

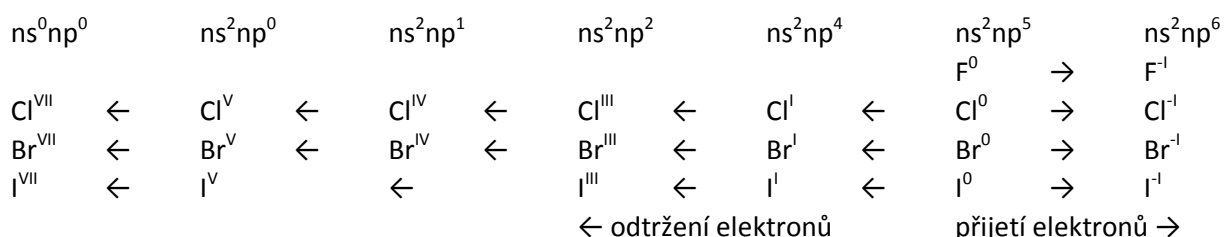
## Obsah

Vazebné možnosti halogenů .....	2
Oxidační stav -I.....	2
Kladné oxidační stavy.....	3
Ostatní způsoby vazby.....	4
Chemické vlastnosti halogenů.....	4
Binární sloučeniny halogenů .....	5
1. Halogenovodíky.....	5
Příprava: .....	5
2. Halogenidy .....	6
3. Polyhalogenidy.....	6
4. Interhalogeny.....	7
5. Binární sloučeniny halogenů s kyslíkem .....	7
Ternární kyslíkaté sloučeniny halogenů.....	8
Výroba a použití technicky významných sloučenin fluoru .....	10
Výroba a použití technicky významných sloučenin chloru.....	10
Technicky významné sloučeniny chloru: .....	11
Výroba a použití technicky významných sloučenin bromu a jodu.....	11

Jako halogeny nazýváme prvky 17. skupiny - tedy fluor (F), chlor (Cl), brom (Br), jod (I). Jejich páry silně leptají sliznice, a proto je třeba pracovat v dobře táhnoucí digestoři. Jedná se o nekovové prvky. Jejich elektronová konfigurace je  $ns^2np^5$ . Jsou velmi reaktivní. Fluor je nejreaktivnější prvek 17. skupiny, za normálních podmínek žlutozelený plyn. Chlor je podobně jako fluor velmi reaktivní, s většinou prvků reaguje přímo, neslučuje se pouze s kyslíkem, dusíkem a uhlíkem. Za normálních podmínek zelenožlutý plyn. Brom je za normálních podmínek červenohnědá kapalina. Jod je za normálních podmínek tmavě fialová krystalická látka, je nezbytný pro správnou činnost štítné žlázy

## Vazebné možnosti halogenů

Konfigurace  $ns^2np^5$  umožňuje dva principiálně rozdílné způsoby stabilizace při vytváření vazeb s jinými atomy



### První způsob:

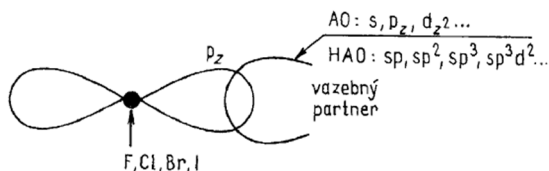
Do prostoru atomu halogenu je **přijímán elektron**, elektronová hustota na atomu nabývá konfiguraci vzácného plynu  $ns^2np^6$  a atom halogenu nabývá ox. čísla  $-I$ .

### Druhy způsob:

Dochází k **odtržení elektronů**, elektronová hustota se zmenšuje, atom halogenu nabývá kladného oxidačního čísla.

### Oxidační stav -I

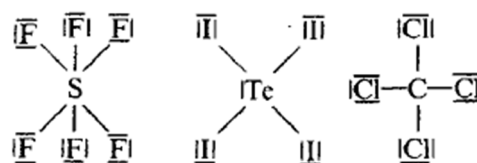
Jestliže se atom halogenu váže s atomem elektro pozitivního prvku, je vznik vazby obvykle podmíněn prostým překryvem orbitalu  $p_z$  halogenu a vhodného AO nebo HAO vazebného partnera:



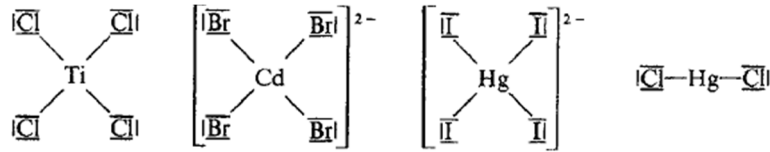
Rozhodující vliv na charakter vazby má rozdíl elektronegativit zúčastněných atomů. Je-li rozdíl malý, vazba má kovalentní charakter a malou polaritu. Sdílený elektronový pár vzniklé vazby  $\sigma$  je jen mírně přetažen do prostoru atomu halogenu. Vzniklou vazbu označuje vzorec:  $M-Y$ , kde M je atom vazebného partnera a Y je halogen. Uspořádání vzorce vyjadřuje, že nevazebné elektronové páry  $ns^2$ ,  $np_x^2$  a  $np_z^2$  zůstávají lokalizovány v prostoru atomu halogenu.

Typickými příklady látek s takovýmto typem vazby jsou např.:

- halogenidy nekovů  $SF_6$ ,  $TeI_4$ ,  $CCl_4$ :

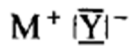


- halogenidy s halogenokomplexy nepřilíš elektropozitivních kovů např.  $\text{TiCl}_4$ ,  
a  $\text{HgCl}_2$ :



- halogenvodíky:  $\text{H}-\underline{\text{F}}$   $\text{H}-\underline{\text{Cl}}$   $\text{H}-\underline{\text{Br}}$   $\text{H}-\underline{\text{I}}$

Jestliže se hodnoty elektronegativity atomů, které se podílejí na vzniku vazby značně různí, tzn. platí-li , převládnu ve vznikající vazbě elektrostatické síly. Sdílený elektronový pár je prakticky úplně přetažen na atom halogenu Y a vzniklá vazba má charakter převážně iontový:



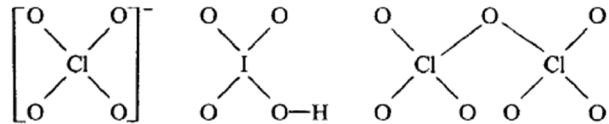
Tohoto typu jsou halogenidy všech silně elektropozitivních kovů:

Oba způsoby vedou ke zvětšování elektronové hustoty na atomech halogenů. Sklon k vytváření takovýchto vazeb vzrůstá se vzrůstem elektronegativity halogenů, tedy od jodu k fluoru. U fluoru představuje dosažení ox. čísla  $-1$  jedinou možnost vazby na atom libovolného z ostatních prvků.

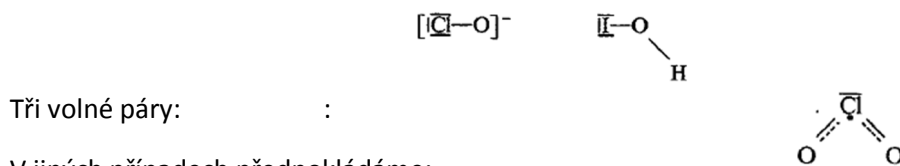
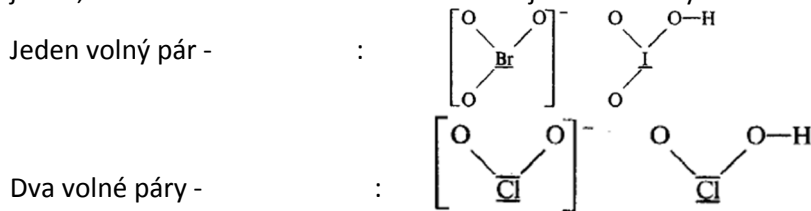
### Kladné oxidační stavy

Tvoří-li atomy halogenů ( $\text{Y}=\text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$ ) vazbu s atomy kyslíku nebo s atomy jiného, elektronegativnějšího halogenu ( $\text{Y}'$ ), mohou v takovém případě dosáhnout kladných ox. čísel. Platí resp. .

U většiny kyslíkatých sloučenin halogenů (kyslíkatých kyselin, jejich solí, oxidů halogenů aj.) předpokládáme hybridizaci  $\text{SP}^3$ , vedoucí k obvyklé tetraedrické koordinaci středového atomu halogenu, např.

