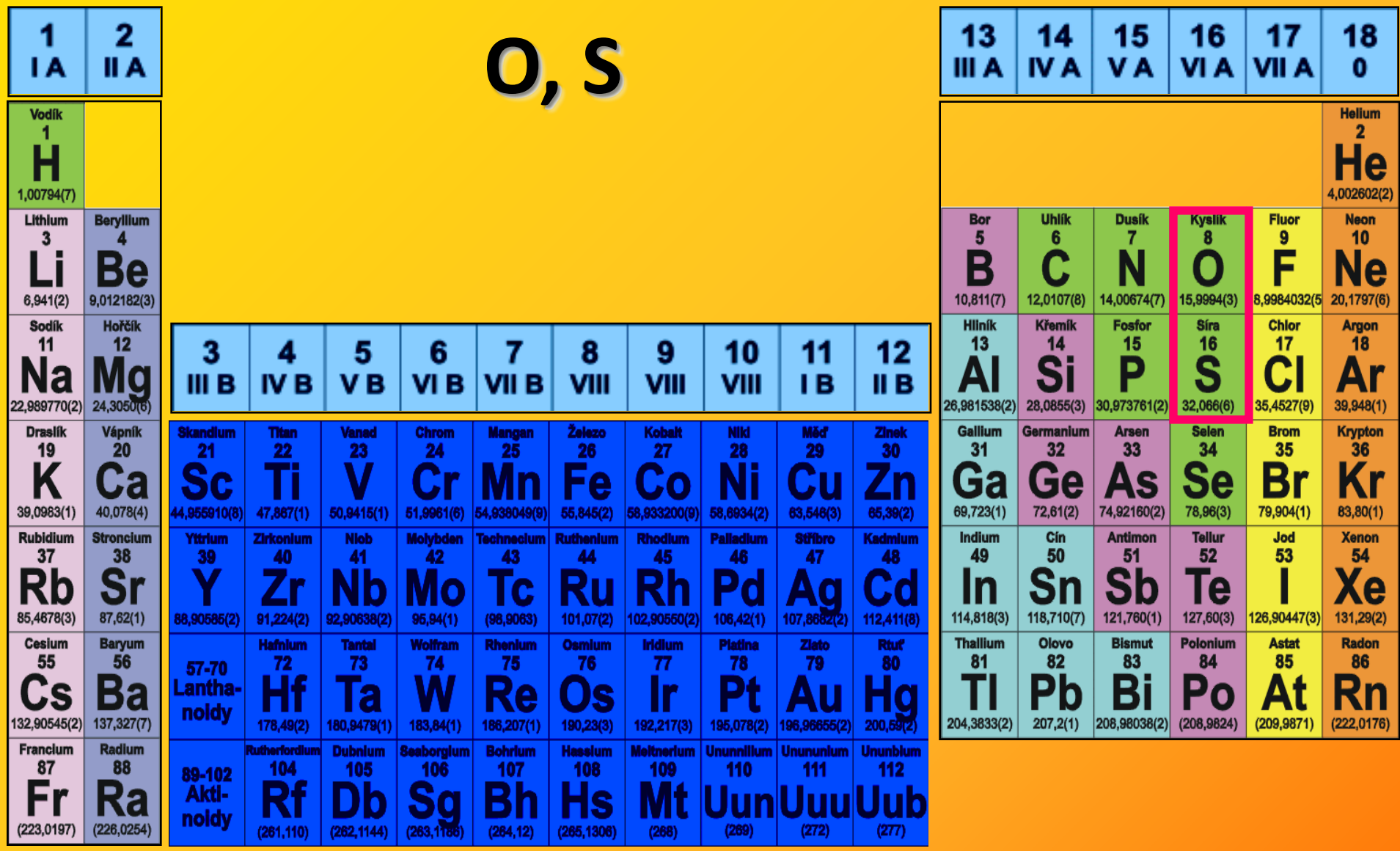
O, S


1 I A
2 II A
13 III A
14 IV A
15 V A
16 VI A
17 VII A
18 0
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
Vodík 1 H 1,00794(7)
Helium 2 He 4,002602(2)
Lithium 3 Li 6,941(2)
Beryllium 4 Be 9,012182(3)
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)
Sodík 11 Na 22,989770(2)
Hořčík 12 Mg 24,3050(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)
Draslík 19 K 39,0983(1)
Vápník 20 Ca 40,078(4)
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)
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)
Rubidium 37 Rb 85,4678(3)
Stroncium 38 Sr 87,62(1)
Yttrium 39 Y 88,90585(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)
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)
Cesium 55 Cs 132,90545(2)
Baryum 56 Ba 137,327(7)
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)
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)
Francium 87 Fr (223,0197)
Radium 88 Ra (226,0254)
89-102 Akti-noidy
Rutherfordium 104 Rf (261,110)
Dubnium 105 Db (262,1144)
Seaborgium 106 Sg (263,1186)
Bohrium 107 Bh (264,12)
Hessium 108 Hs (265,1308)
Meitnerium 109 Mt (268)
Ununnilium 110 Uun (269)
Unununium 111 Uuu (272)
Ununbium 112 Uub (277)

16. skupina – 6 valenčních elektronů

konfigurace $ns^2 np^4$

Prvek	*X*	I^I [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 (paramagnetický) a **ozon** O_3

Allotropické modifikace S: cca 30 modifikací, cyklické S_6 – S_{20} (žluté)

katena-polysíra S_∞ (bílá, plastická)

