

PRVKY ŠESTÉ SKUPINY - CHALKOGENY

Mezi chalkogeny (nepřechodné prvky 6.skupiny) zařazujeme kyslík, síru, selen, tellur a radioaktivní polonium. Společnou vlastností těchto prvků je **šest valenčních elektronů** v orbitalech ns a np:

Obecná konfigurace chalkogenů: $ns^2 np^4$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$

Odlišné vlastnosti kyslíku jsou způsobeny jeho extrémně vysokou elektronegativitou a neschopností tvořit valenční excitované stavy, proto je kyslík uváděn odděleně od ostatních chalkogenů.

Vlastnosti chalkogenů

Od těchto prvků jsou známy dvě a více alotropických modifikací. Se stoupajícím protonovým číslem chalkogenů stoupá stálost jeho **víceatomových modifikací**. Kyslík tvoří stálé dvouatomové a trojatomové molekuly (O_2 a O_3), síra a selen až osmiatomové molekuly (S_8 a Se_8), tellur a tzv. šedý selen polyatomové modifikace.

Síra je žlutá látka, která se nerozpouští ve vodě. Dobře se rozpouští v sirouhlíku a v jiných nepolárních rozpouštědlech. Špatně vede teplo a elektrický proud.

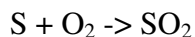
Šedý selen (jedna z modifikací selenu) vede nepatrně elektrický proud. Osvětlením stoupá jeho vodivost až tisícinásobně. Tento jev označujeme jako **fotoelektrický jev**.

Z	Značka	Název	Relativní atomová hmotnost	teplota		X	Oxidační čísla
				tání	varu		
16	S	síra	32,06	119	444,6	2,6	-II, II, IV, VI
34	Se	selen	78,96	220,2	684,8	2,4	-II, II, IV, VI
52	Te	tellur	127,60	450	1390	2,1	-II, II, IV, VI

Síra, selen a tellur jsou za normálních podmínek poměrně stálé.

Reaktivnost chalkogenů klesá od kyslíku k telluru. Síra za zvýšené teploty reaguje exotermně téměř se všemi prvky.

Po zapálení shoří všechny tyto prvky za vzniku oxidu RO_2 , např.:



S velmi reaktivním fluorem vytvářejí až hexafluoridy RF_6 , zatímco s chlorem nejvýš vznikají tetrachloridy RCl_4 . Jejich reakcí s kovy vznikají za vyšších teplot sulfidy, selenidy a telluridy:



Výskyt, získávání a použití síry, selenu a telluru

Síra se vyskytuje v přírodě volná (v blízkosti sopek) a vázaná v sulfidech a v síranech (galenit PbS, sfalerit ZnS, pyrit FeS₂, sádrovec CaSO₄ · 2 H₂O, chalkopyrit CuFeS₂). Síra je důležitý biogenní prvek, protože se podílí na stavbě bílkovin.

Selen a tellur jsou přítomny v nepatrném množství v přírodních sulfidech.

Polonium se vyskytuje ve všech uranových rudách.

Síra se používá k výrobě kyseliny sírové, sirouhlíku, siřičitanů a sulfidů. Vyrábí se z nich zápalky, přípravky pro hubení škůdců atd. Selen se používá do fotočlánků a k barvení skla (růžová barva).

Sloučeniny síry, selenu a telluru

Stabilita sloučenin síry je v porovnání se sloučeninami selenu a telluru větší. Většina sloučenin selenu a telluru je jedovatá.

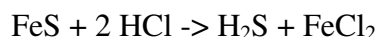
Nejvyšší oxidační číslo síry, selenu a telluru je VI a nejnižší –II.

Hyridy síry, selenu a telluru (sloučeniny s vodíkem)

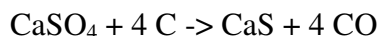
Sloučeniny s vodíkem obecného složení H₂R jsou nepříjemně páchnoucí jedovaté plyny. Ve vodě se chovají jako slabé dvojsytné kyseliny, od nichž lze odvodit dvě řady solí – normální soli a hydrogensoli:

chalkogenovodík	název kyseliny	soli				
		vzorec	název	vzorec	název	příklady
H ₂ S	sulfan sirovodík	M ₂ S	sulfid	MHS	hydrogen-sulfid	Na ₂ S NaHS
H ₂ Se	selan	M ₂ Se	selenid	MHSe	hydrogen-selenid	Na ₂ Se NaHSe
H ₂ Te	tellan	M ₂ Te	tellurid	MHTe	hydrogen-tellurid	Na ₂ Te NaHTe

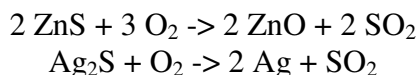
Sulfan (sirovodík) lze v laboratoři získat v Kuplově přístroji reakcí sulfidu železnatého s kyselinou chlorovodíkovou:



Sulfidy je možné získávat přímou reakcí síry s kovy nebo redukcí příslušných síranů uhlíkem:



Při zahřívání sulfidů na vzduchu vznikají příslušné oxidy, případně u málo reaktivních kovů i samotné kovy:

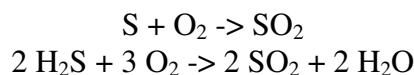


Tyto reakce mají velký význam při získávání kovů.

