

CHALKOGÉNY – gr. rudotvorné - prvky p^4 - 16. skupina / VIA skupina

O, S, Se, Te, Po

Charakteristika

Z	Značka prvku	Názov prvku	A _r	Teplota		Elektronegativita	Ox. číslo
				topenia °C	varu °C		
16	S	Síra	32,06	119	444,6	2,6	-II, II, IV, VI
34	Se	Selén	78,96	220,2	684,8	2,4	-II, II, IV, VI
52	Te	Telúr	127,6	452	1390	2,1	-II, II, IV, VI
84	Po	Polónium	209,0	254	932	2,0	

- vo valenčných orbitáloch - **6 valenčných elektrónov** – el. konfigurácia valenčnej vrstvy : ns^2np^4

- **chalkogény** – okrem kyslíka:

- sú pevné látky, ox. číslo -II až +VI
- počet väzieb chalkogénov sa zvyšuje prispievaním *nd* orbitálov - chalkogény tvoria valenčné excitované stavy

(- **kyslík** sa od nich odlišuje svojimi vlastnosťami - je plyn, ox. číslo O^{-II} , O_2^{-II})

- s rastúcim Z : klesá elektronegativita

stúpa ich kovový charakter (S - *nekov*, Se, Te - *polokovy*, Po - *kov*)

síra

Vlastnosti

Vyskytuje sa v niekoľkých *alotropických modifikáciách*:

- pri obvyčajnej teplote = kosoštvorcová síra (S₈) – pri 95°C = prechádza na jednoklonnú síru – **pevná síra** (S₈)
 - zahriatím nad 119°C = vzniká **kvapalná síra**
 - prudkým ochladením kvapalnej síry = **plastická síra** (amorfná)
 - zahrievaním kvapalnej síry = vznikajú **hnede pary**
 - ochladením pár = vzniká **sírny kvet** = **žltý prášok**
- **stredne reaktívna látka, zlučuje sa priamo takmer so všetkými prvkami**
 - s kovmi často spolu s uvoľňovaním tepla
 - s Cu, Ag - reaguje už pri obvyčajnej teplote
 - s Cl₂, P - reaguje pri zvýšenej teplote
 - zlučuje sa s H₂: $S + H_2 \rightarrow H_2S$
- **na vzduchu horí**: $S + O_2 \rightarrow SO_2$
- **má oxidačné aj redukčné vlastnosti** :
 oxidačné vlastnosti : $Fe + S \rightarrow FeS$
 redukčné vlastnosti : $S + 2HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + 2NO$

Výskyt

V zemskej kôre sa síra vyskytuje voľná aj viazaná:

- **voľná** (v blízkosti sopiek, doly - napr. Poľsko, Sicília)
- **viazaná** - v: **sulfidoch** : **PbS** - galenit, **ZnS** - sfalerit, **FeS₂** – pyrit, **CuFeS₂** - chalkopyrit
síranoch : **CaSO₄·2H₂O** – sádrovec
sopečné plyny : **H₂S**, **SO₂**

biogénny prvok – v **bielkovinách**, v živých organizmoch sa síra vyskytuje vo forme anorganických a organických zlúčenín (je súčasťou každej bunky tela, pretože sa nachádza v aminokyselinách: metionín, cystein, cystín, v tele dospelého človeka je 175 g síry) Tvorí súčasť niektorých vitamínov (biotín, kyselina lipová, tiamín), koenzýmu A,

Použitie

- výroba strelného prachu, zápaliek
- vo farmácii – príprava sírnych mastičiek, mlieka - prostriedky proti kožným chorobám
- dezinfekčný prostriedok - na „sírenie sudov“ (príp. veľkých plastov)
- vulkanizácia kaučuku
- chemické technológie
- výroba H_2SO_4 , CS_2

Zlúčeniny

A: bezkyslíkaté

- H_2S - **sírovodík, sulfán**
 - prudko **jedovatý plyn** (prudký nervový jed), **zápachom pripomína skazené vajce**, dráždi oči a dýchacie cesty
 - vzniká **pri rozklade bielkovín**
 - je prítomný aj v niektorých minerálnych vodách (Piešťany, Salvator).
 - príprava: $FeS + 2HCl \rightarrow H_2S + FeCl_2$
 - na vzduchu horí modrým plameňom: $2H_2S + 3O_2 \rightarrow 2H_2O + 2SO_2$
 - má silné **redukčné účinky**: $H_2S + H_2SO_4 \rightarrow S + SO_2 + 2H_2O$
 - **rozpúšťa sa vo vode** pričom vzniká **slabá dvojsýtna kys. sírovodíková**:
- H_2S - **kyselina sírovodíková / sulfánová** („sulfánová voda“)
 - od kyseliny sírovodíkovej sa tvoria **dva rady solí**:
 - $M_2^I S^{-II}$ - **sulfidy** S^{-II}
 - $M^I HS^{-I}$ - **hydrogénsulfidy**..... $(HS)^I$
- **sulfidy a hydrogénsulfidy**
 - **sulfidy** kovov (s výnimkou s^I kovov) sú **vo vode nerozpustné**, často charakteristicky sfarbené
napr.: CdS – žltý, Ag_2S – čierny, MnS – pleťový
 - roztoky sulfidov alkalických kovov majú schopnosť rozpúšťať značné množstvo síry, pričom sa tvoria polysulfidy - $M_2^I S_n$, napr.: H_2S_4 - tetrasulfán
 - **hydrogénsulfidy** sú **vo vode rozpustné**