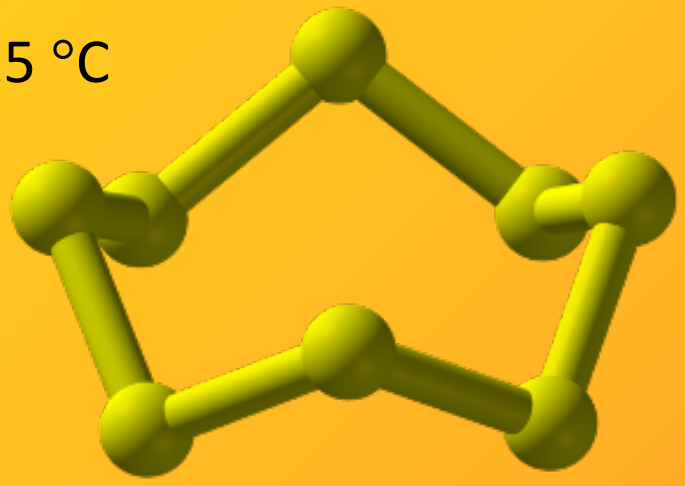
- sklon k **řetězení včetně sloučenin**

Kapalný O_3

Kapalný O_2

Pevná, kapalná a hořící S

S_8 rhomboedrická α-S_8 T < 100 °C
monoklinická β-S_8 T ~ 100 – 115 °C

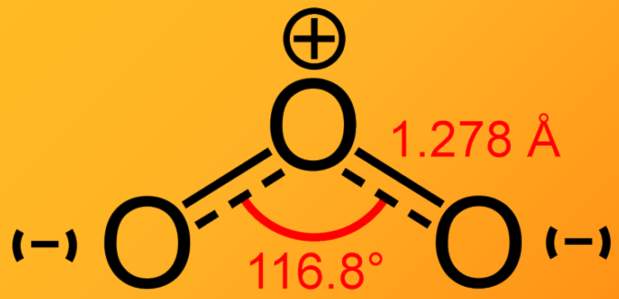


S – S = 212 pm, ∠ 105,4°

- **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 zapáchající a jedovatý)
- reaktivní, ve vodě se rozpouští (ještě mnohem lépe v organických rozpouštědlech)
- reaguje s většinou prvků

