

Západočeská univerzita v Plzni

Fakulta pedagogická

Katedra chemie

Diplomová práce

**Chemické experimenty s chalkogeny a
jejich sloučeninami ve výuce chemie**

Bc. Markéta Šimlová

Studijní program: Učitelství pro střední školy

Vedoucí diplomové práce: PaedDr. Vladimír Sirotek, CSc.

Plzeň 2015

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

V dne

.....
Markéta Šimlová

Poděkování

Tímto bych chtěla poděkovat PaedDr. Vladimíru Sirotkovi, CSc. za odborné vedení diplomové práce, rady, velkou ochotu, trpělivost a připomínky a při konzultačních hodinách. Ráda bych také dala své díky ostatním zaměstnancům fakulty Pedagogické Západočeské univerzity v Plzni za získání odborných znalostí během celého studia a přípravu do budoucího zaměstnání. Další velké díky patří mé rodině za oporu, kterou mi poskytovala během celého studia a vypracování diplomové práce.

OBSAH

1	Úvod	1
2	Teoretická část	2
2.1	Obecná charakteristika	2
2.2	Kyslík	3
2.2.1	Historický vývoj a výskyt v přírodě	3
2.2.2	Fyzikální a chemické vlastnosti	4
2.2.3	Příprava a výroba kyslíku	5
2.2.4	Použití kyslíku	6
2.3	Ozón	6
2.3.1	Vlastnosti ozónu	6
2.3.2	Vznik ozónu	7
2.3.3	Použití ozónu	7
2.4	Sloučeniny kyslíku	8
2.4.1	Voda	8
2.4.2	Peroxid vodíku H_2O_2 a peroxidy	10
2.4.3	Oxidy	11
2.5	Síra	12
2.5.1	Historický vývoj a výskyt v přírodě	12
2.5.2	Vlastnosti síry	13
2.5.3	Výroba síry	13
2.5.4	Použití síry	14
2.6	Sloučeniny síry	14
2.6.1	Sulfan a sulfidy	14
2.6.2	Halogenidy síry	15
2.6.3	Oxidy síry	15
2.6.4	Oxokyseliny síry	17
2.6.5	Sírany	18
2.6.6	Další oxokyseliny a jejich soli	19
2.7	Selen, Tellur a Polonium	20
2.7.1	Historický vývoj a výskyt v přírodě	20
2.7.2	Vlastnosti selenu, telluru a polonia	20
2.7.3	Využití selenu, telluru a polonia	20
2.7.4	Sloučeniny selenu, telluru a polonia	21
3	Didaktická část	22
3.1	Výuka chemie na školách	22
3.2	Metody výuky chemie	26
3.3	Školní laboratoř a její vybavení	28
3.4	Laboratorní řád	29
3.5	Chemický pokus	30
3.5.1	Funkce chemického pokusu ve výuce chemie	30
3.5.2	Dělení chemického pokusu	31
3.6	Laboratorní protokol	33

3.7 Pomůcka při vyučování – pracovní list	33
4 Praktická část	36
4.1 Bezpečnost práce v chemické laboratoři	36
4.1.1 Oheň a jeho nebezpečí	36
4.1.2 Nebezpečí popálení a poleptání	36
4.1.3 Nebezpečí výbuchu	37
4.1.4 Nebezpečí poranění sklem	37
4.1.5 Nebezpečí otravy	37
4.2 Návodů na praktická cvičení chalkogenů a jejich sloučenin	38
4.2.1 Síra	38
4.2.1.1 Příprava kosočtverečné síry	38
4.2.1.2 Příprava koloidní síry	39
4.2.1.3 Změna síry při zahřívání	39
4.2.1.4 Příprava plastické síry	40
4.2.1.5 Příprava jednoklonné síry	41
4.2.2 Analytické důkazy siřičitanů, síranů a thiosíranů	42
4.2.3 Hoření sulfanu	44
4.2.4 Příprava sulfidů přímým slučováním síry s kovy	45
4.2.5 Hygroskopičnost kyseliny sírové	45
4.2.6 Působení kyseliny sírové na organické látky	46
4.2.7 Příprava sulfidů srážením	48
4.2.8 Efektní pokusy	49
4.2.8.1 Peklo ve zkumavce	49
4.2.8.2 Korál z modré skalice	50
4.2.8.3 Vybuchující modrý plamen	51
4.2.8.4 Kvetoucí zahrádka	52
4.2.8.5 Jiskřící cestička	52
4.2.8.6 Přeměna vody na víno	53
4.2.8.7 Žlutý mech	54
5 Závěr	56
6 Seznam obrázků	57
7 Seznam tabulek	58
8 Seznam použité literatury a internetové zdroje	59
9 Resumé	61
10 Přílohy	62

1 Úvod

Tématem této diplomové práce jsou chemické experimenty s chalkogeny a jejich sloučeninami ve výuce chemie. Chalkogeny je souhrnný název pro prvky, jejichž studiem se zabývá anorganická chemie a patří sem kyslík, síra, selen, tellur, polonium. Tyto prvky řadíme do 16. skupiny periodické tabulky.

S chalkogeny se můžeme setkat všude kolem nás ve formě jejich sloučenin. Vyskytují se v zemské kůře, ve vesmíru nebo v mořské vodě. Nejrozšířenějšími prvky chalkogenů jsou kyslík a síra, které nazýváme také biogenními prvky. Kyslík zejména proto, že je nepostradatelný pro celkový život na Zemi.

V teoretické části diplomové práci v úvodní části je uvedena obecná charakteristika chalkogenů a popis odlišných vlastností kyslíku od ostatních chalkogenů. V druhé polovině teoretické části je podrobně popsána charakteristika samostatných prvků, a to jejich historický vývoj, výskyt, fyzikální a chemické vlastnosti, výrobu a přípravu, použití, význam a jejich nejvýznamnější sloučeniny. V praktické části diplomové práce jsou obsaženy návody na praktická cvičení se zaměřením na chalkogeny a jejich sloučeniny. V závěru se zabývám didaktickou částí, která je zaměřena na výuku chemie na různých typech škol, metody výuky chemie či laboratorní cvičení jako jednu z mnoha možností forem výuky. Je zde uvedeno a popsáno několik laboratorních příprav vybraných sloučenin chalkogenů, které lze využít v laboratorních cvičení z chemie na základních a středních školách.

2 Teoretická část

2.1 Obecná charakteristika

Chalkogeny jsou prvky 16. skupiny nebo VIA skupiny periodické soustavy prvků a zahrnují kyslík (O), síra (S), selen (Se), které patří mezi nekovy, tellur (Te) je polokov a radioaktivní kov polonium (Po).

Tabulka 1 Základní údaje chalkogenů^{1,2}

Název	Kyslík	Síra	Selen	Tellur	Polonium
Latinský název	Oxygenium	Sulphur	Selenium	Tellurium	Polonium
Značka prvku	O	S	Se	Te	Po
Protonové číslo	8	16	34	52	84
A_r	16	32,07	78,96	127,60	209
Elektronegativita	3,5	2,6	2,4	2,1	2,0
Oxidační číslo	-II, -I, (I, II)	-II, (-I), IV, VI	-II, IV, VI	-II, II, IV, VI	-II, II, IV, (VI)
Elektronová konfigurace	$[2\text{He}] 2s^2 2p^4$	$[10\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	$[18\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$	$[36\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^4$	$[54\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^4$
Teplota tání (°C)	-218,8	118,9	220,5	452	252
Teplota varu (°C)	182	445	685	990	962

V tabulce jsou shrnuty základní údaje chalkogenů: značka a název prvků, protonové číslo, relativní atomová hmotnost, elektronegativita, oxidační čísla, elektronová konfigurace, teplota tání a varu.

Elektronová konfigurace valenční sféry chalkogenů je $ns^2 np^4$. Chalkogeny mají 6 valenčních elektronů a nazývají se také jako p^4 prvky (4 valenční elektrony v orbitalu typu p). Rozdílné vlastnosti má kyslík, který má 1 orbital s a 3 orbitály p ve valenční sféře a dosahuje až čtyřvaznosti. U síry, selenu a telluru je možná i šestivaznost. Tyto prvky se objevují v oxidačních číslech od -II do VI. Síru charakterizujeme jako nekov, u selenu a telluru převažují také vlastnosti nekovů a polonium je radioaktivní prvek.^{1,2}

Kyslík tvoří biatomické molekuly, síra (monoklinická, rombická) osmičlenné kruhy, selen různé alotropické modifikace (červený a šedý).^{1,2,3}

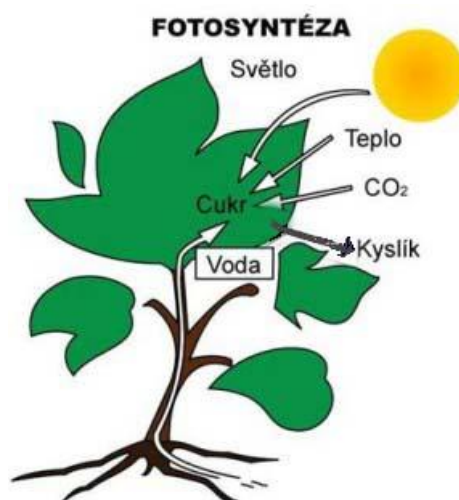
Kyslík se váže pomocí kovalentní a iontové vazby a dělíme je na kladné (kovalentní vazba) a záporné (iontová vazba) oxidační stavy. Kyslík s elektropozitivními prvky, např.: K^+ , Ca^{2+} se na vazbě podílejí nepárovými elektrony, které vytváří dvojnou vazbu. Tato vazba je tvořena jednou vazbou sigma (σ) a jednou vazbou pí (π).^{1,2,3}

2.2 Kyslík

2.2.1 Historický vývoj a výskyt v přírodě

První zmínky o kyslíku byly roku 1774, kdy byl objeven J. Priestleyem. Byl izolován z několika sloučenin (KNO_3 , Ag_2CO_3 , HgO). Avšak prvek jako takový pojmenoval až A. L. Lavoiser názvem oxygenium, což znamená - kyseliny tvořící a J. S. Presl později přispěl i svým českým názvem – kyslík.^{1,2,3}

Kyslík v přírodě lze najít ve dvou formách (vázaný, volný) a je nejrozšířenějším prvkem na zemském povrchu. V atmosféře je zastoupen 21,02 obj. % (tj. 23,15 hm. %). Neméně podstatná část kyslíku je rozpuštěna ve světových oceánech a v povrchových vodách. Kyslík vzniká fotosyntézou, což je chemicko-biologický proces.³



Obr. 1 Fotosyntéza⁴

Kyslík se vyskytuje v atmosféře ve formě dvouatomových molekul O_2 nebo tříatomových molekul O_3 . Tyto molekuly nazýváme ozón a nachází se ve vyšších vrstvách - ve stratosféře (10 – 50 km), jejíž součástí je ozónová vrstva, která slouží obyvatelům Země jako ochrana před intenzivním ultrafialovým zářením.

Ve formě vázané kyslík tvoří přibližně 50 % zemské kůry. Ve světových oceánech je ho přibližně 89 hm. % a litosféra obsahuje asi 47 hm. % kyslíku. Kyslík můžeme najít i v minerálech, např. v oxidech, síranech, uhličitanech, křemičitanech a i v jiných. Vyskytuje se i v převážné většině anorganických a organických látek. ^{1,2,3}

2.2.2 Fyzikální a chemické vlastnosti

Prvek kyslík je za standardních podmínek bezbarvá plynná látka bez chuti a zápachu. Velmi obtížně ho lze zkapalnit a je nepostradatelný pro udržení života na Zemi – dýchání. Teplota varu je $-183\text{ }^\circ\text{C}$ a teplota tání je $-219\text{ }^\circ\text{C}$. Kyslík má tři stabilní izotopy: ^{16}O (99,76 %), ^{17}O (0,04 %), ^{18}O (0,2 %). ^{3,5}

Podle chemických vlastností kyslíku rozlišujeme dva typy – molekulární a atomární kyslík. Atomární kyslík značíme O a molekulární kyslík O_2 a řadíme sem i tříatomový kyslík O_3 (viz. kapitola Ozón). Molekulární kyslík O_2 je typický pro svoji barevnost, paramagnetismus a reaktivitu. Slučováním s ostatními prvky vznikají oxidy, peroxidy a hydroxidy (exotermická reakce). Atomární kyslík vzniká pouze při chemických reakcích (exotermní reakce) a je výrazně reaktivnější než kyslík molekulární (obvykle reaguje za laboratorních podmínek). ³

Ve sloučeninách se kyslík může vyskytovat v oxidačních číslech $-II$, $-I$, ale také v oxidačních číslech I , II (např. difluorid kyslíku OF_2 , difluorid dikyslíku O_2F_2). Jedná se o vazbu kovalentní.

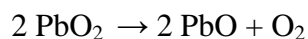
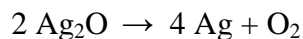
Kyslík se přímo slučuje se všemi prvky s výjimkou halových plynů, vzácných plynů, platinových kovů, zlata a stříbra (zvýšená teplota a vývoj tepla). ^{1,2}

S kyslíkem reagují jednotlivé prvky i sloučeniny za vzniku tepla a velmi často i světla (hoření). Hořením nazýváme také proces označující se jako „pomalé hoření“, mezi které patří rezivění železa, sušení nátěrů a barev, reakce potravy s kyslíkem v těle, hnití a tlení rostlinných hmot, apod. ^{1,2}

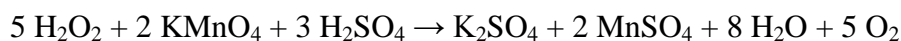
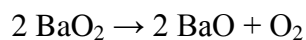
2.2.3 Příprava a výroba kyslíku

Příprava:^{3,6}

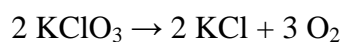
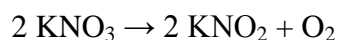
Zahříváním některých oxidů kovových prvků. U oxidů drahých kovů se vyredukuje kov, avšak u jiných oxidů dojde k redukci na nižší oxid.



Z peroxosloučenin: Zahříváním peroxidu barnatého (800 °C). Z peroxidu vodíku okyseleného kyselinou sírovou, katalytickým rozkladem peroxidu vodíku nebo reakcí s roztokem manganistanu draselného.



Tepelným rozkladem kyslíkatých solí.



Elektrolýzou vody.



