

Západočeská univerzita v Plzni

Fakulta pedagogická

Katedra chemie

Bakalářská práce

Chalkogeny a jejich sloučeniny

Markéta Šimlová

Studijní obor: Chemie se zaměřením na vzdělávání

Vedoucí bakalářské práce: PaedDr. Vladimír Sirotek, CSc.

Plzeň 2013

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

V dne

.....
Markéta Šimlová

Poděkování

Ráda bych poděkovala PaedDr. Vladimíru Sirotkovi, CSc. za odborné vedení bakalářské práce, velkou ochotu, rady, připomínky a trpělivost při konzultacích. Také bych ráda poděkovala ostatním zaměstnancům fakulty Pedagogické Západočeské univerzity v Plzni za získání odborných znalostí během celého studia. Velké díky patří také rodičům a mé sestře za podporu, kterou mi poskytovali během celého studia a vypracování bakalářské práce.

OBSAH

1	Úvod	1
2	Obecná charakteristika chalkogenů	2
	2.1 Kyslík	3
	2.1.1 Historický vývoj	3
	2.1.2 Výskyt	3
	2.1.3 Fyzikální a chemické vlastnosti kyslíku	4
	2.1.4 Příprava a výroba kyslíku	7
	2.1.5 Použití kyslíku	8
	2.2 Ozón	9
	2.2.1 Vlastnosti	9
	2.2.2 Vznik	9
	2.2.3 Použití	10
	2.3 Sloučeniny kyslíku	10
	2.3.1 Voda	10
	2.3.1.1 Rozdělení vody	11
	2.3.1.2 Vlastnosti chemicky čisté vody	12
	2.3.1.3 Přírodní a užitková voda	13
	2.3.1.4 Pitná a odpadní voda	14
	2.3.1.5 Tvrdost vody	14
	2.3.2 Peroxid vodíku a peroxidy	15
	2.3.3 Oxidy	16
	2.4 Síra	18
	2.4.1 Historický vývoj	18
	2.4.2 Výskyt	18
	2.4.3 Vlastnosti síry	18
	2.4.4 Příprava a výroba síry	20
	2.4.5 Použití síry	20
	2.4.6 Sloučeniny síry	21
	2.4.6.1 Sulfan a sulfidy	21
	2.4.6.2 Halogenidy síry	22
	2.4.6.3 Oxidy síry	22
	2.4.6.4 Oxokyseliny síry	25

	2.4.6.5	Sírany – soli kyseliny sírové	27
	2.4.6.6	Další oxokyseliny a jejich soli	28
2.5		Selen	29
	2.5.1	Výskyt	29
	2.5.2	Vlastnosti a výroba	29
	2.5.3	Využití	30
	2.5.4	Sloučeniny	30
2.6		Tellur	31
	2.6.1	Výskyt	31
	2.6.2	Vlastnosti	31
	2.6.3	Využití	31
	2.6.4	Sloučeniny	31
2.7		Polonium	32
	2.7.1	Výskyt	32
	2.7.2	Výroba	33
	2.7.3	Využití	33
3		Laboratorní příprava a reakce vybraných sloučenin chalkogenů	34
	3.1	Příprava pentahydrátu síranu měďnatého – modrá skalice	34
	3.1.1	Čištění modré skalice rušenou krystalizací	34
	3.1.2	Volná krystalizace modré skalice	35
	3.1.3	Krystalizace srážením modré skalice ethanolem	35
	3.2	Příprava hexahydrátu síranu amonno – železnatého	36
	3.3	Destilace vody	37
	3.4	Příprava pentahydrátu thiosíranu sodného	38
	3.5	Příprava dihydrátu síranu vápenatého	38
	3.6	Příprava kamence draselno – hlinitého	39
	3.7	Příprava sulfanu	39
	3.7.1	Důkaz sulfanu	40
	3.8	Příprava heptahydrátu síranu železnatého - zelená skalice	40
	3.9	Příprava síranu tetraamminměďnatého	41
4		Závěr	42
5		Seznam obrázků	43
6		Seznam použité literatury a internetové zdroje	44
7		Resumé	46

1 Úvod

Tématem této bakalářské práce jsou chalkogeny a jejich sloučeniny. Mezi chalkogeny patří kyslík, síra, selen, tellur, polonium a řadíme je do 16. skupiny periodické tabulky, jejich studiem se zabývá anorganická chemie.

Chalkogeny se vyskytují v přírodě kolem nás hlavně ve formě sloučenin. Můžeme je nalézt ve vesmíru, v zemské kůře nebo v mořské vodě. Nejrozšířenější jsou kyslík a síra, které patří mezi biogenní prvky. Kyslík je velmi důležitý prvek pro život na Zemi. Nejméně rozšířené je polonium, které je součástí uranových rud a pro svoji radioaktivitu se vyskytuje jen ve stopových množstvích.

Bakalářská práce se v úvodní části zabývá obecnou charakteristikou chalkogenů s důrazem na odlišnosti vlastností kyslíku od ostatních chalkogenů. Další část práce obsahuje podrobný popis a charakteristiku jednotlivých prvků – jejich historický vývoj, výskyt, fyzikální a chemické vlastnosti, přípravu a výrobu, použití a jejich význam. V práci jsou také zmíněny informace o nejvýznamnějších sloučeninách chalkogenů. V závěrečné části je popsáno několik laboratorních příprav vybraných sloučenin chalkogenů, které lze využít v laboratorních cvičení z chemie na základních a středních školách.

2 Obecná charakteristika chalkogenů

Chalkogeny je souhrnný název pro chemické prvky zařazené do VI.A nebo 16. skupiny periodické soustavy prvků. Mezi ně patří kyslík (O), síra (S), selen (Se), které se řadí mezi nekovy, polokov tellur (Te) a radioaktivní kov polonium (Po). Pojem chalkogeny pochází z řeckého slova „chalkos“ a znamená „rudotvorný“, čímž je vystiženo, že tyto prvky se vyskytují převážně v rudách.

Chalkogeny mají elektronovou konfiguraci valenční sféry $ns^2 np^4$ ($n = 2, 3, 4, 5$). Ve valenčních orbitalech mají šest elektronů. Z hlediska elektronové konfigurace se také nazývají p^4 prvky, protože mají čtyři valenční elektrony v orbitalu typu p. Na rozdíl od kyslíku však u síry, selenu a telluru tvoří jejich valenční sféru též orbitaly $(n-1)d$. I když orbitaly $(n-1)d$ v základním stavu atomů chalkogenů nejsou obsazeny elektrony, mohou se v důsledku svého nepříliš velkého energetického odstupe od orbitalů ns a np účastnit tvorby vazeb. Tím jsou podstatně obohaceny vazebné možnosti ostatních chalkogenů ve srovnání s kyslíkem. Zatímco kyslík prostřednictvím svého jediného orbitalu s a tří orbitalů p ve valenční sféře může dosáhnout nejvýše čtyřvaznosti, je u síry, selenu a telluru běžná i šestivaznost jejich atomů, neboť do tvorby vazeb se vedle orbitalů s a p zapojují i dva orbitaly typu d. Tyto prvky se objevují v oxidačních číslech od -II do VI. Se stoupajícím protonovým číslem klesá elektronegativní charakter a roste jejich elektropozitivita. Síra je typický nekov, u selenu a ještě více u telluru se již objevují některé vlastnosti elektropozitivnějšího charakteru, např. kovová modifikace, tvorba solí se silnými kyselinami, převažují však vlastnosti nekovů. Teprve polonium vytváří elektropozitivní ionty Po^{2+} .^{1,2}

Plynný kyslík vytváří biatomické molekuly, síra jak rhombická, tak pravděpodobně i monoklinická tvoří osmičlenné kruhy. Také červená alotropická forma selenu se skládá z osmičlenných kruhů, kdežto běžná šedá modifikace, která má kovový vzhled, je tvořena nekonečnými spirálovými řetězci lomené struktury. Tellur má mnohem kovovější charakter než šedý selen, kterému se však svou strukturou podobá. Na rozdíl od síry, selenu a polonia je tellur monotropní. Polonium je dimorfní. Jeho nízkoteplotní forma α má jednoduchou kubickou mřížku a vysokoteplotní forma β je romboedrická. Teplota přechodu je 309 K. Polonium sice hustotou a nízkým bodem tání připomíná bismut, ale bodem varu se blíží spíše prvkům VI.A skupiny.^{1,2}

Po chemické stránce se vlastnosti prvků této skupiny mění směrem od vysoce elektronegativního, nekovového kyslíku ke kovovému poloniu. S touto změnou souvisí i pokles reaktivity ke kovům a k vodíku, projevující se zřetelně u telluru a polonia. Jinak z celé skupiny vyniká síra, selen a tellur značnou vzájemnou chemickou podobností.^{1,2}

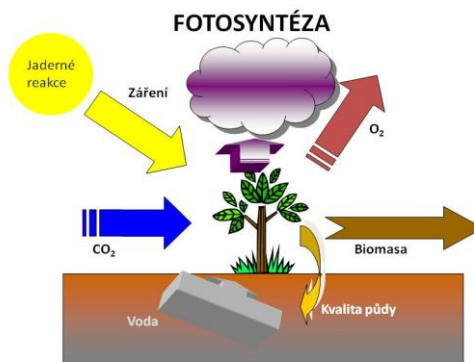
2.1 Kyslík

2.1.1 Historický vývoj

Kyslík byl objeven roku 1774 J. Priestleyem. V roce 1772 jej získal K. W. Scheele, který tento objev publikoval až v roce 1777. Tito dva objevitelé získávali kyslík izolací z několika sloučenin, např. oxidu rtuťnatého HgO , dusičnanu draselného KNO_3 , uhličitanu stříbrného Ag_2CO_3 . Vytvořili teorii flogistonu, která objasňuje, že při hoření se uvolňuje „flogiston“ a při saturaci flogistonem dochází k potlačení hoření. Tudíž dospěli k názoru, že kyslík je vzduch zbavený flogistonu. Kyslík pojmenoval až A. L. Lavoiser názvem oxygenium – kyseliny tvořící a J. S. Presl přispěl svým českým názvem – kyslík.^{1,3}

2.1.2 Výskyt

Kyslík se v přírodě vyskytuje ve dvou formách, buď volný anebo vázaný. Ve volné formě je kyslík nejrozšířenějším prvkem na zemském povrchu. Je součástí atmosféry, v níž je zastoupen 21,02 obj. %, tj. 23,15 hm. %. Další část kyslíku je rozpuštěna v povrchových vodách, ve světových oceánech a je též biologického původu – vzniká procesem, který nazýváme fotosyntéza.



Lubomír Náš

obr. 1 Fotosyntéza⁴

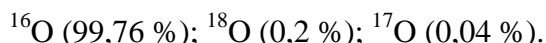
Kyslík se vyskytuje také jako ozón ve stratosféře (10 – 50 km), ve které je ozónová vrstva, která chrání obyvatele Země před intenzivním ultrafialovým zářením. Elektrickými výboji a ultrafialovým zářením se molekulový O_2 štěpí na atomární O , který se slučuje s molekulovým za vzniku ozónu O_3 .

