

Západočeská univerzita v Plzni

Fakulta pedagogická

Katedra chemie

Chemické experimenty s kovy alkalických zemin a jejich
sloučeninami ve výuce chemie

Diplomová práce

*Bc. Andrea Lecjaksová
N7504 Učitelství pro střední školy*

Plzeň 2015

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

Plzeň, 29. 6. 2015

.....
vlastnoruční podpis

Ráda bych poděkovala PaedDr. Vladimíru Sirotkovi, CSc, za odborné vedení diplomové práce, trpělivost, ochotu a cenné rady, které mi poskytoval při konzultacích. Také bych chtěla poděkovat ostatním zaměstnancům Fakulty pedagogické Západočeské univerzity v Plzni za získání všech odborných znalostí, které mi předali během celého studia. Nemalé díky patří také mé rodině a nejbližším, kteří mi pomáhali během celého studia.

OBSAH

1	ÚVOD	- 1 -
2	TEORETICKÁ ČÁST	- 2 -
2.1	OBECNÁ CHARAKTERISTIKA	- 2 -
2.2	HISTORIE OBJEVŮ, VÝSKYT A ROZŠÍŘENÍ.....	- 3 -
2.3	FYZIKÁLNÍ A CHEMICKÉ VLASTNOSTI.....	- 6 -
2.4	PŘÍPRAVA A VÝROBA	- 9 -
2.5	VÝZNAM A UŽITÍ	- 9 -
2.6	SLOUČENINY KOVŮ ALKALICKÝCH ZEMIN.....	- 10 -
2.6.1	Oxidy, peroxidy a hydroxidy.....	- 10 -
2.6.2	Soli kyselin.....	- 11 -
2.6.3	Komplexní sloučeniny hořčíku Mg.....	- 12 -
2.6.4	Organokovové sloučeniny	- 13 -
2.6.5	Uhličitan vápenatý.....	- 13 -
2.6.6	Oxid vápenatý, hydroxid vápenatý.....	- 13 -
2.6.7	Malta a cement	- 15 -
2.6.8	Fotosyntéza a chlorofyl	- 15 -
3	PRAKTICKÁ ČÁST	- 17 -
3.1	BEZPEČNOST PRÁCE V LABORATOŘI CHEMIE.....	- 17 -
3.1.1	Nebezpečí výbuchu	- 17 -
3.1.2	Nebezpečí exotermní oxidace.....	- 17 -
3.1.3	Nebezpečí ohně	- 18 -
3.1.4	Nebezpečí otravy	- 18 -
3.1.5	Nebezpečí poleptání	- 18 -
3.1.6	Nebezpečí poranění sklem.....	- 19 -
3.1.7	Nebezpečí poranění při používání ostatních pomůcek a přístrojů.....	- 19 -
3.2	PRVNÍ POMOC V LABORATOŘI CHEMIE	- 19 -
3.2.1	Poleptání oka	- 19 -
3.2.2	Poleptání těla	- 19 -
3.2.3	Popálení.....	- 20 -
3.2.4	Otevřené poranění	- 20 -
3.2.5	Vdech škodlivých látek	- 20 -
3.3	POKUSY S KOVY ALKALICKÝCH ZEMIN.....	- 20 -
3.4	ANALYTICKÉ DŮKAZY	- 21 -
3.4.1	Důkazy kationtu vápenatého, strontnatého a barnatého	- 21 -
3.4.2	Srážecí reakce kationtů Mg^{2+} , Ba^{2+} , Ca^{2+} v roztoku	- 22 -
3.5	REDOXNÍ REAKCE.....	- 24 -
3.5.1	Reakce hořčíku a vápníku s vodou	- 24 -
3.5.2	Hoření Mg	- 24 -
3.5.3	Příprava Sorellova cementu.....	- 25 -
3.6	EFEKTNÍ POKUSY S MG PÁSKOU	- 26 -
3.6.1	Hoření Mg s přidáním kapky vody.....	- 26 -
3.6.2	Hořící cestička.....	- 27 -
3.6.3	Hořík do suchého ledu	- 28 -
3.6.4	Hoření hořčíkové pásky pod hladinou vody.....	- 29 -
3.7	ZAJÍMAVÉ POKUSY	- 29 -
3.7.1	Chemické vlastnostní mýdla.....	- 29 -
3.7.2	Ohňostroj z ledu	- 30 -
3.7.3	Důkaz přítomnosti acetylenu.....	- 30 -
3.7.4	Bengálské ohně.....	- 31 -

3.7.5	Zahrádka chemika	- 32 -
3.7.6	Hořící svíčka.....	- 33 -
3.8	POKUSY SE SLOUČENINAMI VÁPNIKU	- 34 -
3.8.1	Příprava oxidu uhličitého z mramoru	- 34 -
3.8.2	Příprava vápenné vody	- 35 -
3.8.3	Rozpustnost uhličitanu a hydrogenuhličitanu.....	- 35 -
3.8.4	Příprava síranu vápenatého.....	- 36 -
4	DIDAKTICKÁ ČÁST	- 38 -
4.1	RVP A CHEMIE	- 38 -
4.2	ŠVP A CHEMIE.....	- 39 -
4.3	VÝUKA CHEMIE	- 39 -
4.4	FORMY VÝUKY V CHEMII	- 40 -
4.4.1	Vyučovací hodina.....	- 40 -
4.4.2	Laboratorní cvičení.....	- 41 -
4.4.3	Chemická exkurze	- 42 -
4.5	METODY VÝUKY V CHEMII.....	- 42 -
4.6	PRACOVNÍ LIST.....	- 43 -
4.6.1	Zadání pracovního listu	- 44 -
4.6.2	Řešení pracovního listu	- 46 -
4.7	TEST NA TÉMA - KOVY ALKALICKÝCH ZEMIN	- 48 -
4.7.1	Zadání testu	- 48 -
4.7.2	Řešení testu.....	- 49 -
5	ZÁVĚR	- 52 -
6	SEZNAM LITERATURY	- 53 -
7	SEZNAM OBRÁZKŮ	- 56 -
8	SEZNAM TABULEK.....	- 57 -
9	RESUMÉ.....	- 58 -

1 ÚVOD

Diplomová práce se zabývá problematikou skupiny kovů alkalických zemin. Je rozdělena na část teoretickou, praktickou a didaktickou.

V teoretické části je rozebrán výskyt, vlastnosti, příprava, výroba, význam a užití prvků 2. skupiny periodické soustavy prvků (PSP) a jejich sloučenin. Podrobně jsou zde popsány sloučeniny, jejich výskyt a využití.

V praktické části se zabývám popisem bezpečnosti práce a první pomocí v chemických laboratořích. Dále jsou v této kapitole uvedeny vybrané pokusy s prvky 2. skupiny a jejich sloučeninami.

Didaktická část je věnována Rámcovému vzdělávacímu programu (RVP), Školnímu vzdělávacímu programu (ŠVP) a postavení předmětu chemie v těchto dokumentech. Dále je zpracován pracovní list a test k tématu kovů alkalických zemin.

Cílem mé práce je snaha o utřídění veškerých informací o kovech alkalických zemin a jejich sloučenin, se kterými se studenti setkávají při výuce na středních školách. Součástí práce jsou vhodné pokusy pro studenty středních škol, které se týkají těchto prvků a jejich sloučenin.

2 TEORETICKÁ ČÁST

2.1 Obecná charakteristika

Kovy alkalických zemin jsou prvky 2. skupiny periodické soustavy prvků (PSP). Řadí se mezi tzv. s-prvky společně s alkalickými kovy. Tato skupina se označuje dle staršího označení skupina II. A. Patří mezi ně beryllium, hořčík, vápník, stroncium, baryum a radium. Mezi kovy alkalických zemin se zařazují někdy jen vápník, stroncium a baryum. Nejreaktivnější z této skupiny je baryum, nejméně reaktivní je hořčík. V přírodě jsou tyto prvky velmi rozšířené, nejčastěji ve formě uhličitanů, síranů a fosforečnanů. Kovy se získávají elektrolytickým způsobem. Jejich elektronová konfigurace je ns^2 . Valenční vrstva obsahuje 2 elektrony, jejichž odtržením vznikají kationty s oxidačním číslem +II. Poloměr iontů ve skupině vzrůstá se stoupajícím protonovým číslem. Velikost kationtů 2. skupiny PSP je v porovnání s 1. skupinou PSP menší. Tvoří převážně iontové sloučeniny. Iontový charakter ve skupině klesá. Oxidy a hydroxidy kovů alkalických zemin jsou méně zásaditější než oxidy a hydroxidy alkalických kovů.^{1,2}

₁ H																						₂ He	
₂ Li	₄ Be											₅ B	₆ C	₇ N	₈ O	₉ F	₁₀ Ne						
₁₁ Na	₁₂ Mg											₁₃ Al	₁₄ Si	₁₅ P	₁₆ S	₁₇ Cl	₁₈ Ar						
₁₉ K	₂₀ Ca	₂₁ Sc	₂₂ Ti	₂₃ V	₂₄ Cr	₂₅ Mn	₂₆ Fe	₂₇ Co	₂₈ Ni	₂₉ Cu	₃₀ Zn	₃₁ Ga	₃₂ Ge	₃₃ As	₃₄ Se	₃₅ Br	₃₆ Kr						
₃₇ Rb	₃₈ Sr	₃₉ Y	₄₀ Zr	₄₁ Nb	₄₂ Mo	₄₃ Tc	₄₄ Ru	₄₅ Rh	₄₆ Pd	₄₇ Ag	₄₈ Cd	₄₉ In	₅₀ Sn	₅₁ Sb	₅₂ Te	₅₃ I	₅₄ Xe						
₅₅ Cs	₅₆ Ba	₅₇ La	₅₈ Hf	₅₉ Ta	₆₀ W	₆₁ Re	₆₂ Os	₆₃ Ir	₆₄ Pt	₆₅ Au	₆₆ Hg	₆₇ Tl	₆₈ Pb	₆₉ Bi	₇₀ Po	₇₁ At	₇₂ Rn						
₈₇ Fr	₈₈ Ra	₈₉ Ac																					

Obr. 1 - 2. skupina v periodické tabulce prvků³

Beryllium se od ostatních kovů liší svým kovalentním charakterem a tvorbou komplexních sloučenin. Beryllium se svými vlastnostmi velmi podobá hliníku - tzv. diagonální podobnost. Ionty Be^{2+} a Al^{3+} tvoří kovalentní sloučeniny. Oxidy a hydroxidy mají amfoterní charakter. Chloridy tvoří dimerní sloučeniny Be_2Cl_4 a Al_2Cl_6 . Berylnaté sloučeniny jsou jedovaté především jejich prach či kouř. Hořčík a vápník patří mezi biogenní prvky. ^{1, 2, 4}

2.2 Historie objevů, výskyt a rozšíření

V roce 1808 izoloval a pojmenoval Sir Humphry Davy hořčík, vápník, stroncium a baryum. Připravil je pomocí elektrolýzy roztavených halogenidů. Roku 1828 připravil F. Wöhler beryllium. Roku 1898 objevili radium Marie-Curie Sklodowska s manželem Pierem Curie při zpracování velkého množství jáchymovského smolince (U_3O_8). Prvek byl pojmenován podle své vlastnosti, kterou vykazoval - radioaktivitě. Roku 1910 M. Curie spolu s A. Debierne izolovali radium elektrolyticky přes amalgam. ⁴

V tabulce č. 1 je uvedeno zastoupení prvků v zemské kůře. Prvky 2. skupiny jsou velice reaktivní, a proto se v přírodě běžně vyskytují pouze vázané ve sloučeninách. ⁵

Tabulka 1 - Zastoupení prvků v zemské kůře ⁵

Prvek	Pořadí zastoupení v zemské kůře	Procentuální zastoupení v zemské kůře
Be	50.	$4 \cdot 10^{-4}$
Mg	6.	2,35
Ca	5.	3,25
Sr	15.	$3,5 \cdot 10^{-2}$
Ba	14.	$5 \cdot 10^{-2}$
Ra	-	$2 \cdot 10^{-10}$

Hořčík a vápník byly známy už dávno ve starověku. Římané používali maltu z vápna a písku. Vápno se získávalo zahříváním vápence CaCO_3 . Tato malta se více hodila pro toto vlhké podnebí než egyptská malta, kde hlavní složkou byla

dehydratovaná sádra CaSO_4 . Egyptská malta byla použita např. při stavbě Velké pyramidy v Gaze.⁴

Beryllium se v zemské kůře vyskytuje velmi vzácně, i přesto je snadno dostupné. V pegmatitových horninách tvoří povrchová ložiska, ta nejvýznamnější se nachází v Jižní Africe a Jižní Americe. Největší krystal hlinitokřemičitanu berylnatého (berylu) nalezený v přírodě měl hranu dlouhou 1 m a hmotnost 60 t.⁴



Obr. 2 - Beryl⁶

Hořčík se nejvíce vyskytuje v mořské vodě. Světové zásoby tohoto prvku jsou téměř neomezené. Hořčík se ve velkém množství nachází v horninách také jako Ca, Sr a Ba ve formě nerozpustných síranů, uhličitanů, a křemičitanů. Hořčík je šestým nejrozšířenějším prvkem v zemské kůře s obsahem 2,35 %. Hořčík se nachází ve velkém množství minerálů a tím tvoří některé přírodní útvary jako např. část Julských Alp - Dolomity. Vyskytuje se zde především minerál dolomit neboli hořečnatý vápenec $\text{MgCa}(\text{CO}_3)_2$. Dále se nalézají také ložiska magnezitu MgCO_3 , epsomitu $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Hořčík je dále zastoupen ve formě křemičitanu jako čedičový minerál olivín $(\text{Mg}, \text{Fe})_2\text{SiO}_4$, azbestu neboli chrysolitu $\text{Mg}_3\text{Si}_2\text{O}_5(\text{OH})_4$, mastku $\text{Mg}_3\text{Si}_4\text{O}_{10}(\text{OH})_2$ a slídy. Hořčík se ve velkém množství vyskytuje v zeleném barvivu chlorofylu jako Mg-porfyrinový komplex, který se získává fotosyntézou.^{4,5}



Obr. 3- Dolomit⁷

Vápník se také řadí mezi biogenní prvky a je pátý nejrozšířenější prvek v zemské kůře s obsahem asi 3,25 %. Ve velkém množství se nachází ve zkamenělých zbytcích mořských živočichů ve formě usazeniny uhličitanu vápenatého CaCO_3 . V ložiskách se nachází jako kalcit a nebo jako aragonit, který se vyskytuje spíše v teplých mořích. Kalcit a aragonit se odlišují svojí strukturou. Mezi nejznámější zástupce kalcitu se řadí právě vápenec, mramor, křída atd. Aragonitová ložiska se nacházejí nejvíc na Bahamách, v Rudém moři nebo na Floridě. Dalšími minerály, ve kterých se nachází vápník, jsou sádrovec $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, fluorit (kazivec) CaF_2 , anhydrit CaSO_4 a fluoroapatit $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$.^{4,5}



Obr. 4 - Aragonit⁸

Stroncium a baryum se nacházejí v zemské kůře v menším množství než předcházející prvky (viz tabulka 1). Stroncium se vyskytuje nejčastěji v minerálu celestin SrSO_4 a ve stroncianitu SrCO_3 . Nejvíce se těží v Kanadě, Mexiku, Velké Británii a Španělsku. Baryum se vyskytuje v minerálu barytu BaSO_4 a na světě se těží asi ve 40 zemích. V menším množství se také nachází v minerálu witheritu BaCO_3 .

