

MASARYKOVA UNIVERZITA V BRNĚ

PEDAGOGICKÁ FAKULTA

KATEDRA CHEMIE



Chalkogeny

**Anorganická chemie 2
(zimní semestr)**

Vypracovala: Přikrylová Kamila (425736)

Místo, datum: V Krasové 20. 11. 2016

Čestně prohlašuji, že jsem tuto práci vypracovala samostatně a pouze za využití pramenů, zmíněných v závěru práce.

Chalkogeny

Chalkogeny je souhrnný název pro chemické prvky zařazené do 16. skupiny periodické soustavy prvků. Patří mezi ně kyslík (O), síra (S), selen (Se), tellur (Te) a polonium (Po). Pojem chalkogeny pochází z řeckého slova „chalkos“ a znamená „ruda“, čímž je vystiženo, že tyto prvky se vyskytují převážně v rudách.

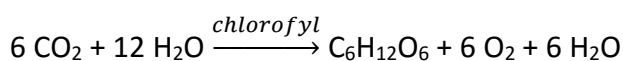
Chalkogeny mají elektronovou konfiguraci valenční sféry ns^2np^4 ($n=2, 3, 4, 5$). Ve valenčních orbitalech mají 6 elektronů. Z hlediska elektronové konfigurace je můžeme také nazývat p^4 prvky, protože mají čtyři valenční elektrony v orbitalu p.

Kyslík

Kyslík ${}_8\text{O}$ je prvním prvkem 16. skupiny periodické soustavy prvků. Byl objeven v druhé polovině 18. století. Má velkou elektronegativitu a jeho atomy mají elektronovou konfiguraci valenční sféry $2s^22p^4$. Na rozdíl od ostatních prvků v této skupině nemá orbital d a od těchto prvků se liší ve vlastnostech.

Kyslík patří mezi nekovy, za normálních podmínek je to plynná látka bez barvy, chuti a zápachu. Je obtížně zkapalnitelný a málo rozpustný ve vodě. Jeho rozpustnost výrazně klesá s rostoucí teplotou a v přítomnosti organických látek. Teplota tání je -219°C a teplota varu je -183°C .

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, kde je zastoupen 21,01 obj. %, tj. 23,15 hm. %. Další část kyslíku je rozpuštěna v povrchových vodách, ve světových oceánech a vzniká při fotosyntéze.



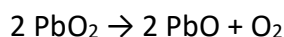
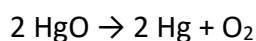
Kyslík se vyskytuje také jako ozón ve stratosféře (10 – 50 km), ve které je ozónová vrstva, která chrání obyvatele Země před intenzivním ultrafialovým zářením. Elektrickými výboji a ultrafialovým zářením se molekulový O_2 štěpí na atomární O, který se slučuje s molekulovým za vzniku ozónu O_3 .

Ve vázané formě tvoří kyslík asi 50% zemské kůry. Litosféra obsahuje asi 47 hm. % kyslíku, v oceánech je ho přibližně 89 hm. %. Kyslík se vyskytuje také v minerálech, jako jsou

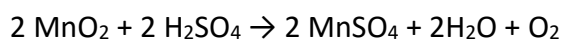
uhličitanů, oxidů, síranů, křemičitanů aj., i v převážné většině organických a anorganických látek.

Kyslík je směsí tří stabilních izotopů ^{16}O (99,76%); ^{18}O (0,2%); ^{17}O (0,04%). Ve sloučeninách se může kyslík vyskytovat v oxidačních číslech $-II$, $-I$, I , II . Kladné oxidační stavy tvoří s elektronegativnějším fluorem, např. difluorid kyslíku OF_2 , difluorid dikyslíku O_2F_2 . Má silné oxidační vlastnosti. Dokáže exotermicky reagovat se všemi prvky kromě halogenů, vzácných plynů a některých ušlechtilých kovů. Pokud jsou oxidační reakce doprovázeny vznikem světla, jedná se o hoření.

