

# O, S

1 I A	2 II A
----------	-----------

Vodík 1 <b>H</b> 1,00794(7)	
--------------------------------------	--

Lithium 3 <b>Li</b> 6,941(2)	Beryllium 4 <b>Be</b> 9,012182(3)
---------------------------------------	--

Sodík 11 <b>Na</b> 22,989770(2)	Hořčík 12 <b>Mg</b> 24,3050(6)
--	---

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
------------	-----------	----------	-----------	------------	-----------	-----------	------------	-----------	------------

Draslík 19 <b>K</b> 39,0983(1)	Vápník 20 <b>Ca</b> 40,078(4)
---	--

Rubidium 37 <b>Rb</b> 85,4678(3)	Stroncium 38 <b>Sr</b> 87,62(1)
---	--

Cesium 55 <b>Cs</b> 132,90545(2)	Baryum 56 <b>Ba</b> 137,327(7)
---	---

Francium 87 <b>Fr</b> (223,0197)	Radium 88 <b>Ra</b> (226,0254)
---	---

Skandium 21 <b>Sc</b> 44,955910(8)	Titan 22 <b>Ti</b> 47,867(1)	Vanad 23 <b>V</b> 50,9415(1)	Chrom 24 <b>Cr</b> 51,9961(6)	Mangan 25 <b>Mn</b> 54,938049(9)	Železo 26 <b>Fe</b> 55,845(2)	Kobalt 27 <b>Co</b> 58,933200(9)	Nikl 28 <b>Ni</b> 58,6934(2)	Měď 29 <b>Cu</b> 63,546(3)	Zinek 30 <b>Zn</b> 65,39(2)
---	---------------------------------------	---------------------------------------	--	---	--	---	---------------------------------------	-------------------------------------	--------------------------------------

Yttrium 39 <b>Y</b> 88,90685(2)	Zirkonium 40 <b>Zr</b> 91,224(2)	Niob 41 <b>Nb</b> 92,90638(2)	Molybden 42 <b>Mo</b> 95,94(1)	Technecium 43 <b>Tc</b> (98,9063)	Ruthenium 44 <b>Ru</b> 101,07(2)	Rhodium 45 <b>Rh</b> 102,90550(2)	Palladium 46 <b>Pd</b> 106,42(1)	Stříbro 47 <b>Ag</b> 107,8682(2)	Kadmium 48 <b>Cd</b> 112,411(8)
--	---	--	---	--	---	--	---	---	--

57-70 Lantha- noidy	Hafnium 72 <b>Hf</b> 178,49(2)	Tantal 73 <b>Ta</b> 180,9479(1)	Wolfram 74 <b>W</b> 183,84(1)	Rhenium 75 <b>Re</b> 186,207(1)	Osmium 76 <b>Os</b> 190,23(3)	Iridium 77 <b>Ir</b> 192,217(3)	Platina 78 <b>Pt</b> 195,078(2)	Zlato 79 <b>Au</b> 196,96655(2)	Rtuť 80 <b>Hg</b> 200,59(2)
---------------------------	---	--	--	--	--	--	--	--	--------------------------------------

89-102 Akti- noidy	Rutherfordium 104 <b>Rf</b> (261,110)	Dubnium 105 <b>Db</b> (262,1144)	Seaborgium 106 <b>Sg</b> (263,1186)	Bohrium 107 <b>Bh</b> (264,12)	Hassium 108 <b>Hs</b> (265,1306)	Mendelevium 109 <b>Mt</b> (266)	Ununnilium 110 <b>Uun</b> (269)	Ununium 111 <b>Uuu</b> (272)	Ununbium 112 <b>Uub</b> (277)
--------------------------	--	---	--	---	---	--	--	---------------------------------------	--

13 III A	14 IV A	15 V A	16 VI A	17 VII A	18 0
-------------	------------	-----------	------------	-------------	---------

					Helium 2 <b>He</b> 4,002602(2)
--	--	--	--	--	---

Bor 5 <b>B</b> 10,811(7)	Uhlík 6 <b>C</b> 12,0107(8)	Dusík 7 <b>N</b> 14,00674(7)	Kyslík 8 <b>O</b> 15,9994(3)	Fluor 9 <b>F</b> 8,9984032(5)	Neon 10 <b>Ne</b> 20,1797(6)
-----------------------------------	--------------------------------------	---------------------------------------	---------------------------------------	--	---------------------------------------

Hliník 13 <b>Al</b> 26,981538(2)	Křemík 14 <b>Si</b> 28,0855(3)	Fosfor 15 <b>P</b> 30,973761(2)	Síra 16 <b>S</b> 32,066(6)	Chlor 17 <b>Cl</b> 35,4527(9)	Argon 18 <b>Ar</b> 39,948(1)
---	---	--	-------------------------------------	--	---------------------------------------

Gallium 31 <b>Ga</b> 69,723(1)	Germanium 32 <b>Ge</b> 72,61(2)	Arsen 33 <b>As</b> 74,92160(2)	Selen 34 <b>Se</b> 78,96(3)	Brom 35 <b>Br</b> 79,904(1)	Krypton 36 <b>Kr</b> 83,80(1)
---	--	---	--------------------------------------	--------------------------------------	--

Indium 49 <b>In</b> 114,818(3)	Cín 50 <b>Sn</b> 118,710(7)	Antimon 51 <b>Sb</b> 121,760(1)	Tellur 52 <b>Te</b> 127,60(3)	Jod 53 <b>I</b> 126,90447(3)	Xenon 54 <b>Xe</b> 131,29(2)
---	--------------------------------------	--	--	---------------------------------------	---------------------------------------

Thallium 81 <b>Tl</b> 204,3833(2)	Olovo 82 <b>Pb</b> 207,2(1)	Bismut 83 <b>Bi</b> 208,98038(2)	Polonium 84 <b>Po</b> (208,9824)	Astat 85 <b>At</b> (209,9871)	Radon 86 <b>Rn</b> (222,0176)
--	--------------------------------------	---	---	--	--

16. skupina – 6 valenčních elektronů

konfigurace  $ns^2 np^4$

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

Oxidační číslo

O: -2, -1, +1

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

# Obecné informace

- 99,76 %  $^{16}\text{O}$ , 0,04 %  $^{17}\text{O}$  a 0,2 %  $^{18}\text{O}$
- $^{32}\text{S}$  95,06 %,  $^{33}\text{S}$  0,74 %,  $^{34}\text{S}$  4,18 %,  $^{36}\text{S}$  0,02 % radiochemicky významná je  $^{35}\text{S}$  ( $T_{1/2} = 87$  d)
- obsah  $\text{O}_2$  v ovzduší 21 %, v zemské kůře 46 %
- obsah S v zemské kůře 0,052 %