Obr. 5 – Celestin⁹Obr. 6 – Baryt¹⁰

Radium se vyskytuje výlučně pouze s uranem. Obsah radia v uranu je asi 1 mg radia ve 3 kg uranu. Celkové množství dostupného radia na světě je několik kilogramů. Dříve se používal při léčbě zhoubných nádorů, dnes je nahrazen jinými izotopy. Ročně se vytěží asi 100 g radia, nejvíce v Belgii, ČR, Kanadě, bývalém SSSR a Velké Británii.⁴

2.3 Fyzikální a chemické vlastnosti

Fyzikální vlastnosti

Kovy alkalických zemin jsou lesklé, stříbrobílé a měkké. Oproti I. A skupině mají vyšší teplotu varu, tání a větší hustotu. Velice zajímavé jsou vlastnosti beryllia oproti lithiu Li, neboť teplota tání je vyšší o 1 100 °C a hustota je 3,5krát větší. Beryllium vykazuje podobné vlastnosti jako hliník Al. Na vlhkém vzduchu je stálý, protože tvoří vrstvu oxidu na svém povrchu. Hořčík je také schopný odolat oxidaci ve vlhkém prostředí, ovšem ostatní prvky matovatí. Be, Mg a vysokoteplotní Ca krystalizují v hexagonální soustavě, Sr v plošně centrované krychlové soustavě, Ba a Ra, stejně jako alkalické kovy, krystalizují v tělesně centrované krychlové soustavě.⁴

Tabulka 2 - Atomové vlastnosti kovů alkalických zemin⁴

Vlastnost	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
Atomové číslo	4	12	20	38	56	88
Počet přírodních izotopů	1	3	6	4	7	4*
Atomová hmotnost	9,012	24,305	40,078	87,62	137,327	226,0254
Elektronová konfigurace	[He] 2s ²	[Ne] 3s ²	[Ar] 4s ²	[Kr] 5s ²	[Xe] 6s ²	[Rn] 7s ²
Ionizační energie [kJ/mol]	899,2	737,5	589,6	549,2	502,7	509,1
kovový poloměr [pm]	1 757	1 450	1 145	1 064	965	975
iontový poloměr [pm]	112	160	197	215	222	-

* Všechny izotopy jsou radioaktivní. Nejdelší poločas rozpadu $t_{1/2} = 1\,600$ let.

Redukční potenciál Be ve vodných roztocích je menší oproti ostatním prvkům 2. skupiny, což je spojeno s malou elektro pozitivitou. Hodnota elektro pozitivity Mg se nachází mezi hodnotami Be a zbytkem skupiny. Ca, Sr, Ba a Ra mají velice podobné redukční potenciály jako těžší alkalické kovy.⁴

Tabulka 3 - Rozpustnost sloučenin kovů 2. skupiny¹

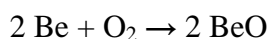
Typ sloučeniny	Velikost aniontu X	Rozpustnost od Mg k Ba
MX	malý (např.: S ²⁻ , CO ₃ ²⁻ , HPO ₄ ²⁻)	minimum u Ca nebo Sr
MX	velký (např.: SO ₄ ²⁻ , CrO ₄ ²⁻)	klesající
MX ₂	malý (např.: F ⁻ , OH ⁻ , NO ₃ ⁻)	stoupající
MX ₂	velký (např.: Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻)	klesající

Tabulka 4 - Fyzikální vlastnosti kovů alkalických zemin⁴

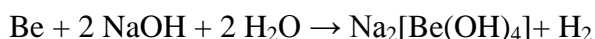
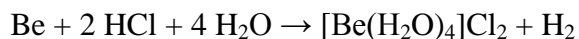
Vlastnost	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
Teplota tání [°C]	1 287	649	839	768	727	700
Teplota varu [°C]	≈2 500	1 105	1 494	1 381	1 850	1 700
Hustota (20 °C) [g/cm ³]	1,848	1,738	1,55	2,63	3,62	5,5

Chemické vlastnosti

Beryllium je velice málo reaktivní, neboť se na povrchu pasivuje. Je to poměrně lehký tvrdý kov, který má vysoký bod tání. Nereaguje s vodou ani s vodní párou. Reaguje ve formě prášku s kyslíkem za vzniku oxidu berylnatého BeO a nitridu berylnatého Be₃N₂.^{4,11}

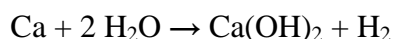


S halogeny reaguje za teploty 600 °C, kdy vzniká halogenid berylnatý BeX₂. Dobře se rozpouští ve zředěných kyselinách a v roztocích alkalických hydroxidů za vzniku vodíku.^{4,11}



Hořčík se také pasivuje, ovšem je reaktivnější. Rovněž je elektropozitivnější než beryllium. Tento kov má nižší bod tání a je mechanicky méně pevný. Při reakci s roztoky kyselin nebo horkou vodou vzniká vodík. Na vzduchu také hoří a vzniká oxid hořečnatý MgO a nitrid hořečnatý Mg₃N₂. Za vyšších teplot také reaguje s nekovy. S vodní párou reaguje za vzniku MgO. Reakcí alkyly a arylhalogenidu s Mg vzniká Grignardovo činidlo RMgX.^{4,11}

Vápník, stroncium a baryum jsou dobře tavitelné měkké kovy a na vzduchu nestálé. Hydroxidy vznikají při samovolné reakci s vodou za vzniku vodíku.^{4,11}



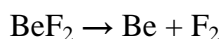
Reagují také s nekovy podobně jako alkalické kovy. Tyto 3 kovy jsou rozpustné v roztoku amoniaku NH₃, přičemž vznikají modročerné roztoky. Odpařením těchto

roztoků vznikají amminkomplexy $[M(\text{NH}_3)_6]^{2+}$. Za přítomnosti katalyzátoru se rozkládají postupně na amidy.

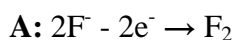
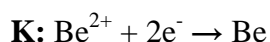
Obecně lze říci, že těžší kovy alkalických zemin jsou podobné alkalickým kovům.^{4,11}

2.4 Příprava a výroba

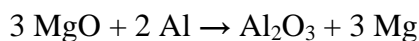
Kovy alkalických zemin se připravují elektrolýzou tavenin halogenidů příslušných kationtů. Elektrolýza tavenin je podrobně popsána na přípravě fluoridu berylnatého BeF_2 . Celková rovnice reakce je:^{4,5}



Na záporné katodě, kde probíhá redukce, vzniká beryllium. Na kladné anodě probíhá oxidace a vylučuje se fluor.^{4,5}



Podobně se získává také hořčík, vápník, stroncium, baryum. Lze je ještě vyrábět vyredukováním ze svých oxidů hliníkem. Tento způsob se nazývá aluminotermie:^{2,11}



2.5 Význam a užití

Beryllium má užití jako elementární prvek, jeho sloučeniny nemají příliš velké uplatnění. Hořčík se používá v leteckém a automobilovém průmyslu jako součást slitin, ovšem největší využití má jako oxid hořečnatý MgO a chlorid hořečnatý MgCl_2 jako součást tmelů. Síran hořečnatý MgSO_4 se vyskytuje v určitých minerálních vodách např. Šaratice s projímavými účinky.^{5, 11}

Velký význam mají vápenaté sloučeniny (viz kapitola 2.6). Mezi nejdůležitější sloučeniny patří uhličitán vápenatý CaCO_3 . Oxid vápenatý CaO se využívá hojně ve stavebnictví. Hydroxid vápenatý $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se využívá např. při výrobě papíru. Chlorid vápenatý CaCl_2 se přidává do mrazící směsi. Chlorid-chlornan vápenatý CaOCl_2 má největší využití jako levné a dostupné desinfekční činidlo. Důležitý

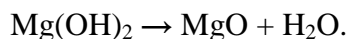
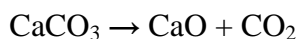
je rovněž fosforečnan vápenatý $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, který je součástí hnojiv. Stroncium, baryum a radium mají malé využití.^{5,11}

2.6 Sloučeniny kovů alkalických zemin

Prvky kovů alkalických zemin mají ve sloučeninách oxidační číslo II. Beryllium v berylnatých sloučeninách působí elektro pozitivně. Sloučeniny hořčíku nemají takový sklon k hydrolytickým reakcím jako beryllium. Tento sklon postupně mizí ve skupině s rostoucím protonovým číslem. Také snaha o kovalentní vazbu postupně ve skupině klesá. Beryllium tvoří kovalentní sloučeniny stejně jako hořčík, což potvrzuje diagonální podobnost s hliníkem Al. Beryllium a v malém množství i hořčík tvoří koordinační sloučeniny. Sloučeniny kovů alkalických zemin jsou méně rozpustné oproti alkalickým kovům, např.: fluoridy, sírany a uhličitany. Konkrétně síran hořečnatý a berylnatý a uhličitany všech kovů alkalických zemin jsou nerozpustné.^{4,11}

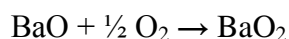
2.6.1 Oxidy, peroxidy a hydroxidy

Oxidy MO jsou stálé a pevné látky. Oxidy lze získat termickým rozkladem uhličitánů. Další způsob je za červeného žáru dehydratace hydroxidů.^{4,5}



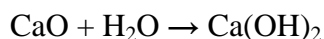
Téměř všechny oxidy mají strukturu NaCl kromě BeO, který má wurtzitovou strukturu. Teploty tání jsou vysoké (např. CaO má 2 613 °C). Oxidy jsou poměrně nereaktivní. BeO je velmi dobrý elektrický izolátor a vodič tepla. Pálené vápno CaO má široké využití a patří mu druhé místo v objemové výrobě průmyslových chemikálií za výrobou kyseliny sírové H_2SO_4 . Oxid hořečnatý MgO se také nazývá pálená magnezie.⁴

Pouze peroxid barnatý vzniká přímou syntézou.^{4,5}



Peroxid hořečnatý MgO_2 má jako jediný pyritovou strukturu Peroxid vápenatý, strontnatý a barnatý mají strukturu dikarbidu vápníku CaC_2 .

