

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
K	1 H																	2 He
L	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
M	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
N	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
O	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
P	55 Cs	56 Ba		72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
Q	87 Fr	88 Ra		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og

57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Alkalické kovy

Lanthanoidy

Přechodné kovy

Polokovy

Halogeny

Kovy alkalických zemin

Aktinoidy

Kovy

Nekovy

Vzácné plyny



PŘÍRODOVĚDECKÁ
FAKULTA
Univerzita Karlova

Anorganická chemie I (a)

Chalkogeny

Jan Kotek

Chalkogeny

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
K	H ¹																	He ²
L	Li ³	Be ⁴											B ⁵	C ⁶	N ⁷	O ⁸	F ⁹	Ne ¹⁰
M	Na ¹¹	Mg ¹²											Al ¹³	Si ¹⁴	P ¹⁵	S ¹⁶	Cl ¹⁷	Ar ¹⁸
N	K ¹⁹	Ca ²⁰	Sc ²¹	Ti ²²	V ²³	Cr ²⁴	Mn ²⁵	Fe ²⁶	Co ²⁷	Ni ²⁸	Cu ²⁹	Zn ³⁰	Ga ³¹	Ge ³²	As ³³	Se ³⁴	Br ³⁵	Kr ³⁶
O	Rb ³⁷	Sr ³⁸	Y ³⁹	Zr ⁴⁰	Nb ⁴¹	Mo ⁴²	Tc ⁴³	Ru ⁴⁴	Rh ⁴⁵	Pd ⁴⁶	Ag ⁴⁷	Cd ⁴⁸	In ⁴⁹	Sn ⁵⁰	Sb ⁵¹	Te ⁵²	I ⁵³	Xe ⁵⁴
P	Cs ⁵⁵	Ba ⁵⁶		Hf ⁷²	Ta ⁷³	W ⁷⁴	Re ⁷⁵	Os ⁷⁶	Ir ⁷⁷	Pt ⁷⁸	Au ⁷⁹	Hg ⁸⁰	Tl ⁸¹	Pb ⁸²	Bi ⁸³	Po ⁸⁴	At ⁸⁵	Rn ⁸⁶
Q	Fr ⁸⁷	Ra ⁸⁸		Rf ¹⁰⁴	Db ¹⁰⁵	Sg ¹⁰⁶	Bh ¹⁰⁷	Hs ¹⁰⁸	Mt ¹⁰⁹	Ds ¹¹⁰	Rg ¹¹¹	Cn ¹¹²	Nh ¹¹³	Fl ¹¹⁴	Mc ¹¹⁵	Lv ¹¹⁶	Ts ¹¹⁷	Og ¹¹⁸

57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

- | | | | | |
|--|---|--|--|--|
| Alkalické kovy | Lanthanoidy | Přechodné kovy | Polokovy | Halogeny |
| Kovy alkalických zemin | Aktinoidy | Kovy | Nekovy | Vzácné plyny |



Chalkogeny

- O, kyslík
- S, síra
- Se, selen
- Te, tellur
- Po, polonium
- Lv, livermorium

Chalkos (= ruda, řeč.) + gennao (= tvořit, řeč.),
tj. rudotvorné.

Ve volném stavu cyklooligomery (S_8 , Se_8) nebo
polymerní řetězce (Se_n , Te_n).

S žlutá, Se červený (Se_8) nebo šedý (Se_n),
Te šedý/kovový, Po kov.

Prvek	b.t. / K	b.v. / K	X_{Pauling}	X_{Allen}	$r_{\text{kovalentní}} / \text{\AA}$	$r_{\text{ion}}(E^{2-}) / \text{\AA}$
O	54	90	3,4	3,6	0,73	1,40
S	388	718	2,6	2,6	1,03	1,84
Se	494	958	2,6	2,4	1,17	1,98
Te	725	1263	2,1	2,2	1,35	2,11
Po	527	1235	2,0	2,2	—	—



Výskyt chalkogenů

- Chalkogenidy přechodných kovů.
- S: 500 ppm (0,05 %)
Sulfidy a disulfidy – pyrit/markazit FeS_2 , galenit PbS , chalkopyrit CuFeS_2 , sfalerit/wurtzit ZnS , argentit Ag_2S , rumělka HgS , antimonit Sb_2S_3 , arzenopyrit FeAsS ...
Elementární – v místech sopečné činnosti.
Vzácně i jako sírany [chalkantit $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, sádrovec/anhydrit $\text{CaSO}_4(\cdot 2\text{H}_2\text{O})$, baryt BaSO_4].
- Se: 0,05 ppm
Doprovází sulfidy. Vlastní minerály velmi vzácné (Se_8 , Cu_2Se , Ag_2Se , Au_2Se).
- Te: 1 ppb
Doprovází sulfidy a zlato (calaverit AuTe_2).



Použití chalkogenů

- S
Vulkanizace kaučuku (S_8 , S_2Cl_2 , SCl_2).
Výroba kyseliny sírové.
Pyrotechnika (střelný prach), sirky.
Síření vína (SO_2 , siřičitany).
Fungicidy.

- Se
Fotočlánky (fotodetektory).
Detektory RTG záření (lékařství).
Dříve laserové kopírování a tisk (válec s vrstvou amorfního selenu se nabije, a světlem se osvícené plochy vybijou, na neosvícené části se elektrostaticky nachytá práškový toner, přenese se na papír a zažehlí).
Sklářství (čiření, barvení, potlačení propustnosti IČ záření).
Výživové doplňky (Se je potřeba pro selenocystein) – pozor na vysokou toxicitu a kancerogenitu.



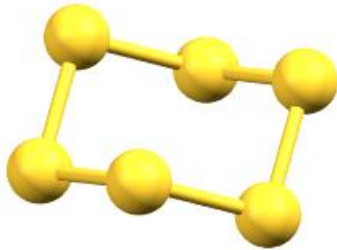
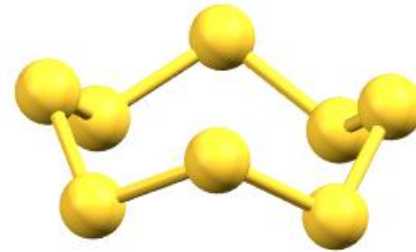
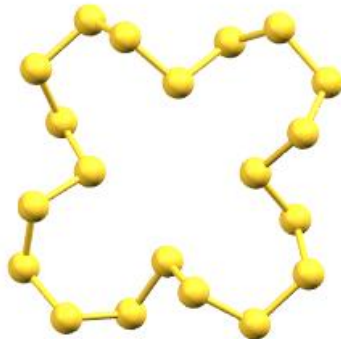
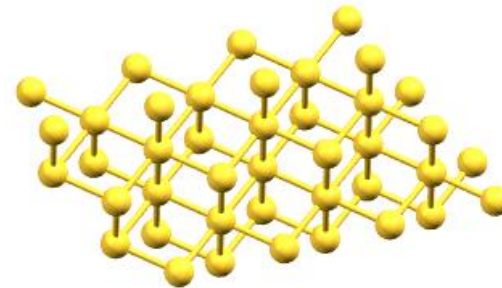
Použití chalkogenů

- Te
Fotočlánky (fotodetektory).
Legování slitin.
Polovodiče.
Sklářství (barvení).
„Zajímavé“ materiály: Bi_2Te_3 – termoelektrické vlastnosti, speciální polovodič (topologický izolant)
- Po
Termoelektrické články/generátory.
Ionizátory (odstraňování statického náboje, např. při zpracovávání příze – tam, kde hrozí, že by elektrostatická jiskra mohla zažehnout oheň).
Potenciální radioterapeutikum.
Zneužití – otrava Alexandra Litviněnka (2006). (Smrtelná dávka ^{210}Po je pro člověka v řádu jednotek μg .)



Síra

Alotropické modifikace: cyklooligomery (S_6 – S_{20} , nejstálější S_8), lineární polymer (plastická síra), vysokotlaké 3D polymerní modifikace.

 S_6  S_8  S_{20}  $S(\text{vysokotlaká})$

Síra

- S_8
Kosočtverečná síra (α - S_8) stálá při $t < 95\text{ °C}$, poté přechod na jednoklonnou síru (β - S_8) $95\text{ °C} < t < 115\text{ °C}$, při vyšší teplotě roztaje na červenou taveninu.
V tavenině se při dalším zahřívání S_8 kruhy rozštípou a zpolymerují (S_n , vzrůst viskozity), poté se při dalším zahřívání viskozita snižuje (štípání na kratší polymery), do plynného stavu přechází cyklooligomery, při teplotě nad 600 °C vzniká S_2 analogická molekulám O_2 .
- S_n – plastická síra
Vznik prudkým ochlazením taveniny polymeru. Načervenalá „guma“, stáním pomalu přechází na krystalickou síru.

Na vzduchu hoří modrým plamenem.

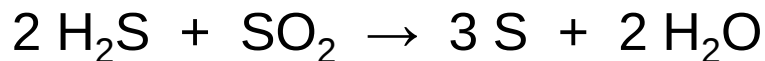
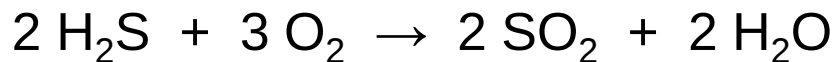


Síra

- Výroba:

Těžba elementární síry (Fraschův způsob): roztavení síry přehřátou vodní parou (170 °C) vháněnou do ložisek a její vytlačení z vrtu stlačeným horkým vzduchem.

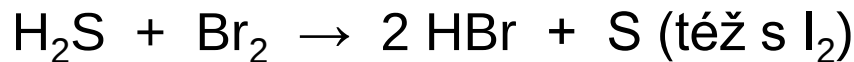
Zpracování sulfanu ze zemního plynu (Clausův způsob):



Zpracování sirných odpadů z fosilních paliv (uhlí, ropa).

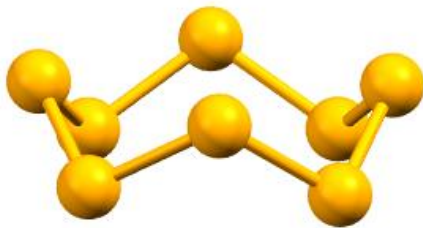
Izolace SO_2 ze spalování fosilních paliv (uhlí) a pražení rud (velká část síry se stejně spaluje na SO_2 při počátečním kroku výroby H_2SO_4).

- Příprava:

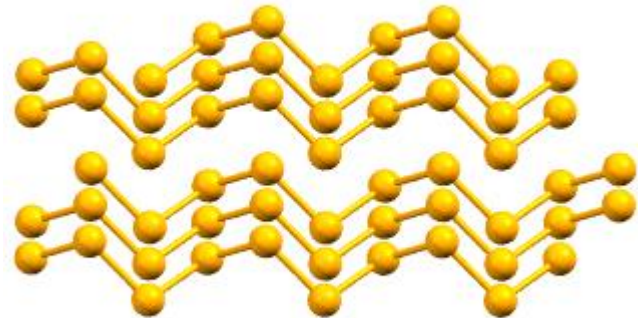


Selen a tellur

- Se: alotropické modifikace: červený selen (Se_8), šedý selen (vlákna Se_n), černý selen (3D).



Se_8



Se_n

- Te: šedý, kovově lesklý – vlákna Te_n (analogická Se_n).
- Výroba Se a Te:
Izolace z popílků po zpracování rud.
Izolace z anodických kalů po rafinaci kovů (např. Cu).
- Se i Te velmi toxické, otrávený člověk dost dlouho páchne po česneku.

Polonium

Nemá stabilní izotop.

Izolováno M. Curie-Sklodowskou a P. Curiem z jáchymovské rudy. Název podle Polska.

Několik desítek izotopů (hmotnostní číslo 187–227).

Nejdéle žijící:

^{208}Po : $\tau_{1/2} = 2,9$ roku

^{209}Po : $\tau_{1/2} = 125$ let

^{210}Po : $\tau_{1/2} = 138$ d

Největší význam má nuklid ^{210}Po (čistý α -zářič bez doprovodného γ).

Jediný kov s primitivní krychlovou buňkou.



Trendy v reaktivitě chalkogenů

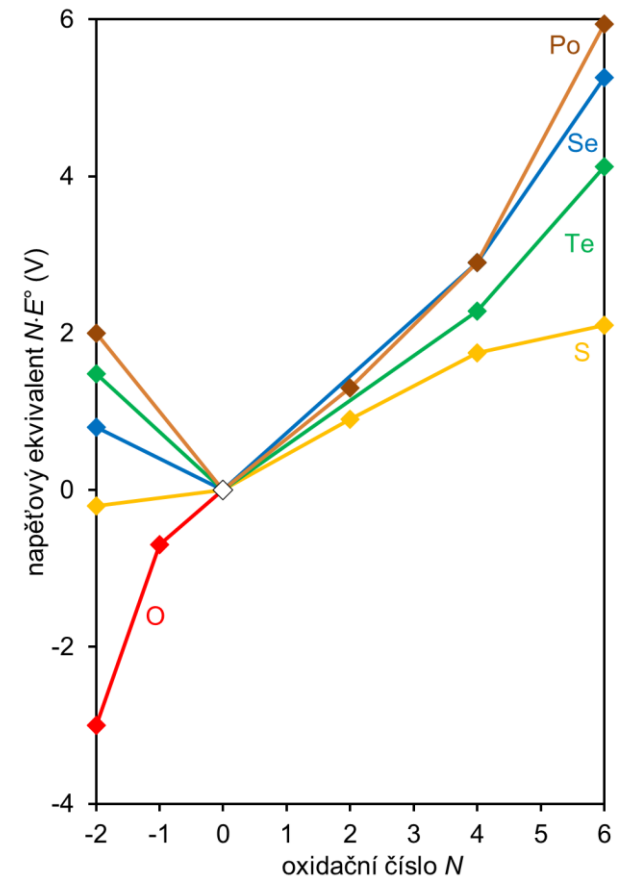
- Z volných prvků je oxidačním činidlem kromě kyslíku pouze síra; oxidační schopnost směrem dolů klesá (klesá elektronegativita).
- Selen a tellur mají polokovové vlastnosti – chemickým chováním jsou převážně nekovy (kyselinotvorné), ale některé alotropické modifikace vedou elektrický proud (polovodiče).
- Polonium je typický kov.
- Směrem dolů roste v řadě $\text{H}_2\text{S} < \text{H}_2\text{Se} < \text{H}_2\text{Te}$ kyselost.
- S fluorem shoří na EF_6 (SF_6 , SeF_6 , TeF_6).
- S chlorem shoří na SCl_2 , SeCl_4 a TeCl_4 .
- S kyslíkem shoří hlavně na EO_2 (SO_2 , SeO_2 , TeO_2).



Oxidační čísla chalkogenů

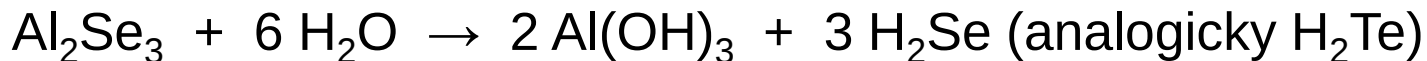
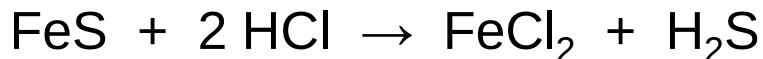
- Typické oxidační číslo skupiny je $-II$ (výskyt v přírodě).
- Chalkogenidy mohou být iontové i kovalentní.
- Stabilní sloučeniny i v kladných oxidačních číslech, oxidační činidla jen ve vyšším mocenství.
- Oxidační čísla typicky skáčou o 2 jednotky (výjimky jsou dány tvorbou dimerů E_2^{2-} a tendencí síry k řetězení).

$-II, -I$	O	0			
$-II, -I$	S	0	I, II	IV	VI
$-II$	Se	0	(II)	IV	VI
$-II$	Te	0	(II)	IV	VI
	Po	0	II	IV	(VI)



Chalkogenovodíky

- Příprava:

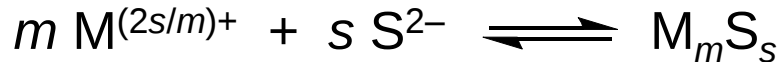


- Plynný H_2Te se rozkládá na prvky už při teplotě varu (-2°C), ostatní celkem stálé.
- Velmi jedovaté, naštěstí i velmi páchnoucí.

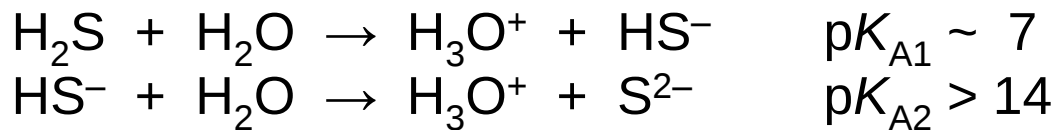
H_2E	b.v.	vazebný úhel	$\text{p}K_{\text{A}1}$
H_2O	373 K (100°C)	104°	15,5
H_2S	213 K (-60°C)	92°	7,1
H_2Se	232 K (-41°C)	91°	3,9
H_2Te	271 K (-2°C)	90°	2,6

Sulfan a sulfidy

Tzv. sirovodíkový způsob kvalitativní analýzy využívá nerozpustnosti sulfidů kovů:



$$K_s = [M^{(2s/m)+}]^m \cdot [S^{2-}]^s$$



Koncentrace S^{2-} je řízena pomocí pH roztoku (kyselé, mírně zásadité/amoniakální), ze kterého se sráží skupiny různých kovů v podobě sulfidů.

H^+ : $Cu^{2+}, Ag^+, Hg^{2+}, Sn^{2+}, Pb^{2+}, As^{3+}, Sb^{3+}, Bi^{3+}$

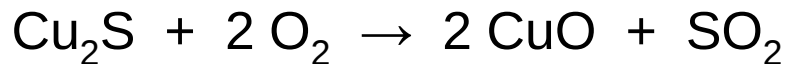
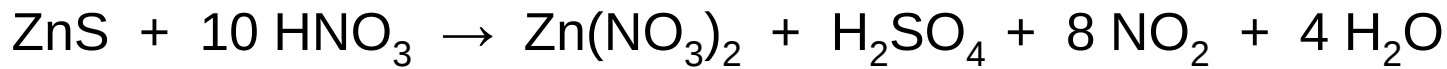
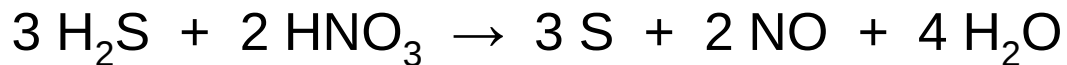
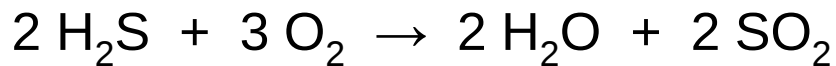
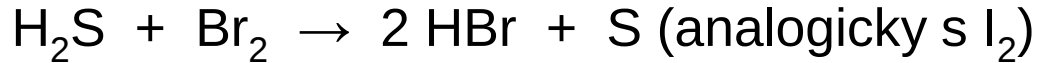
NH_4OH : $Cr^{3+}, Mn^{2+}, Fe^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}, Zn^{2+}, Al^{3+}$



Kippův přístroj

Sulfan a sulfidy

Sulfan a sulfidy lze snadno oxidovat:



Sulfan a sulfidy

Sulfidy alkalických kovů a alkalických zemin jsou rozpustné – iontové.



Sulfidy přechodných kovů a kovů p-bloku – obvykle nerozpustné (podíl kovalence), využití v „sirovodíkovém způsobu“.

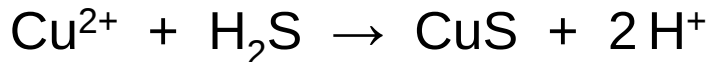
Často nestechiometrické (deficitní struktury typu $\text{Fe}_{0,858}\text{S}$ atd.).

Příprava:

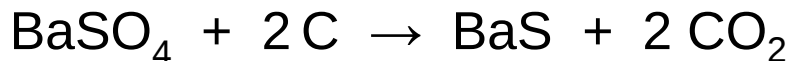
- Reakce prvku (kovu) se sírou



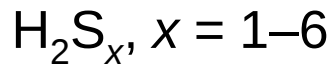
- Srážení iontu kovu sulfanem



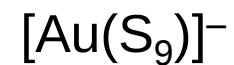
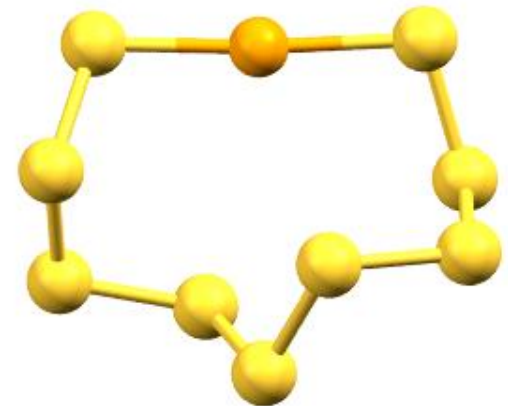
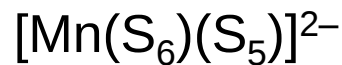
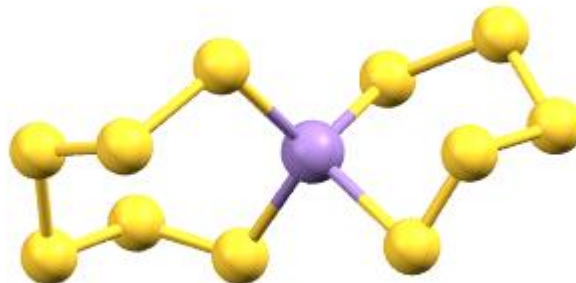
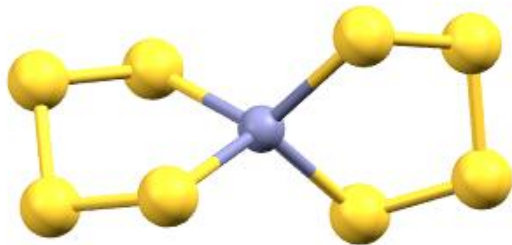
- Redukce síranů



Polysulfany a polysulfidy

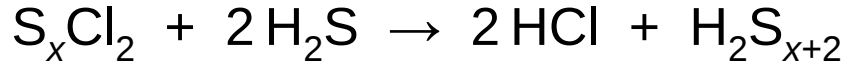


Klasické analytické činidlo v sirovodíkovém způsobu – „žlutý sirník amonný“, $(\text{NH}_4)_2\text{S}_x$ připravený rozpuštěním síry v roztoku $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Rozpouští některé sulfidy za vzniku polysulfidokomplexů.



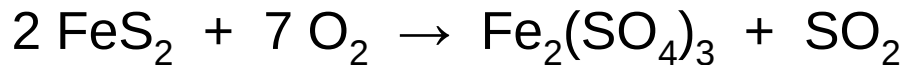
Polysulfany a polysulfidy

Definované délky řetězců:



Nejčastější sulfidický minerál je disulfid:
Pyrit FeS_2 (typ NaCl).

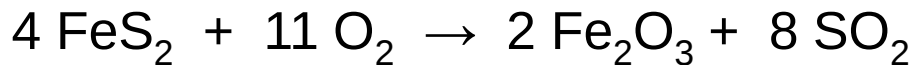
Běžná teplota:



Alchymistický zdroj „vitriolu“,

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ hydrolýzou poskytne H_2SO_4 ,
případně pyrolýzou uvolní SO_3 .

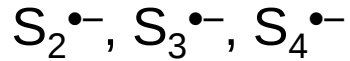
Vysoká teplota:



Pyrit

Polysulfany a polysulfidy

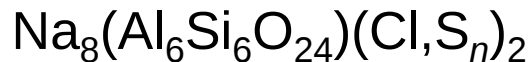
Radikál-anionty



(analogické k superoxidu a ozonidu)

Stabilní chromofory v ultramarínu (temná modř např. v obložení

Tutanchamonovy posmrtné masky; světlá modř je tyrkys):



Různé odstíny podle různého zastoupení oligosulfidových radikál-aniontů:

$S_2^{\bullet-}$ – žlutý

$S_3^{\bullet-}$ – modrý

$S_4^{\bullet-}$ – červený



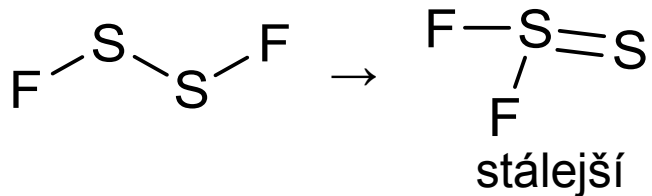
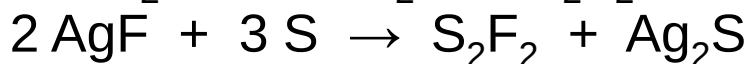
Halogenidy síry

F	S ₂ F ₂	SF ₂	SF ₄	S ₂ F ₁₀	SF ₆
Cl	S ₂ Cl ₂	SCl ₂			
Br	S ₂ Br ₂				

Fluoridy síry

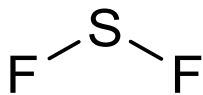
- S₂F₂

Nestálý, 2 izomery.



- SF₂

Velmi nestálý.



Fluoridy síry

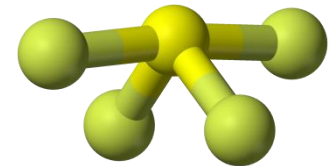
■ SF₄

Houpačka.

Velmi jedovatý.

Velmi reaktivní (rychlá hydrolýza).

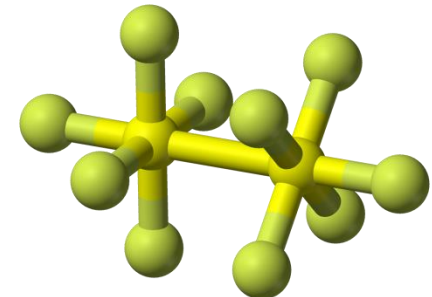
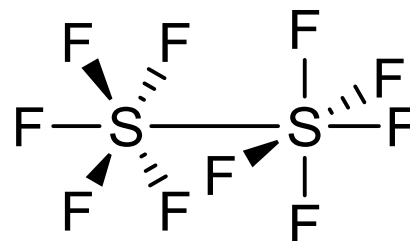
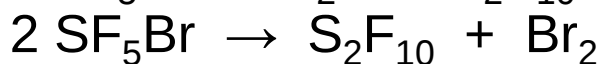
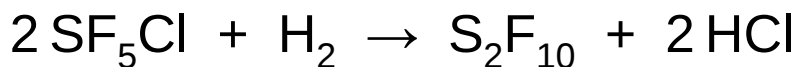
Fluorační činidlo v organické chemii.



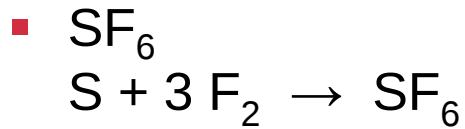
■ S₂F₁₀

Spojené zkřížené oktaedry.

Velmi jedovatý.

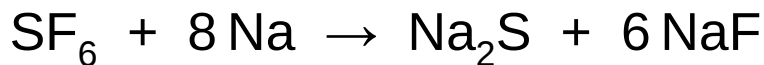


Fluoridy síry



Pravidelný oktaedr, bez dipólového momentu.

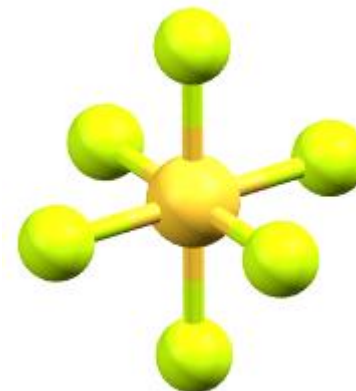
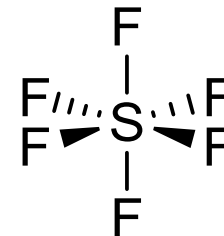
Těžký plyn, velmi nereaktivní, netoxický.



Plynný izolant v transformátorech.

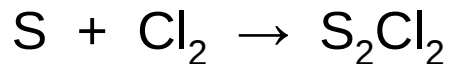
Modulace hlasu do nižších poloh.

Významný skleníkový plyn.

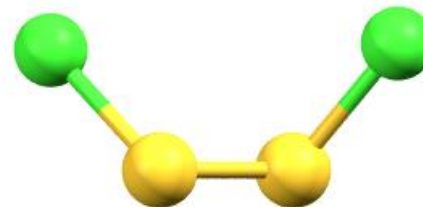
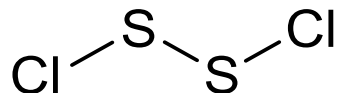


Chloridy a bromidy síry

- S_2Cl_2

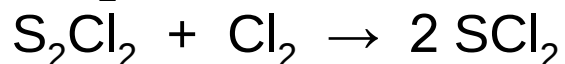


Vulkanizace kaučuku.



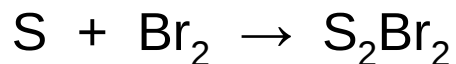
$Cl-(S)_n-Cl$, n až k hodnotě ~ 100 .

- SCl_2



Nestálý, rozkládá se na $S_2Cl_2 + Cl_2$.

- S_2Br_2

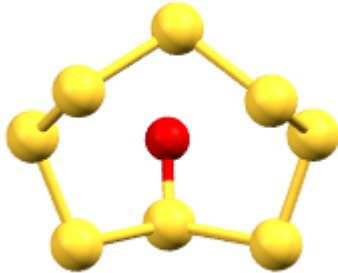


Nestabilní.

- S jódem síra nereaguje.

Oxidy síry

- S_8O



- S_2O

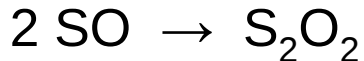
Příprava: elektrický výboj + $6 S + 3 O_2 \rightarrow 2 S_2O + 2 SO_2$

Nestabilní, komplikovaný redox:



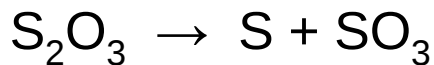
- SO

Nestabilní, komplikovaný redox, dimerizuje:



- S_2O_3

Nestabilní:



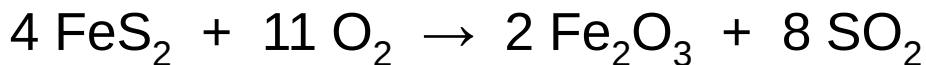
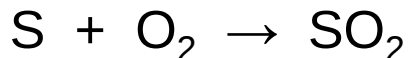
Oxidy síry

- SO_2

Plyn, b.v. $-10\text{ }^\circ\text{C}$, lomená molekula.

Důležitý pro výrobu H_2SO_4 . Též rozpouštědlo.

- Výroba:

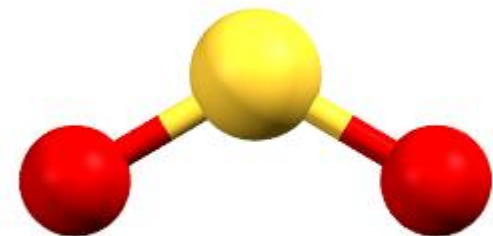
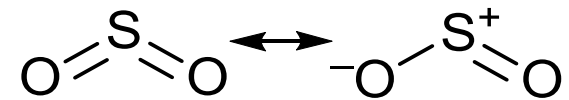
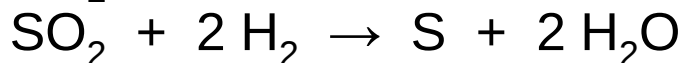
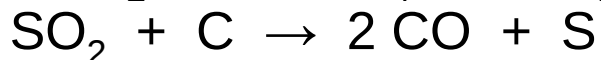
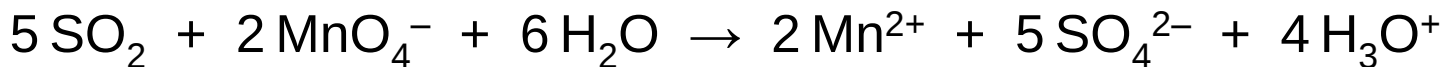


Odpad při zpracování rud kovů.

- Příprava:



- Redox vlastnosti:



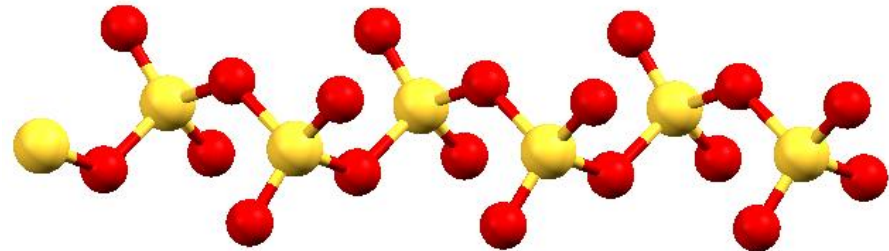
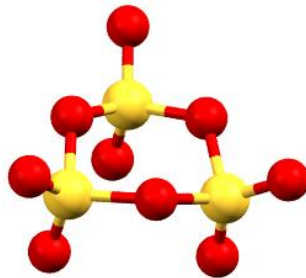
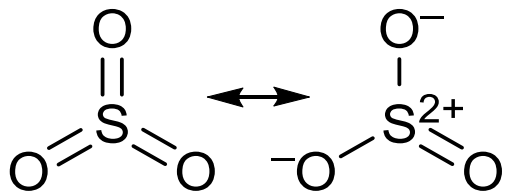
Oxidy síry

- SO_3

Bílá pevná látka, b.t. $17\text{ }^\circ\text{C}$, s vodou reaguje explozivně.

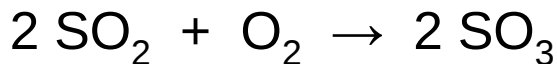
Důležitý pro výrobu H_2SO_4 .

V plynném stavu trojúhelník, v pevném stavu cyklický trimer nebo polymer (řetězce).



- Výroba:

Katalytická oxidace SO_2 :



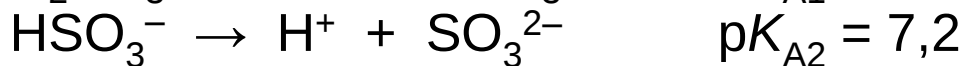
- Příprava:



Oxokyseliny síry a jejich soli

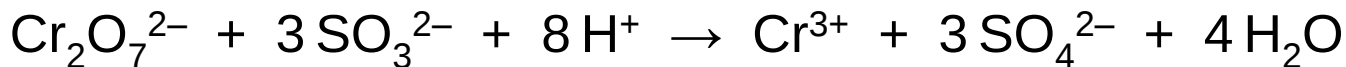
■ H_2SO_3

Poměrně silná kyselina, ve volném stavu nestálá.



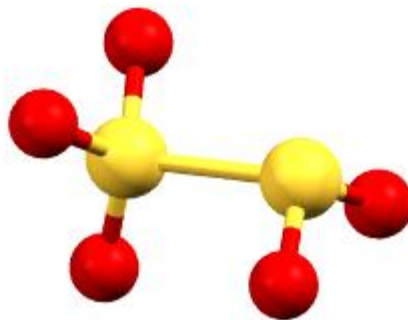
Pro rozklad siřičitanů (přípravu SO_2) je nutné použít silnou kyselinu.

Dvojsytná kyselina – dvě řady solí, např. NaHSO_3 a Na_2SO_3 .
Siřičitany jsou používány jako konzervanty, redukční činidla a k odbarvování (látky, papír).



■ Disiřičitany $\text{S}_2\text{O}_5^{2-}$

Vazba S–S.



Oxokyseliny síry a jejich soli

- H_2SO_4

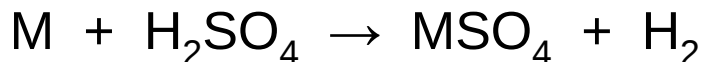
Koncentrovaná: 98%, azeotropní směs (t.v. $\sim 320^\circ\text{C}$), extrémně hygroskopická, oxidační činidlo:

Pasivace Fe.



Zředěná:

„Normální“ protická kyselina:



- Použití

Výroba fosfátových hnojiv.

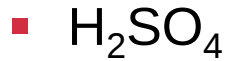
Těžba kovů (loužení rud).

Chemický průmysl – organická syntéza, výbušniny.

Olověné akumulátory.

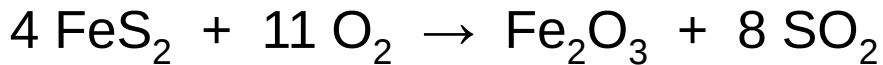
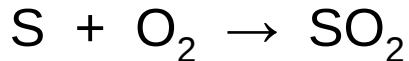


Oxokyseliny síry a jejich soli



Výroba

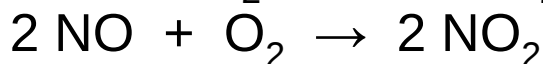
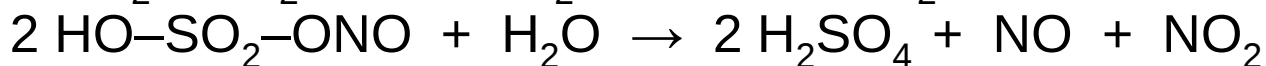
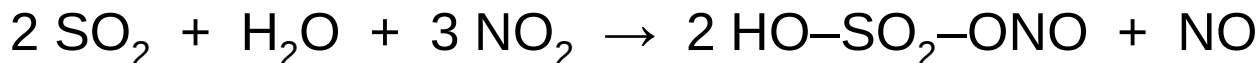
1. fáze: výroba/izolace SO_2



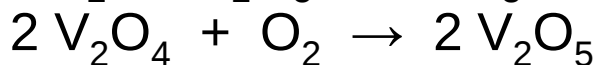
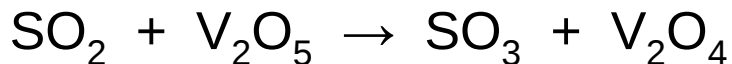
2. fáze: oxidace SO_2 na SO_3

SO_3 vzniká částečně už při hoření síry na SO_2 , ale konverze je při teplotě hoření malá (<5 %).

● Komorový způsob (dnes prakticky neužívaný):



● Kontaktní způsob:

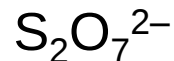
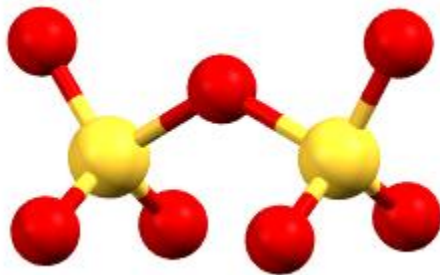


Oxokyseliny síry a jejich soli

- H_2SO_4
Výroba

3. fáze: skrápění SO_3 kyselinou sírovou – vznik olea.

Oleum = chemický směs $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$, $\text{H}_2\text{S}_3\text{O}_{10}$ a $\text{H}_2\text{S}_4\text{O}_{13}$.

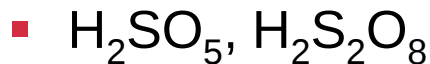


Voda pro zkrápění nelze použít – reakce je příliš exotermická a vznikalo by mnoho páry, zvyšoval by se tak tlak v aparatuře.

4. fáze: ředění olea vodou

Hydrolýza polysírových kyselin (ředění olea) na H_2SO_4 .

Oxokyseliny síry a jejich soli

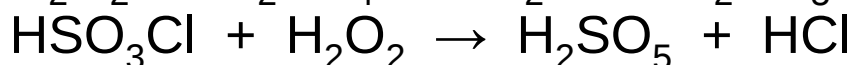
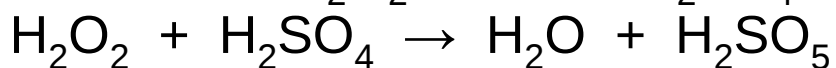


Mytí nádobí (piraňa, Stalinův hněv).

Meziprodukty při elektrolytické výrobě H_2O_2 .

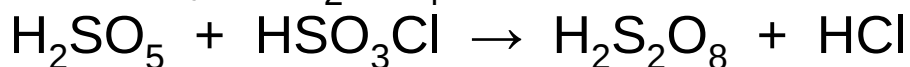
Příprava H_2SO_5 :

Nalítí konc. H_2O_2 do konc. H_2SO_4 :

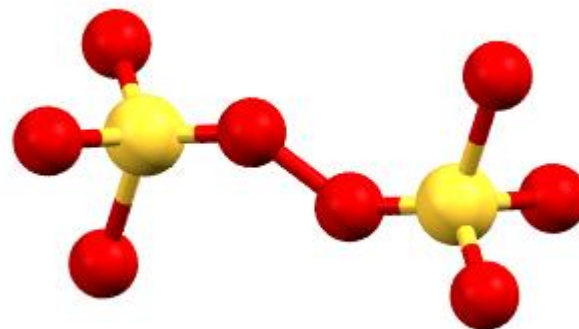
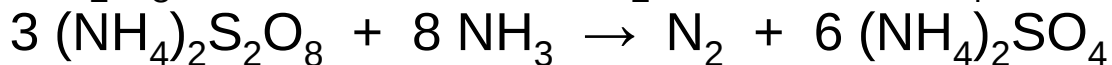
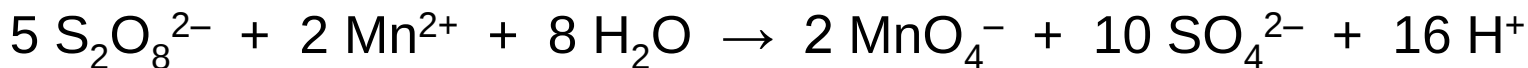


Výroba $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$:

Elektrolýza H_2SO_4 .

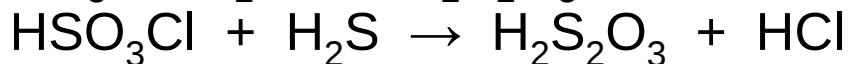
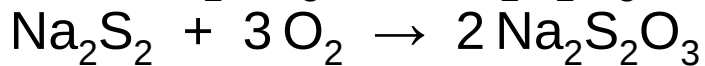
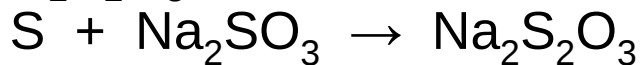


Oxidační činidlo:

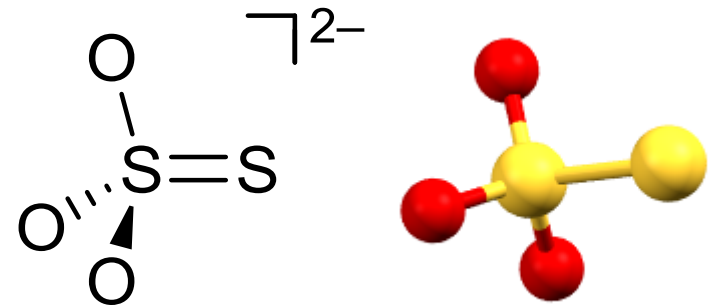
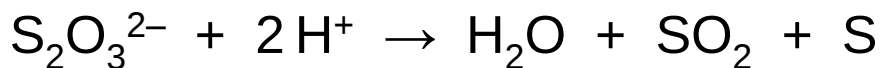


Oxokyseliny síry a jejich soli

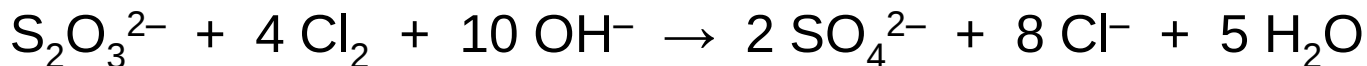
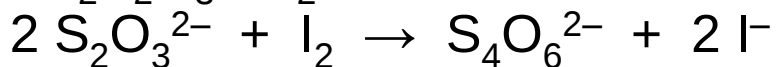
- $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, kyselina thiosírová



Ve volném stavu nestálá:



$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – odměrné redukční činidlo v jodometrii.



Ustalovač:

Rozpouštění halogenidů stříbrných za vzniku thiosulfátových komplexů $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)]^-$ a $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$.

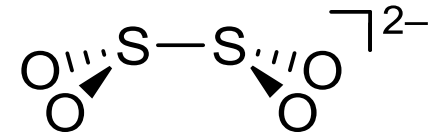
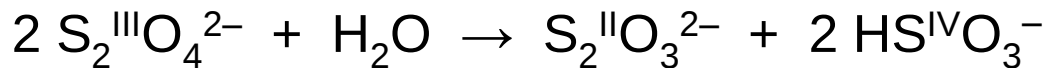
Oxokyseliny síry a jejich soli

- $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$, kyselina dithioničitá

Redukce siřičitanu sodíkovým amalgámem:

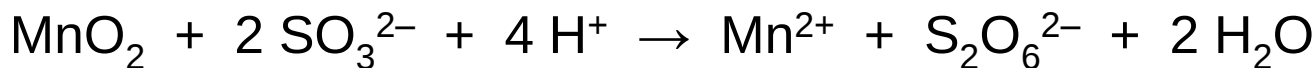


Ve volném stavu nestálá:

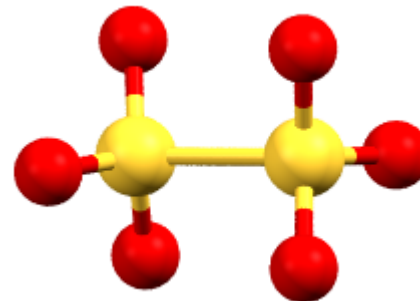
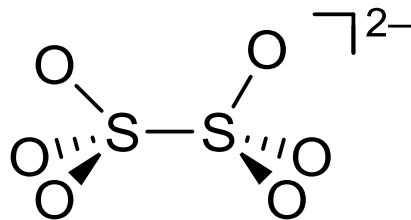


- $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6$, kyselina dithionová

Oxidace siřičitanu burelem:

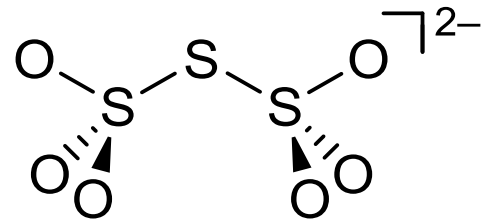


Ve volném stavu nestálá.



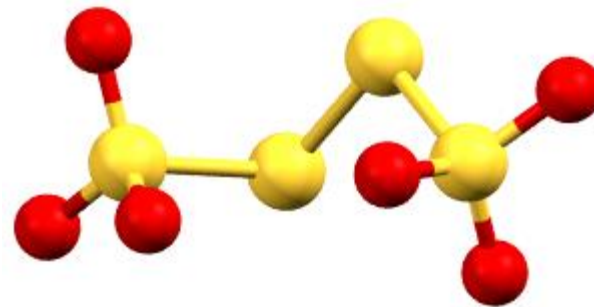
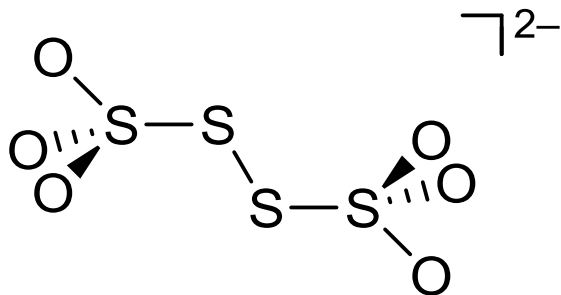
Oxokyseliny síry a jejich soli

- $\text{H}_2\text{S}_3\text{O}_6$, kyselina trithionová
Ve volném stavu nestálá.

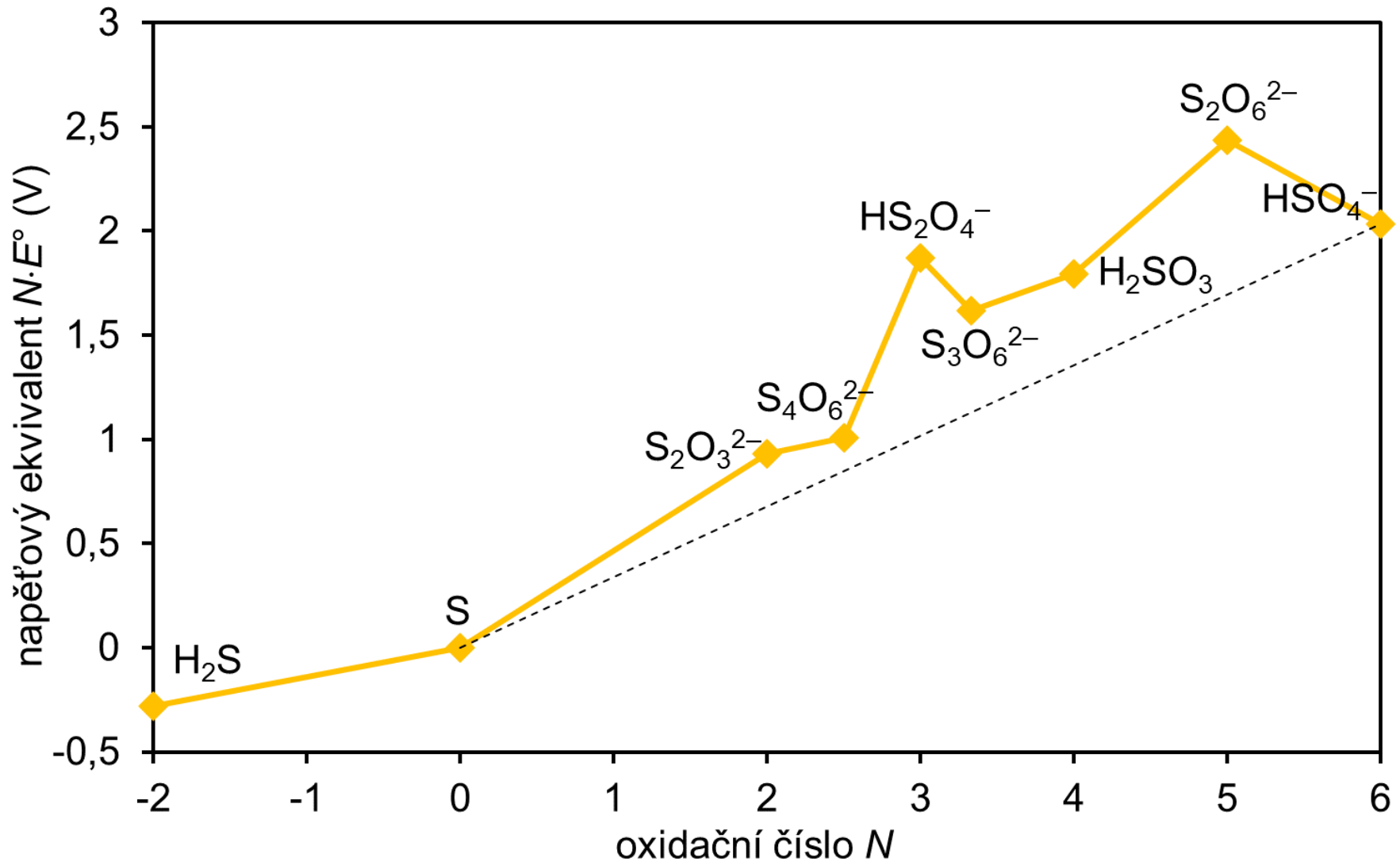


- $\text{H}_2\text{S}_4\text{O}_6$, kyselina tetrathionová
Tetrathionan vzniká oxidací thiosíranu jódem (jodometrie):
$$2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{I}_2 \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 \text{I}^-$$

Ve volném stavu nestálá.



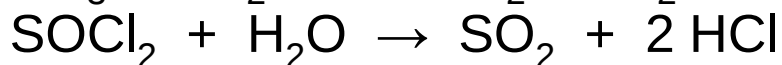
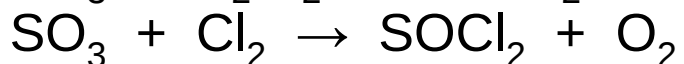
Oxokyseliny síry a jejich soli



Halogenderiváty oxokyselin síry, oxidy-halogenidy

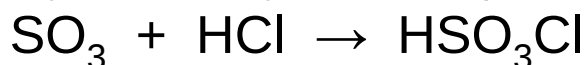
- SOX_2 , dihalogenid thionylu ($\text{X} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}$)

Halogenační činidla (výměna $-\text{OH}$ skupiny za $-\text{X}$), sušení halogenidů.



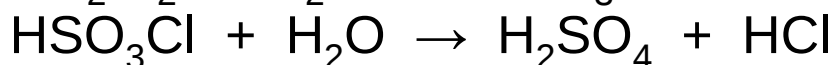
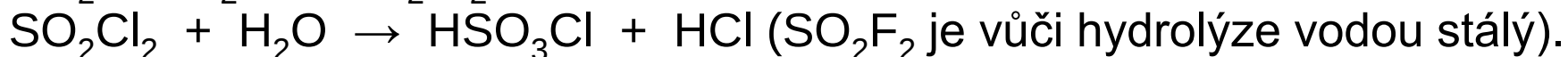
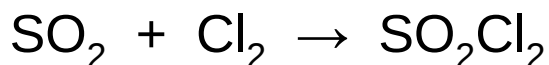
- HSO_3X , kyselina halogensírová ($\text{X} = \text{F}, \text{Cl}$)

Výroba alkylsulfátů (detergenty), výroba arylsulfonových kyselin.



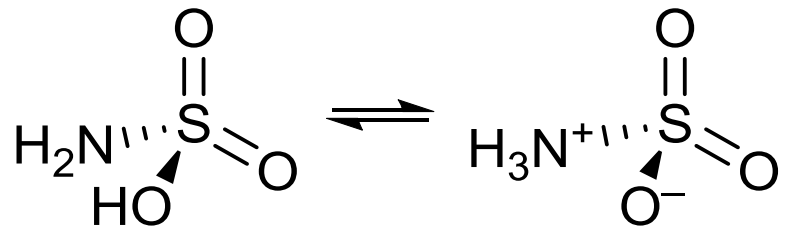
- SO_2X_2 , dihalogenid sulfurylu ($\text{X} = \text{F}, \text{Cl}$)

Halogenační (oxidační) činidlo.

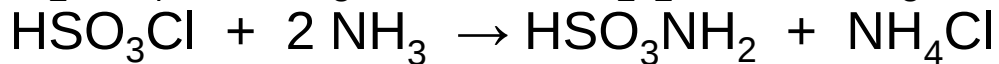
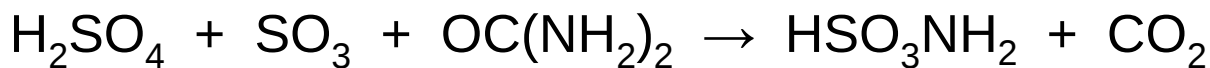


Dusíkaté deriváty kyseliny sírové

- HSO_3NH_2 , kyselina amidosírová (amidosulfonová, sulfamová)
Faktická struktura je zwitteriontová, $\text{NH}_3^+\text{SO}_3^-$.



Kyselé čisticí prostředky, odstraňovače rzi.



- $\text{NH}(\text{SO}_3\text{H})_2$, kyselina imido-bis(sírová)
- $\text{N}(\text{SO}_3\text{H})_3$, kyselina imido-tris(sírová)

Síra jako polutant

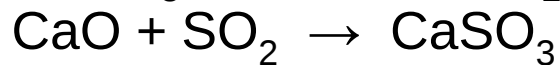
Uhlí obsahuje:

Černé od 0,1 do 1 % S, hnědé až 5 % S (převážně pyrit).

Spalováním vzniká cca 98 % SO₂ a 2 % SO₃.

Odstraňování síry před spalováním není možné.

Během spalování – fluidní spalování, práškové uhlí je ve vznosu, přidává se vápenec (příp. hydrogenuhličitan sodný).



Odstranění ze spalovacích plynů:

Sorpce.

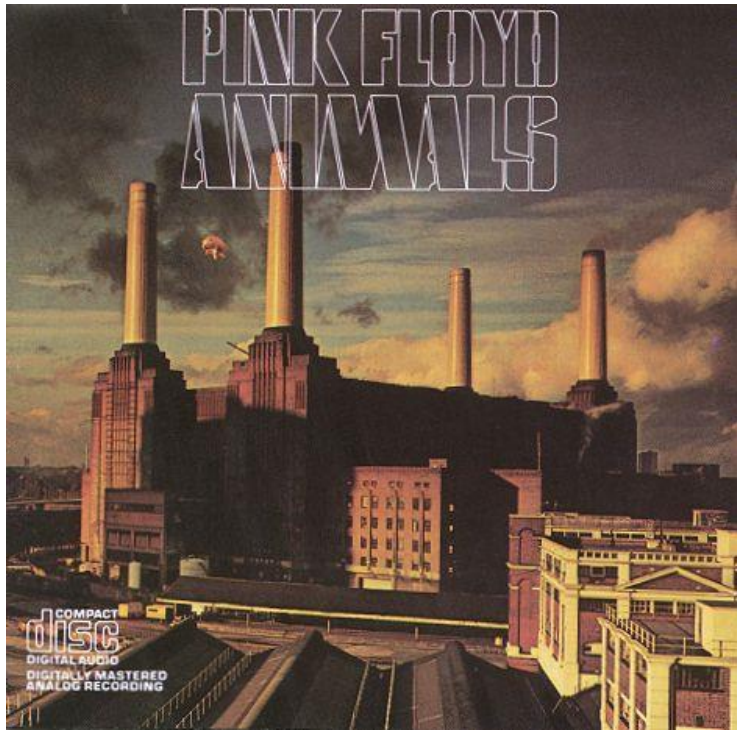
Skrápění Ca(OH)₂ – elektrárna Battersea.

Oxidace na SO₃, izolace H₂SO₄, (NH₄)₂SO₄, CaSO₄.

Místo do vzduchu se odpad vypouštěl do Temže.



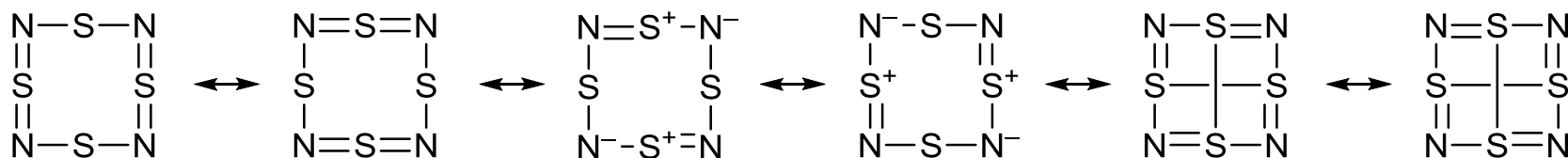
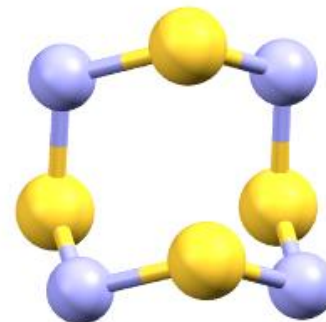
Síra jako polutant



Nitridy síry

S_4N_4 , tetranitrid tetrasíry

Nejběžnější, na vzduchu stálý, nárazem může detonovat.



Existuje řada dalších nitridů síry, např.:

SN_2 dinitrid síry

S_4N_2 dinitrid tetrasíry

$(SN)_x$ poly(nitrid síry)

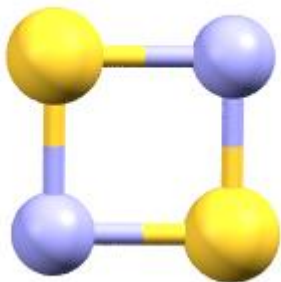
S_2N_2 dinitrid disíry

S_5N_6 hexanitrid pentasíry

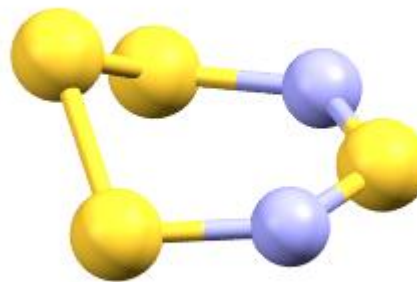
S_nN_2 dinitrid oligosíry

Nitridy síry

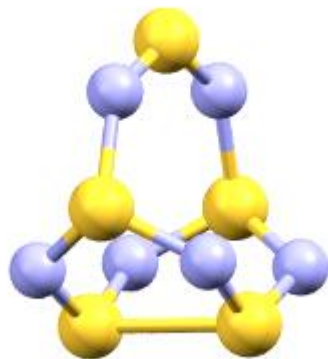
Existuje řada dalších nitridů síry a odvozených derivátů, např.:



S_2N_2 dinitrid disíry



S_4N_2 dinitrid tetrasíry



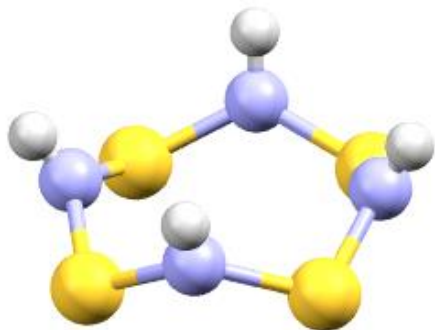
S_5N_6 hexanitrid pentasíry



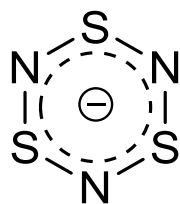
$(SN)_x$ poly(nitrid síry)

Nitridy síry

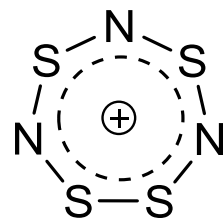
Existuje řada dalších nitridů síry a odvozených derivátů, např.:



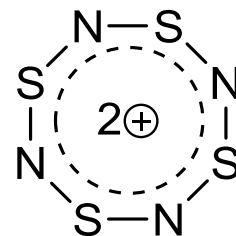
$\text{S}_2\text{N}_2\text{H}_2$ tetraimid tetrasíry



