

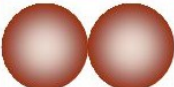



# Halogeny

všechny jsou nekovy,

tvoří biatomické molekuly, nízká vazebná energie,  
max. u  $\text{Cl}_2$ , naopak nejnanežněji disociuje  $\text{I}_2$

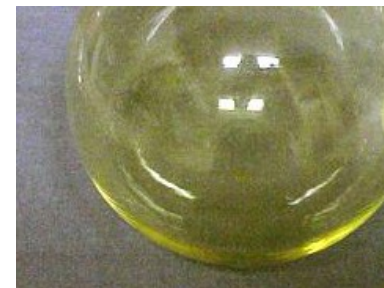
Halogen	Relative size	Melting point (°C)	Boiling point (°C)	State
fluorine		-220	-118	gas
chlorine		-101	-34	gas
bromine		-7	59	liquid
iodine		114	184	solid

$\text{F}_2$  - plyn (zelenožlutý)

$\text{Cl}_2$  - plyn (světle zelený)

$\text{Br}_2$  - kapalina (červenohnědé páry)

$\text{I}_2$  - krystalická sublimující látka (fialové páry)



$\text{F}_2$



$\text{Cl}_2$



$\text{Br}_2$



$\text{I}_2$

# Vlastnosti

odstupňování bodů varu = důsledek van der Waalsových mezimolekulárních sil

vysoké hodnoty IE, EA a elektronegativity (F<sub>2</sub> nejvyšší elektronegativita ze všech prvků)

snadná tvorba aniontů; zejména s prvky o nízké elektronegativitě přecházejí za uvolnění velkého množství energie do stavu X<sup>-</sup> se stálou konfigurací vzácného plynu  
⇒ ox. číslo -1

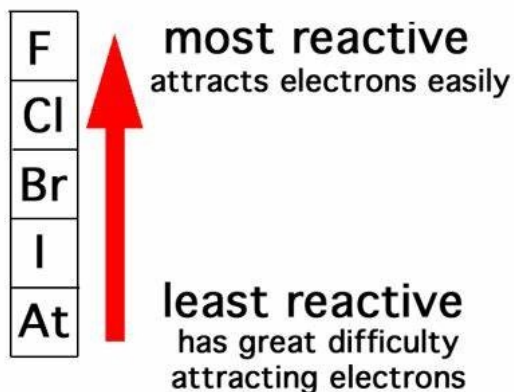
lehčí halogen je vždy schopen oxidovat anion těžšího halogenu a vylučovat ho z vodného roztoku v elementární formě



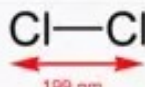

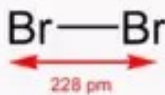



schopnost vytvářet soli přímo s kovy  
→ solitvorné prvky



Halogen/ Halide	Fluorine (F <sub>2</sub> )	Chlorine (Cl <sub>2</sub> )	Bromine (Br <sub>2</sub> )	Iodine (I <sub>2</sub> )
Fluoride (F <sup>-</sup> )	No reaction	No reaction	No reaction	No reaction
Chloride (Cl <sup>-</sup> )	F <sub>2</sub> + 2Cl <sup>-</sup> → 2F <sup>-</sup> + Cl <sub>2</sub>	No reaction	No reaction	No reaction
Bromide (Br <sup>-</sup> )	F <sub>2</sub> + 2Br <sup>-</sup> → 2F <sup>-</sup> + Br <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub> + 2Br <sup>-</sup> → 2Cl <sup>-</sup> + Br <sub>2</sub>	No reaction	No reaction
Iodide (I <sup>-</sup> )	F <sub>2</sub> + 2I <sup>-</sup> → 2F <sup>-</sup> + I <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub> + 2I <sup>-</sup> → 2Cl <sup>-</sup> + I <sub>2</sub>	Br <sub>2</sub> + 2I <sup>-</sup> → 2Br <sup>-</sup> + I <sub>2</sub>	No reaction

vysoká reaktivita halogenů (u  $F_2$  je reaktivita tak vysoká, že nereaguje pouze s 3 prvky - He, Ne, Ar)  $\Rightarrow$  v přírodě se nenacházejí ve volném stavu, pouze ve sloučeninách



halogen	molecule	structure	model	$d(X-X)$ / pm (gas phase)	$d(X-X)$ / pm (solid phase)
fluorine	$F_2$	$F-F$ 		143	149
chlorine	$Cl_2$	$Cl-Cl$ 		199	198
bromine	$Br_2$	$Br-Br$ 		228	227
iodine	$I_2$	$I-I$ 		266	272
astatine	$At_2$				

Element	Symbol	Atomic Number	Electronic configuration
Fluorine	F	9	$1s^2, 2s^2, 2p^5$
Chlorine	Cl	17	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$
Bromine	Br	35	$1s^2, 2s^2, 2p^4, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^5$
Iodine	I	53	$1s^2, 2s^2, 2p^4, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^6, 4d^{10}, 5s^2, 5p^5$
Astatine	At	85	$1s^2, 2s^2, 2p^4, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^6, 4d^{10}, 5s^2, 5p^6, 5d^{10}, 6s^2, 6p^5$

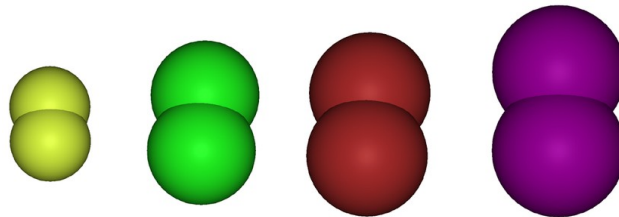
## Oxidační čísla:

fluor jako jediný prvek nemůže mít jiné oxidační číslo než  $-1$ ,  
ostatní halogeny mají i další oxidační čísla:  $I$ ,  $III$ ,  $(IV)$ ,  **$V$** ,  **$VII$**

ox. č.  $VII$  - uplatnění všech elektronů na orbitalech  $ns^2np^5$

ox. č.  $V$  - stálost ox. čísla stoupá podél podskupiny směrem k těžším homologům; stabilizace valenčních elektronů na orbitalech  $ns^2$  (tzv. inertní el.  $ns^2$  pár)  $\Rightarrow$  existuje stálý  $I_2O_5$ , ale  $Cl_2O_5$  a  $Br_2O_5$  neexistují.

nepolární kovalentní biatomické molekuly halogenů se lépe rozpouštějí v málo polárních rozpouštědlech ( $CS_2$ ,  $CHCl_3$ ,  $CCl_4$ ,  $C_6H_6$ )



## Reakce halogenů s vodou a s hydroxidy

1) vodné roztoky halogenů podléhají na světle pomalé hydrolýze:

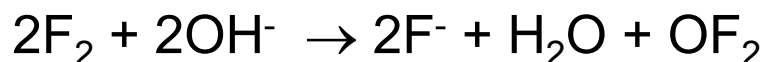
pro  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$  platí:



pro  $\text{F}_2$  platí:



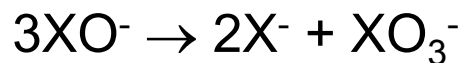
2) ve vod. roztoku alkalických hydroxidů se liší chování halogenů:



u ostatních halogenů:



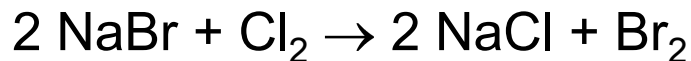
hydrolýza



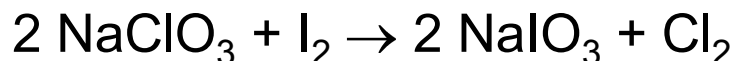
disproporcionace

# Obecné metody přípravy halogenů

## 1) Vzájemné vytěsňování ze svých sloučenin:

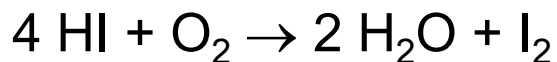
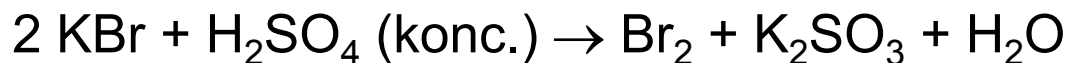


(u halogenidů lehčí halogen vytěsňuje těžší)

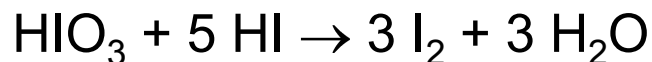


(ze sloučenin, v nichž halogeny mají kladné ox. číslo mohou být vytěsněny těžším halogenem)

## 2) Oxidací halogenvodíků nebo halogenidů:



## 3) Redukcí kyslíkatých sloučenin halogenů:



# Fluor

žlutozelený plyn pronikavého zápachu. Fluor je extrémně *jedovatý*, leptá dokonce i sklo. Přírodní fluor je ze 100 % tvořen stabilním izotopem  $^{19}\text{F}$ , uměle bylo připraveno dalších 10 nestabilních izotopů fluoru s nukleonovými čísly 15 až 25.

mimořádná reaktivita dána malou velikostí atomu → max. elektronegativita.

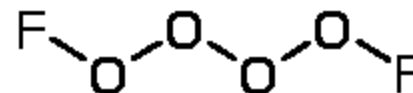
pevná kovalentní vazba v molekulách, menší blízkost vázaných atomů,  
např.: v molekulách  $\text{CX}_4$ :

C-F (428 kJ/mol)

C-Cl (327 kJ/mol)

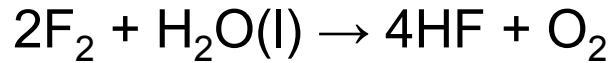
Fluor jako jediný známý prvek tvoří valenční sloučeniny s netečným plynem radonem. Elementární fluor i řada fluoridů patří mezi extrémně silná oxidační činidla, fluorid platinový  $\text{PtF}_6$  oxiduje i netečný plyn xenon.

Kromě kyslíku, dusíku a chloru přímo reaguje téměř se všemi prvky. S vodíkem reaguje fluor explozivně za vzniku fluorovodíku, s ostatními nekovy za vývoje plamene. S kyslíkem se slučuje pouze nepřímo za vzniku několika různých fluoridů kyslíku, např.  $\text{OF}_2$ ,  $\text{O}_2\text{F}_2$ ,  $\text{O}_4\text{F}_2$  a dalších.





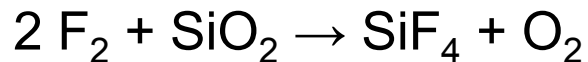
Reakce fluoru s kapalnou vodou probíhá za vzniku fluorovodíku a kyslíku:



Reakce fluoru s ostatními halogeny probíhá za vzniku interhalogenů typu:  $\text{XF}$ ,  $\text{XF}_3$  a  $\text{XF}_5$ , s jodem i  $\text{XF}_7$ .

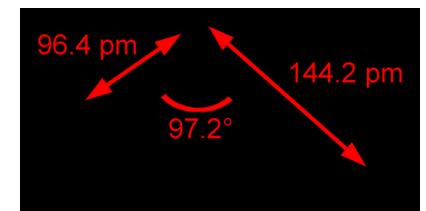
Některé kovy reagují s fluorem za normálních teplot nebo při mírném zahřátí jen na povrchu a vzniklý povlak brání další reakci – **pasivace**. Při silnějším zahřívání reakce pokračuje do hloubky a některé kovy jako zinek, cín nebo hliník, dokonce vzplanou. Za červeného žáru působí fluor dokonce i na zlato a platinu.

Sklo (tvořené oxidem křemičitým), reaguje s fluorem za vzniku plynného fluoridu křemičitého a kyslíku.



Působením fluoru na vodu vzniká fluorovodík a kyslík, který obsahuje také malé množství ozonu, za jistých podmínek však působením fluoru na vodu vzniká fluorovodík  $\text{HF}$  a kyselina fluorná  $\text{HOF}$ .

Je to pevná krystalická látka, která se explozivně rozkládá za vzniku  $\text{HF}$  a kyslíku



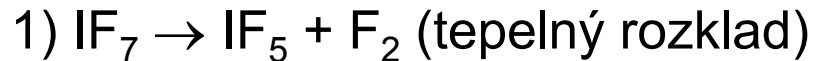
Průměrný obsah fluoru v zemské kůře je 0,0585 %. V přírodě se elementární fluor jako prvek, díky své značné reaktivitě, nevyskytuje.

Ojedinělý výskyt přírodního elementárního fluoru je znám v antozonitu (páchnoucí fluorit) z dolu Wölsendorf v Bavorsku (e zdejším radioaktivním fluoritu byly zjištěny až 200 nm velké bubliny fluoru („smradlavý kazivec“). Elementární fluor se uvolňuje z fluoridu vápenatého působením beta záření, jehož zdrojem je uran přítomný v antozonitu)



Nejdůležitějšími užitkovými nerosty fluoru jsou minerály fluorit (kazivec)  $\text{CaF}_2$ , fluoroapatit  $\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$  a kryolit  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ . Ze všech nerostů mají nejvyšší obsah fluoru minerál griceit  $\text{LiF}$  (73,24 % F), barberit  $(\text{NH}_4)\text{BF}_4$  (72,5 % F) a ferucit  $\text{NaBF}_4$  (69,2% F). Celkem bylo popsáno přes 440 nerostů s obsahem fluoru.

## *Příprava fluoru:*



2) Tavná elektrolýza směsi fluoridů alkalických kovů

## *Výroba:*

Tavnou elektrolýzou ( $T = 250\text{-}300 \text{ C}$ ) hydrogenfluoridu draselného  $\text{KF} \cdot 2\text{HF}$  - přibližné složení

Elektrolýza probíhá při teplotě  $250\text{-}300 \text{ C}$  v elektrolyzérch vyrobených ze slitin niklu.