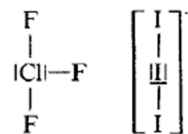


Stejný typ hybridizace lze předpokládat i u níže koordinovaných halogenů, ale s tím rozdílem, že jeden, dva nebo tři HAO středového atomu jsou obsazeny nevazebným elektronovým párem:

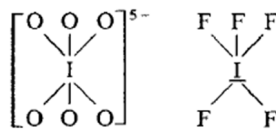


V jiných případech předpokládáme:

- odlišnou hybridizaci např,  $\text{SP}^2$  u lomené molekuly  $\text{IO}_2$
- účast orbitalů d, např. hybridizace  $\text{SP}^3\text{D}$  v molekulách interhalogenů typu  $\text{XZ}_3$ , v polyhalogenidových iontech typu



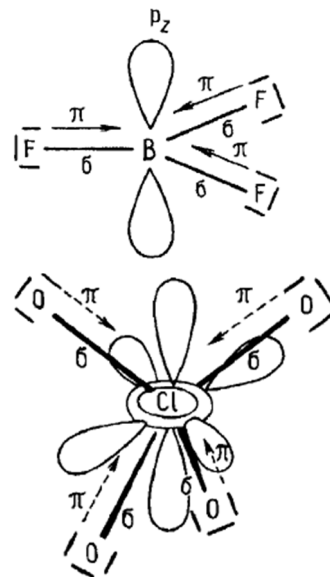
- hybridizace  $SP^3D^2$  např. u jodistanového aniontu a interhalogenových sloučenin typu  $YZ_5$



## Ostatní způsoby vazby

U některých sloučenin halogenů pozorujeme relativní zkrácení vazeb oproti délkám, které bychom očekávali na základě uvedených představ. Je to způsobeno existencí interakce  $\pi$  (tvorbou obvykle delokalizovaných vazeb  $\pi$ ).

Proto např. předpokládáme, že krátká a pevná vazba B-F v molekule  $BF_3$  je vedle interakce  $\sigma$  hybridizovaných orbitalů  $sp^2$  středového atomu s orbitaly  $p_z$  atomů fluoru podmíněna i delokalizovanou interakcí  $\pi$  dalšího orbitalu  $p$  fluoru s nehybridizovaným orbitalem  $p_z$ , středového atomu B:

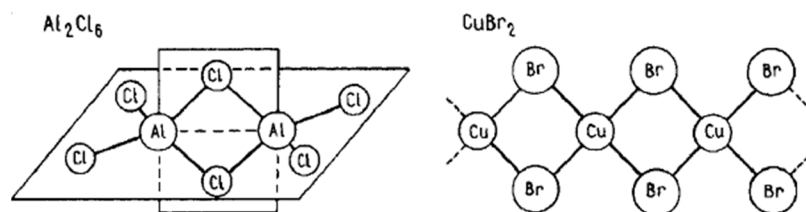


Obdobně je třeba chápat velmi kompaktní tetraedrický chloristanový anion s krátkými vazbami Cl-O jako útvar, který vedle interakce  $\sigma$  čtyř orbitalů  $sp^3$  středového atomu chloru s orbitaly  $p_z$  čtyř atomů kyslíku vykazuje i interakci  $\pi$ , do níž jsou zapojeny vhodně orientované orbitaly  $p$  všech čtyř atomů kyslíku a prázdné orbitaly chloru:

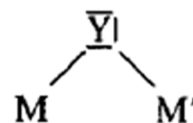
Interakce  $\pi$  je běžným způsobem vazby halogenů v jejich sloučeninách.

Atomy halogenů v ox. stavu  $-I$  jsou schopné vytvořit ještě další typ vazby a mohou ve funkci můstkových atomů dosáhnout i dvouvalznosti.

Př. Dimerní molekula plynného chloridu hlinitého nebo lineární strukturní motiv v mřížce  $CuBr_2$ :



Obě vazby vytvářené můstkovým atomem halogenu mají charakter interakce  $\sigma$ . Druhá vazba vzniká tak, že původně ne vazebný elektronový pár atomu halogenu projeví své nukleofilní vlastnosti a vytvoří donor-akceptorovou vazbu s elektrofilním atomem  $M'$ :



Schopnost vytvářet můstkové atomy mají všechny halogeny.

Posledním typem vazebné interakce, které se mohou účastnit atomy fluory a chloru je vazba vodíkovým můstkem u fluorovodíku a chlorovodíku.

## Chemické vlastnosti halogenů

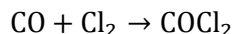
Elementární halogeny patří mezi mimořádně reaktivní látky. Fluor je ze všech prvků nejreaktivnější. Mnohé jeho reakce s jinými prvky nebo sloučeninami jsou vysoce exotermické a mají povahu hoření, někdy průběh i explozivní. S fluorem se neslučuje pouze dusík, reakce s kyslíkem nastává až vlivem elektrického výboje a jeho reakce s uhlíkem se realizuje až červeného žáru. Elektropozitivní prvky reagují s fluorem velmi ochotně, některé kovy (měď, nikl) se při reakci pokrývají vrstvou fluoridu,

kteřá brání dalšímu průběhu reakce. Při všech svých reakcích působí fluor oxidačně a sám přechází do ox. čísla  $-1$ .

