vážných nevratných účinků při vdechování</i>
<b>R 39/24</b>	<i>Toxický: nebezpečí velmi vážných nevratných účinků při styku s kůží</i>
<b>R 39/25</b>	<i>Toxický: nebezpečí velmi vážných nevratných účinků při požití</i>
<b>R 39/23/25</b>	<i>Toxický: nebezpečí velmi vážných nevratných účinků při vdechování a při požití</i>

<b>R 39/24/25</b>	<i>Toxický: nebezpečí velmi vážných nevratných účinků při styku s kůží a při požití</i>
<b>R 39/23/24/25</b>	<i>Toxický: nebezpečí velmi vážných nevratných účinků při vdechování, styku s kůží a při požití</i>
<b>R 39/26</b>	<i>Vysoce toxický: nebezpečí velmi vážných nevratných účinků při vdechování</i>
<b>R 39/27</b>	<i>Vysoce toxický: nebezpečí velmi vážných nevratných účinků při styku s kůží</i>
<b>R 39/28</b>	<i>Vysoce toxický: nebezpečí velmi vážných nevratných účinků při požití</i>
<b>R 39/26/27</b>	<i>Vysoce toxický: nebezpečí velmi vážných nevratných účinků při vdechování a při styku s kůží</i>
<b>R 39/26/28</b>	<i>Vysoce toxický: nebezpečí velmi vážných nevratných účinků při vdechování a při požití</i>
<b>R 39/27/28</b>	<i>Vysoce toxický: nebezpečí velmi vážných nevratných účinků při styku s kůží a při požití</i>
<b>R 39/26/27/28</b>	<i>Vysoce toxický: nebezpečí velmi vážných nevratných účinků při vdechování, styku s kůží a při požití</i>
<b>R 40/20</b>	<i>Zdraví škodlivý: možné nebezpečí nevratných účinků při vdechování</i>
<b>R 40/21</b>	<i>Zdraví škodlivý: možné nebezpečí nevratných účinků při styku s kůží</i>
<b>R 40/22</b>	<i>Zdraví škodlivý: možné nebezpečí nevratných účinků při požití</i>
<b>R 40/20/21</b>	<i>Zdraví škodlivý: možné nebezpečí nevratných účinků při vdechování a při styku s kůží</i>
<b>R 40/20/22</b>	<i>Zdraví škodlivý: možné nebezpečí nevratných účinků při vdechování a při požití</i>
<b>R 40/21/22</b>	<i>Zdraví škodlivý: možné nebezpečí nevratných účinků při styku s kůží a při požití</i>
<b>R 40/20/21/22</b>	<i>Zdraví škodlivý: možné nebezpečí nevratných účinků při vdechování, styku s kůží a při požití</i>
<b>R 42/43</b>	<i>Může vyvolat senzibilizaci při vdechování a při styku s kůží</i>
<b>R 48/20</b>	<i>Zdraví škodlivý: nebezpečí vážného poškození zdraví při dlouhodobé expozici vdechováním</i>
<b>R 48/21</b>	<i>Zdraví škodlivý: nebezpečí vážného poškození zdraví při dlouhodobé expozici stykem s kůží</i>
<b>R 48/22</b>	<i>Zdraví škodlivý: nebezpečí vážného poškození zdraví při dlouhodobé expozici požíváním</i>
<b>R 48/20/21</b>	<i>Zdraví škodlivý: nebezpečí vážného poškození zdraví při dlouhodobé expozici vdechováním a stykem s kůží</i>

