

Chalkogeny

Prvky 16.skupiny:

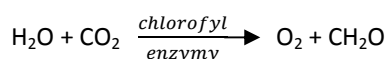
Do skupiny chalkogenů patří *kyslík, síra, selen, tellur a polonium*, které se nacházejí v 16.skupině. Mají 6 valenčních elektronů ($ns^2 np^4$). Kyslík a síra jsou nekovy, selen a tellur jsou polokovy a polonium je kov, jež nemá žádný stabilní izotop. Kyslík má větší elektronegativitu, než ostatní prvky v této skupině.

Kyslík:

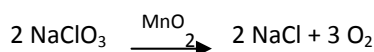
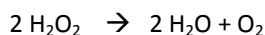
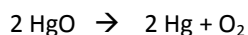
- připraven C. W. Scheelem a Priestleym, r.1773, pojmenoval ho A. L. Lavoisier
- v přírodě je směsí tří izotopů ^{16}O (99,76%), ^{17}O (0,04%) a ^{18}O (0,2%)
- kovalentní vazby kyslík využívá při sloučeninách s kovy a nekovy, elektro pozitivní složkou je pouze ve sloučeninách s fluorem (díky vysoké elektronegativitě)
- silné oxidační vlastnosti
- vyskytuje se ve všech možných sloučeninách mimo lehčích vzácných plynů
- dokáže exotermicky reagovat se všemi prvky mimo halogenů, vzácných plynů a některých ušlechtilých kovů
- pokud jsou oxidační rce doprovázeny vznikem světla, jedná se o hoření
- existují i radioaktivní izotopy, ale mají jen krátký poločas rozpadu
- dikyslík O_2 a ozon O_3 jsou alotropickými formami kyslíku.

Dikyslík O_2

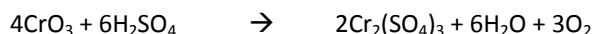
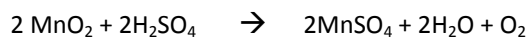
- obtížně zkapalnitelný plyn
- bez barvy (kapalný a pevný je světlomodrý)
- bez charakteristického zápachu
- bez chuti
- je schopen být i ligandem v komplexech
- v přírodě vzniká při fotosyntéze



- připravuje se elektrolýzou vody, termickým rozkladem oxidů, peroxidů a některých solí:



- připravuje se i reakcí některých vyšších oxidů s kyselinou sírovou:



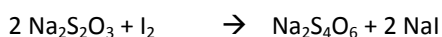
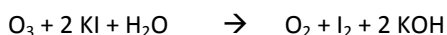
- termickým rozkladem manganistanů se dá připravit pouze velmi čistý kyslík:



- průmyslově vyráběn ve velkém množství frakčními destilacemi kapalného vzduchu
- používá se při oxidačních procesech spalování, při řezání a svařování kovů, v lékařství, k pohonu raket, čištění odpadních vod

Ozon O₃

- jedovatý
- bezbarvý (v silnějších vrstvách modrý, kapalný je tmavě modrý, pevný černofialový)
- plyn
- má charakteristický zápach
- velice dobře se rozpouští ve vodě
- velice reaktivní
- vlastní silné oxidační účinky v plynných stavech i v roztocích
- stabilnějším je v kyselých roztocích, méně stabilní v alkalických
- stanovuje se jodometricky, pomocí jodidu draselného do roztoku v boritanovém pufru a titrací vyloučeného jodu thiosíranem sodným, díky škrobu



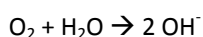
- připravuje se pomocí tichého elektrického výboje na vzdušný kyslík, rce je silně endotermická, naopak rozklad je pomalý, jestliže nepoužijeme katalyzátor
- ozon získáme zkapalněním směsi a odpařováním dikyslíku
- vznikne také při elektrochemické oxidaci kyseliny sírové a při termickém rozkladu kyseliny hydrogenjodisté
- používá se na sterilizaci vody, čištění vzduchu, bělení olejů a škrobu, funguje jako filtr ultrafialového záření

Atomolární kyslík O

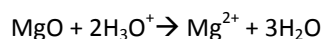
- velmi reaktivní
- nelze ho izolovat
- v základním stavu vzniká fotolýzou dikyslíku, oxidu dusičitého nebo oxidu dusného (v přítomnosti rtuti)
- reaktivnější formu připravíme fotolyticky z ozonu nebo oxidu dusného (bez rtuti)
- rce jsou explozivní
- používá se jako oxidovadlo (i ve vyšších vrstvách atmosféry)