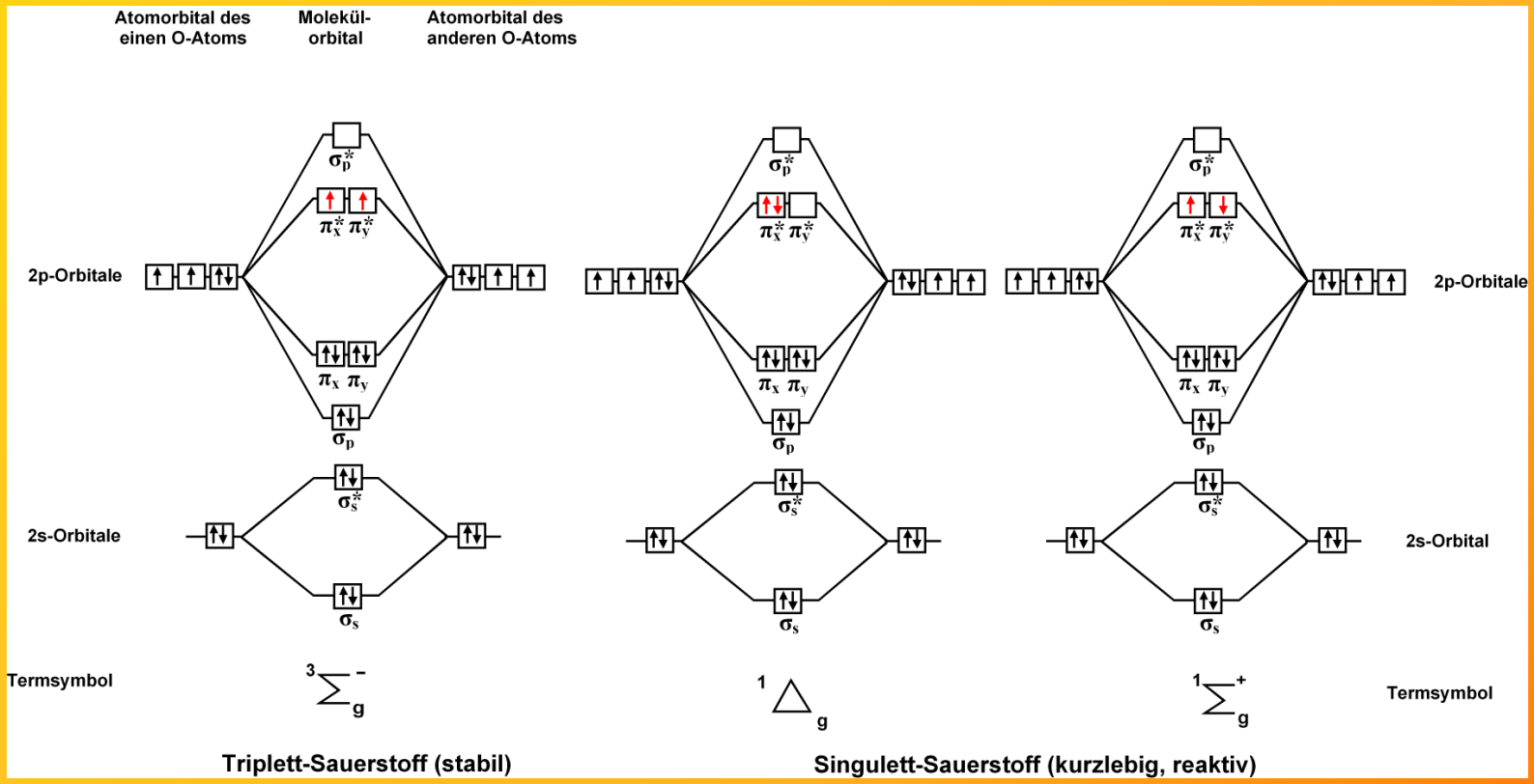


S

- žlutá, pevná, ve vodě nerozpustná pevná látka, špatný vodič tepla i elektřiny
- za horka tvoří sloučeniny s většinou prvků (velmi snadno s Ag, Hg, Cu)

$^1O_2 \longrightarrow {}^3O_2$ ΔH = -94,3 kJ/mol (cca 1270 nm)

- základní stav je **tripletový** a dvěma nepárovými elektrony
- spinový přechod je u izolované molekuly zakázaný – lze připravit fotochemicky
- „singletový“ kyslík je **reaktivnější**
- 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 °C)
- laboratorně pak rozkladem vhodných sloučenin, či elektrolýzou vody

$$2\ NaClO_3 \longrightarrow 2\ NaCl + 3\ O_2$$
$$2\ H_2O_2 \longrightarrow O_2 + 2\ H_2O$$

- ***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

$$O_3 + 2\ KI + H_2O \longrightarrow O_2 + I_2 + 2\ KOH$$

- **síra** se těží jako **elementární** s použitím přehřáté vodní páry, případně se vyrábí řízením spalováním sulfanu

Sloučeniny

Kyslík

Oxidy

– **iontové**: kation a anion O^{2-}, zásadité: $O^{2-} + H_2O \longrightarrow 2\ OH^-$

– **kovalentní**: A = O –O–A–O–

- **molekulové**: nekovy, a kovy ve vysokých oxid. stavech

- **polymerní**

– **zásadité, amfoterní, kyselé**

– **podvojné**

Další sloučeniny s kyslíkem:

hydroxidy, kyseliny: –OH

peroxidy, hyperoxidy, ozonidy O_3^-

Některé přípravy oxidů

$P_4 + 5\,O_2 \longrightarrow P_4O_{10}$

$C + O_2 \longrightarrow CO_2$

$2\,C + O_2 \longrightarrow 2\,CO$

$2\,CO + O_2 \longrightarrow 2\,CO_2$

$2\,SO_2 + O_2 \longrightarrow 2\,SO_3$

$C + H_2O \longrightarrow CO + H_2$

$3\,Fe + 4\,H_2O \longrightarrow Fe_3O_4 + 4\,H_2$

$CuSO_4 + 2\,NaOH \longrightarrow Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$

$Cu(OH)_2 \longrightarrow CuO + H_2O$

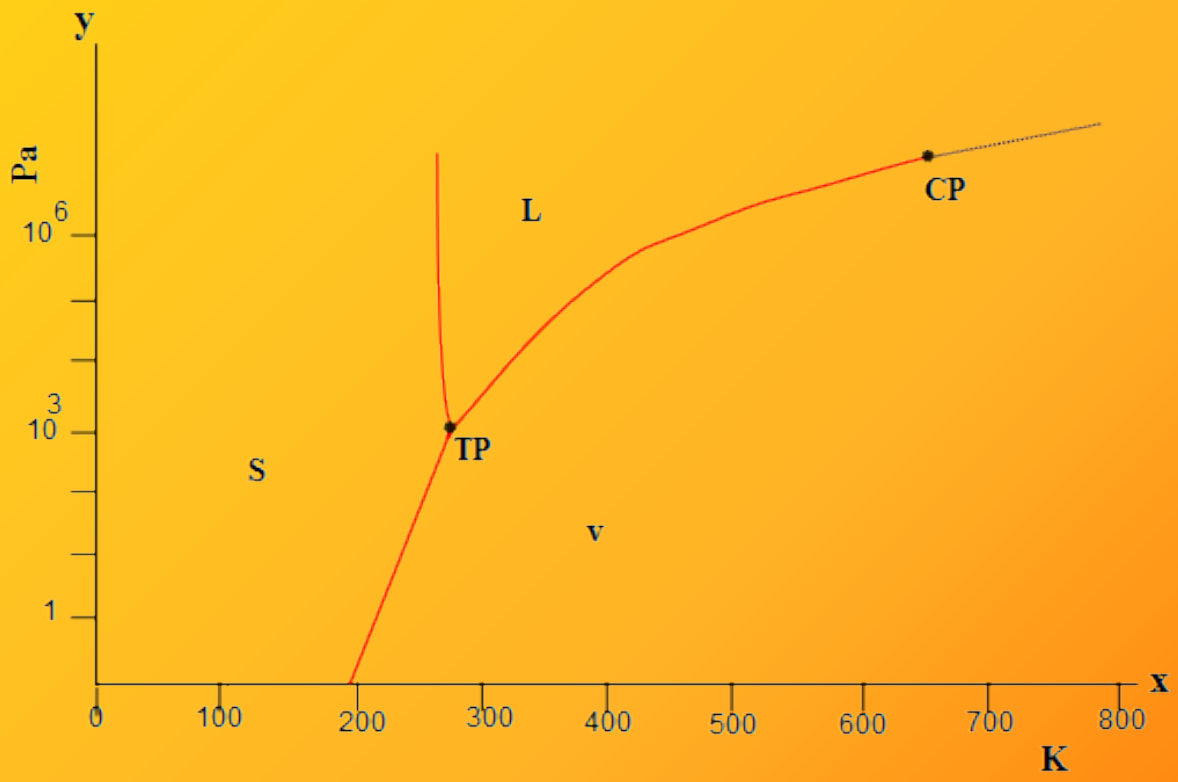
$2\,AgNO_3 + 2\,NaOH \longrightarrow Ag_2O + 2\,NaNO_3 + H_2O$