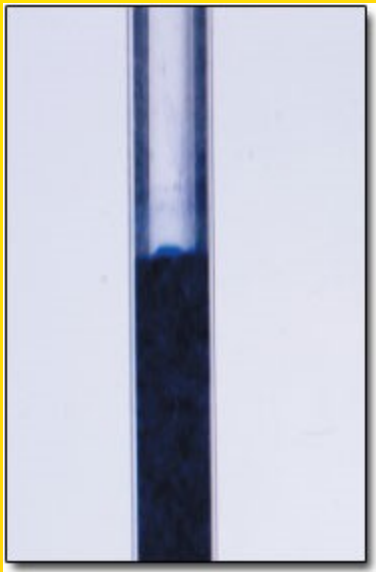
**Přírodní zdroje O:** atmosféra,  $\text{H}_2\text{O}$ , dusičnany

**Přírodní zdroje S:** elementární, sulfidy ( $\text{FeS}_2$ ,  $\text{ZnS}$ ,  $\text{HgS}$ ,  $\text{PbS}$ ), sírany ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{CaSO}_4$ ), uhlí

**Alotropické modifikace O:** dikyslík  $\text{O}_2$  a ozon  $\text{O}_3$

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

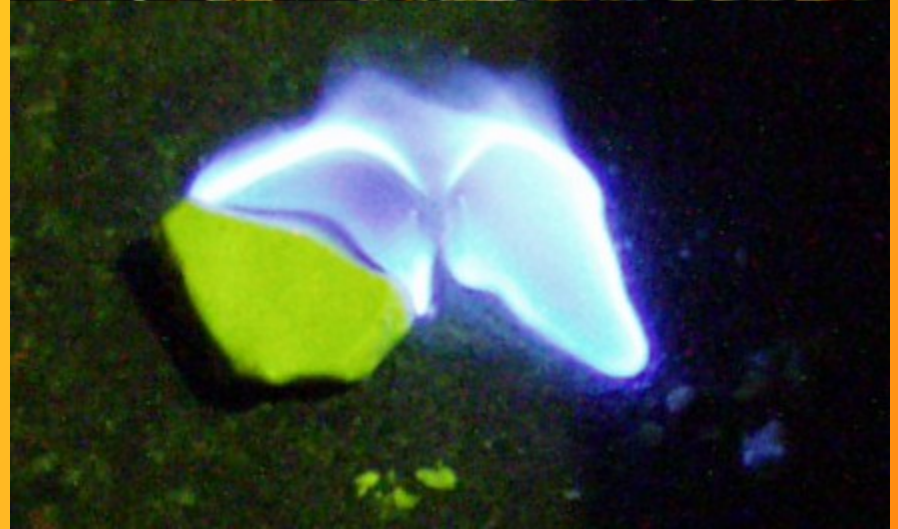
- sklon k řetězení včetně sloučenin



**Kapalný O<sub>3</sub>**



**Kapalný O<sub>2</sub>**

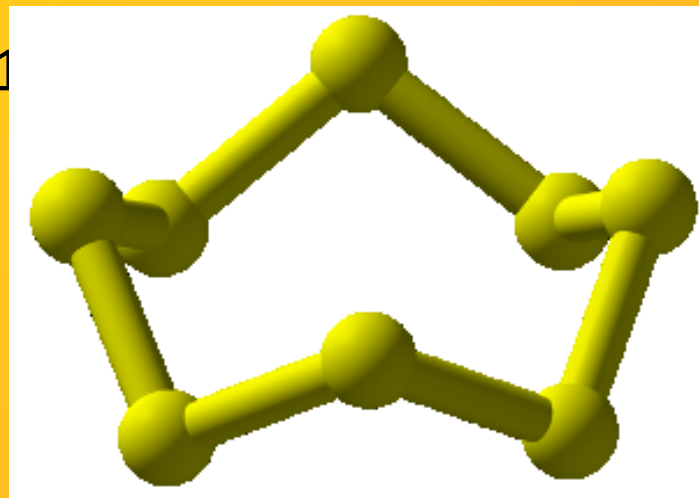


**Pevná, kapalná a hořící S**

$S_8$  rhomboedrická  $\alpha$ - $S_8$   $T < 100$  C  
monoklinická  $\beta$ - $S_8$   $T \sim 100 - 110$  C

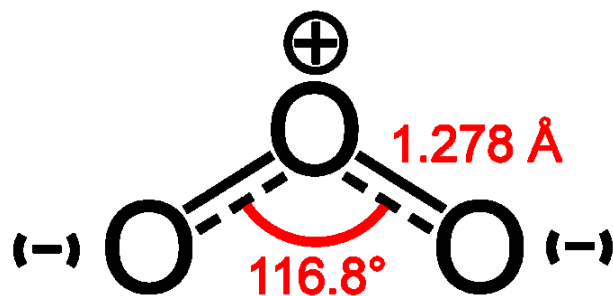
$S-S = 212$  pm,  $\angle 105,4$

- cykly  $S_8$  ( i další kruhy  $n = 6-20$ )
- řetězce – **katena-polysíra**  $S_\infty$
- 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