Výroba

Kyslík se vyrábí frakční destilací zkapalněného vzduchu a uchovává se buď ve stavu zkapalněném ve speciálních Dewarových nádobách anebo jako plynný v ocelových tlakových lahvích (modrý pruh).²



Obr. 2 Dewarova nádoba⁷

2.2.4 Použití kyslíku

Použití kyslíku je velmi široké a pestré. Forma čistého kyslíku se využívá v medicíně při traumatických stavech pro podporování pacientova dýchání a tím k lepšímu okysličení jeho organismu a při operacích. Je součástí také různých dýchacích přístrojů využívajících k potápění do hlubin. Dalšími uživateli kyslíku jsou vysokohorští horolezci a letci, kteří se v některých případech uchylují k dýchání právě čistého kyslíku. Také piloti stíhacích letadel jsou opatřeni směsí stlačených plynů, jejichž součástí je kyslík. Formu kapalného kyslíku lze využít jako okysličovadlo do raketových motorů. ^{3,6}

Pokud zapálíme směs acetylenu s kyslíkem, dosáhneme teploty až 3150 - 3200 °C a vznikne kyslíko-acetylenový plamen, který lze později využít k tavení kovů, které mají vysoký bod tání (např. platinové kovy) a k řezání oceli.

Kyslík se využívá také k výrobě železa ve vysokých pecích, oceli, k výrobě skla a syntézního plynu. Používá se i při čištění vody a při pěstování ryb. ^{1,3,6}



Obr. 3 Dýchací zařízení ⁸

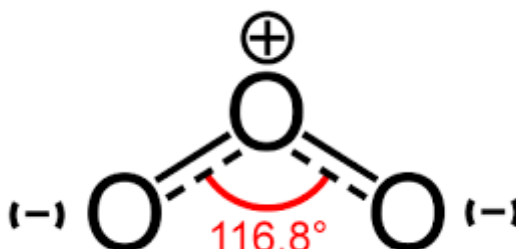
2.3 Ozón

2.3.1 Vlastnosti ozónu

Pojmenování ozón vychází z řeckého slova „ozein“, což v překladu znamená zapáchající, zápach. Jedná se o tříatomovou molekulu O₃. V běžných podmínkách je ozón velmi reaktivní jedovatý plyn, který má modrou barvu a charakteristický zápach. Ozón kondenzuje na modrou barvu při teplotě -112 °C a černofialový pevný ozón

vzniká při teplotě $-193\text{ }^{\circ}\text{C}$. Jedná se o látku se silnými oxidačními účinky. Má schopnost zachytávat ultrafialové záření (UV).^{3,6}

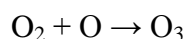
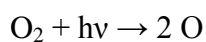
Molekula ozónu je lomená a úhel mezi atomy kyslíku je $116,8^{\circ}$.^{3,6}



Obr. 4 Molekula ozónu⁹

2.3.2 Vznik ozónu

Výskyt ozónu je omezen na horní vrstvy atmosféry (ozonosféra). Ozón vzniká účinkem elektrického výboje na kyslík (při normálním tlaku), účinkem kosmického záření na kyslík nebo působením ultrafialového krátkovlnného záření.



Jiným způsobem přípravy ozónu je reakce vody s fluorem nebo oxidace bílého fosforu.^{3,6,10}

2.3.3 Použití ozónu

Ozón se v chemických laboratořích používá jako oxidační činidlo, v průmyslu k dezinfekci vody, v potravinářském průmyslu ke konzervaci potravinářských výrobků a k dezinfekci provozoven a v zemědělství k čištění zeleniny a ovoce (brání růstu kvasinek a plísní). Ozón se užívá i v medicíně na léčbu atopických ekzémů, akné a jiných kožních defektů.^{3,10}

Své užití nachází ozón i jako oxidovadlo v raketových kapalinových motorech. Tato směs je velmi nebezpečná, a proto se prakticky nevyužívá.^{3,10}

2.4. Sloučeniny kyslíku

2.4.1. Voda

Voda (H₂O) je nejdůležitější sloučeninou kyslíku a vodíku a společně se vzduchem umožňuje život na Zemi. Za standardních podmínek je to čirá, bezbarvá kapalina bez chuti a zápachu.

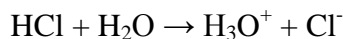
V přírodě se nachází ve třech skupenstvích: kapalina (voda), plyn (vodní pára) a pevné (led, sníh). Pokrývá asi 2/3 zemského (hydrosféra) a je součástí řady minerálů a živých organismů. S obsahem neutronů v atomu vodíku se rozlišuje: lehká voda (¹H₂O), polotěžká voda (HDO), těžká voda (²H₂O – D₂O) a tritiová voda (³H₂O).^{6,10}

Rozdělení vody

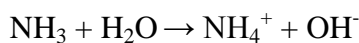
Dle hydrologie a meteorologie se rozlišuje **voda povrchová** – oceán (slaná voda), ledovec, řeka (sladká voda) a **voda podpovrchová** - podzemní voda. Další dělení je z hlediska tvrdosti - **měkká voda** (málo minerálních látek) a **tvrdá voda** (více minerálních látek). Voda podléhá také salinitě a z tohoto důvodu známe 3 typy vod - **slaná voda** (salinita 3,5 %), **sladká voda** a **brakická voda** (koncentrace solí mezi slanou a sladkou vodou) a poslední dělení je dle mikrobiologie na vodu **pítnou**, která je vhodná ke každodennímu použití, **užitkovou**, která se využívá v průmyslu a v potravinářství a **odpadní**, která zahrnuje splašky.^{3,11}

Vlastnosti chemicky čisté vody

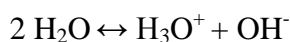
Voda je polární rozpouštědlo. Chová se jako amfolyt (donor i akceptor protonů H⁺). Ve větším množství může mít až namodralou barvu. Jednou z vlastností chemicky čisté vody je to, že se při reakci s H₂O projevují její acidobazické vlastnosti. V přítomnosti kyselin se chová jako zásada (přijímá proton).^{3,5}



a v přítomnosti zásad jako kyselina (odštěpuje proton).



Voda podléhá autoprotolýze. Je to reakce, kdy dochází k disociaci molekul vody a vznikají ionty H_3O^+ (oxóniový kationt), OH^- (hydroxidový aniont).^{2,5}



Iontový součin vody

Iontový součin (produkt) vody se vypočítá jako součin koncentrace oxóniových a hydroxidových iontů.^{2,5}

$$K_v = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

Jeho hodnota je závislá na teplotě. Při standardních podmínkách (25 °C) je:

$$K_v = 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{dm}^{-6}$$

Výpočet pH

Vodíkový exponent či pH je číslo, které určuje v chemii, zda vodný roztok reaguje kyselě nebo zásaditě. Je součástí logaritmické stupnice, která má rozmezí 0 až 14. Výpočet pH se určí jako záporně vzatý dekadický logaritmus oxóniových kationtů.^{2,5}

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

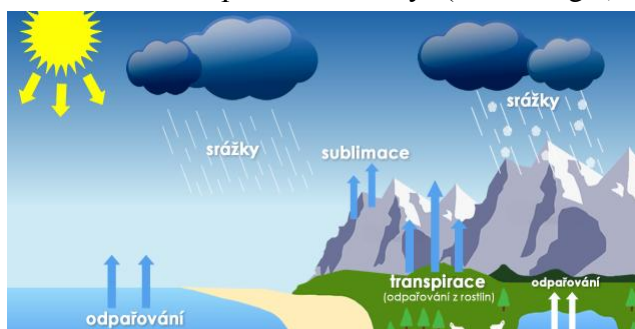
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}$$

V chemicky čisté vodě je pH rovno 7.

Přírodní a podzemní voda

Mezi přírodní vodu patří voda srážková, povrchová a podzemní. Tato voda se účastní koloběhu vody v přírodě, ve kterém se setkává s dalšími látkami, které mohou být její součástí. Mezi rozpuštěné látky ve vodě patří kationty i anionty. Z kationtů: např.: Ca^{2+} , Mg^{2+} , Na^+ , K^+ , Fe^{2+} a z aniontů: např.: SO_4^{2-} , HCO_3^- a Cl^- .

Podzemní voda prostupuje horninami a rozpouští kationty (Ca^{2+} , Mg^{2+}) a anionty (SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , X^-). Tyto kationty a anionty způsobují tvrdost vody.^{6,11}



Obr. 5 Koloběh vody v přírodě¹²

Tvrlost vody

Tvrlost vody je dána množstvím rozpuštěných látek ve vodě (CaO, MgO). Rozlišujeme ji na **přechodnou tvrdost** (obsah hydrogenuhličitanů) a **trvalou tvrdost** (obsah síranů). Podle koncentrace hořčíku a vápníku rozdělujeme na **měkkou** vodu (do 0,7 mmol/l) a **tvrdou** vodu (nad 3,75 mmol/l).¹⁰

Existuje několik způsobů jak tvrdost vody odstranit. Přechodná tvrdost vody se odstraní **varem**, kdy dochází k přeměně hydrogenuhličitanu vápenatého na uhličitan (kotelní kámen). Další možností je tzv. **Clarkovou metodou**, při které se odstraňuje hydrogenuhličitan hořečnatý i vápenatý z vody. Třetí variantou (odstranění trvalé tvrdosti vody) je **destilace**, která není příliš ekonomická. V neposlední řadě se tvrdost vody odstraňuje také použitím **Calgonu** (NaPO₃)₆, kdy se snižuje koncentrace vápenatých a hořečnatých iontů v roztoku. Posledním způsobem je užití **iontových měničů**, které dokážou absorbovat ionty a nahradit je pak jinými, např. zeolity.¹⁰

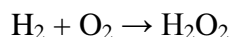
V praxi se rozlišuje tvrdost vody podle tabulky:

Tabulka 2 **Tvrlost vody**¹³

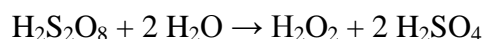
<i>Molární koncentrace c(Ca+Mg) mmol·l⁻¹</i>	<i>Německé stupně °dH</i>	<i>Hodnocení vody</i>
Méně než 0,5	Méně než 2,8	Velmi měkká voda
Od 0,51 do 1,25	Od 2,8 do 7,0	Měkká voda
Od 1,26 do 2,5	Od 7,01 do 14,0	Středně tvrdá voda
Od 2,51 do 3,75	Od 14,01 do 21,0	Tvrdá voda
Více než 3,75	Více než 21,0	Velmi tvrdá voda

2.4.2. Peroxid vodíku H₂O₂ a peroxidy

Peroxid vodíku je binární sloučenina vodíku a kyslíku. V roce 1818 byla objevena L. J. Thenardem. Vzniká reakcí kyslíku s vodíkem.



Lze ho připravit dvěma reakcemi, z nichž reakce peroxidu barnatého s kyselinou sírovou se už dnes moc nepoužívá. Příprava peroxidu se omezila na hydrolyzu kyseliny peroxodisírové a následnou destilací (nízký tlak).⁶



Peroxid vodíku je namodralá kapalina. V koncentrovaném stavu je peroxid 30 % roztok. V lékařství se používá zředěný jako dezinfekce (3% roztok). V kadeřnictví nebo v kosmetice se užívá díky svým bělicím účinkům. Peroxid vodíku je slabá dvojsytná kyselina a její soli (alkalických kovů) známe jako hydrogenperoxydy (KHO_2) nebo peroxydy (Na_2O_2).³

Mezi další sloučeniny kyslíku patří hydroxydy (KO_2), peroxyosloučeniny a ozonydy (KO_3). Hyperoxydy se získávají zahříváním peroxydů, oxidů nebo kovů (vysoký tlak). Nejznámější peroxyosloučeninou je kyselina peroxydisírová $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ a její sůl peroxydisíran draselný $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$.^{3,6}

2.4.3. Oxidy

Oxidy jsou binární sloučeniny kyslíku s prvky, ve kterých je kyslík elektronegativnější složkou. Oxidy jsou jednou z nejdůležitějších anorganických sloučenin a můžeme je dělit na základě různých kritérií. Podle jejich acidobazického charakteru rozlišujeme:⁶

- Oxidy kyselínovorné (oxidy nekovů – CO_2 , SO_2)
- Oxidy zásadotvorné (oxidy elektropozitivních kovů – CaO , Na_2O)
- Oxidy amfoterní (ZnO , Al_2O_3)
- Oxidy netečné (CO , N_2O)

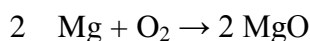
Dalším dělením oxidů je podle jejich struktury, a to na oxidy:¹⁴

- Iontové (CaO , Na_2O)
- Kovalentní (molekulární (CO_2 , SO_2 , N_2O_4) a polymerní (SiO_2 , MoO_3))
- Podvojně (jednoduchá struktura mřížky (KNbO_3) a složitá mřížka (CaTiO_3 , FeTiO_3))

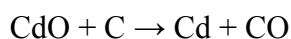
Příprava oxidů

Oxidy lze připravit několika způsoby:^{2,3,14}

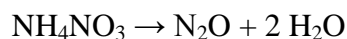
- Přímou syntézou prvků s kyslíkem



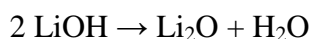
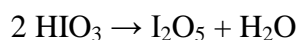
- Redukcí oxidů uhlíkem



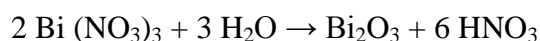
- Termickým rozkladem kyslíkatých sloučenin



- Dehydratací kyselin a hydroxidů



- Hydrolyzou solí

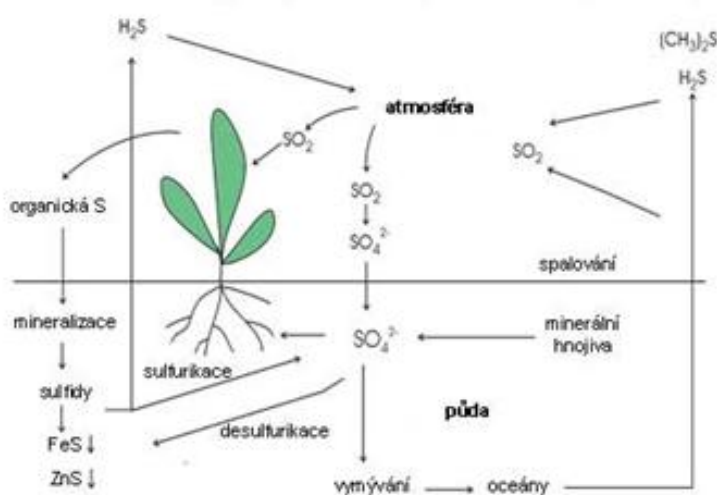


2.5 Síra

2.5.1 Historický vývoj a výskyt v přírodě

Síru znali již v nejstarších dobách (Římané a Řekové - starověk). Síra byla první nekovový prvek, který byl alchymisty ve středověku považován za nezbytnou součást všech kovů. Ve 14. století sloužila jako medikament a užívala se na výrobu střelného prachu. Síra byla zařazena mezi prvky v roce 1777 A. L. Lavoisierem.^{3,10,14}

V přírodě se síra vyskytuje jako volná (alotropické modifikace) a je součástí koloběhu. Vázaná je v sopečném i zemním plynu a v sirných vodách se nachází jako sulfan. Je obsažena i ve velkém množství minerálů (sulfidy, sírany), např.: pyrit (FeS_2), galenit (PbS), chalkopyrit (CuFeS_2), sfalerit (ZnS), chalkosin (Cu_2S), baryt (BaSO_4), sádrovec ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$). Lze ji najít i v ropě a uhlí. Síra patří mezi biogenní prvky.⁶