B: kyslíkaté

oxidy

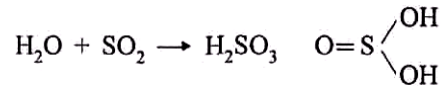
- SO_2 - **oxid siričitý**
 - bezfarebný jedovatý plyn so štipľavým zápachom (dráždi oči, dýchacie cesty a vstrebáva sa do krvi)
 - vzniká horením síry na vzduchu: $S + O_2 \rightarrow SO_2$
 - má oxidačné aj redukčné účinky
 - používa sa aj na dezinfekciu, napr. vinárenských sudov, pivníc, obilia, chmeľu, pretože ničí mikroorganizmy.
 - **reaguje s vodou** – vo vode sa rozpúšťa **za vzniku kyseliny siričitej**: $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$
 - príprava: $HCl + NaHSO_3 \rightarrow NaCl + H_2O + SO_2$
 - výroba - pražením pyritu: $4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 8SO_2 + 2Fe_2O_3$
 - s vodou (aj vlhkou sliznicou) vytvára kyselinu siričitú

➤ **SO₃ - oxid sírový**

- vzniká : $2SO_2 + O_2 \xrightarrow{kat.} 2SO_3$
- **plynný** – monomér SO₃ ; **pevný** — tvorený trimérnymi cyklickými molekulami S₃O₉
- ochotne **reaguje s vodou za vzniku kyseliny sírovej** : $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
- má **redukčné účinky**, redukuje napríklad organické farbivá
- má bieliace účinky

kyseliny

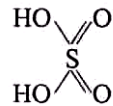
➤ **H₂SO₃ - kyselina siričitá**



- vzniká rozpúšťaním SO₂ vo vode:
- slabá dvojsýtna kyselina
- tvorí dva typy solí: $M_2^I HSO_3$ - **hydrogensiričitany**(HSO₃)^I
 $M_2^I SO_3$ - **siričitany**(SO₃)^{II} - majú silné redukčné účinky, ľahko sa oxidujú na sírany

➤ **H₂SO₄ - kyselina sírová**

- silná dvojsýtna kyselina, koncentrovaná je 98%
- s vodou sa mieša v ľubovoľnom pomere – exotermická reakcia
- **koncentrovaná** - má **oxidačné vlastnosti**
- reaguje so všetkými kovmi okrem olova, zlata a platiny (Pb sa pokrýva nerozpustným PbSO₄)
$$Cu + H_2SO_4 \rightarrow CuO + SO_2 + H_2O$$
- **zriedená** - **oxidačné vlastností stráca**
- má vlastností silnej kyseliny - **reaguje s neušľachtilými kovmi**:
$$Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2$$
- **vlastnosti**: - bezfarebná, olejovitá, silne hygroskopická kvapalina
- má silné dehydratačné účinky (napr.: uhoľnatenie organických látok)
- **použitie**: - základná priemyselná surovina
- výroba priemyselných hnojív (superfosfát, síran amónny)
- výroba farbív, viskózových vlákien
- elektrolyt do olovených akumulátorov
- spracovanie rúd, ropných produktov

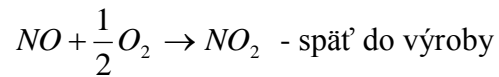
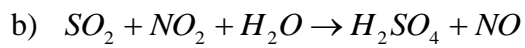
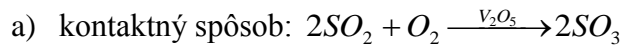


- odvodzujeme od nej 2 typy solí: $M_2^I SO_4$ - **sírany** (SO₄)^{II}
 $M^I HSO_4$ - **hydrogensírany**(HSO₄)^I

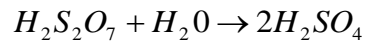
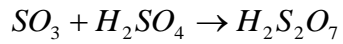
➤ **sírany a hydrogensírany**

- **väčšina** síranov (okrem BaSO₄, PbSO₄) a hydrogensíranov **je rozpustná vo vode**
$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow \downarrow BaSO_4$$
 - **biela zrazenina** – dôkaz SO₄²⁻, Ba²⁺
- väčšina síranov tvorí **podvojnú soli** – napr.: $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ - tzv. **kamence**
- niektoré sírany obsahujú kryštalovú vodu – tzv. **skalice**
$$CuSO_4 \cdot 5H_2O$$
 - modrá skalica
$$FeSO_4 \cdot 7H_2O$$
 - zelená skalica
$$ZnSO_4 \cdot 7H_2O$$
 - biela skalica
- **výroba H₂SO₄** – 3.etapy:
1. výroba SO₂
a) oxidáciou síry: $S + O_2 \rightarrow SO_2$
b) pražením pyritu: $4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 8SO_2 + 2Fe_2O_3$

2. oxidácia SO_2



3. rozpúšťanie SO_3 v H_2SO_4



selén, telúr, polónium

Výskyt

Selén, Telúr

- v prírode vzácne

Polónium

- obsiahnuté v **uránovej rude, rádioaktívne**

Použitie

Se- polovodič; šedý selén sa používa vo fotočládkoch; v usmerňovačoch