**Chalkogeny**

**Prvky 16.skupiny:**

Do skupiny chalkogenů patří *kyslík*, *síra*, *selen*, *tellur* a *polonium*, které se nacházejí v 16.skupině. Mají 6 valenčních elektronů (ns2 np4). 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 16O(99,76%), 17O(0,04%) a 18O(0.2%)
* kovalentní vazby kyslík využívá při sloučeninách s kovy a nekovy, elektropozitivní 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 02 a ozon 03 jsou alotropickými formami kyslíku.

**Dikyslík O2**

* 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

 H2O + CO2 $\frac{chlorofyl}{enzymy}$ O2 + CH2O

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

 2 HgO 🡪 2 Hg + O2

 2 H2O2 🡪 2 H2O + O2

 2 NaClO3  MnO2 2 NaCl + 3 O2

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

 2 MnO2 + 2H2SO4 🡪 2MnSO4 + 2H2O + O2

 4CrO3 + 6H2SO4 🡪 2Cr2(SO4)3 + 6H2O + 3O2

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

 2 KMnO4  220 °C K2MnO4 + MnO2 + O2

* průmyslově vyráběn ve velkém množství frakčními destilacemi kapalného vzduchu
* používá se při oxidačních procesech spalování, při řezání a svařování kovů, v lékařští, 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 roztokách
* 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

 O3 + 2 KI + H2O 🡪 O2 + I2 + 2 KOH

 2 Na2S2O3 + I2 🡪 Na2S4O6 + 2 NaI

* 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, čistění 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 explozívní
* 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 O2- a kationty kovu

- vysoký bod tání

- tvoří alkalické kovy, kovy alkalických zemin, lanthanoidy, aktinoidy, některé přechodné kovy

- reagují s vodou, tvoří hydroxidy:

 O2 + H2O 🡪 2 OH-

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

 MgO + 2H3O+🡪 Mg2+ + 3H2O

* 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:

B2O3 + 3H2O 🡪 2H3BO3

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

CUO + 2H2SO4 🡪Zn2+ + 3 H2O

- a zásadami:

ZnO + 2 OH- + H2O 🡪 [Zn(OH4)]2-)

* Molekulové oxidy - tvoří nekovy, některé kovy(Mn VII, OsVIII)

- snadno těkají

- reagují s vodou za tvorby kyselin:

SO3 +H2O -> H2SO4

se zásadotvornými oxidy tvoří soli:

CO2 + CaO -> CaCO3

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

Cu(OH)2 🡪 CuO + H2O

* nebo rozkladem některých kyslíkatých solí:

CaCO3 🡪 CaO + CO2

 2 Pb(NO3)2 🡪 2 PbO +4 NO2+O2

Fe2(SO4)3 🡪 Fe2O3 + 3 SO3

* nebo reakcemi prvků s vodní párou při vysoké teplotě:

C + H2O 🡪 CO + H2

3 Fe + 4H2O 🡪Fe3O4 + 4H2

Voda H2O

– bezbarvá kapalina bez zápachu

- umožňuje životní procesy

- nejpoužívanějším rozpouštědlem

- přírodní voda obsahuje vždy rozpuštěné soli

- uplatnění jako součást hydrátů a aquakomplexů

- součastí je tězká 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):

2 H2S + 3 O2 🡪 2 H2O + 2 SO2

2 H2S+O2 🡪 2 H2O + 2 S

* vznikne rcí sulfidů s kyselinami:

FeS + 2 HCl 🡪 FeCl2 + H2S

* 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 H2Sx

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

SnCl2 + 2H2Sm 🡪 H2Sn+2m + 2HCl

* 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:

 S + O2 🡪 SO2

* Připravíme rozkladem roztoku siřičitanů kyselinami:

 Na2SO3 + H2SO4 🡪 SO2 + Na2SO4 + H2O

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

Oxid sírový SO3

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

 2SO2 + O2 🡪 2SO3

* Připravuje se termickým rozkladem některých síranů:

 Fe2(SO4)3 🡪 Fe2O3 + 3SO3

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 vodu, chlorovodíkem, kyslíkem, ani s roztavenými alkalickými hydroxidy

- vzniká rcí 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:

 Cu + H2SO4 🡪 CuO + SO2 + H2O

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

 Fe + H2SO4 🡪 FeSO4 + H2

* Výroba : 1. vyrobí se oxid siřičitý

 2. ten se katalycky oxiduje na oxid sírový

 2 SO2 + O2 🡪 2 SO3

 3. Oxid sírový je pohlcen roztokem zředěné kyseliny sírové a tím se zvýší koncentrace

* Používá se při výrobě hnojiv, anorganických sloučeniny, barviv, léčiv, výbušnin, plastů, v papírenském průmyslu
* Má dvě řady solí – sírany, hydrogensírany

Kyselina thiosírová H2S2O3

* stálá pouze za nízkých teplot, připravuje se rcí:

 HSO3Cl + H2S 🡪 H2S2O3 + HCl

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:

 H2SO3Cl + H2O2 🡪 H2SO5 + HCl

Kyselina peroxodisírová H2S2O8

* hydroskopická pevná látka, silné oxidovadlo

Kyselina amidosírová HSO3NH2

* bílá krystalická látka, průmyslově vyráběná z močoviny

**Tellur a selen**

* Tellur byl objeven 1782, M.Curie-Sklodowská
* 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 dioxidy
* Oba prvky + jejich sloučeniny -> silné jedy
* Selen se získá redukcí kyseliny sírové oxidem siřičitého:

H2SeO3 + 2SO2 + H2O 🡪 Se + 2H2SO4

* 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 H2Se a tellan H2Te

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

Oxid seleničitý (SeO2)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 TeO2

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

Oxid selenovy (SeO3)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 TeO3

* oranžová pevná látka
* Při vyšší teplotě je oxidačním činidlem
* Připravíme dehydratací kyseliny hexahydrogentellurové H6TeO6

Fluorid seleničitý SeF4

* podobá se fluoridu siřičitému

Fluorid telluričitý TeF4

* stejně jako fluorid sleleničitý 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 rcí selanu 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

 Te + HClO3 + 3H2O 🡪 H6TeO6 + HCl

**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