Ozón má největší koncentraci ve 25 km atmosféry. V nízkých vrstvách atmosféry je v kyslíku O_2 obsah ozónu asi 5 %. Ve vyšších vrstvách atmosféry je podíl ozónu a kyslíku následující – 100km – 1:1 ($O:O_2$), 200 km – 10:1 ($O:O_2$).^{1,3}

Ve vázané formě tvoří kyslík asi 50 % zemské kůry. Litosféra obsahuje asi 47 hmotnostních % kyslíku, v oceánech je ho přibližně 89 hmotnostních %. Kyslík se vyskytuje i v minerálech, jako jsou uhličitany, oxidy, sírany, křemičitany aj., i v převážně většině organických a anorganických látek. To je přibližně dvakrát více, než kolik činí obsah křemíku, a sedmkrát více, než připadá na hliník, který je druhý a třetí nejrozšířenější prvek na Zemi.^{1,3,5}

2.1.3 Fyzikální a chemické vlastnosti

Kyslík patří mezi plynné prvky bez barvy, chuti a zápachu. Je obtížně zkapalnitelný a nezbytný pro udržení života – dýchání. Ve vodě je sice jen málo rozpustný ($32 \text{ mg} \cdot \text{dm}^{-3}$), ale přesto v množství postačujícím, aby byl zachován život i v tomto prostředí. Rozpustnost kyslíku výrazně klesá s rostoucí teplotou a v přítomnosti organických látek. Teplota tání je $-219 \text{ }^\circ\text{C}$ a teplota varu je $-183 \text{ }^\circ\text{C}$. Kyslík je směsí tří stabilních izotopů³



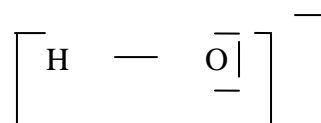
Z hlediska chemických vlastností známe dva typy kyslíku, molekulární kyslík a atomární kyslík. Molekulární kyslík O_2 je typický svojí barevností a paramagnetismem. Je značně reaktivní a slučuje se s mnoha prvky exotermicky za vzniku oxidů, peroxidů a hydroxidů. Atomární kyslík O je mnohem reaktivnější (běžně reaguje za laboratorních podmínek). Vzniká např. disociací molekul O_2 , vlivem ultrafialového záření a elektrickým výbojem. Tento kyslík má po fluoru druhou nejvyšší oxidační schopnost, rozkládá organická barviva a působí zhoubně na mikroorganismy.

Ve sloučeninách se kyslík může vyskytovat v oxidačních číslech $-II$, $-I$, I , II .

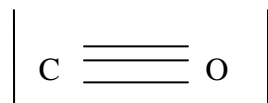
Vazebné možnosti kyslíku

Kyslík je schopný se vázat pomocí iontové a kovalentní vazby. Rozdělujeme je na záporné a kladné oxidační stavy. Mezi záporné patří iontová vazba, která je přítomna u vazby kyslíku s elektro pozitivními prvky např. K^+ , Ca^{2+} a s ostatními méně elektro pozitivními prvky. Kovalentní vazba je přítomna u více vazebných možností: ²

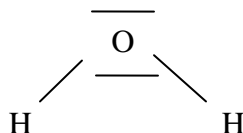
- koordinace 1 atomu na atom O (O^{2-} , OH) – vzniká 1 σ vazba překryvem $2p_z$ (O) s AO (atomový orbital), HAO (hybridizovaný atomový orbital)
($2s$)²($2p_x$)²($2p_y$)¹($2p_z$)¹



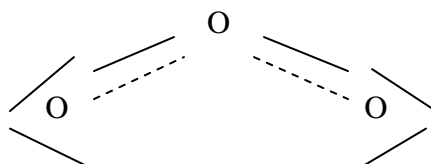
- koordinace 1 atomu na atom O (CO_2 , CO) – vzniká 1 σ vazba překryvem $2p_z$ (O) s AO, HAO a 1-2 π vazby překryvem $2p_x$ ($2p_y$) s np_x
($2s$)²($2p_x$)²($2p_y$)¹($2p_z$)¹ (sp)¹(sp)¹(p_x)¹(p_y)¹



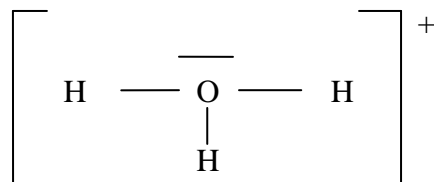
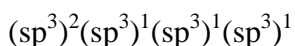
- koordinace 2 atomů na atom O (H_2O) – vznikají 2 σ vazby překryvem sp^3 (O) s AO, HAO



- koordinace 2 atomů na atom O (O_3) – vznikají 2 σ vazby překryvem sp^2 (O) s AO, HAO a π vazba překryvem $2p_z$ (O) s AO, HAO
(sp^2)¹(sp^2)¹(sp^2)²(p_z)² ($2s$)²(p_x)¹(p_y)²($2p_z$)¹



- koordinace 3 atomů na atom O (H_3O^+) – vznikají 3 σ vazby překryvem sp^3 (O) s AO, HAO



- koordinace 4 atomů na atom O (Al_2O_3) – vznikají 4 σ vazby překryvem sp^3 (O) s AO, HAO
- $$(\text{sp}^3)^2(\text{sp}^3)^2(\text{sp}^3)^1(\text{sp}^3)^1$$

Mezi kladné oxidační stavy se řadí kovalentní vazba, kde jsou elektronové páry přetaženy elektronegativnějším fluorem (např. difluorid kyslíku OF_2 , difluorid dikyslíku O_2F_2).

S výjimkou vzácných plynů, halových prvků, platinových kovů, stříbra a zlata se slučuje kyslík přímo se všemi ostatními prvky. Tyto reakce probíhají za vyšších teplot a po „nastartování“ obvykle za značného vývoje tepla nebo i explozivně, zvláště je-li druhá reakční složka ve formě plynu nebo jemného prachu. Podmínky, při nichž dochází k reakcím prvků s kyslíkem se značně liší. Tak např. vodík s kyslíkem nereaguje, pokud není směs zapálena nebo pokud nebude přítomen katalyzátor, fosfor a amalgámový hliník reagují s kyslíkem samovolně i za chladu, hořčík reaguje po zapálení za vzniku velkého množství světla, kusové železo reaguje velmi pomalu, reakce dusíku s kyslíkem je endotermická a při teplotě 2000 °C dává výtěžek jen 2 %.^{1,2}

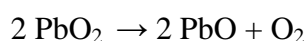
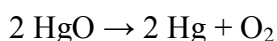
Podobně jako prvky, reagují s kyslíkem i mnohé sloučeniny za vzniku tepla a často i světla. Tyto reakce nazýváme hoření, jsou dodáváním kyslíku podporovány, a proto se přívodem kyslíku urychluje spalování různých látek. Procesy označující se jako „pomalé hoření“, jsou reakce potravy s kyslíkem v těle, schnutí barev, tlení a hnití rostlinné hmoty, rezivění železa apod.^{1,2}

2.1.4 Příprava a výroba kyslíku

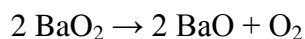
Příprava

Kyslík lze připravit řadou metod: ⁶

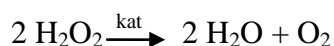
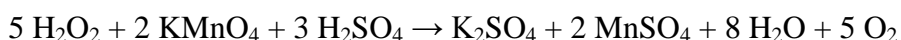
- Uvolněním z některých oxidů kovových prvků zahříváním. U oxidů drahých kovů a rtuti se vyredukuje kov, zatímco u jiných oxidů dochází k redukci na nižší oxid.



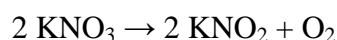
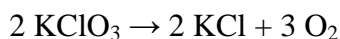
- Zahříváním peroxidu barnatého na 800 °C.



- Z peroxidu vodíku okyseleného kyselinou sírovou reakcí s roztokem manganistanu draselného nebo katalytickým rozkladem peroxidu vodíku.



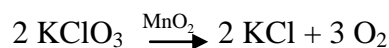
- Tepelným rozkladem kyslíkatých solí



- Elektrolýzou vody



K přípravě většího objemu kyslíku je laboratorně výhodný termický rozklad chlorečnanu draselného, k němuž přidáváme asi pětinu váhy práškového oxidu manganičitého (burelu). Reakce probíhá při mnohem nižší teplotě, aniž by chlorečnan tál, a bez tvorby chloristanu, protože je katalyzována přítomností MnO_2 .



Je třeba ale připomenout, že se musí obě sloučeniny smíchávat velmi opatrně a jemně a vždy je nezbytné předem vyzkoušet malé množství směsi. Je zde nebezpečí exploze.

Výroba

Kyslík se vyrábí výlučně frakční destilací zkapalněného vzduchu. Tento vyrobený kyslík se uchovává buď ve zkapalněném stavu ve speciálních Dewarových nádobách nebo plynný v ocelových tlakových lahvích označených modrým pruhem. Jelikož čistý kyslík je vysoce reaktivní, je nezbytné, aby se nedostal do přímého kontaktu s organickými látkami. Proto se žádné části aparatur pro uchovávání a manipulaci se stlačeným nebo kapalným kyslíkem nesmí mazat organickými tuky či oleji.²

2.1.5 Použití kyslíku

Použití kyslíku je velmi pestré. Čistý kyslík se využívá v medicíně při operacích a traumatických stavech pro podporu pacientova dýchání a okysličení jeho organismu. Čistý kyslík je také součástí různých dýchacích přístrojů, které se využívají k potápění do větších hloubek nebo letci a vysokohorští horolezci ho užívají v nutných případech k dýchání. I piloti stíhacích letadel jsou vybaveni směsí stlačených plynů, jejichž základní složkou je kyslík.⁶



obr. 2 Dýchací zařízení⁷

Když zapálíme směs kyslíku s acetylenem, můžeme dosáhnout teploty cca 3150 °C - 3200 °C a vzniklý kyslíko–acetylenový plamen lze využít k řezání oceli a tavení kovů s vysokým bodem tání (např. platinové kovy).

Kyslík slouží k výrobě oceli, železa ve vysokých pecích, syntézniho plynu a k výrobě skla. Využívá se při pěstování ryb a čištění vody. Kapalným kyslíkem většinou

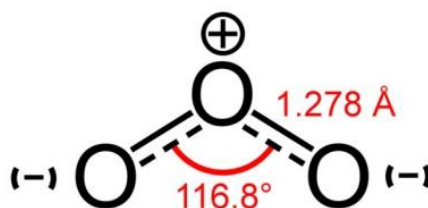
slouží jako okysličovadlo raketových motorů při letech kosmických lodí a je jedním ze složek náplně palivových článků. ^{1,5,6}

2.2. Ozón

Název ozón pochází z řeckého slova „ozein“, což znamená v překladu zápach. Právě podle tohoto charakteristického zápachu byla jeho přítomnost odhalena dříve, než byl poznán jako plynná látka. Jedná se o triatomickou molekulu O_3 . Za normálních podmínek je ozón vysoce reaktivní plyn modré barvy a charakteristického zápachu se silnými oxidačními účinky. ^{6,8}

2.2.1 Vlastnosti

Molekula ozónu je lomená a úhel, který svírají vazby mezi atomy kyslíku je $116,8^\circ$.

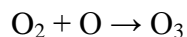
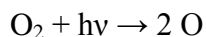


obr. 3 Vazby mezi atomy kyslíku v molekule ozónu ⁹

Vazby v této molekule lze popsat pomocí molekulových orbitalů (MO) nebo rezonančních hybridů. Ozón kondenzuje na červenofialovou pevnou látku (teplota tání $-192,5^\circ C$) nebo tmavě modrou kapalinu (teplota varu $-111,9^\circ C$). Je to silné oxidační činidlo. Řadí se mezi nestálé, jedovaté a silně reaktivní plyny se schopností zachytávat ultrafialové záření. ^{3,6}

2.2.2 Vznik

Ozón se vyskytuje v horních vrstvách atmosféry. Vzniká účinkem kosmického záření na kyslík, účinkem elektrického výboje na kyslík při normálním tlaku nebo působením krátkovlnného ultrafialového záření, přičemž tahle reakce probíhá ve dvou stupních. V prvním stupni dochází k rozštěpení biatomické molekuly kyslíku na dva atomy, respektive na dva vysoce reaktivní jednoatomové radikály, které se ihned spojí s další molekulou dikyslíku za vzniku ozónu.