Obr. 6 Koloběh síry v přírodě¹⁵

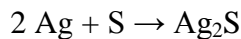
2.5.2 Vlastnosti síry

Síra je žlutá krystalická látka bez chuti a zápachu, nejedovatá pro lidský organismus a je nerozpustná ve vodě. Při tání síry (teplota nad 119 °C) vzniká červená kapalina. Při teplotě nad 160 °C se síra mění do hnědého zbarvení a naopak při rychlém ochlazení vzniká tzv. plastická síra (spirálové řetězce).^{1,6,16}

Síra vytváří řadu alotropických modifikací – kosočtverečná síra α , stálá při teplotě 95,6 °C a jednoklonná síra β , stálá při 119 °C (bod tání).^{6,16}

Mezi další formy síry patří **plastická síra**, která vznikne vlitím zahřáté síry do kádinky se studenou vodou. Tato forma síry je velmi nestálá a postupně se mění na síru kosočtverečnou. Dalším typem síry je **sírný květ**, který vznikne ochlazením par nebo **koloidní síra**, která vzniká reakcemi za vzniku elementární síry.^{3,16}

Síra se slučuje přímo s ostatními prvky (syntéza) za vzniku sulfidů (např.: stříbro, měď, rtuť).^{3,10}



2.5.3 Výroba síry

Síra se získává vytavováním z hornin (Frashova metoda) anebo z technických plynů. Základní surovina pro výrobu síry je síra elementární (60 % síra těžená a zbytek síra získaná). Síra se získává, buď z mělkých anebo z hlubinných ložisek. Po získání rudy nastává rozmělnění a třídění horniny. Dalším krokem je flotace (mělce uložená síra). Pro hlubinná ložiska se používá tzv. **Frashova metoda** (princip těžby ropy). Do ložiska se navrtá trubka, která je zakončená dřevěným košem, a ve kterém jsou umístěny další dvě trubky. Prostorem mezi nimi se do ložiska přilívá vroucí voda nebo vodní pára, která roztaví síru okolo zavedené sondy. Později se vnější trubkou vhání vzduch, který vytlačí síru na povrch.^{3,17,18}

Jiným způsobem je výroba síry **ze sulfanu (mokrý postup** - metanolem, **způsob RECTISOL** nebo N-methylpyrolidonem, **způsob PURISOL**). Dalším typem výroby síry jsou **suché postupy** (adsorpce - reakce pevných látek se sulfanem).^{3,18}

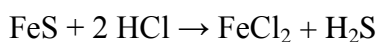
2.5.4 Použití síry

Nejvíce síry se využívá k výrobě kyseliny sírové, thiosíranu sodného, sirouhlíku, zápalek a černého střelného prachu. Forma elementární síry je součástí fungicidů (spreje a masti). Používá se také k vulkanizaci pryže (proces, při kterém se pryž zpevňuje a stává se za vyšších teplot méně mazlavou a za studena křehkou).^{3,10}

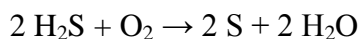
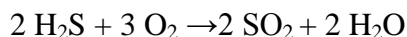
2.6 Sloučeniny síry

2.6.1 Sulfan a sulfidy

Sulfan (H_2S) je jedovatý, bezbarvý a zapáchající plyn, který je součástí sopečných plynů a minerálních vod. Můžeme ho připravit přímou syntézou z prvků nebo v laboratoři rozkladem sulfidů, zředěnou kyselinou chlorovodíkovou v Kippově přístroji.^{3,6}



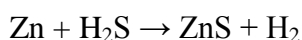
Sulfan je velmi slabá dvojsytná kyselina (kyselina sulfonová), jejíž roztok se nazývá „sulfanová voda“. Řadí se mezi silná redukční činidla. Sulfan se po zapálení (nadbytek vzduchu) rozloží na vodu a oxid siřičitý. Pokud je ovšem k dispozici málo vzduchu, uvolňuje se elementární síra.³



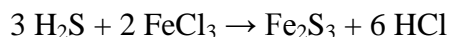
Soli kyseliny sulfanové jsou sulfidy (S^{2-}) a hydrogensulfidy (HS^-). Většina sulfidů je nerozpustná ve vodě. Výjimkou jsou sulfidy alkalických kovů. Sulfidy mají charakteristická zbarvení (např. ZnS bílý, CdS žlutý, MnS růžový, Ag_2S černý). Hydrogensulfidy (HS^-) se liší od sulfidů tím, že jsou více rozpustné ve vodě a získávají se zavedením sulfanu do roztoku hydroxidu.

Příprava sulfidů je velmi pestrá a existuje několik způsobů:^{1,3}

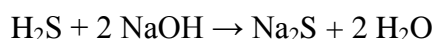
- reakce některých prvků s H_2S



- reakce roztoků solí kovů s H_2S



- neutralizace H₂S hydroxidy



2.6.2 Halogenidy síry

Síra se slučuje s halogeny. Nejvíce reaguje s fluorem za vzniku fluoridu sírového SF₆ nebo fluoridu siřičitého SF₄. S chlorem vznikají chloridy s nižším oxidačním číslem síry, např.: dichlorid síry SCl₂ nebo dichlorid disíry.^{6,10}

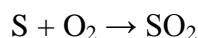
2.6.3 Oxidy síry

Oxid siřičitý (SO₂)

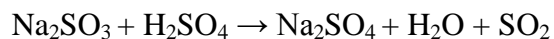
Oxid siřičitý je bezbarvý, jedovatý plyn se štiplavým zápachem. Je snadno zkvapalnitelný a rozpustný ve vodě. Oxid siřičitý je součástí sopečných plynů a podzemních vod.

Lze jej připravit několika způsoby^{2,3,6,10}

- spalování síry v kyslíku



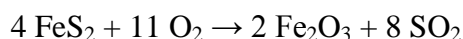
- reakce siřičitanů s kyselinami ve vodném roztoku



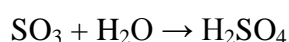
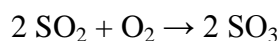
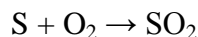
- redukce horké koncentrované kyseliny sírové ušlechtilými kovy (měď)

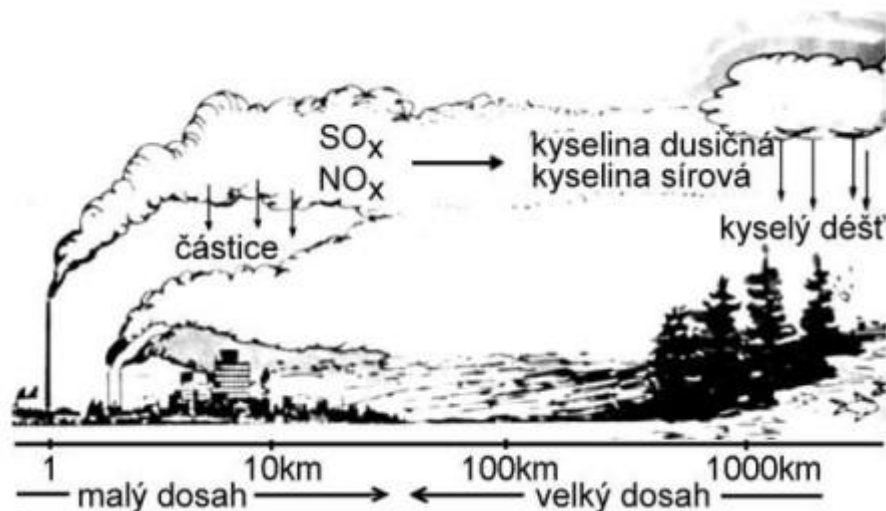


- pražením sulfidů, např.: pyritu



Oxid siřičitý je jedním z hlavních původců tzv. **kyselých dešťů**. Jedná se o srážky, které mají pH pod 5,6. Po reakci oxidu siřičitého s vodou a vznikají v atmosféře kyseliny síry, které dopadají na Zemi ve formě deště.^{2,6}





Obr. 6 Vznik kyselých dešťů¹⁹

S oxidem siřičitým úzce souvisí i pojem **odsíření**, což je proces odstraňující přebytečné příměsi síry z různých látek. Nejčastějším typem je odstraňování síry ze zplodin nebo z odpadů. Odsíření se využívá v tepelných elektrárnách, kde dochází k zachytávání oxidu siřičitého.²⁰

Existuje několik metod odsíření (podle způsobu zachycení oxidu siřičitého):²⁰

- regenerační – aktivní látka je obnovena a oxid siřičitý je dále zpracováván
- neregenerační – produkty se do procesu už zpět nevracejí
- mokré – oxid siřičitý je zachycován v kapalině
- polosuché – vytvořený produkt se zachytí v tuhém skupenství
- suché – oxid siřičitý a aktivní látka jsou v tuhém skupenství

Elektrárny na území České republiky používají při odsíření metodu mokrou.²⁰

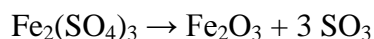
Oxid sírový (SO₃)

Oxid sírový je bílá, pevná látka dobře rozpustná ve vodě. Podléhá polymeraci (bílé jehličky) a následnému rozpuštění ve vodě na kyselinu sírovou (vzniká oleum). Oxid sírový můžeme připravit hned několika způsoby:^{2,3,6,10}

- oxidace oxidu siřičitého kyslíkem



- tepelný rozklad síranu železitého



- destilace olea

2.6.4 Oxokyseliny síry

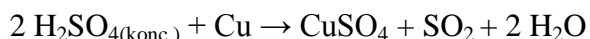
Kyselina siřičitá (H_2SO_3)

Kyselina siřičitá je slabá dvojsytná kyselina neexistující volně v přírodě, ale pouze v roztoku. Vzniká rozpuštěním oxidu siřičitého ve vodě (po zahřátí reakce probíhá zpětně).

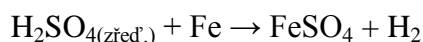
Soli kyseliny siřičité jsou siřičitany a hydrogensiřičitany. Mnohé ze siřičitanů jsou vodě nerozpustné (výjimkou jsou siřičitany alkalických kovů), na rozdíl od hydrogensiřičitanů, které jsou ve vodě rozpustné. Siřičitany se využívají jako redukční činidla, která se ochotně oxidují na sírany.^{3,6,10}

Kyselina sírová (H_2SO_4)

Kyselina sírová je nejznámější silná, dvojsytná anorganická kyselina. Je to olejovitá, bezbarvá, viskózní a těžká kapalina. Koncentrovaná H_2SO_4 (w = 96 – 98 %) má silné dehydratační a oxidační účinky. Patří mezi velice nebezpečné látky (žiraviny). Reaguje téměř se všemi kovy, kromě železa (pasivace). S ušlechtilými kovy vzniká oxid siřičitý a voda.^{3,6,10,17,18}



Zředěná kyselina sírová ztrácí oxidační účinky a reaguje s neušlechtilými kovy za vzniku síranu a vodíku.^{6,10,17,18}

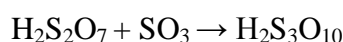
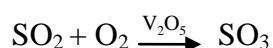
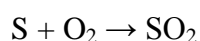


Výroba kyseliny sírové

Známé jsou dva typy výroby kyseliny sírové – kontaktní a nitrózní postup. **Nitrózní způsob** se v dnešní době již nepoužívá, jelikož nebylo snadné připravit koncentrovanou kyselinu sírovou.^{17,18}

Dnes se kyselina sírová vyrábí výhradně **metodou kontaktní**. Oxid siřičitý je katalyticky oxidován na oxid sírový (katalyzátor - oxid vanadičný). Oxid sírový se poté rozpustí v roztok kyseliny sírové.

Tímto způsobem je možné připravit **oleum** (směs polykyselin disírové $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ a trisírové $\text{H}_2\text{S}_3\text{O}_{10}$).^{17,18}



Kyselina sírová se využívá v chemickém průmyslu při výrobě kyselin, hnojiv, organických barviv, výbušnin, k čištění produktů od ropy a jako náplň do akumulátorů. Dalším využitím kyseliny sírové je v laboratoři jako oxidační, dehydratační a sulfonační činidlo, na úpravu pH, v textilním a papírenském průmyslu.^{3,10,17,18}

2.6.5 Síraný

Síraný jsou soli kyseliny sírové. Jsou to krystalické bílé látky, které jsou ve vodě dobře rozpustné (kromě kovů alkalických zemin, Pb, Ag, Hg). Některé z nich se vyskytují ve formě hydrátů, pro které je charakteristické jejich zbarvení. Dělíme je na skalice, kamence a schönity.^{3,10,21}

Mezi **skalice** patří, např.:

Zelená skalice ($\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$)

Modrá skalice ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$)

Bílá skalice ($\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$)

Kamence jsou podvojný síraný obecného vzorce $\text{M}^{\text{I}}\text{M}^{\text{III}}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$.

Kamenec amonno-hlinitý ($\text{NH}_4\text{Al}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$)

Kamence draselno-hlinitý ($\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$)

Schönity jsou podvojný síraný obecného vzorce $\text{M}_2\text{M}^{\text{II}}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$.

Mohrova sůl ($(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$)

Dalšími významnými sírany jsou např.: **sádrovec** ($\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$), který je bezbarvý, krystalický a nerozpustný ve vodě. Využívá se ve stavebnictví.

Síran olovnatý (PbSO_4) je součástí olovených akumulátorů.

Síran barnatý (BaSO_4) se využívá jako kontrastní látka při rentgenu žaludku a vylučovacích orgánů.

Glauberova sůl ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$), která slouží jako projímadlo.^{6,10,21}

2.6.6 Další oxokyseliny síry a jejich soli

Kyselina disírová $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ je součástí olea a tvoří soli disíranů (např. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$), které se získávají rozpuštěním síranů v dýmavé kyselině sírové a po ochlazení následně krystalizují.

Kyselina peroxodisírová $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ se připravuje elektrolýzou chlazené a koncentrované kyseliny sírové. Na anodě se slučují dva hydrogensíranové anioty a na katodě se uvolňuje vodík. Její soli se nazývají peroxodisíranů a získávají se taktéž elektrolyticky. Ve vodě jsou dobře rozpustné a užívají se jako oxidační činidla.

Kyselina thiosírová $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ je nestálá, dvojsytná kyselina známá jen ve formě solí – thiosíranů. Vznikají varem koncentrovaného roztoku siřičitanu se sírou. Jsou špatně rozpustné ve vodě. Nejznámějším thiosíranem je pentahydrát thiosíranu sodného $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, který se využívá v analytické chemii.^{3,6,10}

2.7 Selen, Tellur a Polonium

2.7.1 Historický vývoj a výskyt v přírodě

Selen byl objeven roku 1817 (J. J. Berzelius) a název vyplývá z řeckého pojmenování Měsíce. Selen se vyskytuje v přírodě ve formě příměsí síry sulfidických rud.