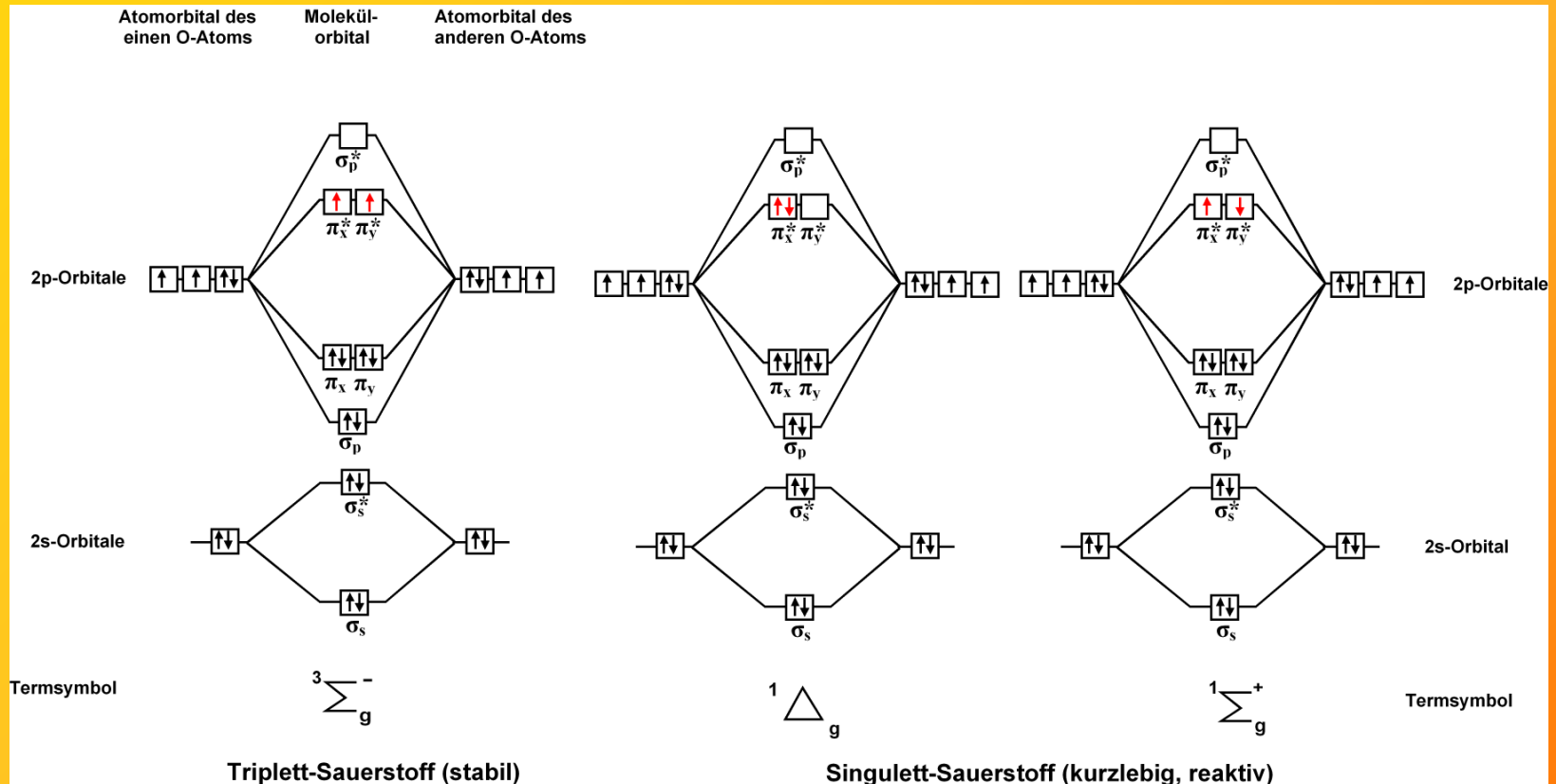


## S

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

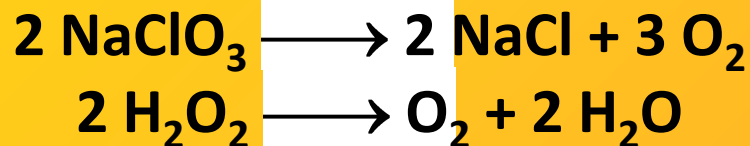


- základní stav je **tripletový** a dvěma nepárovými elektrony
- spinový přechod je u izolované molekuly zakázaný
- střední doba života plynného singletového  $\text{O}_2$  činí 72 minut
- v rozpouštědlech se doba života zkracuje až na  $\mu\text{s}$  či  $\text{ns}$



# 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  $O_3^-$

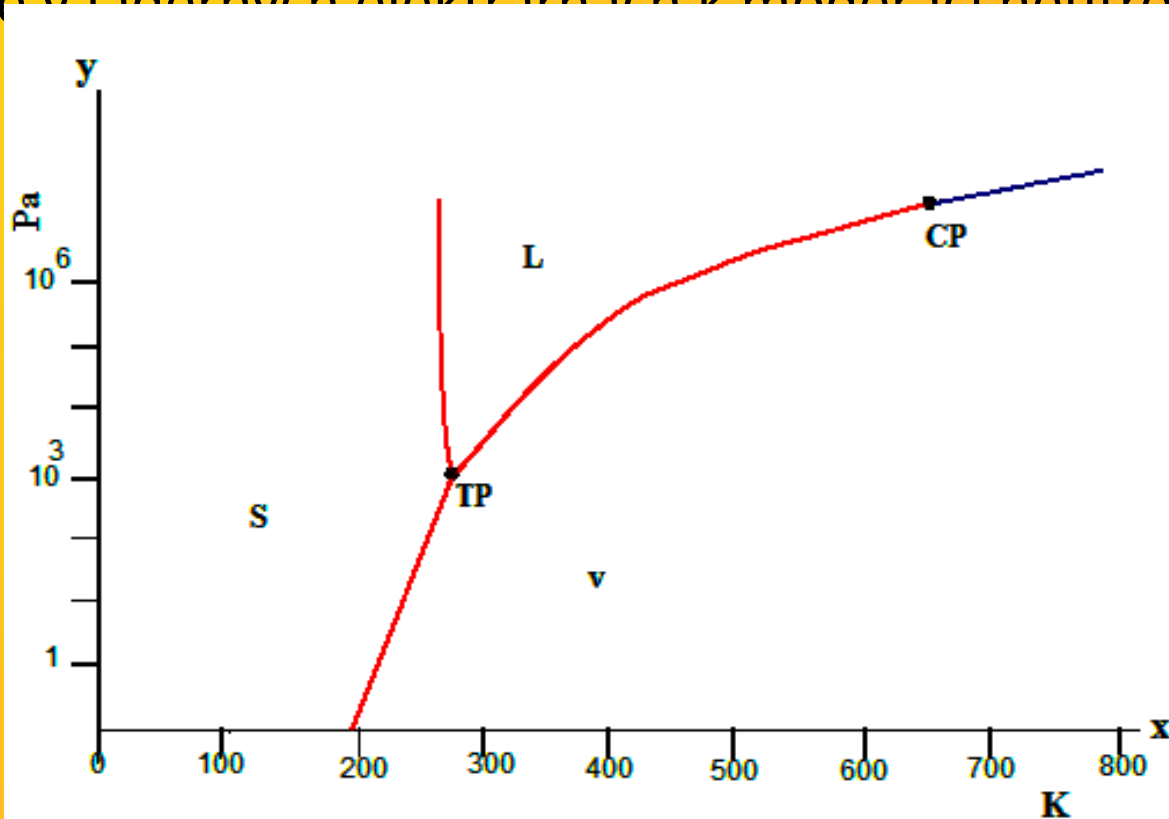


## Některé přípravy oxidů



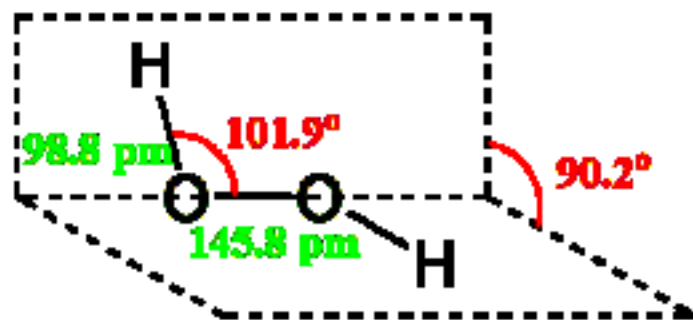
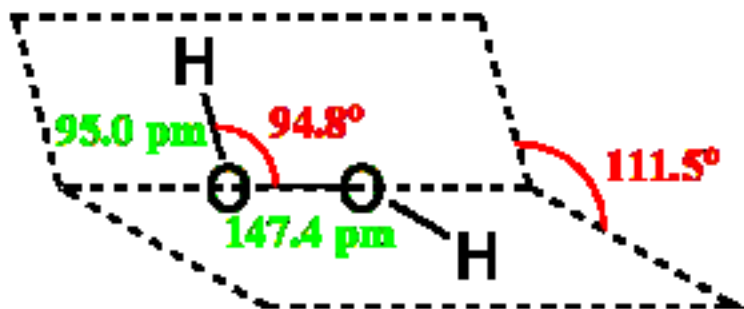
# Voda