Další možností vzniku ozónu je reakce fluoru s vodou či oxidace bílého fosforu.^{3,6,8,10}

2.2.3 Použití

Ozón slouží jako oxidační činidlo v organické syntéze a při přípravě peroxidických sloučenin v chemických laboratořích. Užívá se taktéž v různých průmyslových odvětvích. V průmyslu se užívá převážně k bělení textilních látek, k dezinfekci vody, kde ozonizace nahrazuje běžné chlorování pitné vody. V potravinářském průmyslu se ozón využívá ke konzervaci potravinových výrobků či k dezinfekci celých provozoven a v zemědělství pomocí ozónu čistíme ovoce a zeleninu a tím zabraňujeme růstu kvasinek a plísní.^{3,8}

Ozón má silné dezinfekční vlastnosti díky své mikrobiocidní účinnosti. Jeho kontakt s živou tkání v přiměřené koncentraci tuto tkáň dezinfikuje, prokrvuje a ozdravuje. Proto se ozón využívá i medicíně na léčbu akné, atopických ekzémů a dalších kožních defektů.³

2.3. Sloučeniny kyslíku

2.3.1 Voda

Voda je nejdůležitější sloučenina kyslíku a vodíku (H_2O). Spolu se vzduchem tvoří základní podmínky pro existenci života na Zemi. Za normálního tlaku a teploty je to bezbarvá, čirá kapalina bez zápachu. V přírodě se vyskytuje ve třech skupenstvích: v kapalném – voda, v plynném – vodní pára a v pevném – led a sníh. Voda pokrývá asi 2/3 zemského povrchu v kapalné formě – hydrosféra. Je vázána v řadě minerálů a hornin a je součástí živých organismů.^{6,10}

Podle počtu neutronů v atomu vodíku rozlišujeme

- Lehkou vodu (oba vodíky jsou protia a vzorec je $^1\text{H}_2\text{O}$)
- Polotěžkou vodu (jeden vodík je protium a druhý deuterium, vzorec je HDO)
- Těžkou vodu (oba vodíky jsou deuteria, vzorec je $^2\text{H}_2\text{O}$ – D_2O)

- Tritiovou vodu (nazývaná také jako supertěžká voda, oba vodíky jsou tritia, vzorec je $^3\text{H}_2\text{O}$)

2.3.1.1 Rozdělení vody

Vodu můžeme dělit dle různých hledisek: ¹¹

Podle skupenství:

- Pevné – led a sníh
- Kapalné – voda
- Plynné – vodní pára

Podle hydrologie a meteorologie:

- Povrchová – oceán (slaná voda), ledovec (sladká voda), jezero, řeka, potok
 - stojatá voda
 - tekoucí voda
- Podpovrchová - půdní vláha, podzemní voda, minerální voda

Podle tvrdosti

- Měkká voda (obsahuje málo minerálních látek)
- Tvrdá voda (z podzemních pramenů, obsahuje více minerálních látek)

Podle salinity

- Slaná voda (salinita 3,5 %)
- Sladká voda
- Brakická voda (koncentrace solí mezi slanou a sladkou vodou)

Podle mikrobiologie

- Pitná voda – vhodná ke každodennímu použití)
- Užitková voda – v průmyslu a v potravinářství
- Odpadní voda – splašky

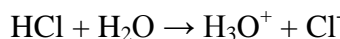
Podle obsahu živin (dusík, fosfor, popřípadě i draslík a mikrobiogenní prvky)

- Ultraoligotrofní vody (slabě úživné až neúživné vody)
- Oligotrofní vody (slabě úživné)

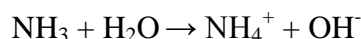
- Dystrofní vody (obsahují huminové kyseliny)
- Mesotrofní vody (středně úživné)
- Eutrofní vody (silně úživné)
- Polytrofní vody (velmi silně úživné)
- Hypertrofní vody (vysoce úživné)

2.3.1.2 Vlastnosti chemicky čisté vody

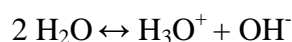
Voda se řadí mezi nejběžnější polární rozpouštědla a chová se jako amfolyt, což znamená, že může být donorem i akceptorem protonů H^+ . Voda je bez barvy, chuti a zápachu. Ve větším množství ale může mít až namodralou barvu. Chemicky čistá voda při reakci s H_2O projevuje acidobazické vlastnosti a to tak, že vůči kyselinám se chová jako zásada – přijímá proton. ³



A vůči zásadám se chemicky čistá voda chová jako kyselina – odštěpuje proton.



Voda podléhá autoprotolýze, což je reakce, kdy dochází ke štěpení molekuly vody a vznikají ionty H_3O^+ , OH^- . K předávání protonů může docházet i mezi 2 molekulami téže látky s amfoterním charakterem, kdy se 1 molekula chová jako kyselina a druhá jako zásady, vzniká nová kyselina a nová zásada



Počet nedisociovaných molekul vůči disociovaným je malý až zanedbatelný. Koncentrace hydroxidového aniontu a oxoniového kationtu je stejná.

Iontový součin vody se vypočítá

$$K_v = [H_3O^+] \cdot [OH^-] \text{ a má hodnotu } 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{dm}^{-6}.$$

Výpočet pH

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = 10^{-7}$$

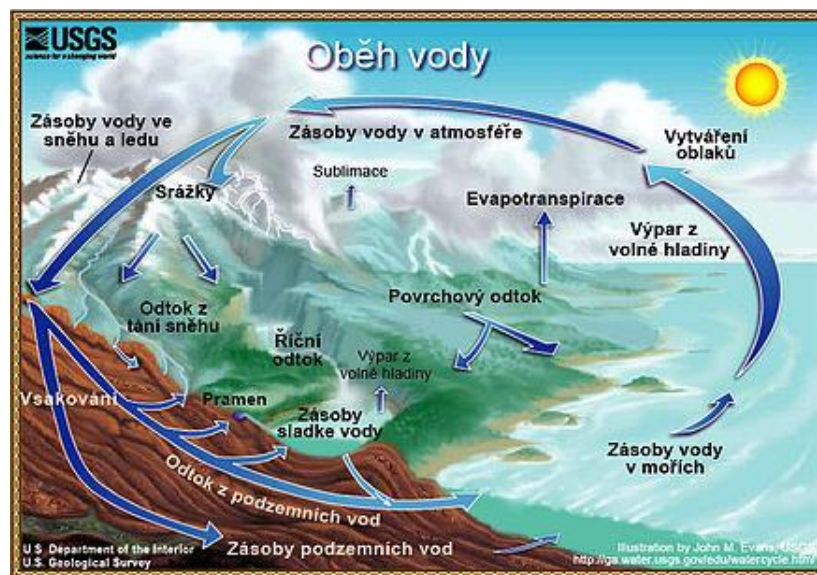
Při koncentraci chemicky čisté vody je pH rovno 7.^{2,3}

2.3.1.3 Přírodní a užitková voda

Přírodní vodu můžeme rozdělit podle původu na vodu srážkovou, povrchovou a podzemní. Tato voda je součástí koloběhu a během tohoto oběhu přišla do styku s řadou rozpuštěných látek, které jsou v ní obsaženy. Rozpuštěnými látkami ve vodě jsou kationty i anionty. Mezi kationty patří např.: Ca^{2+} , Mg^{2+} , Na^+ , K^+ , Fe^{2+} a z aniontů je to např.: SO_4^{2-} , HCO_3^- a Cl^- . Přírodní voda také podléhá jistému znečištění a závadnosti vody. Toto způsobují ionty typu: NH_4^+ , NO_3^- a NO_2^- .

Podzemní voda je voda procházející horninami. Tato voda rozpouští kationty (Ca^{2+} , Mg^{2+}) a anionty (SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , X^-). Zmíněné kationty a anionty způsobují tvrdost vody.

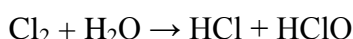
Hydrologický cyklus povrchové a podzemní vody na Zemi se nazývá koloběh vody. K oběhu dochází jen za přispění sluneční energie, rotace a gravitace Země. Voda se vypařuje z moří, oceánů, jezer, vodních toků a nádrží, z rostlin a ze zemského povrchu. Vodní páry se dostávají do oblak, kde dochází k jejich kondenzaci a návratu na zemský povrch ve formě srážek – déšť, sníh. Část vody se zde hromadí jako povrchová voda a část se opět vypařuje.^{3,6,11}

obr. 4 Koloběh vody¹²

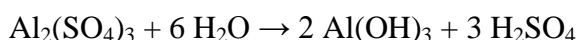
2.3.1.4 Pitná a odpadní voda

Pitná voda je voda zdravotně nezávadná, která nevyvolává onemocnění či poruchy zdraví přítomností mikroorganismů ani při trvalém užívání. Před samotným užíváním musí pitná voda projít úpravami ve vodárnách: ¹⁰

- Chlorování a ionizace



- Čerění (flokulace)



- Filtrace pískovými filtry
- Dochlórování
- Úprava pH

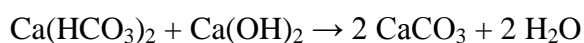
Odpadní voda je voda, která již není nezávadná, nýbrž je poznamenána zásahem člověka. A to tak, že její kvalita je zhoršena právě lidskou činností. Odpadní vodou myslíme buď komunální odpadní vodu, jejíž vznik podporuje již zmiňovaná lidská činnost, nebo průmyslovou vodu, kterou produkují různé průmyslové podniky. Jelikož se jedná o odpadní vodu, musí následovat její čištění – čištění odpadních vod ČOV. K neutralizaci kyselých vod slouží hydroxid vápenatý ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) a k neutralizaci alkalických vod kyseliny H_2SO_4 , HCl , aj. K odstranění olejů a dehtů se užívají speciální lapače. Obsažené jedovaté látky ve vodě musí být převedeny na nezávadné a pokud jsou i poté přítomny organické látky, nastává biologické čištění. ¹¹

2.3.1.5 Tvrdost vody

Tvrdost vody vyjadřuje množství rozpuštěných nerostů ve vodě – CaO , MgO . Vyskytují se zde i vápník a hořčík ve formě hydrogenuhličitanů nebo síranů. Rozdělujeme přechodnou tvrdost vody, která je způsobena obsahem hydrogenuhličitanů a trvalou tvrdost vody podmiňující výskytem zejména síranů. Vodu rozdělujeme na měkkou a tvrdou podle celkové koncentrace vápníku Ca a hořčíku Mg . Tvrdá voda má tvrdost nad 3,75 mmol/l a měkká voda do 0,7 mmol/l. ¹⁰

Tvrdost je vlastnost vody, kterou můžeme několika způsoby odstranit. ¹⁰ Prvními dvěma uvedenými procesy se odstraňuje pouze tvrdost přechodná.

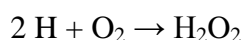
- Var – jak už bylo zmíněno, v přechodně tvrdé vodě se vyskytuje hydrogenuhličitan vápenatý, který se varem změní na uhličitan a usazuje se v kotlích a teplovodních trubkách ve formě tvrdých usazenin, zvaných kotelní kámen. Tyto usazeniny vedou ke špatnému rozvodu tepla, a proto je za potřeby zvýšit spotřebu paliva. A právě varem dochází k vysrážení tohoto nerozpustného uhličitanu.
- Clarkova metoda – pomocí této metody odstraňujeme z vody hydrogenuhličitan vápenatý a hořečnatý. Pracuje s reakcí s hašeným vápnem za vzniku nerozpustných uhličitanů.



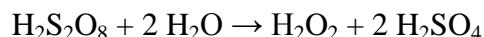
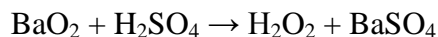
- Destilace – Pokud použijeme tuhle metodu, tak musíme předpokládat, že není příliš ekonomická. Jedná se zde o odstranění již rozpuštěných látek ve vodě
- Použití krystalové sody (uhličitan sodný) – do vody, která obsahuje hořčík a vápník přidáme krystalovou sodu a dojde k jejich odstranění.
- Použití Calgonu – jedná se o polyfosforečnan sodný $(\text{NaPO}_3)_6$ neboli o hexametafosforečnan sodný. Jeho použití ve vodě snižuje koncentraci Ca^{2+} a Mg^{2+} iontů v roztoku.
- Použití měniče iontů – jsou to látky schopna absorbovat ionty z roztoku a nahrazovat je jinými. Jako první měniče byly použity hlinitokřemičitany zvané zeolity, poté ionty podobného složení – permutity, které byly připravované tavením směsi křemenného písku, jílu a uhličitanu sodného. Uvedené látky absorbují ionty vápenaté a hořečnaté a nahrazují je sodnými ionty.