U hydroxidů $\text{M}(\text{OH})_2$ rovnoměrně vzrůstá bazicita s protonovým číslem ve skupině. Vznikají nejčastěji reakcí oxidů s vodou.^{4,5}

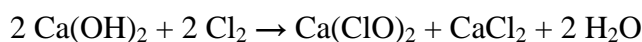


Hydroxid berylnatý $\text{Be}(\text{OH})_2$ má amfoterní charakter a hydroxid hořečnatý $\text{Mg}(\text{OH})_2$ je slabá zásada. Hydroxid vápenatý $\text{Ca}(\text{OH})_2$ a hydroxid strontnatý $\text{Sr}(\text{OH})_2$ se chovají jako středně silné zásady a hydroxid barnatý $\text{Ba}(\text{OH})_2$ je alkalický hydroxid. Pro berylnaté soli je typické, že ve vodě hydrolyzují a vytváří hydroxokomplexy.^{4,5}

2.6.2 Soli kyselin

Obecně se sloučeniny berylnaté odlišují od vlastností ostatních sloučenin 2. skupiny. Jsou to bílé látky a vytvářejí bezbarvé roztoky. Vápenaté, strontnaté a barnaté soli jsou velmi málo rozpustné, soli hořečnaté mají diagonální podobnost se sloučeninami lithnými.⁵

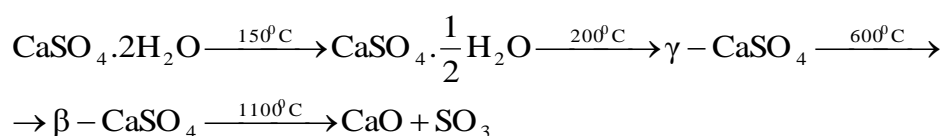
Kromě berylnatých halogenidů se vyznačují všechny halogenidy MX_2 iontovými vlastnostmi. Všechny halogenidy s výjimkou fluoridů jsou rozpustné ve vodě. Fluorid vápenatý CaF_2 se používá jako tavidlo v hutnictví. Chlorid vápenatý CaCl_2 se přidává do roztoku na postřik vozovek. Chlorid barnatý BaCl_2 se využívá v laboratořích jako laboratorní činidlo nebo při výrobě barya. Důležitý je také chlornan vápenatý, který je složkou tzv. chlorového vápna (chlorid-chlornan vápenatý CaOCl_2). Vyrábí se reakcí hydroxidu vápenatého $\text{Ca}(\text{OH})_2$ s plynným chlorem Cl_2 :⁵



Rozpustnost síranů klesá se zvyšujícím se protonovým číslem ve skupině. Síran hořečnatý MgSO_4 je velice dobře rozpustný. Síran vápenatý CaSO_4 se vyskytuje ve více formách, jako dihydrát (sádrovec) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ nebo bezvodý anhydrit CaSO_4 . Alabastr je zrnitá forma $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, která je podobná mramoru. Hemihydrát (sádra) $\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$ vzniká kalcinací při teplotě 150-165 °C, kdy sádrovec ztrácí asi tři čtvrtiny vody.^{4,5}

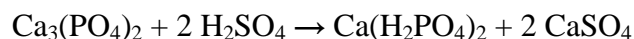


Poprvé byla sádra získána ze sádrovce u Montmartre, a proto je známá jako pařížská sádra. Sádra se používá ve stavebnictví, neboť po smíchání s vodou tuhne. Při zahřívání vzniká více typů modifikace:^{4,5}



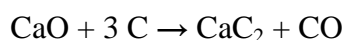
Dusičnany $M(\text{NO}_3)_2$ jsou rozpustné látky, které se vyrábějí reakcí uhličitánů s kyselinou dusičnou HNO_3 . Dusičnan strontnatý $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ a barnatý $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ mají využití při světelných akcích, jsou známé jako bengálské ohně, neboť barví plamen. Dusičnan vápenatý $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ slouží při výrobě dusíkatého hnojiva v zemědělství.⁵

Mezi další důležité sloučeniny patří fosforečnan vápenatý $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, který se vyskytuje ve formě hydroxyapatitu $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$ nebo fluoroapatitu $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$. Používá se jako minerální hnojivo tzv. superfosfát.^{4,5}

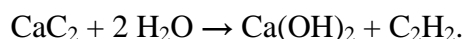


Uhličitany MCO_3 jsou nerozpustné ve vodě. Naopak hydrogenuhličitany $\text{M}(\text{HCO}_3)_2$ se rozpouští velice ochotně. Hydrogenuhličitan hořečnatý $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ a hydrogenuhličitan vápenatý $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ způsobují přechodnou tvrdost vody. Uhličitan hořečnatý MgCO_3 se používá k výrobě žáruvzdorných výrobků. Uhličitan vápenatý je podrobně popsán v samostatné kapitole⁵ (viz kapitola 2.6.5).

Dikarbid vápenatý CaC_2 se vyrábí reakcí oxidu vápenatého CaO (vápna) s koksem v elektrických pecích:⁵



Při hydrolyze dikarbidu vápenatého se uvolňuje acetylen:⁵



Pro beryllium jsou typické molekuly oxid-karboxyláty, které jsou stabilní a těkavé. Nejznámějším zástupcem je octan berylnatý. Beryllium často tvoří kromě oxid-karboxylátů můstkové komplexy s ligandy a četné cheláty.⁴

2.6.3 Komplexní sloučeniny hořčíku Mg

Pro hořčík je typická tvorba halogenidových komplexů typu $[\text{MX}_4]^{2-}$. Ovšem nejdůležitější makrocyclické komplexy patří porfyrinové komplexy hořčíku. Hořčík a vápník patří mezi biogenní prvky. Hořčík aktivuje enzymy, které přenáší fosforečnany, které zajišťují stahování svalů, pro nervové převody a metabolismus cukrů. Vápník je nutný pro tvorbu zubů a kostí, pro srážení krve nebo při udržování srdečního rytmu.⁴

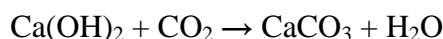
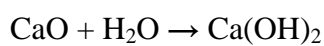
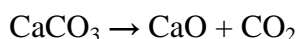
2.6.4 Organokovové sloučeniny

Beryllium a hořčík je typický tvorbou kovalentní vazby. S rostoucí elektropozitivitou kovů alkalických zemin se zvyšuje jejich reaktivita, proto byly izolovány organokovové sloučeniny pouze u těchto dvou prvků. Mezi nejznámější patří dimethyl beryllium. Při syntéze alkoholů, kyselin a uhlovodíků se používají Grignardovy sloučeniny. Obecný vzorec je R-Mg-R, kde R je určitý organický zbytek a X je chlor, brom nebo jod. Mezi nejdůležitější patří alkylmagneziumjodid.^{4,34}

2.6.5 Uhličitan vápenatý

Nejběžnější formou uhličitanu vápenatého CaCO_3 je vápenec. Vyskytuje se jako mramor, křída, kalcit, korál, aragonit aj. Společně s hořčíkem vytváří minerál dolomit.

Na celém světě se těží ve velkém množství vápenec a dolomit. Hlavní průmyslovou chemikálií je uhličitan vápenatý, ze kterého se připravuje pálené vápno CaO a následně hašené vápno Ca(OH)_2 , které na vzduchu tuhne a zvětšuje svůj objem:⁴



Vápenec je nerozpustná hornina, která tvoří podklad krajiny, kde společně s vodou vznikají krasové jevy. Vznikají krápníky v krasových oblastech. Hornina reaguje s vodou a oxidem uhličitým CO_2 . Vzniká hydrogenuhličitan vápenatý, který je rozpustný ve vodě:^{2,4}



Mezi nejznámější krasové jevy v České republice patří Český kras nebo Moravský kras.

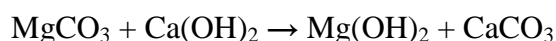
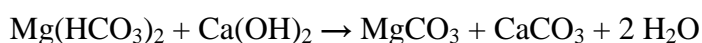
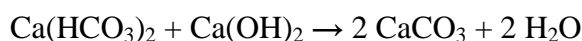
Uhličitan vápenatý CaCO_3 se využívá v zubních pastách jako brusivo, při dietách jako zdroj Ca nebo v papírenském průmyslu.⁴

2.6.6 Oxid vápenatý, hydroxid vápenatý

Oxid vápenatý CaO (vápno) se využívá v ocelářském průmyslu. Používá se zde jako struskotvorná látka pro odstranění fosforu, křemíku, síry a manganu. Při výrobě jedné tuny oceli je spotřeba vápna asi 75 kg. Vápno se také používá jako

mazivo při tažení ocelových drátů. Důležitou roli hraje také při neutralizaci nadbytečné kyseliny sírové H_2SO_4 .⁴

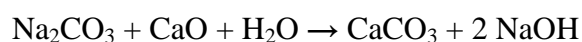
Při úpravách pitné a průmyslové vody se nejvíce používá vápno CaO . Používá se k odstranění zákalů a ke koagulaci rozptýlených látek společně s kamencem (podvojně soli kyseliny sírové) a se solemi železa. Jeho využití je také při tzv. měkčení vody k odstranění přechodné tvrdosti způsobené hydrogenuhličitanem, zde probíhají tyto reakce:⁴



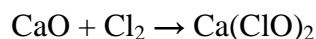
Vápno se používá při neutralizaci kyselých vod a pro udržení vyhovujícího pH městských splašků při biologické oxidaci. Používá se také k odstranění SO_2 nebo H_2S z plynů z fosilních paliv v plynových pračkách.⁴

Další využití je v chemickém průmyslu při výrobě dikarbidu vápníku CaC_2 a dalších sloučenin. Velké množství vápna se zpracuje také ve sklářském průmyslu. Běžnější typ skla obsahuje asi 12 % CaO . Ze směsi vápna, síry a Bordeaux-směsi ($\text{CuSO}_4\text{-Ca}(\text{OH})_2$) se vyrábí fungicidy na postřiky.⁴

Při výrobě papíru se spotřebuje také mnoho hydroxidu vápenatého $\text{Ca}(\text{OH})_2$ a sráženého CaCO_3 . Pomocí uhličitanu vápenatého získává papír vlastnosti jako hladkost, lesk, neprůhlednost a schopnost absorbovat inkoust. S rostoucím množstvím CaCO_3 se snižuje lesk. Velké množství vápna se spotřebuje v síranových provozech jako kaustifikační činidlo. Nadbytečný roztok uhličitanu sodného Na_2CO_3 reaguje s vápnem, při které se regeneruje hydroxid sodný NaOH :⁴



CaO se získává v rotačních pecích při sušení a rekalcinaci 95 % kalu CaCO_3 . Reakcí vápna a chloru Cl_2 se připravuje chlornan vápenatý pro papírny do bělicí lázně:



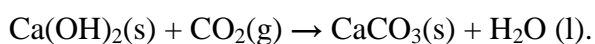
CaO , který je připraven kalcinací vápence, se hydratuje, karbonizuje a z toho vzniká velice kvalitní papír. Při této výrobě se spotřebovává mnoho speciálně sráženého CaCO_3 .⁴

Vápno se užívá také v potravinářském průmyslu, konkrétně v mlékárenství. Do smetany se po oddělení přidá vápenné mléko pro snížení kyselosti před procesem pasterizace a přeměně na máslo. Mléko je okyselené, odstraní se kasein a smísením s vápnem vzniká kaseinový kliš. Syrovátka (zbylé sebrané mléko, které se fermentuje)

s vápnem reagují za vzniku mléčnanu vápenatého, který má další využití v lékařství, a nebo pro výrobu kyseliny mléčné. Vápno má také využití v cukrovarnictví, kde se surová cukrová šťáva smíchá s vápnem, a tím vznikají sacharát vápenatý, nerozpustné soli a některé další organické nečistoty. Po dalším reagování s CO_2 vzniká CaCO_3 , který je nerozpustný. V roztoku zůstává jen čistá sacharosa. Při výrobě 1 tuny třtinového cukru se spotřebuje 3 až 5 kg vápna, kdežto pro řepný cukr je spotřeba přibližně jedna čtvrtina tuny vápna.⁴

2.6.7 Malta a cement

Malta je směs tří dílů písku a jednoho dílu hašeného vápna. Ta se smísí s vodou a vytvoří se hustá kaše. Po odpaření a absorpci vody cihlami postupně malta vysychá. Reakcí hydroxidu vápenatého s oxidem uhličitým, obsaženým ve vzduchu, směs tvrdne. Písek v tomto procesu nereaguje:¹

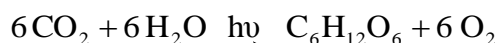


Pálením směsi křídly nebo mletého vápence se slínem, který je tvořen vápencem a jílem, se vyrábí portlandský cement. Tento název se používá, neboť je po zatvrdnutí podobný portlandské žule.

Přesný obsah cementu se určuje velmi složitě. Oxid vápenatý, který je bazické povahy, reaguje s oxidem křemičitým kyselé povahy a s oxidem hlinitým z jílu. Při této reakci vznikají křemičitany a hlinitany vápenaté. Nezbytnými složkami cementu jsou křemičitan trivápenatý $(\text{CaO})_3\cdot\text{SiO}_2$, křemičitan vápenatý $(\text{CaO})_2\cdot\text{SiO}_2$ a hlinitan vápenatý $(\text{CaO})_3\cdot\text{Al}_2\text{O}_3$. Cement postupně tvrdne, přičemž vznikají různé hydráty a hlinitokřemičitany vápenaté. Beton vzniká smícháním cementu s pískem.¹

2.6.8 Fotosyntéza a chlorofyl

Fotosyntéza je složitý proces, při kterém přetvářejí zelené rostliny atmosférický oxid uhličitý CO_2 na kyslík O_2 a cukry. Základní rovnice fotosyntézy je:⁴



Chlorofyl je zelený pigment, který ve své molekule obsahuje hořčík, a nachází se ve fotoreceptorech. Část fotosyntézy probíhá za tmy. Je to proces endotermický, kromě chlorofylu se fotosyntézy zúčastní cytochromy, které obsahují železo, nebo plastocyanin s mědí.⁴

Princip fotosyntézy je přeměna energie světelné na chemickou a následná přeměna CO_2 na cukry za vzniku kyslíku O_2 . Tento proces je základ živých organismů. Je to také zdroj mnoha chemických sloučenin. Roku 1961 získal M. Calvin Nobelovu cenu za výzkum asimilace oxidu uhličitého v rostlinách.⁴