Podobné, ale méně výrazné oxidační působení je typické pro ostatní halogeny. V řadě  $F > Cl > Br > I$  reaktivita i oxidační schopnosti klesají. Mnohé prvky s těžšími halogeny nereagují (uhlík s chlorem, síra s jodem). Také ušlechtilé kovy jeví menší sklon reagovat s těžšími halogeny.

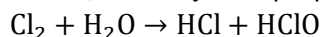
Halogeny při reakci s binárními sloučeninami:

- vytěsní elektronegativní složku sloučeniny jako prvek:  $H_2S + Br_2 \rightarrow 2HBr + S$
- reagují s oběma prvky:  $H_2S + 4F_2 \rightarrow 2HF + SF_6$
- adují se na molekulu sloučeniny:



Chlor, brom a jod mohou při reakci s některými sloučeninami přecházet do kladného ox. stavu a to buď tak, že jsou touto sloučeninou oxidovány:  $3I_2 + 10HNO_3 \rightarrow 6HIO_3 + 10NO + 2H_2O$

nebo tak, že halogen disproportionuje – chlor, brom a jod disproportionují např. ve vodě:



Čím je halogen těžší, tím neochotněji takto s vodou reaguje.

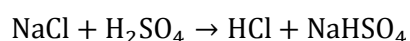
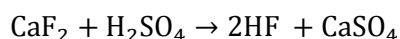
## Binární sloučeniny halogenů

### 1. Halogenovodíky

Halogeny vytvářejí s vodíkem binární sloučeniny HF, HCl, HBr a HI. Všechny čtyři halogenovodíky jsou látky plynné a mají nízkomolekulární charakter (HF má bod varu  $19,5^\circ C$ , HCl –  $85^\circ C$ , HBr –  $67^\circ C$  a HI –  $36^\circ C$ ) a patří do skupiny kovalentních binárních sloučenin vodíku. Halogenovodíky jsou silné kyseliny. Nejslabší je HF, nejsilnější HI.

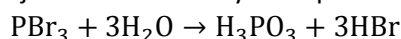
Příprava:

- a) Nejlehčí je **vytěsnění halogenovodíků jako těkavé látky z halogenidů působením silných minerálních kyselin:**

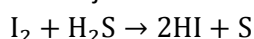


Pokud bychom touto cestou chtěli připravit i HBr a HI, musíme k vytěsnění použít minerální kyselinu, která nemá prakticky žádné oxidační účinky např.  $H_3PO_4$ .

- b) Při přípravě bromovodíku i jodovodíku se tedy dává přednost **hydrolytickým reakcím**, např.



- c) Další vhodnou cestou přípravy HBr a HI je **redukce elementárních halogenů** sulfanem:

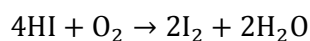


- d) Všechny halogenovodíky lze získat **syntézou z prvků:**

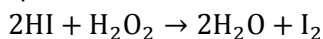


,ale reakce fluoru s vodíkem probíhá explozivně, u jodu jde o zvrtnou reakci s rovnováhou posunutou ve prospěch nesloučených prvků.

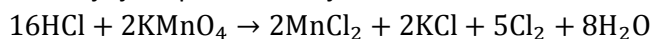
- e) Jodovodík, bromovodík i chlorovodík se mohou chovat též **redukčně**. Atomy halogenů v ox. stavu  $-1$  se přitom oxiduje na elementární stav nebo dokonce do oxidačních stavů kladných. Samovolně probíhá oxidace HI vzdušným kyslíkem:



Jodovodík se též oxiduje např. peroxidem vodíku:



K oxidaci chlorovodíku je již zapotřebí silnějších oxidovadel:



## 2. Halogenidy

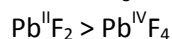
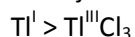
Jako halogenidy označujeme binární sloučeniny halogenů se všemi prvky s výjimkou vodíku, kyslíku a dusíku.

Dle charakteru vazby rozlišujeme halogenidy iontové a halogenidy kovalentní.

Do skupiny iontových halogenidů patří halogenidy alkalických kovů, hořčíku, kovu alkalických zemin, lanthanoidu a některých dalších elektropozitivních kovů. Typickými vlastnostmi jsou malá těkavost, křehkost jejich krystalů a elektrická vodivost jejich tavenin.