- 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

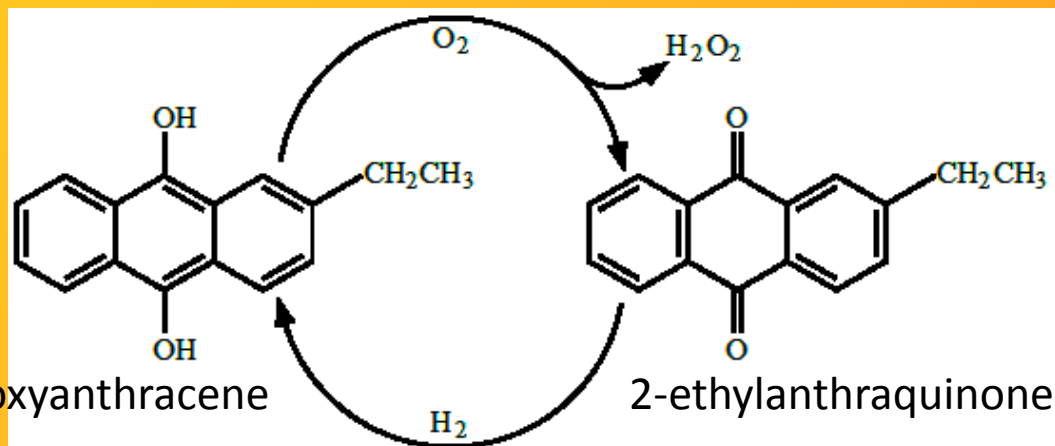
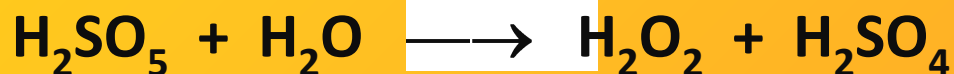
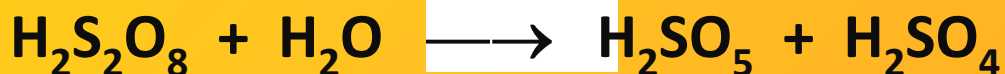
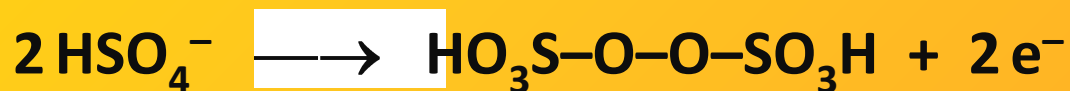


## Peroxid vodíku

$\text{H}_2\text{O}_2$  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



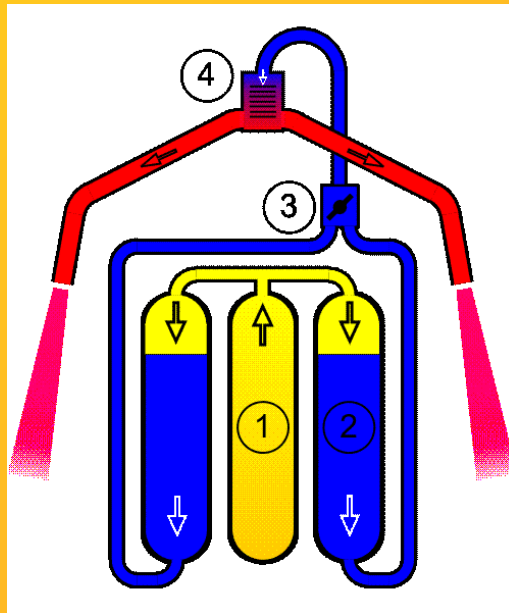
2-ethyl-9,10-dihydroxyanthracene

2-ethylanthraquinone

## Peroxid jako oxidační činidlo



## Peroxid jako redukční činidlo



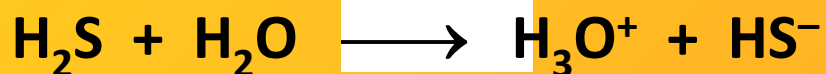
# Sloučeniny

## Síra

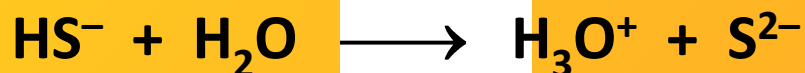
### Hydridy - sulfany

$H_2S_x$      $x = 1 - 8$     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)



$$pK_A \sim 7$$

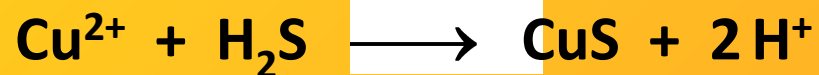


$$pK_A \sim 13 - 14$$

## Příprava H<sub>2</sub>S



## Sulfidy a polysulfidy

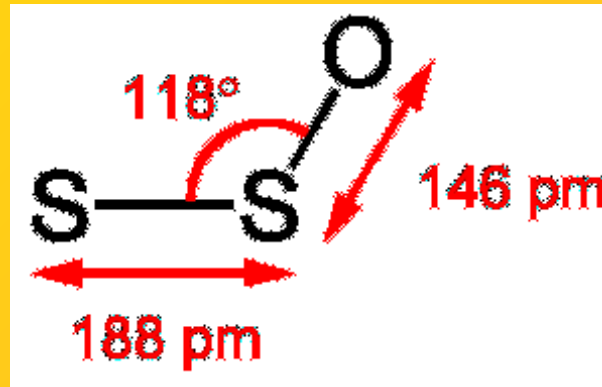


- alkalické polysulfidy vznikají reakcí sulfidů se sírou



## Sloučeniny s O

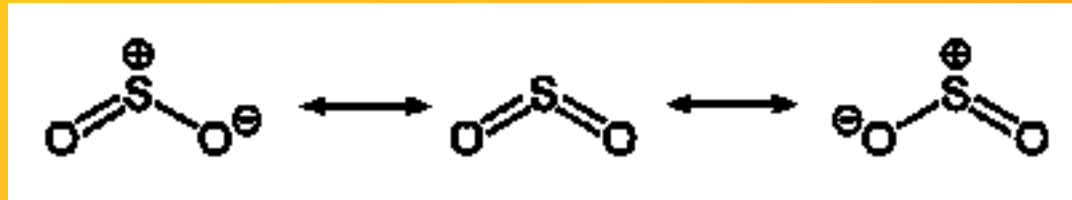
### S<sub>2</sub>O



- vzniká působením elektrického výboje na páry S v O<sub>2</sub>
- za laboratorní teploty je nestálý a rozkládá se na S a SO<sub>2</sub>
- tuhý je oranžovočervený