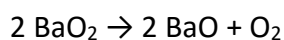
Kyslík můžeme připravit uvolněním z některých oxidů kovových prvků zahříváním. U oxidů drahých kovů a rtuti se vyredukuje kov, zatímco u jiných oxidů dochází k redukci na nižší oxid



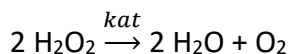
Dále se může připravovat reakcí některých vyšších oxidů s kyselinou sírovou



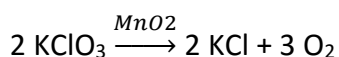
Dále zahříváním peroxidu barnatého na $800\text{ }^\circ\text{C}$



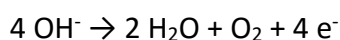
Katalytickým rozkladem peroxidu vodíku



Nebo termickým rozkladem některých solí



Elektrolýzou vody

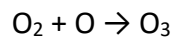


Kyslík se průmyslově vyrábí frakční destilací zkapalněného vzduchu. Používá se při oxidačních procesech spalování, při řezání a svařování kovů, při výrobě skla, v lékařství, k pohonu raket, jako náplň do palivových článků, čištění odpadních vod.

Ozón O₃

Ozón je triatomická molekula kyslíku O₃. Za normálních podmínek je to vysoce reaktivní plyn modré barvy a charakteristického zápachu. Je nestálý, jedovatý a velice dobře se rozpouští ve vodě. Má vlastní silné oxidační účinky v plynných stavech i roztocích, stabilnější je v kyselých roztocích a méně stabilní v alkalických. Ozón má teplotu tání - 192,5 °C a teplotu varu -111,9 °C. Jako kapalina má modrou barvu a jako pevná látka je červenofialový.

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 fázích. V první dochází k rozštěpení biatomické molekuly kyslíku na dva atomy a v druhé se tyto vysoce reaktivní jednoatomové radikály spojí s další molekulou dikyslíku za vzniku ozónu.



Ozón se používá v průmyslu k bělení textilních látek, k dezinfekci vody (místo běžného chlorování pitné vody), při čištění ovoce a zeleniny zabraňuje růstu kvasinek a plísní. Využívá se také v medicíně na léčbu akné, atopických ekzémů a dalších kožních onemocnění.

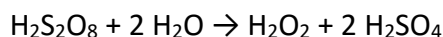
Sloučeniny kyslíku

Voda

Voda je nejdůležitější sloučenina (H₂O). Spolu se vzduchem tvoří základní podmínky pro existenci života na Zemi. Za normálních podmínek je to bezbarvá, čirá kapalina bez zápachu. V přírodě se vyskytuje ve třech skupenstvích. V kapalném jako voda, v plynném jako vodní pára a pevném jako led a sníh. Voda pokrývá 2/3 zemského povrchu v kapalně formě jako hydrosféra. Je vázána v řadě minerálů a hornin, také je součástí živých organismů.

Peroxidy

- Peroxid vodíku H_2O_2 je sloučenina vodíku a kyslíku. Je to bezbarvá až světle modrá sirupovitá kapalina hustší než voda. Je nestálý, před dosažením bodu varu ($152\text{ }^\circ\text{C}$) se rozkládá. Je výborným rozpouštědlem a oxidovadlem v kyselém i zásaditém prostředí. Používá se jako bělící a dezinfekční prostředek. Vyrábí se hydrolýzou kyseliny peroxodisírové a následující destilací za sníženého tlaku.



Oxidy

- Oxidy jsou binární sloučeniny kyslíku s méně elektronegativnějšími prvky. Představují nejdůležitější skupinu anorganických sloučenin a lze je rozdělit podle struktury do tří skupin – iontové, kovalentní a podvojně.

Iontové – jsou krystalické a zásadotvorné látky, mají vysokou teplotu tání, iontová vazba

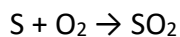
např. CaO , Na_2O .