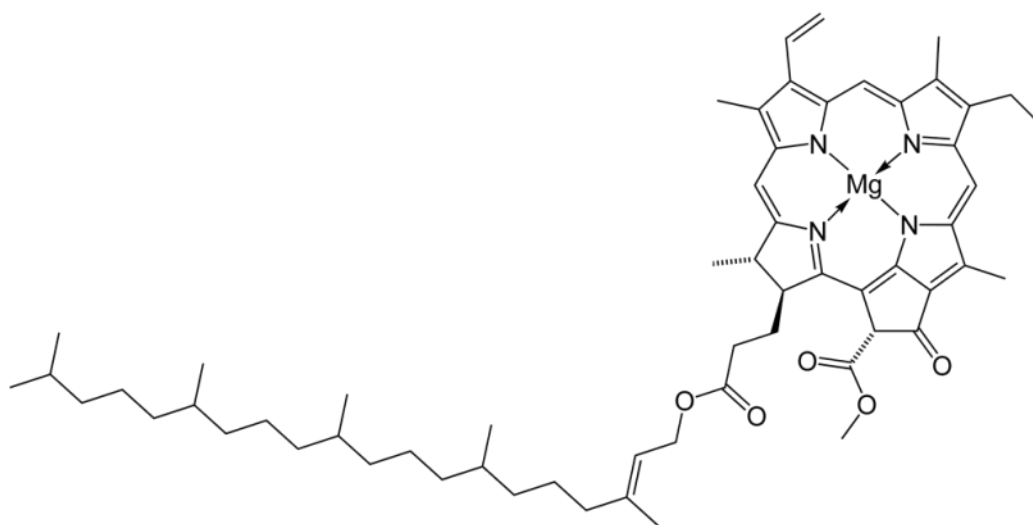
Molekula chlorofylu je příbuzná s myoglobinem, hemoglobinem a cytochromy, neboť tyto látky mají základ v tetrapyrolové molekule porfinu. Chlorofyly jsou komplexy s Mg ve středu. Chlorofyl *a* je nejčastějším typem chlorofylu a vyskytuje se ve všech živých organismech, které uvolňují kyslík. V roce 1960 byl syntetizován chlorofyl *a* R. B. Woodwardem a jeho spolupracovníky. Chlorofyl se vyskytuje v několika formách:⁴

a) Chlorofyl *a* je základní typ chlorofylu - komplex Mg s makrocyclickými ligandy, který je odvozen od tetrapyrolové molekuly porfinu, vyskytuje se ve všech rostlinách (viz Obr. 7).

b) Chlorofyl *b*, obsahuje v isoprenoidní skupině 3 skupiny -CHO. Tento typ chlorofylu se vyskytuje běžně u zelených řas a vyšších rostlin. Poměr Chl *a* : Chl *b* je asi 3 : 1.

c) V chlorofylu *c* je v poloze 7 navázaná substitucí kyselina akrylová -CH=CHCO₂H. Vyskytuje se v hnědých řasách a rozsivkách.

d) Chlorofyl *d*, kde je 2-vinylová skupina nahrazena skupinou -CHO. Tato molekula je „zvlněná“, tudíž je atom hořčíku posunut asi 30-50 pm nad rovinou, která prochází čtyřmi atomy dusíku.⁴



Obr. 7 - Chlorofyl *a* - struktura¹²

3 PRAKTICKÁ ČÁST

V této části práce je popsána bezpečnost v chemické laboratoři, první pomoc při různých úrazech a následně chemické pokusy s kovy alkalických zemin a jejich sloučeninami.

3.1 Bezpečnost práce v laboratoři chemie

Práce v laboratoři obnáší určitá rizika, která mohou vznikat při práci s chemikáliemi. Obvyklá pravidla bezpečnosti dodržujeme v případě, že pracujeme s běžnými látkami např. s vodou. Ovšem při práci s nebezpečnými látkami se musí dbát na další bezpečnostní pravidla. Mezi nejčastější rizika práce patří nebezpečí výbuchu, exotermní oxidace, ohně, otravy, poleptání, poranění sklem nebo poranění při používání ostatních pomůcek a přístrojů.¹³

3.1.1 Nebezpečí výbuchu

Při přípravě či práci s výbušnými látkami vzniká velké riziko, že nastane výbuch. Výbušné látky se označují symbolem *E*. Tyto chemikálie mohou vybuchnout nárazem, třením, úderem apod. Pracujeme vždy se suchým a čistým chemickým nádobím. Při práci s těmito látkami jsme vždy opatrní a připraveni k rychlému ústupu od aparatury. Pokud to vyžaduje situace, používáme ochranný štít, brýle a pracujeme v digestoři. Mezi výbušné látky patří např.: azid olovnatý, nitrocelulosa, trinitroglycerol.¹³

3.1.2 Nebezpečí exotermní oxidace

Látky se silnými oxidačními účinky se označují symbolem *O*. Při práci s těmito chemikáliemi může dojít k velice prudké exotermní reakci. Může přitom nastat hoření nebo exploze. Pracujeme velice opatrně a se suchým a čistým chemickým nádobím. Stejně jako při práci s výbušninami musíme být připraveni k rychlému ústupu od chemické aparatury. Pracujeme s obličejovým štítem, brýlemi a v digestoři. Mezi tyto látky se řadí např.: kyslík, peroxid vodíku, kyselina dusičná, chlorečnan draselný, chlornan vápenatý.¹³

3.1.3 Nebezpečí ohně

V laboratořích pracujeme velice často s otevřeným ohněm či s hořlavými látkami. Hořlaviny se rozdělují na extrémně hořlavé látky se symbolem $F+$, vysoce hořlavé látky F a hořlavé látky $R 10$. Při práci s těmito látkami se nesmí nacházet v blízkosti otevřený oheň. V laboratořích musí být k dispozici hasicí prostředky (práškové, vodní, sněhové nebo pěnové hasicí přístroje). Zásobní lahve, ve kterých se nacházejí hořlaviny, jsou uloženy v kovových skříních v dostatečné a bezpečné vzdálenosti od zdroje ohně. Mezi hořlaviny patří např.: vodík, methan, ethan, propan, butan nebo aceton.¹³

3.1.4 Nebezpečí otravy

V chemických laboratořích vzniká nebezpečí otravy při práci s vysoce toxickými a toxickými chemikáliemi. Vysoce toxické chemikálie se značí symbolem $T+$, toxické chemikálie jsou popsány symbolem T . Při práci s těmito látkami musíme být opatrní a dodržujeme také určité hygienické zásady. Nesmí dojít k požití této látky, ke styku s pokožkou nebo k nadechnutí. Je nutné, aby jedovaté látky byly uloženy v uzamčených skříních. O jejich používání vedeme evidenci. Tyto látky musí být kvalitně označené na obalu. Při práci s těmito látkami používáme gumové rukavice, pokud pracujeme s jedovatými plyny tak pouze v digestoři. Mezi vysoce toxické a toxické látky patří např.: arsenovodík, brom, dichromany, fluor, chlorid boritý, sulfan, uran a jeho sloučeniny.¹³

3.1.5 Nebezpečí poleptání

Žíraviny se značí symbolem C . S těmito látkami je velice důležité pracovat opatrně a obezřetně. S bromem nebo koncentrovanými žíravinami pracujeme s gumovými rukavicemi a v digestoři. Po odlití žíraviny pečlivě otřeme láhev filtračním papírem. Ve školní chemické laboratoři se poměrně často setkáme se zředěnými a koncentrovanými roztoky žíravin. Mezi známé žíraviny se řadí např. kyselina chlorovodíková, kyselina sírová, kyselina dusičná, amoniak, peroxid vodíku.¹³

3.1.6 Nebezpečí poranění sklem

Pro ochranu obličeje používáme brýle nebo štít, ruce chráníme rukavicemi, neboť při práci se sklem mohou vzniknout různá poranění, např. při zasazení trubice do zátky.¹³

3.1.7 Nebezpečí poranění při používání ostatních pomůcek a přístrojů

Musíme být také velmi opatrní při práci s elektrickými přístroji či při práci s kahanem, při které hrozí zapálení hořlaviny nebo popálení. Elektrická zařízení se v chemické laboratoři používají běžně, ovšem musí se brát ohled na případné poškození přístroje. Každý přístroj musí být vyučujícím zkontrolován před použitím.^{13,15}

3.2 První pomoc v laboratoři chemie

Pokud se v chemické laboratoři stane nějaké zranění, je nutné poskytnout okamžitě první pomoc. Pokud je toto zranění závažnější, je třeba ihned zajistit lékařskou pomoc. Při práci v chemické laboratoři se mohou stát různá zranění¹³

3.2.1 Poleptání oka

Pokud se stane, že do oka vnikne kyselý, zásaditý nebo jiný roztok, je nutný okamžitý výplach vodou. Je třeba neustále vpouštět opatrně do oka mírný proud studené vody tak, aby voda stékala od vnitřního koutku k zevnímu. Poté zajistíme co nejrychleji lékařskou pomoc. Nikdy nesmíme použít k výplachu neutralizační roztok.¹³

3.2.2 Poleptání těla

Při poleptání pokožky kyselým nebo alkalickým roztokem, je nutné co nejdříve odstranit žíravinu. Okamžitě odstraníme z těla zasažený oděv. Poleptanou pokožku omýváme delší dobu prudkým proudem studené vody. Po dostatečně dlouhém omývání následuje ošetření pomocí neutralizačních roztoků:¹³

- při poleptání kyselinou použijeme 2% roztok uhličitanu sodného či hydrogenuhličitanu sodného
- při poleptání zásadou použijeme 2% roztok kyseliny citronové či kyseliny octové.

Poleptané místo překryjeme sterilním obvazem a zajistíme lékařskou pomoc.

3.2.3 Popálení

V případě nebezpečí popálení oheň uhasíme okamžitě všemi možnými prostředky a následuje ochlazení postiženého místa proudem studené vody. Toto platí i při popálení přilnavými látkami (asfalt, plasty apod.). Z popáleného místa nesundáváme oděv ani jiné zbytky. Toto místo ničím nepotíráme ani na to nic nesypeme. Popálenou plochu překryjeme čistým obvazem. V dobrém stavu poraněného mu můžeme podat po malých dávkách tekutinu. Při těžkých popáleninách se nepodává ústy nic. Postižený si může vypláchnout ústa a napít se v případě vdechnutí horkých par. Poté zajistíme lékařské ošetření.¹³

3.2.4 Otevřené poranění

Při tomto druhu poranění je nejdůležitější co nejdříve zastavit krvácení a zamezit vzniku infekce. Ránu ošetříme podle jejího charakteru. Menší rány omyjeme proudem studené vody a zavážeme sterilním obvazem. U většího poranění použijeme okamžitě tlakový obvaz. Vodou vymýváme pouze v případě, že je rána znečištěna chemickými sloučeninami. Postiženému zajistíme okamžitě lékařskou pomoc.¹³

3.2.5 Vdech škodlivých látek

Postiženého odvedeme na čerstvý vzduch. Uvolníme mu oděv u krku. Zajistíme lékařskou pomoc.¹³

3.3 Pokusy s kovy alkalických zemin

Chemické pokusy jsou rozděleny do skupin dle dějů, které při reakcích probíhají, podle sloučenin nebo na pokusy zajímavé a efektní. Chemické pokusy se provádějí v chemických laboratořích v ochranném plášti, popřípadě s chemickými brýlemi. Většina pokusů také musí probíhat v digestoři kvůli chemickým látkám, se kterými se pracuje, nebo které vznikají. Celkem je v této práci uvedeno vybraných 19 pokusů.

3.4 Analytické důkazy

3.4.1 Důkazy kationtu vápenatého, strontnatého a barnatého¹³

Princip: Barvení plamene patří mezi důkazové reakce kationtů.

Laboratorní pomůcky: stojánek na zkumavky, zkumavky, skleněná tyčinka, kahan, zápalky

Chemikálie: destilovaná voda, chlorid barnatý BaCl_2 ($w = 1\%$), chlorid vápenatý CaCl_2 ($w = 1\%$), chlorid strontnatý SrCl_2 ($w = 1\%$)

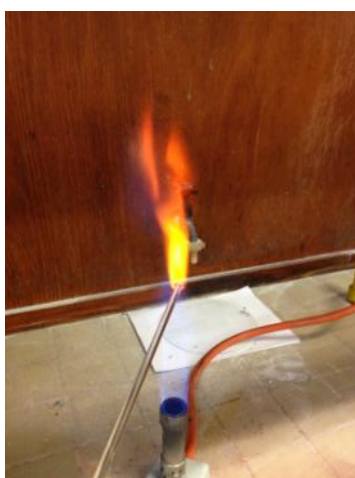
Postup práce: Zapálíme plynový kahan. Do zkumavek nalijeme slabé roztoky daných solí. Tyčinku ponoříme do zkumavky s BaCl_2 a vložíme do ohně. Poté opláchneme tyčinku destilovanou vodou, vložíme do roztoku CaCl_2 a vložíme do ohně. Nakonec ponoříme tyčinku do roztoku SrCl_2 a opět vložíme do ohně. Baryum zbarví oheň dozelena, vápník dooranžova a stroncium dočervena.

Čas: 5 minut

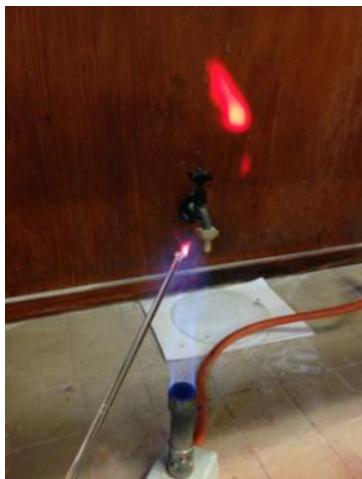
Poznámky: Při tomto pokusu je vhodné mít ochranný štít. Zdraví škodlivé jsou rozpustné sloučeniny barnaté a strontnaté. Tento pokus doporučuji jako demonstrační.