$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$

$Pb(NO_3)_2 \longrightarrow 2\,PbO + NO_2 + O_2$

Voda

- termicky je velice stabilní, vysoké teploty tání a varu (**vodíkové můstky**)
- výborné polární rozpouštědlo
- led má větší objem než kapalina (mřížka obsahuje dutiny – vznik **klathrátů**)
- nezbytná pro život
- těžká voda D_2O je mírně toxická, vyrábí se elektrolýzou vody, využívá se v jaderných elektrárnách k moderaci neutronů



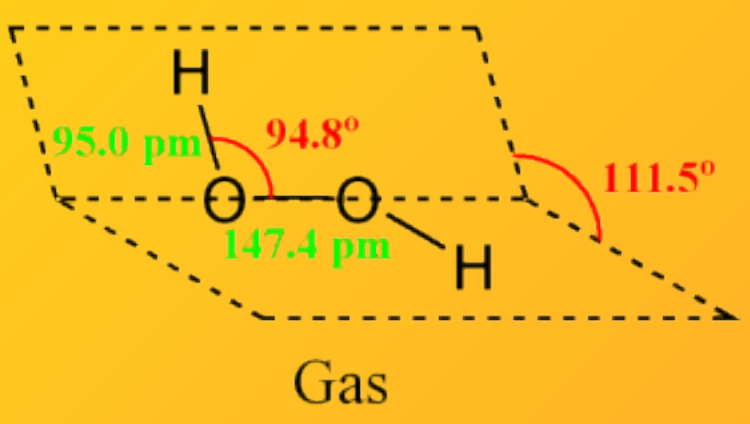
Peroxid vodíku

H_2O_2 **100 %** **b.v. 152,1; b.t. –0,4 °C**

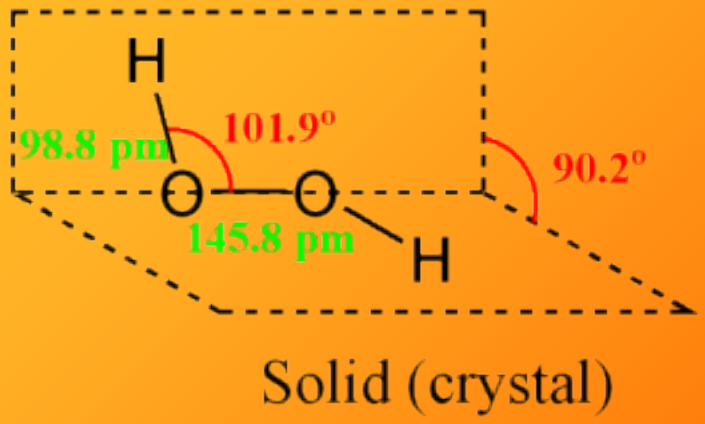
- nestálý (rozklad se urychluje prach a kovy MnO_2, zpomalují anorg. kyseliny)
- slabá dvojsytná kyselina

$$2\,H_2O_2 \longrightarrow 2\,H_2O + O_2 \quad \Delta H = -99\ \text{kJ/mol}$$

$$H_2O_2 \longleftrightarrow H^+ + HO_2^- \qquad K_a = 1{,}5 \cdot 10^{-12}$$



Gas



Solid (crystal)

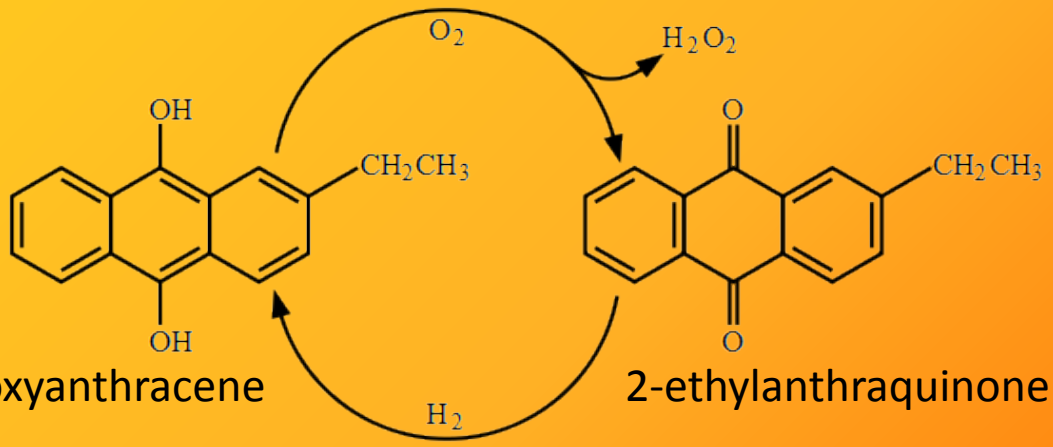
- tvoří 2 řady solí, O_2^{2-} je silná baze ($2\ O_2^{2-} + 2\ H_2O \longrightarrow 4\ OH^- + O_2$)
- působí silně **oxidačně** (kyselé i alkalické prostředí), ale může i **redukčně**
- laboratorně se dá připravit srážecí reakcí peroxidu barnatého s kys. sírovou
- používá se jako bělidlo, chemický průmysl,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

