

Elementární síra

- Značka S, protonové číslo 16, nekov, 17. skupina (*Chalkogeny*), 3. perioda
- Molární hmotnost 32,066 g/mol
- Šestivazná
- Tvoří kovovou vazbu
- Žlutá a tuhá za normální teploty, ve formě S₈
- Tvořena cyklickými molekulami S₈
- Více modifikací
- Tvoří nízkomolekulární látky
- Jednoduché kovalentní vazby, nevodivá, měkká, těkavá
- Po roztavení ztrácí cyklickou strukturu, tvoří se dlouhé nerozvětvené řetězce (*katena - polysíra*), zvýší se viskozita síry (*kapalná hnědá*), zvýší se molekulová hmotnost a změní tvar, dalším zahříváním plynná fáze (*bod varu 444,6*) - S_n-S₆S₄S₂
- Páry síry dvouatomové, žluté (*při 900 stupních*) S₂ - paramagnetické, dva nepárové elektrony
- Rychlá kondenzace ochlazením par vede ke vzniku tuhé síry – (*sírné květy*)
- Možný vznik i síry amorfní
- po zapálení na vzduchu hoří modrým plamenem za vzniku oxidu siřičitého a oxidu sírového
- žluté krystaly

Výskyt

- ryzí v přírodě jako sulfidy a sírany (*barevné*), patronit obsahuje nejvíce síry
- v zemské kůře 0,16%
- v uhlí, ropě
- v aminokyselinách

Využití

- Farmaceutický průmysl, zápalky, insekticidy a barviva, vulkanizace kaučuku, gumárenský průmysl

Výroba

- Získ tavením z hornin
- získ ze sulfanu
- Surová elementární síra slouží k výrobě kyseliny sírové a sulfidu uhličitého
- $H_2S + Br_2 \rightarrow 2HBr + S$

Reakce a sloučeniny síry

- Reaktivní, reakce s většinou prvků - s alkalickými kovy, kovy alkalických zemin, s nekovy i halogeny
- S jodem nevytváří sloučeniny
- Oxidační a redukční vlastnosti

Sloučeniny síry

Bezokyslíkaté sloučeniny síry:

- H_2S – **sulfan**: (*sirovodík*), zápáchá po zkažených vejcích, vznik při rozkladu bílkovin, redukční činidlo
 - $H_2 + S \rightarrow H_2S$ - přímá reakce s vodíkem
- S^{2-} - **Sulfidy**: reakce s kovy, polysulfidy

Kyslíkaté sloučeniny síry:

- **Halogenidy kyselin síry** ($SOCl_2$, HSO_3F)
- **Kyseliny**:
 - *Kyselina siřičitá* H_2SO_3 - slabá dvojsytná kyselina, soli-siřičitany, hydrogensiřičitany
 - *Kyselina sírová (triviálně vitriol)* H_2SO_4 - silná dvojsytná kyselina, má vysokou hustotu, oxidační činidlo, bezbarvá kapalina
vznik: $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
tvoří *sírany* $M_2^I SO_4$ (*síran hořečnatý* – $MgSO_4$ tvrdost vody) a *hydrogensírany* $M^I HSO_4$, většina síranů tvoří podvojně soli, mohou obsahovat krystalovou vodu (bezvodný síran je bílý):
 - $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ – modrá skalice,
 - $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ – zelená skalice,
 - $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ – bílá skalice,
 - $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ – Glauberova sůl
 - $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ - sádrovec, hemihydrát = sádra ($CaSO_4 \cdot 1/2H_2O$)
 - Využití *k. sírové* - hnojiva, výbušniny, zpracování rud, barviv, léčiv
- **Další kyseliny**: *kyselina thiosírová* $H_2S_2O_3$, *kyselina disírová* $H_2S_2O_7$ (vzniká rozpouštěním SO_3 v H_2SO_4), *thiosiřičitá* $H_2S_2O_2$, *kyselina disiřičitá* $H_2S_2O_5$, *peroxokyseliny* H_2SO_5
- **Oxidy**:
 - SO_2 *oxid siřičitý* – jedovatý, vzniká hořením S na vzduchu, $S + O_2 \rightarrow SO_2$, průmyslová výroba - pražením pyritu: $4 FeS_2 + 11 O_2 \rightarrow 2 Fe_2O_3 + 8 SO_2$, nežádoucí složka ovzduší - kyselá dešť $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$
 - SO_3 *oxid sírový*