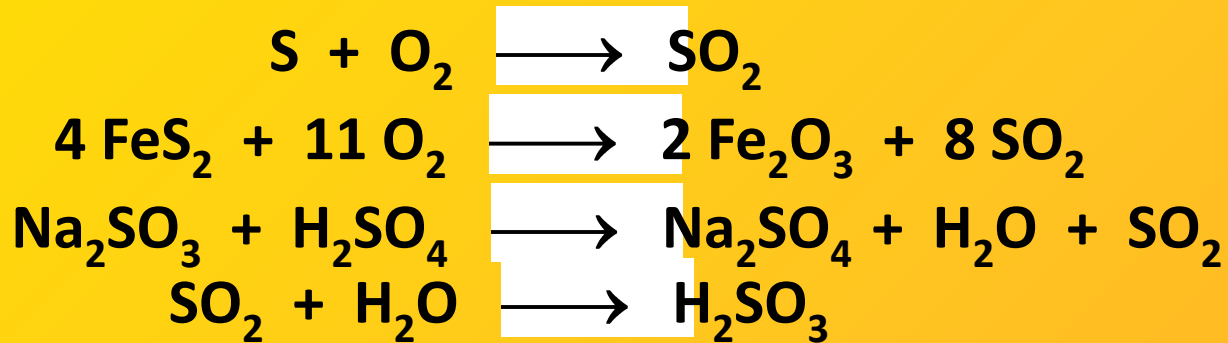


### SO<sub>2</sub>

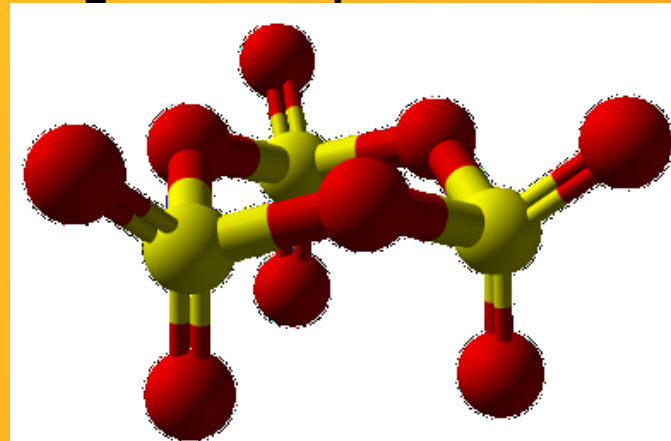
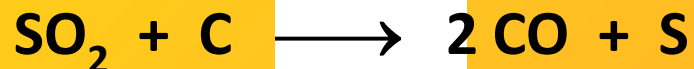
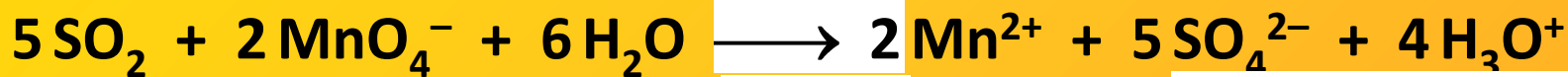


- bezbarvý dráždivý plyn dobře rozpustný ve vodě
- projevuje se především jako redukční činidlo
- používá se k výrobě kys. sírové, odbarvování, konzervování, jako rozpouštědlo (kapalný)





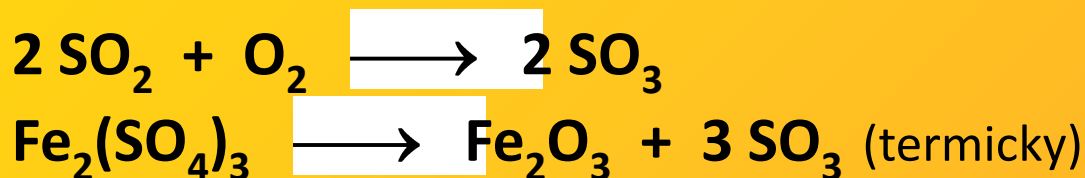
redoxní vlastnosti:



$\text{SO}_3$

- 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 HSO<sub>3</sub>X
- laboratorně se připravuje rozkladem síranů či destilací z olea (25-65% „roztok“ SO<sub>3</sub> v H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)



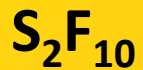
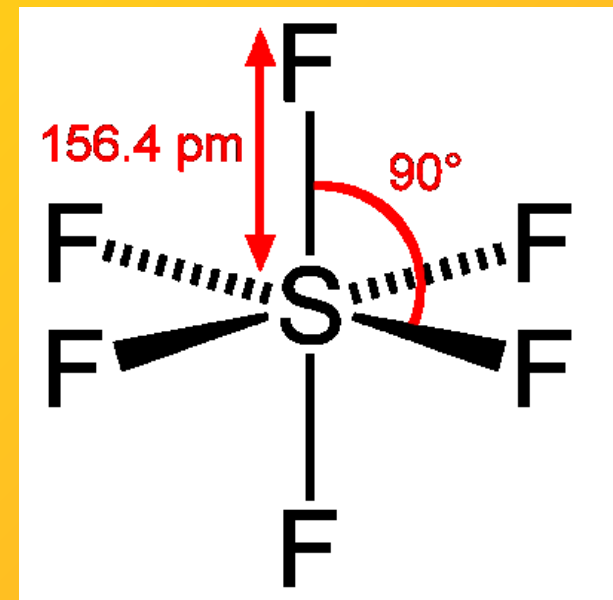
## Sloučeniny s halogeny

- většinou reaktivní, hydrolyzující látky, připravují se často přímou syntézou s prvky
- S<sub>n</sub>Cl<sub>2</sub> – dichloropolysulfany (n až 100), prům. význam SCl<sub>2</sub> a S<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>