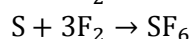
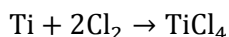
Kovalentní halogenidy vytvářejí některé ušlechtlejší kovy a prvky nekovové. Některé kovalentní halogenidy jsou nízkomolekulární (halogenidy kovů ve vyšších oxidačních stavech, např.  $\text{TiCl}_4$ ,  $\text{UF}_6$ ,  $\text{WF}_6$  a halogenidy všech nekovů a polokovů např.  $\text{SF}_6$ ,  $\text{AsF}_3$ ,  $\text{SiF}_4$ ). Jiné jsou vysokomolekulární látky např.:  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CuBr}_2$ ,  $\text{BiI}_3$ ).

Společným znakem všech halogenidů je to, že halogeny se v nich vyskytují v oxidačním stavu  $-I$ . Přitom platí, že vazba v halogenidech je tím iontovější, čím větší je rozdíl elektronegativit zúčastněných prvků a čím nižší je oxidační stav elektropozitivního prvku ve sloučenině. Proto klesá iontovost např. v této řadě sloučenin:  $\text{NaF} > \text{NaCl} > \text{NaBr} > \text{NaI}$ . Platí také tyto příklady relací iontovosti u dvojic sloučenin:

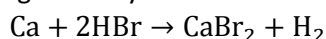


Bezvodé binární halogenidy lze připravit chemickými reakcemi:

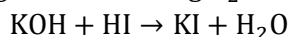
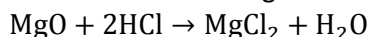
1. Syntéza přímým sloučením prvků:



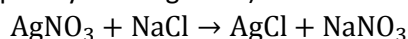
2. Reakcí málo ušlechtilých kovů s halogenvodíky:



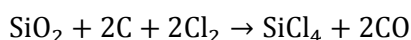
3. Rozpuštěním oxidů, hydroxidů či uhličitánů kovů v halogenvodíkových kyselinách:



4. Srážecími reakcemi (u málo rozpustných halogenidů)

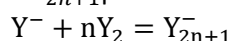


5. Technicky významná je příprava halogenidů (nejčastěji chloridů) z oxidu kovů tzv. redukční halogenací při zvýšených teplotách:



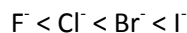
## 3. Polyhalogenidy

Halogenidové ionty ( $Y^-$ ), vznikající disociací halogenidů ve vodném roztoku, mají schopnost vytvářet s molekulami halogenu ( $Y_2$ ) adukt o složení  $Y_{2n+1}^-$  podle obecné rovnice:



se nazývá polyhalogenidový anion. Takto vytváří jodidový anion s molekulou jodu např.: anion trijodidový:

Praktické uplatnění má tvorba polyjodidů zejména v analytické chemii. Vznik polyjodidů umožňuje uvádět do roztoků jodidů alkalických kovů elementární jod, který je jinak ve vodě téměř nerozpustný. Tendence k tvorbě polyhalogenidových iontů vzrůstá výrazně v řadě:



#### 4. Interhalogeny

Výrazná chemická příbuznost halogenů se odráží v jejich schopnosti tvořit binární sloučeniny vzájemně mezi sebou. Těmto látkám říkáme interhalogeny nebo též interhalogenové sloučeniny. Dosud byla zjištěna existence čtyř typů těchto sloučenin:  $YZ$ ,  $YZ_3$ ,  $YZ_5$ ,  $YZ_7$ .

Formální oxidační stavy atomů vytvářejících interhalogeny lze vyjádřit pro jednotlivé typy sloučenin takto:

Všechny interhalogenové sloučeniny jsou nízkomolekulární látky, jsou velmi těkavé a zbarveny jsou žlutě, červeně nebo hnědočerveně, některé jsou však bezbarvé. Stejně jako elementární halogeny jsou značně reaktivní.

S vodou reagují tak, že se tvoří halogenovodík  $HZ$  a příslušná kyslíkatá kyselina se středovým atomem  $Y$ , např.:

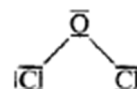
#### 5. Binární sloučeniny halogenů s kyslíkem

##### **$OF_2$ – fluorid kyslíku**

Plynná látka, světle žluté barvy, stála, má oxidační vlastnosti. Připravuje se reakcí elementárního fluoru s 2%ním vodným roztokem  $NaOH$ :

##### **$Cl_2O$ – oxid chlorný**

Těkavá látka endotermické povahy, při zahřátí snadno exploduje. Molekula  $Cl_2O$  má lomenou strukturu s jednoduchými vazbami  $\sigma$ .