Obr. 8 - Zbarvený plamen barnatým kationtem



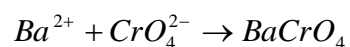
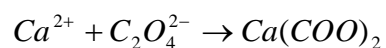
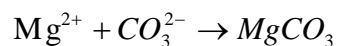
Obr. 9 - Zbarvený plamen vápenatým kationtem



Obr. 10 - Zbarvený plamen strontnatým kationtem

3.4.2 Srážecí reakce kationtů Mg^{2+} , Ba^{2+} , Ca^{2+} v roztoku^{14,15,16}

Princip: Při reakci s roztoky kationtů Mg^{2+} , Ca^{2+} , Ba^{2+} a určitých látek vznikají bílé nebo žluté sraženiny.



Laboratorní pomůcky: zkumavky, držák na zkumavky, kádinky, lžičky

Chemikálie: slabé roztoky (w = 1%): Mg^{2+} , Ca^{2+} , Ba^{2+} , uhličitan sodný Na_2CO_3 , hydroxid sodný NaOH, kyselina šťavelová $(COOH)_2$, síran amonný $(NH_4)_2SO_4$, chroman draselný K_2CrO_4 , destilovaná voda

Postup práce:

Mg^{2+}	K 1 ml vzorku Mg^{2+} přidáme pár kapek roztoku uhličitanu sodného a vzniká bílá sraženina.
	K 1 ml vzorku Mg^{2+} přidáme malé množství roztoku hydroxidu sodného. Vzniká bílá sraženina.
Ca^{2+}	K 1 ml vzorku Ca^{2+} přidáme malé množství roztoku kyseliny šťavelové a okamžitě vzniká bílá sraženina
	K 1 ml vzorku Ca^{2+} přidáme malé množství roztoku síranu amonného. Vzniká bílá sraženina.
Ba^{2+}	K 1 ml vzorku Ba^{2+} přidáme malé množství roztoku chromanu draselného a vzniká žlutá sraženina.
	K 1 ml vzorku Ba^{2+} přidáme malé množství roztoku uhličitanu sodného. Vzniká bílá sraženina.

Čas: 15 minut

Poznámky: Tyto pokusy jsou zajímavé tím, že dochází ke vzniku sraženiny. Pokus může být demonstrační i jako laboratorní práce studentů. Kationty hořečnaté Mg^{2+} a vápenaté Ca^{2+} se od sebe odlišují reakcí s kyselinou sírovou H_2SO_4 . Vzniklá sraženina kationtu hořečnatého Mg^{2+} se po přidání kyseliny sírové H_2SO_4 rozpustí oproti sraženině kationtu vápenatého Ca^{2+} , která se po přidání kyseliny sírové H_2SO_4 nerozpustí.

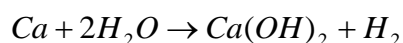
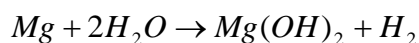


Obr. 11 - Analytické důkazy Mg^{2+} , Ca^{2+} , Ba^{2+}

3.5 Redoxní reakce

3.5.1 Reakce hořčíku a vápníku s vodou¹⁷

Princip: Hořčík a vápník společně s vodou reagují za vzniku hydroxidu hořečnatého $Mg(OH)_2$ nebo hydroxidu vápenatého $Ca(OH)_2$ a vodíku, který uniká v podobě bublinek. Hydroxid hořečnatý a hydroxid vápenatý se dokáže pomocí acidobazického indikátoru fenolftaleinu, který se zbarví fialově v zásaditém prostředí.



Laboratorní pomůcky: stojánek na zkumavky, 2 zkumavky, lžičky, kleště, kapátko,

Chemikálie: Mg páska nebo Mg hobliny, pevný Ca, roztok fenolftaleinu FFT, destilovaná voda

Postup práce: Do obou zkumavek nalijeme destilovanou vodu a přidáme pár kapek roztoku FFT. Do 1. zkumavky vložíme hořčíkovou pásku nebo hořčíkové hobliny a po chvíli je vidět fialové zbarvení, což je důkaz vzniku hydroxidu. Do 2. zkumavky přidáme vápník. Reakce je stejná. Můžeme pozorovat unikající bublinky vodíku.

Čas: 5 minut

Poznámky: Tento pokus dokazuje zásadité vlastnosti hydroxidu hořčíku a hydroxidu vápníku. Lze vypořadovat, že hořčík reaguje ihned, avšak vápník reaguje až po pár minutách. Doporučuji jako demonstrační a laboratorní pokus pro práci studentů.

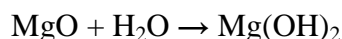
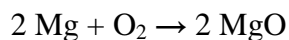
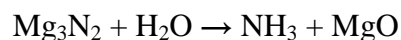
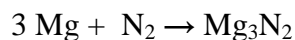


Obr. 12 - Reakce hořčíku a vápníku ve vodě

3.5.2 Hoření Mg^{18,19,20}

Princip: Hořčík reaguje na vzduchu s dusíkem za vzniku nitridu hořečnatého Mg_3N_2 a s kyslíkem za vzniku oxidu hořečnatého MgO . Z nitridu hořečnatého ve vodě vzniká amoniak a hydroxid hořečnatý. Amoniak se dokáže pomocí Nesslerova činidla, vzniká

oranžová sraženina amido-jodortuťnatého komplexu $[\text{Hg}(\text{NH}_2)\text{I}]$. Při reakci oxidu hořečnaté s vodou vzniká hydroxid hořečnatý, který se dokáže pomocí roztoku FFT. Roztok změní barvu na fialovou.



Laboratorní pomůcky: 2 zkumavky, stojánek na zkumavky, kapátka, porcelánová miska, kahan, zápalky

Chemikálie: Mg páska, roztok FFT, Nesslerovo činidlo destilovaná voda,

Postup práce: Nad plamenem kahanu zapálíme Mg pásku, kterou držíme v kleštích, a necháme shořet v porcelánové misce. Vzniklý prášek rozpustíme v destilované vodě. Roztok nalijeme do 2 zkumavek. Do 1. zkumavky přidáme FFT a roztok zčernal. Do 2. zkumavky přidáme Nesslerovo činidlo, roztok změní barvu na oranžovou.

Čas: 15 minut

Poznámky: Pokus je demonstrační. Nesslerovo činidlo je roztok tetrajodortuťnatanu draselného a hydroxidu draselného $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ v roztoku KOH.



Obr. 13 - Hořící Mg páska



Obr. 14 - Důkaz amoniaku Nesslerovým činidlem

3.5.3 Příprava Sorellova cementu¹³

Princip: Sorellův cement je velmi odolný a pevný. Používá se jako tmel skla a kovů nebo jako stavební materiál.

Laboratorní pomůcky: lžička, tyčinka, lepenka

Chemikálie: oxid hořečnatý MgO, nasycený roztok chloridu hořečnatého MgCl₂

Postup práce: Malé množství práškového oxidu hořečnatého nasypeme lžičkou na lepenku. Pomalu přidáváme nasycený roztok chloridu hořečnatého MgCl₂. Promícháme vznikající kašovitou hmotu. Asi po 2 hodinách vzniká velmi tvrdá, bílá látka.

Poznámky: Tento typ cementu není pravý cement, neboť ten vzniká pálením směsi vápence a hlíny. Sorellův cement je směs oxidu hořečnatého MgO, chloridu hořečnatého MgCl₂ a vody v hmotnostním poměru 8:1:18. Pokus je demonstrační.

3.6 Efektní pokusy s Mg páskou

3.6.1 Hoření Mg s přidáním kapky vody²¹

Princip: Hořčík reaguje po zapálení s kyslíkem a dusíkem ze vzduchu za vzniku nitridu hořečnatého a oxidu hořečnatého. Při této reakci vzniká hořením hořčíku jasný, svítivý plamen. Po přikápnutí vody ze stříčky se plamen neuhásí, neboť plamen má vysokou teplotu a rozkládá se voda na kyslík a vodík. Vznikající kyslík způsobuje další hoření. Při této reakci vzniká také vodík, který velmi dobře hoří.

Laboratorní pomůcky: trojnožka, keramická síťka, chemické kleště, lžička, stříčka s vodou, kahan, sirky

Chemikálie: Mg páska, Mg hobliny

Postup práce: Na trojnožku položíme keramickou síťku. Na ni přidáme 2 lžičky hořčíkových hoblin. Zapálíme kahan a od něj zapálíme hořčíkovou pásku, kterou přidáme na keramickou síťku k hoblinám. Poté nastane vzplanutí. Přikapáváme vodu ze stříčky, nenastává uhašení, naopak vzniká jasný plamen.

Čas: 10 minut

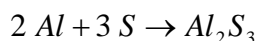
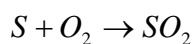
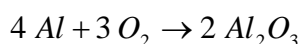
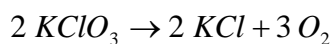
Poznámky: Tento pokus je demonstrační. Je vhodné použít ochranný štít a nedívat se přímo do oslnivého plamene. Vodu ze stříčky přidávat opatrně. Voda jen nehasí, ale i podporuje hoření.



Obr. 15 - Hořící Mg hobliny

3.6.2 Hořící cestička²⁰

Princip: Tuto reakci iniciuje Mg páska. Při reakci probíhá několik dílčích redoxních reakcí.



Laboratorní pomůcky: filtrační papír, kleště, zápalky, kahan, lžička

Chemikálie: Mg páska, manganistan draselný KMnO_4 , síra (prášková), hliník (práškový), chlorečnan draselný KClO_3

Postup práce: Smícháme lžičku chlorečnanu draselného, hliníku, síry a manganistanu draselného. Z této směsi utvoříme cestičku na filtračním papíře. Hořčikovou pásku zapálíme v hořícím kahanu a přiložíme na začátek cestičky. Začíná prudká exotermická reakce.

Čas: 5 minut

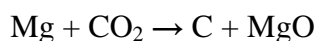
Poznámky: Je vhodné při tomto pokusu použít ochranný štít a nedívat se do přímého plamene. Cestičku můžeme upravit do různých tvarů. Pokus doporučuji jako demonstrační.



Obr. 16 - Hořící cestička

3.6.3 Hořčík do suchého ledu²²

Princip: Hořčíková páska po iniciaci hoří, i když jí vložíme do suchého ledu.



Laboratorní pomůcky: plastová miska, kleště, špejle, zápalky

Chemikálie: suchý led, Mg páska

Postup práce: Do plastové misky vložíme suchý led. Po chvíli zkusíme přiblížit hořící špejli, zda zhasne. Pokud ano, vložíme pomocí kleští hořčíkovou pásku a spustí se exotermická reakce. Páska zajiskří a poté se uvolní saze.

Poznámky: Používáme ochranný štít. Suchý led je pevný oxid uhličitý CO_2 . Je důležité dávat pozor, aby nedošlo k popálení suchým ledem. Tento pokus je demonstrační.



Obr. 17 - Hořčíková páska v suchém ledu

3.6.4 Hoření hořčikové pásky pod hladinou vody²³

Princip: Hořčík hoří velice dobře i ve vodě.

Laboratorní pomůcky: kádinka (600 ml), kahan, kleště, zápalky

Chemikálie: Mg páska, voda

Postup práce: Do velké 600 ml kádinky nalijeme opatrně vařící vodu. Kousek hořčikové pásky zapálíme v plameni kahanu. Poté vložíme hořící hořčikovou pásku do vody a vidíme, že hořčík hoří i pod vodní hladinou

Čas: 5 minut

Poznámky: Tento pokus je demonstrační. Musíme být opatrní kvůli vařící vodě i kvůli hoření.

3.7 Zajímavé pokusy

3.7.1 Chemické vlastnosti mýdla²⁴

Princip: Zásaditou reakci mýdla dokážeme rozpuštěním ve vodě spolu s roztokem indikátoru FFT.

Laboratorní pomůcky: zkumavky, stojan na zkumavky, kapátko, nůž

Chemikálie: mýdlo, roztok fenolftaleinu FFT, chlorid hořečnatý $MgCl_2$ (w = 5%), chlorid vápenatý $CaCl_2$ (w = 5%), voda

Postup práce: Připravíme si 4 zkumavky. Do každé dáme 5 ml vody a kousek mýdla. Počkáme, až se mýdlo rozpustí. Do 1. zkumavky přidáme pár kapek roztoku FFT. Do 2. zkumavky přidáme roztok chloridu vápenatého a do 3. zkumavky roztok chloridu hořečnatého. 4. zkumavku necháme pro srovnávání. 1. zkumavka se růžově zbarví, což znamená, že roztok mýdla je zásaditý. Ve 2. a 3. zkumavce se vytvoří bílá sraženina hydroxidu hořečnatého a hydroxidu vápenatého.

Čas: 15 minut

Poznámky: Tento pokus je demonstrační a laboratorní. Je zajímavé zjistit vlastnosti mýdla, neboť ho používáme každý den. Mýdlo je nejčastěji draselná nebo sodná sůl vyšších mastných kyselin (např.: palmitan sodný). Ve vodě se rozkládá na kyselinu palmitovou a hydroxid sodný.



Obr. 18 - **Důkaz zásadité reakce mýdla**

3.7.2 Ohňostroj z ledu²⁵

Princip: Voda, která vzniká táním ledu, působí jako katalyzátor exotermické reakce. Dusičnan barnatý zde použijeme, protože obarví vznikající plamen zeleně.

Laboratorní pomůcky: třecí miska s tloučkem, laboratorní váhy, lžička, led

Chemikálie: zinkový prach, dusičnan barnatý $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, dusičnan amonný NH_4NO_3 , chlorid amonný NH_4Cl

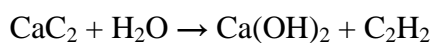
Postup práce: Na laboratorních vahách si navážíme 4 g zinkového prachu, 0,5 g dusičnanu barnatého, 4 g dusičnanu amonného a 1 g chloridu amonného. Všechny tyto složky smícháme ve třecí misce a opatrně dáme do digestoře. Poté přidáme k této směsi kousek ledu a pozorujeme exotermickou reakci.