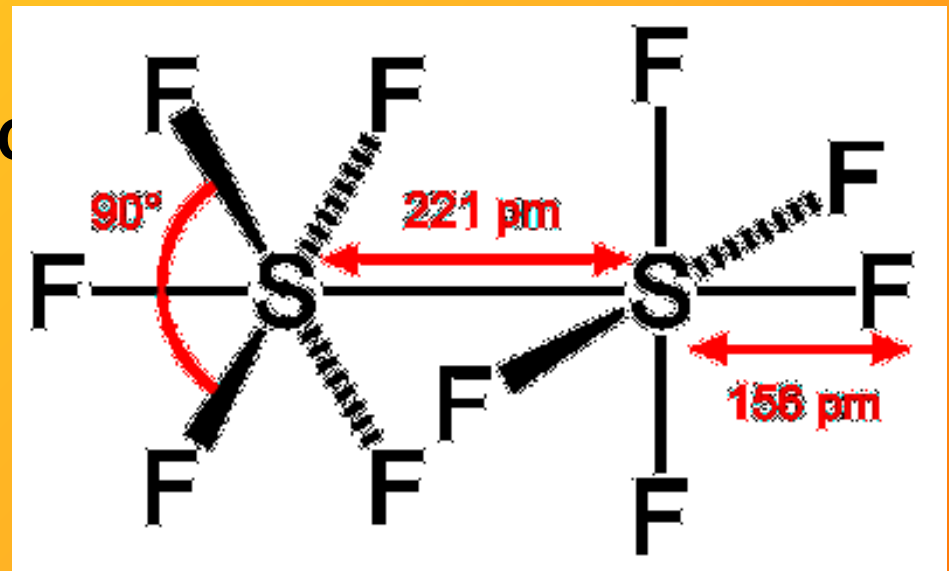
<b>F</b>	SF <sub>6</sub>	S <sub>2</sub> F <sub>10</sub>	SF <sub>4</sub>	SF <sub>2</sub>	S <sub>2</sub> F <sub>2</sub>
<b>Cl</b>			SCl <sub>4</sub>	SCl <sub>2</sub>	S <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>
<b>Br</b>				SBr <sub>2</sub>	S <sub>2</sub> Br <sub>2</sub>
<b>I</b>				SI <sub>2</sub>	



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

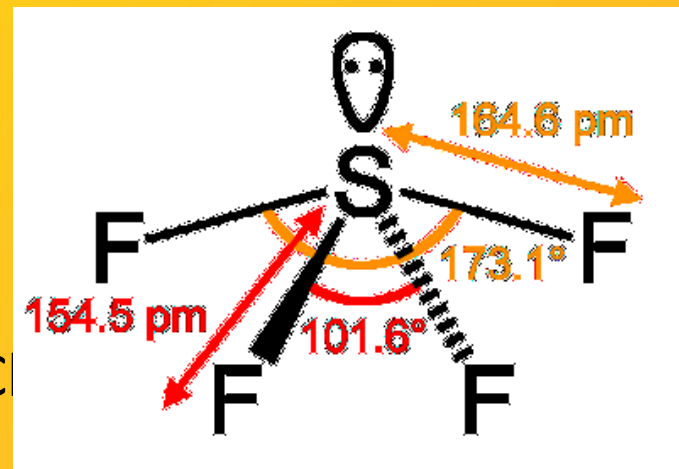
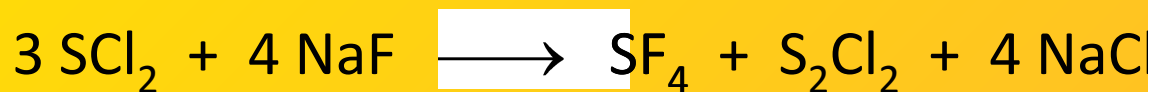


- **jedovatý**, málo reaktivní



## SF<sub>4</sub>

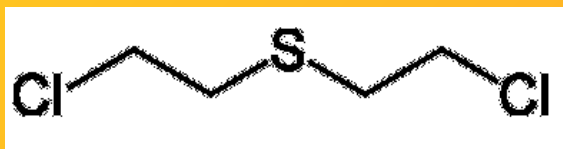
- využívá se jako fluorační činidlo



## SF<sub>2</sub>

- snadno dimeruje na S<sub>2</sub>F<sub>2</sub>, struktura F-S-S-F anebo stabilnější S=SF<sub>2</sub>

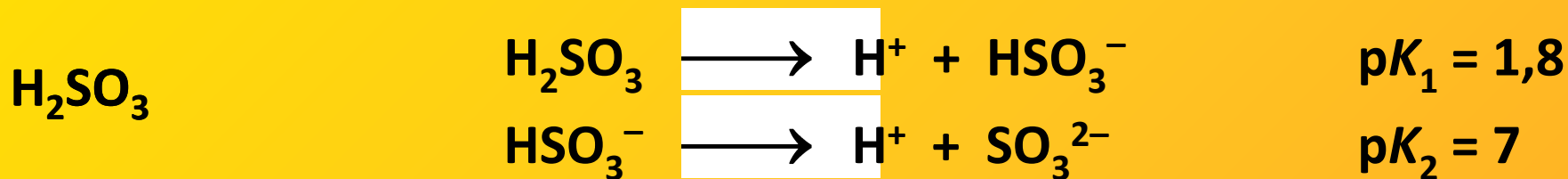
## S<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>, SCl<sub>2</sub>, SCl<sub>4</sub>



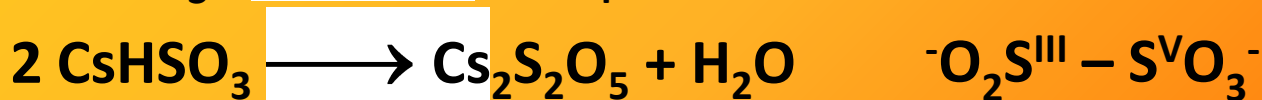
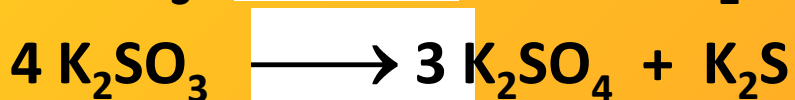
yperit

- připravuje se chlorací síry, další chlorací vzniká SCl<sub>2</sub>, ještě další SCl<sub>4</sub>
- jsou reaktivní, nestabilní ale důležité v chemickém průmyslu

## Oxokyseliny síry

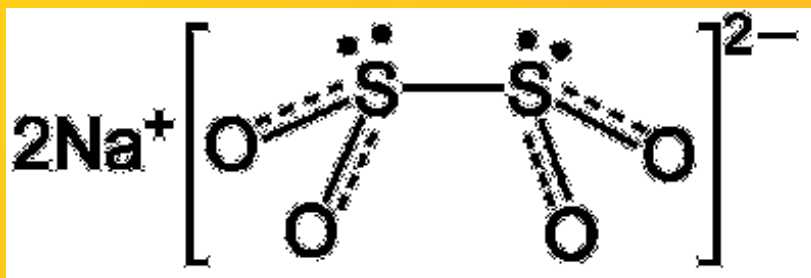


- v roztoku prakticky neexistuje ( $\text{SO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ )
- jsou ale známy dvě řady solí  $\text{SO}_3^{2-}$  a  $\text{HSO}_3^-$
- alkalické soli jsou rozpustné, ostatní málo
- jsou středně silná redukční činidla (oxidují se na sírany)
- $\text{HSO}_3^-$  vznikají sycením roztoků hydroxidů či uhličitánů  $\text{SO}_2$
- $\text{SO}_3^{2-}$  vznikají reakcí hydrogensířičitanů s hydroxidy
- termicky jsou rel. málo stabilní – rozkládají se, disproportionují anebo „polymerují“ - vznik disiřičitanů