Nejlépe se připravuje působením elementárního chloru na oxid rtuťnatý za snížené teploty:

##### **$ClO_2$ – oxid chloričitý**

Těkavá látka žlutozelené barvy (plyn) nebo červenohnědé barvy (kapalina).

Připravuje se vytěsněním kyseliny chlorečné z chlorečnanu draselného kyselinou sírovou:

S ohledem k explozivnosti  $ClO_2$  je bezpečnější připravovat jej reakcí chlorečnanu draselného se šťavelovou kyselinou za přítomnosti zředěné kyseliny sírové:

##### **$Cl_2O_7$ – oxid chloristý**

Nejlépe se získává dehydratací kyseliny chloristé účinkem  $P_2O_5$  při nízké teplotě:

Za normálních podmínek je oxid chloristý relativně stálá, bezbarvá olejovitá kapalina, extrémně nebezpečná při styku s organickými látkami. Při doteku s hořlavými materiály může vzhledem ke svým silným oxidačním vlastnostem způsobit požár.

### Br<sub>2</sub>O – oxid bromný a BrO<sub>2</sub> – oxid bromičný

Oxid bromný Br<sub>2</sub>O (hnědý) a oxid bromičný BrO<sub>2</sub> (žlutý). Oba jsou stálé jen při nízkých teplotách.

### I<sub>2</sub>O<sub>5</sub> – oxid jodičný

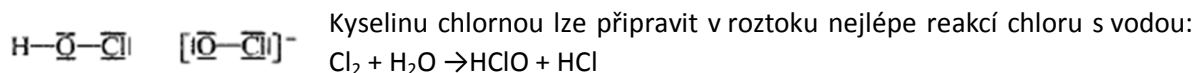
Nejstálější ze všech oxidů halogenů. Je to bílá krystalická látka. Rozkládá se na prvky při teplotách nad 350°C. Má výrazné oxidační vlastnosti. Významná je jeho reakce s oxidem uhelnatým: I<sub>2</sub>O<sub>5</sub> + 5 CO → I<sub>2</sub> + 5 CO<sub>2</sub>

## Ternární kyslíkaté sloučeniny halogenů

Patří sem především kyslíkaté kyseliny halogenů a jejich soli. Síla kyselin se mění tak, jak v tabulce vyznačují šipky. V tabulce vidíme, že žádná oxokyselina fluoru neexistuje. Nejsilnější kyselinou je HClO<sub>4</sub>, a nejslabší je HIO.

Oxidační stav halogenu	F	Cl	Br	I
VII	–	HClO <sub>4</sub>	HBrO <sub>4</sub>	HIO <sub>4</sub> , H <sub>5</sub> IO <sub>6</sub>
VI	–	–	–	–
V	–	HClO <sub>3</sub>	HBrO <sub>3</sub>	HIO <sub>3</sub>
IV	–	–	–	–
III	–	HClO <sub>2</sub>	–	–
II	–	–	–	–
I	–	HClO	HBrO	HIO

### Kyselina chlorná a chlornany

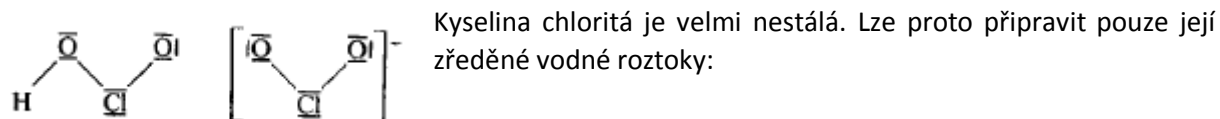


Má silně oxidační účinky. Z hlediska acidobazického je kyselinou velmi slabou a nestálou, rozkládá se zahříváním, působením světla i zvyšováním koncentrace jejich vodných roztoků.

Její alkalické soli – chlornany jsou nestálé, mají velmi silné oxidační účinky. Využívají se v čistících prostředcích (savo) a na bělení tkanin.

Chlornany se nejlépe připravují tak, že do zředěných a vychlazených roztoků hydroxidů alkalických kovů se zavádí elementární chlor:  $\text{Cl}_2 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$

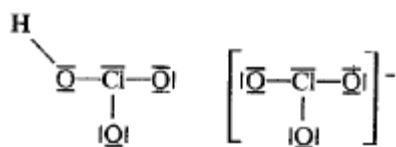
### Kyselina chloritá a chloritany



Běžnější a poněkud stálější jsou soli kyseliny chlorité – chloritany. Kyselina chloritá a chloritany jsou silná oxidovadla.