Přímé využití nachází fluor jako okysličovadlo v raketových motorech a jako fluorační činidlo v organické syntéze (výrobu teflonu a dalších syntetických organických polymerů).

Krátkodobý pozitronový radionuklid  $^{18}\text{F}$  ( $T_{1/2} = 110 \text{ min.}$ ) se používá v emisní tomografii.

# Chlor

žlutozelený plyn charakteristického zápachu. Má 2 stabilní izotopy  $^{35}\text{Cl}$  a  $^{37}\text{Cl}$ .

Stejně jako ostatní halogeny, je i chlor mimořádně chemicky reaktivní prvek. Reaktivita chloru je ale ve srovnání s fluorem poněkud nižší.

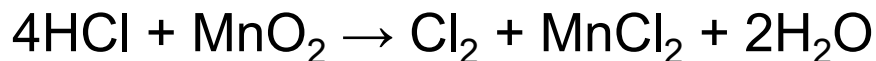
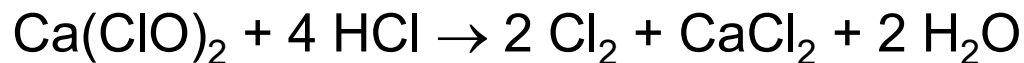
Chlor reaguje s většinou prvků přímo, sloučeniny chloru s uhlíkem, kyslíkem a dusíkem lze připravit nepřímo.

Průměrný obsah chloru v zemské kůře je 0,2 %. V přírodě se volný chlor nevyskytuje, ve velkém množství se chlor nachází zejména v chloridech alkalických kovů. Celkem bylo popsáno více než 300 nerostů s obsahem chloru.

Chlorid sodný ( $\text{NaCl}$ , halit, sůl kamenná) je hlavní složkou solí obsažených v mořské vodě. Další minerály: sylvín ( $\text{KCl}$ ), karnalit ( $\text{KMgCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ) nebo kainit ( $\text{KMgClSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ).

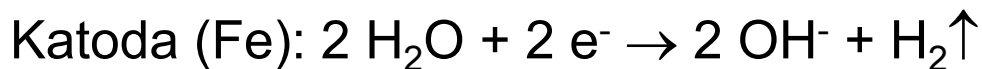
## *Příprava:*

oxidací chlorovodíku:

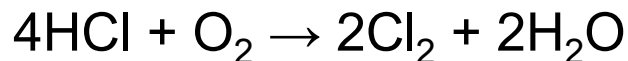


## *Výroba:*

vedlejší produkt při výrobě NaOH elektrolýzou vodného roztoku NaCl



katalytická oxidace chlorovodíku (různé postupy)



## *Použití*

chlorační činidlo při výrobě velké řady anorganických i organických sloučenin, bělidlo, výroba bromu, sterilizace pitné vody

## Mechanismus sterilizace vody pomocí chloru

K ničení choroboplodných zárodků v chlorované vodě nedochází přímým působením chloru, ale vlivem volného kyslíku, který vzniká rozkladem kyseliny chlorné HClO, vzniklé rozpouštěním chloru ve vodě.

Reaction of chlorine with water



Reaction of calcium-hypochlorite with water



Reaction of sodium-hypochlorite with water



formation of hypochlorous-acid (HOCl) !!

Addition of  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Ca(OCl)}_2$ ,  $\text{NaOCl}$

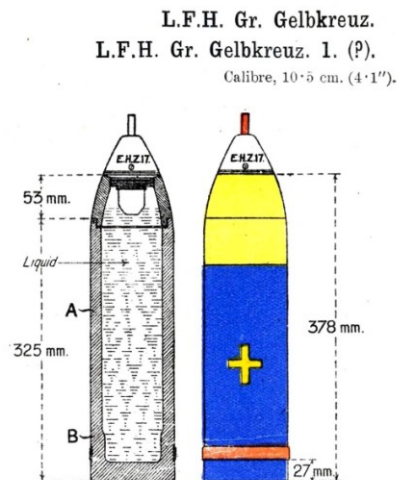
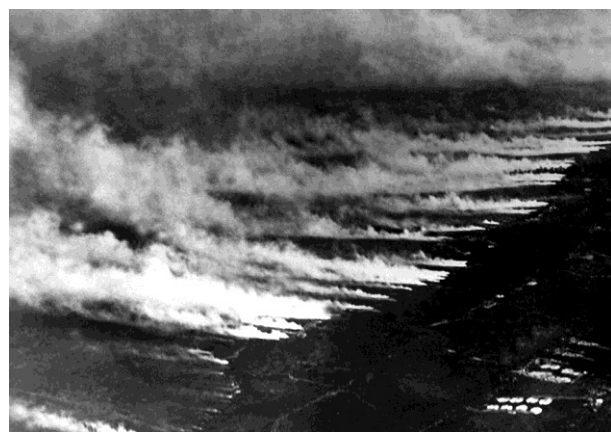


# Válečné použití chloru

Poprvé byl použit německou armádou v roce 1915 - na západní frontě v bitvě u Ypres, na východní frontě při obléhání pevnosti Osowiec.

Chlor je těžší než vzduch, drží se v zákopech.

Chlor reaguje s vlhkostí obsaženou ve sliznicích za vzniku kyseliny chlorovodíkové, která poškozují zejména oči a plicní tkáň.



# Brom

červenohnědá kapalina, nepříjemného zápachu. Přírodní brom je směsí dvou stabilních izotopů  $^{79}\text{Br}$  a  $^{81}\text{Br}$ , uměle bylo připraveno dalších 24 radioaktivních izotopů s nukleonovými čísly 68 až 94.

Brom ochotně reaguje s celou řadou prvků, svými chemickými vlastnostmi se značně podobá chloru.

V přírodě se volný brom nevyskytuje, je obsažen v řadě sloučenin, většinou jako doprovod chloru. Obsah bromu v zemské kůře je 2,4 ppm. Nejdůležitějším minerálem bromu je **bromkarnalit**  $\text{KBr}\cdot\text{MgBr}_2\cdot 6\text{H}_2\text{O}$ .

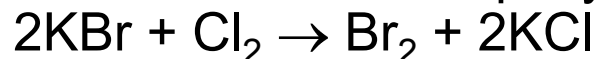
## *Příprava:*

oxidací bromidů v kyselém prostředí:



## *Výroba:*

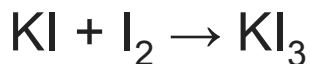
z matečných louhů po zpracování karnalitu, brom se vytěsňuje po okyselení chlorem za zvýšené teploty:



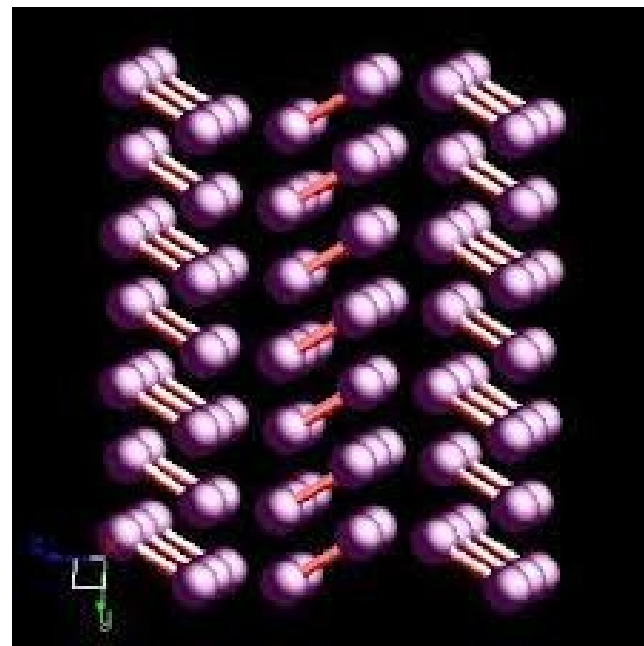
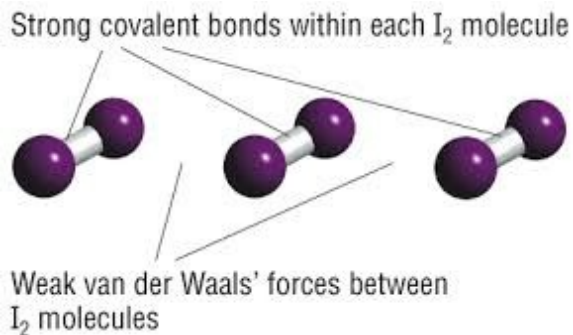
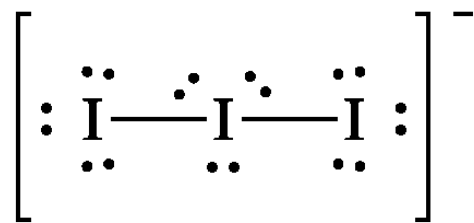


# Jod

Elementární jod je tmavě fialová až černá látka, která za atmosférického tlaku přechází přímo do plynné fáze, **sublimuje**. Jeho páry mají fialovou barvu a charakteristický dráždivý zápach. Ve vodě se rozpouští velmi slabě, lépe je rozpustný v **ethanolu** nebo nepolárních rozpouštědlech jako **sirouhlík** ( $\text{CS}_2$ ), **tetrachlormethan** ( $\text{CCl}_4$ ) nebo **benzen** ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ). Je rozpustný ve vodném roztoku **jodidu draselného**, s kterým tvoří trijodidový anion, tohoto se využívá v jodometrických titracích.



$\text{I}_3^-$ : žlutý až tmavohnědý  
"Lugolův roztok"

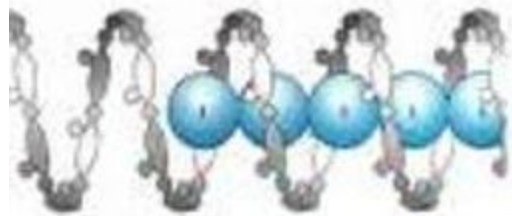
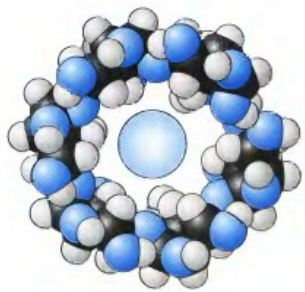


# Jod

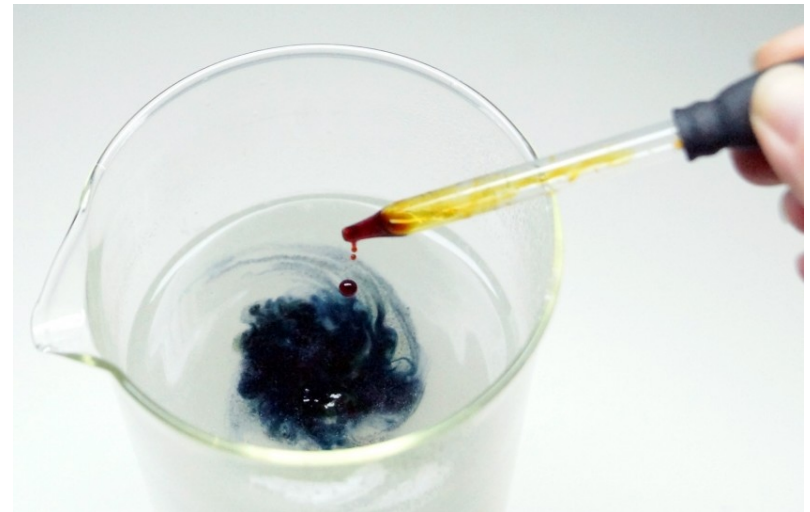
v nepolárních rozpouštědlech - fialové roztoky

v polárních rozpouštědlech hnědé roztoky, = důsledek solvatace → posun  $I_{\max}$  absorpčního pásu přenosem náboje

Se škrobem jod tvoří tmavě modrý komplex



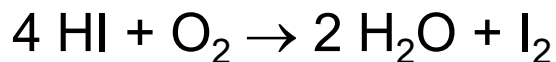
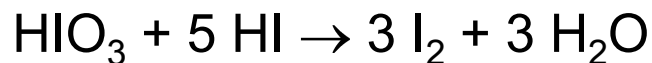
Amylose-iodine complex



Přírodní jod je ze 100 % tvořen stabilním izotopem  $^{127}\text{I}$ , uměle bylo připraveno dalších 33 nestabilních izotopů jodu s hmotnostními čísly od 108 do 141.

Jod je méně reaktivní než ostatní halogeny. Snadno reaguje s fosforem, železem a rtutí. S vodíkem reaguje jod neochotně. S kyslíkem se přímo neslučuje, nepřímo lze připravit oxid jodičný  $I_2O_5$ , který je jediným známým stabilním oxidem halogenů.

*Příprava:*



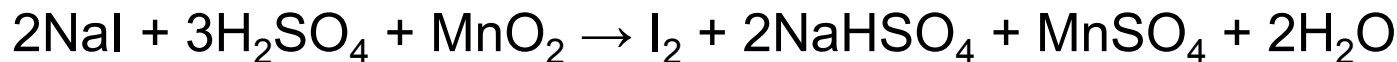
*Výroba:*

1) z matečných louhů po zpracování chilského ledku, přidáním směsi  $HSO_3^-$  a  $SO_3^{2-}$



( $IO_3^-$  se částečně redukuje na  $I^-$ , který reaguje s nezreagovaným  $IO_3^-$  na  $I_2$ )

2) z popela z mořských chaluh a některých naftových vod obsahujících jodidy. Výroba jodu z jodidů se provádí oxidací jodičnany, chromany nebo oxidem manganičitým v kyselém prostředí:



Jod se v přírodě vyskytuje pouze ve sloučeninách, elementární jod se v přírodě nenalézá. Průměrný obsah jodu v zemské kůře je 0,045 %.