<b>R 48/20/22</b>	<i>Zdraví škodlivý: nebezpečí vážného poškození zdraví při dlouhodobé expozici vdechováním a požíváním</i>
<b>R 48/21/22</b>	<i>Zdraví škodlivý: nebezpečí vážného poškození zdraví při dlouhodobé expozici stykem s kůží a požíváním</i>
<b>R 48/20/21/22</b>	<i>Zdraví škodlivý: nebezpečí vážného poškození zdraví při dlouhodobé expozici vdechováním, stykem s kůží a požíváním</i>
<b>R 48/23</b>	<i>Toxický: nebezpečí vážného poškození zdraví při dlouhodobé expozici vdechováním</i>
<b>R 48/24</b>	<i>Toxický: nebezpečí vážného poškození zdraví při dlouhodobé expozici stykem s kůží</i>
<b>R 48/25</b>	<i>Toxický: nebezpečí vážného poškození zdraví při dlouhodobé expozici požíváním</i>
<b>R 48/23/24</b>	<i>Toxický: nebezpečí vážného poškození zdraví při dlouhodobé expozici vdechováním a stykem s kůží</i>
<b>R 48/23/25</b>	<i>Toxický: nebezpečí vážného poškození zdraví při dlouhodobé expozici vdechováním a požíváním</i>
<b>R 48/24/25</b>	<i>Toxický: nebezpečí vážného poškození zdraví při dlouhodobé expozici stykem s kůží a požíváním</i>
<b>R 48/23/24/25</b>	<i>Toxický: nebezpečí vážného poškození zdraví při dlouhodobé expozici vdechováním, stykem s kůží a požíváním</i>
<b>R 50/53</b>	<i>Vysoce toxický pro vodní organizmy, může vyvolat dlouhodobé nepříznivé účinky ve vodním prostředí</i>
<b>R 51/53</b>	<i>Toxický pro vodní organizmy, může vyvolat dlouhodobé nepříznivé účinky ve vodním prostředí</i>
<b>R 52/53</b>	<i>Škodlivý pro vodní organizmy, může vyvolat dlouhodobé nepříznivé účinky ve vodním prostředí</i>

## 2. Věty pro bezpečné nakládání (S – věty)

### 2.1 Jednoduché S – věty

<b>S 1</b>	<i>Uchovávejte pod zámkem</i>
<b>S 2</b>	<i>Uchovávejte z dosahu dětí</i>
<b>S 3</b>	<i>Uchovávejte v chladném místě</i>
<b>S 4</b>	<i>Uchovávejte z dosahu obývaných míst</i>
<b>S 5</b>	<i>Uchovávejte pod ... (příslušnou kapalinu specifikuje výrobce)</i>
<b>S 6</b>	<i>Uchovávejte pod ... (inertní plyn specifikuje výrobce)</i>

<i>S 7</i>	<i>Uchovávejte obal těsně uzavřený</i>
<i>S 8</i>	<i>Uchovávejte obal suchý</i>
<i>S 9</i>	<i>Uchovávejte obal na dobře větraném místě</i>
<i>S 12</i>	<i>Neuchovávejte obal těsně uzavřený</i>
<i>S 13</i>	<i>Uchovávejte odděleně od potravin, nápojů a krmiv</i>
<i>S 14</i>	<i>Uchovávejte odděleně od ... (vzájemně se vylučující látky uveďte výrobce)</i>
<i>S 15</i>	<i>Chraňte před teplem</i>
<i>S 16</i>	<i>Uchovávejte mimo dosah zdrojů zapálení - Zákaz kouření</i>
<i>S 17</i>	<i>Uchovávejte mimo dosah hořlavých materiálů</i>
<i>S 18</i>	<i>Zacházejte s obalem opatrně, opatrně jej otvírejte</i>
<i>S 20</i>	<i>Nejezte a nepijte při používání</i>
<i>S 21</i>	<i>Nekuřte při používání</i>
<i>S 22</i>	<i>Nevdechujte prach</i>
<i>S 23</i>	<i>Nevdechujte plyny/dýmy/páry/aerosoly ... (příslušný výraz specifikuje výrobce)</i>
<i>S 24</i>	<i>Zamezte styku s kůží</i>
<i>S 25</i>	<i>Zamezte styku s očima</i>
<i>S 26</i>	<i>Při zasažení očí okamžitě důkladně vypláchněte vodou a vyhledejte lékařskou pomoc</i>
<i>S 27</i>	<i>Okamžitě odložte veškeré kontaminované oblečení</i>
<i>S 28</i>	<i>Při styku s kůží okamžitě omyjte velkým množstvím ... (vhodnou kapalinu specifikuje výrobce)</i>
<i>S 29</i>	<i>Nevylévejte do kanalizace</i>
<i>S 30</i>	<i>K tomuto výrobku nikdy nepřidávejte vodu</i>
<i>S 33</i>	<i>Proveďte preventivní opatření proti výbojům statické elektřiny</i>
<i>S 34</i>	<i>Chraňte před nárazy a třením</i>
<i>S 35</i>	<i>Tento materiál a jeho obal musí být zneškodněny bezpečným způsobem</i>
<i>S 36</i>	<i>Používejte vhodný ochranný oděv</i>
<i>S 37</i>	<i>Používejte vhodné ochranné rukavice</i>
<i>S 38</i>	<i>V případě nedostatečného větrání použijte vhodné vybavení pro ochranu dýchacích orgánů</i>