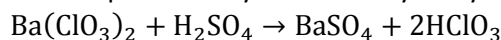
### Kyselina chlorečná a chlorečnany





Kyselina chlorečná je nestálá, nelze připravit její vodné roztoky v koncentraci větší než 40%. Jedná se o silnou kyselinu, která má výrazné oxidační účinky.

Příprava vodného roztoku kyseliny:

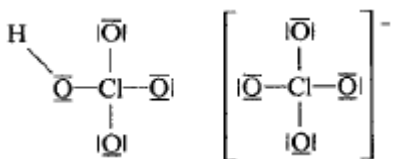


Její soli – chlorečnany za zvýšené teploty uvolňují kyslík; využívají se k výrobě výbušnin a zápalek.

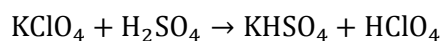
Lze je připravit zaváděním elementárního chloru do horkého a dostatečně koncentrovaného (20%) vodného roztoku hydroxidu alkalického kovu:



### Kyselina chloristá a chloristany



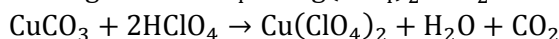
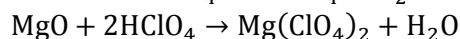
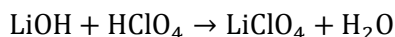
Přestože je kyselina chloristá jednou z nejsilnějších anorganických kyselin, může být ze svých solí vytěsněna koncentrovanou kyselinou sírovou:



Kyselina chloristá je nebezpečná látka, neboť v koncentrovaném stavu se může při styku s organickými látkami explozivně rozkládat.

Koncentrovaná kyselina má silné oxidační vlastnosti, které po zředění kyseliny vodou téměř zanikají. Roztoky kyseliny i jejích solí lze redukovat pouze nejsilnějšími činidly.

Její soli – chloristany se využívají v pyrotechnice a připravují se reakcí hydroxidů, oxidů nebo uhličitanů kovů s volnou kyselinou:



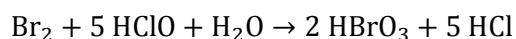
### Kyselina bromná, kyselina jodná, bromnany a jodnany

Mají stejnou strukturu jako kyselina chlorná. Jsou velmi slabými kyselinami. Vznikají stejně jako kyselina chlorná reakcí bromu, resp. jodu s vodou.

Bromnany a jodnany lze získat podobnou reakcí – zaváděním elementárních halogenů do roztoků hydroxidů alkalických kovů. Bromnany a jodnany jsou nestálé, působí oxidačně a snadno disproportionují.

### Kyselina bromičná a bromičnany

Kyselina je svými vlastnostmi i strukturou obdobou kyseliny chlorečné. Připravuje se oxidací bromu účinkem HClO:



Bromičnany alk. kovů lze připravit obdobně jako chlorečnany reakcí  $\text{Br}_2$  s horkým a dostatečně koncentrovaným roztokem hydroxidu alkalického kovu:



### Kyselina jodičná a jodičnany

Kyselina jodičná je bílá krystalická látka. Je silnou kyselinou a má oxidační účinky. Lze připravit oxidací jodu kyselinou dusičnou:



Její soli – jodičnany lze získat disproportionací jodu v roztocích hydroxidů.

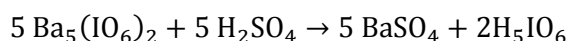
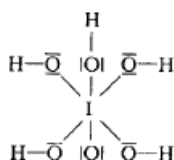
### Kyselina bromistá a bromistany

Byly připraveny teprve nedávno působením extrémně silných oxidačních činidel na elementární brom v alkalickém prostředí. Jedná se o stále sloučeniny. Nepodléhají rozkladu ani při zvýšení teploty na 200 až 300°C.

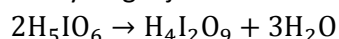
### Kyselina jodistá, jodistany

Kyselina hydrogenjodistá i jodistanový anion mají stejnou strukturu jako obdobné sloučeniny chloru a bromu.