Kyslíkaté sloučeniny síry, selenu a telluru

prvek	oxidy		kyseliny		soli		Příklady solí	
	vzorec	název	vzorec	název	vzorec	název	vzorec	Název
S	SO ₂	siřičitý	H ₂ SO ₃	siřičitá	M ₂ SO ₃	siřičitan	Na ₂ SO ₃	siřičitan sodný
					MHSO ₃	hydrogen-siřičitan	NaHSO ₃	hydrogen-siřičitan sodný
	SO ₃	sírový	H ₂ SO ₄	sírová	M ₂ SO ₄	síran	Na ₂ SO ₄	Síran sodný
					MHSO ₄	hydrogen-síran	NaHSO ₄	hydrogen-síran sodný
Se	SeO ₂	seleničitý	H ₂ SeO ₃	seleničitá	M ₂ SeO ₃	seleničitan	Na ₂ SeO ₃	seleničitan sodný
					MHSeO ₃	hydrogen-seleničitan	NaHSeO ₃	hydrogen-seleničitan sodný
	SeO ₃	selenový	H ₂ SeO ₄	selenový	M ₂ SeO ₄	selenan	Na ₂ SeO ₄	selenan sodný
					MHSeO ₄	hydrogen-selenan	NaHSeO ₄	hydrogen-selenan sodný
Te	TeO ₂	telluričitý	H ₂ TeO ₃	telluričitá	M ₂ TeO ₃	telluričitan	Na ₂ TeO ₃	telluričitan sodný
					MHTeO ₃	hydrogen-telluričitan	NaHTeO ₃	hydrogen-telluričitan sodný
	TeO ₃	telurový	H ₆ TeO ₆	hexahydrogentellurová	-	-	-	-

Oxid siřičitý je bezbarvý, jedovatý a snadno zkapalnitelný plyn, který vzniká hořením síry nebo sirovodíku:

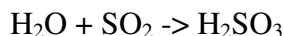


V laboratoři se připravuje rozkladem siřičitanů silnými kyselinami:



Průmyslová výroba oxidu siřičitého je uvedena u výroby kyseliny sírové. Oxid siřičitý se používá k výrobě kyseliny sírové, pro odbarvování látek (bělicí činidlo) a v chladiřnách.

Reakci s vodou vzniká kyselina siřičitá:



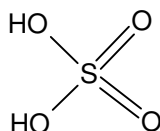
Kyselina siřičitá je nestálá látka, která se zahřátím rozkládá. Je to slabá dvojsytná kyselina, od níž je možno odvodit dvě řady solí: **siřičitany** a **hydrogenisiřičitany**.

Oxid sírový vzniká přímým slučováním oxidu siřičitého s kyslíkem. Nejdůležitější reakcí oxidu sírového je jeho reakce s vodou:



Reakce oxidu sírového s vodou probíhá velmi prudce, někdy až explozivně.

Kyseliny sírová je silná dvojsytná kyselina, která se v jakémkoli poměru slučuje s vodou, přičemž se uvolňuje velké množství tepla. Kyselinu sírovou proto vléváme vždy pomalu a opatrně do vody, nikoli obráceně! 98,3 % kyselina sírová se označuje jako **koncentrovaná kyselina sírová**.



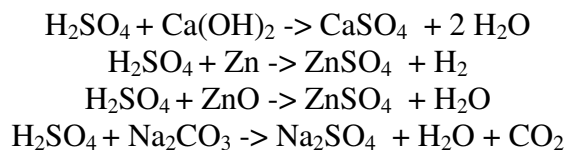
Vazba síra – kyslík z hydroxylových skupin je jednoduchá, vazba síra – izolovaný kyslík je dvojná.

Koncentrovaná kyselina sírová má silné dehydratační a oxidační vlastnosti, zředěná kyselina snadno odštěpuje ve vodném prostředí proton (má vlastnosti silné kyseliny).

1. **Dehydratační vlastnosti** koncentrované kyseliny sírové se projevují její schopností odnímat vodu celé řadě látek (organické látky zuhelnatí).
2. Silné oxidační vlastnosti **koncentrované kyseliny sírové** se projevují např. v její schopnosti reagovat s kovy stojícími vpravo od vodíku v Beketovově řadě.
3. Zředěná kyselina sírová nemá oxidační vlastnosti, proto reaguje pouze s kovy stojícími v Beketovově řadě nalevo od vodíku.

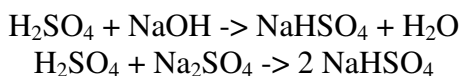
Od kyseliny sírové se odvozují dvě řady solí: **sírany** a **hydrogensírany**.

Sírany se připravují reakcí kyseliny sírové s hydroxidy, s kovy, s oxidy kovů, se solemi slabších kyselin:



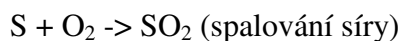
Většina síranů je dobře rozpustná ve vodě. Málo rozpustný je síran barnatý BaSO_4 .

Hydrogensírany jsou známy pouze od alkalických kovů. Vznikají reakcí kyseliny sírové s hydroxidy a sírany alkalických kovů:

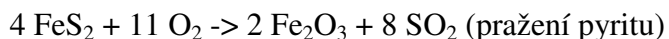


Výroba kyseliny sírové

První fáze je výroba oxidu siřičitého:

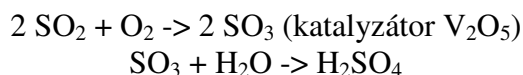


nebo

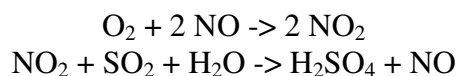


Druhá fáze:

- a) **kontaktní způsob** (koncentrovaná kyselina sírová)



- b) **nitrózní způsob** (60% kyselina sírová)



Kyselina sírová je bezbarvá olejovitá kapalina. Je nejdůležitější anorganickou kyselinou. Je základní surovinou mnoha výrob – hnojiva, výbušniny, plastické hmoty atd.