2.3.2 Peroxid vodíku H_2O_2 a peroxidy

Peroxid vodíku je lineární sloučenina vodíku a kyslíku. Byla objevena L. J. Thenardem v roce 1818. Tato sloučenina vzniká reakcí kyslíku v kyslíkovodíkovém plameni s vodíkem



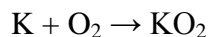
Peroxidu vodíku lze připravit reakcí peroxidu barnatého s kyselinou sírovou. Dnes se však vyrábí spíše hydrolyzou kyseliny peroxodisírové a následující destilací za sníženého tlaku.⁶



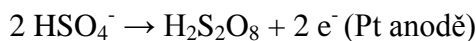
Tímto způsobem se získává téměř 90% peroxid vodíku. V obchodech ho můžeme najít jen v 30% koncentraci, tj. tzv. perhydrol. Můžeme vyrobit i bezvodý peroxid vodíku a to právě frakční destilací.

Peroxid vodíku je namodralá kapalina připomínající svojí hustotou sirup. Ve vodě je zcela rozpustný, jeho použití je velmi pestré. V průmyslu se používá pouze v roztocích, v lékařství k dezinfekci jako 3% roztok, v kosmetice a kadeřnictví k odbarvování vlasů. Je to slabá dvojsytná kyselina, jejíž soli jsou známe především jako hydrogenperoxydy a nebo peroxydy.

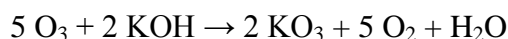
Další sloučeniny kyslíku jsou hyperoxydy, peroxosloučeniny a ozonidy.^{6,10} Hyperoxydy se připravují zahříváním oxidů, peroxidů nebo kovů za zvýšeného tlaku kyslíku.



Mezi peroxosloučeniny patří např. kyselina peroxodisírová $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ a její sůl peroxodisíran draselný $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$. Kyselina peroxodisírová se vyrábí elektrolyzou kyseliny sírové.



Ozonidy se připravují reakcí ozónu se suchými hydroxydy alkalického kovu.



2.3.3 Oxidy

Oxidy jsou binární sloučeniny kyslíku s prvky a představují nejdůležitější skupinu anorganických sloučenin a lze je rozdělit do několika skupin.⁶

Podle acidobazického charakteru

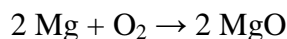
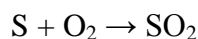
- Oxidy kyselinotvorné – reagují s vodou za vzniku kyselin, oxidy nekovů – CO_2 , SO_2
- Oxidy zásadotvorné – s vodou reagují za vzniku zásad, řadíme sem oxidy některých silně elektropozitivních kovů – CaO , Na_2O
- Oxidy amfoterní – jsou to látky nerozpustné ve vodě a s vodou reagují za vzniku kyselin a hydroxidů – ZnO , Al_2O_3
- Oxidy netečné – látky, které nereagují s vodou – CO , N_2O

Podle struktury lze oxidy dělit na: ¹³

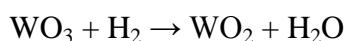
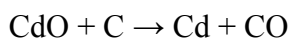
- Iontové – krystalické a zásadotvorné látky, mají vysokou teplotu tání, iontová vazba – např. CaO , Na_2O
- Kovalentní – kovalentní vazba uspořádaná stejným způsobem jako v komplexech kovů, každý atom vytváří vrstevnatou mřížku
 - Molekulární – patří sem plyny a těkavé kapaliny, jsou to látky kyselinotvorné s nízkým bodem tání – CO_2 , SO_2 , N_2O_4
 - Polymerní – jedná se o látky krystalické, velmi tvrdé, amfoterní nebo slabě kyselinotvorné – SiO_2 , MoO_3
- Podvojně oxidy – obsahují složitější ionty nebo dva druhy atomů kovu, rozdělujeme na oxidy s jednoduchou strukturou mřížky (KNbO_3) a oxidy se složitou mřížkou (perovskit CaTiO_3 , ilmenit FeTiO_3)

Příprava oxidů ^{2,10,13}

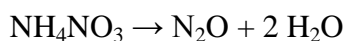
- Přímá syntéza prvků s kyslíkem

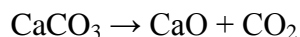


- Redukce oxidů uhlíkem (vodíkem)

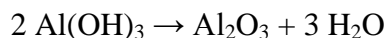
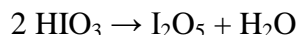


- Termický rozklad kyslíkatých sloučenin

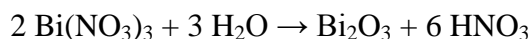
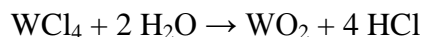




- Dehydratace kyselin a hydroxidů



- Hydrolyza solí



2.4. Síra

2.4.1 Historický vývoj

Síra byla známá už ve starověku, v té době ji dobře znali Římané i Řekové. Ve středověku byla síra považována alchymisty za nezbytnou součást všech kovů a také za princip hoření. Ve 14. století síra sloužila i jako lék a poté se začala používat i na výrobu střelného prachu. Mezi prvky ji v roce 1777 zařadil A. L. Lavoiser.^{6,10,14}

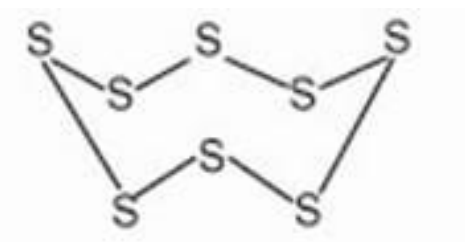
2.4.2 Výskyt

Síra se v přírodě vyskytuje volná, jako prvek je známá v řadě alotropických modifikací. Největší naleziště síry jsou v Itálii v oblastech sopečných, v USA a v Japonsku. V Evropě jsou nejznámější naleziště v Polsku u Tarnobrzegu.⁶

Vázaná síra se vyskytuje ve všech sopečném plynu, v zemním plynu a sirných vodách jako sulfan. Síra se váže v poměrně velkém množství minerálů (sulfidy, sírany), jako např.: pyrit (FeS_2), galenit (PbS), chalkopyrit (CuFeS_2), sfalerit (ZnS), chalkosin (Cu_2S), baryt (BaSO_4), sádrovec ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) a mnoho dalších. Síra se vyskytuje i v ropě a uhlí, je to biogenní prvek a je důležitá k výstavbě bílkovin.

2.4.3 Vlastnosti síry

Síra je tuhá nekovová látka žluté barvy. Je bez chuti, bez zápachu, je nerozpustná ve vodě a pro lidský organismus není jedovatá. Táním síry (nad 119 °C) vzniká jasně červená kapalina. Při teplotě nad 160 °C se kruhový řetězec trhá a tvoří se dlouhé řetězce S_n , síra přechází do hnědého zbarvení a při rychlém ochlazení vzniká tzv. plastická síra (spirálové řetězce). Při dalším zvýšení teploty se řetězce zkracují a klesá viskozita.^{1,6,15}

obr. 5 S_8 molekula síry¹⁶

Alotropické modifikace – síra α (kosočtverečná), která je stálá při teplotě 95,6 °C a síra β (jednoklonná), která je stálá až do bodu svého tání, tj. 119 °C. Přeměna mezi oběma formami probíhá velmi pomalu. Krystaly modifikací tvoří uzavřený lomený kruh S_8 . Mají žlutou barvu a jsou velmi dobře rozpustné v nepolárních rozpouštědlech (např. CS_2).^{6,15}

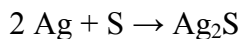
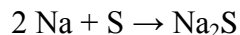
Vliv tepla – při teplotách blízkých bodu tání se tuhá síra mění na kapalinu medového zabarvení. Když se teplota začne zvyšovat, barva kapaliny tmavne a okolo 160 °C zcela zhoustne. Při teplotě nad 200 °C dochází k poklesu hustoty síry v kapalném stavu, která vře při teplotě 444,5 °C. Tyto páry jsou složeny z molekul S_8 , které při dalším zvyšování teploty disociují na S_6 , S_4 a S_2 . Při teplotě okolo 1000 °C jsou páry síry složeny z molekul S_2 , které dále při zvyšování teploty disociují na atomy.¹⁰

Další formy – plastická síra, která vzniká vléváním zahřáté kapalné síry do studené vody. Jedná se o podchlazenou formu síry, která je složena z řetězců atomů síry. Tato síra je velmi nestálá a pozvolným stáním se mění převážně na síru kosočtverečnou. Síra se vyskytuje také jako sirný květ (vzniká ochlazením) par nebo jako koloidní síra, která vzniká mnoha reakcemi, při nichž vzniká elementární síra.¹⁰

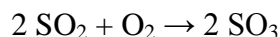
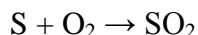
Oxidační čísla síry jsou rozmanitá, od $-II$ do $+VI$. Ve sloučeninách se síra slučuje s elektronegativními prvky v kladných oxidačních číslech IV a VI . U oxidačního čísla VI rostou oxidační vlastnosti ve skupině od síry k teluru a naopak u oxidačního čísla IV klesají redukční schopnosti.^{10,15}

Slučování s jinými prvky – většina kovů a nekovů se se sírou slučuje za vzniku sulfidů. Některé z nich, např. stříbro, měď nebo rtuť se slučují i bez zahřátí. Ostatní potřebují zvýšenou teplotu, potom slučování probíhá za vzniku velkého množství tepla

a je-li kov i síra ve formě jemného prachu může reakce proběhnout i explozivně. Příklady vzniku sulfidů jsou tyto reakce.¹⁰



Oxidace síry – síra na vzduchu hoří charakteristickým modrým plamenem, přičemž vzniká oxid siřičitý a v malém množství i oxid sírový.



2.4.4 Příprava a výroba síry

Nejdůležitější surovinou pro výrobu síry je elementární síra, z čehož je 60 % síra těžená a zbytek rekuperovaná síra, tj. získaná z průmyslových odpadů nebo jiných surovin. U mělce uložených ložisek síry se užívá povrchová těžba. Následuje rozmělnění a třídění horniny a poté flotace. Při teplotě 150 °C se v autoklávech získá síra s nepatrným množstvím nečistot. Pro ložiska uložených hlouběji se užívá tzv. Frashova metoda založená na podobném principu jako těžba ropy. Do nalezeného ložiska se zavrtá trubka zakončená dřevěným košem, kde jsou umístěny další dvě trubky. Prostorem mezi nimi se přivádí do ložiska přehřátá voda či vodní pára roztavující síru okolo vniknuté sondy. Poté se vnější trubicou vhná vzduch, který vytlačí síru na povrch.^{17,18}

Další způsob výroby síry je ze sulfanu, který je součástí zemního plynu. K tomu se užívají absorpční (mokrý) postupy, které jsou založené na rozpustnosti sulfanu v rozpouštědlech, např. vypírání roztoky potaše, alkalickými soli aminokyselin, metanolem (způsob RECTISOL) nebo N-methylpyrolidonem (způsob PURISOL). Další variantou jsou suché postupy, které jsou založené na adsorpci, resp. na reakci pevných látek se sulfanem.^{17,18}

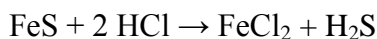
2.4.5 Použití síry

Mezi největší využití síry patří výroba kyseliny sírové, sirouhlíku, thiosíranu sodného, černého střelného prachu a zápalek. Elementární síra je nezbytnou součástí fungicidních sprejů a mastí a též se používá k vulkanizaci pryže, což je proces při kterém se pryž zpevňuje a stává se za horka méně mazlavou a za studena křehkou.¹⁰

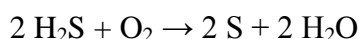
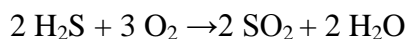
2.4.6 Sloučeniny síry

2.4.6.1 Sulfan a sulfidy

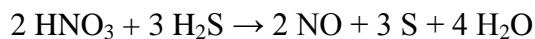
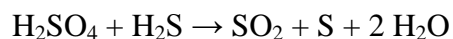
Sulfan (sirovodík, H₂S) se vyskytuje v sopečných plynech, v minerálních vodách a tam, kde se rozkládají bílkoviny. Je to bezbarvý zápachající a jedovatý plyn. Sulfan lze připravit z prvků, ovšem jen v malém výtěžku, a proto se používá jiná metoda, při které povedeme sirné páry a směs vodíku přes skleněnou trubici, která je rozžhavená na 600 °C. Tento sulfan je velmi čistý. Další metody přípravy se uplatňují v laboratoři, kde se sulfan připravuje rozkladem sulfidů, zředěnou kyselinou chlorovodíkovou v Kippově přístroji. Tímto způsobem vzniká ne zcela čistý sulfan (může obsahovat stopy arsenovodíku a vodíku).⁶



Sulfan je snadno zkapalnitelný plyn. Ve vodě je dobře rozpustný a jeho roztok má zřetelnou kyselou reakci. Je to velmi slabá dvojsytná kyselina (kyselina sulfanová) a nasycený roztok se nazývá „sulfanová voda“. Sulfan po zapálení hoří, a to v nadbytku vzduchu na vodu a oxid siřičitý, ale je-li k dispozici jen málo vzduchu, uvolňuje se elementární síra.