$$\mathbf{BaO_2 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + H_2O_2}$$

$$\mathbf{2\,HSO_4^- \longrightarrow HO_3S{-}O{-}O{-}SO_3H + 2\,e^-}$$

$$\mathbf{H_2S_2O_8 + H_2O \longrightarrow H_2SO_5 + H_2SO_4}$$

$$\mathbf{H_2SO_5 + H_2O \longrightarrow H_2O_2 + H_2SO_4}$$



2-ethyl-9,10-dihydroxyanthracene

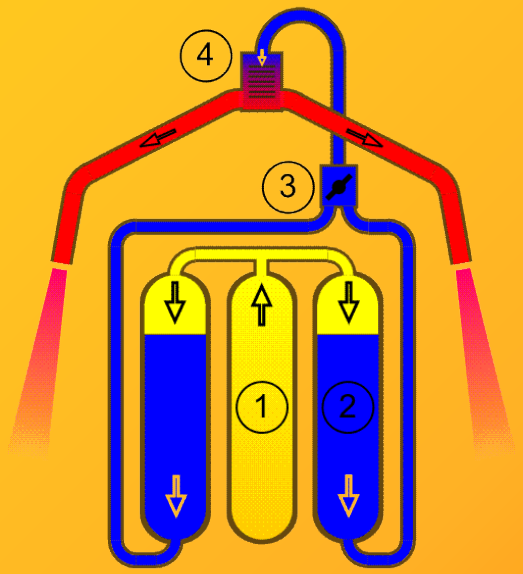
2-ethylanthraquinone

Peroxid jako <u>oxidační činidlo</u>

$$2\,I^- + H_2O_2 + 2\,H^+ \longrightarrow 2\,H_2O + I_2$$
$$2\,Fe^{2+} + H_2O_2 + 2\,H^+ \longrightarrow 2\,Fe^{3+} + 2\,H_2O$$

Peroxid jako <u>redukční činidlo</u> (jen vůči silným oxidovadlům)

$$2\,KMnO_4 + 5\,H_2O_2 + 3\,H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2\,MnSO_4 + 8\,H_2O + 5\,O_2$$



Sloučeniny

Síra

Hydridy - sulfany (polysulfany)

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
- pouze **redukční** vlastnosti (vzniká síra)
- připravuje se syntézou z prvků anebo vytěsněním kyselinami ze sulfidů (Kippův přístroj)
- ve vodě rozpustné všechny iontové sulfidy a hydrogensulfidy alkal. kovů

$$H_2S + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + HS^- \qquad pK_A \sim 7$$

$$HS^- + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + S^{2-} \qquad pK_A \sim 13 - 14$$

Příprava H_2S

$$FeS + 2\,HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2S$$ (Kippův přístroj)

$$H_2 + S \longrightarrow H_2S$$

$$S_xCl_2 + 2\,H_2S \longrightarrow 2\,HCl + H_2S_{x+2}$$

Sulfidy a polysulfidy

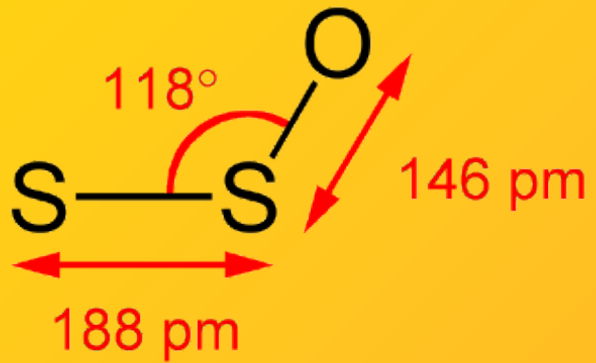
$$Cu^{2+} + H_2S \longrightarrow CuS + 2\,H^+$$

$$CaSO_4 + 4\,C \longrightarrow CaS + 4\,CO$$

- alkalické polysulfidy vznikají reakcí sulfidů se sírou

$$2\,Na_2S + S_8 \longrightarrow 2\,Na_2S_5$$

Sloučeniny s kyslíkem

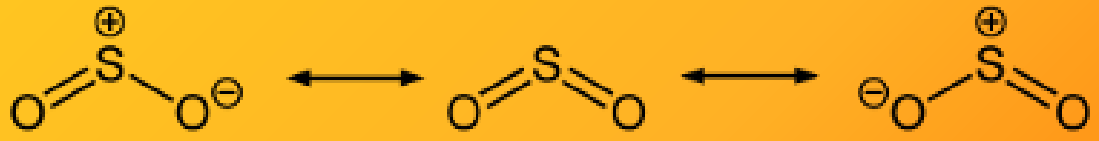


S_2O

- vzniká působením elektrického výboje na páry S v O_2
- za laboratorní teploty je nestálý a rozkládá se na S a SO_2
- tuhý je oranžovočervený