Čas: 10 minut

Poznámky: Je vhodné při tomto pokusu použít ochranný štít a nedívat se do přímého plamene. Při tomto pokusu dochází k více reakcím. Ohňostroj máme spojený s vysokou teplotou, která vzniká při zapálení. Ovšem jsou i ohňostroje, které nastartuje kousek ledu. Je nutné pracovat se suchým nádobím. Tento pokus doporučuji jako demonstrační.

3.7.3 Důkaz přítomnosti acetylenu²⁶

Princip: Princip je reakce, ve které dochází k hydrolýze dikarbidu:



Laboratorní pomůcky: porcelánová miska, kádinka s vodou, jar, špejle, zápalky

Chemikálie: dikarbid vápníku CaC_2 , jar, voda

Postup práce: Kousek dikarbidu vápníku vložíme do porcelánové misky. Přidáme 100 ml vody s jarem. Jakmile dojde k úniku bublin, přiblížíme hořící špejli a pěna začne hořet.

Čas: 5 minut

Poznámky: Používáme štít a malý kousek dikarbidu vápníku o velikosti hrachu. Jedná se o demonstrační pokus, který provádí učitel.



Obr. 19 - Hoření acetylenu

3.7.4 Bengálské ohně²⁷

Princip: Reakční směs tvoří 3 složky - chlorečnan draselný KClO_3 (silné oxidační činidlo), škrob (hořící látka), dusičnan barnatý $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ (látka barvící plamen).

Z kyseliny chlorečné vzniká oxid chloričitý a z toho ihned kyslík a chlor. Dochází k zapálení směsi a také ke spalování škrobu. Barva je způsobena přítomností dusičnanů kovů alkalických zemin.

Laboratorní pomůcky: třecí miska s tloučkem, filtrační papír, železná miska, lžička, miska s pískem, filtrační papír, kahan, zápalky, špejle

Chemikálie: chlorečnan draselný KClO_3 , škrob, dusičnan barnatý $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

Postup práce: Na filtrační papír si připravíme 4 lžičky chlorečnanu draselného, 4 lžičky škrobu a 2 lžičky dusičnanu barnatého. Směs promícháme lžičkou a zabalíme do filtračního papíru. Položíme do železné misky a tu do misky s pískem. Vše dáme do digestoře. Tento balíček zapálíme pomocí hořící špejle. Pozorujeme vznikající oheň, který je zeleně obarven dusičnanem barnatým.

Čas: 10 minut

Poznámky: Používáme štít, pracujeme v digestoři. Jedná se o demonstrační pokus. Pokud použijeme dusičnan barnatý, obarví plamen dozelená, pokud bychom použili dusičnan strontnatý, byl by plamen obarven karmínově.



Obr. 20 - Bengálský oheň

3.7.5 Zahrádka chemika²⁰

Princip: Postupná krystalizace síranů

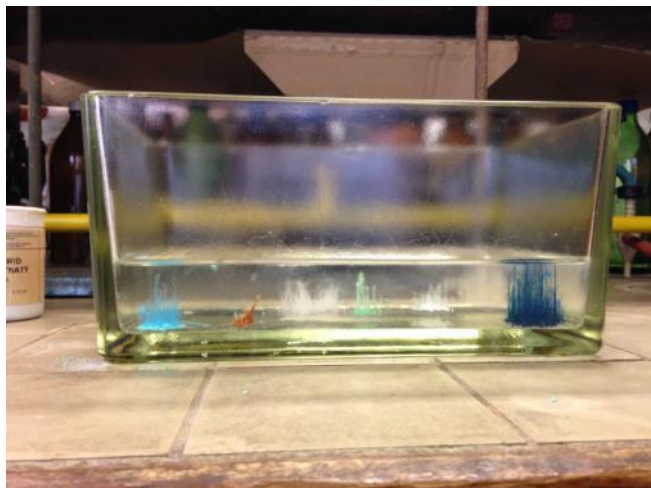
Laboratorní pomůcky: skleněná vana, odměrný válec, lžička

Chemikálie: vodní sklo, síran hořečnatý MgSO_4 , síran měďnatý CuSO_4 , síran manganatý MnSO_4 , síran železnatý FeSO_4 , síran nikelnatý NiSO_4 , chlorid kobaltnatý CoCl_2

Postup práce: V odměrném válci si nejdříve připravíme vodní sklo v poměru s vodou 1:4. Tuto směs přelijeme do skleněné vany a postupně přisypáváme krystalky jednotlivých solí. Síran hořečnatý je zbarvený bíle a nachází se vpravo od zeleného síranu nikelnatého.

Čas: 15 minut

Poznámky: Čím je roztok vodního skla více zředěný, tím krystalky rostou rychleji, ale jsou také více křehké. Tento pokus se dá využít jako demonstrační.



Obr. 21 - Chemikova zahrádka

3.7.6 Hořící svíčka²⁸

Princip: Octan vápenatý je velice málo rozpustný v ethanolu. Vzniká gel, ve kterém po zapálení hoří páry ethanolu.

Laboratorní pomůcky: kádinky, tyčinka, špejle, lžička, zápalky

Chemikálie: octan vápenatý $\text{Ca}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ - nasycený roztok, hydroxid sodný NaOH ($w = 1\%$), roztok fenolftaleinu FFT ethanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, voda

Postup práce: Rozpustíme 4 g octanu vápenatého v kádince, ve které je 15 ml vody. K roztoku přidáme pár kapek roztoku hydroxidu sodného. Poté přidáme ještě pár kapek fenolftaleinu a tento roztok zalijeme 100 ml ethanolu. Vzniklý gel přemístíme na porcelánovou misku a poté zapálíme.

Čas: 10 minut

Poznámky: Tento typ pokusu je demonstrační i laboratorní. Vzniká gel přilitím ethanolu do nasyceného roztoku octanu vápenatého. Růžové zbarvení je dáno fenolftaleinem, neboť se v roztoku nachází zásaditý hydroxid sodný. Poté hoří páry ethanolu. Dle intenzity počtu kapek FFT je různá intenzita růžového zbarvení.

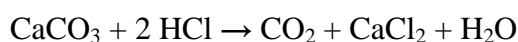


Obr. 22 - Hořící svíčka

3.8 Pokusy se sloučeninami vápníku

3.8.1 Příprava oxidu uhličitého z mramoru²⁹

Princip: Oxid uhličité CO_2 vzniká při reakci uhličitanu vápenatého s kyselinou chlorovodíkovou jako vedlejší produkt.



Laboratorní pomůcky: Kippův přístroj, lžička, nálevka, zápalky, špejle

Chemikálie: drcený mramor CaCO_3 , roztok kyseliny chlorovodíkové HCl

Postup práce: Naplníme Kippův přístroj drceným mramorem a přiléváme kyselinu chlorovodíkovou HCl . Reakcí vzniká chlorid vápenatý CaCl_2 a oxid uhličité CO_2 . K hadičce, kudy uniká oxid uhličité, přiložíme hořící špejli, která poté zhasne.

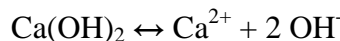
Poznámka: Oxid uhličité nepodporuje hoření, tudíž uhasí hořící špejli. Tento pokus doporučuji jako demonstrační.



Obr. 23 - Kippův přístroj

3.8.2 Příprava vápenné vody³⁰

Princip: Hydroxid vápenatý $\text{Ca}(\text{OH})_2$ je zásaditá látka a ve vodě podléhá disociaci na ionty Ca^{2+} a OH^- .

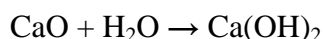


Laboratorní pomůcky: kádinka, lžička, filtrační aparatura

Chemikálie: hydroxid vápenatý $\text{Ca}(\text{OH})_2$ nebo oxid vápenatý CaO , destilovaná voda

Postup práce: Do kádinky nalijeme destilovanou vodu. Lžičkou přidáme hydroxidy vápenatý. Vše dobře promícháme a přefiltrujeme. Směs destilované vody a hydroxidu vápenatého je vápenné mléko. Roztok, který přefiltrujeme, označujeme jako vápenná voda.

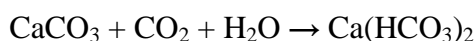
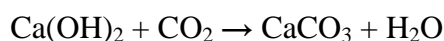
Poznámka: Vápenná voda se dá také připravit reakcí oxidu vápenatého s vodou. Vápennou vodu použijeme v následujícím pokusu. Pokus je demonstrační (viz. kap. 3.8.3)



Obr. 24 - Vápenné mléko

3.8.3 Rozpustnost uhličitanu a hydrogenuhličitanu³¹

Princip: Při postupném přidávání oxidu uhličitého se nejdříve vápenná voda zakaluje a po dalším působení opět vyčeřuje. Nastává zde různá rozpustnost uhličitanu a hydrogenuhličitanu ve vodě.



Laboratorní pomůcky: promývačka, filtrační papír

Chemikálie: vápenná voda

Postup práce: Naplníme promývačku vápennou vodou. Přes filtrační papír do ní foukáme vzduch, kde se nejdříve vápenná voda začíná zakalovat, neboť se vylučuje uhličitan vápenatý. Dalším působením oxidu uhličitého vzniká hydrogenuhličitan vápenatý a voda se opět vyčeří.

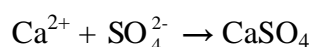
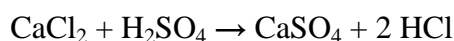
Poznámky: Tento pokus je vhodný jako demonstrační i pro laboratorní práce žáků. Tyto reakce jsou podstatou vzniku krasových jevů.



Obr. 25 - Vydechování oxidu uhličitého CO_2 do vápenné vody

3.8.4 Příprava síranu vápenatého¹³

Princip: Tento pokus je založený na srážecí reakci vápenatých iontů a síranových iontů.



Laboratorní pomůcky: kádinka, kapátko

Chemikálie: nasycený roztok chloridu vápenatého CaCl_2 , kyselina sírová H_2SO_4 (w = 10 %)

Postup práce: Připravíme si roztok chloridu vápenatého CaCl_2 a přikapáváme kyselinu sírovou H_2SO_4 . Postupně se vysráží bílý síran vápenatý CaSO_4 .

Čas: 5 minut

Poznámky: Tento typ pokusu je demonstrační. Síran vápenatý vykristalizoval jako dihydrát $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Tato sloučenina má triviální název sádrovec. Dehydratací

po zahřátí vzniká hemihydrát $\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}$ neboli pálená sádra. Po reakci s vodou tuhne a zvětšuje se objem.

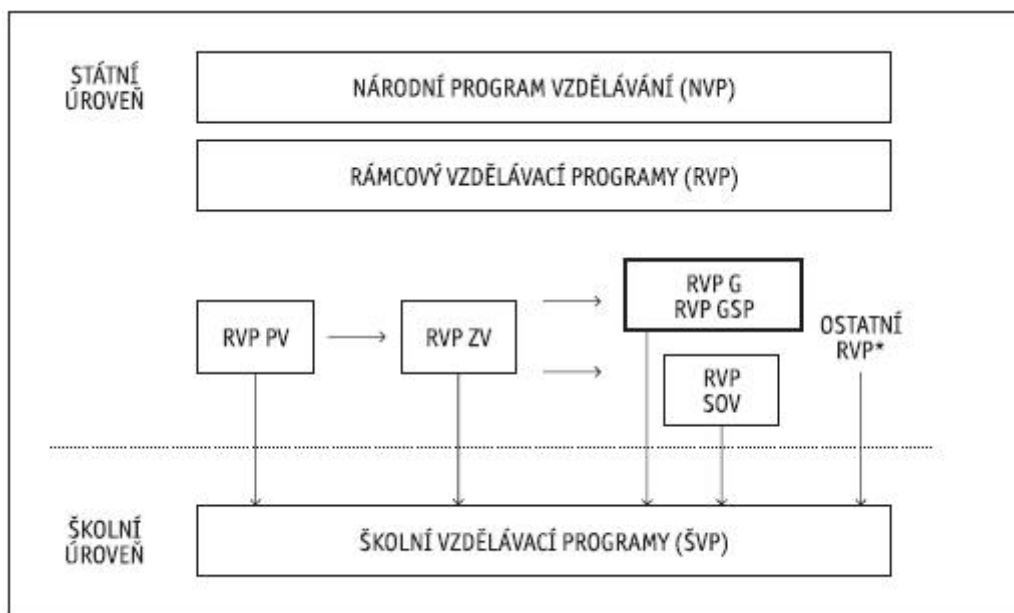


Obr. 26 - Sraženina síranu vápenatého

4 DIDAKTICKÁ ČÁST

4.1 RVP a chemie

Státní úroveň vzdělávání určuje Národní vzdělávací program (NVP) a Rámcový vzdělávací program (RVP). Rámcově vzdělávací program (RVP) je systém dokumentů pro rozvoj vzdělávání podle Národního vzdělávacího programu (Bílá kniha). RVP se dělí na RVP pro předškolní vzdělávání (RVP PV), pro základní vzdělávání (RVP ZV), pro gymnázia (RVP G), pro gymnázia se sportovní přípravou (RVP GSP) a pro střední odborné vzdělávání (RVP SOV). Tyto vzdělávací programy si poté připravuje a upravuje škola dle svých požadavků a vzniká Školní vzdělávací plán (ŠVP).³²



Obr. 27 - Systém kurikulárních dokumentů³³

V RVP G je vzdělávací obsah rozdělen do osmi vzdělávacích oblastí, do kterých patří jednotlivé předměty.³²

- **Jazyk a jazyková komunikace** (Český jazyk a literatura, Cizí jazyk)
- **Matematika a její aplikace** (Matematika a její aplikace)
- **Člověk a příroda** (Fyzika, Chemie, Biologie, Geografie, Geologie)

- **Člověk a společnost** (Občanský a společenskovední základ, Dějepis, Geografie)
- **Člověk a svět práce** (Člověk a svět práce)
- **Umění a kultura** (Hudební obor, výtvarný obor)
- **Člověk a zdraví** (Výchova ke zdraví, Tělesná výchova)
- **Informatika a informační a komunikační technologie** (Informatika a informační a komunikační technologie)

Chemie společně s fyzikou, biologií, geografii a geologií patří do vzdělávací oblasti Člověk a příroda.