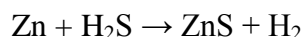
Sulfan se řadí mezi silná redukční činidla, kdy např. redukuje kyselinu sírovou na kyselinu siřičitou a kyselinu dusičnou na oxid dusnatý.⁶



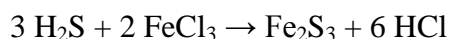
Sulfidy (S²⁻) jsou sloučeniny chalkogenů s kovy, ve kterých je síra dvojnásobná a v ox. č. -II. Všechny sulfidy, kromě sulfidů kovů alkalických zemin, alkalických kovů a sulfidu amonného jsou nerozpustné. Většina z nich je charakteristicky zbarvená (např. ZnS bílý, CdS žlutý, MnS růžový, Ag₂S černý). Hydrogensulfidy (HS⁻) jsou na rozdíl od sulfidů více rozpustné ve vodě a získávají se zaváděním sulfanu do roztoku hydroxidu.

Sulfidy se připravují několika způsoby ²

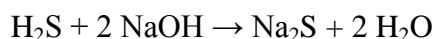
- reakce některých prvků s H₂S



- reakce roztoků solí kovů s H₂S



- neutralizace H₂S hydroxidy



2.4.6.2 Halogenidy síry

Síra se slučuje s fluorem, chlorem a bromem. Jodidy síry zatím ještě nebyly připraveny. Její největší slučitelnost je právě se zmiňovaným fluorem, jelikož od fluoru směrem k bromu klesá jejich stálost. Halogenidy síry vznikají přímou syntézou. U každého z halogenidů jsou ale rozličné reakční podmínky. ^{6,10}

- fluorid sírový SF₆ – je netečný, bezbarvý plyn, který reaguje jen s roztaveným sodíkem za vzniku molekuly oktaedru. Používá se jako izolační náplň ve vysokonapěťové elektrotechnice.
- dekafluorid disíry S₂F₁₀ – řadí se mezi silně toxické halogenidy síry a vzniká jako vedlejší produkt přímé reakce síry s fluorem.
- fluorid siřičitý SF₄ – je to reaktivní jedovatý plyn, vzniká přímou syntézou při teplotě -70 °C a používá se jako fluorační činidlo v organické syntéze.
- chlorid siřičitý SCl₄ – patří mezi nestálé halogenidy síry a rozkládá se na SCl₂ a chlor
- dichlorid síry SCl₂, dichlorid disíry S₂Cl₂ – obě tyto formy jsou kapalné látky, z nichž S₂Cl₂ je stálejší látka

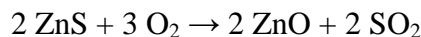
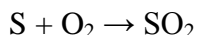
2.4.6.3 Oxidy síry

Oxid siřičitý SO₂

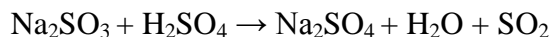
Oxid siřičitý je bezbarvý, jedovatý plyn se štiplavým zápachem. Je snadno zkapalnitelný a dobře rozpustný ve vodě. Molekula tohoto oxidu má lomený tvar s násobnými vazbami. Je součástí i sopečných plynů a rozpuštěn jako kyselina siřičitá v podzemních vodách.

Oxid siřičitý se dá připravit několika způsoby ^{2,6,10}

- oxidací síry nebo sulfidů vzdušným kyslíkem



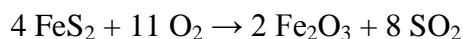
- reakcí siřičitanů s kyselinami ve vodném roztoku



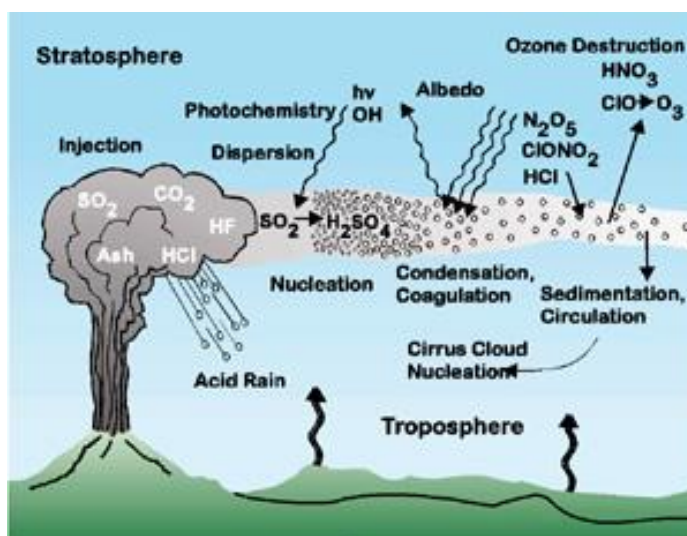
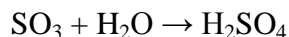
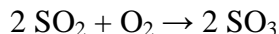
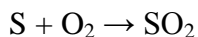
- redukcí horké koncentrované kyseliny sírové mědí



- pražením pyritu



Při spalování paliv, které obsahují síru, vzniká oxid siřičitý, který je jedním z původců tzv. kyselých dešťů. Jedná se o typ srážek s pH nižším než 5,6. Po jejich rozptýlení do atmosféry začnou reagovat s vodou za vzniku dusíkatých a kyselin síry, které se dostávají na Zemi v podobě deště. ^{2,6}



obr. 6 Vznik kyselých dešťů ¹⁹

Oxid siřičitý je toxický a jeho jedovatost postihuje především nižší rostliny (houby, plísně, bakterie) a vážné škodí i zeleným rostlinám. Používá se jako redukční

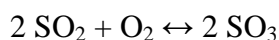
a dezinfekční činidlo, k bělení hedvábí, slaměných výrobků a vln, k výrobě kyseliny sírové, ke konzervaci ovoce a šťáv, při rafinaci ropy a k výrobě hydrogensířčitanu vápenatého.

Oxid sírový SO_3

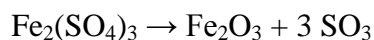
Je to pevná, bílá a snadno těkající látka s bodem varu $45\text{ }^\circ\text{C}$. Tento oxid je velmi dobře rozpustný ve vodě a je hlavní příčinou kyselých dešťů. Za obyčejné teploty je to bezbarvá kapalina a po jeho ochlazení studenou vodou polymeruje. Vznikající polymer $(\text{SO}_3)_n$ vytváří krásné bílé jehličky výrazného lesku, které na vlhkém vzduchu dýmají (jsou hygroskopické). Ve vodě se za tvorby tepla rozpouštějí na kyselinu sírovou, s níž se mísí na tzv. oleum kyseliny sírové, nazývané dýmavá kyselina sírová.

V plynném stavu je oxid monomerní, v pevném stavu polymeruje $(\text{SO}_3)_n$ na tři modifikace, a to: α - jehlicovitá struktura azbestu, β - dlouhé zřetěžené tetraedry SO_4 a γ - kruhy trimeru S_3O_9 .^{2,6,10}

Oxid sírový se připravuje oxidací oxidu siřičitého vzdušným kyslíkem



Tato reakce je vratná a silně exotermická, proto je podmínkou nízká teplota, a to do $500\text{ }^\circ\text{C}$ a přítomnost katalyzátoru (např. platiny, oxidu wolframového, molybdenového nebo oxidu vanadičného). Pokud se teplota zvýší nad $800\text{ }^\circ\text{C}$, reakce začne probíhat opačným směrem. Další přípravou oxidu sírového je rozklad síranu železitého při teplotě $480\text{ }^\circ\text{C}$



nebo destilací olea, což je roztok oxidu sírového v kyselině sírové nebo tepelným rozkladem hydrogensíranu sodného.^{2,6,10}

- Dehydratace při teplotě $315\text{ }^\circ\text{C}$



- Rozklad disíranů při teplotě $460\text{ }^\circ\text{C}$



Používá se především na výrobu kyseliny sírové.

2.4.6.4 Oxokyseliny síry

Kyselina siřičitá H_2SO_3

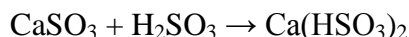
Kyselina siřičitá je slabá dvojsytná kyselina, která neexistuje volně, ale pouze v roztoku. Vzniká rozpuštěním oxidu siřičitého ve vodě.



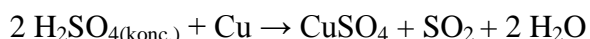
Pokud se roztok této kyseliny zahřeje, probíhá tato reakce zpětně. Kyselina siřičitá podléhá disociaci, což je štěpení na ionty, a to ve dvou stupních:

1. $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_3^-$
2. $\text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_3^{2-}$

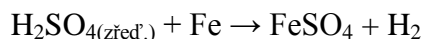
Soli této kyseliny jsou dvojího typu – siřičitany a hydrogensiřičitany. Většina siřičitanů je ve vodě nerozpustná s výjimkou siřičitanů alkalických kovů. Reakcí nerozpustných siřičitanů s roztokem vznikají ve vodě rozpustné hydrogensiřičitany.^{6,10}

Kyselina sírová H_2SO_4

Kyselina sírová je nejvýznamnější silná, dvojsytná anorganická kyselina. Je olejovitá, bezbarvá, viskózní a těžká kapalina. V koncentrovaném roztoku (96 – 98%) je hustá a neomezeně mísitelná s vodou. Při jejím ředění dochází k velmi exotermní reakci, protože má silné dehydratační účinky. Řadí se mezi velmi nebezpečné žíraviny a způsobuje např. tzv. zuhelnatění organických látek. Horká koncentrovaná kyselina sírová má oxidační účinky a reaguje téměř se všemi kovy, kromě železa (pasivace), olova, platiny, wolframu a zlata, ale i s neušlechtilými kovy za vzniku síranu a oxidu siřičitého.



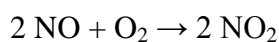
Pokud je kyselina sírová ve zředěném stavu, ztrácí své oxidační účinky a reaguje s neušlechtilými kovy za vzniku síranu a vodíku.



Její roztok s oxidem sírovým se nazývá oleum – dýmavá kyselina sírová, což je v podstatě směs polykyselin síry (kys. disírová $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$, kys. trisírová $\text{H}_2\text{S}_3\text{O}_{10}$).^{6,10,17,18}

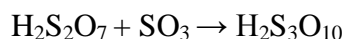
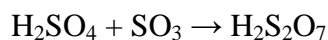
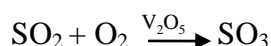
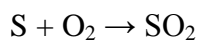
Výroba

Při výrobě kyseliny sírové jsou známy dva postupy – kontaktní a nitrózní postup. Nitrózní metoda se v současné době téměř nepoužívá. V průběhu této metody reaguje oxid siřičitý s vodou a oxidem dusičitým za vzniku oxidu dusnatého a kyseliny sírové. Oxid dusnatý se poté oxiduje se vzdušným kyslíkem zpět na oxid dusičitý.^{17,18}

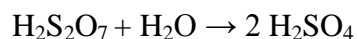


Nitrózní způsob výroby kyseliny sírové byl v minulosti realizován tzv. komorovým způsobem. Později se využíval tzv. věžový nitrózní způsob, jehož předností ve srovnání s kontaktním způsobem je necitlivost na nečistoty v oxidu siřičitém. Nitrózní způsob se přestal používat z důvodu nemožnosti připravit koncentrovanou kyselinu sírovou.