Kovalentní – molekulární – jedná se o plyny a těkavé kapaliny s nízkým bodem tání, látky kyselinotvorné s nízkým bodem tání, např. CO_2 , SO_2 .

- polymerní – patří sem krystalické, velmi tvrdé, amfoterní nebo slabě kyselinotvorné, např. SiO_2 , MoO_3 .

Podvojně oxidy – obsahují dva druhy atomů kovu, např. CaTiO_3 , FeTiO_3 .

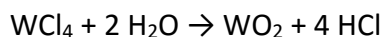
- Oxidy můžeme připravit přímou syntézou prvků s kyslíkem



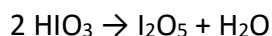
Termickým rozkladem kyslíkatých sloučenin



Hydrolýzou solí



Dehydratací kyselin a hydroxidů

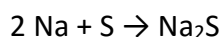


Síra

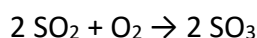
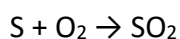
Síra S je známá již od starověku. Ve středověku byla považovaná za nezbytnou součást všech kovů a za princip hoření. Později byla používána na výrobu střelného prachu. Mezi prvky byla zařazena v druhé polovině 18. století.

Síra je tuhá nekovová látka žluté barvy. Je bez chuti a bez zápachu. Je nerozpustná ve vodě, dobře rozpustná v nepolárních rozpouštědlech a není jedovatá. Táním síry nad 119 °C vzniká jasně červená kapalina a při teplotě nad 160 °C se tvoří hnědé zabarvení. Teplota varu je 445 °C. Síra má dobrou schopnost se řetězit díky většímu počtu alotropických modifikací. Je to krystalická látka, nejčastěji α -síra (kosočtverečná) nebo β -síra (jednoklonná). Obě modifikace tvořeny cyklickými molekulami S_8 .

Plastická síra vzniká vléváním zahřáté kapalné síry do studené vody. Tato forma je velmi nestálá a pozvolným stáním se mění převážně na síru kosočtverečnou. Síra se vyskytuje také jako sirný květ, který vzniká ochlazením par. Může se vyskytovat v oxidačních číslech od $-II$ do $+VI$. Většina kovů a nekovů se se sírou slučuje za vzniku sulfidů, většina z nich potřebuje zvýšenou teplotu.



Síra na vzduchu hoří charakteristickým modrým plamenem, přičemž vzniká oxid siřičitý a v malém množství i oxid sírový.



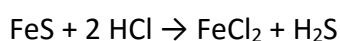
V přírodě se vyskytuje volná. Mezi největší naleziště jsou považovány sopečné oblasti v Itálii, v USA a v Japonsku. V Evropě je dále známe naleziště v Polsku. Vázaná síra se vyskytuje v sopečném plynu, v zemním plynu a sirných vodách jako sulfan. Dále se síra váže v poměrně velkém množství minerálů jako např. Gauberova sůl ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), pyrit (FeS_2), galenit (PbS), chalkopyrit (CuFeS_2), sfalerit (ZnS), baryt (BaSO_4), sádrovec ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) a mnoho dalších. Síra se vyskytuje i v ropě, uhlí, je to biogenní prvek a je důležitá k výstavbě bílkovin.

Mezi největší využití síry patří výroba kyseliny sírové, sirouhlíku, thiosíranu sodného, černého stělného prachu a zápalek. Elementární síra je nezbytnou součástí fungicidních sprejů a mastí.

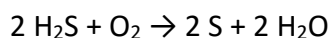
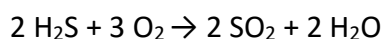
Sloučeniny síry

Sulfan a sulfidy

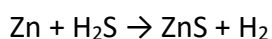
- Sulfan (sirovodík H₂S) se vyskytuje v sopečných plynech, minerálních vodách a tam, kde se rozkládají bílkoviny. Je to bezbarvý, zapáchající a jedovatý plyn. Vzniká reakcí sulfidů s kyselinami.