Sloučeniny kyslíku

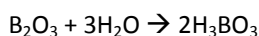
- oxidy jsou označovány pouze sloučeniny s kyslíkem, tehdy když je kyslík elektronegativnější
- oxidy prvků krátkých period jsou bezbarvé, oxidy přechodných kovů a některých dlouhých period jsou barevné
- Podle typu vazby jsou 3 skupiny oxidů – iontové, polymerní, molekulové
- Iontové oxidy - pevné látky
 - jejich mřížky tvoří anionty O^{2-} a kationty kovů
 - vysoký bod tání
 - tvoří alkalické kovy, kovy alkalických zemin, lanthanoidy, aktinoidy, některé přechodné kovy
 - reagují s vodou, tvoří hydroxidy:



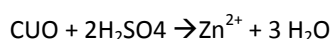
ve vodě nerozpustné zásadotvorné oxidy reagují se zředěnými kyselinami za tvorby solí:



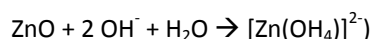
- Polymerní oxidy – atomy kyslíku a kovu jsou spojeny polární kovalentní vazbou do trojrozměrných, rovinných nebo řetězových útvarů
 - tvoří je kovy s elektronegativitou vyšší než 1,5 ve vyšších oxidačních stupních; některé polokovy a nekovy
 - vysoké body tání
 - reagují s vodou za vzniku kyselin -> kyselinotvorné oxidy:



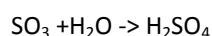
- některé oxidy jsou zásadotvorné a reagují s kyselinami za tvorby solí:



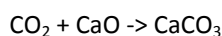
- a zásadami:



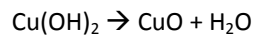
- Molekulové oxidy - tvoří nekovy, některé kovy (Mn^{VII} , Os^{VIII})
 - snadno těkají
 - reagují s vodou za tvorby kyselin:



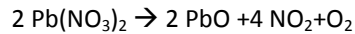
se zásadotvornými oxidy tvoří soli:



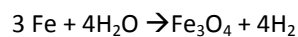
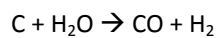
- Oxidy se připravují reakcemi prvků s kyslíkem při zvýšené teplotě, termickým rozkladem hydroxidů:



- nebo rozkladem některých kyslíkatých solí:



- nebo reakcemi prvků s vodní párou při vysoké teplotě:



Voda H₂O

- bezbarvá kapalina bez zápachu
- umožňuje životní procesy
- nejpoužívanějším rozpouštědlem
- přírodní voda obsahuje vždy rozpuštěné soli
- uplatnění jako součást hydrátů a aquakomplexů
- součástí je těžká voda D₂O
- je hůře ionizujícím rozpouštědlem
- používá se jako moderátor rychlých neutronů v jaderných reaktorech a v chemickém výzkumu

Peroxid vodíku H₂O₂

- bezbarvá, až světle modrá sirupovitá kapalina
- hustší než voda
- je nestálý, před dosažením bodu var(152 °C)se rozkládá
- výborným rozpouštědlem, oxidovadlem v kyselém i zásaditém prostředí
- užívá se jako bělicí a desinfekční prostředek; při výrobě anorganických i organických sloučenin

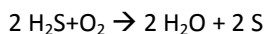
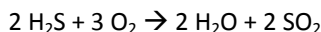
Síra

- V přírodě se mimo elementární síru nachází sulfidy kovů a sírany alkalických kovů a kovů alkalických zemin (Glauberova sůl Na₂SO₄·10H₂O, baryt BaSO₄, sádrovec CaSO₄·2 H₂O, pyrit FeS₂, sfalerit ZnS, rumělka HgS, galenit PbS a chalkopyrit CuFeS₂)
- žlutá, pevná, ve vodě nerozpustná látka, rozpustná v nepolárních rozpouštědlech, špatný vodič tepla i elektřiny
- síra má dobrou schopnost se řetězit díky většímu počtu alotropických modifikací
- oxidační stupně síry se ve sloučeninách pohybují mezi -II až + IV
- krystalická, nejčastěji kosočtverečná (σ-síra), nebo jednoklonná (β-síra)
- amorfní síra, sirný květ – vznikne rychlým ochlazením par; plastická síra – vznikne ochlazením taveniny

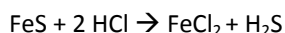
Sloučeniny síry

Sulfán H₂S

- bezbarvý, nepříjemně páchnoucí a prudce jedovatý
- plyn
- redukční vlastnosti
- při zapálení na vzduchu hoří modrým plamenem (za vzniku oxidu siřičitého nebo síry):



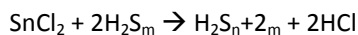
- vznikne řád sulfidů s kyselinami:



- při rozpuštění sulfanu ve vodě dostaneme kyselinu sirovodíkovou
- nasycením roztoků alkalických hydroxidů sulfánem vzniknou hydrogensulfidy MHS, při přebytku hydroxidu vzniknou sulfidy M₂S
- ve vodě jsou všechny iontové sulfidy a hydrogensulfidy alkalických kovů rozpustné

Polysulfán H₂S_x

- reaktivní olejovitá kapalina
- připravují se rozkladem polysulfidů kyselinou chlorovodíkovou za chladu nebo reakce:



- jeho směs:

Disulfán H₂S₂

- bezbarvý
- u vyšších homologů se s prodlužováním řetězce prohlubuje žluté zbarvení

Polysulfidy – tvoří se tavením sulfidů sírou nebo zahříváním suspenze síry v roztoku alkalického kovu.

Disulfid železnatý – pyrit FeS₂

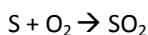
- důležitá surovina pro výrobu H₂SO₄

Oxid sirný S₂O

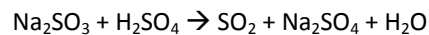
- Tvoří se působením elektrického výboje na směs par oxidu siřičitého a síry
- Za lab.teploty je nestálý, snadno se přeměňuje na síru a oxid siřičitý

Oxid siřičitý SO₂

- Bezbarvý, štiplavý, jedovatý plyn
- Dráždí dýchací sliznici
- Snadno zkapalnitelný
- Vzniká spalováním síry:



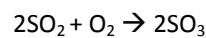
- Připravíme rozkladem roztoku siřičitanů kyselinami:



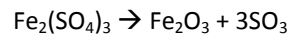
- Využijeme ho jako redukční činidlo
- Používá se k výrobě kyseliny sírové, k odbarvování, konzervování, při výrobě celulózy

Oxid sírový SO₂

- Pevná látka
- Silně hygroskopický – pohlcuje vodu
- Můžeme použít jako oxidační činidlo
- Průmyslově se získá katalytickou oxidací oxidu siřičitého:



- Připravuje se termickým rozkladem některých síranů:



Difluorsulfán SF₂

- získává se fluorací dichlorsulfánu fluorosiřičitanem draselným

Difluordisulfán S₂F₂

- připravuje se reakcí síry s boridem stříbrným za zvýšené teploty.

Fluorid siřičitý SF₄

- je tvořen reakcí dichlorsulfánu s fluoridem sodným

Fluorid sírový SF₆

- chemicky inertní, netoxický, termicky stabilní plyn
- nereaguje s vodou, chlorovodíkem, kyslíkem, ani s roztavenými alkalickými hydroxidy
- vzniká rci prvků za lab.teploty

Dekafluorid disírový S₂F₁₀

- jedovatý, mírně reaktivnější než SF₆
- vzniká jako vedlejší produkt při přípravě SF₆

Dichlordisulfán S₂Cl₂

- připravuje se chlorací síry
- toxická, žlutá kapalina

Dichlorsulfan SCl₂

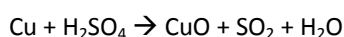
- připravuje se chlorací dichlordisulfánu
- červená kapalina, za lab.teploty se rozkládá

Kyseliny siřičitá H₂SO₃

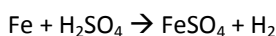
- Slabá dvojsytná kyselina
- Kyselina a její soli mají silné redukční vlastnosti
- Tvoří dvě řady solí – siřičitany, hydrogensiřičitany

Kyselina sírová H₂SO₄

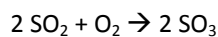
- Silná dvojsytná kyselina
- Kapalina
- Dobře si mísí s vodou za uvolnění tepla
- (koncentrovaná) má silné oxidační, dehydratační, korozivní účinky
- Organické látky díky ní uhelnatí
- (koncentrovaná) Reaguje se všemi kovy, mimo olova, zlata a platiny:



- (zředěná) se chová jako silná kyselina, oxidační schopnosti má menší
- (zředěná) reaguje pouze s méně ušlechtilými kovy:



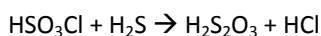
- Výroba : 1. vyrobí se oxid siřičitý
- 2. ten se katalycky oxiduje na oxid sírový



- 3. Oxid sírový je pohlcen roztokem zředěné kyseliny sírové a tím se zvýší koncentrace
- Používá se při výrobě hnojiv, anorganických sloučenin, barviv, léčiv, výbušnin, plastů, v papírenském průmyslu
- Má dvě řady solí – sírany, hydrogensírany