Vzdělávací obsah chemie je Obecná chemie, Anorganická chemie, Organická chemie a biochemie. U každé této části jsou rozepsány očekávané výstupy žáka.³²

4.2 ŠVP a chemie

RVP jsou konkretizovány ve školách na Školní vzdělávací program (ŠVP). Každá škola si vystavuje své ŠVP dle svých možností. Pro ukázkou předmětu chemie v ŠVP G jsem volila ŠVP - Masarykovo gymnázium ve Vsetíně.^{36,39}

Na 4-letém gymnáziu se předmět chemie učí v 1. a 2. ročníku 2 hodiny týdně a 1 hodina laboratorních cvičení. Ve 3. ročníku je týdenní hodinová dotace 2 hodiny týdně a ve čtvrtém ročníku se předmět chemie neučí.³⁶

Na 8-letém gymnáziu se předmět chemie začíná vyučovat v tercii, kde probíhají 2 hodiny týdně a 1 hodina laboratorního cvičení. Stejná týdenní hodinová dotace je v kvartě, kvintě a sextě. V septimě už se chemie vyučuje pouze 2 hodiny týdně. V oktávě se chemie již nevyučuje.³⁹

4.3 Výuka chemie

Podle RVP jsou zařezeny s-prvky konkrétně kovy alkalických zemin do Anorganické chemie. Mezi očekávané výstupy žáka patří využívání názvosloví, které již umí z Obecné chemie. Žák umí charakterizovat prvky a jejich sloučeniny, vyjmenovat vlastnosti a uvést využití v praxi. Umí odhadnout průběh reakce anorganických sloučeniny. Využívá také své znalosti kvantitavní a kvalitativní analýzy pro praktický význam anorganických sloučenin.³²

V jednotlivých ročnících se podporují klíčové kompetence:³²

- **kompetence k učení** - analyzuje výsledky své práce, identifikuje svoji chybu, třídí informace
- **kompetence k řešení problému** - vyslovuje hypotézy, navrhuje variantu řešení, vyhodnocuje pokus z pohledu jeho průběhu
- **kompetence komunikativní** - komunikuje jak verbálně tak i neverbálně, účastí se diskuze
- **kompetence sociální a personální** - chce prosadit své schopnosti, nese důsledky svých rozhodnutí
- **kompetence občanská** - chápe názory ostatních, snaží se pochopit fungování společnosti
- **kompetence k podnikavosti** - umí dále rozvinout nápad někoho jiného, stanovuje si přiměřené cíle.

4.4 Formy výuky v chemii

Pod pojmem formy výuky se rozumí určité uspořádání organizace vyučování. Většinou učitel pracuje s celou třídou. Ovšem při povinné nebo volitelné výuce vznikají nové skupiny studentů z různých tříd. Při této práci se mohou využívat skupinové, hromadné nebo také individuální formy výuky. Důležitou organizační složkou je místo, kde bude hodina chemie probíhat. Jsou 3 základní formy povinné výuky: vyučovací hodiny, laboratorní cvičení, chemické exkurze.³⁵

4.4.1 Vyučovací hodina

Učitel spolupracuje s celou třídou při běžné vyučovací hodině. Je vhodné některou z hodin věnovat zkoušení nebo opakování. Účelné je také tyto fáze kombinovat. Záleží na tématu, který se probírá, neboť většinou hodina chemie je spojena s demonstrací chemického pokusu, kterým motivujeme žáky. Vše musí probíhat s naprostou bezpečností.³⁵

Výuka s demonstračním pokusem učitele

Tento typ pokusu provádí před třídou učitel sám. Většinou se jedná o pokus obtížnější, při kterém se používají dražší přístroje. Je lepší, když se žáci přiblíží ke stolu, kde probíhá chemický pokus, neboť z lavic nemusí být pokus dostatečně zřetelný. (např.: příprava a hoření vodíku). Může být také použitý zpětný projektor.^{35,38}

Výuka s demonstračním pokusem žáka

Ve zvláštních případech provádí demonstrační pokus i vybraný žák. Vše musí proběhnout tak, aby byla dodržena bezpečnost.³⁵

Výuka s frontálními pokusy žáků

Při tomto druhu pokusu je třída rozdělena na několik dvoučlenných skupin, které provádějí pokus ve stejném tempu. Učitel popíše teoretickou i praktickou část, vše organizuje, kontroluje, řídí a na konci hodiny hodnotí. Učitel upozorňuje na zajímavé momenty pokusu (např.: přidávání činidla, zahřátí látky atd.).³⁵

Výuka se simultánními pokusy žáků

Rozdíl simultánních a frontálních pokusů je ten, že žáci pracují dle svého vlastního tempa. Tento typ pokusu je podmiňován tím, že postup práce je vysvětlen na přecházející hodině, a tak žáci mohou pracovat od začátku vyučovací hodiny. Tato forma je tvořivá, neboť žák musí více přemýšlet, organizovat práci a pracovat souběžně. Učitel se uplatňuje pouze při zadávání úlohy a poté při zhodnocení závěru. Učitel v malé míře radí a kontroluje žáky.³⁵

4.4.2 Laboratorní cvičení

Tato forma výuky se v mnohém liší od běžné vyučovací hodiny. Většinou učitel pracuje pouze s polovinou třídy během dvou vyučovacích hodin. Podle vybavenosti školy probíhají většinou tato cvičení v chemické laboratoři nebo v odborné učebně. Liší se také v tom, že tato hodina je věnovaná především experimentální práci žáků. Pokusy mohou být poměrně složitější, neboť jsou pro to tento prostor určen. Učitel má možnost

lépe ohlídat a korigovat studenty, protože je jich tam většinou jen 12-16. Laboratorní cvičení jsou většinou propojené s učivem, které se probírá při běžné vyučovací hodině. Tato forma výuky má důležitý význam pro osvojení vědomostí. Žáci se učí pracovat s chemikáliemi, chemickými pomůckami a přístroji.³⁵

4.4.3 Chemická exkurze

Tato forma výuky chemie patří mezi nejoblíbenější. Žáci čekají různé exkurze do chemických závodů, kde uvidí průmyslovou výrobu a zařízení, kde probíhá mnoho chemických dějů, o kterých se učí ve škole. Cílem chemické exkurze je předat žákům přehled o organizaci a ekonomice chemických výroby. Při plánování chemické exkurze je důležité vybrat takovou, která se přibližuje momentálně probíranému tematickému okruhu. Učitel nejdříve žáky seznámí s podnikem, kam se chystá exkurze. Po exkurzi může následovat zpracování témat referátů týkajících se chemických procesů, se kterými se žáci seznámili na exkurzi.³⁵

Vhodná exkurze k tématu je např. do LASSELSBERGER s.r.o. Chlumčany, které se nacházejí nedaleko Plzně. Exkurze probíhá ve směru koloběhu výroby. Je možné navštívit různá stanoviště, kde je možné vidět, jak jsou jednotlivé suroviny zpracovávány. Součástí exkurze je ukázka výrobků těchto závodů.

4.5 Metody výuky v chemii

Metoda výuky v chemii je určitý postup, při kterém probíhá typická činnost učitele a žáky pro dosažení vzdělávacích cílů v tomto předmětu. Cíl, který učitel chce dosáhnout, by měl být dosažitelný. Nejznámější dělení metod je podle J. Maňáka.³⁷

Tabulka 5 - **Komplexní klasifikace výukových metod**³⁷

A. Metody z hlediska pramene poznání a typu poznatků

I. Metody slovní

1. monologické metody (popis, přednáška)
2. dialogické metody (rozhovor, diskuse)
3. metody práce s učebnicí

<p>II. Metody názorně demonstrační (pozorování)</p> <p>III. Metody praktické</p>
<p>B. Metody z hlediska aktivity a samostatnosti žáků</p> <p>I. Metody sdělovací</p> <p>II. Metody samostatné práce žáků</p> <p>III. Metody badatelské a výzkumné</p>
<p>C. Struktura metod z hlediska myšlenkových operací</p> <p>I. Postup srovnávací</p> <p>II. Postup induktivní</p> <p>III. Postup deduktivní</p> <p>IV. Postup analogicko - syntetický</p>
<p>D. Varianty metod z hlediska fází výuky</p> <p>I. Metody motivační</p> <p>II. Metody expoziční</p> <p>III. Metody fixační</p> <p>IV. Metody diagnostické</p> <p>V. Metody aplikační</p>
<p>E. Varianty metod z hlediska výukových forem a prostředků</p> <p>I. Kombinace metod s vyučovacími formami</p> <p>II. Kombinace metod s vyučovacími prostředky</p>

4.6 Pracovní list

Pracovní list je velice dobrá pomůcka pro opakování a procvičování probrané látky před testem. Většinou dostane každý student svůj pracovní list, ovšem dá se pracovat i ve dvojici. Kontrolu správného řešení provede učitel s celou třídou.

4.6.1 Zadání pracovního listu

Pracovní list k tématu - Kovy alkalických zemin

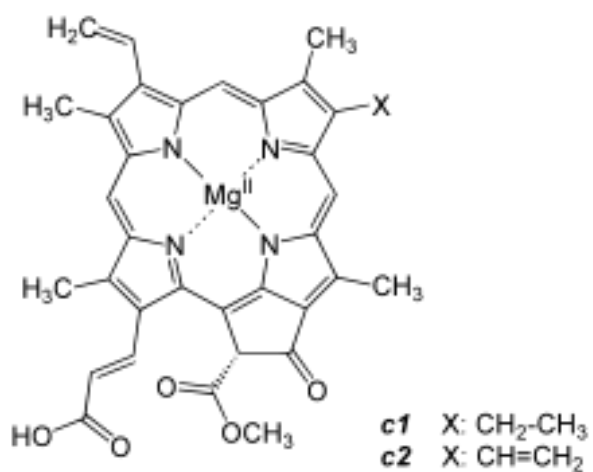
1. Doplňte křížovku

1.														
2.														
3.														
4.														
5.														
6.														

1. Jak se nazývá kation Be^{2+} ?
2. Vzorec CaSO_4 je název pro.
3. Kyslíkaté sloučeniny, kde kyslík má ox. číslo O^{-II} .
4. Prvek, který má značku Li.
5. Prvek, který má valenční elektrony v orbitalu $6s^2$.
6. Hořčík latinsky.

V tajence vyšel prvek..... Roku..... ho objevili,
 a Tento prvek má protonové číslo.....
 Zkrácená elektronová konfigurace je Nachází se v jáchymovském
, který má vzorec

2. Napište název této látky.



3. Napište reakci krasových jevů.

..... + + ↔

4. Doplňte tabulku

Značka	Název	Zkrácená el. konfigurace	Protonové číslo	Výskyt v minerálech	Elektronegativita
					1,5
	hořčík				
			20		
		5s ²			
Ba					
				smolinec	

4.6.2 Řešení pracovního listu

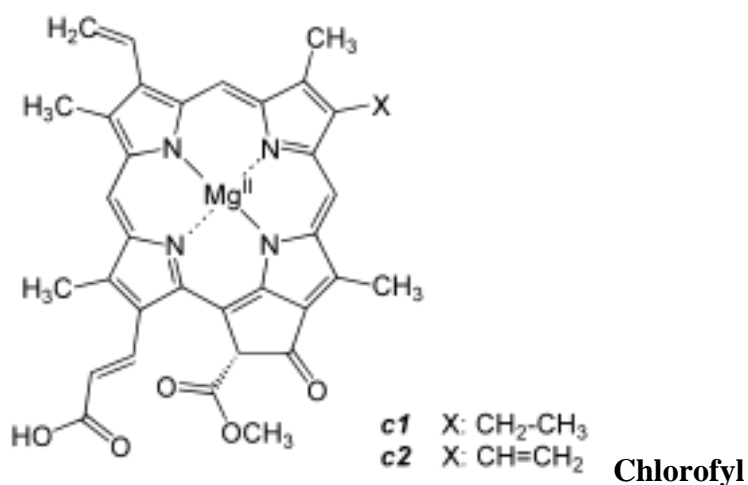
Pracovní list k tématu - Kovy alkalických zemin**1. Doplňte křížovku**

1.		B	E	R	Y	L	N	A	T	Ý		
2.	S	Á	D	R	A							
3.		O	X	I	D	Y						
4.				L	I	T	H	I	U	M		
5.	B	A	R	Y	U	M						
6.				M	A	G	N	E	S	I	U	M

1. Jak se nazývá kation Be^{2+} ?
2. Jaký je triviální název sloučeniny, která má vzorec CaSO_4 .
3. Kyslíkaté sloučeniny, kde kyslík má ox. číslo O^{-II} .
4. Prvek, který má značku Li, se nazývá.
5. Prvek, který má má valenční elektrony v orbitalu $6s^2$.
6. Hořčík se latinsky nazývá.