<i>S 39</i>	<i>Používejte osobní ochranné prostředky pro oči a obličej</i>
<i>S 40</i>	<i>Podlahy a předměty znečištěné tímto materiálem čistěte ... (specifikuje výrobce)</i>
<i>S 41</i>	<i>Nevdechujte zplodiny požáru nebo výbuchu</i>
<i>S 42</i>	<i>Při fumigaci nebo rozprašování používejte vhodný ochranný prostředek k ochraně dýchacích orgánů (specifikaci uvede výrobce)</i>
<i>S 43</i>	<i>V případě požáru použijte ... (uved'te konkrétní typ hasicího přístroje. Pokud zvyšuje riziko voda, připojte "Nepoužívat vodu")</i>
<i>S 45</i>	<i>V případě úrazu nebo necítíte-li se dobře, okamžitě vyhledejte lékařskou pomoc (je-li to možno, ukažte toto označení)</i>
<i>S 46</i>	<i>Při požití okamžitě vyhledejte lékařskou pomoc a ukažte tento obal nebo označení</i>
<i>S 47</i>	<i>Uchovávejte při teplotě nepřesahující ... °C (specifikuje výrobce)</i>
<i>S 48</i>	<i>Uchovávejte ve zvlhčeném stavu ... (vhodnou látku specifikuje výrobce)</i>
<i>S 49</i>	<i>Uchovávejte pouze v původním obalu</i>
<i>S 50</i>	<i>Nesměšujte s ... (specifikuje výrobce)</i>
<i>S 51</i>	<i>Používejte pouze v dobře větraných prostorách</i>
<i>S 52</i>	<i>Nedoporučuje se pro použití v interiéru na velké plochy</i>
<i>S 53</i>	<i>Zamezte expozici - před použitím si obstarajte speciální instrukce</i>
<i>S 56</i>	<i>Zneškodněte tento materiál a jeho obal ve sběrném místě zvláštních nebo nebezpečných odpadů</i>
<i>S 57</i>	<i>Použijte vhodný obal k zamezení kontaminace životního prostředí</i>
<i>S 59</i>	<i>Informujte se u výrobce nebo dodavatele o regeneraci nebo recyklaci</i>
<i>S 60</i>	<i>Tento materiál a jeho obal musí být zneškodněn jako nebezpečný odpad</i>
<i>S 61</i>	<i>Zabraňte uvolnění do životního prostředí. Viz speciální pokyny nebo bezpečnostní listy</i>
<i>S 62</i>	<i>Při požití nevyvolávejte zvracení: okamžitě vyhledejte lékařskou pomoc a ukažte tento obal nebo označení</i>