Mnohem užívanější je v současnosti kontaktní metoda. Připravený oxid siřičitý je dále oxidován na oxid sírový za přispění katalyzátoru - oxidu vanadičného. Vzniklý oxid sírový se rozpouští v kyselině sírové. Tímto způsobem lze připravit oleum^{17,18}

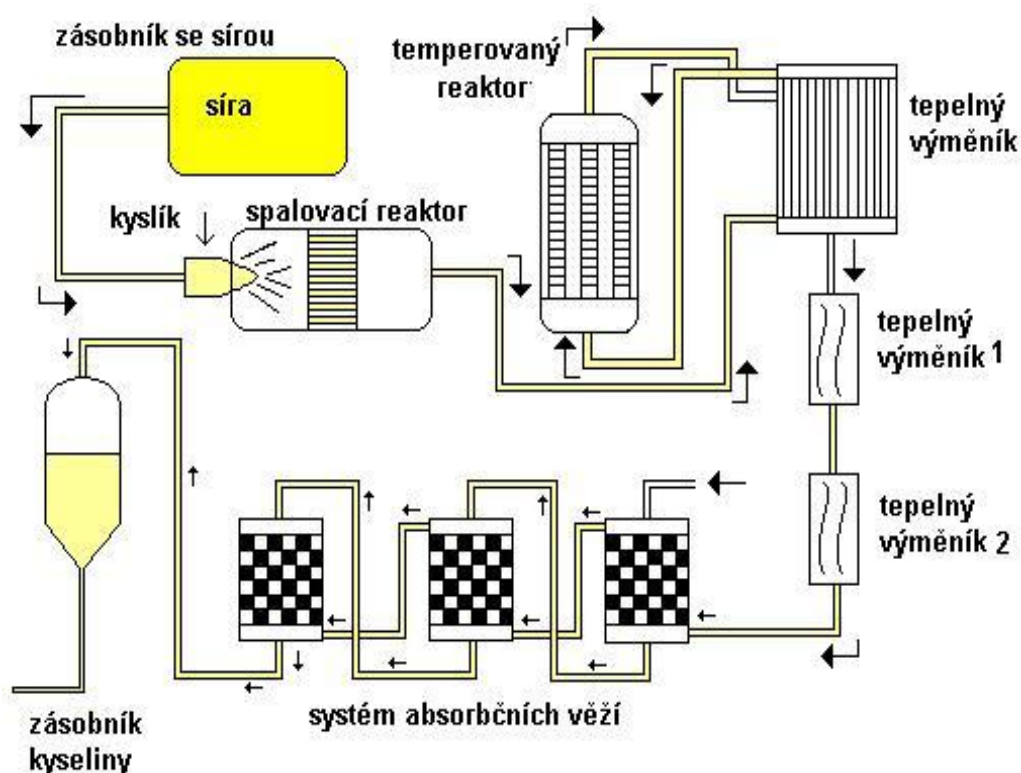


a následným zředěním vzniklého roztoku olea vodou lze získat koncentrovanou kyselinu sírovou (98% roztok)^{17,18}



Využití kyseliny sírové je velmi rozmanité. V chemickém průmyslu se užívá při výrobě hnojiv, kyselin, organických barviv, plastů, výbušnin, k čištění produktů od ropy a jako náplň do akumulátorů. V laboratoři je její použití jako oxidační,

dehydratační a sulfonační činidlo. Používá se též pro úpravu pH, v textilním a papírenském průmyslu.



obr. 7 Schéma výroby kyseliny sírové²⁰

2.4.6.5 Sírany – soli kyseliny sírové

Sírany jsou převážně ve vodě dobře rozpustné (kromě kovů alkalických zemin, Pb, Ag, Hg) a vytvářejí tetraedrickou strukturu. Sírany patří mezi krystalické látky, které jsou v bezvodém stavu převážně bílé, avšak některé soli přechodných kovů se mohou vyskytovat ve formě hydrátů, pro které je typické zbarvení. Hydráty můžeme rozdělit podle triviálních názvů např. skalice, kamence a schönity.^{10,21}

Skalice se vyskytují v mnoha zbarveních způsobené aquakationty, např.:

Zelená skalice – heptahydrát síranu železnatého – $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$

Modrá skalice – pentahydrát síranu měďnatého – $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$

Bílá skalice – heptahydrát síranu zinečnatého – $\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$

Manganatá skalice – pentahydrát síranu manganatého – $\text{MnSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, narůžovělá barva

Kobaltnatá skalice – heptahydrát síranu kobaltnatého – $\text{CoSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$, červená barva

Nikelnatá skalice – heptahydrát síranu nikelnatého – $\text{NiSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$, zelená barva

Kamence s obecným vzorcem $M^I M^{III}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$ jsou sírany obsahující dva různé kationty. Jejich vznik je podmíněn společnou krystalizací dvou síranů. Například síran hlinitý a síran draselný dávají vznik kamenci draselno-hlinitému.

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

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

Kamenec draselno-chromitý - $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$

Kamenec amonno-železitý - $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$ – barevný indikátor v argentometrii

Schönity jsou podvojně sírany se sumárním vzorcem $\text{M}_2^I \text{M}^{II}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$. Jedná se o hexahydráty a látky krystalické, izomorfní a dobře rozpustné ve vodě.

$\text{K}_2\text{Mg}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$

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

Další sírany

$\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ – sádrovec je bezbarvá, krystalická látka, nerozpustná ve vodě, která pokud obsahuje příměsi může změnit svoji barvu. Vyrábí se z ní sádra, která se používá ve stavebnictví, štukatérství a ve farmacii.



PbSO_4 – síran olovnatý je součástí olověných akumulátorů v automobilech.

BaSO_4 – síran barnatý se používá jako kontrastní látka při rentgenu zaživačního ústrojí.

Glauberova sůl – dekahydrát síranu sodného – $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$, bílá barva. ^{6,10,21}

2.4.6.6 Další oxokyseliny a jejich soli

Kyselina disírová $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ – je součástí olea a vytváří soli disírany (např. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$), které se získávají rozpuštěním síranů v dýmové kyselině sírové, z níž po ochlazení vykrystalizují.

Kyselina peroxodisírová $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ – připravuje se elektrolýzou koncentrované a chlazené kyseliny sírové, kde na anodě se slučují dva hydrogensíranové anioty a na katodě se uvolňuje vodík. Její soli peroxodisírany se získávají též elektrolyticky, jsou ve vodě dobře rozpustné a používají se jako oxidační činidla.

Kyselina thiosírová $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – dvojsytná, značně nestálá kyselina, kterou známe pouze ve formě solí – thiosíranů, které vznikají zahříváním koncentrovaného roztoku siřičitanu se sírou. Thiosírany jsou obtížně rozpustné ve vodě, spíše nerozpustné. Nejznámější sůl je pentahydrát thiosíranu sodného $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$. Thiosírany těžkých kovů se v roztocích alkalických thiosíranů rozpouštějí na komplexní soli, které se pak používají ve fotografii k odstraňování světlem nerozloženého halogenidu stříbrného.

Kyseliny polythionové $H_2S_nO_6$ – nestálé kyseliny a známé též jen v roztoku. Jsou obsaženy v tzv. Wackenroderově kapalině, která se připravuje zavedením sulfanu do chladného roztoku kyseliny siřičité. Jejich soli – dithionany a trithionany jsou podstatně stálejší než samotné kyseliny.^{6,10}

2.5 Selen

2.5.1 Výskyt

Tento prvek byl objeven v roce 1817 J. J. Berzeliem v kalech z olověných komor na výrobu kyseliny sírové. Název selen je odvozen z řeckého pojmenování Měsíce. Selen je vzácnější prvek než je tellur a vyskytuje se v přírodě obvykle po boku síry v malých množstvích. Jeho zastoupení v zemské kůře je velmi nízké. Je obsažen i v mořské vodě.^{1,6,15}

2.5.2 Vlastnosti a výroba

Selen se svými vlastnostmi podobá síře. Vytváří několik alotropických modifikací – amorfní selen, červený selen a šedý selen.

Amorfní selen se vyznačuje svoji červenou barvou. Jedná se buď o sklovitou formu, která vzniká rychlým ochlazením roztaveného selenu a nebo práškovitou formu, která se tvoří redukcí kyseliny seleničité oxidem siřičitým. Tento typ selenu je dobře rozpustný v sirouhlíku. Další modifikací je krystalický červený selen, který je jednodlonný a přechází v kovovou modifikaci a získává se odpařováním roztoku selenu v sulfanu. Poslední alotropickou modifikací je šedý selen nazývaný též kovový selen. Tato forma je velmi stálá a vzniká při teplotě 200 °C. Tento selen se jako jediný nerozpouští v sirouhlíku, je schopen vézt elektrický proud a jeho vodivost stoupá s intenzitou světla. Této vlastnosti se využívá v technických zařízeních – selenové můstky, fotočlánky. Šedý selen dává vznik červenému selenu a to tím, že při rozpuštění v kyselině sírové vzniká zelený roztok, který poté zředíme.^{6,10,22}



obr. 8 Selen²³

Výroba selenu spočívá v usazeninách na dně olověných komor při výrobě kyseliny sírové nebo v usazeninách při elektrolytické rafinaci mědi či ze selenových minerálů.^{10,22}

2.5.3 Využití

Největší uplatnění selenu je při výrobě fotočlánků. Princip tohoto zařízení je ve využití fotoelektrického jevu, kdy po ozáření světlem dochází k produkci elektrické energie. Fotočlánky na bázi selenu dnes fungují převážně v kosmickém výzkumu pro napájení přístrojů na oběžné dráze pomocí solárních panelů. Jejich využití je i pro měření intenzity dopadajícího světla a to jako expozimetry v kamerách a fotoaparátech. Selen se také dříve používal v laserových tiskárnách.^{6,22}

2.5.4 Sloučeniny

Ve sloučeninách se selen vyskytuje v oxidačních číslech -II, IV a VI. Jedná se většinou o jedovaté látky, které vážně škodí rostlinám i živočichům.

- Selan H_2Se – je bezbarvý plyn s odporným zápachem. Jeho příprava je rozkladem selenidu železnatého kyselinou chlorovodíkovou či hydrolyzou selenidu hlinitého. Vlastnostmi se podobá sulfanu, je dobře rozpustný ve vodě a řadí se mezi dvojsytné kyseliny. Po zapálení hoří modrým plamenem.
- Selenidy – soli selanu. Jejich příprava je podobná jako u sulfidů (přímou syntézou).
- Oxid seleničitý SeO_2 – je to bílá krystalická látka, která vzniká hořením selenu na vzduchu.
- Kyselina seleničitá H_2SeO_3 – jedná se o slabou dvojsytnou kyselinu, která krystaluje v bílých dlouhých jehlicích. Jsou známy její soli – seleničitany a hydrogenseleničitany. Připravuje se rozpuštěním oxidu seleničitého ve vodě.
- Oxid selenový SeO_3 – bílá krystalická látka s velkou oxidační schopností.
- Kyselina selenová H_2SeO_4 – je to silná dvojsytná kyselina a svými vlastnostmi se podobá kyselině sírové, avšak má silnější oxidační schopnosti. Připravuje se elektrolytickou oxidací či zaváděním chlóru do roztoku kyseliny seleničité. Od této kyseliny jsou známy dva typy solí – selenany a hydrogenselenany.^{6,10}

2.6 Tellur

2.6.1 Výskyt

Tellur objevil roku 1782 F. J. Müller. Stejně jako selen doprovází výskyt síry. Vyznačuje se značnou afinitou ke zlatu a ve zlatých ložiscích se vyskytuje převážně jako příměs. Spolu se zlatem tellur tvoří minerály jako je calaverit = ditellurid zlata (AuTe_2) nebo altait = tellurid olova (PbTe). Tellur má zastoupení v zemské kůře, podstatně nižší než selen a stejně jako selen se nachází i v mořské vodě.^{6,24}



obr. 9 Tellur²⁵

2.6.2 Vlastnosti

Tellur je kovový prvek s vysokým leskem a vzhledem podobný cínu. Vede elektrický proud a tvoří amalgámy. Patří mezi křehké prvky, které lze rozetřít až na prach. Za zvýšené teploty se rozpouští v kyselině sírové za vzniku červeného roztoku, z kterého se po zředění opět uvolňuje. Také podléhá přímé syntéze s vodíkem při vyšší teplotě a po zapálení hoří modrým, zeleně vroubeným plamenem.^{6, 15"}

2.6.3 Využití

Tellur se užívá především v metalurgii a to ke zlepšování chemických a mechanických vlastností slitin. Přidáním telluru do slitin dochází k jejich snazší opracovatelnosti. Další využití telluru je ve sklářském průmyslu k barvení skla. Stejně jako selen se užívá při výrobě fotočlánků. Z hlediska působení na lidský organismus je tellur toxický.