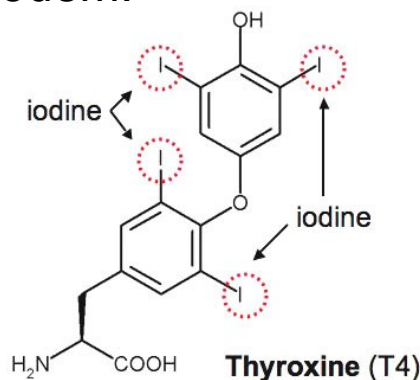
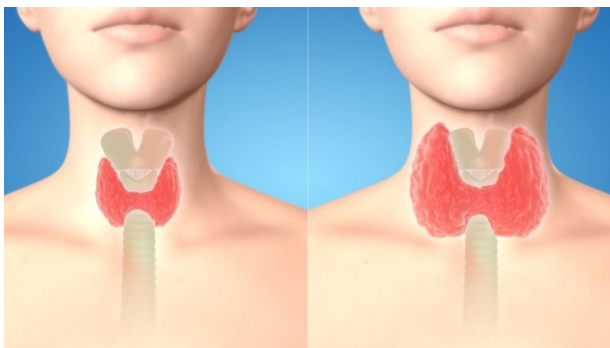
Zdrojem jodu je chilský ledek, ve kterém je jod přítomen jako jodičnan.

Největší využití nalézá jod a jeho sloučeniny v lékařství jako desinfekce a zejména jako laboratorní činidlo pro celou řadu analytických metod (oxidimetrie, jodometrie).

V nukleární medicíně má klíčový význam pro diagnostiku a terapii onemocnění štítné žlázy radiojód  $^{131}\text{I}$  ( $T_{1/2} = 8 \text{ dní}$ ).

## Endemická struma

Zvětšení štítné žlázy důsledku nedostatku jódu. Onemocnění bylo výrazně častější ve vnitrozemských oblastech oproti oblastem přímořským, kde potřeba jódu byla satureována díky jídelníčku bohatému na mořské ryby; tuto příčinu se podařilo odstranit obohacováním potravinářské soli jódem.



# Astat

= černá, tuhá látka, vzhledem i chováním podobná jodu. Zahříváním přechází na tmavě fialové páry.

Astat nemá žádný stabilní izotop a v přírodě se vyskytuje jen v naprosto nepatrných množstvích jako člen některé z uranových, popř. thoriové rozpadové řady. Je známo cca 30 izotopů astatu, z nichž nejstabilnější  $^{210}\text{At}$  má poločas rozpadu 8,3 hodiny.

Sloučeniny se velmi rychle rozpadají vlivem radioaktivity:

**Astatidy**  $\text{As}^-$  (astatid sodný  $\text{NaAt}$ , hořečnatý  $\text{MgAt}_2$  a **astatovodík**  $\text{HAt}$ ).

Silnými oxidačními činidly lze připravit **astatnany**  $\text{AtO}^{-1}$ , **astatitany**  $\text{AtO}_2^{-1}$  a **astatičnany**  $\text{AtO}_3^{-1}$ .

S ostatními halogeny tvoří fluorid astatný  $\text{AtF}$ , chlorid astatný  $\text{AtCl}$  a jodid astatný  $\text{AtI}$ .

# Sloučeniny halogenů

## Halogenvodíky

HF, HCl, HBr, HI

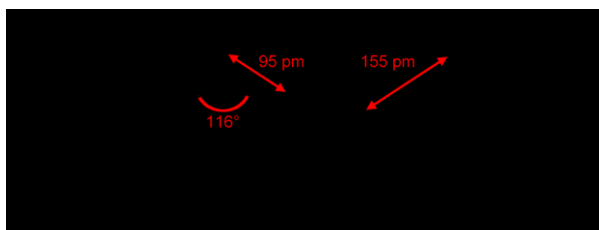
snadno zkapalnitelné, fyziologicky dráždivé, leptající, jedovaté plyny

TABLE 22.3 Properties of the Hydrogen Halides

Property	HF	HCl	HBr	HI
Molecular weight	20.01	36.45	80.92	127.91
Melting point (°C)	-83	-115	-89	-51
Boiling point (°C)	19.5	-84.2	-67.1	-35.1
Bond enthalpy (kJ/mol)	567	431	366	299
H—X bond length (Å)	0.92	1.27	1.41	1.61
Solubility in H <sub>2</sub> O (g/100 g H <sub>2</sub> O, 10°C)	∞	78	210	234

snadno se rozpouštějí v H<sub>2</sub>O na roztoky halogenvodíkových kyselin

Properties	HF	HCl	HBr	HI
Melting point/K	190	159	185	222
Boiling point/K	293	189	206	238
Bond length(H—X)/pm	91.7	127.4	141.4	160.9
$\Delta_{\text{diss}} H^\circ/\text{kJ mol}^{-1}$	574	432	363	295
$pK_a$	3.2	-7.0	-9.5	-10.0



← increasing order of bond dissociation energy  
 → increasing order of acidic strength

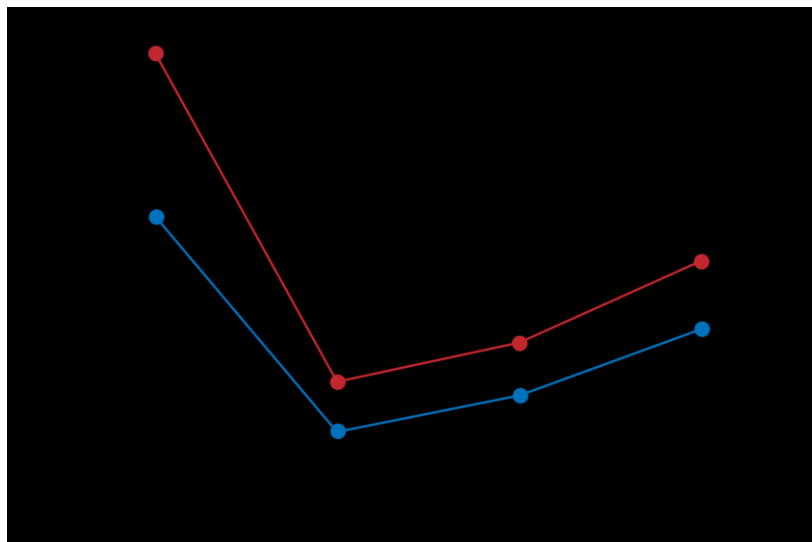
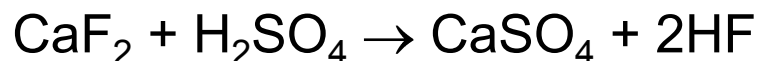
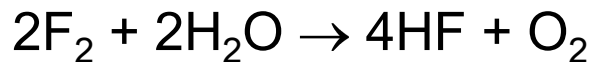
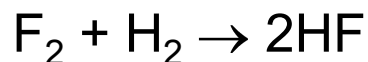


Table 3.4: General Properties:

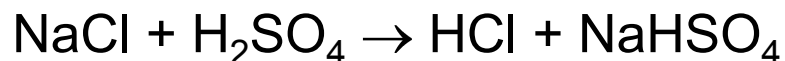
	HF	HCl	HBr	HI
Bond dissolution enthalphy	+562	+431	+366	+299
% of ionic character	43	17	113	7

## Příprava halogenvodíků

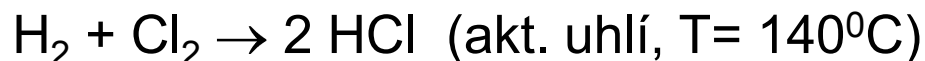
**HF:**



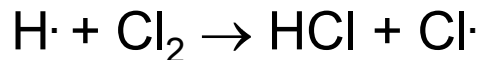
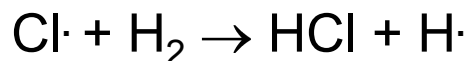
**HCl:**



(vytěsněním z chloridům méně těkavou kyselinou)



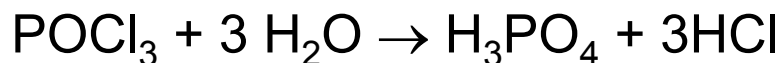
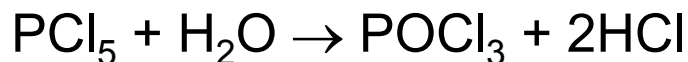
- nutná značná opatrnost, třaskavá chlorová směs, vybuchuje po ohřevu či UV světlem v důsledku řetěz. reakce:



...



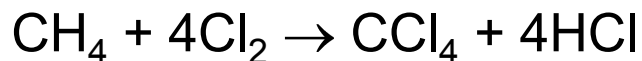
Rozkladem některých kovalentních chloridů vod. parou:



Reakcí chloru s vod. parou na rozžhaveném koksu:

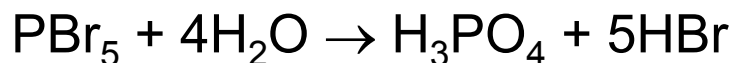
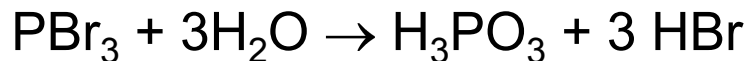


Chlorací org. sloučenin:

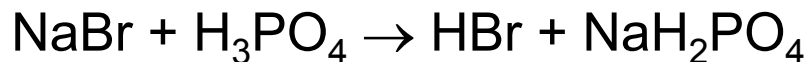


**HBr:**

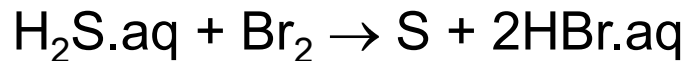
Hydrolýza kovalentních bromidů



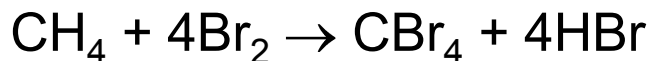
Vytěsněním z bromidů méně těkavou kyselinou



Oxidací kovalentních hydridů bromem ve vod. roztoku:



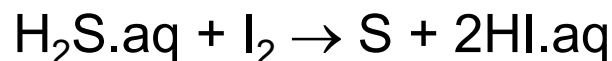
Bromací org. sloučenin:



**HI:**

- příprava analogicky k HBr

Např:



*Použití*

**HF:** výroba fluor. derivátů, výroba polovodičů, F<sub>2</sub>, freonů, fluoroplastů;  
významné nevodné ionizující rozpouštědlo

**HCl:** výroba chlor. derivátů, výroba řady solí, hydrolytické odbourávání  
bílkovin, součást žaludeční šťávy (0.3- 0.5 %)

**HBr, HI:** příprava solí

# Halogenvodíkové kyseliny

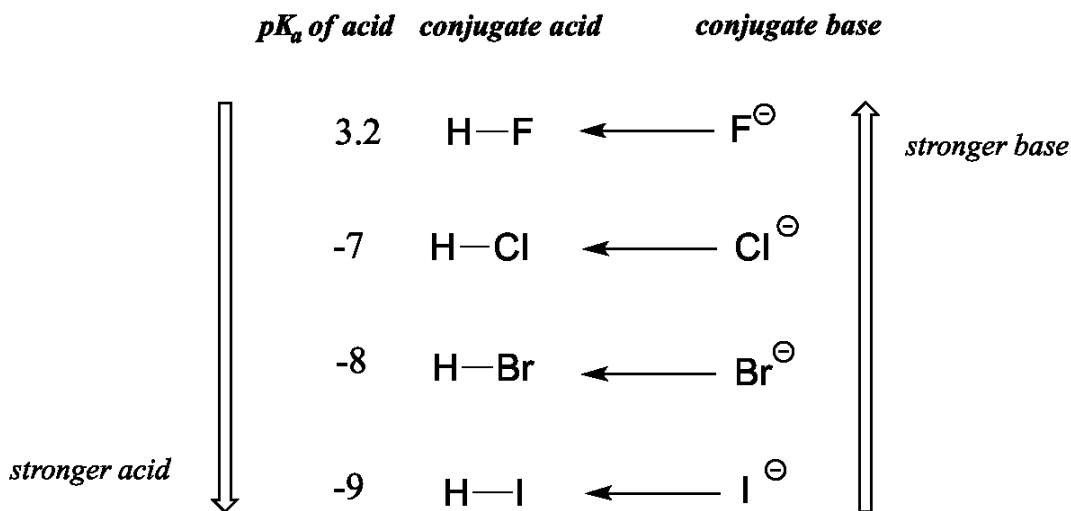
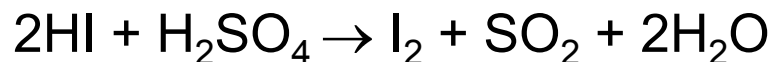
- adsorpcí halogenvodíku v H<sub>2</sub>O

Obchodní preparáty: 48% HF, 37% HCl, 48% HBr, 47% HI

- odstupňovanou kyselost (vliv velikosti aniontu): HI je nejsilnější halogenvodíková kyselina

Klesající stálost vazby H-X se u HBr a HI projevuje též v snadném uvolnění halogenů a jejich redukční působení

HBr a HI nelze připravit rozkladem alkalických halogenidů např. konc. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, vznikající HBr nebo HI redukuje H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:



# Halogenidy

- iontové
- kovalentní

## Iontové halogenidy

- halogenidy s elektropozitivními prvky, velký rozdíl elektronegativit (např. LiF)
- málo těkavé, pevné, stálé látky, většinou dobře rozpustné v H<sub>2</sub>O, výjimku tvoří některé fluoridy s vysokými mřížkovými energiemi (LiF, CaF<sub>2</sub>, SrF<sub>2</sub>, BaF<sub>2</sub>, fluoridy lanthanoidů a aktinoidů)

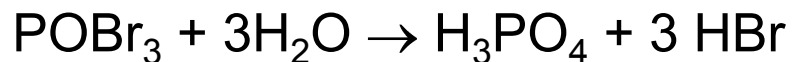
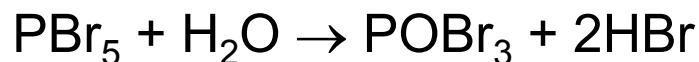
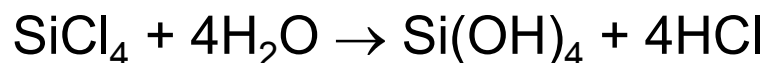
# Kovalentní halogenidy

- malý rozdíl elektronegativit

## Nízkomolekulární

### *Halogenidy nekovů a polokovů*

- obvykle snadná hydrolýza za vzniku halogenvodíku, oxokyseliny nebo hydroxidu:

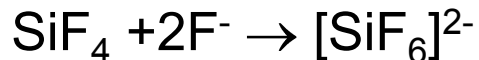


$\text{SF}_6$ ,  $\text{SiF}_4$ ,  $\text{TeBr}_4$ , ...