## 2.2 Kombinované S – věty

<b>S 1/2</b>	<i>Uchovávejte uzamčené a mimo dosah dětí</i>
<b>S 3/7</b>	<i>Uchovávejte obal těsně uzavřený na chladném místě</i>
<b>S 3/9/14</b>	<i>Uchovávejte na chladném, dobře větraném místě odděleně od ... (vzájemně se vylučující látky uvede výrobce)</i>
<b>S 3/9/14/49</b>	<i>Uchovávejte pouze v původním obalu na chladném, dobře větraném místě odděleně od ... (vzájemně se vylučující látky uvede výrobce)</i>
<b>S 3/9/49</b>	<i>Uchovávejte pouze v původním obalu na chladném, dobře větraném místě</i>
<b>S 3/14</b>	<i>Uchovávejte na chladném místě, odděleně od ... (vzájemně se vylučující látky uvede výrobce)</i>
<b>S 7/8</b>	<i>Uchovávejte obal těsně uzavřený a suchý</i>
<b>S 7/9</b>	<i>Uchovávejte obal těsně uzavřený, na dobře větraném místě</i>
<b>S 7/47</b>	<i>Uchovávejte obal těsně uzavřený, při teplotě nepřesahující ... °C (specifikuje výrobce)</i>
<b>S 20/21</b>	<i>Nejezte, nepijte a nekuřte při používání</i>
<b>S 24/25</b>	<i>Zamezte styku s kůží a očima</i>
<b>S 29/56</b>	<i>Nevylévejte do kanalizace, zneškodněte tento materiál a jeho obal ve sběrném místě zvláštních nebo nebezpečných odpadů</i>
<b>S 36/37</b>	<i>Používejte vhodný ochranný oděv a ochranné rukavice</i>
<b>S 36/37/39</b>	<i>Používejte vhodný ochranný oděv, ochranné rukavice a ochranné brýle nebo obličejový štít</i>
<b>S 36/39</b>	<i>Používejte vhodný ochranný oděv a ochranné brýle nebo obličejový štít</i>
<b>S 37/39</b>	<i>Používejte vhodné ochranné rukavice a ochranné brýle nebo obličejový štít</i>
<b>S 47/49</b>	<i>Uchovávejte pouze v původním obalu při teplotě nepřesahující ... °C (specifikuje výrobce)</i>

### Příloha 3

Pracovní list č. 1 - řešení:

1.			<b>K</b>	<b>O</b>	<b>K</b>	<b>S</b>	<b>U</b>					
2.		<b>V</b>	<b>O</b>	<b>D</b>	<b>Í</b>	<b>K</b>	<b>U</b>					
3.		<b>B</b>	<b>U</b>	<b>R</b>	<b>E</b>	<b>L</b>						
4.			<b>Z</b>	<b>E</b>	<b>L</b>	<b>E</b>	<b>N</b>	<b>Á</b>				
5.		<b>K</b>	<b>R</b>	<b>E</b>	<b>V</b>	<b>E</b>	<b>L</b>					
6.		<b>O</b>	<b>C</b>	<b>E</b>	<b>L</b>							
7.			<b>H</b>	<b>N</b>	<b>Ě</b>	<b>D</b>	<b>E</b>	<b>L</b>				
8.	<b>F</b>	<b>I</b>	<b>A</b>	<b>L</b>	<b>O</b>	<b>V</b>	<b>Á</b>					
							<b>X</b>					
9.			<b>CH</b>	<b>R</b>	<b>O</b>	<b>M</b>	<b>I</b>	<b>T</b>				
10.		<b>O</b>	<b>C</b>	<b>E</b>	<b>L</b>	<b>E</b>	<b>K</b>					
11.			<b>M</b>	<b>A</b>	<b>G</b>	<b>N</b>	<b>E</b>	<b>T</b>	<b>O</b>	<b>V</b>	<b>E</b>	<b>C</b>
12.			<b>N</b>	<b>I</b>	<b>K</b>	<b>L</b>						
13.	<b>A</b>	<b>M</b>	<b>F</b>	<b>O</b>	<b>T</b>	<b>E</b>	<b>R</b>	<b>N</b>	<b>Í</b>			

Legenda k doplňovačce:

1. Surové železo se vyrábí redukcí...
2. Železo se snadno rozpouští v kyselině chlorovodíkové za vzniku...
3. Triviální název  $\text{MnO}_2$
4. Barva oxidu nikelnatého
5. Triviální název horniny  $\text{Fe}_2\text{O}_3$
6. Ze surového železa se vyrábí...
7. Triviální název  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n \text{H}_2\text{O}$
8. Barva roztoku manganistanu draselného
9. Triviální název sloučeniny  $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$
10. Triviální název sloučeniny  $\text{FeCO}_3$
11. Triviální název sloučeniny  $\text{Fe}_3\text{O}_4$
12. Do skupiny železa patří: železo, kobalt a...
13. Pokud oxid reaguje s kyselinou i zásadou, jedná se o látku...

#### Příloha 4

Pracovní list č.2 – řešení:

- najdi všechna slova
- vylušti tajenku
- popiš pojem, který se schovává v tajence

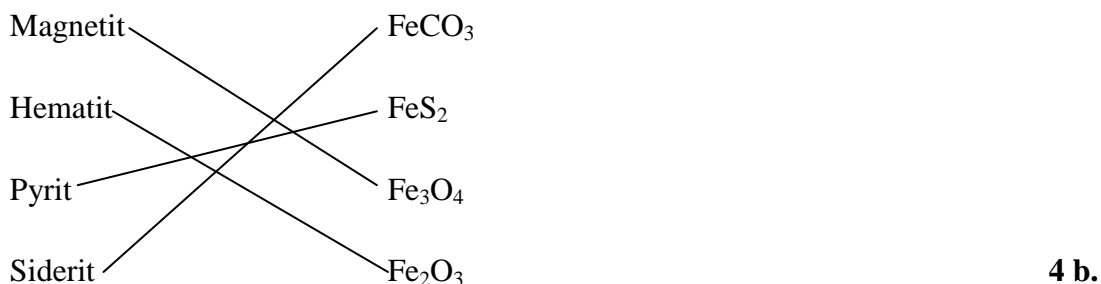
PEC, CHROMIT, HEMATIT, PERLA, CIHLA, KREVEL, MAGNETIT, MÝVAL, NIKL, KINO, VAR

Ⓟ	T	Ý	Ⓡ	Ⓞ	Ⓞ	Ⓟ	M
Ⓟ	I	L	K	I	N	T	A
Ⓢ	T	E	Ⓡ	Ⓡ	I	Ⓞ	G
L	A	V	Ý	M	K	Ⓟ	N
ⓔ	M	E	Ⓞ	V	A	R	E
P	E	R	L	A	Ⓡ	Ⓞ	T
E	H	K	Ž	ⓔ	Ⓡ	ⓔ	I
Č	I	H	L	A	Ⓡ	Ⓟ	T

## Příloha 5

Pracovní list č. 3 - řešení

### 1. Správně spoj vzorec a název železné rudy



### 2. Napiš dvě fyzikální a dvě chemické vlastnosti železa:

Železo je lesklý kov. Železo je pevný a kujný kov.

Železo na vzduchu koroduje. Železo je neušlechtilý kov **4 b.**

### 3. V čem spočívá výroba oceli?

Ve snižování obsahu uhlíku v surovém železe. **1 b.**

### 4. Proč je surové železo křehké?

Protože obsahuje více jak 1,7 % uhlíku **1 b.**

### 5. Vyber správné tvrzení:

a) Ve vysoké peci se spolu taví železná ruda a cement

b) Ve vysoké peci se spolu taví železná ruda a struskotvorné přísady

c) Ve vysoké peci se spolu taví železná ruda, struskotvorné přísady a koks **1 b.**

### 6. Co je to koroze?

Samovolné rozrušení povrchu kovů **1 b.**

### 7. Napiš a vyčíslí 3 rovnice nepřímé redukce minerálů železa (Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>, FeO), které pobíhají v redukčním pásmu vysoké pece:

