

O, S

1 I A	2 II A
Vodík 1 H 1,00794(7)	
Lithium 3 Li 6,941(2)	Beryllium 4 Be 9,012182(3)
Sodík 11 Na 22,989770(2)	Hořčík 12 Mg 24,3050(6)
Draslík 19 K 39,0983(1)	Vápník 20 Ca 40,078(4)
Rubidium 37 Rb 85,4678(3)	Stroncium 38 Sr 87,62(1)
Cesium 55 Cs 132,90545(2)	Baryum 56 Ba 137,327(7)
Francium 87 Fr (223,0197)	Radium 88 Ra (226,0254)

3 III B	4 IV B	5 V B	6 VI B	7 VII B	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 I B	12 II B
------------	-----------	----------	-----------	------------	-----------	-----------	------------	-----------	------------

Skandium 21 Sc 44,955910(8)	Titan 22 Ti 47,867(1)	Vanad 23 V 50,9415(1)	Chrom 24 Cr 51,9961(6)	Mangan 25 Mn 54,938049(9)	Železo 26 Fe 55,845(2)	Kobalt 27 Co 58,933200(9)	Nikl 28 Ni 58,6934(2)	Měď 29 Cu 63,546(3)	Zinek 30 Zn 65,39(2)
Yttrium 39 Y 88,90685(2)	Zirkonium 40 Zr 91,224(2)	Niob 41 Nb 92,90638(2)	Molybden 42 Mo 95,94(1)	Technecium 43 Tc (98,9063)	Ruthenium 44 Ru 101,07(2)	Rhodium 45 Rh 102,90550(2)	Palladium 46 Pd 106,42(1)	Stříbro 47 Ag 107,8682(2)	Kadmium 48 Cd 112,411(8)
57-70 Lantha- noidy	Hafnium 72 Hf 178,49(2)	Tantal 73 Ta 180,9479(1)	Wolfram 74 W 183,84(1)	Rhenium 75 Re 186,207(1)	Osmium 76 Os 190,23(3)	Iridium 77 Ir 192,217(3)	Platina 78 Pt 195,078(2)	Zlato 79 Au 196,96655(2)	Rtuť 80 Hg 200,59(2)
89-102 Akti- noidy	Rutherfordium 104 Rf (261,110)	Dubnium 105 Db (262,1144)	Seaborgium 106 Sg (263,1186)	Bohrium 107 Bh (264,12)	Hassium 108 Hs (265,1306)	Melitnerium 109 Mt (266)	Ununnilium 110 Uun (269)	Ununium 111 Uuu (272)	Ununbium 112 Uub (277)

13 III A	14 IV A	15 V A	16 VI A	17 VII A	18 0
					Helium 2 He 4,002602(2)
Bor 5 B 10,811(7)	Uhlík 6 C 12,0107(8)	Dusík 7 N 14,00674(7)	Kyslík 8 O 15,9994(3)	Fluor 9 F 8,9984032(5)	Neon 10 Ne 20,1797(6)
Hliník 13 Al 26,981538(2)	Křemík 14 Si 28,0855(3)	Fosfor 15 P 30,973761(2)	Síra 16 S 32,066(6)	Chlor 17 Cl 35,4527(9)	Argon 18 Ar 39,948(1)
Gallium 31 Ga 69,723(1)	Germanium 32 Ge 72,61(2)	Arsen 33 As 74,92160(2)	Selen 34 Se 78,96(3)	Brom 35 Br 79,904(1)	Krypton 36 Kr 83,80(1)
Indium 49 In 114,818(3)	Cín 50 Sn 118,710(7)	Antimon 51 Sb 121,760(1)	Tellur 52 Te 127,60(3)	Jod 53 I 126,90447(3)	Xenon 54 Xe 131,29(2)
Thallium 81 Tl 204,3833(2)	Olovo 82 Pb 207,2(1)	Bismut 83 Bi 208,98038(2)	Polonium 84 Po (208,9824)	Astat 85 At (209,9871)	Radon 86 Rn (222,0176)

16. skupina – 6 valenčních elektronů

konfigurace $ns^2 np^4$

Prvek	X	I^1 [kJ mol ⁻¹]	ρ [g cm ⁻³]	$b. t.$ [°C]	$b. v.$ [°C]	r [pm]
O	3,5	1410	0,00143	-219	-183	66
S	2,4	1070	2,0	115	445	105

Oxidační číslo

O: -2, -1, +1

S: -2, +1, +2, +4, +6

Obecné informace

- 99,76 % ^{16}O , 0,04 % ^{17}O a 0,2 % ^{18}O
- ^{32}S 95,06 %, ^{33}S 0,74 %, ^{34}S 4,18 %, ^{36}S 0,02 % radiochemicky významná je ^{35}S ($T_{1/2} = 87$ d)
- obsah O_2 v ovzduší 21 %, v zemské kůře 46 %
- obsah S v zemské kůře 0,052 %

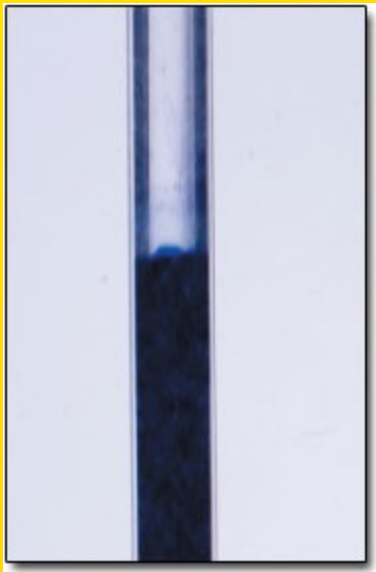
Přírodní zdroje O: atmosféra, H_2O , dusičnany

Přírodní zdroje S: elementární, sulfidy (FeS_2 , ZnS , HgS , PbS), sírany (Na_2SO_4 , BaSO_4 , CaSO_4), uhlí

Alotropické modifikace O: dikyslík O_2 a ozon O_3

Allotropické modifikace S: cca 30 modifikací, cyklické $\text{S}_6 - \text{S}_{20}$ (žluté)
katena-polysíra S_∞ (bílá, plastická)

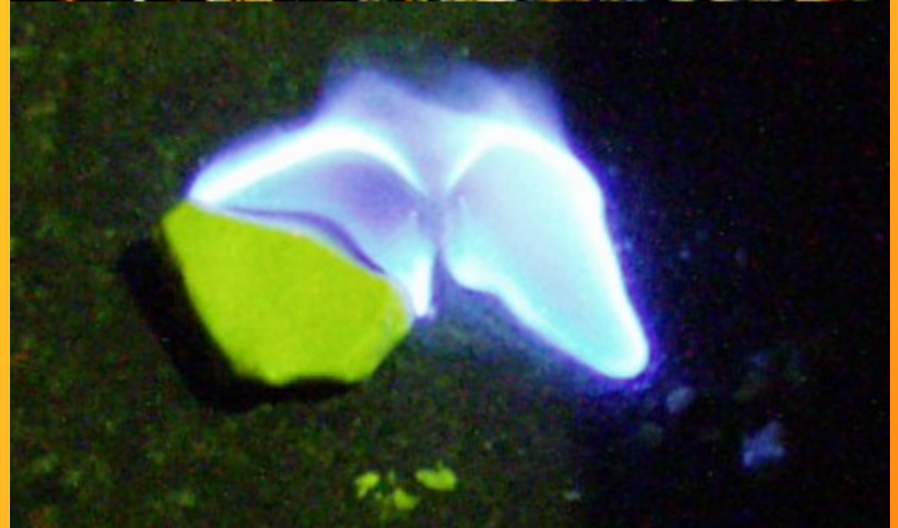
- sklon k řetězení včetně sloučenin



Kapalný O₃



Kapalný O₂

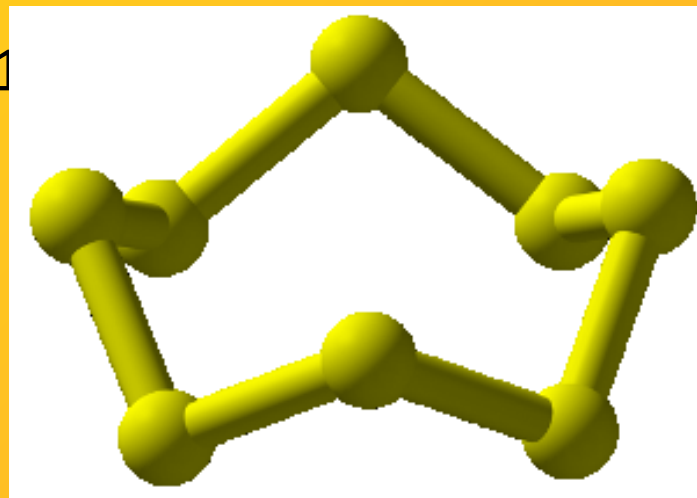


Pevná, kapalná a hořící S

S_8 rhomboedrická α - S_8 $T < 100$ °C
 monoklinická β - S_8 $T \sim 100 - 110$ °C

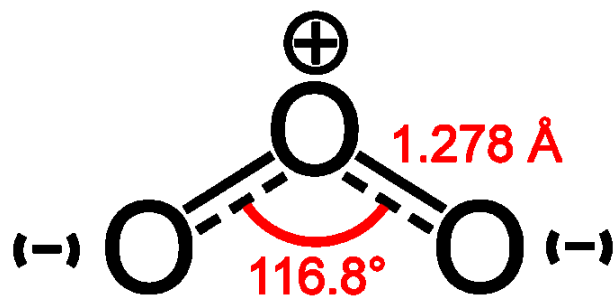
$S-S = 212$ pm, $\angle 105,4$

- cykly S_8 (i další kruhy $n = 6-20$)
- řetězce – **katena-polysíra** S_∞
- plynné – S_n $n=2-10$ (S_2 nad 900 °C)



O

- plyn, bez barvy, chuti a zápachu (ozon je nebezpečný jedovatý)
- reaktivní, ve vodě se rozpouští
- reaguje s většinou prvků

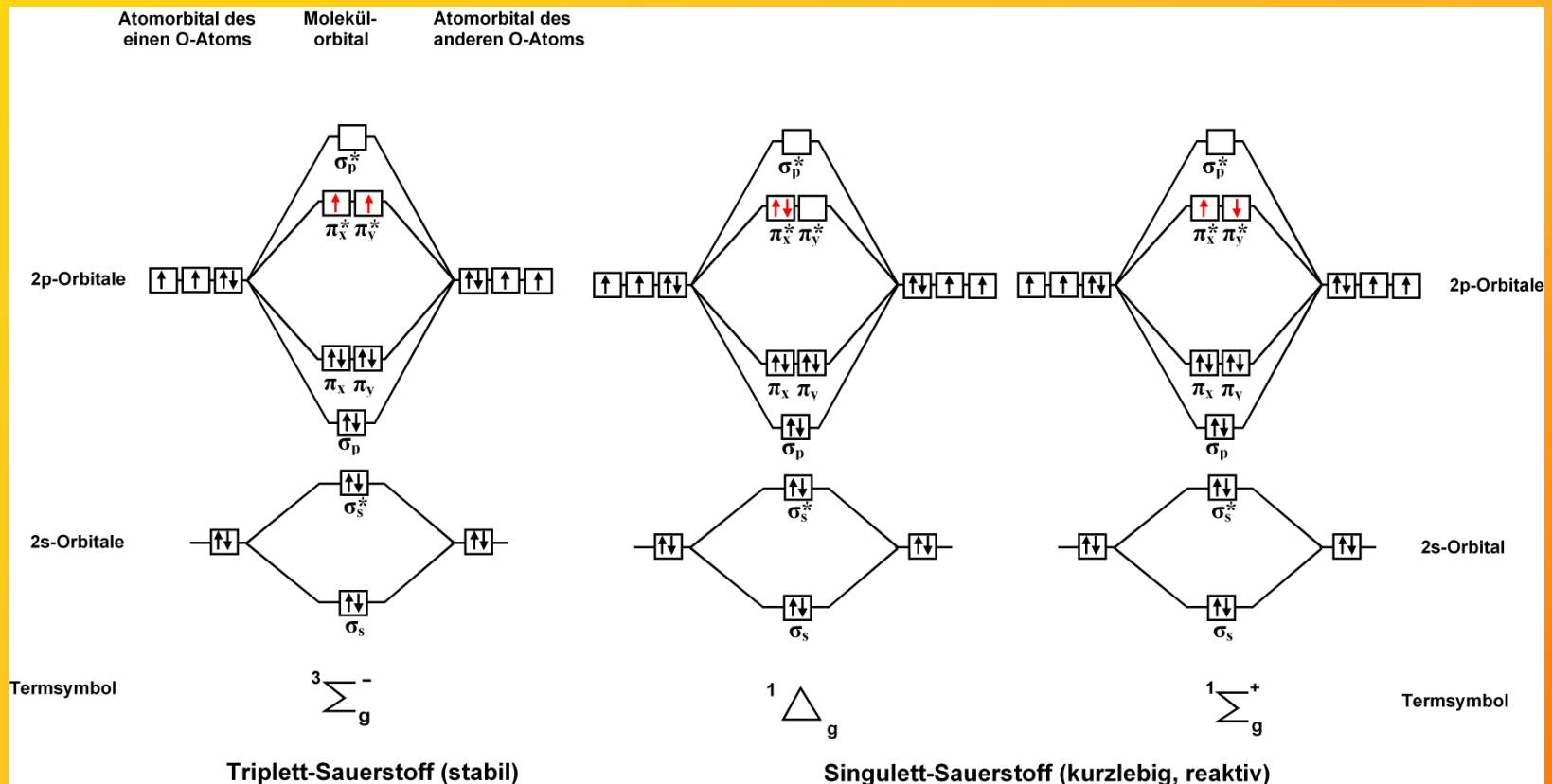


S

- žlutá, pevná, ve vodě nerozpustná pevná látka, špatný vodič tepla i elektřiny
- za horka tvoří sloučeniny s většinou prvků

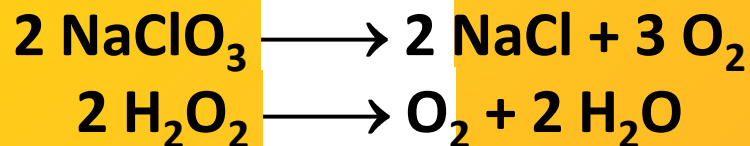


- základní stav je **tripletový** a dvěma nepárovými elektrony
- spinový přechod je u izolované molekuly zakázaný
- střední doba života plynného singletového O_2 činí 72 minut
- v rozpouštědlech se doba života zkracuje až na μs či ns



Výroba a použití

- **kyslík** se vyrábí frakční destilací kapalného vzduchu (b. v. $-183\text{ }^{\circ}\text{C}$)
- laboratorně pak rozkladem vhodných sloučenin, či elektrolýzou vody



- **využívá se** v dýchacích přístrojích, jako oxidovadlo při řezání či svařování kovů (v tlakových lahvích jako technický), raketové motory (kapalný)
- **ozon** se vyrábí tichým výbojem (vysoké napětí, malý proud) ve vzduchu, **využívá se** k desinfekci pitné vody, bělení
- má silně oxidační účinky, s alkalickými hydroxidy vznikají málo stabilní soli ozonidy
- stanovuje se jodometricky $\text{O}_3 + 2 \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{O}_2 + \text{I}_2 + 2 \text{KOH}$

Sloučeniny

Kyslík

Oxidy

– iontové: O^{2-} ($O^{2-} + H_2O \longrightarrow 2 OH^-$)

– kovalentní: $A=O$ $-O-A-O-$

– zásadité, amfoterní, kyselé

– podvojně

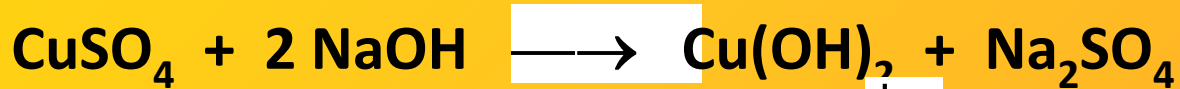
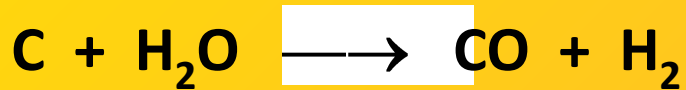
– polymerní

Další sloučeniny s kyslíkem:

hydroxidy, kyseliny: $-OH$

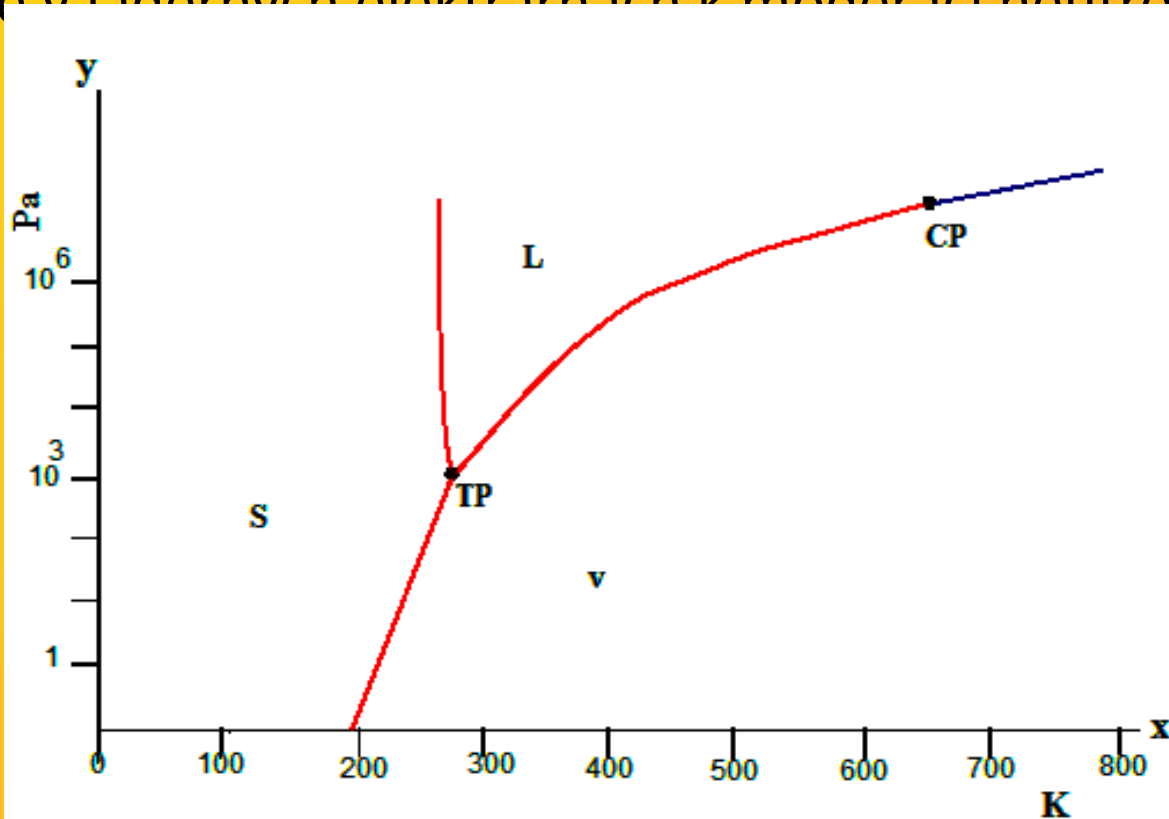
peroxydy, hyperoxydy, ozonidy O_3^-

Některé přípravy oxidů



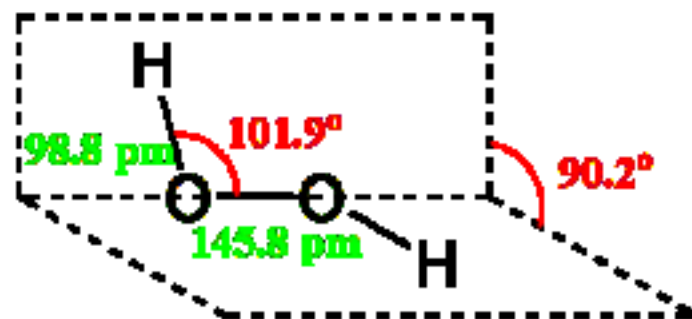
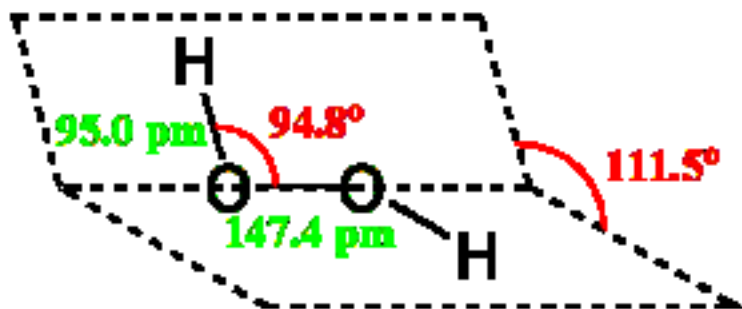
Voda

- termicky je velice stabilní
- výborné polární rozpouštědlo
- led má větší objem než kapalina
- nezbytná pro život
- těžká voda D_2O je mírně toxická, vyrábí se elektrolýzou vody, využívá se v jaderných elektrárnách k moderaci neutronů

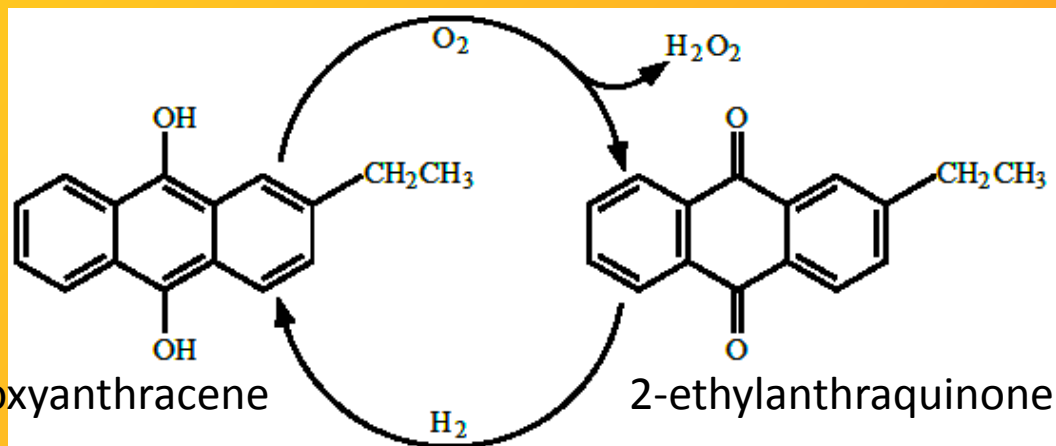
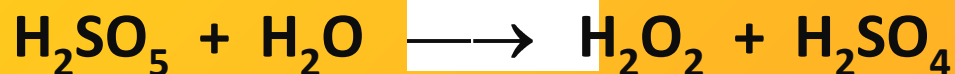
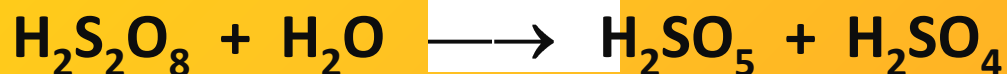


Peroxid vodíku

H_2O_2 100 % b.v. 152,1; b.t. $-0,4$ C



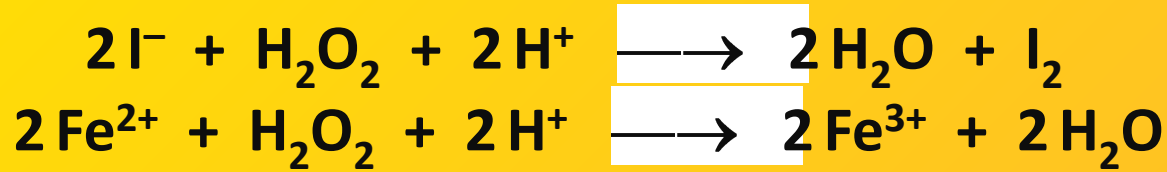
- tvoří 2 řady solí, O_2^{2-} je silná baze ($2 O_2^{2-} + 2 H_2O \longrightarrow 4 OH^- + O_2$)
- působí silně **oxidačně** (kyselé i alkalické prostředí), ale může i **redukčně**
- laboratorně se dá připravit srážecí reakcí peroxidu barnatého s kys. sírovou
- používá se jako bělidlo, chemický průmysl, desinfekce, rakety



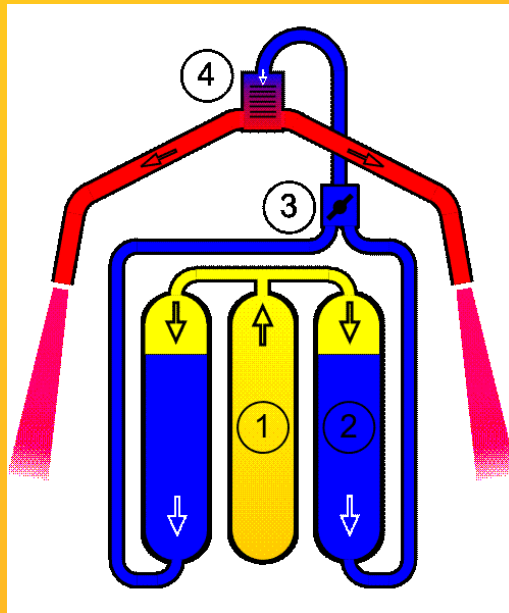
2-ethyl-9,10-dihydroxyanthracene

2-ethylanthraquinone

Peroxid jako oxidační činidlo



Peroxid jako redukční činidlo



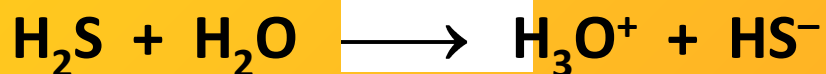
Sloučeniny

Síra

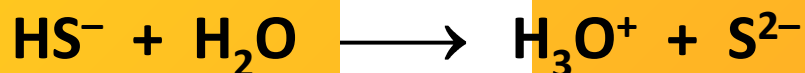
Hydridy - sulfany

H_2S_x $x = 1 - 8$ nejdůležitější H_2S

- vysoce toxický, zapáchá po zkažených vejcích (jen v nízkých koncentracích)
- ve vodě vzniká kys. sirovodíková, která tvoří 2 řady solí
- připravuje se syntézou s prvků anebo vytěsněním ze solí (Kippův přístroj)



$$pK_A \sim 7$$

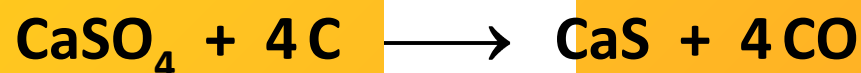


$$pK_A \sim 13 - 14$$

Příprava H₂S



Sulfidy a polysulfidy

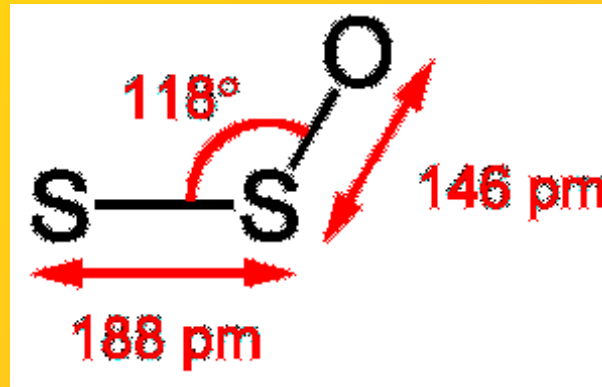


- alkalické polysulfidy vznikají reakcí sulfidů se sírou

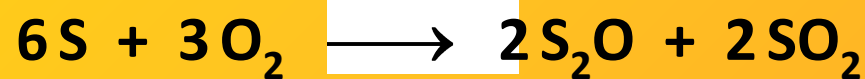


Sloučeniny s O

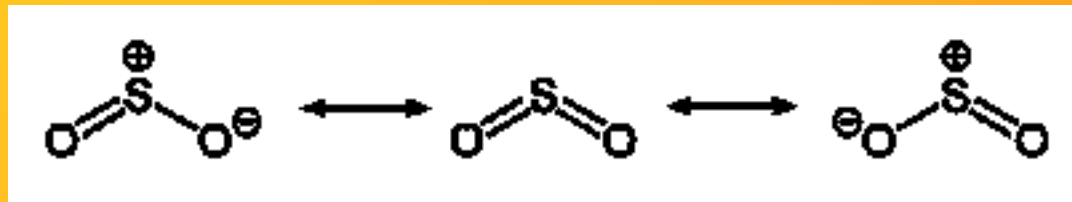
S₂O



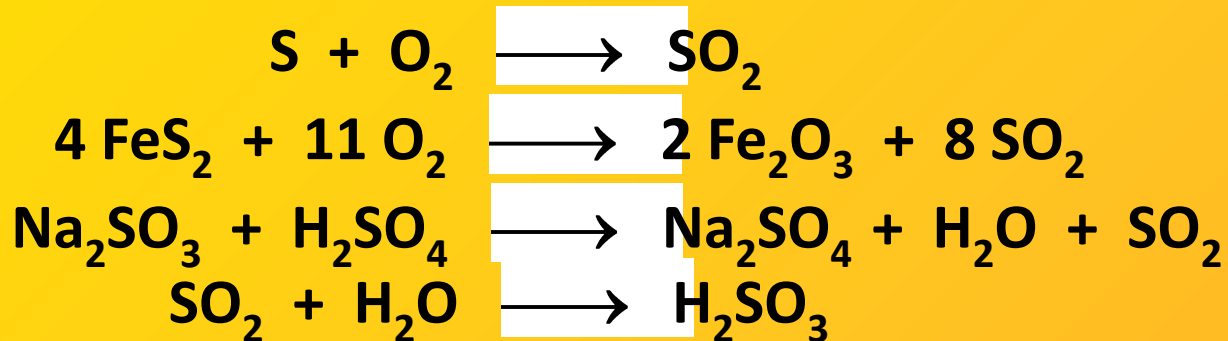
- vzniká působením elektrického výboje na páry S v O₂
- za laboratorní teploty je nestálý a rozkládá se na S a SO₂
- tuhý je oranžovočervený



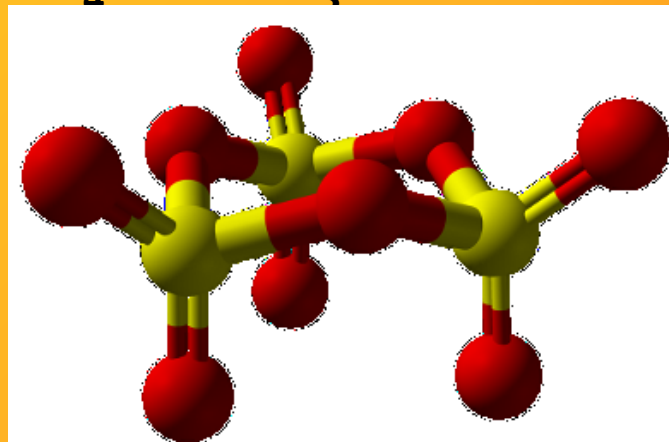
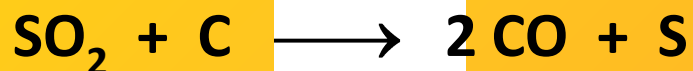
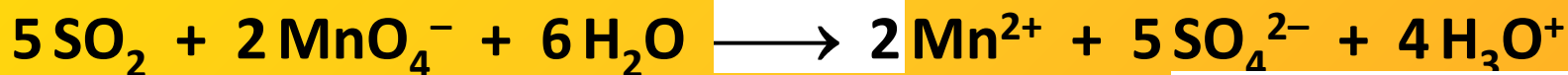
SO₂



- bezbarvý dráždivý plyn dobře rozpustný ve vodě
- projevuje se především jako redukční činidlo
- používá se k výrobě kys. sírové, odbarvování, konzervování, jako rozpouštědlo (kapalný)



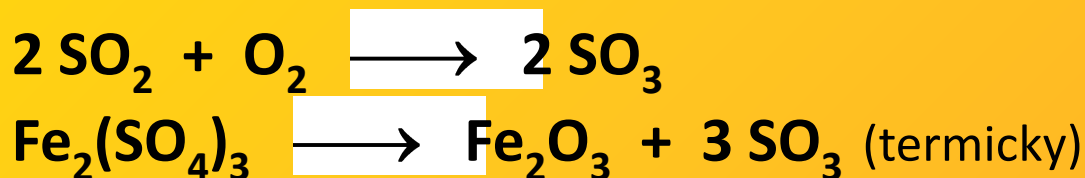
redoxní vlastnosti:



SO_3

- pevná látka - trimer $\gamma\text{-(SO}_3)_3$ – vlhkostí polymeruje na řetězce $\alpha\text{-}$ a $\beta\text{-SO}_3$ (tj. kyselina polysírová)
- v kapalině rovnováha mezi monomerem a trimerem
- silně **hygroskopický**, anhydrid kyseliny sírové

- s HX tvoří HSO₃X
- laboratorně se připravuje rozkladem síranů či destilací z olea (25-65% „roztok“ SO₃ v H₂SO₄)



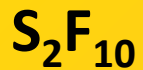
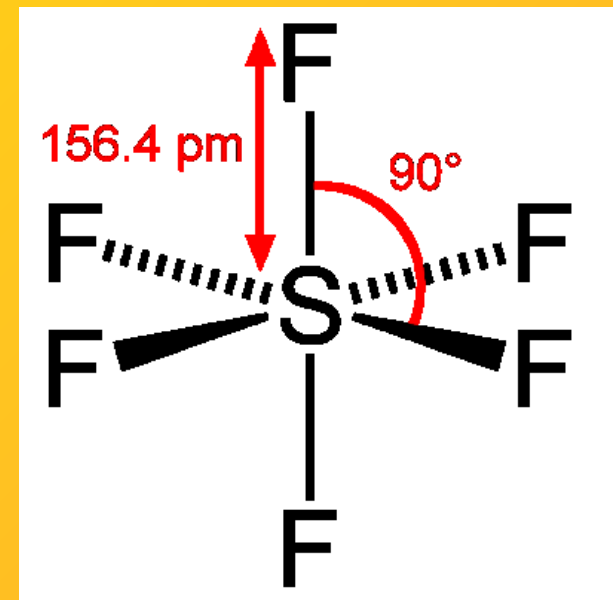
Sloučeniny s halogeny

- většinou reaktivní, hydrolyzující látky, připravují se často přímou syntézou s prvky
- S_nCl₂ – dichloropolysulfany (n až 100), prům. význam SCl₂ a S₂Cl₂

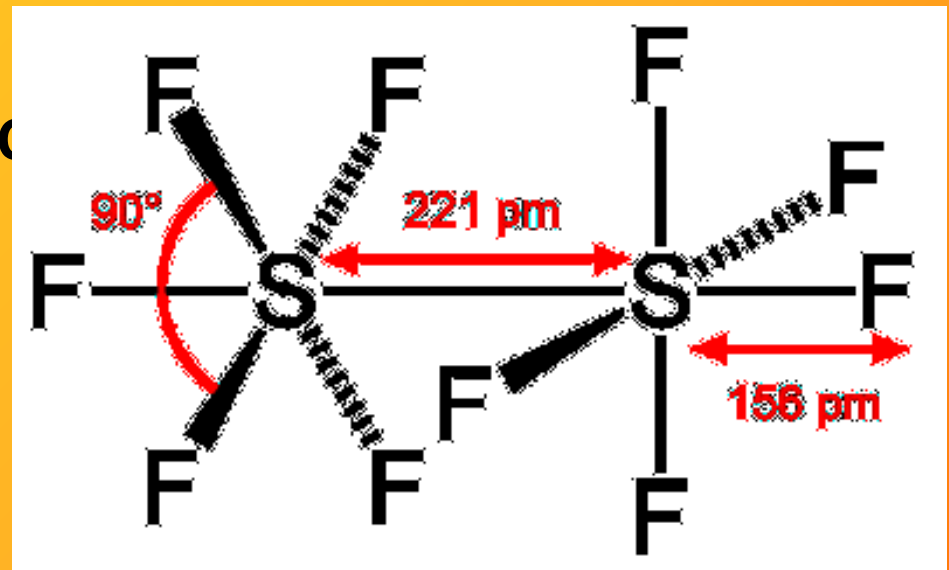
F	SF ₆	S ₂ F ₁₀	SF ₄	SF ₂	S ₂ F ₂
Cl			SCl ₄	SCl ₂	S ₂ Cl ₂
Br				SBr ₂	S ₂ Br ₂
I				SI ₂	



- inertní, **netoxický**, stabilní plyn
- vzniká přímou reakcí z prvků

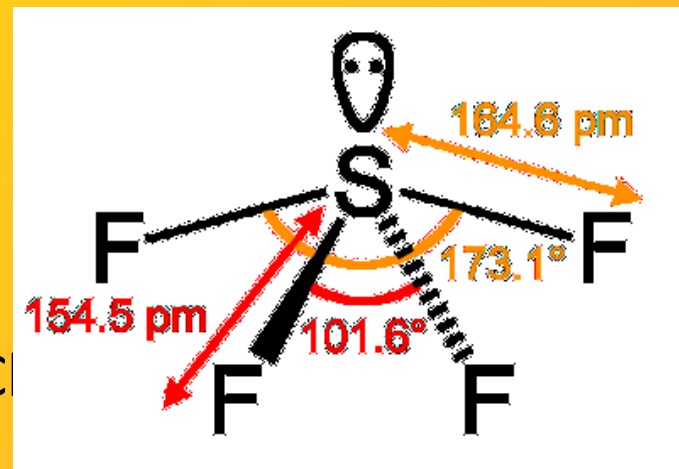


- **jedovatý**, málo reaktivní



SF₄

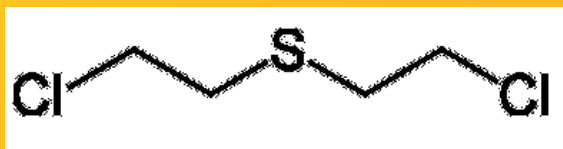
- využívá se jako fluorační činidlo



SF₂

- snadno dimeruje na S₂F₂, struktura F-S-S-F anebo stabilnější S=SF₂

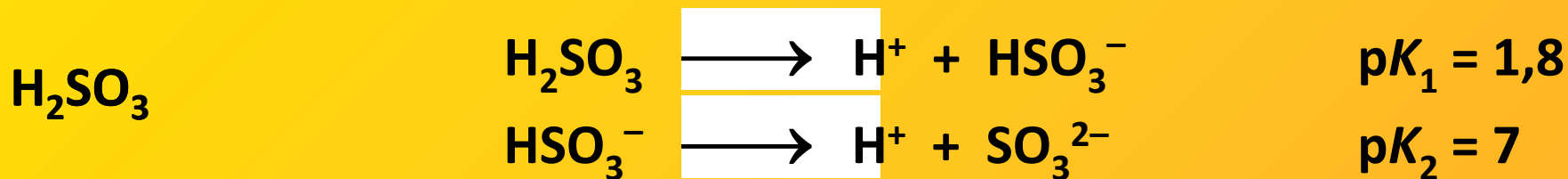
S₂Cl₂, SCl₂, SCl₄



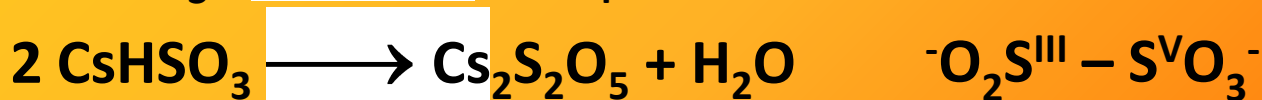
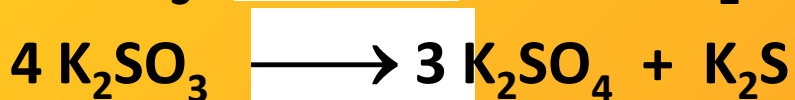
yperit

- připravuje se chlorací síry, další chlorací vzniká SCl₂, ještě další SCl₄
- jsou reaktivní, nestabilní ale důležité v chemickém průmyslu

Oxokyseliny síry

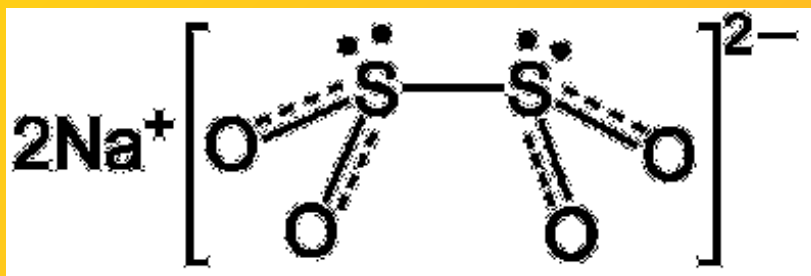


- v roztoku prakticky neexistuje ($\text{SO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$)
- jsou ale známy dvě řady solí SO_3^{2-} a HSO_3^-
- alkalické soli jsou rozpustné, ostatní málo
- jsou středně silná redukční činidla (oxidují se na sírany)
- HSO_3^- vznikají sycením roztoků hydroxidů či uhličitánů SO_2
- SO_3^{2-} vznikají reakcí hydrogensířičitanů s hydroxidy
- termicky jsou rel. málo stabilní – rozkládají se, disproportionují anebo „polymerují“ - vznik disiřičitanů



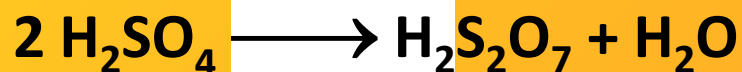
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$ – kyselina dithioničitá

- volná kyselina není známa
- soli kyseliny dithioničité vznikají redukcí vodných roztoků siřičitanů
- $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – průmyslové redukční činidlo, čištění vody



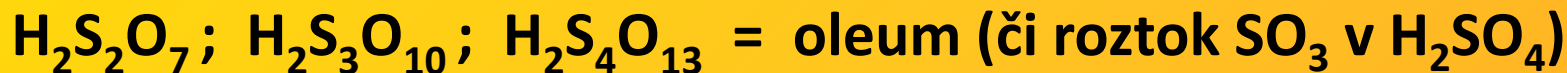
H_2SO_4

- bezbarvá, olejovitá, vysokovroucí kapalina
- dochází v ní k autoprotolýze i kondenzaci (složitý systém)

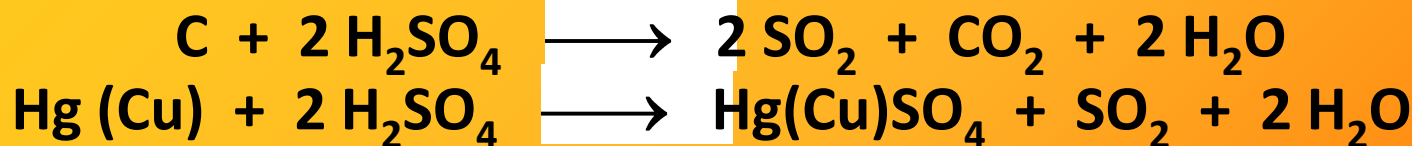
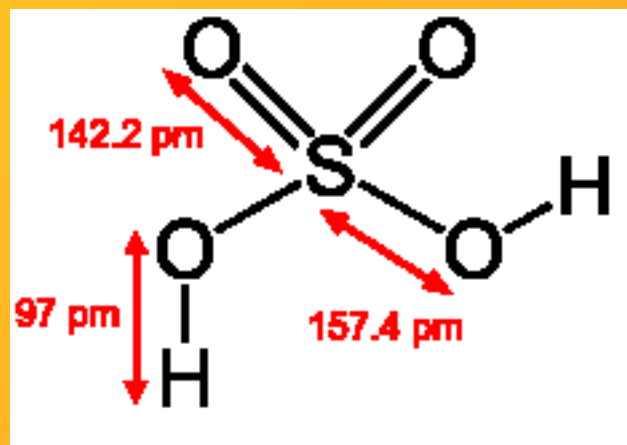


- snadno **odnímá vodu** (sušidlo)

- vyrábí se rozpouštěním SO_3 v H_2SO_4 (**nejvíce vyráběná** chemikálie)
- tvoří 2 řady solí (neutralizace, rozpouštění kovů v kys. sírové, oxidace siřičitanů, působení kyselina na uhličitany)

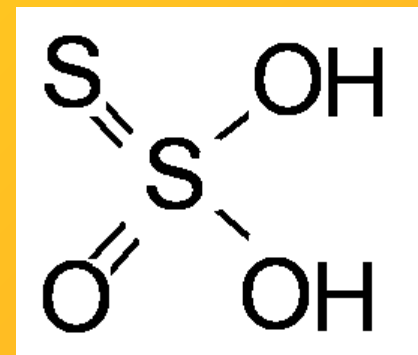
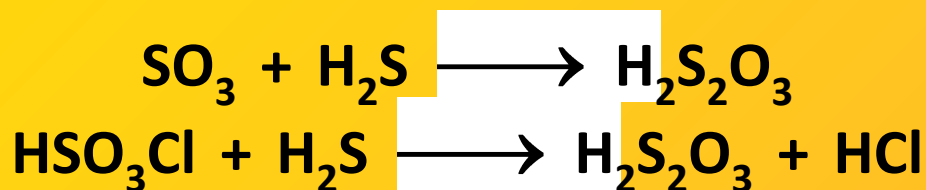


- působí **silně oxidačně**
- konc. za horka oxiduje i některé ušlechtilé kovy, zředěná pouze neušlechtilé kovy
- některé kovy (**Fe**) se pasivují (studená konc. kyselina)



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

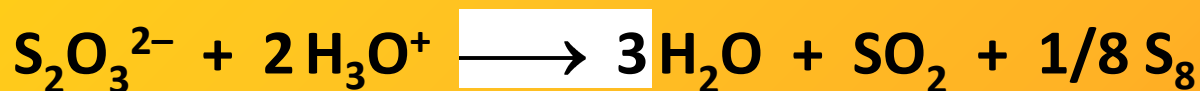
- velice nestálá, soli ale existují



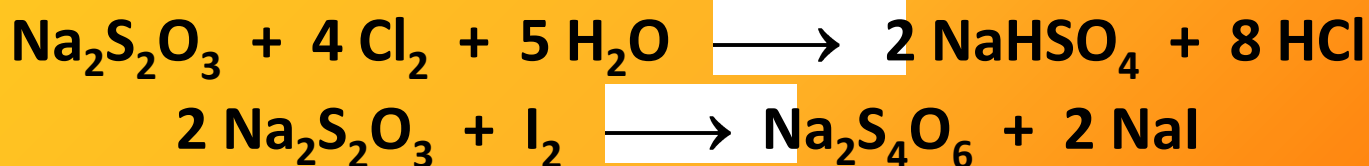
- soli se připravují např. oxidací polysulfidů



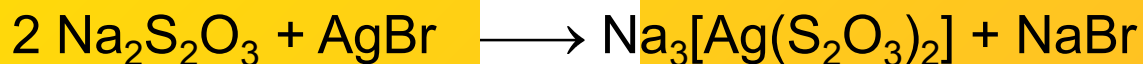
- působením kyselin se thiosířany rozkládají



- snadno se oxidují silnými činidly na sířany, slabšími činidlem na tetrathionany (**jodometrie**)



- **klasická fotografie** – součást ustalovače (odstraňuje nezreagovaný AgBr)



Kyseliny polythionové $[\text{O}_3\text{S} - (\text{S})_n - \text{SO}_3]^{2-}$ $n = 1 - 6$

- soli jsou rozpustné, odolávají oxidaci i redukci
- kyseliny vznikají reakcí sulfanu a oxidu siřičitého ve vodném roztoku (Wachenroderův roztok)

Peroxokyseliny

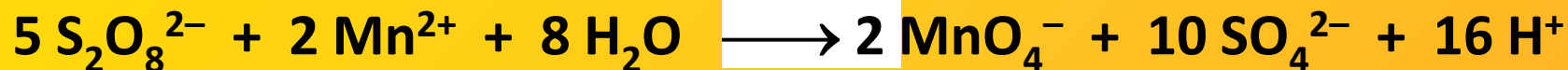
H_2SO_5

- silná **jednosytná** kyselina, anion $(\text{SO}_3\text{OOH})^-$, silné oxidační činidlo
- pevná krystalická látka

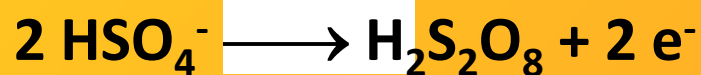


$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ - kyselina peroxodisírová ($\text{HO-SO}_2\text{-O-O-SO}_2\text{-OH}$)

- kyselina i soli jsou dobře rozpustné ve vodě
- silná **dvojsytná** kyselina, velmi silné oxidační činidlo



- připravuje se **elektrolýzou** konc. kyseliny sírové za chladu, či z kyseliny peroxosírové

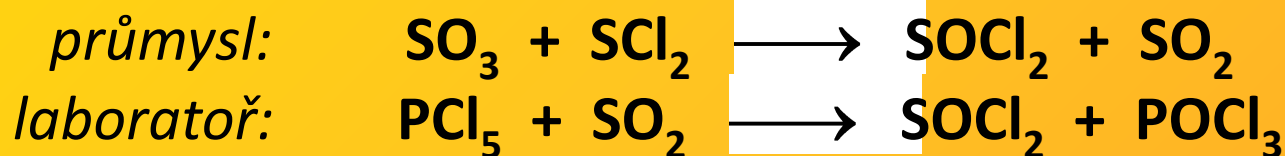


- s vodou postupně hydrolyzuje na kys. sírovou a peroxid vodíku (stará výroba peroxidu vodíku)



Halogenidy SOX_2 (dihalogenidy thionylu)

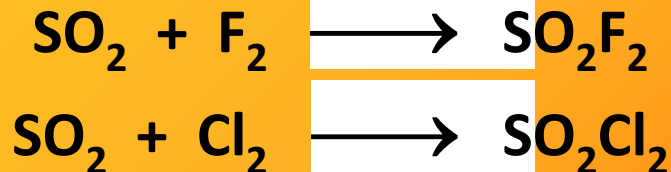
- nejznámější SOCl_2 , používá se jako rozpouštědlo a chlorační a oxidační činidlo v organické syntéze



Halogenidy SO_2X_2 (dihalogenidy sulfurylu) a halogenokyseliny HSO_3X

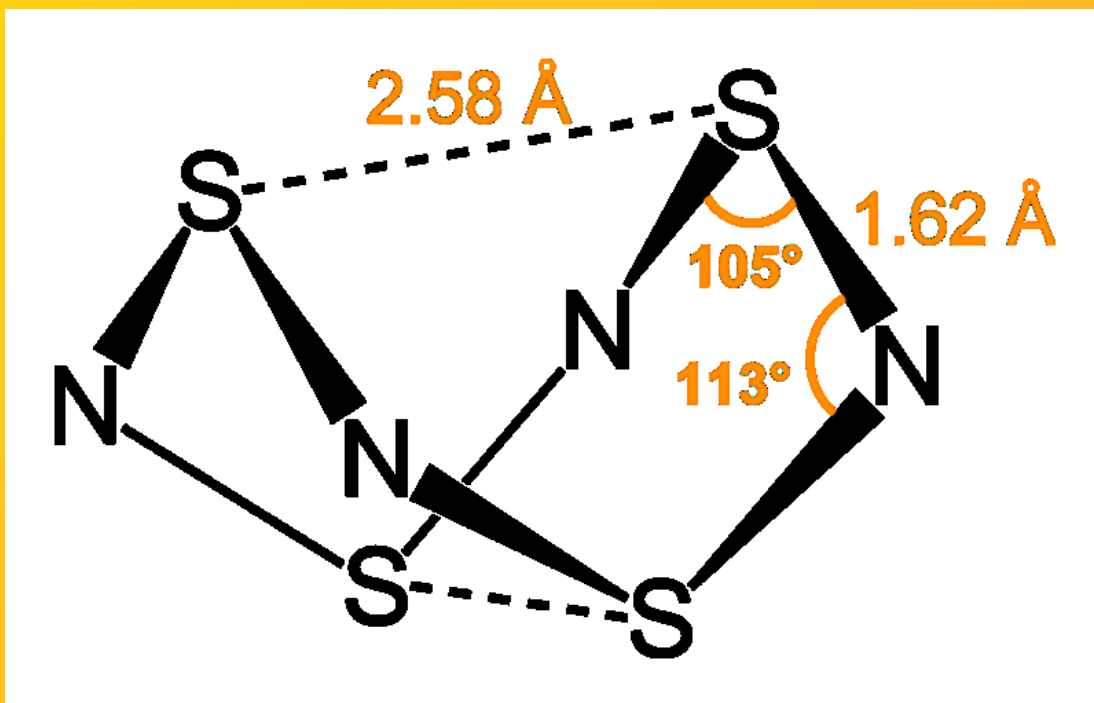
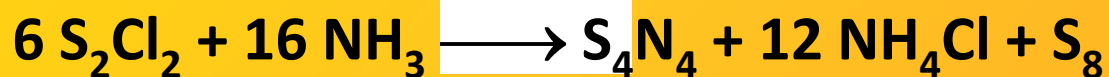


- HSO_3Cl reaguje explozivně s vodou (hydrolýza)
- využívá se jako chlorační činidlo stejně jako SO_2Cl_2



S-N sloučeniny

- vazba S-N je **velice pevná**, sloučenin je proto celá řada
- nejznámější S_4N_4 – tetranitrid tetrasíry



- oranžové, nárazem explodující krystaly
- nerozpustný ve vodě, rozpustný v organických rozpouštědlech
- s hydroxidy alkal. kovů reaguje za vzniku amoniaku a oxokyselin síry

Další S-N sloučeniny:

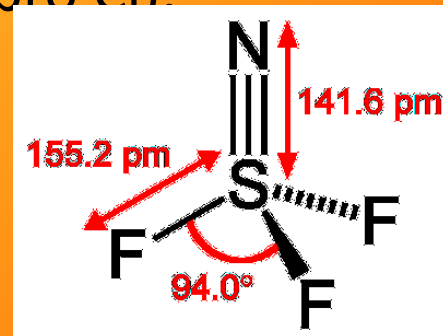


- náhradou síry v S_8 skupinou NH vznikají imidy síry $\text{S}_n(\text{NH})_{8-n}$ vznikají reakcemi S_2Cl_2 s NH_3 v polárních organických rozpouštědlech

Halogenidy thiazylu:

$\text{N}\equiv\text{S-X}$ ($\text{X} = \text{F}, \text{Cl}$), i cyklické $(-\text{N}=\text{SX}-)_n$ ($n = 3, 4$ pro F a 3 pro Cl).
oxidací $(\text{NSXO})_3$ - sulfanurhalogenidy

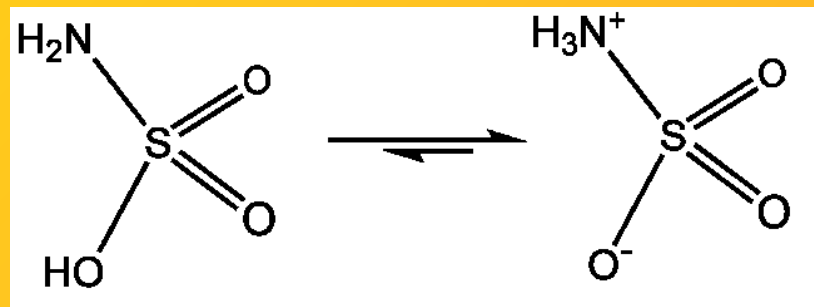
- existuje i $\text{N}\equiv\text{SF}_3$



Amido-, imido- a nitrido- deriváty kyseliny sírové

Kyselina amidosírová HSO_3NH_2

- volná kyselina i její soli



Kyselina imido-bis(sírová) $\text{HN}(\text{SO}_3\text{H})_2$

- známá pouze v roztoku, amonná sůl se připraví z močoviny a H_2SO_4



Kyselina nitrido-tris(sírová) $\text{N}(\text{SO}_3\text{H})_3$

- volná kyselina nestálá, soli poměrně stálé (v bazickém prostředí)



Toxicita

O₃

- tvoří velmi reaktivní volné radikály, které vznikají při interakci ozonu s thiolovými skupinami enzymů - oxidační stres v tkáních dýchací soustavy, jeho důsledkem je zvýšená propustnost membrán buněk epitelů
- dráždí dýchací cesty a může vyvolat až plicní edém s fatálním průběhem
- při chronické expozici ozonu může vznikat až zánět průdušek popřípadě jiná plicní onemocnění
- působí též nepříznivě na centrální nervovou soustavu, což se projevuje podrážděností, bolestmi hlavy a únavou
- nejvyšší přípustnou koncentrací ozonu je 100 až 120 $\mu\text{g}/\text{m}^3$



- silné oxidační činidlo, poškozují tkáně, při poleptání se objevuje typické zabarvení kůže do běla

S



- v nižších koncentracích páchne charakteristicky po zkažených vejcích, ve vyšších koncentracích není čichem postřehnutelný, neboť ochrnuje zakončení čichového nervu
- je **vysoce toxický**, akutní toxicitou je srovnatelný s kyanovodíkem
- inhibuje cytochromoxidasu a s methemoglobinem vytváří komplex sulfmethemoglobinu, toxické účinky jsou založeny na poškození buněčného metabolismu s následným nedostatkem kyslíku

- nejvíce postiženou je tedy nervová soustava, dostavují se bolesti hlavy, únava
- dráždí zejména dýchací cesty a oči
- nižší koncentrace vyvolávají křeče a bezvědomí s poměrně rychlým zotavením, může vznikat edém plic
- při vyšších koncentracích sulfanu upadá otrávený do bezvědomí okamžitě již po několika vdechnutích, smrt přichází rychle vinou ochrnutí dýchacího centra
- chronický kontakt se sulfanem může vést k poškození rohovky.
- při akutní otravě sulfanem je zejména třeba udržet dýchání. Dále se mohou podat dusitany (podobně jako při otravě kyanidy).

SO₂

- dráždivý plyn, který se dostává do vzduchu zejména při spalování méně kvalitního uhlí, působí dráždivě zejména na horní cesty dýchací, dostavuje se kašel, v těžších případech může vzniknout až edém plic.

- menší koncentrace vyvolávají záněty průdušek, astma a záněty průdušek
- chronická expozice oxidu siřičitému negativně ovlivňuje krevtvorbu, způsobuje rozedmu plic, poškozuje srdeční sval, negativně působí na menstruační cyklus
- značně toxický je oxid siřičitý pro rostliny, neboť reaguje s chlorofylem a narušuje tak fotosyntézu
- nejvyšší přípustné koncentrace oxidu siřičitého ve vzduchu v průběhu 24 hodin jsou $0,15 \mu\text{g}/\text{m}^3$ a krátkodobě $0,5 \mu\text{g}/\text{m}^3$.

SO_3

- oxid sírový má silnější dráždivé účinky než oxid siřičitý
- vzniká i v atmosféře oxidací oxidu siřičitého za spoluúčasti pevných částic
- ve vlhkém vzduchu tvoří mlhu **kyseliny sírové**, která leptá dýchací cesty

H₂SO₄

- leptá pokožku i sliznice a rány se špatně hojí
- může způsobit též uhelnatění tkání (odnímá vodu)

Organosulfáty

- organické estery kyseliny sírové jsou prudce jedovaté
- jejich vdechování může způsobovat edém plic
- potřísněním pokožky vznikají dlouho a těžce se hojící vředy
- mají též mutagenní a karcinogenní účinky
- snadno se likvidují reakcí se čpavkem, při každé práci s organosulfáty by měla poblíž stát otevřená mísa se čpavkem, jehož páry reagují s parami esterů a fakt, že cítíme čpavek, je pro nás ujištěním, že nevdechujeme páry esterů kyseliny sírové.