### *Halogenidy kovů ve vyšších oxidačních stavech*

$\text{TiCl}_4$ ,  $\text{SnCl}_4$ ,  $\text{UF}_5$ ,  $\text{WF}_6$ , ...

Halogenidové ionty mohou vystupovat jako ligandy a tvořit komplexy s přechodnými kovy nebo s kovalentními halogenidy:

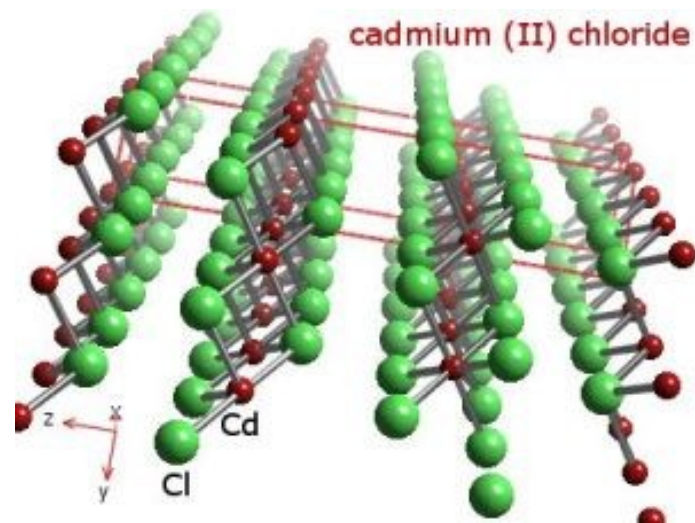
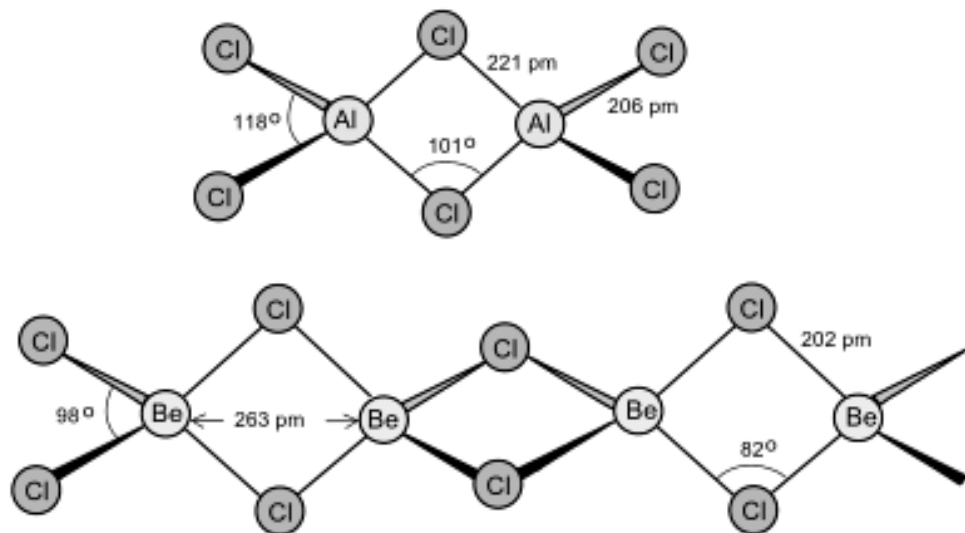


## Vysokomolekulární

s lineárními, rovinnými nebo prostorovými sítěmi kovalentních vazeb

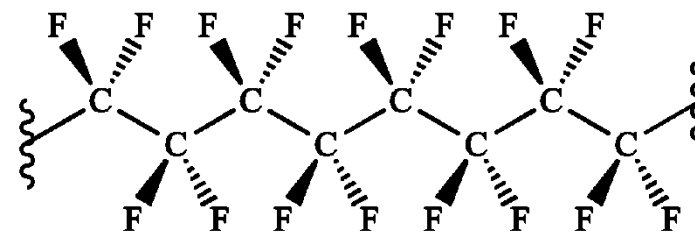
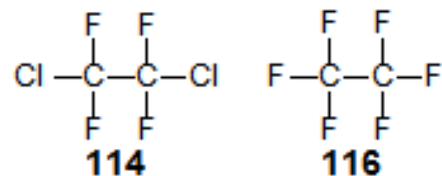
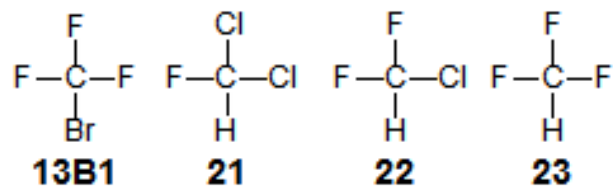
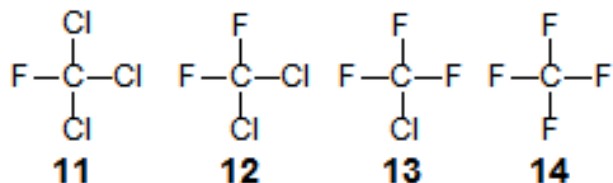
Atomy halogenů mají několik volných elektronových párů => mohou fungovat jako můstkové ligandy.

$\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CdCl}_2$ ,  $\text{CuBr}_2$ ,  $\text{BiI}_3$

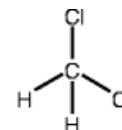
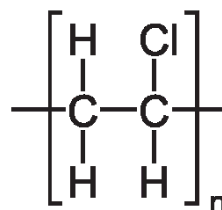


# Kovalentní halogenidy uhlíku

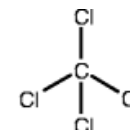
## Freons



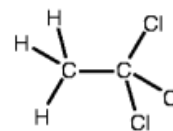
PTFE (Teflon)



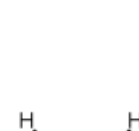
dichloromethane (DCM)



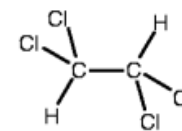
carbon tetrachloride (CT)



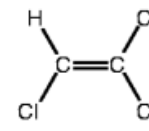
1,1,1 - trichloroethane (1,1,1-TCA)



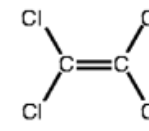
vinyl chloride (VC)



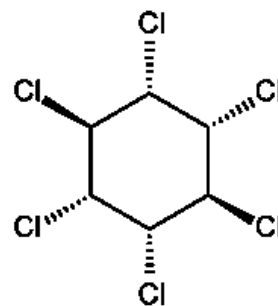
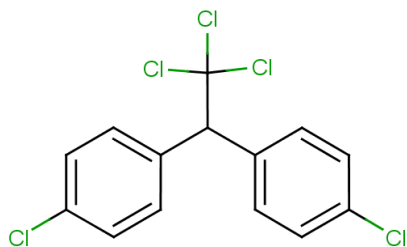
1,1,2,2 - tetrachloroethane (1,1,2,2-TeCA)

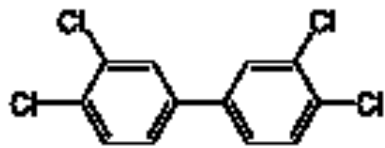


trichloroethene (TCE)

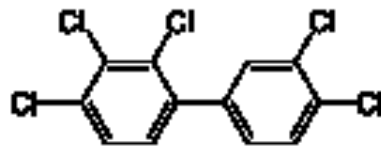


perchloroethene (PCE)

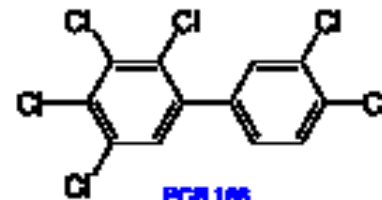




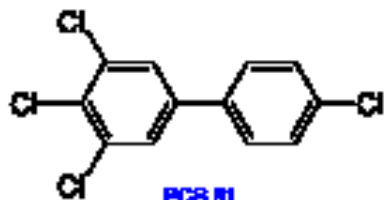
PCB 77



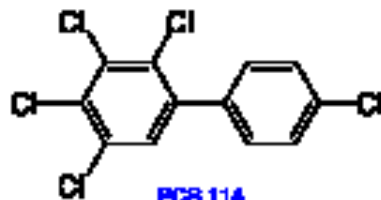
PCB 105



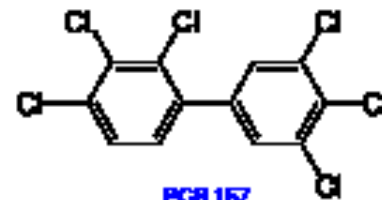
PCB 106



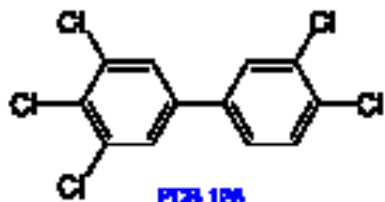
PCB 81



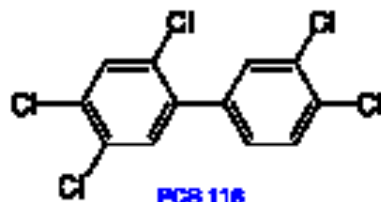
PCB 114



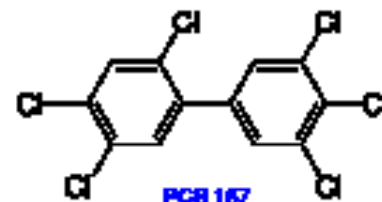
PCB 157



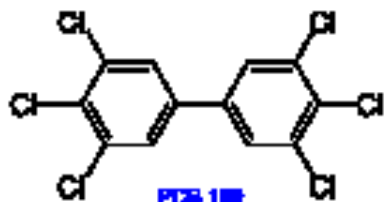
PCB 126



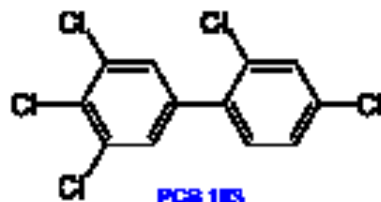
PCB 116



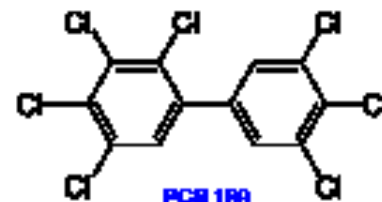
PCB 157



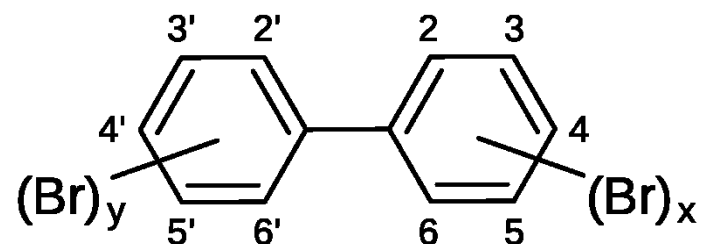
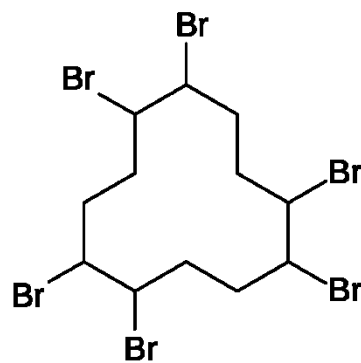
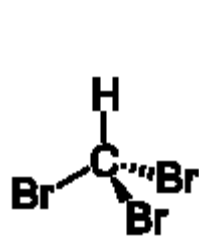
PCB 188



PCB 185



PCB 189





## Podle chování k vodě

1. *Halogenidy podléhající pouze elektrolytické disociaci (výrazně iontové)*

NaCl, KI, CaCl<sub>2</sub>

2. *Hydrolyzující halogenidy (halogenidy nekovů, polokovů a některých kovů)*

PI<sub>3</sub>, AsCl<sub>3</sub>, TiCl<sub>4</sub>

3. *Halogenidy nereagující s vodou*

CCl<sub>4</sub>, SF<sub>6</sub>, SeF<sub>6</sub>, OsF<sub>6</sub>

Chloride	NaCl	MgCl <sub>2</sub>	AlCl <sub>3</sub>	SiCl <sub>4</sub>	PCl <sub>3</sub>	PCl <sub>5</sub>
Structure	giant ionic lattice		simple molecular			
Bonding	strong electrostatic forces of attraction between the ions		weak van der Waals' forces of attraction between molecules			
Melting point / °C	808	714	sublimes at 180	- 70	-112	sublimes at 162
Reaction with water	dissolves to form neutral solution	hydrolyses to a small extent to form a slightly acidic solution	hydrolyses to give acidic solution			
Approximate pH of solution	pH ≈ 7	pH ≈ 6.5	pH ≈ 3	pH = 1	pH = 1	pH = 1

**Fluorid uranový** slouží k rozdělení izotopů uranu pro použití v jaderných elektrárnách.

**Fluorid sodný** NaF a **fluorid cínatý** SnF<sub>2</sub> se přidávají jako desinfekce do zubních past a slouží k ochraně dřeva před hnilobou.