Tellur se prvně objevil roku 1782 (F. J. Müller) a podobně jako selen se vyskytuje společně se sírou.

Polonium bylo objeveno roku 1898 (P. Curie a M. Curie Skłodowska) při zpracování jáchymovského smolince.^{1,3,6,16}

2.7.2 Vlastnosti selenu, telluru a polonia

Selen svými vlastnostmi připomíná síru (alotropické modifikace – amorfní selen, šedý selen a červený selen). Amorfní selen je červené barvy – práškovitý nebo sklovitý, šedý selen je schopen vést elektrický proud a využívá se jako součást fotočlánků, červený selen je jednoklonný.

Tellur patří mezi polokovy s vysokým leskem, vede elektrický proud a vytváří amalgámy. Při zvýšené teplotě se rozpustí v kyselině sírové a vzniká červený roztok nebo hoří namodralým plamenem.

Polonium je radioaktivní prvek. Po chemické stránce se podobá telluru s tím rozdílem, že polonium má vysoký elektropozitivní charakter.^{6,10,16}

2.7.3 Využití selenu, telluru a polonia

Největší uplatnění selenu je při výrobě fotočlánků. Využívá se přitom fotoelektrického jevu (kosmický průmysl). Dále se selen využívá k měření intenzity světla v kamerách a fotoaparátech.^{3,6,16}

Tellur se využívá v metalurgii ke zlepšení vlastností slitin (snazší opracování), ve sklářském průmyslu (barvení skla) nebo také jako selen k výrobě fotočlánků. Tellur je toxický.

Izotopy radioaktivního polonia se využívají v medicíně jako zářiče, v textilním průmyslu při odstraňování elektrostatického náboje nebo k výrobě filmu.

2.7.4 Sloučeniny selenu a telluru

Selen i tellur vytváří sloučeniny, ve kterých se vyskytují v oxidačních číslech -II, IV a VI. Jsou to jedovaté látky škodící jak rostlinám, tak i živočichům.

- **Selan (H_2Se), Tellan (H_2Te)** jsou bezbarvé, páchnoucí plyny, velmi dobře rozpustné ve vodě a vytváří soli – selenidy a telluridy, které vznikají přímou syntézou z prvků.
- **Oxid seleničitý (SeO_2), oxid telluričitý (TeO_2)** jsou bílé krystalické látky vznikající při hoření selenu a telluru na vzduchu.
- **Kyselina seleničitá (H_2SeO_3), kyselina telluričitá (H_2TeO_3)** jsou slabé dvojsytné kyseliny a vytváří soli - seleničitany a hydrogenseleničitany, telluričitany a hydrogentelluričitany.
- **Kyselina selenová (H_2SeO_4), kyselina tellurová (H_2TeO_4)** jsou silné dvojsytné kyseliny a známe od nich soli selany a tellurany^{3,6,10,16}

3 Didaktická část

V didaktické části diplomové části se zabývám výukou chemie na různých typech škol a rámcově vzdělávacím programem (RVP), kde popisuji, v jakém rozsahu se chemie vyučuje na základních, středních školách a gymnáziích. Poté jsem se zaměřila na metody, kterými se chemie vyučuje. Závěr této části je věnován školní laboratoři, školnímu řádu a chemickému pokusu. Jsou zde popsány druhy chemického pokusu a uvedeny protokoly ve formě laboratorních návoduů pro učitele.

3.1 Výuka chemie na školách

Rámcový vzdělávací program (RVP)

V České republice tento program definuje nejvyšší úroveň vzdělávání spolu s projektem Národní program pro rozvoj vzdělávání, který vymezuje závazné rámce pro jednotlivé etapy vzdělávání – předškolní, základní a střední vzdělání. Systém kurikulárních dokumentů je vytvářen na státní a školské úrovni od roku 2004 schválením MŠMT. Školní úrovně jsou představeny ve školních vzdělávacích programech (ŠVP), podle kterých se uskutečňuje výuka na jednotlivých typech škol.²²

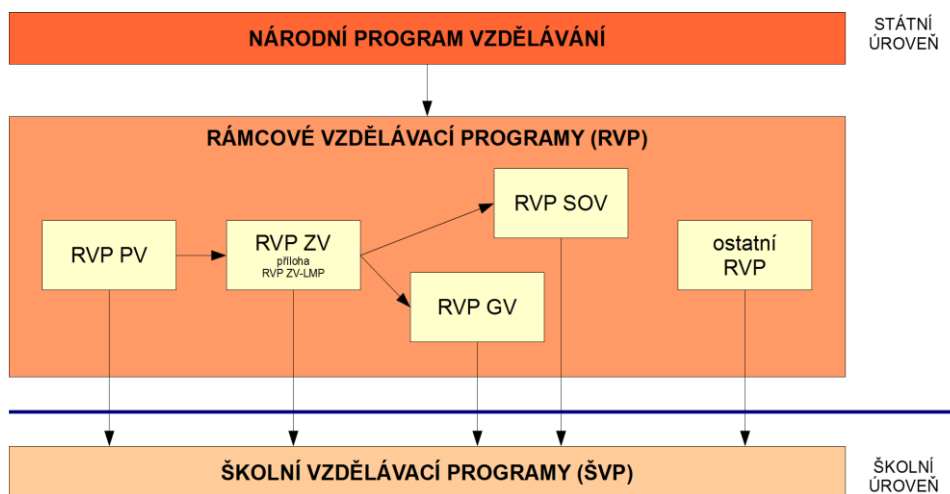
Rozdělení RVP

RVP PV - Rámcový vzdělávací program pro předškolní vzdělávání

RVP ZV – Rámcový vzdělávací program pro základní vzdělávání

RVP GV - Rámcový vzdělávací program pro gymnázia

RVP SOV - Rámcové vzdělávací programy pro střední odborné vzdělávání²²



Obr. 7 RVP²³

Vzdělávací obsah základního vzdělání je rozdělen do devíti oblastí. Průřezová témata jsou známa jako okruhy reprezentující současné problémy světa. Tato témata podporují vyjadřování postojů a hodnot žáků.²²

Tabulka 3 **Vzdělávací obsah základního vzdělání**²⁴

Vzdělávací oblast	Vzdělávací obory
Jazyk a jazyková komunikace	Český jazyk a literatura, Cizí jazyk
Matematika a její aplikace	Matematika
Informační a komunikační technologie	Informační a komunikační technologie
Člověk a jeho svět	Člověk a jeho svět
Člověk a společnost	Dějepis, Výchova k občanství
Člověk a příroda	Fyzika, Chemie, Přírodopis, Zeměpis
Umění a kultura	Hudební výchova, Výtvarná výchova
Člověk a zdraví	Výchova ke zdraví, Tělesná výchova
Člověk a svět práce	Člověk a svět práce

Celkově přispívají k utváření a rozvíjení kompetencí (schopností) žáků.

Klíčové kompetence vzdělávacího oboru^{24,25}

Kompetence k učení

- vyhledávání informací k zadaným tématům, jejich třídění a následné hodnocení

Kompetence k řešení problémů

- vyhodnocení problému na základě nejvhodnější metody související s chemií

Kompetence komunikativní

- logické vyjadřování s návazností a schopnost argumentovat

Kompetence sociální a personální

- řešení a hodnocení situací v životě

Kompetence občanské

- seznámení a důsledné respektování zásad práce s chemikáliemi

Kompetence pracovní

- bezpečnost při využívání materiálů a vybavení v laboratoři

Vzdělávací obor chemie

Předmět chemie je úzce spjat s ostatními předměty vzdělávací oblasti Člověk a příroda. Výuka je zaměřena na rozvoj tvořivosti žáka, komunikace a řešení problémů. Do výuky se začleňuje jednodušší experimentální činnosti (demonstrační pokusy).²²

Základní škola (RVP ZV)

Na 1. stupni se nejzákladnější poznatky z chemie vyučují v předmětu Přírodověda. Na 2. stupni pak v oddílu Člověk a příroda. Školní vzdělávací program na jednotlivých školách podává podrobnější informace o výuce chemie.²²

RVP ZV uvádí hodinovou dotaci pro chemii, a to 4 hodiny výuky týdně pro čtyři ročníky (6 - 9. ročník). Výuka chemie nejčastěji probíhá v 8. a 9. ročníku po 2 hodinách týdně, ale každá škola si tyto hodiny může upravit podle svého ŠVP.

S chalkogeny se žáci v rámci výuky chemie mohou setkat v tématu nekovové prvky a jejich nejdůležitější sloučeniny (např. kyslík, ozón, síra, voda, kyselina sírová, sírany, oxidy). S žáky se také procvičuje názvosloví prvků a jejich sloučenin. V 9. ročníku se převážně vyučují uhlovodíky, jejichž součástí je jeden z nejdůležitějších prvků chalkogenů – kyslík. Do jaké míry jsou chalkogeny probírány, záleží na rozvrhnutí školního vzdělávacího programu (ŠVP) každé školy.²²

V příloze 1 je uvedeno ŠVP 17. Základní školy a mateřské školy v Plzni.

Střední škola

Střední školy můžeme rozdělit na střední odborné školy chemické, nechemické a gymnázia. Učební plány pro tyto střední školy vychází také z RVP a je zpracován školou do ŠVP.²²

Pro střední odborné školy chemické je učivo rozděleno nejčastěji do tří ročníků. V prvním ročníku se studenti věnují obecné a anorganické chemii. Předmět obecná a anorganická chemie zahrnuje učivo chalkogenů - výskyt, vlastnosti, přípravu a výrobu, sloučeniny chalkogenů. Ve druhém ročníku je probírána organická chemie a organické názvosloví, kde se žáci seznamují se sirnými deriváty uhlovodíků. Učí se jejich názvosloví, fyzikální a chemické vlastnosti, jejich reaktivitu, metody přípravy a výroby a použití jejich nejvýznamnějších sloučenin. Třetí ročník zahrnuje fyzikální chemii, kde

si žáci prohlubují své znalosti ohledně fyzikálních, chemických a fyzikálně chemických dějů. S výukou chemie velmi úzce souvisí znalost oboru Matematika (výpočty příkladů, řešení chemických rovnic), Fyzika (základní fyzikální zákony, veličina a jednotky) a Ochrana životního prostředí (nebezpečné chemické látky).²²

V příloze 2 uvádím příklad ŠVP střední odborné školy chemické - Střední průmyslová škola chemická, Brno.

Učivo u středních odborných škol nechemických záleží na zvoleném oboru. V příloze 3 uvádím příklad ŠVP pro střední odbornou školu profesora Švejcara v Plzni, obor Sociální činnost. V tomto oboru se vyučuje chemie jen v první ročníku v rozsahu 2 hodin týdně. Chemie i chalkogeny jsou na této škole probírány jen v teoretické rovině.²²

Gymnázia (čtyřletá, víceletá - RVP G)

Výuka chemie na gymnáziích je stejně jako u ostatních škol stanovena podle ŠVP, které vychází z RVP G. Obor chemie je zde zařazen do tématu Člověk a příroda. Rozdíl je v zaměření gymnázia. Pokud se jedná o humanitně nebo všeobecně založené gymnázium, pak výuka chemie není tak podrobná a nedochází k předávání široké míry poznatků, jako je tomu u přírodovědně zaměřeného gymnázia.

Dotace výuky chemie je rozdělena podle nižšího a vyššího stupně gymnázia. Na nižším stupni jsou to 2-3 hodiny týdně ve dvou ročnících (tercie a kvarta) a na vyšším stupni 3 hodiny týdně. Laboratorní cvičení jsou zde povinně zařazena do výuky.²²

Na všeobecných a humanitních gymnáziích je hodinová dotace pro výuku chemie většinou 2 hodiny týdně a k tomu může být ještě 1 hodina laboratorní cvičení, kde studenti na konci hodiny zpracovávají protokoly z probraného tématu.²²

Na čtyřletém gymnáziu se zaměřením humanitním a všeobecným se s chalkogeny setkávají žáci ve 2. ročníku v rámci výuky anorganické chemie. Studenti dokážou popsat jejich výskyt a význam, použití, chemické a fyzikální vlastnosti chalkogenů na základě jejich elektronové konfigurace. Ve 3. ročníku jsou součástí organické chemie sírné deriváty uhlovodíků. Studenti jsou schopni určit charakteristickou skupinu, pojmenovat deriváty a vysvětlit jejich chemické vlastnosti. Na přírodovědných gymnáziích je výuka chemie probírána hlouběji a ve větším rozsahu

učiva (3 hodiny týdně v 1-3. ročníku). Laboratorní cvičení jsou zde povinně zařazena do výuky chemie.²²

Osmiletá gymnázia probírají chalkogeny ve třetím a čtvrtém ročníku (tercie a kvarta) stejně jako na základních školách s tím rozdílem, že na gymnáziích je to ve větší hloubce. Na vyšším stupni gymnázia (kvinta, sexta, septima, oktáva) je učivo stejně jako na čtyřletém studiu prohlubováno po stránce teoretické a na některých školách i po stránce praktické (laboratorní cvičení – 2 hodiny za 14 dní). V septimě jsou probírány surné deriváty uhlovodíků a studenti je dokážou pojmenovat, určit jejich charakteristiku, výskyt, význam i jejich chemické vlastnosti.²²

Na gymnáziích existují bloky volitelných předmětů, kde si studenti mohou zapsat seminář z chemie, na který vyčleňuje jednotlivá škola dotace hodin. Zvláště častěji jsou to 2 hodiny týdně. Seminář může být jednoletý i dvouletý.

V příloze 4 jsou uvedeny příklady ŠVP čtyřletého gymnázia Gymnázium Plzeň a ŠVP osmiletého gymnázia Gymnázium Plzeň.

3.2 Metody výuky chemie

Metoda je předepsaný postup, podle kterého se realizuje a řídí výuka. Obsahem těchto metod je dosažení cílů. Při jejich realizaci se musí dodržovat logické postupy a didaktické zásady. Mezi logické postupy zahrnujeme hlavně postup od známého k neznámému, od jednoduššího ke složitějšímu, od konkrétního k abstraktnímu. Další důležité postupy jsou indukce, dedukce, syntetika nebo analytika.²⁶

Metody výuky se dělí na 4 základní typy:²⁷

Metody slovní

Metody slovní patří mezi nejjednodušší metody výuky, které se odvozují od frontální výuky formou výkladu. Slovo je pro učitele nástroj nejefektivnějšího a nejrychlejšího přenosu požadovaných informací. Slovní metody dělíme na:

- Slovní metody monologické – popis, vyprávění, vysvětlování, přednáška, výklad
- Slovní metody dialogické – rozhovor, diskuze, dramatizace
- Metody práce s učebnicí, knihou

Metody názorně demonstrační

Tyto metody se opírají o přímý názor, často o pasivní pozorování jevů, které jsou důležité především pro počáteční fázi poznání, která začíná prožitkem a vjemem. Tyto metody rozdělujeme na: ^{26,27}

- Pozorování předmětů a jevů
- Předvádění (předmětů, modelů, pokusů, činností)
- Demontrace obrazů statických
- Projekce statická a dynamická

Metody praktické

Tyto metody jsou zaměřeny hlavně na spojení vědomostí, schopností a manuální zručnosti. Tyto metody se dělí na: ^{26,27}

- **Montážní a demontážní práce** - používání např. stavebnice modelů organických sloučenin. Tato metoda podporuje technické myšlení a představivost.
- **Laboratorní práce** – zadání a vypracování úkolu v laboratorním cvičení
- **Praktická pracovní činnost a praxe** – především na středních odborných školách (SOŠ, SOU), kde žák využívá svých teoretických vědomostí v praxi, kterou bude potřebovat pro výkon svého povolání

Metoda opakování a procvičování vědomostí a dovedností

Tato metoda se nejčastěji aplikuje na konci hodiny, na začátku příští hodiny nebo po skončení tematického celku. Nejdůležitější je tato metoda v období pololetí, konce školního roku a před maturitou. Důležité je hlavně zautomatizování základních technik.