$$6\,S + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,S_2O + 2\,SO_2$$

SO_2



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

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

$$4\,FeS_2 + 11\,O_2 \longrightarrow 2\,Fe_2O_3 + 8\,SO_2$$

$$Na_2SO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O + SO_2$$

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$$

redoxní vlastnosti:

$$5\,SO_2 + 2\,MnO_4^- + 6\,H_2O \longrightarrow 2\,Mn^{2+} + 5\,SO_4^{2-} + 4\,H_3O^+$$

$$SO_2 + C \longrightarrow 2\,CO + S$$

$$SO_2 + 2\,H_2 \longrightarrow S + 2\,H_2O$$

SO_3

- pevná látka - trimer γ-$(SO_3)_3$ – vlhkostí polymeruje na řetězce α- a β-SO_3 (tj. kyselina polysírová)
- v kapalině rovnováha mezi monomerem a trimerem
- silně **hygroskopický**, anhydrid kyseliny sírové

- s HX tvoří HSO_3X
- laboratorně se připravuje rozkladem síranů či destilací z olea (25-65% „roztok“ SO_3 v H_2SO_4)

$$2\,SO_2 + O_2 \longrightarrow 2\,SO_3$$

$$Fe_2(SO_4)_3 \longrightarrow Fe_2O_3 + 3\,SO_3 \text{ (termicky)}$$

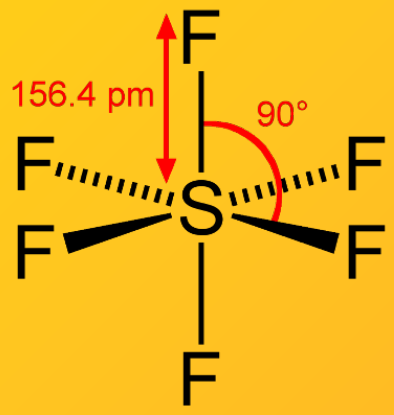
Sloučeniny s halogeny

- většinou reaktivní, hydrolyzující látky, připravují se často přímou syntézou s prvků
- S_nCl_2 – dichlorpolysulfany (n až 100), prům. význam SCl_2 a S_2Cl_2

F	SF_6	S_2F_{10}	SF_4	SF_2	S_2F_2
Cl			SCl_4	SCl_2	S_2Cl_2
Br				SBr_2	S_2Br_2
I				SI_2	

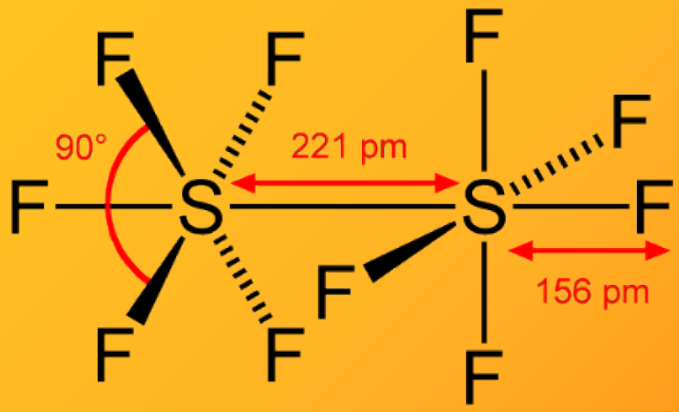
SF_6

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



S_2F_{10}

- **jedovatý**, málo reaktivní

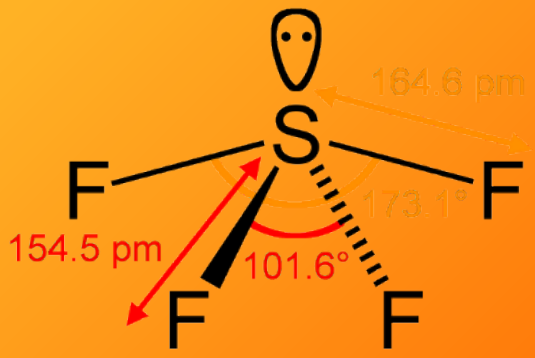


$$2\,SF_5Cl + H_2 \longrightarrow S_2F_{10} + 2\,HCl$$

SF_4

- využívá se jako fluorační činidlo

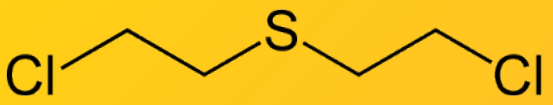
$$3\,SCl_2 + 4\,NaF \longrightarrow SF_4 + S_2Cl_2 + 4\,NaCl$$



SF_2

- snadno dimeruje na S_2F_2, struktura F-S-S-F anebo stabilnější $S{=}SF_2$

S_2Cl_2, SCl_2, SCl_4



yperit

- připravuje se chlorací síry, další chlorací vzniká **SCl_2**, ještě další **SCl_4**
- jsou reaktivní, nestabilní ale důležité v chemickém průmyslu

Oxokyseliny síry

H_2SO_3

$$H_2SO_3 \longrightarrow H^+ + HSO_3^- \qquad pK_1 = 1{,}8$$

$$HSO_3^- \longrightarrow H^+ + SO_3^{2-} \qquad pK_2 = 7$$

- v roztoku prakticky neexistuje ($SO_2.xH_2O$)
- jsou ale známy dvě řady solí **SO_3^{2-}** a **HSO_3^-**

