Aleš Bárta – 437420

**Síra (Sulfur)**

Síra je 16. prvek periodické soustavy prvků. Nachází se ve 3. periodě a 16. skupině (6B skupina). Síra má elektronovou konfiguraci ns2 np4. Molární hmotnost *32,066 g/mol.* Patří mezi nekovy. Na rozdíl od kyslíku však tvoří její valenční sféru též orbitaly nd. I když orbitaly nd v základním stavu atomů chalkogenů nejsou obsazeny elektrony, mohou se v důsledku svého nepříliš velkého energetického odstupu od orbitalů ns a np účastnit tvorby vazeb.



ns0 np0, ns2 np0, ns2 np4, ns2 np6

SVI 🡸 SIV 🡸 S0 🡸 S-II

Síra patří do skupiny chalkogenů. Je velmi reaktivním prvkem. Přímo se slučuje s většinou ostatních prvků. (většinou s kovy, ale též i s halogeny a kyslíkem). Mnohé z těchto reakcí jsou silně exotermické a mají rychlý průběh. Chalkogeny obecně působí spíše oxidačně, samy přitom přecházejí do oxidačního stavu – II. Silná oxidovadla (z prvků především kyslík a halogeny) je převádějí do oxidačních stavů kladných. Slučování chalkogenů s kyslíkem probíhá až za zvýšené teploty.

**Historie síry**

Síra byla jedním z nejdříve objevených prvků. Byla objevena již ve starověku a to asi 1000 let před našim letopočtem. Název a symbol je odvozený od sanskrtského *sulvere* – světle žlutý.

**Výskyt v přírodě**

V zemské kůře asi 0,16%. V mořské vodě je její koncentrace asi 900mg/l. Jako čistý prvek se vyskytuje zejména v oblastech s bohatou vulkanickou činností nebo v okolí minerálních pramenů., sulfid rtuťnatý – [cinabarit](https://cs.wikipedia.org/wiki/Cinabarit) (rumělka) a [chalkopyrit](https://cs.wikipedia.org/wiki/Chalkopyrit) – směsný sulfid mědi a železa. Nejznámějším minerálem na bázi síranů je [sádrovec](https://cs.wikipedia.org/wiki/S%C3%A1drovec) – dihydrát síranu vápenatého.

Dále je síra součástí uhlí a ropy. V organických sloučeninách ji nacházíme zejména v aminokyselinách.

**Výroba síry**

Surovinovou základnu pro výrobu síry a jejích sloučenin tvoří především sulfidické a polysulfidické rudy, surová elementární síra, uhlí, ropa, zemní plyn a v neposlední řadě také sírany. Lze ji také získávat ze sulfanu.

*H2S + Br2 → 2HBr + S*

**Využití síry**

Využívá se pro výrobu zápalek, insekticidů, barviv a pro gumárenský průmysl. Nezanedbatelné je i využití ve farmaceutickém průmyslu. Surová elementární síra slouží k výrobě kyseliny sírové a sulfidu uhličitého.

**Fyzikální vlastnosti**

Síra má celkem 10 izotopů, z nichž 4 jsou stabilní: 32S, 33S, 34S, 36S. Na Zemi nejzastoupenější je 3216S.

Pevná síra se vyskytuje v několika alotropických modifikacích:

1. Kosočtverečná – Je nejběžnější a nejstabilnější modifikace síry, je tvořena 8 atomy (S8) spojenými do cyklu. Je žlutá látka nerozpustná ve vodě, je rozpustná v ethanolu nebo etheru.
2. Jednoklonná - Síra taje při teplotě 120° C, osmičlenné kruhy se trhají a vytváří se dlouhé řetězce.

Amorfní síra:

1. Plastická síra
2. Sirný květ – vzniká rychlým ochlazením par síry

**Sloučeniny síry a reakce**

Záporné oxidační stavy síry:

1) atom je vázán k jedinému atomu – vazba sigma př: HS-

2) atom síry je poután ke 2 atomům vazbou sigma př: H2S

Kladné oxidační stavy síry:

1. Oxidační stav II – Vyskytuje se například v molekule chloridu sirnatého SCl2
2. Oxidační stav IV – SO2, H2SO3, SF4
3. Oxidační stav VI – SF6, H2SO4

Sloučeniny s vodíkem:

Sulfan (H2S) – sirovodík je plynná látka tvořená jednoduchými molekulami s téměř pravoúhlým uspořádáním jednoduchých vazeb.