Metody praktické se nejčastěji uplatňují při laboratorních cvičeních. Ale využívají se samozřejmě i metody slovní a názorné.

3.3 Školní chemická laboratoř a její vybavení

Základem školní chemické laboratoře jsou pracovní stoly, které mají zabudované rozvody vody, plynu a elektřiny. Další důležité vybavení zahrnuje nábytek, jako police a skříně na chemické nádoby, chemikálie a hořlaviny. Pro ochranu zdraví a bezpečí nesmí být opomenut hasicí přístroj a lékárnička. Pro chemické pokusy jsou z vybavení nezbytné např. plynové kahany, elektrické vařiče, váhy, sušárna nebo destilační přístroj. Dále digestoř a chladničku s mrazničkou, která slouží k uchování nejen biochemických preparátů.²⁸

Pro chemické pokusy jsou nezbytné aparatury, které se skládají z laboratorních pomůcek (z chemického skla, porcelánového nádobí a kovových pomůcek).

V následujících tabulkách jsou uvedeny příklady nejdůležitějších chemických pomůcek a jejich využití.

Tabulka 4 Skleněné pomůcky a jejich použití²⁸

Nádobí a pomůcky	Použití
VARNÉ SKLO	
Zkumavka	Příprava roztoků
Odsávací zkumavka	Příprava plynů, filtrace
Alonž	Součást destilační aparatury
Kádinka	Příprava roztoků
Titrační baňka	Titrační stanovení
Varná baňka	Zahřívání roztoků
Frakční baňka	příprava plynů
Destilační baňka	Součást destilační aparatury
Chladiče, trubice U	Součást destilační aparatury
TECHNICKÉ SKLO	
Dělicí nálevky	Příprava plynů
Stříčka	Příprava roztoků a vymývání nádobí
Nálevka	Filtrace
Exsikátor	Sušení látek
Prachovnice	Ukládání pevných látek

Reagenční láhev	Ukládání roztoků
ODMĚRNÉ SKLO	
Pipety, byrety	Odměrování objemů, titrační stanovení
Odměrný válec a baňka	Příprava a odměřování roztoků

Tabulka 5 Porcelánové pomůcky a jejich využití ²⁸

PORCELÁNOVÉ NÁDOBÍ	POUŽITÍ
Odpařovací miska	Zahuštění roztoků a krystalizace
Kelímek	Žihání pevných látek
Třecí miska	Rozměňování pevných látek
Buchnerova nálevka	Filtrace za sníženého tlaku

3.4 Laboratorní řád

Při práci v chemické laboratoři je nutné dodržovat laboratorní řád, který zahrnuje především tyto body: ²⁹

- Do chemické laboratoře patří pouze věci nezbytné k práci – pracovní oděv, utěrka, zápalky, psací potřeby, ochranné brýle a návody pro práci.
- V laboratoři je nutné pracovat pouze za dozoru vedoucího laboratorních cvičení.
- Před zahájením laboratorní práce se nejprve seznamte s pracovním postupem a provádějte jen zadané pokusy.
- Během práce v laboratoři platí přísný zákaz konzumace pití a potravin a zákaz kouření.
- Při práci udržujte pořádek na pracovním stole, používejte jen řádně označené chemikálie a čisté a neporušené chemické sklo a pomůcky.
- Během laboratorního cvičení dodržujte hygienické a bezpečnostní pokyny a opatření.
- Každý úraz, poranění nebo závalu neprodleně hlase vedoucímu cvičení.
- Neodcházejte z laboratoře během průběhu chemického pokusu.
- Odpad, tj. rozbité sklo, nádobí, filtrační papíry, zbytky chemikálií apod. se likviduje podle pokynů vedoucího cvičení.

3.5 Chemický pokus

Školní chemický pokus je součástí výuky chemie, což je složitý výchovně vzdělávací proces, při kterém dochází ke vzájemnému působení učitele a žáka. Cílem tohoto procesu je, aby si studenti osvojili své znalosti, vědomosti, schopnosti a rozvíjeli své postoje. Aby bylo těchto cílů dosaženo, tak se používají různé **materiální prostředky** (učebnice, chemické pokusy, počítače, modely, aj.) a **nemateriální prostředky** (vyučovací metody a postupy). Školní chemický pokus řadíme do **pod systému materiálních didaktických prostředků**, které dělíme na vyučovací pomůcky a didaktickou techniku (diaprojektory, videoprojekce, počítač, aj.).^{26,27}

Chemický pokus, který zařadíme do výuky chemie má **několik fází**:

- 1) příprava chemického pokusu
- 2) provedení a pozorování průběhu chemického pokusu
- 3) vyhodnocení chemického pokusu
- 4) zpracování vyhodnocených údajů

3.5.1 Funkce chemického pokusu ve výuce chemie

Funkce vyplývají ze struktury chemického pokusu a z charakteristiky výuky chemie. Chemický pokus plní funkci informativní, formativní a metodologickou.³⁰

Informativní funkce

Informativní funkce zahrnuje souhrn všech poznatků, které studenti získali během jednotlivých fází chemického pokusu – barva a tvar výchozích látek, jejich přeměny, průběh reakce a potřebná laboratorní technika. Tato funkce studenty informuje o způsobu provedení pokusu (jak chemický pokus zrealizovat, na co se zaměřit a postřehnout, kde se mohou vyskytnout problémy). Získané informace studenti zpracovávají do empirických údajů (3. fáze pokusu) a pak jej vyhodnotí (4. fáze pokusu).

Formativní funkce

Tato funkce se realizuje přes informativní funkci, kde převažuje dynamická činnostní úroveň. Dochází tak k formování osobnosti žáka na základě osvojených poznatků a k utváření jeho charakterových a názorových postojů (např. „Je chemie

nebezpečná?“, „Je nutná spolupráce?“). Aby došlo k realizaci této funkce chemického pokusu, musí dojít ke sloučení činností, které příprava, provedení a vyhodnocení pokusu vyžaduje.

Metodologická funkce

Funkce metodologická zprostředkovává způsoby, metody a principy poznání ve výuce chemie.

Z hlediska vztahu k různým fázím výuky chemického pokusu, existují ještě další funkce motivační, osvojovací, upevňovací, kontrolní.³⁰

V **motivační části** je kladen důraz na 2. fázi chemického pokusu (provedení), další fáze jsou potlačeny. Při **osvojovací funkci** jsou fáze vyhodnocování a fáze přípravná posunuty na začátek - popíšu se produkty a výchozí látky, určuje se reaktivita jednotlivých kovů, pozorují se změny v barvách roztoků co a výsledek chemického pokusu. V **upevňovací funkci** učiva studenti již mají osvojené základní charakteristiku a vlastnosti látek, jejich reaktivitu. Získané poznatky si jen upevňují opakováním experimentu. V **kontrolní fázi** mohou studenti prokázat své osvojené znalosti, vědomosti a dovednosti z jednotlivých fází chemického pokusu.

3.5.2 Dělení chemického pokusu

Chemické pokusy rozdělujeme dle vnější formy výuky na **školní**, které se provádějí přímo ve škole a jsou součástí výuky a na pokusy **domácí**, kde je důležité vybrat úlohy bezpečné.^{26,27}

Dalšími typy jsou **demonstrační pokus učitele**, který je velmi obtížný a je k němu zapotřebí drahé chemikálie a přístroje. Tento typ chemického pokusu provádí pouze učitel nebo **demonstrační pokus žáka**, který provádí řádně poučený žák za účasti učitele.^{26,27}

Chemický pokus rozdělujeme také na **frontální pokusy** žáků, kdy je třída rozdělena do skupin, a pokusem se zabývají ve stejném čase. Při tomto typu je pozice učitele organizační, kontrolní a hodnotící. A na **simultánní pokusy** žáků, který se na rozdíl od frontálního typu, liší tím, že žáci provádějí pokus vlastním tempem už od začátku hodiny. Učitel zde přebírá funkci řídicí a hodnotící.^{26,27}

3.6 Laboratorní protokol

Laboratorní protokol je záznam chemického pokusu a je jeho nedílnou součástí. Učí studenty přesnosti, věcnosti a stručnosti. Vlastnostmi protokolů jsou podstatně lepší a snadnější orientace v přípravě a provedení daného chemického pokusu.

Protokol zpracovávají studenti a návod vypracovává učitel a je právě na něm, zda ho předá studentům nebo si ho budou muset vytvořit sami. Pokud se učitel rozhodne, že studenti protokol zpracují bez jeho pomoci, tak je to mnohem efektivnější způsob, jelikož si studenti uvědomí daný cíl chemického pokusu.

V tabulce uvádím, co by měl protokol obsahovat.

Tabulka 6 **Obsah laboratorního protokolu** ²⁶

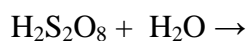
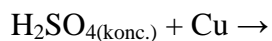
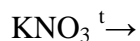
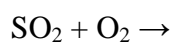
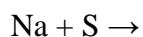
Název a cíl pokusu	
Práce a její plánování	Úvaha o teorii, pomůcky a chemikálie, schéma aparatury
Pracovní postup	Popis pracovních operací a výsledky
Výsledky a vysvětlení, závěr	Souhrn úvah o pracovním postupu

3.7 Pomůcka při vyučování – pracovní list

Tato pomůcka patří mezi oblíbené formy vyučování chemie. Slouží k opakování již probrané látky a záleží na učiteli, zda pracovní list bude klasifikovat nebo ho ponechá žákům jako prostředek pro případnou přípravu na test či zkoušení z dané látky. Pracovní list může student vypracovat sám nebo ve dvojici a správná řešení se konzultují po jeho zpracování s učitelem.

3.7.1 Návrh pracovního listu

Doplňte tabulku					
Latinský název	Značka	Protonové číslo	Rel. atom. hmotnost	Teplota tání	Elektronegativita
		8			
Sulphur					
			78,96		
				452 °C	
					2,0
Napiš vzorce					
Síran měďnatý					
Síran železnatý					
Síran sodný					
Thiosíran sodný					
Napiš název, systematický název a krystalografickou soustavu					
CaSO ₄ · 2 H ₂ O					
FeS ₂					
PbS					
ZnS					

Vyčíslí a doplň rovnice

Zařaď chalkogeny do periodické soustavy prvků a vypiš prvky, které do nich patří

.....

.....

3.7.2 Vypracování pracovního listu**Doplňte tabulku**

Latinský název	Značka	Protonové číslo	Rel. atom. hmotnost	Teplota tání	Elektronegativita
Oxygenium	O	8	15,99	-218,8 °C	3,5
Sulphur	S	16	32,06	118,9 °C	2,6
Selenium	Se	34	78,96	220,5 °C	2,4
Tellurium	Te	52	127,60	452 °C	2,1
Polonium	Po	84	209	252 °C	2,0

Napiš vzorce

Síran měďnatý CuSO_4

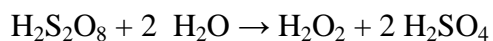
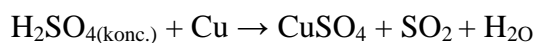
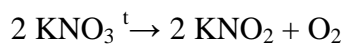
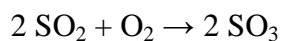
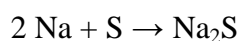
Síran železnatý FeSO_4

Síran sodný NaSO_4

Thiosíran sodný $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Napiš název, systematický název a krystalografickou soustavu

$\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$	sádrovec	dihydrátsíranu vápenatého	jednoklonná
FeS_2	pyrit	disulfid železnatý	krychlová
PbS	galenit	sulfid olovnatý	krychlová
ZnS	sfalerit	sulfid zinečnatý	krychlová/šesterečná

Vyčíslí a doplň rovnice**Zařad' chalkogeny do periodické soustavy prvků a vypiš prvky, které do nich patří**

Chalkogeny patří do 16. skupiny periodické tabulky prvků a řadíme mezi ně kyslík, síru, selen, tellur a polonium.

4 Praktická část

Tato část diplomové práce je zaměřena na praktická cvičení skupiny chalkogenů a jejich sloučenin. Uvádím zde nejběžnější a nejzajímavější chemické pokusy. Všechny tyto pokusy jsem vybrala z uvedené literatury a ověřila ve školní laboratoři a v diplomové práci je prezentuji jako laboratorní návody spolu s doprovodnými fotografiemi.

Je zde popsáno 18 chemických pokusů a u každého z nich je uvedeno téma, princip, pomůcky a chemikálie, pracovní postup, metodické poznámky a časové rozvržení.

Předtím než učitel vstoupí se žáky do laboratoře, tak je postupně a cílevědomě upozorní na možná nebezpečí. Seznámí je s bezpečností a ochranou zdraví při práci (BOZP) a s uložením chemických pomůcek, hasicích přístrojů a lékárny.

4.1 Bezpečnost práce v chemické laboratoři

Pobyt a práce v chemické laboratoři přináší studentům mnoho úskalí a rizik, které mohou ohrozit jejich zdraví (práce s chemikáliemi, poranění sklem, nadýchání toxických látek, exploze, aj.). Obeznamení se všemi riziky a jejich předcházení v chemické laboratoři je povinností každého učitele. K nejčastějším rizikům v laboratoři patří výbuch, oheň, poleptání, poranění při užívání skla nebo chemických pomůcek nebo otrava.²⁸

4.1.1 Oheň a jeho nebezpečí

V chemické laboratoři se pracuje velmi často s hořlavými látkami a otevřeným ohněm, a proto musí být jejich nebezpečí oznámeno na začátku každého chemického pokusu. S tím souvisí i znalost hasicího přístroje jako prostředku pro uhašení případného ohně v laboratoři. Hořlaviny se skladují v zásobních lahvích v uzavřených plechových skříních a v určité vzdálenosti od ohně.²⁸

4.1.2 Nebezpečí popálení a poleptání

Při práci se žíravinami a leptavými látkami se musí velmi opatrně a musí se dodržovat čistota. Pracujeme s nimi v digestoři s gumovými rukavicemi. Po použití těchto látek se musí zásobní láhev otřít filtračním papírem. Žíraviny ředíme tak, že

naléváme jejich roztok do vody. Mezi tyto látky patří brom, silné kyseliny, roztoky alkalických hydroxidů, aj.²⁸

4.1.3 Nebezpečí výbuchu

Riziko nastává i při práci s výbušnými látkami jako jsou vodík, methan, aj. Při přípravě těchto látek se musí dbát na to, aby chemické pomůcky byly zcela čisté a suché. Učitel by měl upozornit na všechna rizika ohledně výbušných látek a požadovat, aby studenti použili ochranný štít a pracovali v digestoři.²⁸

4.1.4 Nebezpečí poranění sklem

Studenti mohou být ohroženi při výbuchu, kdy se sklo roztříští (letící střepiny) anebo při špatném užívání a manipulaci se sklem. Tomuto nebezpečí se předchází užíváním plastových brýlí anebo ochranného štítu.