- alkalické soli (SO_3^{2-} i HSO_3^-) jsou ve vodě **rozpustné**, ostatní málo
- jsou středně silná redukční činidla (oxidují se na sírany)
- **HSO_3^-** vznikají sycením roztoků hydroxidů či uhličitanů SO_2
- **SO_3^{2-}** vznikají reakcí hydrogensiřičitanů s hydroxidy
- termicky jsou rel. málo stabilní – rozkládají se, disproporcionují anebo „polymerují“- vznik disiřičitanů (obsahují vazbu **S-S**)

$$MgSO_3 \longrightarrow MgO + SO_2$$

$$4\ K_2SO_3 \longrightarrow 3\ K_2SO_4 + K_2S$$

$$2\ CsHSO_3 \longrightarrow Cs_2S_2O_5 + H_2O$$

$$^{-}O_2S^{III} - S^{V}O_3^{-}$$

$H_2S_2O_4$ – kyselina dithioničitá

- volná kyselina není známa
- soli kyseliny dithioničité vznikají redukcí vodných roztoků siřičitanů
- $Na_2S_2O_4.2H_2O$ – průmyslové redukční činidlo, čištění vody

H_2SO_4

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

$$2\ H_2SO_4 \longrightarrow H_3SO_4^+ + HSO_4^-$$

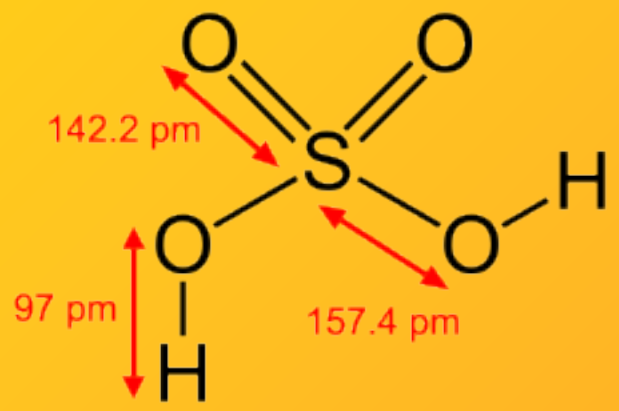
$$2\ H_2SO_4 \longrightarrow H_2S_2O_7 + H_2O$$

$H_2S_2O_7$; $H_2S_3O_{10}$; $H_2S_4O_{13}$ = oleum (či roztok SO_3 v H_2SO_4)

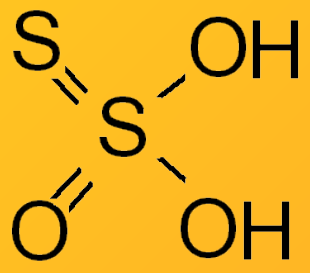
- snadno **odnímá vodu** (sušidlo)
- neomezeně mísitelná s vodou – vývin velkého **tepla** (ředění)
- vyrábí se rozpouštěním SO_3 v H_2SO_4 (**nejvíce vyráběná** chemikálie)
- **silná**, dvojsytná kyselina - tvoří 2 řady solí (neutralizace, rozpouštění kovů v kys. sírové, oxidace siřičitanů, působení 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)

$$\mathbf{C + 2\,H_2SO_4 \longrightarrow 2\,SO_2 + CO_2 + 2\,H_2O}$$

$$\mathbf{Hg\ (Cu) + 2\,H_2SO_4 \longrightarrow Hg(Cu)SO_4 + SO_2 + 2\,H_2O}$$



$H_2S_2O_3$ – kyselina thiosírová



- velice nestálá, soli ale existují

$$SO_3 + H_2S \longrightarrow H_2S_2O_3$$

$$HSO_3Cl + H_2S \longrightarrow H_2S_2O_3 + HCl$$

- soli se připravují např. oxidací polysulfidů

$$2\,Na_2S_5 + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,Na_2S_2O_3 + 6/8\,S_8$$

- působením kyselin se thiosírany rozkládají

$$S_2O_3^{2-} + 2\,H_3O^+ \longrightarrow 3\,H_2O + SO_2 + 1/8\,S_8$$

- snadno se oxidují silnými činidly na sírany, slabšími činidlem na tetrathionany (**jodometrická titrace**)

$$Na_2S_2O_3 + 4\,Cl_2 + 5\,H_2O \longrightarrow 2\,NaHSO_4 + 8\,HCl$$

$$2\,Na_2S_2O_3 + I_2 \longrightarrow Na_2S_4O_6 + 2\,NaI$$

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

$$2\ Na_2S_2O_3 + AgBr \longrightarrow Na_3[Ag(S_2O_3)_2] + NaBr$$

Kyseliny polythionové

$[O_3S-(S)_n-SO_3]^{2-}$ $n = 1-6$

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

Peroxokyseliny

H_2SO_5

- silná **jednosytná** kyselina, anion $(SO_3OOH)^-$, silné oxidační činidlo
- pevná krystalická látka

$$\mathbf{H_2SO_4 + H_2O_2 \longrightarrow H_2O + H_2SO_5}$$

$$\mathbf{HSO_3Cl + H_2O_2 \longrightarrow HCl + H_2SO_5}$$

$H_2S_2O_8$ - kyselina peroxodisírová ($HO\text{-}SO_2\text{-}O\text{-}O\text{-}SO_2\text{-}OH$)