V tajence vyšel prvek **Radium**. Roku **1898** ho objevili **Marie-Curie Skłodovská, Pierre Curie a Gustav Bémont**. Tento prvek má protonové číslo **88**. Elektronová konfigurace je $7s^2$. Nachází se v jáchymovském **smolinci**, který má vzorec U_3O_8 ($\text{UO}_2 \cdot 2\text{UO}_3$).

2. Napište název této látky.



3. Napište reakci krasových jevů.



4. Doplňte tabulku

Značka	Název	El. konfigurace	Protonové číslo	Výskyt v minerálech	Elektronegativita
Be	beryllium	2s ²	4	smaragd	1,5
Mg	hořčík	3s ²	12	dolomit	1,2
Ca	vápník	4s ²	20	vápenec	1,0
Sr	stroncium	5s ²	38	celestin	1,0
Ba	baryum	6s ²	56	baryt	0,9
Ra	radium	7s ²	88	smolinec	0,9

4.7 Test na téma - Kovy alkalických zemin

4.7.1 Zadání testu

1. Doplňte názvosloví.

BeCO_3 -

MgO -

$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ -

$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ -

$\text{Be}(\text{OH})_2$ -

oxid uraničitý -

síran hořečnatý -

dusičnan strontnatý -

hydroxid barnatý -

uhličitan vápenatý -

2. Napište iontové rovnice srážecích reakcí: CaSO_4 , BaCO_3 , BaCrO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

3. Napište rovnice:

tuhnutí malty

reakce hořčíku s vodou

rovnici fotosyntézy

4. Napište nerosty, ve kterých se nachází daný prvek.

Be -

Mg -

Ca -

Sr -

Ba -

Ra -

5. Pojmenujte triviálními názvy.MgSO₄ -

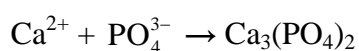
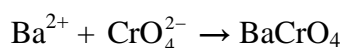
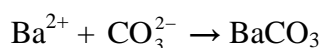
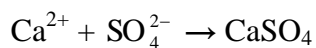
CaO -

Ca(OH)₂ -CaSO₄ · 2 H₂O -CaCO₃ -BaSO₄**4.7.2 Řešení testu****1. Doplňte názvosloví.**BeCO₃ - **uhličitan berylnatý**MgO - **oxid hořečnatý**Ca(HCO₃)₂ - **hydrogenuhličitan vápenatý**Ba(NO₃)₂ - **dusičnan barnatý**Be(OH)₂ - **hydroxid berylnatý**oxid uraničitý - **UO₂**síran hořečnatý - **MgSO₄**dusičnan strontnatý - **Sr(NO₃)₂**

hydroxid barnatý - **Ba(OH)₂**

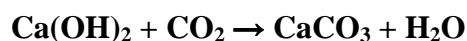
uhličitan vápenatý - **CaCO₃**

2. Napište iontové rovnice srážecích reakcí: CaSO₄, BaCO₃, BaCrO₄, Ca₃(PO₄)₂

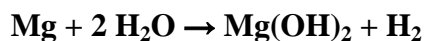


3. Napište rovnice a vyčíslete:

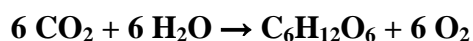
tuhnutí malty



reakce hořčíku s vodou



rovnici fotosyntézy



4. Napište nerosty, kde se nachází daný prvek.

Be - beryl (smaragd, akvamarín), chryzoberyl

Mg - dolomit, magnezit, karnalit, epsomit, kainit, spinel

Ca - vápenec (kalcit, aragonit, křída, mramor), dolomit, apatit, fluorit, sádrovec

Sr - celestin, stroncianit

Ba - baryt, witherit

5. Pojmenujte triviálními názvy.

MgSO₄ - epsomská sůl, hořká sůl

CaO - pálené vápno

Ca(OH)₂ - hašené vápno

CaSO₄ · 2 H₂O - sádrovec

CaCO₃ - vápenec

5 ZÁVĚR

V této práci byla zpracována problematika kovů alkalických zemin. Teoretická část obsahuje podrobné informace o jejich výskytu v přírodě. Je rozebrána laboratorní příprava a průmyslová výroba. Dále byly popsány nejdůležitější chemické a fyzikální vlastnosti těchto prvků a jejich význam a praktické využití. Podstatná část je věnována sloučeninám kovů alkalických zemin.

Praktická část práce se zabývá bezpečností v chemické laboratoři, rozdělení chemických látek a první pomoc v případě zranění. Vybrala jsem celkem 19 pokusů, ve kterých se vyskytují prvky 2. skupiny a jejich sloučeniny. Pokusy jsou rozděleny podle typu reakcí, nebo dle chemických látek účastnících se pokusu. Součástí jsou i pokusy se zajímavým efektním průběhem, které se dají využít pro motivaci studentů na podpoření zájmu o předmět chemie. U jednotlivých pokusů je uveden princip, laboratorní pomůcky, chemikálie, postup práce, čas a poznámky. Všechny pokusy jsem prakticky ověřila v chemické laboratoři. V poznámce jsem uvedla možné zařazení do výuky v souvislosti s bezpečností práce.

Didaktická část práce se zabývá rozbořem Rámcového vzdělávacího programu (RVP) a Školního vzdělávacího programu (ŠVP). RVP je dokument, který popisuje systém škol na státní úrovni. Naproti tomu ŠVP, které vychází z RVP, si škola vytváří sama a je podrobně popsán dle možností školy. Uvádím zde také možnosti zařazení do výuky chemie na středních školách. Součástí didaktické části je ukázka pracovního listu se vzorovým řešením a testu se vzorovým řešením, který je zaměřen na prověření znalostí týkajících se 2. skupiny periodické soustavy prvků

6 SEZNAM LITERATURY

1. Brown G. I.: Úvod do anorganické chemie. SNTL, Praha 1982
2. Mareček A., Honza J.: Chemie pro čtyřletá gymnázia 1. díl. Nakladatelství Olomouc, 1998
3. <https://is.muni.cz/el/1431/podzim2007/C1441/publikace/ch04.html>, staženo ke dni 17.6.2015
4. Greenwood N. N., Earnshaw A.: Chemie prvků. Informatorium, 1993
5. Bandýr J.: Chemie kovových prvků. UK v Praze, Praha 2002
6. <http://jewelry-passion.com/2011/11/08/beryl/>, staženo ke dni 17.6.2015
7. <http://geologie.vsb.cz/loziska/suroviny/nerudy/dolomit.html>, staženo ke dni 17.6.2015
8. <http://www.britannica.com/science/aragonite> , staženo ke dni 17.6.2015
9. <http://www.nefertitis.cz/celestin-druza/>, staženo ke dni 17.6.2015
10. <https://web.natur.cuni.cz/ugmnz/mineral/mineral/baryt.html>, staženo ke dni 17.6.2015
11. Klikorka J., Hájek B., Votinský J.: Obecná a anorganická chemie. SNTL, Praha 1989
12. <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Chlorophyll-a-2D-skeletal.png>, staženo ke dni 17.6.2015
13. Čtrnáctová H., J. Halbych J, Hudeček J., Šimová J.: Chemické pokusy pro školu a zájmovou činnosti. PROSPEKTRUM, Praha 2000
14. <http://vydavatelstvi.vscht.cz/echo/analytika/kationty/Ba2X.html>, staženo ke dni 22.6.2015
15. Klikorka J., Klazar J., Votinský J., Horák J.: Úvod do preparativní anorganické chemie. SNTL, Praha 1982
16. <http://vydavatelstvi.vscht.cz/echo/analytika/kationty/Ca2X.html>, staženo ke dni 22.6.2015
17. <http://www.studiumchemie.cz/pokus.php?id=171>, staženo ke dni 22.6.2015
18. <http://www.studiumchemie.cz/pokus.php?id=112>, staženo ke dni 22.6.2015

19. <http://web.natur.cuni.cz/~kudch/main/halogeny/HALOGENY/HALOGENY/jod/vyznam/nessler.html>, staženo ke dni 22.6.2015
20. <https://socv2.nidm.cz/archiv33/getWork/hash/459fe242-2f71-11e0-a0b3-001e6886262a> , staženo ke dni 22.6.2015
21. <http://www.studiumchemie.cz/pokus.php?id=146>, staženo ke dni 22.6.2015
22. http://www.zkouknito.cz/video_98726_horici-magnesium-v-kostce-ledu, staženo ke dni 22.6.2015
23. <http://www.nebezpečnACHEMIE.estranky.cz/clanky/kovy-alkalických-zemin.html>, staženo ke dni 22.6.2015
24. <http://www.studiumchemie.cz/pokus.php?id=41>, staženo ke dni 22.6.2015
25. <http://uranit.wz.cz/view.php?page=chemiez#1>, staženo ke dni 22.6.2015
26. <http://www.studiumchemie.cz/pokus.php?id=35>, staženo ke dni 22.6.2015
27. <http://www.studiumchemie.cz/pokus.php?id=105>, staženo ke dni 22.6.2015
28. <http://www.studiumchemie.cz/pokus.php?id=142>, staženo ke dni 22.6.2015
29. http://reichmann.wz.cz/chemie/index_soubory/Page465.htm, staženo ke dni 22.6.2015
30. http://www.zschemie.euweb.cz/prvky_II/prvky_II7.html, staženo ke dni 22.6.2015
31. <http://www.gymjil.cz/student/2013/04/10/pokusy-s-vapencem/>, staženo ke dni 22.6.2015
32. <http://www.nuv.cz/cinnosti/kurikulum-vseobecne-a-odborne-vzdelavani-a-evaluace/ramcove-vzdelavaci-programy/rvp-pro-gymnazia>, staženo ke dni 23.6.2015
33. http://wiki.knihovna.cz/index.php/R%C3%A1mcov%C3%BD_vzd%C4%9B%C3%A1vac%C3%AD_program, staženo 23.6.2015
34. Jursík F: Anorganická chemie kovů. Vysoká škola chemicko-technologická, Praha 2002
35. Pachmann E., Hofmann V.: Obecná didaktika chemie. SPN, Praha 1981
36. http://www.mgvsetin.cz/images/MG/dokumenty/%C5%A0VP/%C5%A0VP_G4_12_Chemie_B.pdf, staženo ke dni 28.6.2015
37. Čábalová D.: Pedagogika. GRADA, Praha 2011
38. Čtrnáctová H., Halbych J.: Didaktika a technika chemických pokusů. Karolinum, Praha 2006

39. http://www.mgvsetin.cz/images/MG/dokumenty/%C5%A0VP/%C5%A0VP_G8_14_Chemie_B.pdf, staženo ke dni 26.6.2015
40. <http://www.rako.cz/o-nas/historie-spolecnosti/historie-chkz.html>, staženo ke dni 26.6.2015

7 SEZNAM OBRÁZKŮ

Obr. 1 - 2. skupina v periodické tabulce prvků	- 2 -
Obr. 2 - Beryl.....	- 4 -
Obr. 3- Dolomit	- 5 -
Obr. 4 - Aragonit.....	- 5 -
Obr. 5 – Celestin	- 6 -
Obr. 6 – Baryt	- 6 -
Obr. 7 - Chlorofyl <i>a</i> - struktura.....	- 16 -
Obr. 8 - Zbarvený plamen barnatým kationtem	- 21 -
Obr. 9 - Zbarvený plamen vápenatým kationtem	- 21 -
Obr. 10 - Zbarvený plamen strontnatým kationtem	- 22 -
Obr. 11 - Analytické důkazy Mg^{2+} , Ca^{2+} , Ba^{2+}	- 23 -
Obr. 12 - Reakce hořčíku a vápníku ve vodě	- 24 -
Obr. 13 - Hořící Mg páska	- 25 -
Obr. 14 - Důkaz amoniaku Nesslerovým činidlem	- 25 -
Obr. 15 - Hořící Mg hobliny	- 27 -
Obr. 16 - Hořící cestička	- 28 -
Obr. 17 - Hořčíková páska v suchém ledu.....	- 28 -
Obr. 18 - Důkaz zásadité reakce mýdla	- 30 -
Obr. 19 - Hoření acetylenu.....	- 31 -
Obr. 20 - Bengálský oheň	- 32 -
Obr. 21 - Chemikova zahrádka	- 33 -
Obr. 22 - Hořící svíčka	- 34 -
Obr. 23 - Kippův přístroj.....	- 34 -
Obr. 24 - Vápenné mléko	- 35 -
Obr. 25 - Vydechování oxidu uhličitého CO_2 do vápenné vody	- 36 -
Obr. 26 - Sraženina síranu vápenatého	- 37 -
Obr. 27 - Systém kurikulárních dokumentů	- 38 -

8 SEZNAM TABULEK

Tabulka 1 - Zastoupení prvků v zemské kůře	- 3 -
Tabulka 2 - Atomové vlastnosti kovů alkalických zemin	- 7 -
Tabulka 3 - Rozpustnost sloučenin kovů 2. skupiny	- 7 -
Tabulka 4 - Fyzikální vlastnosti kovů alkalických zemin	- 8 -
Tabulka 5 - Komplexní klasifikace výukových metod	- 42 -

9 RESUMÉ

The thesis deals with a group of alkaline earth metals. It is divided into three parts, theoretical, practical and didactic.

The first part describes the presence, properties, preparation, production, importance and use of these elements and their compounds. The practical part is devoted to occupational safety and first aid in chemical laboratories. Furthermore, there is 19 selected experiments, which are described. framework educational program (FEP) and school educational program (SEP) is discussed in the didactic part. SEP is formed by a school. An important part of this chapter is also an example of a worksheet with solution and a test with solution to this topic.