4.1.5 Nebezpečí otravy

Toto nebezpečí nastává při práci s toxickými látkami. Studenti musí dodržovat všechny pokyny bezpečnosti práce a hygienické zásady, aby se otravě těmito látkami předešlo. Toxické látky jsou uchovávány v označených lahvích ve speciálních skříních a je o nich vedena evidence. Práce s těmito látkami se provádí v digestoři a s gumovými rukavicema.²⁸

4.2 Návody na praktická cvičení se zaměřením na chalkogeny a jejich sloučeniny

4.2.1 Síra

4.2.1.1 Příprava kosočtverečné síry^{31,32,33}

Téma: Síra

Princip: Síra se řadí mezi alotropické prvky. Krystalizuje v několika modifikacích – kosočtverečná a jednoklonná.

Pomůcky a chemikálie: krystalizační miska nebo hodinové sklo, zkumavka, toluen a prášková síra

Pracovní postup: Do připravené zkumavky nasypeme asi 1 cm práškové síry a rozpustíme ji v malém množství toluenu. Pokud na dně zkumavky zůstane nerozpuštěný zbytek síry, necháme směs sedimentovat. Roztok, který se vytvoří nad nerozpuštěnou sírou slijeme na hodinové sklo nebo do krystalizační misky a necháme odpařit toluen. Pozorujeme vznik krystalů kosočtverečné síry.

Metodické poznámky: Tento chemický pokus je demonstrační a provádí ho jen učitel v digestoři, jelikož toluen je omamná a toxická látka.

Čas: 10 minut i s přípravou pomůcek

4.2.1.2 Příprava koloidní síry^{32,33}

Téma: Síra

Princip: Při rozpouštění thiosíranu sodného kyselinou chlorovodíkovou se vylučuje koloidní síra



Pomůcky a chemikálie: 2 kádinky (250 cm³), pipeta, thiosíran sodný, koncentrovaná kyselina chlorovodíková

Pracovní postup: Navážíme si cca 0,3 g thiosíranu sodného a rozpustíme ve 100cm³ vody. Vznikne čirý roztok, ke kterému přidáme několik kapek koncentrované kyseliny

chlorovodíkové a pozorujeme. Po chvíli se vytváří mléčný zákal, který se postupem času ještě prohloubí. Vznikla koloidní síra.

Metodické poznámky: Tento pokus patří mezi demonstrační i laboratorní pokusy, který předvádí učitel, ale může si jej vyzkoušet i žák.

Čas: 15 min i s prodlevou na vytvoření zákalu.



Obr. 9 Vznik koloidní síry (mléčný zákal)

4.2.1.3 Změny síry při zahřívání³³

Téma: Síra

Princip: Viditelné změny síry při postupném zahřívání.

Pomůcky a chemikálie: zkumavka, kahan a prášková síra

Pracovní postup: Do 1/3 zkumavky nasypeme práškovou síru, kterou poté zahříváme tak, aby síra přešla do taveniny. Nejprve síra mění svoji barvu z bledožluté na žloutkovou, později na medově žlutou. Při dalším zahřívání se síra roztaví na medově žlutou kapalinu, později zhnědne a zhoustne tak, že se nedá ze zkumavky vylít.

Metodické poznámky: Pracujeme v digestoři, kvůli vytvářejícím se výparům (teplota nad 119 °C). Tento pokus je demonstrační a předvádí ho učitel.

Čas: 10-15 minut.



Obr. 10 Průběh změn barev síry při zahřívání

4.2.1.4 Příprava plastické síry³³

Téma: Síra

Princip: Plastická síra obsahuje kruhy i dlouhé řetězce. Prudkým ochlazením dochází k roztavení síry.

Pomůcky a chemikálie: zkumavka, kahan, kádinka s vodou a prášková síra

Pracovní postup: Zkumavku naplníme z 1/3 práškovou sírou a začneme zahřívát nad kahanem. Až síra ve zkumavce bude vřít, tak ji rychle vlijeme do litrové kádinky se studenou vodou. Síra ztuhne v plastické pramínky, které po chvíli svoji plastičnost ztrácejí a přecházejí do šedé barvy.

Metodické poznámky: Při zahřívání se síra nejdříve mění na žlutě zbarvenou taveninu, která obsahuje molekuly ve tvaru prstence. Při dalším zahřívání dochází ke štěpení prstenců a k jejich spojování do dlouhých řetězců. Pracujeme v digestoři. Tento pokus je demonstrační a provádí ho učitel (vysoká teplota).

Čas: 10-15 minut.



Obr. 11 Plastická síra

4.2.1.5 Příprava jednoklonné síry³³

Téma: Síra

Princip: Při zahřívání (teplota nad 119 °C) sirný květ mění svoje skupenství z pevného na kapalné a mění i svoji barvu na červenou. Nad 190 °C se červené zbarvení mění na hnědé.

Pomůcky a chemikálie: porcelánový kelímek, triangel, kahan, tyčinka, sirný květ, kádinka s vodou

Pracovní postup: Do porcelánového kelímku nasypeme sirný květ, který za stálého míchání zahříváme. Poté co vznikne tavenina, kelímek odstavíme z plamene a necháme jej vychladnout. Jakmile vidíme, že se na povrchu vytvořila blanka, prorazíme ji tyčinkou a roztavenou síru vlijeme do kádinky se studenou vodou. Na stěnách kelímku pozorujeme tvorbu jehlicovitých, voskově žlutých krystalků jednoklonné síry.

Metodické poznámky: Pracujeme v digestoři. Doporučuji jako demonstrační pokus, který provádí pouze učitel z důvodu vysoké teploty a možnosti popálení.

Čas: 5 – 10 minut.



Obr. 12 Průběh přípravy jednoklonné síry

4.2.2 Analytické důkazy siřičitanů, síranů a thiosíranů^{32,33}

Téma: Siřičitany, sírany a thiosírany

Princip: K analytickým důkazům se využívají redoxní reakce nebo vznik málo rozpustných sloučenin, které tyto ionty vytváří s některými kationty kovů.

Pomůcky a chemikálie: stojánek se zkumavkami, roztoky Na₂SO₃ (w = 5 %), Na₂SO₄ (w = 5 %), Na₂S₂O₃ (w = 5 %), Ba(NO₃)₂ (w = 5 %), Pb(NO₃)₂ (w = 5 %), AgNO₃ (w = 1 %), jod (0,05 mol/l), HCl (w = 10 %)

Pracovní postup:

a) Důkaz siřičitanů (SO₃²⁻)

Připravíme si dvě zkumavky a do každé z nich dáme 1 cm³ roztoku siřičitanu. Poté do jedné z nich přidáme 1 cm³ roztoku dusičnanu stříbrného a do druhé 1 cm³ roztoku dusičnanu barnatého. Pozorujeme vznik bílých nerozpustných sloučenin v obou zkumavkách. V první zkumavce vzniká bílá sraženina a ve druhé zkumavce dochází k odbarvování.

$$2 \text{Ag}^+ + \text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_3$$
 (bílá sraženina, která je rozpustná ve zředěné kyselině dusičné a v amoniaku)

$$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_3$$
 (bílá sraženina, která je rozpustná ve zředěné kyselině dusičné)

Oxidace siřičitanů na sírany:

Do další zkumavky dáme 1 cm³ roztoku siřičitanu a přidáme několik kapek roztoku jodu (modrofialové zbarvení). Dochází zde k oxidaci siřičitanových aniontů na síranové a k redukci jodu na bezbarvé jodidové anionty. Roztok se začne odbarvovat v důsledku siřičitanů na jodid.

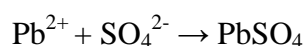
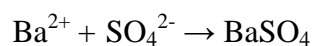
$$\text{SO}_3^{2-} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{I}^- + 2 \text{H}^+$$
 (redukce jodu ionty)



Obr. 13. Důkaz siřičitanů

b) Důkaz síranů (SO_4^{2-})

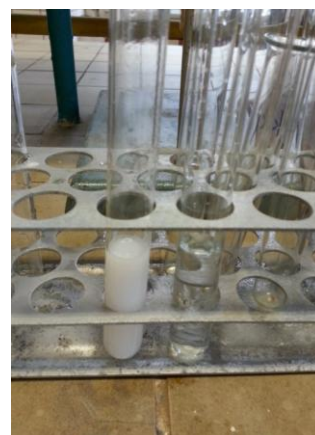
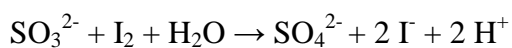
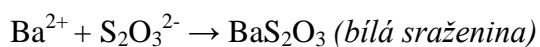
Do dvou zkumavek dáme 1 cm^3 roztoku thiosíranu. Do jedné z nich poté přidáme 1 cm^3 roztoku dusičnanu barnatého a do druhé 1 cm^3 dusičnanu olovnatého. V obou zkumavkách dochází ke vzniku bílých sraženin, které nejsou rozpustné ve zředěné kyselině sírové.



Obr. 14 Důkaz síranů

c) Důkaz thiosíranů ($\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$)

Do každé ze dvou zkumavek dáme 1 cm^3 roztoku thiosíranu. Do jedné z nich přidáme 1 cm^3 roztoku dusičnanu barnatého a do druhé z nich 1 cm^3 roztoku jodu. Pozorujeme vznik bílé sraženiny v první zkumavce, která se po jejím okyselení kyselinou chlorovodíkovou rozpouští. Ve druhé zkumavce dochází k odbarvování hnědého roztoku v důsledku redukce jodu thiosíranovými ionty na jodid.



Obr. 15. Důkaz thiosíranů

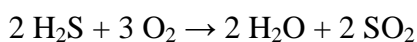
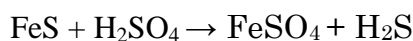
Metodické poznámky: Dbáme na přesnost při tvorbě roztoků a opatrnost při smíchávání ve zkumavkách. Tento pokus patří mezi laboratorní a žáci ho mohou provádět samostatně za účasti učitele.

Čas: 20-30 minut.

4.2.3 Hoření sulfanu ³³

Téma: Sulfan

Princip: Reakcí sulfidu železnatého s kyselinou sírovou dochází k úniku plynu, který po zapálení vzplane modrým plamenem.

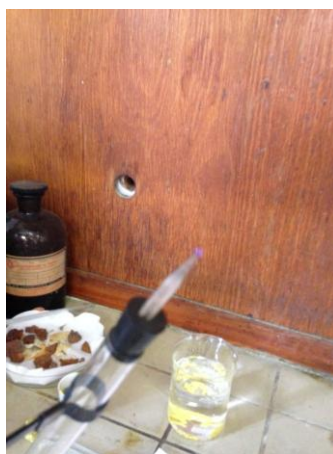


Pomůcky a chemikálie: zkumavka, hořáková trubička, zápalky, sulfid železnatý, zředěná kyselina sírová

Pracovní postup: Do zkumavky nasypeme sulfid železnatý, který přelijeme zředěnou kyselinou sírovou v poměru 1:5 a zkumavku uzavřeme hořákovou trubičkou, což je trubička vytažená do kapiláry. Ve zkumavce se začnou vytvářet bublinky plynu, který odporně páchne. Poté zapálíme unikající plyn, který hoří modrým plamenem a zapáchá po síře.

Metodické poznámky: Pracujeme v digestoři. Doporučuji jako demonstrační pokus, který provádí pouze učitel.

Čas: 5 minut.

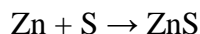
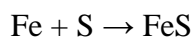


Obr. 16 Hoření sulfanu (modrý plamen)

4.2.4 Příprava sulfidů přímým slučováním síry s kovy^{32,33}

Téma: Sulfidy

Princip: Syntéza kovů (železný prášek, zinek) se sírou.



Pomůcky a chemikálie: zkumavka, tužka, stativ, miska s pískem, drát, směs železného prášku, sirný květ

Pracovní postup:

- a) Do zkumavky dáme promíchanou směs železného prášku se sirným květem, kterou tužkou udusáme. Zkumavku upevníme do stativu a vypodložíme miskou s pískem. Rozžhaveným drátem se dotkneme směsi, která začne prudce hořet. Zkumavka praskne.
- b) V třecí misce promícháme dva díly práškovitého zinku s jedním dílem sirného květu. Na cihle vytvoříme hromádku, kterou zapálíme rozžhaveným drátem. Směs vzplane jasným namodralým plamenem a po hoření zbyde špinavě bílá hmota.

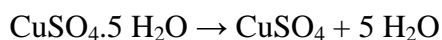
Metodické poznámky: Pracujeme v digestoři. Dbáme na to, aby studenti měli ochranné štíty. Tento pokus doporučuji jako frontální a demonstrační.

Čas: 15 minut.

4.2.5 Hygroscopičnost kyseliny sírové³³

Téma: Kyselina sírová

Princip: Kyselina sírová má hygroscopické vlastnosti a dokáže dehydratovat některé látky.



Pomůcky a chemikálie: zkumavka, kyselina sírová, modrá skalice

Pracovní postup: Do zkumavky s koncentrovanou kyselinou sírovou dáme krystalek modré skalice. Po chvíli se modrý krystalek začne odbarvovat, jelikož kyselina sírová odnímá z pentahydrátu všechnu vodu a zbyde bílý bezvodý síran měďnatý.

Metodické poznámky: Tento pokus řadíme mezi laboratorní a demonstrační pokusy, které předvádí učitel z důvodu použití koncentrované kyseliny sírové.

Čas: 5-10 minut



Obr. 16 Odbarvení modré skalice

4.2.6 Působení kyseliny sírové na organické látky³³

Téma: Kyselina sírová

Princip: Kyselina sírová má silné oxidační a dehydratační účinky, způsobuje dehydrataci organických látek (zuhlňatění).

Pomůcky a chemikálie: špejle, zkumavka, stativ, kahan, porcelánová miska, skleněná tyčinka, bílý papír, cukrová moučka, kyselina sírová

Pracovní postup:

- Do koncentrované kyseliny sírové smočíme konec špejle, ta zežloutne, zhnědne a nakonec zčerná.