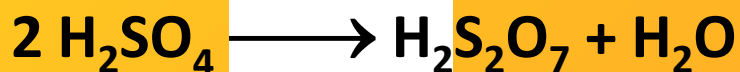
## $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$ – kyselina dithioničitá

- 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



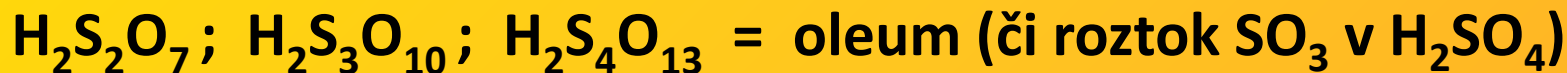
## $\text{H}_2\text{SO}_4$

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

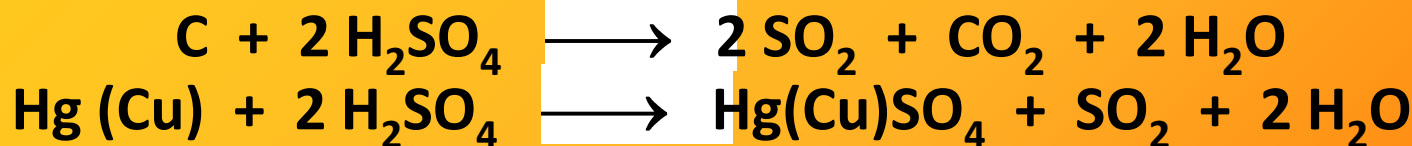
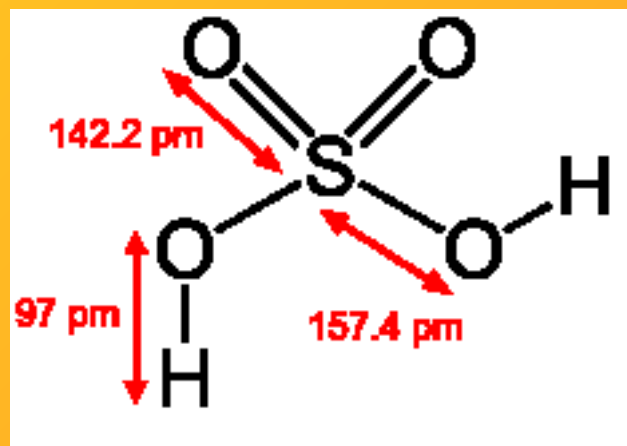


- snadno **odnímá vodu** (sušidlo)

- vyrábí se rozpouštěním  $\text{SO}_3$  v  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (**nejvíce vyráběná chemikálie**)
- tvoří 2 řady solí (neutralizace, rozpouštění kovů v kys. sírové, oxidace siřičitanů, působení kyselina na uhličitany)

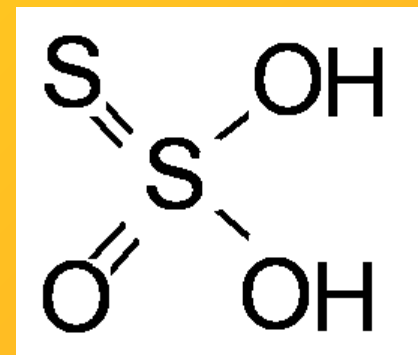


- působí **silně oxidačně**
- konc. za horka oxiduje i některé ušlechtilé kovy, zředěná pouze neušlechtilé kovy
- některé kovy (**Fe**) se pasivují (studená konc. kyselina)



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

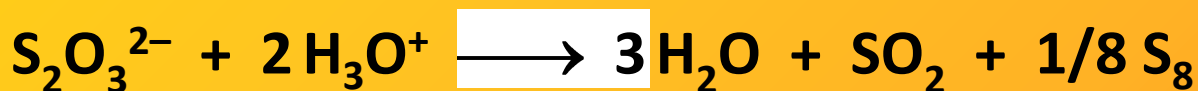
- velice nestálá, soli ale existují



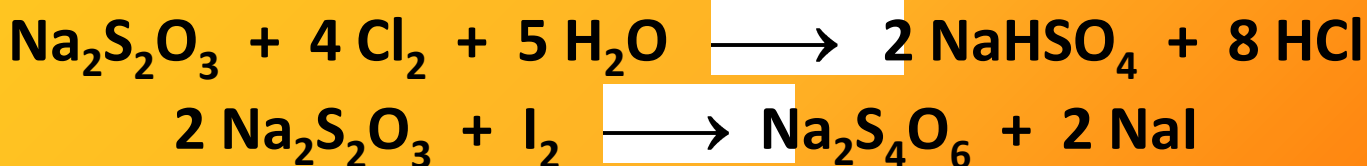
- soli se připravují např. oxidací polysulfidů



- působením kyselin se thiosířany rozkládají

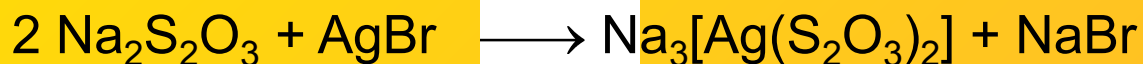


- snadno se oxidují silnými činidly na sířany, slabšími činidlem na tetrathionany (**jodometrie**)





- **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

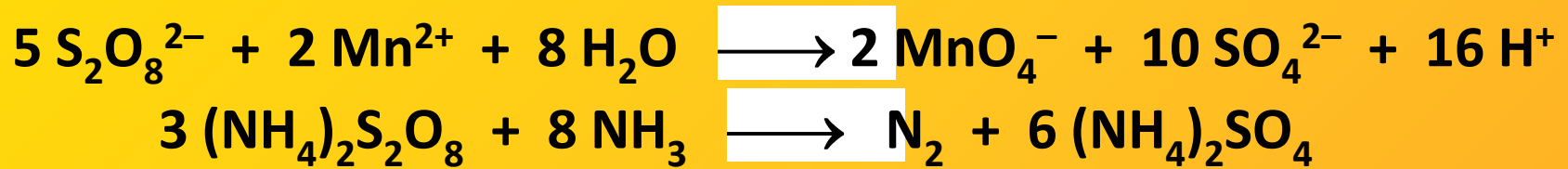
### $\text{H}_2\text{SO}_5$

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

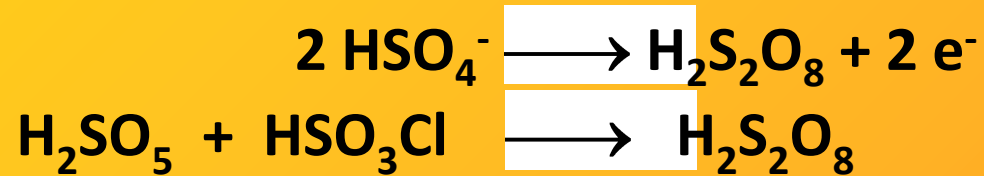


## $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ - kyselina peroxodisírová ( $\text{HO-SO}_2\text{-O-O-SO}_2\text{-OH}$ )