**Fluorid sírový** SF<sub>6</sub> se využívá k přípravě inertní atmosféry při odlévání hořčíkových slitin, ve směsi s dusíkem nebo argonem slouží k odstraňování vodíku a dalších nežádoucích prvků, které způsobují poréznost hliníku a mědi. SF<sub>6</sub> se také používá jako zvukově izolační plyn do dvojitých skel oken.

**Hydrofluorid amonný** NH<sub>4</sub>HF<sub>2</sub> se používá jako desinfekční činidlo v lihovarnictví a k leptání skla.

**Fluorid boritý** BF<sub>3</sub> se používá jako katalyzátor iontových polymerací alkenů,

**Fluoridy stříbrnatý** AgF<sub>2</sub>, **kobaltitý** CoF<sub>3</sub>, **niklitý** NiF<sub>3</sub>, **chloritý** ClF<sub>3</sub>, **bromitý** BrF<sub>3</sub>, **fosforečný** PF<sub>5</sub> a **siřičitý** SF<sub>4</sub> jsou důležitá fluorační činidla.

**Fluorid dusitý**  $\text{NF}_3$  selektivní leptací činidlo při výrobě polovodičů

**Jodid dusitý**  $\text{NI}_3$  třaskavina (jododusík)

**Bromid stříbrný**  $\text{AgBr}$  využití ve fotografickém průmyslu

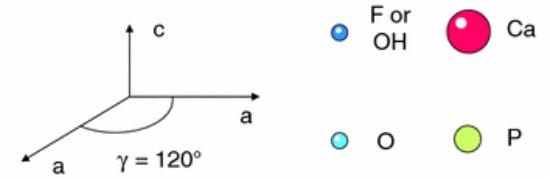
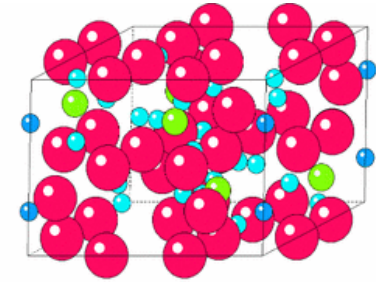
**Chloridy:** biogenní ion, vliv na hospodaření organismu s vodou, acidobazickou rovnováhu a osmotický tlak tělních tekutin. Součást izotonických a fyziologických roztoků v medicíně.

**Bromidy:** hypotenzivní a sedativní účinky

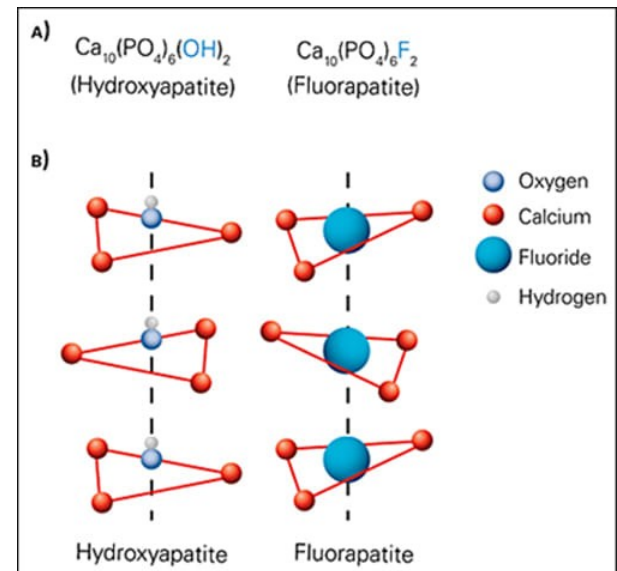
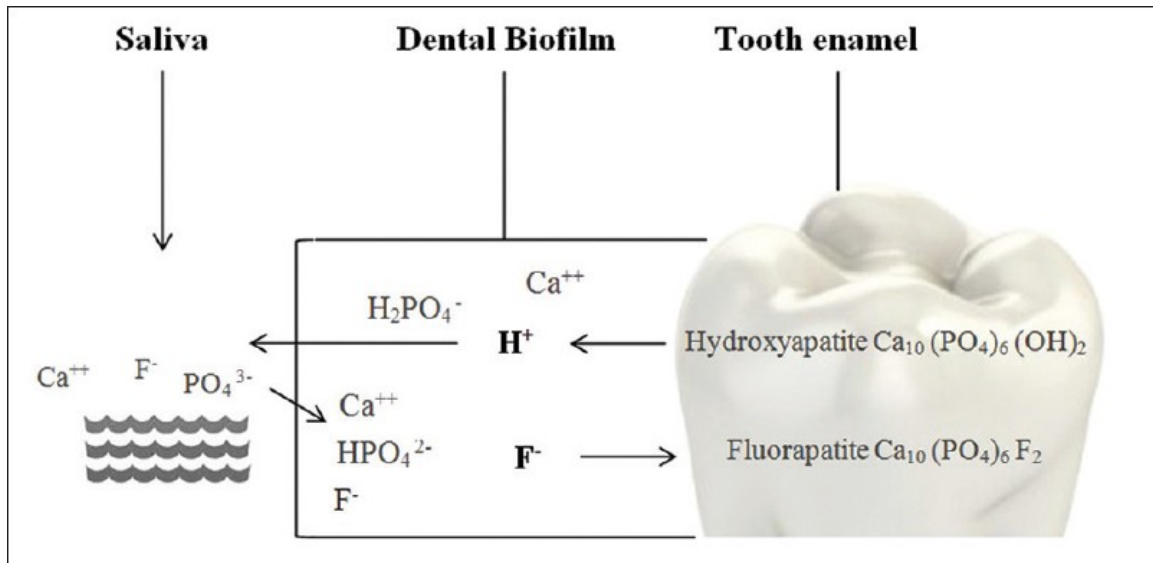
Ion	Silver Nitrate	Dilute Ammonia	Concentrated Ammonia
F <sup>-</sup>	No visible change (clear solution)		
Cl <sup>-</sup>	White Precipitate	Colourless Solution	
Br <sup>-</sup>	Cream Precipitate	Cream Precipitate	Colourless Solution
I <sup>-</sup>	Yellow Precipitate	Yellow Precipitate	Yellow Precipitate

# Fluoridy v zubní pastě

Fluoroapatit je méně rozpustný než hydroxyapatit, dochází ke zpevňování skloviny.



	hydroxyapatite	fluorapatite
Composition	$\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$	$\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6\text{F}_2$
a (nm)	0.94282	0.93684
c (nm)	0.68777	0.68841



# Interhalogenové sloučeniny

skupina sloučenin, které tvoří halogeny mezi sebou

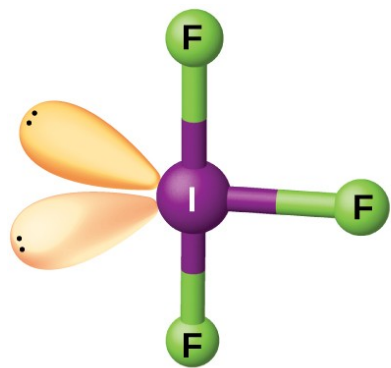
zákl. typy: AX, AX<sub>3</sub>, AX<sub>5</sub>, AX<sub>7</sub>

- halogen X vždy elektronegativnější než A
- nejobvyklejší typ AB
- stálost sloučenin AB klesá s rozdílem elektronegativit

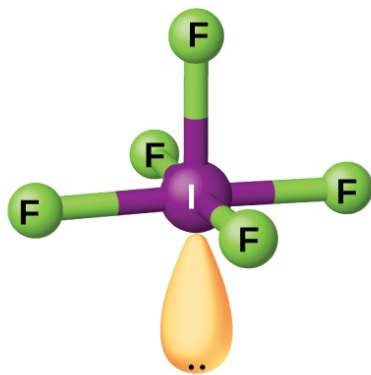
XY	XY <sub>3</sub>	XY <sub>5</sub>	XY <sub>7</sub>
ClF(g) <sup>a</sup>	ClF <sub>3</sub> (g)	ClF <sub>5</sub> (g)	
BrF(g)	BrF <sub>3</sub> (l)	BrF <sub>5</sub> (l)	
BrCl(g)			
ICl(s)	ICl <sub>3</sub> (s)	IF <sub>5</sub> (l)	IF <sub>7</sub> (g)
IBr(s)			

<sup>a</sup>The states of matter are given for 25 °C and 1 atm.

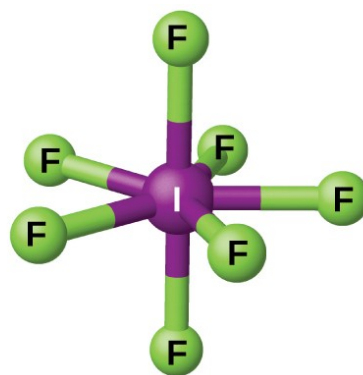
AX	AX <sub>3</sub>	AX <sub>5</sub>	AX <sub>7</sub>
ClF	ClF <sub>3</sub>	ClF <sub>5</sub>	IF <sub>7</sub>
BrF	BrF <sub>3</sub>	BrF <sub>5</sub>	
BrCl	IF <sub>3</sub>	IF <sub>5</sub>	
ICl	I <sub>2</sub> Cl <sub>6</sub>		
IBr			
IF (unstable)			



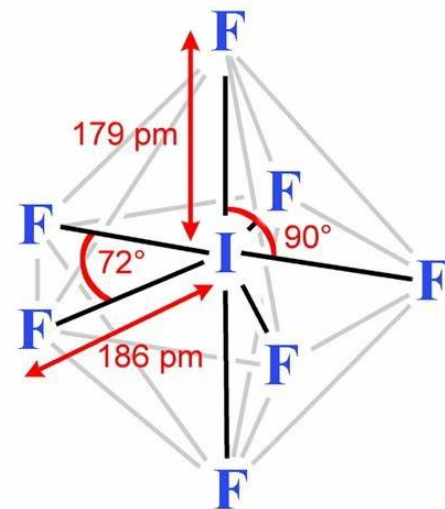
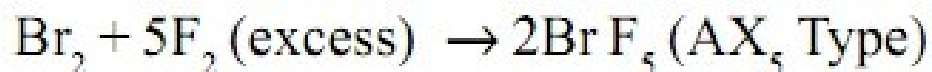
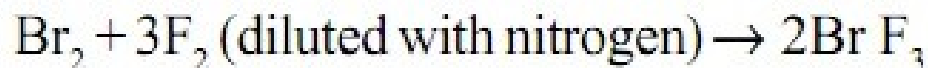
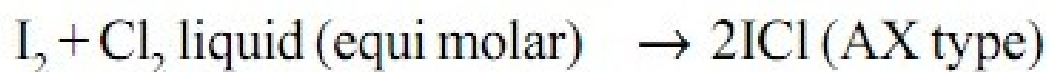
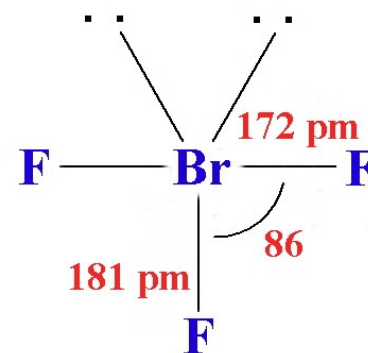
IF<sub>3</sub>



IF<sub>5</sub>



IF<sub>7</sub>



Compound	ClF	BrF	BrCl	ICl	IBr	ClF <sub>3</sub>	BrF <sub>3</sub>	IF <sub>3</sub>	I <sub>2</sub> Cl <sub>6</sub>	ClF <sub>5</sub>	BrF <sub>5</sub>	IF <sub>5</sub>	IF <sub>7</sub>
Appearance at 298K	Colorless gas	Pale brown gas	impure	Red solid	Black solid	Colorless gas	Yellow liquid	Yellow solid	Orange solid	Colorless gas	Colorless liquid	Colorless liquid	Colorless gas
Stereochemistry	linear	linear	linear	linear	linear	T-shaped	T-shaped	T-shaped	planar	square-based pyramid	square-based pyramid	square-based pyramid	pentagonal bipyramid
Melting point /K	117	~240	dissoc.	300(a)	313	197	282	245 (dec)	337 (sub)	170	212.5	282.5	278 (sub)
Boiling point /K	173	~293	~278	~373	389	285	399	-	-	260	314	373	-
$\Delta_f H^\circ(298\text{ K}) / \text{kJ mol}^{-1}$	-50.3	-58.5	14.6	-23.8	-10.5	-163.2	-300.8	~-500	-89.3	-255	-458.6	-864.8	-962
Dipole moment for gas-phase molecule /D	0.89	1.42	0.52	1.24	0.73	0.6	1.19	-	0	-	1.51	2.18	0
Bond distances in gas-phase molecules except for IF <sub>3</sub> and I <sub>2</sub> Cl <sub>6</sub> / pm	163	176	214	232	248.5	160 (eq), 170 (ax)	172 (eq), 181 (ax)	187 (eq), 198 (ax)	238 (terminal) 268 (bridge)	172 (basal), 162 (apical)	178 (basal), 168 (apical)	187 (basal), 185 (apical)	186 (eq), 179 (ax)

# Oxosloučeniny halogenů

## Acidobazické chování oxokyselin

Čím slabší je O-H bond tím silnější je kyselina. O-H bond je oslabována v důsledku rostoucí elektronegativity centrálního atomu.