Obr. 17 Zčernání špejle

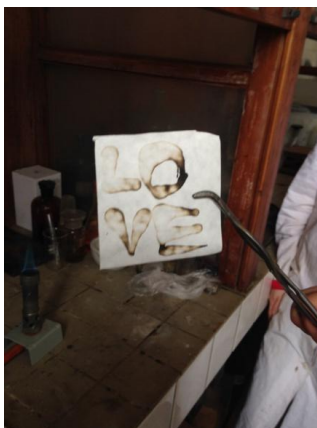


- b) Do zkumavky, kterou upevníme svisle držákem do stativu a podložíme ji porcelánovou miskou, dáme do 1/3 cukr moučku, který s vodou rozmícháme do řídké kaše. Poté ji přelijeme trochou koncentrované kyseliny sírové a rychle zamícháme. Cukr zčerná a ze zkumavky se začne tlakem páry vysouvat váleček tmavé hmoty.



Obr. 18 Vytvoření černé hmoty

- c) Na bílý papír píšeme skleněnou špičkou zředěnou kyselinou sírovou. Po uschnutí je písmo neviditelné. Nahřejeme jej nad kahanem a objeví se černé písmo.



Obr. 19 Černé písmo

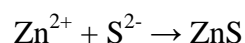
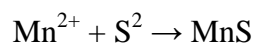
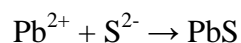
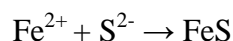
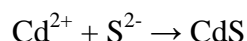
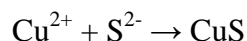
Metodické poznámky: Pracujeme v digestoři. Tento pokus bych doporučila jako demonstrační a žáci si ho mohou vyzkoušet sami.

Čas: a) 5 minut, b) 10 minut, c) 7 minut

4.2.7 Příprava sulfidů srážením ³⁴

Téma: Sulfidy

Princip: Sulfidy jsou látky s charakteristickým zbarvením. Jejich příprava závisí na srážecích reakcích iontů.



Pomůcky a chemikálie: zkumavky, stojan na zkumavky, roztoky solí s kationty (připraví učitel – podle dostupnosti látek na různých školách), roztok sulfidu sodného

Pracovní postup: Do zkumavek připravíme roztoky solí s kationty: měďnatý, olovnatý, železnatý, kademnatý, manganatý a zinečnatý. K těmto roztokům poté přiléváme roztok sulfidu sodného.

CuS – černý CdS – žlutý FeS - hnědočerný

PbS – černý MnS – růžový ZnS – bílý



Obr. 20 Charakteristické zbarvení sulfidů

Metodické poznámky: Je to demonstrační pokus, který si mohou žáci vyzkoušet sami. Řadí se mezi efektivní pokusy z hlediska vzniku barev.

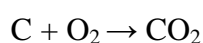
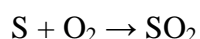
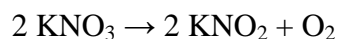
Čas: 10 minut

4.2.8 Efektní pokusy

4.2.8.1 Peklo ve zkumavce³⁵

Téma: Síra, dusičnan draselný, uhlík

Princip: Dusičnan draselný se při vysoké teplotě rozkládá na kyslík a dusitan draselný. Uhlík a síra reagují s kyslíkem silně exotermicky (vysoká teplota).



Pomůcky a chemikálie: zkumavka, stojan, svorka, lžička, kahan, chemické kleště, dusičnan draselný, síra, dřevěné uhlí

Pracovní postup: Zkumavku s dusičnanem draselným upevníme do stojanu a poté roztavíme nad kahanem. Poté přidáme půl lžičky pevné síry a vhodíme kousek rozžhaveného dřevěného uhlí. Dochází k prudké exotermní reakci síry a uhlíku s kyslíkem, kterou doprovází světelný efekt.



Obr. 21 Peklo ve zkumavce

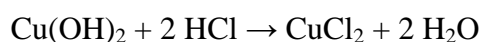
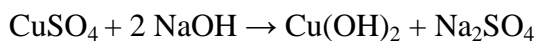
Metodické poznámky: Jedná se o demonstrační pokus, který je nebezpečný, a proto učitel musí lpět na dodržení bezpečnosti. Žáci musí mít ochranné brýle nebo ochranný štít.

Čas: 10 minut

4.2.8.2 Korál z modré skalice³⁶

Téma: Sírany

Princip: Srážecí reakce síranu měďnatého s hydroxidem sodným.



Pomůcky a chemikálie: odměrný válec (250 ml), kádinka (100 ml), tyčinka, roztok síranu měďnatého, roztok hydroxidu sodného (w=20 %), kyselina chlorovodíková (w=35 %)

Pracovní postup: Připravíme si odměrný válec a nalijeme do něj 200 ml roztoku síranu měďnatého a přidáme 25 ml roztoku hydroxidu sodného. Vznikne modrá sraženina, která připomíná modrý korál. Poté do válce nalijeme 25 ml kyseliny chlorovodíkové a tyčinkou zamícháme. Pozorujeme, jak se korál rozpouští. Pokud přidáme opět hydroxid sodný, korál opět vzniká.



Obr. 22 Modrý korál

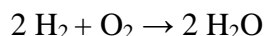
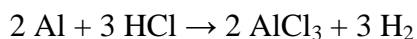
Metodické poznámky: Jedná se o demonstrační efektivní pokus, který předvádí pouze učitel kvůli vysoké koncentraci chemikálií a dodržení bezpečnosti.

Čas: 5-10 minut

4.2.8.3 Vybuchující modrý plamen ³⁷

Téma: Sírany

Princip: Vodík se vzduchem vytváří výbušnou směs. Přidáním síranu reakci lépe pozorujeme.



Pomůcky a chemikálie: titrační baňka (250 ml), kádinka (100 ml), odměrný válec (100 ml), špejle, tyčinka, pentahydrát síranu měďnatého, kyselina chlorovodíková (w=30 %), hliník (kulička alobalu).

Pracovní postup: Připravíme si titrační baňku, do které odměříme 150 ml vody a nasypeme 3 lžičky síranu měďnatého a tyčinkou promícháme, než se krystalky rozpustí. Přidáme 50 ml kyseliny chlorovodíkové a dochází ke změně barvy roztoku. Poté přidáme 1 nebo 2 kuličky alobalu a vznikající plyn zapálíme. Pozorujeme modré zbarvení.



Obr. 23 Vybuchující modrý plamen

Metodické poznámky: Jedná se o demonstrační efektivní pokus, který provádí učitel z důvodu bezpečnosti. Použití ochranných brýlí a štítu. Pokus provádíme v digestoři.

Čas: 10 – 15 minut

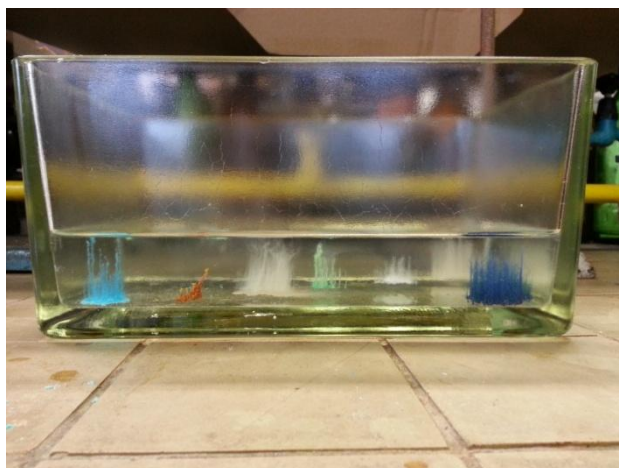
4.2.8.4 Kvetoucí zahrádka ³⁸

Téma: Sírany

Princip: Postupná krystalizace síranů v roztoku vodního skla

Pomůcky a chemikálie: odměrný válec, skleněná vana, lžička, vodní sklo (vodný roztok křemičitanu sodného), síran měďnatý CuSO₄, síran manganatý MnSO₄, síran železnatý FeSO₄, síran nikelnatý NiSO₄, síran hořečnatý MgSO₄, chlorid kobaltnatý CoCl₂

Pracovní postup: Připravíme si odměrný válec, do kterého naměříme vodní sklo v poměru 1:4 s vodou. Směs nalijeme do skleněné vany a poté přidáváme krystaly od jednotlivých síranů. Po určité době pozorujeme barevné efekty síranů.



Obr. 24 Kvetoucí zahrádka

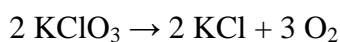
Metodické poznámky: Pokud roztok vodního skla více zředíme, krystalky jsou křehčí. Tento pokus doporučuji jako demonstrační, který si může vyzkoušet i poučený žák.

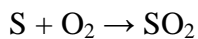
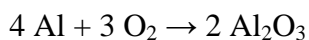
Čas: 30 minut

4.2.8.5 Jiskřící cestička ³⁹

Téma: Síra

Princip: Tento pokus je založen na redoxní reakci. Probíhá zde i několik reakcí.





Pomůcky a chemikálie: kleště, kahan, filtrační papír, manganistan draselný, práškový hliník a síra, chlorečnan draselný a hořčiková páska

Postup práce: Vytvoříme směs tím, že smícháme lžičku práškového hliníku, síry, manganistanu draselného a chlorečnanu draselného. Směs dáme na filtrační papír a utvoříme cestičku. Poté si zapálíme hořčikovou pásku, kterou přiložíme ke směsi. Pozorujeme exotermní reakci.



Obr. 25 Jiskřící cestička

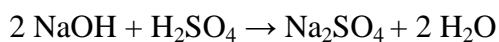
Metodické poznámky: Použití ochranných brýlí nebo štítu. Jedná se o demonstrační pokus, který provádí učitel.

Čas: 5-10 minut

4.2.8.6 Přeměna vody na víno ⁴⁰

Téma: Kyselina sírová

Princip: Fenofalein (FFT) je acidobazický indikátor, který způsobuje odbarvení roztoku, hydroxid sodný způsobuje změnu barvy indikátoru.



Pomůcky a chemikálie: 4 kádinky, 4 kapátka, roztok fenolftaleinu, konc. roztok NaOH, konc. H₂SO₄, voda

Pracovní postup: Připravíme si 4 kádinky. Do první kádinky dáme pár kápek FFT a rozprostřeme jej po stěnách. Do druhé kádinky nakapeme pomocí kapátka koncentrovaný roztok hydroxidu sodného a opět rozetřeme po stranách. Do třetí kádinky dáme pár kapek koncentrovaného kyseliny sírové (rozprostřít po stěnách) a do čtvrté kádinky nalijeme vodu z vodovodu. Obsah poslední kádinky vylijeme do první, tu poté do druhé a nakonec do třetí kádinky. Po nalití poslední kádinky do první se barva nezměnila. Ve druhé se voda přeměnila na víno (růžovofialová barva) a ve třetí se roztok opět odbarvil.



Obr. 26 Průběh přeměny vína na vodu

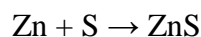
Metodické poznámky: Tento typ pokusu je demonstrační, který předvádí učitel, žáci pozorují možné změny v obarvení roztoků. Kádinky musí být zcela suché, aby pokus proběhl správně.

Čas: 20 minut

4.2.8.7 Žlutý mech ⁴¹

Téma: Síra

Princip: Iniciace reakce síry a zinku zapálenou špejlí..



Pomůcky a chemikálie: třecí miska, laboratorní váhy, lžička, kleště, kahan, azbestová síťka, špejle, prášková síra a zinek.

Postup práce: Navážíme si 3 g práškové síry a 5 g zinku na laboratorních vahách. Smícháme je dohromady a směs rozetřeme v misce pomocí lžičky. Poté směs přeneseme na azbestovou síťku a zapálíme dlouhou hořící špejlí. Dochází k rychlé exotermní reakci a uvolňování tepla.



Obr. 27 Průběh reakce síry se zinkem po zapálení

Metodické poznámky: Použití ochranných brýlí nebo štítu. Pracujeme v digestoři. Jedná se o demonstrační pokus.

Čas: 5-10 minut

5 Závěr

Diplomová práce poskytuje informace o chalkogenech při výuce chemie na různých typech středních škol.

V teoretické části je uvedena jejich obecná charakteristika, jednotlivé prvky chalkogenů, jejich historie a výskyt, chemické a fyzikální vlastnosti, příprava a výroba, využití a popis nejdůležitějších sloučenin.

Významnou součástí této práce je část didaktická, kde byly popsány jednotlivé typy škol a s tím spjatá i výuka chalkogenů. Výuka chemie na školách je dána RVP a každá škola si vypracovává ŠVP, kde je uvedeno, v jaké míře bude učivo probíráno a s jakou hodinovou dotací, což je uvedeno v přílohách.

V diplomové práci byla zařazena i část praktická, kde je zahrnuta bezpečnost práce, nebezpečí, která mohou nastat při laboratorní práci a popis jednotlivých chemických pokusů týkajících se chalkogenů. Tato část obsahuje 18 pokusů, které byly rozděleny na standardní a na efektní, při kterých nastávají změny barev či bouřlivé reakce. Tento typ pokusů jsem zde uvedla, jelikož si myslím, že žáky mohou zaujmout a vybudovat tak kladný vztah k chemii.

Diplomová práce může být využita jako studijní a doplňující materiál k problematice chalkogenů pro učitele a studenty na základních a středních školách.