2.6.4 Sloučeniny

Tellur se ve sloučeninách stejně jako selen vyskytuje v ox. č. -II, IV, VI.

- Tellan H_2Te – je bezbarvý odporně zapáchající plyn, který je velmi jedovatý, nestálý a hořlavý. Ve vodě je dobře rozpustný a na vzduchu se oxiduje na vodu a tellur. Vytváří soli – telluridy, které se připravují přímou syntézou.
- Oxid telluričitý TeO_2 – jedná se o bílou krystalickou látku, která je ve vodě jen málo rozpustná. Rozpouští se snadněji v roztocích alkalických hydroxidů za vzniku telluricitanů i v silnějších kyselinách, kdy se vytváří komplikovanější kationty.
- Kyselina telluričitá H_2TeO_3 – je bílá látka ve vodě rozpustná, která se při zahřátí rozkládá na vodu a oxid telluričitý.
- Chlorid telluričitý TeCl_4 – je bezbarvá, krystalická látka.
- Kyselina tellurová H_2TeO_4 – připravuje se oxidací kyseliny telluričité. Jedná se o tuhou, ve vodě rozpustnou látku a známy jsou její soli – tellurany.^{6,24}

2.7 Polonium

2.7.1 Výskyt

Tento prvek byl objeven roku 1898 P. Curie a M. Curie Sklodowskou při zpracování minerálu smolince a byl pojmenován na počest její rodné vlasti. Chemicky se polonium podobá telluru, ale na rozdíl od něj má vysoký elektro pozitivní charakter.

V přírodě je polonium součástí uranových rud. Vyskytuje se v uran-radiové, neptuniové a thoriové rozpadové řadě. Z uranové rudy – jáchymovského smolince byl tento prvek získán, přestože je jeho obsah cca 0,1 mg v 1 t rudy.^{6,15}



Pechblende, La Creusa/Wallis, Foto und Copyright: Thomas Sehnacht

obr. 10 Polonium²⁶

2.7.2 Výroba

Polonium se může vyloučit na vhodném kovu z roztoku okyseleného kyselinou chlorovodíkovou, např. na proužku stříbrného, měděného nebo bizmutového plechu. Dá se připravit i uměle a to ozařováním bismutu ^{209}Bi neutrony v jaderných reaktorech.

Známo je celkové 25 druhů nestabilních izotopů polonia, z nichž v praxi užívané jsou pouze tři z nich, a to ^{210}Po s poločasem rozpadu 138,4 dne, ^{209}Po s poločasem rozpadu 103 let a ^{208}Po a poločasem rozpadu 2,9 let.⁶

Ve sloučeninách se polonium vyskytuje v ox. č. II a IV.

2.7.3 Využití

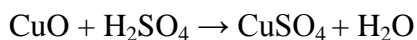
V praxi se izotopy polonia využívají jako alfa zářiče v medicíně, při výrobě filmů a v textilním průmyslu k odstraňování statického náboje. V 50. letech byla zjištěna přítomnost polonia i v cigaretách. Výskyt polonia pochází z fosfátů užívaných jako průmyslové hnojivo. Hnojiva se používají i k produkci některých druhů ovoce a zeleniny.^{6,15}

3 Laboratorní příprava a reakce vybraných sloučenin chalkogenů

V této části je zařazen výčet několika vybraných laboratorních příprav, reakcí a postupů úprav některých sloučenin chalkogenů.

3.1 Příprava pentahydrátu síranu měďnatého – modrá skalice²⁷

Princip:



Postup:

Kádinku o obsahu 250 ml jsme naplnili vypočítaným množstvím drobných plíšků nastříhané mědi, přidali jsme naměřený objem 96% H_2SO_4 . Baňku jsme zahřáli pod zpětným chladičem a během toho jsme roztok zahustili. Po úplném zreagování mědi jsme roztok dekantovali (odlitek z baňky, ve které ještě zůstaly nerozpuštěné plíšky mědi). Pak jsme roztok ochladili v ledové lázni na 2 °C. Vzniklé modré krystalky skalice jsme odfiltrovali na Büchnerově nálevce a poté vysušili při laboratorní teplotě.

3.1.1 Čištění modré skalice rušenou krystalizací²⁸

Postup:

Navážíme si 10 g modré skalice, kterou rozetřeme v třecí misce a za laboratorní teploty a dostatku vody jej rozpustíme. Množství vody potřebné k rozpuštění vypočteme z tabulky rozpustností anorganických látek.

Ke zhotovenému roztoku přidáme 1 cm³ koncentrované kyseliny dusičné a zahřejeme jej až k varu. Připravíme si skládaný filtr a získaný roztok zfiltrujeme do kádinky o obsahu 400 cm³, ve které ho povařením zahustíme na krystalizační stupeň a poté jej ochladíme.

Vytvoří se nám krystalky, které odsajeme pomocí Büchnerovy nálevky. Poté krystalky rozpustíme v minimálním množství vroucí vody, vzniklý roztok opět zfiltrujeme, ochladíme a v neposlední řadě znovu důkladně odsajeme.

Získáme dvakrát přefiltrovaný vzorek připravený k vážení.

obr. 11 **Modrá skalice**²⁹

3.1.2 Volná krystalizace modré skalice²⁸

Postup:

Pentahydrát síranu měďnatého rozpustíme ve vypočteném množství vody, které je již okyselené kapkou koncentrované kyseliny dusičné. Množství vody potřebné na rozpuštění produktu vypočteme z tabulky rozpustnosti pro pentahydrát síranu měďnatého. Připravíme si skládaný filtr a vzniklý roztok zfiltrujeme do krystalizační misky.

Misku překryjeme filtračním papírem, do kterého uděláme díry a roztok necháme v klidu volně krystalovat postupným odpařováním rozpouštědla.

Vzniklé krystalky vysušíme pomocí filtračního papíru a poté jej zvážíme.

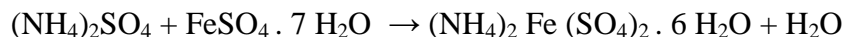
3.1.3 Krystalizace srážením modré skalice ethanolem³⁰

Postup:

Připravíme si roztok modré skalice (asi 4 g modré skalice do cca 20 ml destilované vody) a zfiltrujeme ho do kádinky o obsahu 100 cm³. Do připraveného roztoku přidáváme za stálého míchání ethanol tak dlouho, dokud nevzniknou krystalky. Bezbarvý roztok nad krystalkami odsajeme na Büchnerově nálevce a vyklopíme jej na hodinové sklo, kde sušíme za laboratorní teploty.

3.2 Příprava hexahydrátu síranu amonno – železnatého (Mohrova sůl)²⁸

Princip:



Postup:

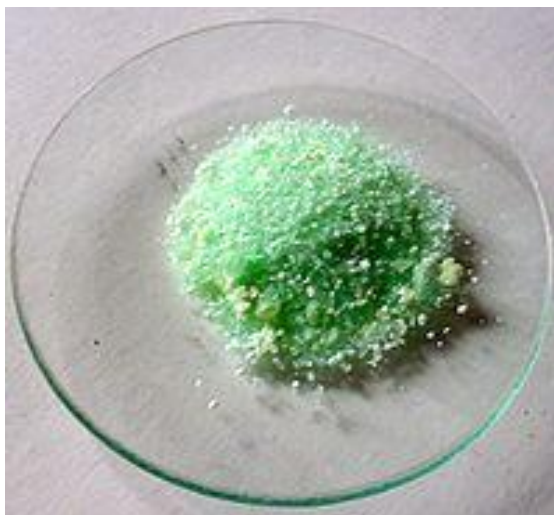
Připravíme si dvě kádinky o obsahu 100 cm³. Do jedné z nich pomocí technických vah navážíme vypočtené množství zelené skalice a do druhé navážíme spočtený síran amonný. Do každé kádinky přidáme co nejmenší množství vody a pomocí tyčinek navážené produkty rozpustíme.

Roztoky zahříváme na teplotu 60 – 70 °C. Oba roztoky zfiltrujeme pomocí filtračního papíru a slijeme je do jedné porcelánové misky.

Tento roztok poté okyselíme pár kapkami kyseliny sírové a pomocí tyčinky jej mícháme až do úplného ochlazení.

Poté vzniklý roztok necháme při laboratorní teplotě několik dní odstát a Mohrovu sůl odsajeme pomocí skleněné frity.

Odsáté krystalky vysušíme mezi filtračními papíry a necháme několik hodin ještě doschnout. Poté jsou připravené ke zvážení.



obr. 12 Mohrova sůl³¹

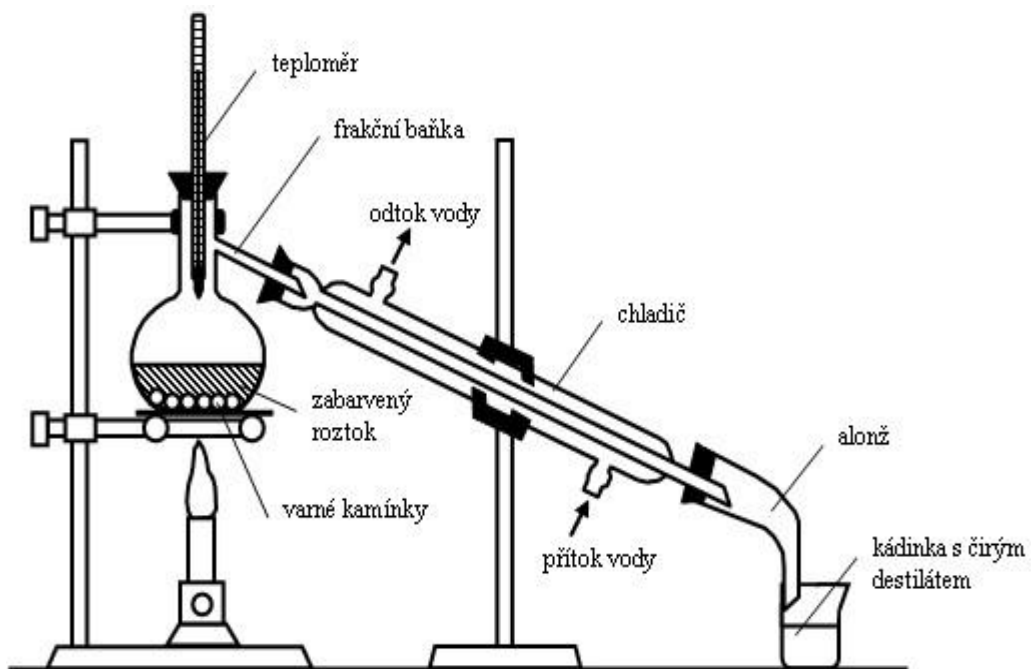
3.3 Destilace vody²⁸

Postup:

Nejprve si sestavíme destilační aparaturu. Přípravenou frakční baňku uchytlíme do držáku a spojíme jí s Liebigovým chladičem pomocí korkové zátky. Na závěrečnou část chladiče nasadíme alonž, jejíž konec necháme zasahovat do baňky o obsahu 400 cm³.

Nachystáme si cca 150 cm³ vody obarvené manganistanem draselným, kterou vlijeme do frakční baňky a baňku poté uzavřeme korkovou zátkou s otvorem, do kterého vložíme teploměr na měření teploty. Musíme dát pozor, aby spodní část teploměru nezasahovala na dno baňky, nýbrž aby měřila pouze vzniklé páry.

