

Chalkogeny

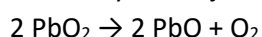
Chalkogeny je souhrnný název pro chemické prvky zařazené do 16. skupiny periodické soustavy prvků. Patří mezi ně kyslík (O), síra (S), selen (Se), tellur (Te) a polonium (Po). Pojem chalkogeny pochází z řeckého slova „chalkos“ a znamená „ruda“, čímž je vystiženo, že tyto prvky se vyskytují převážně v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

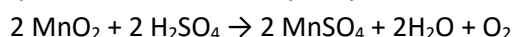
Kyslík ${}_8\text{O}$ je prvním prvkem 16. skupiny periodické soustavy prvků. Byl objeven v druhé polovině 18. století. Má velkou elektronegativitu, je nekov a svými vlastnostmi se liší od ostatních prvků této skupiny. Za normálních podmínek plynná látka bez chuti a zápachu. Je obtížně zkapalnitelný a málo rozpustný ve vodě. Jeho rozpustnost výrazně klesá s rostoucí teplotou a v přítomnosti organických látek.

Vyskytuje se vázaný nebo volný. Ve volné formě nejrozšířenější prvek na Zemi. Jako vázaný v litosféře, také se vyskytuje v minerálech, jako jsou uhličitany, oxidy, sírany, křemičitany aj. Kyslík je směsí tří stabilních izotopů ^{16}O , ^{18}O , ^{17}O . Ve sloučeninách se může kyslík vyskytovat v oxidačních číslech II, I, -I, nejčastěji má však -II. Kladné ox. stavy má s fluorem.

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



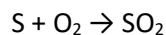
Průmyslově se vyrábí frakční destilací zkapalněného vzduchu. Používá se při oxidačních procesech spalování, při řezání a svařování kovů, při výrobě skla, v lékařství, k pohonu raket, jako náplň do palivových článků, čištění odpadních vod.

Sloučeniny

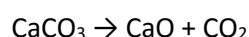
Voda H_2O – nejdůležitější sloučenina, vázána v řadě minerálů a hornin.

Peroxidy – peroxid vodíku H_2O_2 - bezbarvá až světle modrá sirupovitá kapalina hustší než voda. Používá se jako bělicí a dezinfekční prostředek.

Oxidy – binární sloučeniny kyslíku s méně elektronegativnějšími prvky. Oxidy můžeme připravit přímou syntézou prvků s kyslíkem



Dále termickým rozkladem kyslíkatých sloučenin



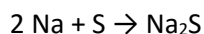
Síra

Síra S je známá již od starověku. Později byla používána na výrobu střelného prachu. Mezi prvky byla zařazena v druhé polovině 18. století.

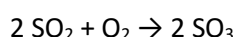
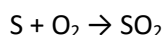
Síra je tuhá nekovová látka žluté barvy. Je bez chuti a bez zápachu. Je nerozpustná ve vodě, dobře rozpustná v nepolárních rozpouštědlech a není jedovatá. Síra má dobrou schopnost se řetězit

díky většímu počtu alotropických modifikací. nNjčastěji 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 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.

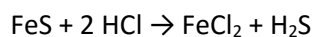


V přírodě se vyskytuje volná. Největší naleziště – Itálie, USA, Japonsko. Vázaná síra se vyskytuje v sopečném plynu, v zemním plynu a sirných vodách jako sulfan. Dále se síra váže v poměrně velkém množství minerálů jako např. Gauberova sůl ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), pyrit (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.

Využívá se při výrobě kyseliny sírové, sirouhlíku, černého střelného prachu a zápalek.

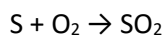
Sloučeniny

Sulfan – sirovodík H_2S – vyskytuje se v sopečných plynech, minerálních vodách, bezbarvý, zapáchající a jedovatý plyn. Je snadno zkapatelný plyn a ve vodě je dobře rozpustný. Po zapálení na vzduchu hoří modrým plamenem. Vzniká reakcí sulfidů s kyselinami.

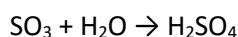


Sulfidy (S^{2-}) jsou sloučeniny s kovy, ve kterých je síra dvojnásobná a v oxidačním čísle $-II$. Většina z nich je charakteristicky zbarvená, např. ZnS bílý, CdS žlutý, MnS růžový.

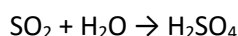
Oxidy - Oxid siřičitý SO_2 – bezbarvý jedovatý plyn se štiplavým zápachem, dráždí dýchací sliznici. Je snadno zkapatelný a dobře rozpustný ve vodě. Používá se k výrobě kyseliny sírové, k odbarvování, konzervování. Je jedním z původců tzv. kyselých dešťů. Vzniká spalováním síry



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



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



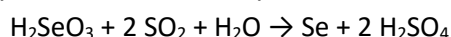
- Kyselina sírová H_2SO_4 – nejvýznamnější silná, dvojsytná anorganická kyselina. Je olejovitá, bezbarvá, viskózní a těžká kapalina. V koncentrovaném roztoku (96 – 98%) je hustá a neomezeně mísitelná s vodou za vzniku tepla. V chemickém průmyslu se užívá při výrobě hnojiv, kyselin, organických barviv, 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 $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ – hyroskopická 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. Selen se svými vlastnostmi podobá síře. Tvoří několik alotropických modifikací – amorfni selen, červený selen a šedý selen.

Amorfni selen má červenou barvu. Další modifikací je červený selen, který je jednoklonný a přechází v kovovou modifikaci. Poslední modifikací je šedý selen (kovový). Tato forma velice stálá a jako jediná vede elektrický proud. Používá se k výrobě fotočlánků, usměrňovačů, při barvení skla. Získává se redukcí kyseliny sírové oxidem siřičitým



Sloučeniny

- Selan H_2Se – bezbarvý jedovatý plyn, který má charakteristický zápach.
- Oxid seleničitý SeO_2 – bílá krystalická látka, 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).

Tellur je kovový prvek s vysokým leskem, který vede elektrický proud. Je křehký a lze rozetřít až na prach. Používá se v metalurgii pro zlepšení mechanických a chemických vlastností slitin (snažší opracovatelnost), dále barvení skla a stejně jako selen při výrobě fotočlánků.

Sloučeniny

- Tellan H_2Te – bezbarvý zápachající 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. Používány tři izotopy: ^{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.