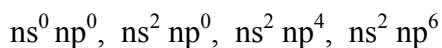


Síra

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.

Oxidační stavy síry:



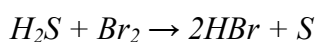
Síra patří do skupiny chalcogenů. Je velmi reaktivním prvkem. Přímou se slučuje s většinou ostatních prvků. (většinou s kovy, ale též i s halogeny a kyslíkem). Mnohé z těchto reakcí jsou silně exotermické a mají rychlý průběh. Chalcogeny obecně působí spíše oxidačně, samy přitom přecházejí do oxidačního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

Výskyt v přírodě:

- V zemské kůře asi 0,16%
- Jako čistý prvek se vyskytuje zejména v oblastech s bohatou vulkanickou činností nebo v okolí minerálních pramenů.
- Dále se vyskytuje zejména v podobě sulfidů a síranů. sulfid zinečnatý – sfalerit, disulfid železnatý – pyrit, sulfid olovnatý – galenit
- Součástí uhlí a ropy
- V organických sloučeninách – aminokyseliny

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.

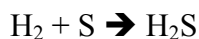
Fyzikální vlastnosti

- Má 10 izotopů, 4 stabilní: ^{32}S , ^{33}S , ^{34}S , ^{36}S , nejzastoupenější je $^{32}_{16}\text{S}$
- Pevná síra – různé alotropické modifikace
- Kosočtverečná síra – nejběžnější, nejstabilnější, S_8 , žlutá ve vodě nerozpustná látka, rozpustná v ethanolu nebo etheru
- 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

Reakce a sloučeniny síry:

Reaktivní, reakce s většinou prvků - s alkalickými kovy, kovy alkalických zemin, s nekovy i halogeny, ale s jodem nevytváří sloučeniny.

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



Sulfidy: Iontové (K_2S), Polárně kovalentní (Al_2S_3), Vazba kovová (Cr_3S). $\text{Hg} + \text{S} \rightarrow \text{HgS}$

Kyslíkaté sloučeniny síry:

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. Využívá se k výrobě hnojiv, barviv, léčiv a výbušnin.



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

reakce s kovy: $\text{Hg} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HgSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

reakce s nekovy: $\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{SO}_2 + \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Soli – sírany: $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

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

Oxid siřičitý: $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$, SO_2 je nežádoucí složka ovzduší

kyselá dešť $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$

Oxid sírový: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$ je silně kyselý, s vodou poskytuje kyselinu sírovou.