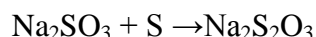
Destilace vody spočívá v tom, že vzniklé vodní páry ve frakční baňce přecházejí do chladiče, kde kondenzují. Následně stékají nakloněným Liebigovým chladičem přes alonž do baňky.



obr. 13 Destilační aparatura³²

3.4 Příprava pentahydrátu thiosíranu sodného²⁸

Princip:



Postup:

Pomocí technických vah si navážíme siřičitan sodný a rozpustíme ho v kádince o obsahu 250 cm³ spolu s destilovanou vodou.

Mezitím si navážíme síry a rozetřeme jej ve třecí misce na co nejjemnější prášek. Vzniklý prášek nasypeme do baňky, kterou uchytíme držákem na stojan a postavíme ji na síťku. Poté síru zalijeme vzniklým roztokem siřičitanu sodného a baňku uzavřeme vrtanou zátkou. Do vrtaného otvoru v zátku nasadíme zpětný chladič, který uchytíme držákem ke stojanu a necháme protékat vodu z vodovodu.

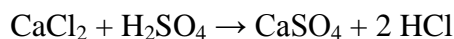
Pod baňku postavíme plynový kahan a zahříváme tak dlouho, dokud se veškerá síra v roztoku nerozpustí, což trvá přibližně dvě hodiny. Připravíme si velký skládaný filtr pomocí něhož zfiltrujeme kapalinu do připravené kádinky.

Přefiltrovaný roztok povaříme a zahustíme a necháme krystalovat. Zbylé matečné louhy po reakci též zahustíme, naočkujeme krystalkem pentahydrátu thiosíranu sodného a necháme v klidu krystalovat.

Od obou získaných produktů oddělíme matečné louhy a spojíme dohromady a zahájíme novou krystalizaci, čímž je vyčistíme a poté zvážíme.

3.5 Příprava dihydrátu síranu vápenatého³³

Princip:



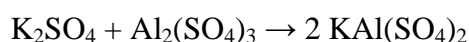
Postup:

Do kádinky nalijeme 100 cm³ roztoku chloridu vápenatého a zahřejeme na 45 – 50 °C. Za neustálého míchání přidáme do roztoku vypočítaný objem 10% roztoku kyseliny sírové. Kádinku ochladíme pod tekoucí vodou a pozorujeme vylučování dihydrátu síranu vápenatého. Vzniklý síran necháme usadit na dně, horní vrstvu roztoku opatrně slijeme a poté síran dekantujeme destilovanou vodou. Po ukončení dekantace směs zfiltrujeme přes Büchnerovu nálevku a promyjeme ethanolem. Po promytí produkt usušíme na porcelánové misce a zvážíme.

obr. 14 Síran vápenatý³⁴

3.6 Příprava kamence draselno – hlinitého³³

Princip:

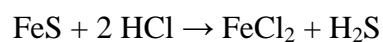


Postup:

Nejprve si připravíme roztoky síranu draselného a síranu hlinitého a smícháme je dohromady. Smíchaný roztok dáme krystalizovat na vodní lázeň. Vzniknou krystaly, které usušíme na topení a můžeme je buď rozdrtit či ponechat celé.

3.7 Příprava sulfanu²⁷

Princip:



Postup:

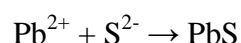
K přípravě sulfanu použijeme Kippův přístroj, kde do středního prostoru vneseme pevné kousky FeS do horního HCl. Při plnění přístroje kapalinou otevřeme výstupní kohout a nalijeme tolik kapaliny, kolik je potřeba k jejímu vystoupení do středního prostoru. V tomto okamžiku je zahájena reakce a vývoj plynu.

Pokud v průběhu reakce uzavřeme výstupní kohout, dojde k přerušení reakce a tím i ke konci vývoje plynu.

obr. 15 Kippův přístroj³⁵

3.7.1 Důkaz sulfanu²⁷

Princip:

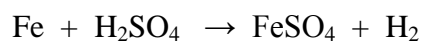


Postup:

Do připravené zkumavky nasypeme 2 g sulfidu železitého a poté přilijeme 10 ml 10% kyseliny chlorovodíkové. Poté k ústí zkumavky přiložíme navlhčený filtrační papírek dusičnanem olovnatým a univerzální indikátorový papírek navlhčený vodou. Opatrně pak přičichneme k unikajícímu sulfanu.

3.8 Příprava heptahydrátu síranu železnatého – zelené skalice²⁷

Princip:



Postup:

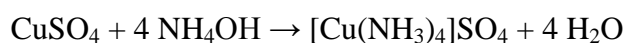
Železné piliny nebo hřebíky vsypeme do varné baňky a přilijeme 25% roztokem kyseliny sírové. Reakční směs mírně zahřejem pod zpětným chladičem asi hodinu, až zůstane malé množství nezreagovaného železa. Pak ještě horkou reakční směs zfiltrujeme do 40-50 cm³ ethanolu. Filtrát ochladíme v ledové lázni, aby vykristalovalo co nejvíce zelené skalice. Vyloučí se krystalky, které odsajeme za sníženého tlaku na Büchnerově nálevce a promyjeme malým množstvím ethanolu.

obr. 16 Zelená skalice³⁶

3.9 Příprava síranu tetraamminměďnatého²⁸

Princip:

Tento síran připravíme působením roztoku amoniaku na roztok síranu měďnatého:



Postup:

Navážíme si 50g pentahydrátu síranu měďnatého (modré skalice), nasypeme jej do kádinky o obsahu 250 cm³ a rozpustíme v 75 cm³ koncentrovaného roztoku amoniaku a 50 cm³ destilované vody.

Vzniklý roztok zfiltrujeme pomocí skládaného filtračního papíru do kádinky o obsahu 400 cm³. Do filtrátu pomalu přiléváme 75 cm³ ethanolu a za stálého míchání tyčinkou jej vysrážíme.

Po přidání celého množství ethanolu necháme filtrát několik hodin stát v chladu. Vyloučí se krystalky, které poté odsajeme skleněnou fritou. Nejprve je však promyjeme směsí alkoholu a amoniaku v poměru 1:1 a nakonec 25 cm³ čistým etherem.

4 Závěr

Cílem bakalářské práce bylo charakterizování chalkogenů a jejich sloučenin. Práci jsem rozdělila na dvě části. První část práce se zabývala podrobným popisem jednotlivých prvků chalkogenů, jejich historií, výskytem, chemickými a fyzikálními vlastnostmi, výrobou, přípravou v laboratořích a významnými sloučeninami. V závěrečné části jsou popsány laboratorní přípravy, reakce a postupy úprav některých vybraných sloučenin chalkogenů.

Mezi chalkogeny patří kyslík, síra, selen, tellur a polonium a řadí se do 16. skupiny periodického systému prvků. Po chemické stránce se vlastnosti těchto prvků mění směrem od vysoce elektronegativního, nekovového kyslíku ke kovovému poloniu. S tím souvisí i pokles reaktivity k vodíku a ke kovům, projevující se především u teluru a polonia. Z celé skupiny však vyniká síra, selen a telur svoji chemickou podobností a odlišností od vlastností kyslíku

Tato bakalářská práce může být použita jako studijní materiál k problematice chalkogenů pro učitele a studenty na základních a středních školách.

5 Seznam obrázků

1	Obr. 1 – Fotosyntéza	3
2	Obr. 2 – Dýchací zařízení	8
3	Obr. 3 – Vazby mezi atomy kyslíku v molekule ozónu	9
4	Obr. 4 – Koloběh vody	13
5	Obr. 5 – S ₈ molekula síry	19
6	Obr. 6 – Vznik kyselých dešťů	23
7	Obr. 7 – Schéma výroby kyseliny sírové	27
8	Obr. 8 – Selen	29
9	Obr. 9 – Tellur	31
10	Obr. 10 – Polonium	32
11	Obr. 11 – Modrá skalice	35
12	Obr. 12 – Mohrova sůl	36
13	Obr. 13 – Destilační aparatura	37
14	Obr. 14 – Síran vápenatý	39
15	Obr. 15 – Kippův přístroj	40
16	Obr. 16 – Zelená skalice	41

6 Seznam použité literatury a internetové zdroje

- 1 Heslop, R.B.; Jones, K.: Anorganická chemie. SNTL, Bratislava 1982
- 2 Klikorka, J.; Hájek, B.; Votinský, J.: Obecná a anorganická chemie. STNL, Praha 1985
- 3 Greenwood, N. N., Earushaw A.: Chemie prvků I. Informatik, Praha 1993
- 4 <http://www.google.cz/imghp?hl=cs&tab=wi> (cit. 2013-07-21)
- 5 <http://cs.wikipedia.org/wiki/Kysl%C3%ADk> (cit. 2013-02-02)
- 6 Pavelka, Vladimír.; Schütz, Alexandr.: Anorganická chemie pro pedagogické fakulty, Státní pedagogické nakladatelství. Praha 1974
- 7 <http://www.google.cz/imghp?hl=cs&tab=wi> (cit. 2013-07-21)
- 8 <http://cs.wikipedia.org/wiki/Ozon> (cit. 2013-02-02)
- 9 <http://www.google.cz/imghp?hl=cs&tab=wi> (cit. 2013-07-21)
- 10 Brown, G. I.: Úvod do anorganické chemie. Alfa, Praha 1982
- 11 <http://cs.wikipedia.org/wiki/Voda> (cit. 2013-02-02)
- 12 <http://www.google.cz/imghp?hl=cs&tab=wi> (cit. 2013-07-21)
- 13 Gažo, J. a kol.: Všeobecná a anorganická chémie. Alfa, Bratislava 1978
- 14 <http://cs.wikipedia.org/wiki/S%C3%ADra> (cit. 2013-02-02)
- 15 Greenwood, N. N., Eurushaw A.: Chemie prvků I. Informatik, Praha 1993
- 16 <http://www.google.cz/imghp?hl=cs&tab=wi> (cit. 2013-07-21)
- 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.google.cz/imghp?hl=cs&tab=wi> (cit. 2013-07-21)
- 20 <http://www.google.cz/imghp?hl=cs&tab=wi> (cit. 2013-07-21)
- 21 <http://cs.wikipedia.org/wiki/S%C3%ADrany> (cit. 2013-02-02)
- 22 <http://cs.wikipedia.org/wiki/Selen> (cit. 2013-02-02)
- 23 <http://www.google.cz/imghp?hl=cs&tab=wi> (cit. 2013-07-21)
- 24 <http://cs.wikipedia.org/wiki/Tellur> (cit. 2013-02-02)
- 25 <http://www.google.cz/imghp?hl=cs&tab=wi> (cit. 2013-07-21)
- 26 <http://www.google.cz/imghp?hl=cs&tab=wi> (cit. 2013-07-21)
- 27 Sýkorová, D., Mastný, L.: Návody pro laboratoře z anorganické chemie. ISBN, Praha 2001

- 28 Klikorka, J.; Klazar, J.; Votinský, J.; Horák, J.: Úvod do preparativní anorganické chemie. SNTL, Praha 1982
- 29 <http://www.google.cz/imghp?hl=cs&tab=wi> (cit. 2013-07-21)
- 30 Eysseltová, J., Mička, Z., Lukeš, I.: Základy laboratorní techniky. Nakladatelství Karolinum, Praha 2004
- 31 <http://www.google.cz/imghp?hl=cs&tab=wi> (cit. 2013-07-21)
- 32 <http://www.google.cz/imghp?hl=cs&tab=wi> (cit. 2013-07-21)
- 33 Volín, M.: Návody k laboratorním cvičením z anorganické chemie. SPN, Praha 1957
- 34 <http://www.google.cz/imghp?hl=cs&tab=wi> (cit. 2013-07-21)
- 35 <http://www.google.cz/imghp?hl=cs&tab=wi> (cit. 2013-07-21)
- 36 <http://www.google.cz/imghp?hl=cs&tab=wi> (cit. 2013-07-21)

7 Resumé

The main topic of this bachelor work are „Chalcogenes and their compounds“. This work is divided into two parts. In the first part it described theoretical characterize about Chalcogenes – their history, occurrence, properties, production, preparation and their the most important compounds.

In the second part it focused on basic preparations of some compounds of halcogenes in laboratory. This work could be used as a study material for students and teachers.