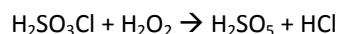
Kyselina thiosírová H₂S₂O₃

- stálá pouze za nízkých teplot, připravuje se rcí:



Kyselina peroxosírová H₂SO₅

- pevná krystalická látka, působí jako oxidační činidlo
- připravuje se parciální hydrolýzou kyseliny peroxodisírové nebo rcí peroxidu vodíku s kyselinou sírovou nebo chlorosírovou:



Kyselina peroxodisírová H₂S₂O₈

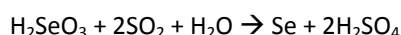
- hydrokopická pevná látka, silné oxidovadlo

Kyselina amidosírová HSO₃NH₂

- bílá krystalická látka, průmyslově vyráběná z močoviny

Tellur a selen

- Tellur byl objeven 1782, M. Curie-Sklodovská
- Radioaktivní vlastnosti
- Oxidační stupně mezi -II až +VI
- Malá elektronegativita
- Rozpouštějí se v oxidačně působících kyselinách alkalických hydroxidech
- Nereagují s neoxidujícími kyselinami
- Na vzduchu shoří na dioxydy
- Oba prvky + jejich sloučeniny -> silné jedy
- Selen se získá redukcí kyseliny sírové oxidem siřičitým:



- Tellur se připravuje elektrochemickou redukcí telluričitanu sodného, který se získává rozpuštěním oxidu telluričitého v roztoku hydroxidu sodného
- Selen slouží k výrobě fotočlánků, usměrňovačů, při barvení skla
- Tellur používá se v metalurgii železných i neželezných kovů a slitin

Sloučeniny

Selan H_2Se a tellan H_2Te

- bezbarvé jedovaté plyny
- Charakteristický zápach
- Podléhají snadno oxidaci na dioxydy
- Vznikají rozkladem selenidů a telluridů neoxidujícími kyselinami

Oxid seleničitý (SeO_2)_n

- dobře rozpustný ve vodě,
- Získáme rozpuštěním selenu v kyselině dusičné a následnou termickou dehydratací primárně vzniklé kyseliny seleničité.
- Používá se jako oxidační činidlo

Oxid telluričitý TeO_2

- méně těkavý než oxid seleničitý
- Nerozpustný ve vodě, rozpustný v hydroxidech alk.kovů
- Připravujeme reakcí prvků nebo dehydratací kyseliny telluričité

Oxid selenový (SeO_3)_n

- hygroskopická bílá krystalická látka
- Částice existují v kapalném i plynném stavu a v nevodných roztocích
- Získáme dehydratací bezvodé kyseliny selenové oxidem fosforečným a vakuovým vysublimováním z reakční směsi

Oxid tellurový TeO_3

- oranžová pevná látka
- Při vyšší teplotě je oxidačním činidlem
- Připravíme dehydratací kyseliny hexahydrogentellurové H_6TeO_6

Fluorid seleničitý SeF₄

- podobá se fluoridu siřičitému

Fluorid telluričitý TeF₄

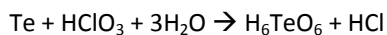
- stejně jako fluorid seleničitý se získá fluorací příslušného chalkogenu

Kyselina seleničitá H₂SeO₃

- bezbarvá krystalická látka
- Připravuje se oxidací selenu kyselinou dusičnou
- snadno dehydratovatelná na oxid seleničitý

Kyselina telluričitá H₂TeO₃ – existuje jen v roztoku

- Připravuje se reakcí chloridu telluričitého s vodou
- Kyselina selenová H₂SeO₄ – pevná krystalická látka
- Připravuje se oxidací selenu barnatého s kyselinou sírovou nebo ze selenou hořečnatého
- Má silnější oxidační účinky než H₂SO₄
- Kyselina hexahydrogentellurová H₆TeO₆ – krystalická látka
- Připravuje se oxidací telluru roztokem kyseliny chlorečné



Použitá literatura

BENEŠOVÁ, Marika. *Odmaturuj! z chemie*. Brno: Didaktis, 2002, 208 s. ISBN 80-862-8556-1

KLIKORKA, Jiří, Bohumil HÁJEK a Jiří VOTINSKÝ. *Obecná a anorganická chemie*. Vyd. 1. Praha: SNTL-nakladatelství technické literatury, 1985, 225 s.

TOUŽÍN, Jiří. *Stručný přehled chemie prvků*. 1. vyd. Brno: Didaktis, 2003, 225 s. ISBN 80-210-2635-9