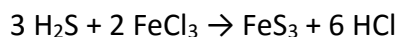
Sulfan je snadno zkvapalitelný plyn a ve vodě je dobře rozpustný. Po zapálení na vzduchu hoří modrým plamenem. V nadbytku vzduchu vzniká oxid siřičitý, je-li k dispozici málo vzduchu, uvolňuje se síra.



- Sulfidy (S²⁻) jsou sloučeniny s kovy, ve kterých je síra dvojjazná a v oxidačním čísle –II. Většina z nich je charakteristicky zbarvená, např. ZnS bílý, CdS žlutý, MnS růžový. Sulfidy se připravují několika způsoby. Např. reakce některých prvků s H₂S



Nebo reakce roztoků solí kovů s H₂S



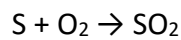
Halogenidy síry

Síra se slučuje s fluorem, chlorem a bromem. Jodidy síry zatím nebyly připraveny. S fluorem má největší slučitelnost.

- Fluorid sírový SF₆ – netečný, bezbarvý plyn. Používá se jako izolační náplň ve vysokonapěťové elektrotechnice.
- Fluorid siřičitý SF₄ – reaktivní jedovatý plyn.
- Chlorid siřičitý SCl₄ – nestálý, rozkládá se na SCl₂ a chlor

Oxidy síry

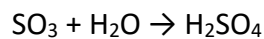
- Oxid siřičitý SO_2 – bezbarvý jedovatý plyn se štiplavým zápachem, dráždí dýchací sliznici. Je snadno zkapalnitelný a dobře rozpustný ve vodě. Součástí sopečných plynů a rozpuštěný jako kyselina siřičitá v podzemních vodách. Používá se k výrobě kyseliny sírové, k odbarvování, konzervování. Je jedním z původců tzv. kyselých dešťů. Vzniká spalováním síry



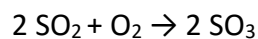
Lze jej připravit rozkladem roztoku siřičitanů kyselinami



- Oxid sírový SO_3 - je to pevná, bílá silně hydrofobická látka. Je dobře rozpustný ve vodě a je hlavní příčinou kyselých dešťů



Průmyslově se získává katalytickou oxidací oxidu siřičitého

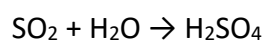


Dále jej lze připravit termickým rozkladem některých síranů



Kyseliny síry

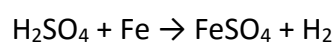
- Kyselina siřičitá H_2SO_3 – slabá dvojsytná kyselina, má silné redukční vlastnosti. Vzniká rozpuštěním oxidu siřičitého ve vodě



- Kyselina sírová H_2SO_4 – nejvýznamnější silná, dvojsytná anorganická kyselina. Je olejovitá, bezbarvá, viskózní a těžká kapalina. V koncentrovaném roztoku (96 – 98%) je hustá a neomezeně mísitelná s vodou za vzniku tepla. Koncentrovaná má dobré oxidační vlastnosti a reaguje se všemi kovy, kromě olova, zlata a platiny

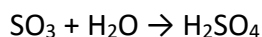


Zředěná reaguje s neušlechtilými kovy za vzniku síranu a vodíku



Výroba kyseliny sírové probíhá třístupňově, přičemž prvním krokem je příprava oxidu siřičitého. Druhým krokem je katalytická oxidace oxidu siřičitého na oxid sírový.

Nakonec reakcí oxidu sírového s vodou vzniká kyselina sírová



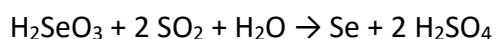
Použití kyseliny sírové je velmi rozmanité. V chemickém průmyslu se užívá při výrobě hnojiv, kyselin, organických barviv, plastů, výbušnin, jako náplň do akumulátorů.