6 Seznam obrázků

Obr. 1 Fotosyntéza	3
Obr. 2 Dewarova nádoba	5
Obr. 3 Dýchací zařízení	6
Obr. 4 Molekula ozónu	7
Obr. 5 Koloběh vody v přírodě	9
Obr. 6 Koloběh síry v přírodě	12
Obr. 7 Vznik kyselých dešťů	16
Obr. 8 RVP	22
Obr. 9 Vznik koloidní síry	39
Obr. 10 Průběh změn barev síry při zahřívání	40
Obr. 11 Plastická síra	40
Obr. 12 Průběh přípravy jednoklonné síry	41
Obr. 13 Důkaz siřičitanů	42
Obr. 14 Důkaz síranů	43
Obr. 15 Důkaz thiosíranů	43
Obr. 16 Odbarvení modré skalice	46
Obr. 17 Zčernání špejle	46
Obr. 18 Vytvoření černé hmoty	47
Obr. 19 Černé písmo	47
Obr. 20 Charakteristické zbarvení sulfidů	48
Obr. 21 Peklo ve zkumavce	49
Obr. 22 Modrý korál	50
Obr. 23 Vybuchující modrý plamen	51
Obr. 24 Kvetoucí zahrádka	52
Obr. 25 Jiskřící cestička	53
Obr. 26 Průběh přeměny vína na vodu	54
Obr. 27 Průběh reakce síry se zinkem po zapálení	55

7 Seznam tabulek

Tabulka 1 Základní údaje chalkogenů	2
Tabulka 2 Tvrdost vody	10
Tabulka 3 Vzdělávací obsah základního vzdělání	23
Tabulka 4 Skleněné pomůcky a jejich použití	28
Tabulka 5 Porcelánové pomůcky a jejich použití	29
Tabulka 6 Obsah laboratorního protokolu	32

8 Seznam použité literatury a internetové zdroje

- 1 Klikorka, J.; Hájek, B.; Votinský, J.: Obecná a anorganická chemie. STNL, Praha 1985
- 2 Heslop, R.B.; Jones, K.: Anorganická chemie. SNTL, Bratislava 1982
- 3 Šimlová M.: Chalkogeny a jejich sloučeniny, Bakalářská práce, Plzeň 2013
- 4
<http://www.komenskeho66.cz/materialy/chemie/WEBCHEMIE9/9obrazky/fotosynteza.jpg>, staženo 21. 3. 2015
- 5 Greenwood, N. N., Earushaw A.: Chemie prvků I. Informatik, Praha 1993
- 6 Pavelka, Vladimír.; Schütz, Alexandr.: Anorganická chemie pro pedagogické fakulty, Státní pedagogické nakladatelství. Praha 1974
- 7 <http://www.verkon.cz/data/catalog/big/img1633.jpg>, staženo 21. 3. 2015
- 8 <http://obchod.klimafil.cz/resize/e/800/800/files/saturn-200-standard.jpg>, staženo 23. 3. 2015
- 9 <http://profiozon.cz/wp-content/uploads/2013/07/ozon.bmp>, staženo 23. 3. 2015
- 10 Brown, G. I.: Úvod do anorganické chemie. Alfa, Praha 1982
- 11 <http://cs.wikipedia.org/wiki/Voda> , staženo 5. 4. 2015
- 12 http://euroclean.cz/wp-content/uploads/2013/06/kolobeh_vody_na_zemi.png, staženo 5. 4. 2015
- 13 <http://vmiksik.sweb.cz/stupne.jpg>, staženo 13. 4. 2015
- 14 Gažo, J. a kol.: Všeobecná a anorganická chémia. Alfa, Bratislava 1978
- 15
http://web2.mendelu.cz/af_221_multitext/vyziva_rostlin/images/agrochemie_pudy/s_kolobeh.jpg, staženo 13. 4. 2015
- 16 Greenwood, N. N., Eurushaw A.: Chemie prvků II. Informatik, Praha 1993
- 17 Neiser, J. a kol.: Základy chemických výrob. SPN, Praha 1988
- 18 Neiser, J. a kol.: Obecná chemická technologie. SPN, Praha 1981
- 19 <http://www.komenskeho66.cz/materialy/chemie/WEB-CHEMIE8/obrazky/kyselydest.jpg20>, staženo 5. 5. 2015
- 20 <http://www.vodni-tepelne-elektrarny.cz/odsireni-denitrifikace.htm>, staženo 5. 5. 2015
- 21 <http://cs.wikipedia.org/wiki/S%C3%ADrany>, staženo 6. 5. 2015
- 22 www.rvp.cz, staženo 7. 5. 2015
- 23
https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/d/df/Kurikul%C3%A1rn%C3%AD_dokumenty.png/600px-Kurikul%C3%A1rn%C3%AD_dokumenty.png, staženo 16. 5. 2015
- 24
https://cs.wikipedia.org/wiki/R%C3%A1mcov%C3%BD_vzd%C4%9B%C3%A1vac%C3%AD_program, staženo 23. 5. 2015

- 25 <http://www.vuppraha.cz/wp-content/uploads/2010/02/kkzv.pdf>, staženo 23. 5. 2015
- 26 Pachmann E., Hofmann V.: Obecná didaktika chemie. Praha, SPN 1981
- 27 Los P., Spurná M.: Obecná didaktika chemie. Olomouc, Přírodovědecká fakulta Univerzity Palackého 1981
- 28 Čtrnáctová H., Halbych J.: Didaktika a technika chemických pokusů. Praha, Karolinum 1997
- 29 <http://www.ped.muni.cz/wchem/sm/hc/zfc/laborad.htm>, staženo 6. 4. 2015
- 30 http://www.kvalitaskoly.cz/sites/default/files/Prezentace_chemie.pdf, staženo 6. 4. 2015
- 31 Sýkorová, D., Mastný, L.: Návody pro laboratoře z anorganické chemie. ISBN, Praha 2001
- 32 Klikorka, J.; Klazar, J.; Votinský, J.; Horák, J.: Úvod do preparativní anorganické chemie. SNTL, Praha 1982
- 33 Spurná M., Švehlík Z.: Praktická cvičení z didaktiky chemie. Přírodovědecká fakulta Univerzity Palackého, Olomouc 1976
- 34 Čtrnáctová H., Halbych J.: Chemické pokusy pro školu a zájmovou činnost. Praha 2000
- 35 <http://uranit.wz.cz/view.php?page=peklo>, staženo 20. 2. 2015
- 36 <http://chemik.8u.cz/index.php?p=c&i=29>, staženo 20. 2. 2015
- 37 <http://www.nebezpecnachemie.estranky.cz/clanky/exotermicke-reakce-a-efektni-pokusy.html>, staženo 22. 2. 2015
- 38 <http://uranit.wz.cz/view.php?page=zahradka>, staženo 1. 3. 2015
- 39 <https://socv2.nidm.cz/archiv33/getWork/hash/459fe242-2f71-11e0-a0b3-001e6886262a>, staženo 1. 3. 2015
- 40 <http://www.studiumchemie.cz/pokus.php?id=106>, staženo 3. 3. 2015
- 41 <http://www.studiumchemie.cz/pokus.php?id=157>, staženo 3. 3. 2015

9 Resumé

The main theme of this these are Chalcogenes and their teaching at different types schools. This work is divided into three parts.

The first part describes the general characteristics of Chalcogens – history, development, preparation, production and the most famous compounds.

The second part deals with the didactics chalkogens, their education and using teaching methods.

In the last part are given exercises and tutorials chemical experiments of Chalcogens. There are also accompanying pictures for individual experiments.

10 Přílohy

V přílohách jsou uvedeny ŠVP vybraných škol.

Seznam příloh:

Příloha 1 – ŠVP základní školy

17. ZŠ a MŠ Plzeň

Příloha 2 – ŠVP střední chemické školy

Střední průmyslová škola chemická, Brno

Příloha 3 – ŠVP střední nechemické školy

Střední průmyslová škola strojnická a Střední odborná škola profesora Švejcara, Plzeň

Příloha 4 – ŠVP gymnázia

Gymnázium Plzeň

Příloha 1 – ŠVP základní školy

Školní vzdělávací program 17. ZŠ a MŠ Plzeň

2. stupeň:

Vzdělávací oblast	Vyučovací Předmět	Týdenní počet vyučovacích hodin				
		6. ročník	7. ročník	8. ročník	9. ročník	celkem
Jazyk a jazyková	Český jazyk	4	4	4	5	17
	Cizí jazyk	4	4	4	4	14
	Další cizí jazyk	-	2 (d)	2 (d)	2 (d)	6 (d)
Matematika a její aplikace	Matematika	4	4	4 (1 d)	5 (1 d)	17 (2 d)
Informační a komunikační technologie	Informatika	1	1	-	-	2
Člověk a společnost	Dějepis	2	2	2	3	9
	Občan a zdraví	2	1	1	1	5
Člověk a příroda	Fyzika	2	2	2	1	7
	Chemie	-	-	2	2	4
	Přírodopis Zeměpis	2 2	2 2	2 2	1 2	7 8
Umění a kultura	Hudební Výchova	1	1	1	1	4
	Výtvarná výchova	2	2	1	1	6
Člověk a zdraví	Tělesná výchova	2	2	2	2	8
Člověk a svět práce	Praktické činnosti	1	1	1	1 (d)	4 (1 d)
Volitelné předměty		0	0	1 (d)	1 (d)	2 (d)
Celková časová dotace		29	30	31	32	122

Příloha 2 – ŠVP střední chemické školy

Střední průmyslová škola chemická, Brno

Kategorie a názvy vyučovacích předmětů	Počet týdenních vyučovacích hodin					
	1. ročník	2. ročník	3. ročník	4. ročník	celkem	
Základní vyučovací předměty						
Český jazyk a literatura	3	3	3	3	12	
Anglický jazyk	3	3	3	3	12	
Německý jazyk	3	2	2	2	9	
Dějepis	2				2	
Občanský základ	1	1	1	1	4	
Biologie	3 (1)	3 (1)			6 (2)	
Ochrana životního prostředí		1			1	
Fyzika	3 (1)	2			5 (1)	
Matematika	4	3	2	3	12	
Tělesná výchova	2	2	2	2	8	
Informační a komunikační technologie	1 (1)	1 (1)	1 (1)	1 (1)	4 (4)	
Ekonomika			2	2	4	
Odborné předměty						
Chemie	5 (2)	4 (1)	3 (1)		12 (4)	
Analytická chemie		4 (2)	2 (1)	4 (3)	10 (6)	
Hygiena a technologie potravin	2	2	1		5	
Analýza a mikrobiologie potravin			4	2	6	
Metody analýzy potravin			4 (4)	6 (6)	10 (10)	
Biochemie a výživa			2	2 (1)	4 (1)	
Science			1	1	2	
Týdenní počet hodin	32 (5)	31 (5)	33 (7)	33 (11)	128 (28)	
Nepovinné předměty						
Seminář z občanského základu				2	2	4
Seminář z anglického jazyka				2	2	4
Seminář z německého jazyka				2	2	4

Příloha 3 – ŠVP střední nechemické školy

**Střední průmyslová škola strojnická a Střední odborná škola profesora Švejcara,
Plzeň**

Učební plán

celková doba praxe 4 týdny

Vyučovací předměty	Počet týdenních vyučovacích hodin				
	1. roč.	2. roč.	3. roč.	4. roč.	Celkem
Český jazyk a literatura	4	4	4	4	16
Cizí jazyk	4	4	4	4	16
Dějepis	2	2	0	0	4
Občanská nauka	0	0	2	2	4
Matematika	3	3	3	3	12
Biologie	1	0	0	0	1
Fyzika	1	0	0	0	1
Chemie	2	0	0	0	2
Tělesná výchova	2	2	2	2	8
Hudební výchova	2	0	0	0	2
Výtvarná výchova	2	0	0	0	2
Etická výchova	1	0	0	0	1
Psychologie	1	2	2	2	7
Zdravotní nauka	0	2	2	0	4
Pečovatelství	0	1	2	1	4
Sociální péče	2	2	2	2	8
Sociální politika	0	2	0	0	2
Právo	2	1	2	2	7
Pedagogika	0	0	2	2	4
Znakový jazyk	0	2	0	0	2
Organizace volného času	0	2	2	0	4
Ekonomika	2	2	0	0	4
Výpočetní technika a administrativa	2	2	2	0	6
Zdravotní tělesná výchova	0	0	2	2	4
Odborná praxe	0	0	0	6	6
Celkem	33	33	33	32	131

<http://www.spstrplz.cz/admin/files/File/Obory-SOS/uc-plan-SC-PC.pdf>

Příloha 4 – ŠVP gymnázia

Gymnázium Plzeň

Učební plán – 8-leté studium

Třída se zaměřením všeobecným

PŘEDMĚT	pozn.	I.	II.	III.	IV.	celkem
Český jazyk a literatura	1	4/1 (1)	3/2	4/1 (1)	4/1 (1)	15 (3)
První cizí jazyk	1	4/4 (1)	4/4 (1)	3/3	4/4 (1)	15 (3)
Další cizí jazyk	1	3/3	3/3	3/3	3/3	12 (0)
Matematika	1,8	4/1	4/2	4 (2)	2 (2)	14 (4)
Fyzika	1,2,4	2+2/3	2	3/1 (1)	2	9+2/3 (1)
Chemie	1,2,4	2+2/3	2	3/1 (1)	0	7+2/3 (1)
Biologie	1,2,4,5	2+2/3	3/1 (1)	3/1 (1)	2	10+2/3 (2)
Zeměpis	6	2	2	2 (2)	1 (1)	7 (3)
Základy společenských věd	4,6	1	3 (2)	2	2 (2)	8 (4)
Dějepis		2	2	2 (2)	2 (2)	8 (4)
Estetická výchova	7	2/2	2/2	0	0	4 (0)
Tělesná výchova	3,5	2/2	2/2	2/2	2/2	8 (0)
Informatika	1	2/2	2/2	0	0	4 (0)
Volitelné předměty	8	0	0	1	8 (1)	9 (1)
Celkem		34 (2)	34 (4)	32 (10)	32 (10)	132 (26)

Učební plán – 6-leté studium

Třída se zaměřením všeobecným

PŘEDMĚT	pozn.	I.	II.	celkem
<u>ČESKÝ JAZYK</u>	1	5/1	4/1	9
Cizí jazyk I.	2	3/3	3/3	6
Cizí jazyk II.	2	3/3	3/3	6
Matematika	1	5/1	4/1	9
Fyzika	3,6	2,5	2,5	5
Chemie	3,6	2,5	2,5	5
Biologie	6,7	2	2	4
Zeměpis	8	2	2	4
Dějepis		2	2	4
Občanská výchova	6	1	1	2
Informatika	2,6	--	2/2	2
Estetická výchova	4	2/2	2/2	4
Tělesná výchova	5,7	2/2	2/2	4
Celkem		32	32	64

<http://www.mikulasske.cz/informace-o-skole/skolsky-vzdelavaci-plan>

Učební plán – 4-leté studium

Třída se zaměřením všeobecným

PŘEDMĚT	pozn.	I.	II.	III.	IV.	celkem
ČESKÝ JAZYK A LITERATURA	1	4/1 (1)	3/2	4/1 (1)	4/1 (1)	15 (3)
První cizí jazyk	1	4/4 (1)	4/4 (1)	3/3	4/4 (1)	15 (3)
Další cizí jazyk	1	3/3	3/3	3/3	3/3	12 (0)
Matematika	1,8	4/1	4/2	4 (2)	2 (2)	14 (4)
Fyzika	1,2,4	2+2/3	2	3/1 (1)	2	9+2/3 (1)
Chemie	1,2,4	2+2/3	2	3/1 (1)	0	7+2/3 (1)
Biologie	1,2,4,5	2+2/3	3/1 (1)	3/1 (1)	2	10+2/3 (2)
Zeměpis	6	2	2	2 (2)	1 (1)	7 (3)
Základy společenských věd	4,6	1	3 (2)	2	2 (2)	8 (4)
Dějepis		2	2	2 (2)	2 (2)	8 (4)
Estetická výchova	7	2/2	2/2	0	0	4 (0)
Tělesná výchova	3,5	2/2	2/2	2/2	2/2	8 (0)
Informatika	1	2/2	2/2	0	0	4 (0)
Volitelné předměty	8	0	0	1	8 (1)	9 (1)
Celkem		34 (2)	34 (4)	32 (10)	32 (10)	132 (26)

<http://www.mikulasske.cz/informace-o-skole/skolsky-vzdelavaci-plan>