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

$$5\ S_2O_8^{2-} + 2\ Mn^{2+} + 8\ H_2O \longrightarrow 2\ MnO_4^- + 10\ SO_4^{2-} + 16\ H^+$$

$$3\ (NH_4)_2S_2O_8 + 8\ NH_3 \longrightarrow N_2 + 6\ (NH_4)_2SO_4$$

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

$$2\ HSO_4^- \longrightarrow H_2S_2O_8 + 2\ e^-$$

$$H_2SO_5 + HSO_3Cl \longrightarrow H_2S_2O_8$$

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

$$H_2S_2O_8 + 2\ H_2O \longrightarrow H_2O_2 + 2\ H_2SO_4$$

Halogenidy SOX_2 (dihalogenidy thionylu)

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

průmysl: $SO_3 + SCl_2 \longrightarrow SOCl_2 + SO_2$

laboratoř: $PCl_5 + SO_2 \longrightarrow SOCl_2 + POCl_3$

Halogenidy SO_2X_2 (dihalogenidy sulfurylu) a halogenokyseliny HSO_3X

$$SO_3 + HCl \longrightarrow HSO_3Cl$$
$$SO_3 + HF \longrightarrow HSO_3F$$

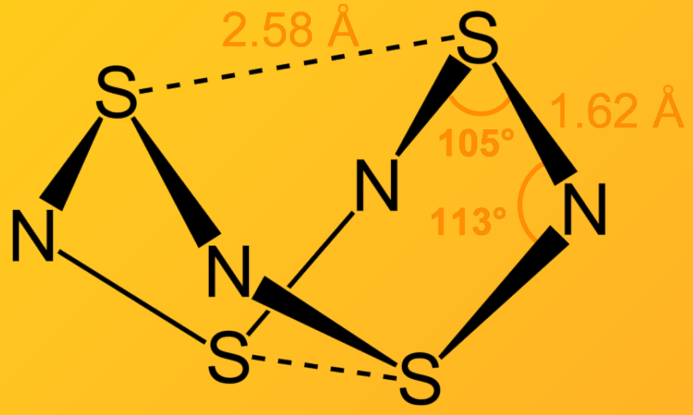
- **HSO_3Cl** reaguje explozivně s vodou (hydrolýza)
- využívá se jako chlorační činidlo stejně jako **SO_2Cl_2**

$$SO_2 + F_2 \longrightarrow SO_2F_2$$
$$SO_2 + Cl_2 \longrightarrow SO_2Cl_2$$

S-N sloučeniny

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

$$6\ S_2Cl_2 + 16\ NH_3 \longrightarrow S_4N_4 + 12\ NH_4Cl + S_8$$



- 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:

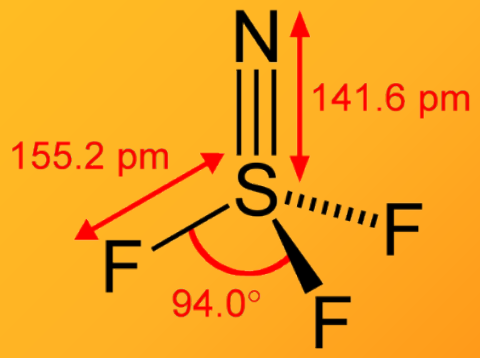
S_4N_2, S_2N_2, $(SN)_\infty$, S_5N_6, $S_{11}N_2$

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

Halogenidy thiazylu:

N≡S-X (X = F, Cl), i cyklické **$(-N=SX-)_n$** (n = 3, 4 pro F a 3 pro Cl), oxidací **$(NSXO)_3$** - sulfanurhalogenidy

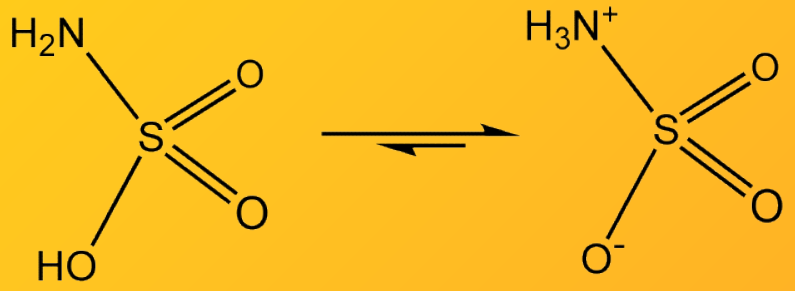
- existuje i **$N{\equiv}SF_3$**



Amido-, imido- a nitrido- deriváty kyseliny sírové

Kyselina amidosírová HSO_3NH_2

- volná kyselina i její soli



$$CO(NH_2)_2 + 2\ H_2SO_4 \longrightarrow CO_2 + HSO_3NH_2 + NH_4HSO_4$$

Kyselina imido-bis(sírová) $HN(SO_3H)_2$

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

$$4\ CO(NH_2)_2 + 5\ H_2SO_4 \longrightarrow 4\ CO_2 + 2\ HN(SO_3NH_4)_2 + (NH_4)_2SO_4$$

Kyselina nitrido-tris(sírová) $N(SO_3H)_3$

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

$$KNO_2 + 3\ KHSO_3 \longrightarrow N(SO_3K)_3 + KOH + H_2O$$

Toxicita

O_3

- 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 $\mu g/m^3$

H_2O_2

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

S

H_2S

- 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).

SO_2

- 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 krvetvorbu, 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 µg/m^3 a krátkodobě 0,5 µg/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

H_2SO_4

- 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.