Příprava:

Přímá syntéza H2 + S 🡺 H2S

FeS + 2HCl 🡺 H2S + FeCl2

Sulfidy:

Iontové – K2S

Polárně kovalentní - Al2S3

Vazba kovová – Cr3S

Hg + S 🡺 HgS

Cu2+ + H2S + 2 H2O 🡺 CuS + 2 H3O+

Výroba sulfidu sodného: Na2SO4 + 4C → Na2S + 4CO

Oxidy síry:

Oxid siřičitý: S + O2 🡺 SO2

průmyslová výroba - pražením pyritu: 4 FeS2 + 11 O2 → 2 Fe2O3 + 8 SO2

 spalování sulfanu: 2H2S + 3O2 → 2 H2O + 2 SO2

SO2 je nežádoucí složka ovzduší - kyselé deště  SO2 + H2O → H2SO3

Oxid sírový: 2 SO2 + O2  🡺 2 SO3 je silně kyselý, s vodou poskytuje kyselinu sírovou.

Oxokyseliny síry:

* kyselina sulfoxylová - H2SO2
* kyselina siřičitá - H2SO3
* kyselina sírová - H2SO4
* kyselina peroxosírová - H2SO5
* kyselina thiosiřičitá - H2S2O2
* kyselina thiosírová - H2S2O3
* kyselina dithioničitá - H2S2O4
* kyselina disiřičitá - H2S2O5
* kyselina disírová - H2S2O7
* kyselina peroxodisírová - H2S2O8
* kyselina trisírová - H2S3O10
* kyselina tetrasírová - H2S4O13
* kyselina dithionová - H2S2O6
* kyselina trithionová - H2S3O6
* kyselina tetrathionová - H2S4O6
* kyselina pentathionová - H2S5O6
* kyselina hexathionová - H2S6O6

Kyselina siřičitá H2SO3 - slabá dvojsytná kyselina, soli-siřičitany, hydrogensiřičitany

**Kyselina sírová** (triviálně vitriol) H2SO4 silná dvojsytná kyselina, má vysokou hustotu, oxidační činidlo, bezbarvá kapalina. Využívá se k výrobě hnojiv, barviv, léčiv a výbušnin. vznik: SO3 + H2O →H2SO4

Nitrosní způsob výroby: NO2 + H2O + SO2 → H2SO4 + NO

Oxidační účinky

Koncentrovaná kyselina:

 reakce s kovy: Hg + 2H2SO4 → HgSO4+ SO2 + 2H2O

reakce s nekovy: C + 2 H2SO4 → 2SO2 + CO2 + 2H2O

Vodné roztoky kyseliny sírové naproti tomu již nemají schopnost oxidovat látky v důsledku redukčního děje SVI→SIV a jako roztoky všech silných kyselin působí oxidačně (zejména na neušlechtilé kovy) pouze prostřednictvím redukce protonů H+ → H0:

Zn + H2SO4 → ZnSO4 + H2

Její soli jsou sírany M2ISO4 a hydrogensírany MIHSO4. Tvoří podvojné soli, které mohou obsahovat krystalovou vodu.

Příprava síranů:

Neutralizace: 2KOH + H2SO4 → K2SO4 + 2H2O

Reakce s neušlechtilými kovy: Cd + H2SO4 → CdSO4 + H2

CuSO4.5H2O – modrá skalice

FeSO4.7H2O – zelená skalice

ZnSO4.7H2O – bílá skalice

Na2SO4.10H2O – Glauberova sůl

CaSO4.2H2O- sádrovec

Bezvodé jsou bílé krystalické látky.

Halogenidy kyselin síry: (SOCl2, HSO3F)

SO3 + S2Cl2  → SOCl2 + SO2 + S

SO3 + SCl2 → SOCl2 + SO2

Halogenidy: SF6, S2F10, SF4, SF2

**Seznam literatury:**

1) KLIKORKA, Jiří a Jaroslav HOLEČEK. *Obecná a anorganická chemie: určeno pro posl. Vys. školy chemicko-technologické v Pardubicích*. 1. vyd. Praha: Státní nakladatelství technické literatury, 1971

2) JANČÁŘ, Luděk. *Periodická soustava prvků*. 1. vyd. Brno: Masarykova univerzita, 2013, 154 s. ISBN 978-80-210-6621-2.