- Kyselina disírová $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ – pevná krystalická látka
- Kyselina thiosírová $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$ – stálá pouze za nízkých teplot
- Kyselina peroxosírová H_2SO_5 – pevná krystalická látka
- Kyselina peroxodisírová $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ – hydrokopická pevná látka, silné oxidovadlo

Selen

Selen Se byl objeven v první polovině 19. století. Vyskytuje se v přírodě obvykle po boku síry v malých množstvích. Jeho zastoupení v zemské kůře je velmi nízké. Selen se svými vlastnostmi podobá síře. Tvoří několik alotropických modifikací – amorfni selen, červený selen a šedý selen.

Amorfni selen má červenou barvu a je rozpustný v sirouhlíku. Další modifikací je červený selen, který je jednoklonný a přechází v kovovou modifikaci. Poslední alotropickou modifikací je šedý selen, který na také nazývá kovový selen. Tato forma je velice stálá, nerozpustná v sirouhlíku a jako jediný vede elektrický proud. Získává se redukcí kyseliny sírové oxidem siřičitým



Používá se k výrobě fotočlánků, usměrňovačů, při barvení skla.

Sloučeniny selenu

- Selan H_2Se – bezbarvý jedovatý plyn, který má charakteristický zápach.
- Oxid seleničitý SeO_2 – bílá krystalická látka, která vzniká hořením selenu na vzduchu. Je dobře rozpustný ve vodě.

- Kyselina seleničitá H_2SeO_3 – slabá dvojsytná kyselina, která se připravuje rozpuštěním oxidu seleničitého ve vodě.

Tellur

Tellur Te stejně jako selen doprovází výskyt síry. Oba tyto prvky mají malou elektronegativitu a vyskytují se v oxidačních číslech –II, IV, VI.

Spolu se zlatem tvoří minerály jako je calaverit – ditellurid zlata (AuTe_2) nebo altait – tellurid olova (PbTe). V zemské kůře má nižší zastoupení než selen. Tellur je kovový prvek s vysokým leskem, vzhledem podobný cínu, který vede elektrický proud. Patří mezi křehké prvky a lze rozetřít až na prach. Po zapálení hoří modro-zeleným plamenem.

Používá se v metalurgii pro zlepšení mechanických a chemických vlastností slitin. Jeho přidáním dochází k snazší opracovatelnosti slitin. Dále se používá k barvení skla a stejně jako selen při výrobě fotočlánků.

Sloučeniny telluru

- Tellan H_2Te – bezbarvý zapáchající plyn, který je velmi jedovatý, nestálý a hořlavý. Je dobře rozpustný ve vodě, na vzduchu oxiduje na vodu a tellur.
- Oxid telluričitý TeO_2 – bílá krystalická látka, ve vodě málo rozpustná. Připravuje se dehydratací kyseliny telluričité.
- Kyselina telluričitá H_2TeO_3 – bílá látka, ve vodě rozpustná. Při zahřátí se rozkládá na oxid vodu a oxid telluričitý.

Polonium

Polonium Po bylo objeveno na konci 19. století P. Curie a M. Curie Sklodowskou při zpracování minerálu smolince. Má podobné chemické vlastnosti jako tellur, ale na rozdíl od něj má vysoký elektropozitivní charakter.

V přírodě je polonium součástí uranových rud. Vzniká rozpadem radioaktivního nuklidu $^{210}_{83}\text{Bi}$ v uranové rozpadové řadě. Je známo 25 druhů nestabilních izotopů polonia. V praxi jsou užívány pouze tři z nich, a to ^{210}Po (poločas rozpadu 138,4 dne), ^{209}Po (poločas

rozpadu 103 let) a ^{208}Po (poločas rozpadu 2,9 let). Ve sloučeninách se vyskytuje v oxidačním čísle II a IV.

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 v cigaretách.

Použitá literatura

KLIKORKA, J., B. HÁJEK a J. VOTINSKÝ. *Obecná a anorganická chemie*. Praha: SNTL, 1985. 592 s.

TOUŽÍN, J. *Stručný přehled chemie prvků*. Brno: Didaktis, 2003. 225 s.