

Síra (Sulfur)

Síra je 16. prvek periodické soustavy prvků. Nachází se ve 3. periodě a 16. skupině (6B skupina). Síra má elektronovou konfiguraci $ns^2 np^4$. Molární hmotnost $32,066 \text{ g/mol}$. Patří mezi nekovy. Na rozdíl od kyslíku však tvoří její valenční sféru též orbitály nd . I když orbitály nd v základním stavu atomů chalkogenů nejsou obsazeny elektrony, mohou se v důsledku svého nepříliš velkého energetického odstupů od orbitalů ns a np účastnit tvorby vazeb.



$ns^0 np^0$, $ns^2 np^0$, $ns^2 np^4$, $ns^2 np^6$

$S^{VI} \leftarrow S^{IV} \leftarrow S^0 \leftarrow S^{-II}$

Síra patří do skupiny chalkogenů. Je velmi reaktivním prvkem. Přímou 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 *śulvere* – světle žlutý.

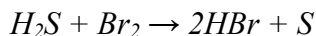
Výskyt v přírodě

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 (rumělka) a chalkopyrit – směsný sulfid mědi a železa. Nejznámějším minerálem na bázi síranů je sádrovec – 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.



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: ^{32}S , ^{33}S , ^{34}S , ^{36}S . Na Zemi nejzastoupenější je $^{32}_{16}\text{S}$.

Pevná síra se vyskytuje v několika alotropických modifikacích:

- a) Kosočtverečná – Je nejběžnější a nejstabilnější modifikace síry, je tvořena 8 atomy (S_8) spojenými do cyklu. Je žlutá látka nerozpustná ve vodě, je rozpustná v ethanolu nebo etheru.
- b) Jednoklonná - Síra taje při teplotě 120°C , osmičlenné kruhy se trhají a vytváří se dlouhé řetězce.

Amorfní síra:

- a) Plastická síra
- b) Sírný 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: H_2S

Kladné oxidační stavy síry:

- 1) Oxidační stav II – Vyskytuje se například v molekule chloridu sirnatého SCl_2
- 2) Oxidační stav IV – SO_2 , H_2SO_3 , SF_4
- 3) Oxidační stav VI – SF_6 , H_2SO_4

Sloučeniny s vodíkem:

Sulfan (H_2S) – sirovodík je plynná látka tvořená jednoduchými molekulami s téměř pravoúhlým uspořádáním jednoduchých vazeb.

Příprava:

Přímá syntéza $\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$

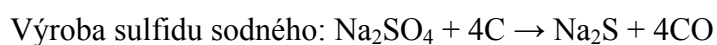
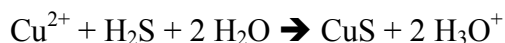
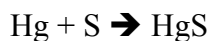
$\text{FeS} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{FeCl}_2$

Sulfidy:

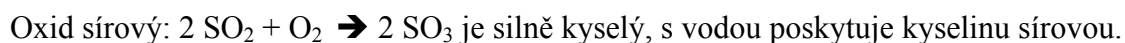
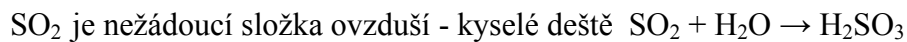
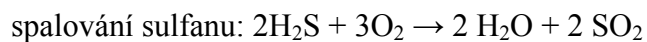
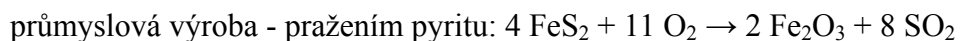
Iontové – K_2S

Polárně kovalentní - Al_2S_3

Vazba kovová – Cr_3S



Oxidy síry:



Oxokyseliny síry:

- kyselina sulfoxylová - H_2SO_2
- kyselina siřičitá - H_2SO_3
- kyselina sírová - H_2SO_4
- kyselina peroxosírová - H_2SO_5
- kyselina thiosiřičitá - $H_2S_2O_2$
- kyselina thiosírová - $H_2S_2O_3$

- kyselina dithioničitá - $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$
- kyselina disiřičitá - $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$
- kyselina disiřová - $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$
- kyselina peroxodisiřová - $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$
- kyselina trisiřová - $\text{H}_2\text{S}_3\text{O}_{10}$
- kyselina tetrařiřová - $\text{H}_2\text{S}_4\text{O}_{13}$
- kyselina dithionová - $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6$
- kyselina trithionová - $\text{H}_2\text{S}_3\text{O}_6$
- kyselina tetrathionová - $\text{H}_2\text{S}_4\text{O}_6$
- kyselina pentathionová - $\text{H}_2\text{S}_5\text{O}_6$
- kyselina hexathionová - $\text{H}_2\text{S}_6\text{O}_6$

Kyselina siřičitá H_2SO_3 - slabá dvojsytná kyselina, soli-siřičitany, hydrogensiřičitany

Kyselina řířová (triviálně vitriol) H_2SO_4 silná dvojsytná kyselina, má vysokou hustotu, oxidační činidlo, bezbarvá kapalina. Využívá se k výrobě hnojiv, barviv, léčiv a výbušnin.
vznik: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

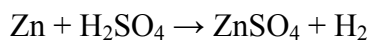
Nitrosní způsob výroby: $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$

Oxidační účinky

Koncentrovaná kyselina:

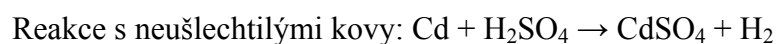
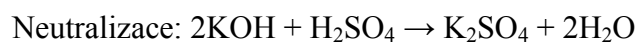


Vodné roztoky kyseliny řířové naproti tomu již nemají schopnost oxidovat látky v důsledku redukčního děje $\text{S}^{\text{VI}} \rightarrow \text{S}^{\text{IV}}$ a jako roztoky všech silných kyselin působí oxidačně (zejména na neušlechtilé kovy) pouze prostřednictvím redukce protonů $\text{H}^+ \rightarrow \text{H}^0$:



Její soli jsou sírany $M_2^I\text{SO}_4$ a hydrogensírany $M^I\text{HSO}_4$. Tvoří podvojně soli, které mohou obsahovat krystalovou vodu.

Příprava síranů:



$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – modrá skalice

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – zelená skalice

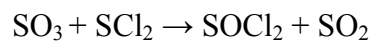
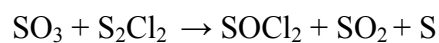
$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – bílá skalice

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – Glauberova sůl

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ - sádrovec

Bezvodé jsou bílé krystalické látky.

Halogenidy kyselin síry: (SOCl_2 , HSO_3F)



Halogenidy: SF_6 , S_2F_{10} , SF_4 , SF_2

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.