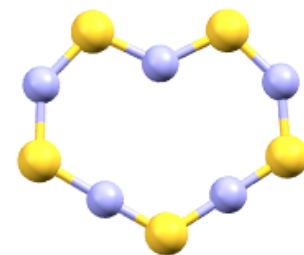
S_3N_3^-



S_4N_3^+

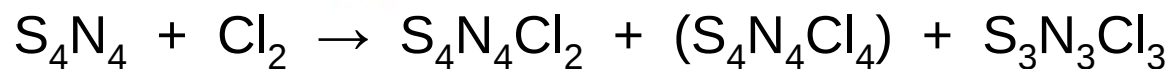
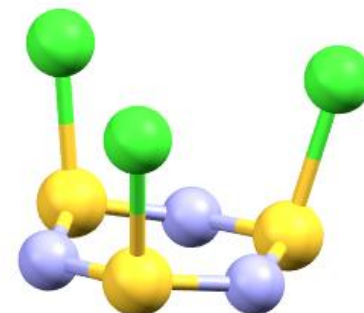
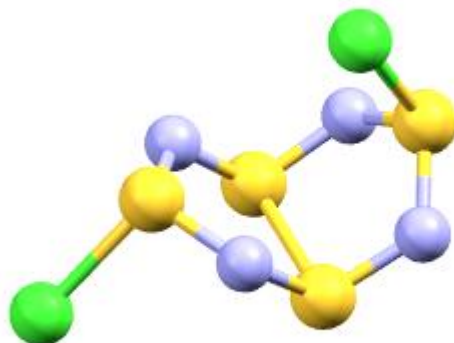
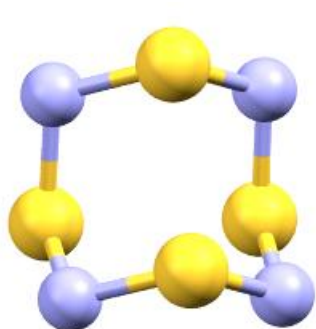


$\text{S}_4\text{N}_4^{2+}$



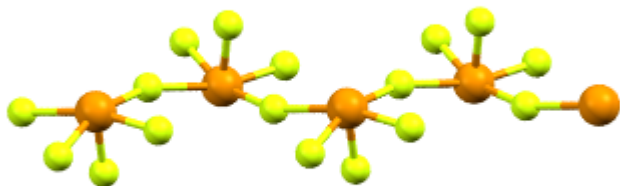
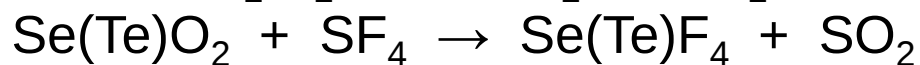
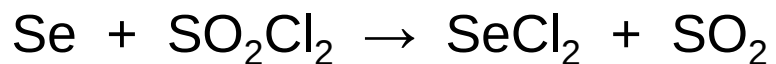
S_5N_5^+

Lze aromatizovat

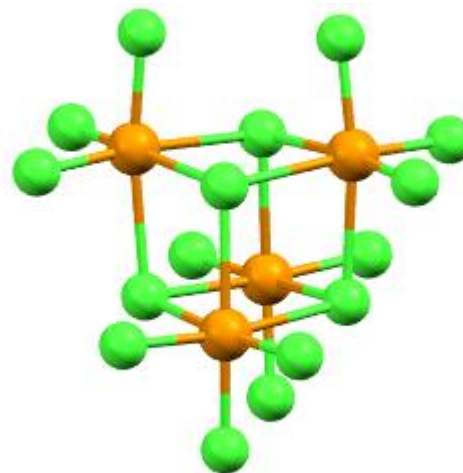


Halogenidy selenu a telluru

F			Cl, Br, I
SeF ₂	SeF ₄	SeF ₆	SeX ₂ (ne I) Se ₄ X ₁₆ (ne I)
	TeF ₄	TeF ₆	TeX ₂ , Te ₄ X ₁₆

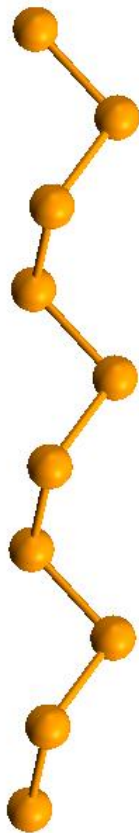


TeF₄

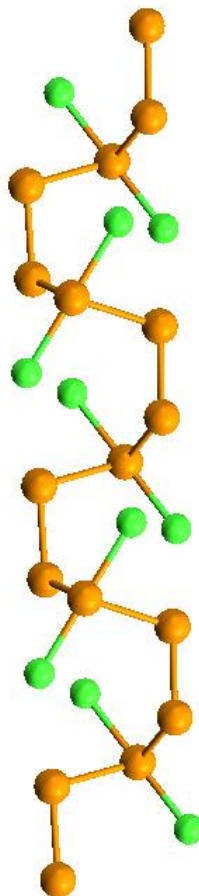


(TeBr₄)₄ = Te₄Br₁₆

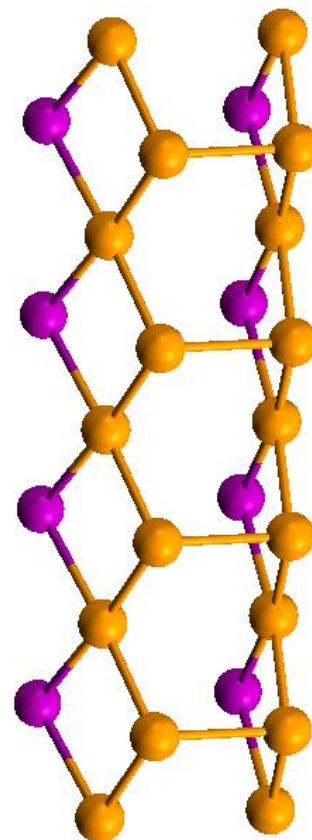
Halogenidy telluru



Te

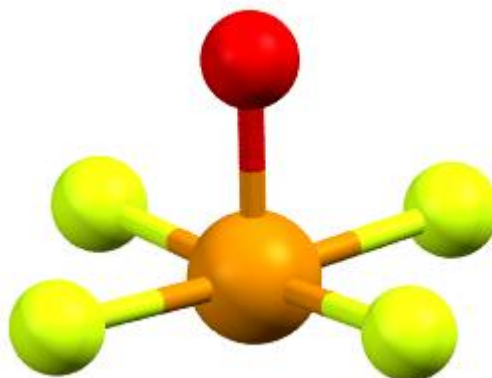
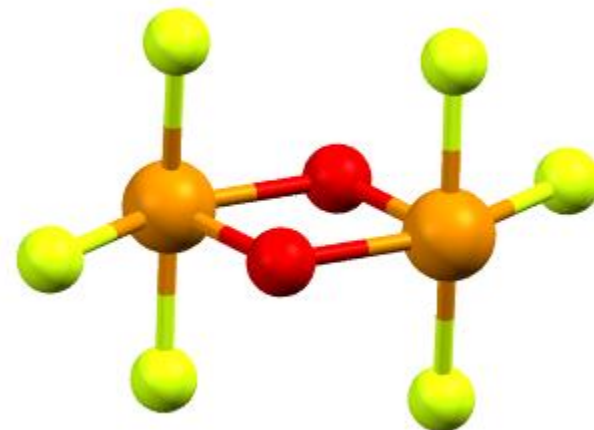


Te_3Cl_2



Te_2Br , Te_2I

Halogenokomplexy telluru


 $[\text{TeF}_5]^-$

 $[\text{TeOF}_4]^{2-}$

 $[(\text{TeOF}_3)_2]^{2-}$

$[\text{TeF}_7]^-$ – očepičkovaný oktaedr

$[\text{TeF}_8]^{2-}$ – čtvercové antiprisma

Oxidy a oxokyseliny selenu a telluru

- Oxidy – pevné EO_2 i EO_3
 SeO_2 – velmi jedovatý, těkavý, páchnoucí po česneku.
 Selektivní oxidační činidlo.

- Oxokyseliny

H_2SeO_3 i H_2TeO_3 ; $\text{p}K_{\text{A}1} \sim 2,5$ a $\text{p}K_{\text{A}2} \sim 7,5$

H_2SeO_4 ; $\text{p}K_{\text{A}1} \sim -3$ a $\text{p}K_{\text{A}2} \sim 2$

$\text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

$\text{Se} + 3 \text{Cl}_2 + 4 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_4 + 6 \text{HCl}$

Schopná rozpouštět zlato:

$2 \text{Au} + 6 \text{H}_2\text{SeO}_4 \rightarrow \text{Au}_2(\text{SeO}_4)_3 + 3 \text{H}_2\text{SeO}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$

H_6TeO_6 ; ve vodném prostředí dvojsytná, $\text{p}K_{\text{A}1} \sim 8$ a $\text{p}K_{\text{A}2} \sim 11$

$\text{H}_6\text{TeO}_6 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{H}_4\text{TeO}_6 + 2 \text{H}_2\text{O}$

„Vyšší“ neutralizace – nerozpustné soli (např. Ag_6TeO_6).