Zvýšení počtu atomu kyslíku zvyšuje oxidační číslo centrálního atomu. Vyšší oxidační číslo na centrálním atomu reprezentuje pozitivní náboj na atomu.

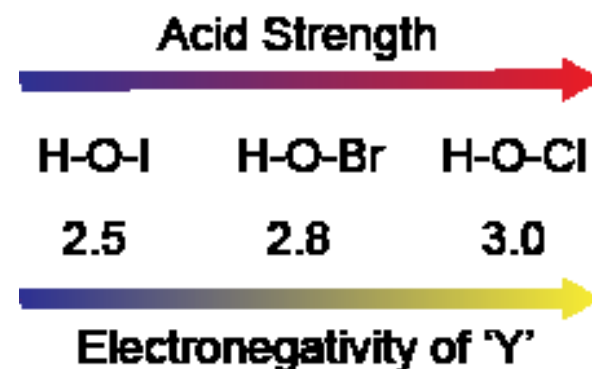


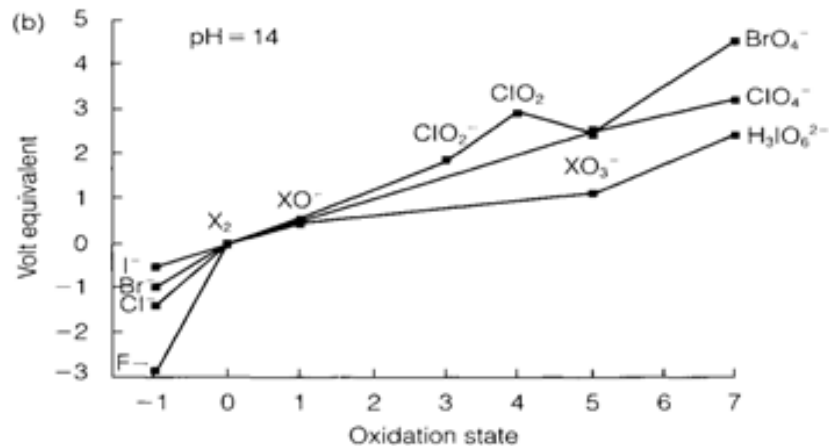
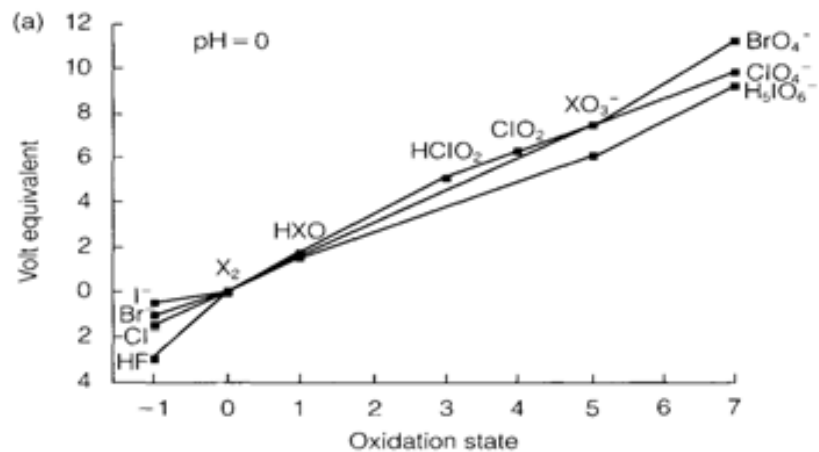
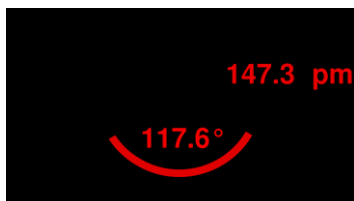
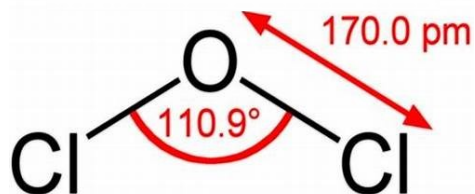
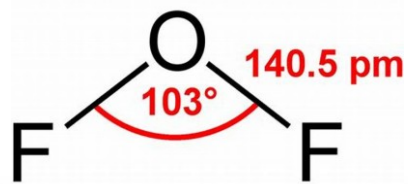
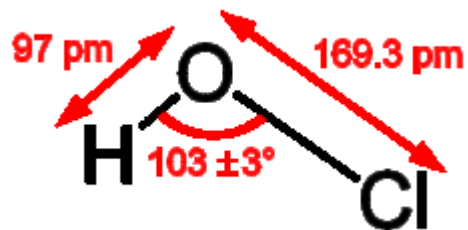
TABLE 22.4 The Oxyacids of the Halogens

Oxidation State of Halogen	Formula of Acid			Acid Name
	Cl	Br	I	
+1	HClO	HBrO	HIO	Hypohalous acid
+3	HClO <sub>2</sub>	—	—	Halous acid
+5	HClO <sub>3</sub>	HBrO <sub>3</sub>	HIO <sub>3</sub>	Halic acid
+7	HClO <sub>4</sub>	HBrO <sub>4</sub>	HIO <sub>4</sub> , H <sub>5</sub> IO <sub>6</sub>	Perhalic acid

TABLE 16.6 Electronegativity Values (EN) of Y and Acid-Dissociation Constants ( $K_a$ ) of the Hypohalous Acids, H—O—Y

Acid	EN of Y	$K_a$
HClO	3.0	$3.0 \times 10^{-8}$
HBrO	2.8	$2.5 \times 10^{-9}$
HIO	2.5	$2.3 \times 10^{-11}$





The halogens other than fluorine form stable compounds corresponding to nearly all values of the oxidation number from  $-1$  to  $+7$ , as shown in the accompanying chart.

+7		HClO <sub>4</sub> , Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>		H <sub>5</sub> IO <sub>6</sub>
+6		Cl <sub>2</sub> O <sub>6</sub>		
+5		HClO <sub>3</sub>	HBrO <sub>3</sub>	HIO <sub>3</sub> , I <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
+4		ClO <sub>2</sub>	BrO <sub>2</sub>	IO <sub>2</sub>
+3		HClO <sub>2</sub>		
+2				
+1		HClO, Cl <sub>2</sub> O	HBrO, Br <sub>2</sub> O	HIO
0	F <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub>	Br <sub>2</sub>	I <sub>2</sub>
-1	HF, F <sup>-</sup>	HCl, Cl <sup>-</sup>	HBr, Br <sup>-</sup>	HI, I <sup>-</sup>

Type	X <sub>2</sub> O	XO <sub>2</sub>	XO <sub>3</sub>	X <sub>2</sub> O <sub>6</sub>	X <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Others
Oxidation state	+1	+4	+5	+6	+7	-
F	-	-	-	-	-	OF <sub>2</sub> (-1) O <sub>2</sub> F <sub>2</sub> (-1) O <sub>4</sub> F <sub>2</sub> (-1)
Cl	Cl <sub>2</sub> O	ClO <sub>2</sub>	-	Cl <sub>2</sub> O <sub>6</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (+4)
Br	Br <sub>2</sub> O	BrO <sub>2</sub>	-	-	-	-
I	-	-	I <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	-	-	I <sub>4</sub> O <sub>9</sub> I <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (+4)

	HOX	HXO <sub>2</sub>	HXO <sub>3</sub>	HXO <sub>4</sub>
Oxidation State of Halogen	+1	+3	+5	+7
	HOF			
	HOCl	HClO <sub>2</sub>	HClO <sub>3</sub>	HClO <sub>4</sub>
	HOBr	HBrO <sub>2</sub>	HBrO <sub>3</sub>	HBrO <sub>4</sub>
	HOI		HIO <sub>3</sub>	HIO <sub>4</sub>

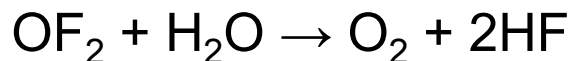
**TABLE 19.8** Oxoacids of the Halogens

**Oxidation**

State	Generic Name (Formula)	Chlorine	Bromine	Iodine
+1	Hypohalous acid (HXO)	HClO	HBrO	HIO
+3	Halous acid (HXO <sub>2</sub> )	HClO <sub>2</sub>	—	—
+5	Halic acid (HXO <sub>3</sub> )	HClO <sub>3</sub>	HBrO <sub>3</sub>	HIO <sub>3</sub>
+7	Perhalic acid (HXO <sub>4</sub> )	HClO <sub>4</sub>	HBrO <sub>4</sub>	HIO <sub>4</sub> , H <sub>5</sub> IO <sub>6</sub>

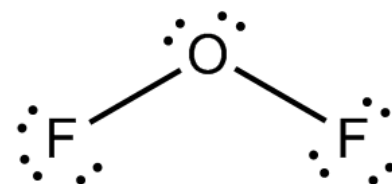
# Oxosloučeniny fluoru

**OF<sub>2</sub>**, difluorid kyslíku je bezbarvý plyn, v kapalně formě se jedná o tmavě žlutou kapalinu. S vodou téměř nereaguje, ale reakce s vodní párou probíhá explozivně za vývoje značného množství tepla:

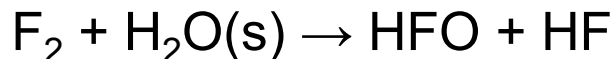


*Příprava:*

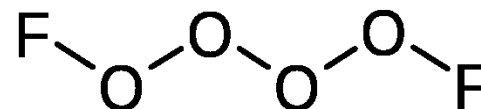
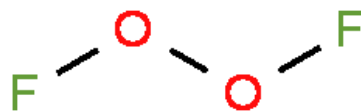
- 1) tavnou elektrolýzou hydrofluoridu draselného KHF<sub>2</sub>
- 2) reakcí fluoru se zředěným roztokem hydroxidu sodného:



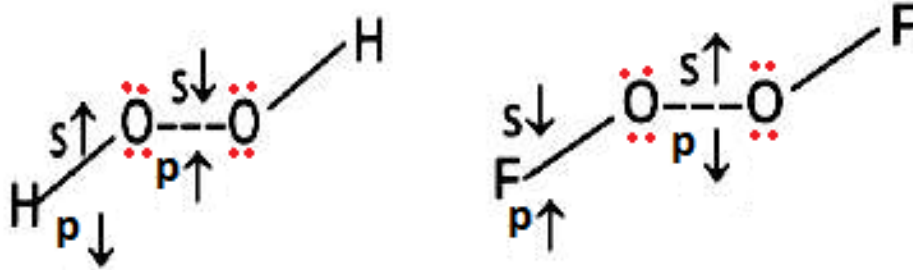
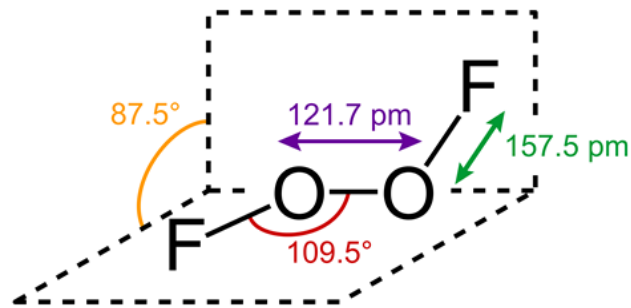
**HFO** - jediná známá kyslíkatá kyselina fluoru. Připravuje se reakcí fluoru s ledem:



Další fluoridy kyslíku: O<sub>2</sub>F<sub>2</sub>, O<sub>4</sub>F

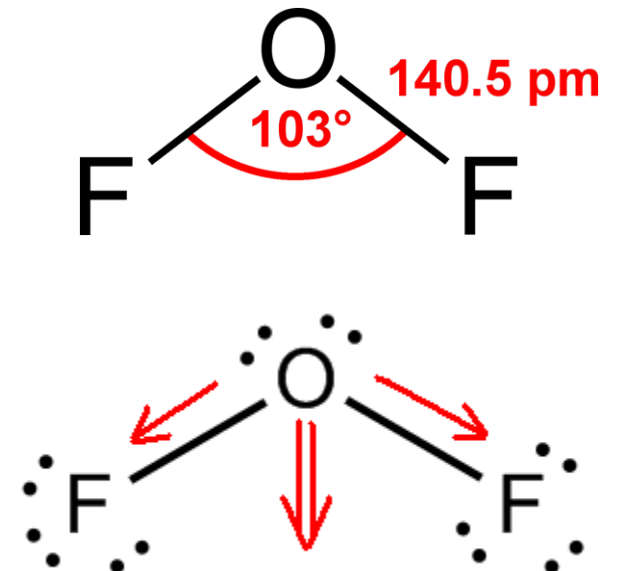


$O_2F_2$  reaguje explozivně s čímkoliv, s čím přijde do kontaktu.