- 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

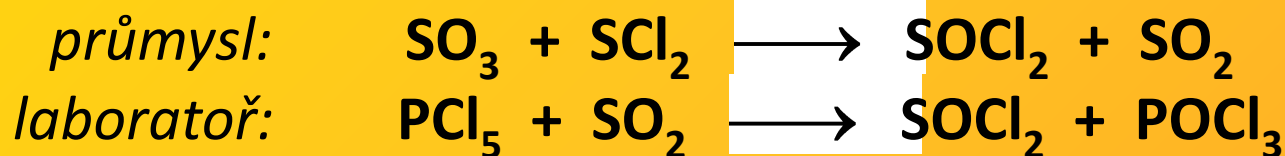


- s vodou postupně hydrolyzuje na kys. sírovou a peroxid vodíku (stará výroba peroxidu vodíku)



## Halogenidy $\text{SOX}_2$ (dihalogenidy thionylu)

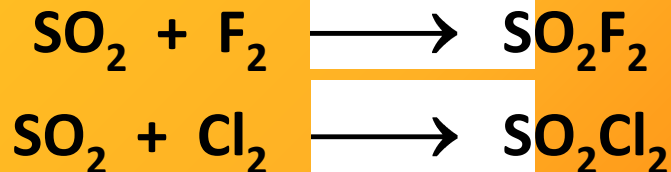
- nejznámější  $\text{SOCl}_2$ , používá se jako rozpouštědlo a chlorační a oxidační činidlo v organické syntéze



## Halogenidy $\text{SO}_2\text{X}_2$ (dihalogenidy sulfurylu) a halogenokyseliny $\text{HSO}_3\text{X}$

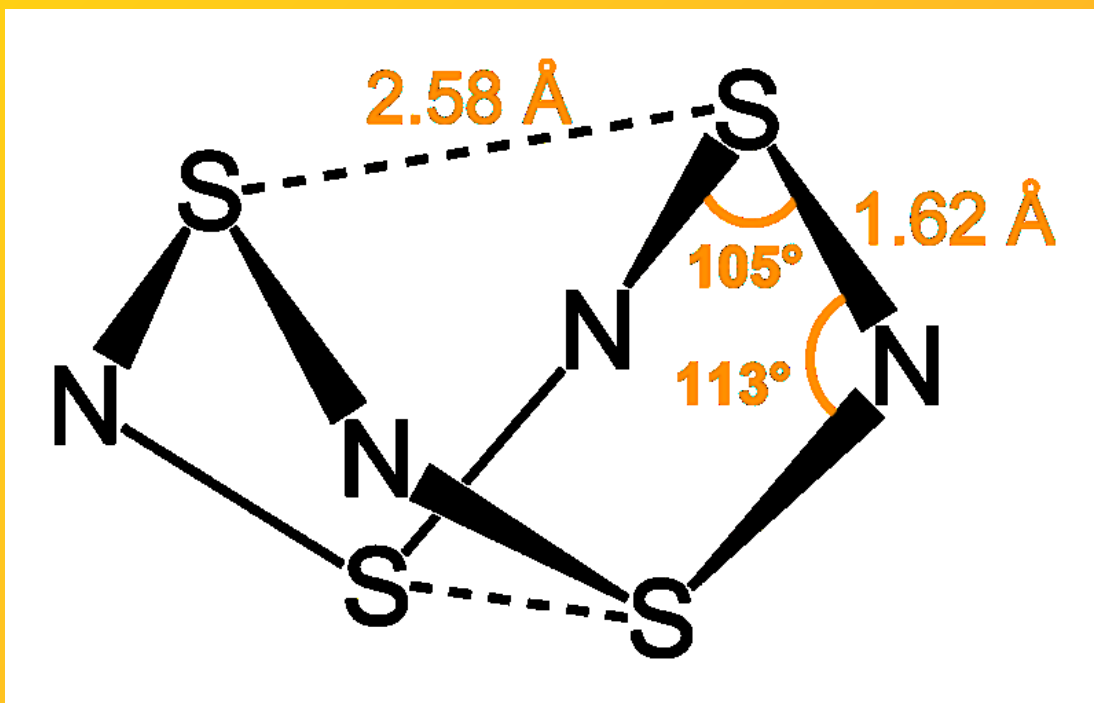
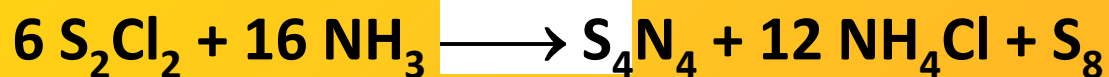


- $\text{HSO}_3\text{Cl}$  reaguje explozivně s vodou (hydrolýza)
- využívá se jako chlorační činidlo stejně jako  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$



## 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:*

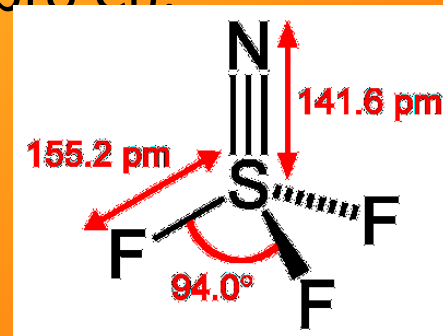


- náhradou síry v  $\text{S}_8$  skupinou NH vznikají imidy síry  $\text{S}_n(\text{NH})_{8-n}$  vznikají reakcemi  $\text{S}_2\text{Cl}_2$  s  $\text{NH}_3$  v polárních organických rozpouštědlech

### *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

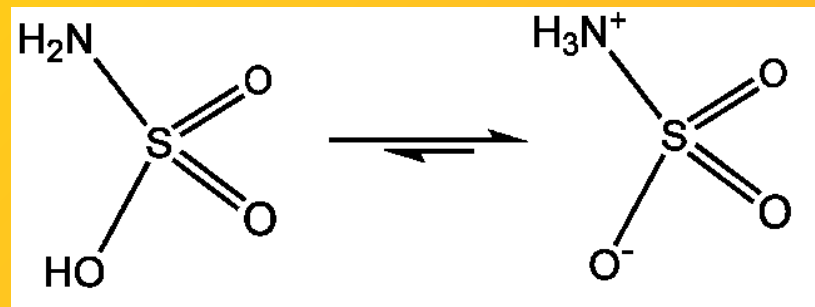
- existuje i  $\text{N}\equiv\text{SF}_3$



## Amido-, imido- a nitrido- deriváty kyseliny sírové

### **Kyselina amidosírová $\text{HSO}_3\text{NH}_2$**

- 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  $\text{H}_2\text{SO}_4$



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

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



# Toxicita

## O<sub>3</sub>

- 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, poškozuje 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).

## SO<sub>2</sub>

- 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, poškozují 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  $0,5 \mu\text{g}/\text{m}^3$ .

## $\text{SO}_3$

- 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<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

- 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.