

Chalkogeny

Prvek (16./VI.A skupina)	Z	Elektronegativita
Kyslík	8	3,44
Síra	16	2,58
Selen	34	2,55
Tellur	52	2,1
Polonium	84	2,0

Mají 6 valenčních elektronů (ns^2np^4)

Všechny chalkogeny jsou tvořeny více izotopy (+ všechny izotopy polonia jsou radioaktivní)

Všechny chalkogeny mají podobné vlastnosti (pevné látky)- kyslík však odlišný (plyn)

Výskyt:

- Síra (elementární; sírany a sulfidy- sádrovec, baryt, rumělka, pyrit; bílkoviny v tělech organismů)
- Selen a tellur- v malých množstvích společně se sloučeninami síry
- Polonium- v rozpadové řadě uranu (uranové doly)

Obecné vlastnosti:

- S rostoucím Z roste kovový charakter chalkogenů (kyslík + síra=nekovy; selen + tellur=polokovy; polonium=kov)
- Snaha o stabilní elektronovou konfiguraci:
 - o Přijetím 2 elektronů \rightarrow aniont X^{2-}
 - o 2 jednoduché / 1 dvojná kovalentní vazba
 - o Na rozdíl od kyslíku- mohou využít prázdné d-orbitaly a mohou být až šestivazné
 - o Oxidační čísla od -II do +VI (toto + schopnost řetězit se vede k odlišným vlastnostem ostatních chalkogenů a kyslíku)
- Za normálních podmínek stabilní
- Za zvýšené teploty reakce s většinou prvků
- Reakce síry, telluru a selenu jsou velmi podobné
- Po zapálení shoří na oxidy typu YO_2 (např. jedovatý SO_2)
- S většinou kovů tvoří sulfidy, selenidy, telluridy
- Kromě kyslíku netvoří vodíkové můstky (nedostatečná elektronegativita)

Specifické vlastnosti:

- Síra
 - o Žlutá, pevná látka nerozpustná ve vodě, rozpustná v nepolárních rozpouštědlech
 - o Typy:
 - Krystalická- nejčastěji α -síra (kosočtverečná) a β -síra (jednoklonná)
 - Amorfni- sirný květ- vzniká ochlazením sirných par
 - Plastická síra- vzniká rychlým ochlazením taveniny- polymerní řetězce
- Selen a Tellur
 - o Pevné krystalické látky
 - o Jedovaté

Výroba:

- Síry- pražení sulfidů, z technických plynů
- Selen a Tellur- odpad při získávání síry

Použití:

- Síra- H_2SO_4 , zápalky, střelný prach, pesticidy, vulkanizace kaučuku (na gumu)
- Selen- polovodiče, fotočlánky
- Tellur- slitiny

Hyridy

- Sulfan (H_2S)- (sirovodík)
 - Bezbarvý, nepříjemně páchnoucí, jedovatý plyn
 - Redukční činidlo
 - Po zapálení shoří na oxid siřičitý či síru
 - Vzniká reakcí sulfidů s kyselinami
 - Rozpuštěním ve vodě- kyselina sirovodíková/sulfanová- soli:
 - Sulfidy (M^I_2S)
 - Hydrogensulfidy (M^IHS)
 - Vzniká také rozkladem bílkovin (zkažené vejce)

Sulfidy:

- Sulfidy alkalických kovů a kovů alkalických zemin- iontové a rozpustné ve vodě
- Sulfidy ostatních kovů- kovalentní a nerozpustné ve vodě
- Výrazné zbarvení- použití jako pigmenty
- Pražení sulfidů na vzduchu- vzniká oxid kovu a oxid siřičitý- výroba kovů ($2ZnS + 3O_2 \rightarrow ZnO + 2SO_2$)

Oxidy

- Oxid siřičitý (SO_2)
 - Bezbarvý, štiplavý, jedovatý plyn dráždící dýchací soustavu
 - Nežádoucí složka ovzduší
 - Vznik:
 - Spalováním síry ($S + O_2 \rightarrow SO_2$)
 - Pražením sulfidů
 - Rozklad roztoku siřičitanů kyselinami
 - Většinou redukční činidlo
 - Využití: výroba H_2SO_4 , odbarvování, konzervování, výroba celulózy
 - Rozpuštění ve vodě \rightarrow slabá kyselina siřičitá H_2SO_3
- Oxid sírový (SO_3)
 - Typy:
 - Polymerní (cyklická molekula)- pevná látka

- Monomerní- plyn
- Silně hygroskopický
- Oxidační činidlo
- Vznik:
 - Katalytická oxidace oxidu siřičitého ($2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$)
 - Termickým rozkladem síranů
- S vodou ochotně tvoří H_2SO_4
- Spalování paliv s obsahem síry- elektrárny- $SO_2 \rightarrow$ oxidace na $SO_3 \rightarrow$ s vodou H_2SO_4 - kyselá dešť, v plicích

Oxokyseliny

- Kyselina siřičitá (H_2SO_3)
 - Slabá dvojsytná kyselina
 - Kyselina i její soli silná redukční činidla
 - Dvě řady solí:
 - Siřičitany (M'_2SO_3)- v roztocích snadno oxidují na sírany ($2NaSO_3 + O_2 \rightarrow 2Na_2SO_4$)
 - Hydrogensiřičitany ($M'HSO_3$)
- Kyselina sírová (H_2SO_4)
 - Silná dvojsytná kyselina
 - Viskózní, snadno mísitelná s vodou- ředění kyselin je exotermická reakce (vždy kyselina do vody)
 - Koncentrovaná- silné oxidační činidlo + silné dehydratační a korozivní účinky
 - Ředěná- silná kyselina, bez oxidačních vlastností, reaguje pouze s neušlechtilými kovy
 - Organické látky uhelnatější
 - Nereaguje s: olovem (na povrchu $PbSO_4$ - nerozpustný), železem (na povrchu $FeSO_4$), zlatem, platinou
 - Vznik- nejčastěji „kontaktní způsob“:
 - Výroba SO_2 (spalování síry/pražení sulfidů) $\rightarrow SO_2$ katalyticky oxidován na SO_3 $\rightarrow SO_3$ pohlcován slabým roztokem $H_2SO_4 \rightarrow$ zvyšování koncentrace
 - Použití- základní surovina chemického průmyslu: hnojiva, výroba anorganických sloučenin, barviv, léčiv, výbušnin, plastů, papíru, elektrolyt v olověných akumulátorech
 - 2 řady solí- dobře rozpustné ve vodě:
 - Sírany (M'_2SO_4)- např. $5H_2O \cdot CuSO_4$ (pentahydrát síranu měďnatého- modrá skalice)
 - Hydrogensírany- pouze s alkalickými kovy ($M'HSO_4$)
 - Kamence- podvojně sírany- vznikají společnou krystalizací jednoduchých síranů z vodného roztoku