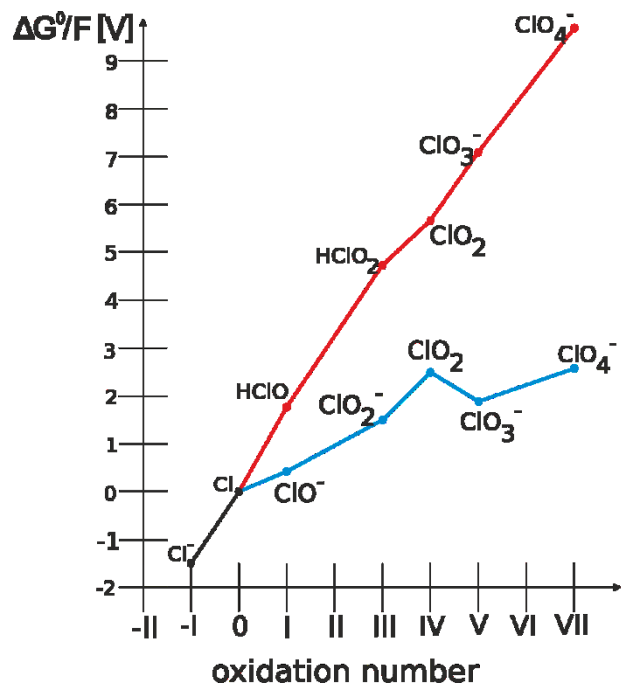
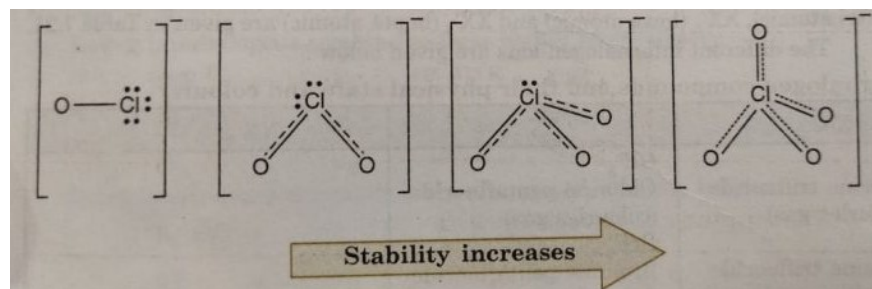
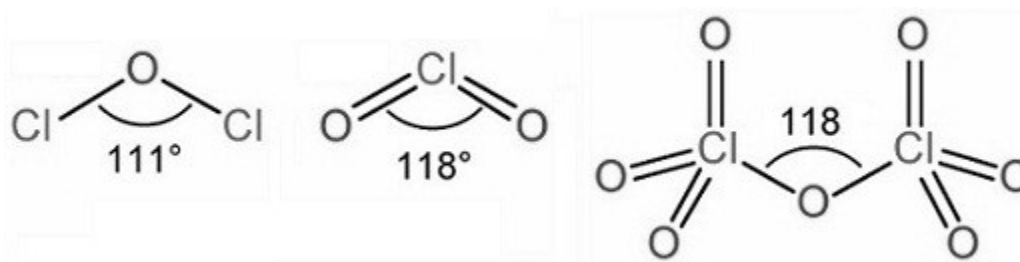
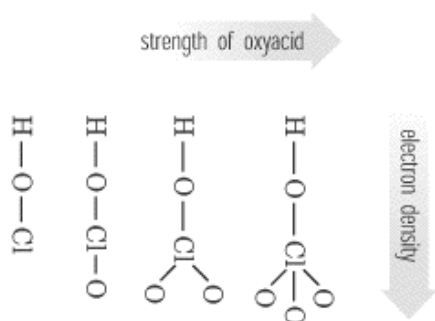
O-O Bond length of  $H_2O_2 > O_2F_2$

Elektronegativita F je mnohem vyšší než u vodíku, hybridizace of atomu kyslíku je stejná u  $H_2O_2$  a  $O_2F_2$  ( $sp^3$ ). Podle Bentova pravidla mají hybridní orbitály obsahující fluor menší  $s$ -charakter a větší  $p$ -charakter, zatímco u ostatních je tomu naopak. Tudíž délka vazby O-O je v  $O_2F_2$  kratší než v  $H_2O_2$ .

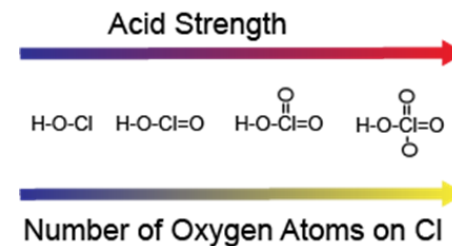
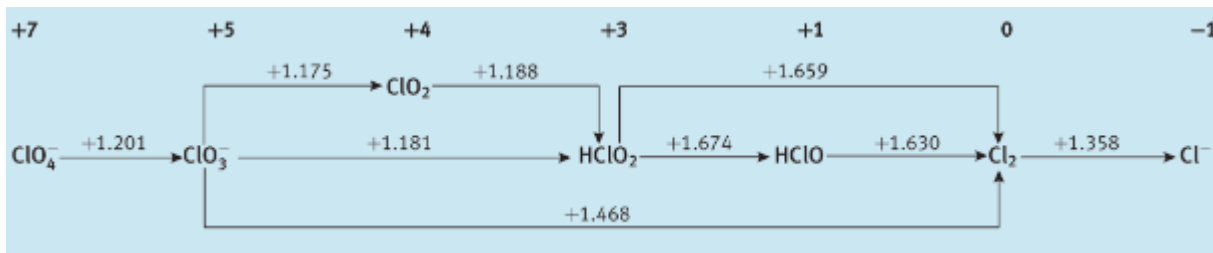


# Oxosloučeniny chloru

$\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{ClO}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  - vysoce reaktivní, nestálé, silné oxidační účinky.



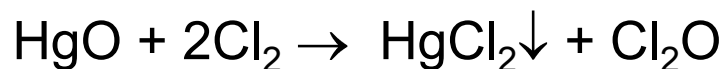
Acid	Formula	Chlorine oxidation state	$\text{pK}_a$
<u>Hypochlorous acid</u>	$\text{HClO}$	+1	+7.5
<u>Chlorous acid</u>	$\text{HClO}_2$	+3	+2.0
<u>Chloric acid</u>	$\text{HClO}_3$	+5	-1.0
<u>Perchloric acid</u>	$\text{HClO}_4$	+7	-10



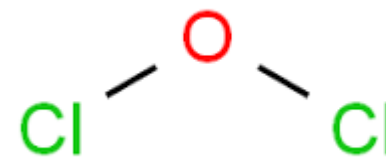
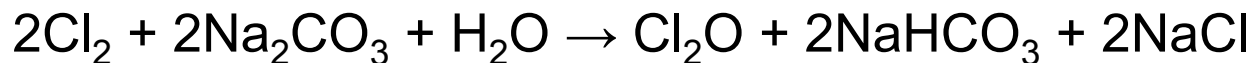
**Cl<sub>2</sub>O** - zelenožlutý plyn, lomená molekula, anhydrid kys.chlorné

*Příprava:*

1) disproportionace suchého chloru vlivem HgO



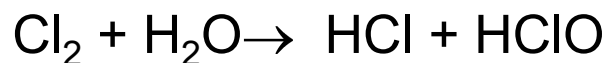
2) reakce chloru s uhličitanem sodným:



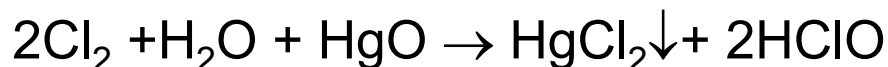
**HClO** - nestálá látka, silné ox.účinky, slabá kyselina, existuje pouze ve vodných roztocích

*Příprava:*

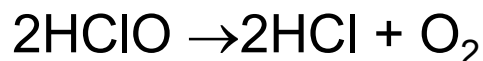
disproporcionace chloru v H<sub>2</sub>O



rovnováhu lze posunout vpravo odstraňováním Cl<sup>-</sup> pomocí HgO:



zahříváním HClO rozklad:



**MClO** (chlornany)

nestálé, silné ox.účinky, zahříváním disproportionují na Cl<sup>-</sup> a ClO<sub>3</sub><sup>-</sup>

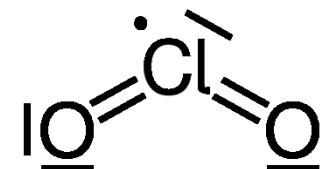
technicky významné je **chlorové vápno** (smíšený chlorid a chlornan vápenatý)

*Použití:*

bělící, dezinfekční, oxidační a chlorační činidla

**ClO<sub>2</sub>** - zelenožlutý, explozivní plyn, smíšeným anhydridem HClO<sub>2</sub> a HClO<sub>3</sub>

reakce s hydroxidy:



*Použití*

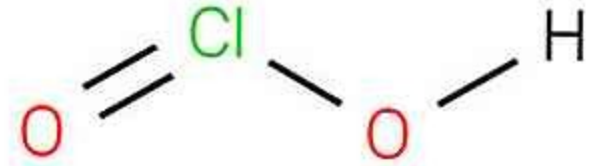
bělení buničiny, dezinfekce vody



**HClO<sub>2</sub>** - nestálá látka, stejně jako HClO existuje jen ve vodných roztocích

**M<sup>I</sup>ClO<sub>2</sub>** (chloritany)

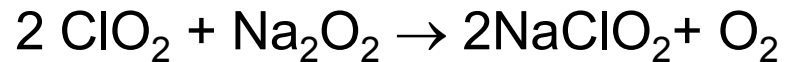
- silná ox. činidla, stálejší než HClO<sub>2</sub>



*Příprava:*

1) zaváděním ClO<sub>2</sub> do roztoků hydroxidů

2) redukce ClO<sub>2</sub> pomocí peroxidu



*Použití:*

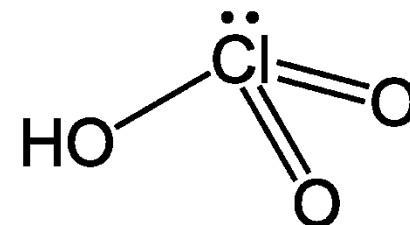
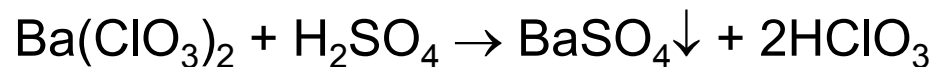
stejně jako u M<sup>I</sup>ClO

**HClO<sub>3</sub>** - silná kyselina, silné ox. účinky, nestálá, existuje stejně jako HClO a HClO<sub>2</sub>, pouze ve vodných roztocích cca do 40 % koncentrace

- snadný rozklad:



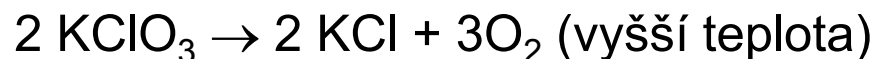
*Příprava:*



**MClO<sub>3</sub>** (chlorečnany)

- důležité soli, dobře rozpustné ve vodě, relativně stálé, silné ox. účinky (s redukujícími látkami až explozivní charakter)

- rozklad zahřátím:



*Příprava:*

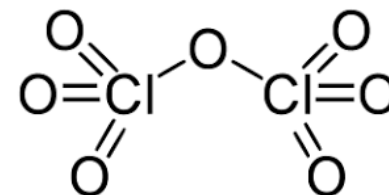
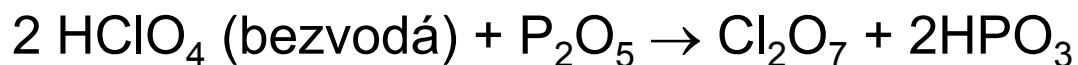
-zaváděním Cl<sub>2</sub> do alk. hydroxidů za tepla



*Použití:*

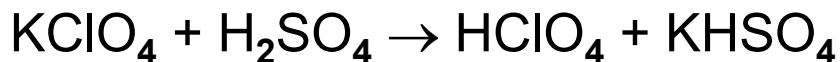
oxidační činidla, bezpečnostní trhaviny, raketová paliva, výroba zápalek, herbicidy k ničení plevelu a trávy

**Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>** - bezbarvá olejovitá kapalina, explosivně se rozkládá zahřátím nebo úderem, ve styku s redukujícími látkami se explosivně redukuje.

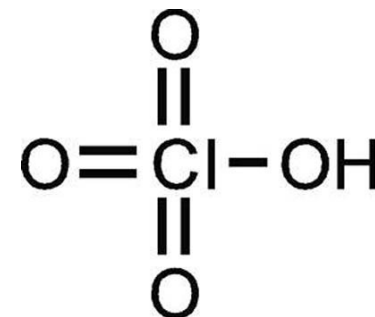


**HClO<sub>4</sub>** - bezbarvá dýmavá viskózní kapalina, jediná oxokyselina chloru, kterou lze připravit bezvodou, s vodou se mísí v každém poměru, její monohydrát je krystalická látka, jednou z nejsilnějších kyselin

*Příprava:*



*Použití:* silné ox.činidlo, k důkazu K<sup>+</sup>



## **M'ClO<sub>4</sub>** (chloristany)

- nejstálější kyslíkaté sloučeniny chloru, iontové sloučeniny s tetraedrickými anionty ClO<sub>4</sub><sup>-</sup>, málo komplexotvorné.