Existuje též kyselina pentahydrogenjodistá  $\text{H}_5\text{IO}_6$  a její soli. Lze ji připravit rozkladem jodistanu barnatého kyselinou sírovou:



Též lze připravit i kyselinu tetrahydrogenjodistou:



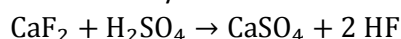
Kyseliny jodisté v tuhém stavu mají silné oxidační vlastnosti. Mnohem menší oxidační účinky vykazují jejich roztoky a roztoky jejich solí.

## Výroba a použití technicky významných sloučenin fluoru

Minerál kazivec (fluorit)  $\text{CaF}_2$  je surovinovou základnou pro výrobu elementárního fluoru a jeho sloučenin. Technicky významnými sloučeninami elementárního fluoru jsou především fluorovodík a fluoridy.

### Fluorovodík

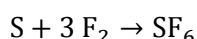
Výroba: zahříváním kazivce s koncentrovanou kyselinou sírovou se uvolňuje plynný fluorovodík:



Fluorovodík se vyrábí a transportuje nejčastěji ve formě 40%ního vodného roztoku. Je surovinou pro výrobu fluorovaných organických sloučenin, fluoroplastů, freonů. Ve sklářství se využívá k leptání a matování skla.

### Fluorid

Vyrábí se přímou syntézou z prvků nebo působením elementárního fluoru na oxid prvku:



Fluoridy se využívají při výrobě mléčného skla, smaltů a v elektrotechnice.

## Výroba a použití technicky významných sloučenin chloru

Surovinovou základnu pro výrobu chloru a jeho sloučenin tvoří ložiska halitu, některých dalších chloridů a též mořská voda.

Elementární chlor má upotřebení při výrobě chlorového vápna, bromu a jodu, při syntéze kyseliny chlorovodíkové. Užívá se též při sterilizaci pitné vody.

Technicky významné sloučeniny chloru:

### **Chlorid sodný**

Je to nejnázne dostupná sloučenina chloru. Průmyslově se připravuje čišřením minerálu halitu nebo odpadku mořské vody.

Má využití v potravinářském průmyslu, v chladiřenské technice a zejména při výrobě elementárního chloru, hydroxidu sodného, sodných solí.

### **Chlorovodík**

Vyrábí se přímou syntézou z prvků:  $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2 HCl$

Vodný roztok chlorovodíku je v koncentraci asi 36% běžným průmyslovým výrobkem známým pod názvem „koncentrovaná kyselina solná“.

### **Oxid chloričitý**

Uplatňuje se jako výtečný bělicí prostředek v textilním průmyslu a v papírenství. Pro své fungicidní vlastnosti našel použití i v potravinářství a při úpravě pitné vody.

### **Chlornany**

Chlornan sodný se vyrábí reakcí elementárního chloru s vodným roztokem NaOH za normální teploty:  $Cl_2 + 2 NaOH \rightarrow NaCl + NaClO + H_2O$

Chlornany mají upotřebení v papírenském a textilním průmyslu (bělení), v těžké anorganické technologii (oxidační a chlorační činidla), v technologii vody (dezinfekce, odstraňování fenolů).

### **Chlorečnany**

Mají významné uplatnění při výrobě zápalek ( $KClO_3$ ) a jsou složkou některých bezpečnostních trhavin a tuhých raketových paliv. Využívají se též jejich herbicidní vlastnosti.

## **Výroba a použití technicky významných sloučenin bromu a jodu**

Hlavními zdroji bromu jsou odpadní louhy po zpracování (krystalizaci) karnalitu a sylvínu, mořská voda a voda z některých ropných ložisek. Zpracováním těchto surovin se připravuje elementární brom. Ten se používá jako přímé bromační činidlo v organické chemii, vyrábí se z něj bromovodík a bromidy.

Elementární jod má významné použití v lékařství a průmyslu léčiv, při výrobě barviv a spolu s bromem v průmyslu fotografickém.

### **Bromovodík a bromidy**

K syntéze bromovodíku se využívá jednak přímé slučování prvku při teplotě 300-400°C za přítomnosti látek o velkém povrchu (keramických materiálů, křemeliny), jednak bromace uhlovodíků.

Bromovodík má hlavní využití v některých organických technologiích (příprava bromovaných derivátů ve farmaceutickém a v barvářském průmyslu).

Bromidy se připravují stejnými postupy jako fluority nebo chlority. Jsou důležitou látkou uplatňující se ve fotografickém průmyslu.

### **Jodovodík a jodidy**

Jodovodík se vyrábí přímou syntézou z prvků nebo reakcí jodu se sulfanem.

Jodidy lze připravit přímou syntézou z prvků a neutralizací vodného roztoku jodovodíku.