### *Příprava:*

1) Neutralizace HClO<sub>4</sub> např.:


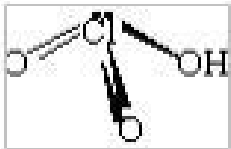
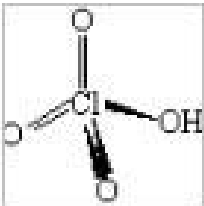
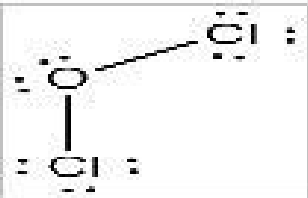
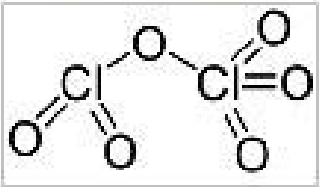
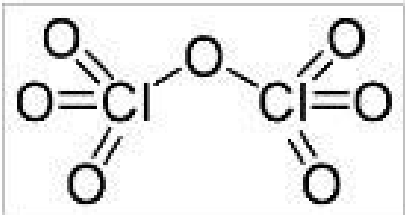


2)  $4 \text{KClO}_3 \rightarrow 3 \text{KClO}_4 + \text{KCl}$  tepelný rozklad při cca 500 °C

3) Anodickou oxidací ClO<sub>3</sub><sup>-</sup> na Pt elektrodě

### *Použití:*

oxidační činidla, součást střeliva a pyrotechniky, NH<sub>4</sub>ClO<sub>4</sub> se používá jako okysličovadlo v raketových motorech na tuhá paliva, Mg(ClO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> se v laboratorní praxi používá k sušení plynů.

<b>HOCl</b>	<b>hypochlorite</b>	$\text{Cl}-\text{OH}$
<b>HOClO</b>	<b>chlorite</b>	
<b>HOClO<sub>2</sub></b>	<b>chlorate</b>	
<b>HOClO<sub>3</sub></b>	<b>perchlorate</b>	
<b>Cl<sub>2</sub>O</b>	<b>Dichlorine monoxide</b>	
<b>ClO<sub>2</sub></b>	<b>Chlorine oxide</b>	$\text{O}=\text{Cl}=\text{O}$
<b>Cl<sub>2</sub>O<sub>6</sub></b>	<b>Dichlorine hexoxide</b>	
<b>Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub></b>	<b>Dichlorine heptoxide</b>	

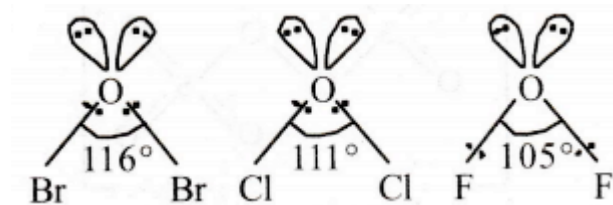
# OXOSLOUČENINY BROMU

**Oxidy:**  $\text{Br}_2\text{O}$ ,  $\text{BrO}_2$

- krajně nestálé látky, schopné,  
existence jen hluboko pod  $0\text{ }^\circ\text{C}$



**Kyseliny:**  $\text{HBrO}$  a  $\text{HBrO}_3$



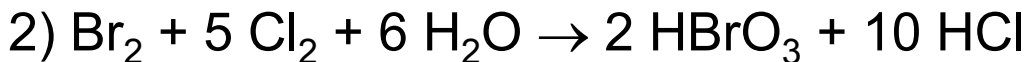
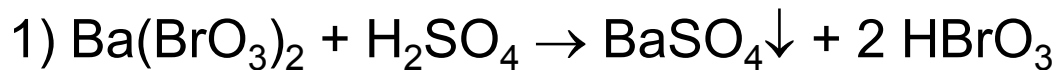
## **HBrO a M'BrO**

- obdobné vlastnosti jako  $\text{HClO}$  a  $\text{M'ClO}$
- bromnany mají větší sklon k disproportionaci na  $\text{BrO}_3^-$  a  $\text{Br}^-$

## **HBrO<sub>3</sub>**

- analogické vlastnosti jako  $\text{HClO}_3$

*Příprava:*

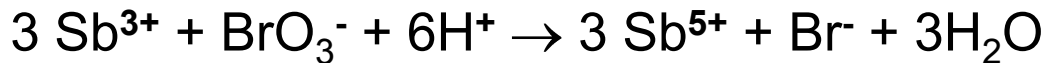


## M<sup>I</sup>BrO<sub>3</sub>

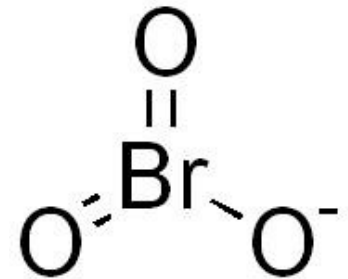
- analogické vlastnosti jako M<sup>I</sup>ClO<sub>3</sub>

- bromičnany se teplem nerozkládají na BrO<sub>4</sub><sup>-</sup>, ale přímo na Br<sup>-</sup> a O<sub>2</sub>

- oxidační činidla používaná v odměrné analýze např.:



- analyticky důležitá reakce:



Bromičnan draselný se používá spolu s **bromidy** k laboratorní přípravě vodného roztoku bromu:



Bromičnan draselný se v potravinářství používá k vylepšování mouky (intenzivnější kynutí chleba) jako aditivum pod označením **E 924** (v ČR je zakázaný).

## *Příprava*

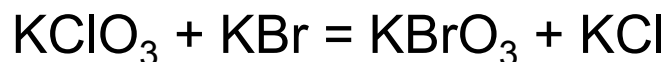
reakcí bromu s horkým roztokem hydroxidu draselného. Reakce je vratná, takže změnou reakčních podmínek (okyselením) lze z bromidu draselného a bromičnanu draselného získat zpátky brom



rozklad bromnanu draselného na bromičnan draselný a bromid draselný



nebo redoxní reakcí chlorečnanu draselného s bromidem draselným





# OXOSLOUČENINY JODU

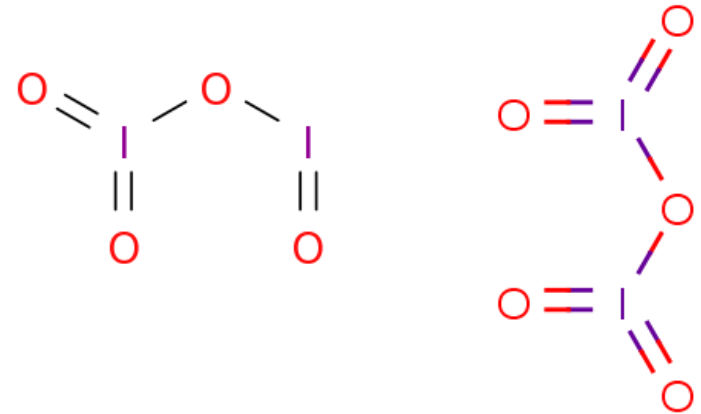
- na rozdíl od oxosloučenin chloru a bromu za lab. teploty většinou krystalické látky včetně oxidů a kyselin

- z oxidů existují:

$I_2O_4$  -  $IOIO_3$  jodičnan jodylu

$I_4O_9$  -  $I(IO_3)_3$  jodičnan joditý

$I_2O_5$  - bílá kryst. látka



na rozdíl od analogických oxidů ostatních halogenů jsou stálé.

oxid jodičný  $I_2O_5$  je extrémně silné oxidační činidlo a používá se jako součást filtrů ochranných masek proti oxidu uhelnatému.

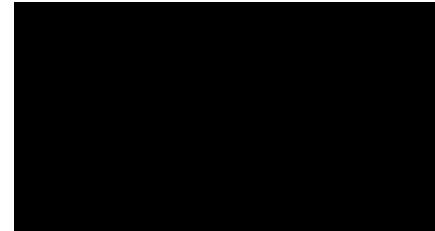
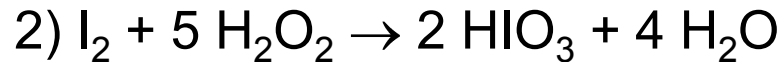
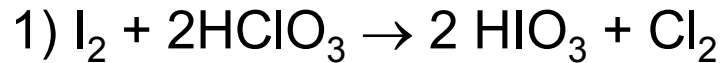
## **HIO a M'IO**

- analogické vlastnosti jako  $HClO$  a  $M'ClO$ , zcela nestálé látky

## Kyselina jodičná $\text{HIO}_3$

- bílá kryst. látka, stálá, silná kyselina, dobře rozpustná ve vodě, v koncentrovaných roztocích částečná tendence k polymeraci

*Příprava:*



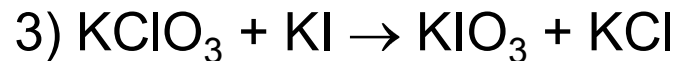
## Jodičnany $\text{M}^{\text{I}}\text{IO}_3$

- kromě  $\text{M}^{\text{I}}\text{IO}_3$  existují i  $\text{M}^{\text{I}}\text{H}(\text{IO}_3)_2$  a  $\text{M}^{\text{I}}\text{H}_2(\text{IO}_3)_3$

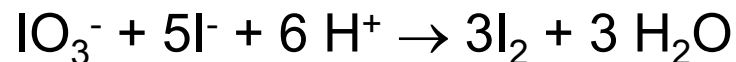
*Příprava:*

1) zavádění  $\text{I}_2$  do roztoku alkalického hydroxidu

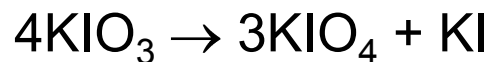
2) neutralizace  $\text{HIO}_3$



- jodičnany se v kys. prostředí chovají jako oxidační činidla:



- tepelný rozklad jodičnanů:



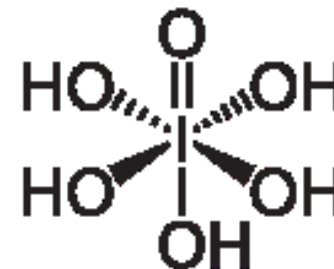
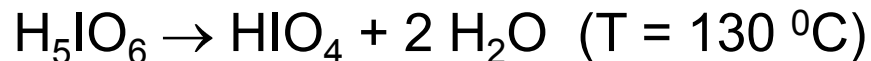
- jodičnany alkalických kovů jsou rozpustné v  $\text{H}_2\text{O}$

- jodičnany kovů alk. zemin a přechodných kovů jsou nerozpustné v  $\text{H}_2\text{O}$

Použití jako oxidační činidla.

## Kyselina jodistá $\text{H}_5\text{IO}_6$ , $(\text{HIO}_4)_n$

- středně silné kyseliny, bílé, krystalické, stálé látky, silné oxidační účinky

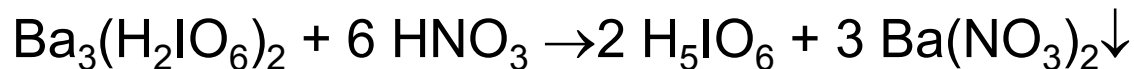


- sklon k vytváření složitějších kondenzačních struktur např.:



Kyselina metajodistá  $\text{HIO}_4$  existuje pouze ve formě polymeru  $(\text{HIO}_4)_n$ , který je nestabilní.

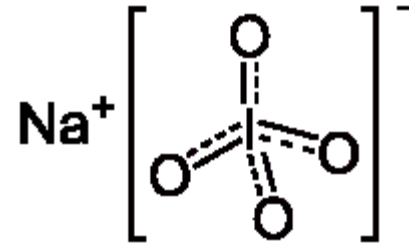
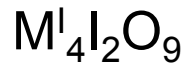
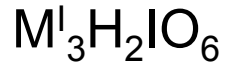
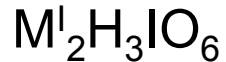
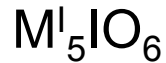
### **Příprava:**



Používá se jako oxidační činidlo, oxidačně štěpí vicinální dioly za vzniku karbonylových sloučenin.

# Jodistany

- existují různé typy, nejběžnější:

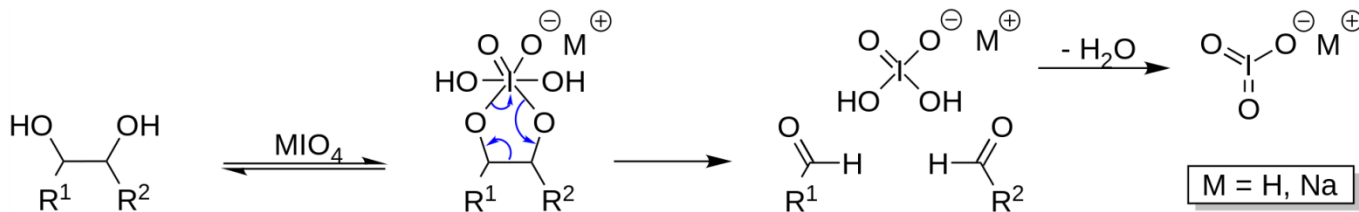


- bezbarvé látky ox. schopností

- málo rozpustné ve vodě, včetně většiny jodistanů alkalických kovů (kromě  $LiIO_4$  a  $NaIO_4$ )

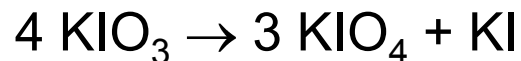
Jodistany v alkalickém prostředí existují pravděpodobně ve formě dimerního aniontu  $(O_4I-O-IO_4)^{4-}$

$NaIO_4$  se používá v organické chemii k rozštěpení diolů za vzniku dvou aldehydů

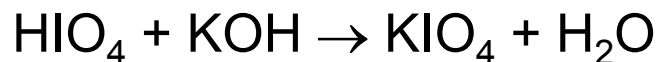


## ***Příprava jodistanů:***

1) Tepelným rozkladem jodičnanů (analogie přípravy  $M^I\text{ClO}_4$ )



2) Neutralizací kyseliny jodisté



3) Oxidací jodičnanů v alkalickém prostředí

