Obsah

[Vazebné možnosti halogenů 2](#_Toc468312544)

[Oxidační stav -I 2](#_Toc468312545)

[Kladné oxidační stavy 3](#_Toc468312546)

[Ostatní způsoby vazby 4](#_Toc468312547)

[Chemické vlastnosti halogenů 4](#_Toc468312548)

[Binární sloučeniny halogenů 5](#_Toc468312549)

[1. Halogenovodíky 5](#_Toc468312550)

[Příprava: 5](#_Toc468312551)

[2. Halogenidy 6](#_Toc468312552)

[3. Polyhalogenidy 6](#_Toc468312553)

[4. Interhalogeny 7](#_Toc468312554)

[5. Binární sloučeniny halogenů s kyslíkem 7](#_Toc468312555)

[Ternární kyslíkaté sloučeniny halogenů 8](#_Toc468312556)

[Výroba a použití technicky významných sloučenin fluoru 10](#_Toc468312557)

[Výroba a použití technicky významných sloučenin chloru 10](#_Toc468312558)

[Technicky významné sloučeniny chloru: 10](#_Toc468312559)

[Výroba a použití technicky významných sloučenin bromu a jodu 11](#_Toc468312560)

Halogeny

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 ns2np5. 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 ns2np5 umožnuje dva principiálně rozdílné způsoby stabilizace při vytváření vazeb s jinými atomy

ns0np0 ns2np0 ns2np1 ns2np2 ns2np4 ns2np5 ns2np6

 F0 → F-I

ClVII ← ClV ← ClIV ← ClIII ← ClI ← Cl0 → Cl-I

BrVII ← BrV ← BrIV ← BrIII ← BrI ← Br0 → Br-I

IVII ← IV ← IIII ← II ← I0 → I-I

← odtržení elektronů přijetí elektronů →

První způsob:

Do prostoru atomu halogenu je **přijímán elektron**, elektronová hustota na atomu nabývá konfiguraci vzácného plynu ns2np6 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 elektropozitivního prvku, je vznik vazby obvykle podmíněn prostým překryvem orbitalu pz 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 σ je jen mírně přetažen do prostoru atomu halogenu. Vzniklou vazbu označuje vzorec: $M^{δ^{+}}-Y^{δ^{-}}$, kde M je atom vazebného partnera a Y je halogen. Uspořádání vzorce vyjadřuje, že nevazebné elektronové páry ns2, npx2 a npz2 zůstávají lokalizovány v prostoru atomu halogenu.

Typickými příklady látek s takovýmto typem vazby jsou např.:

* halogenidy nekovů SF6, TeI4, CCl4:
* halogenidy s halogenokomplexy nepříliš elektropozitivních kovů např. TiCl4, $\left[CdBr\_{4}\right]^{2-}$,$\left[HgI\_{4}\right]^{2-}$ a HgCl2:



* halogenvodíky:

Jestliže se hodnoty elektronegativity atomů, které se podílejí na vzniku vazby značně různí, tzn. platí - li $X\_{M}\ll X\_{Y}$, převládnou ve vznikající vazbě elektrostatické síly. Sdíleny 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:

$Na^{+} Br^{-}$ $Ca^{+} 2Cl^{-}$ $Tl^{+} F^{-}$

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 –I jedinou možnost vazby na atom libovolného z ostatních prvků.

## Kladné oxidační stavy

Tvoří-li atomy halogenů (Y=Cl, Br, I) vazbu s atomy kyslíku nebo s atomy jiného, elektronegativnějšího halogenu (Y´), mohou v takovém případě dosáhnout kladných ox. čísel. Platí $X\_{Y}<X\_{0}$ resp. $X\_{Y}<X\_{Y^{,}}$.

U většiny kyslíkatých sloučenin halogenů (kyslíkatých kyselin, jejich solí, oxidů halogenů aj.) předpokládáme hybridizaci SP3, vedoucí k obvyklé tetraedrické koordinaci středového atomu halogenu, např. $ClO\_{4}^{-}, HIO\_{4} a Cl\_{2}O\_{7}$:

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:

Jeden volný pár - $Br\_{3}^{-} a HIO\_{3}$:



Dva volné páry - $ClO\_{2}^{-} a HClO\_{2}$:



Tři volné páry: $ClO^{-} a HIO$:

V jiných případech předpokládáme:

* odlišnou hybridizaci např, SP2 u lomené molekuly IO2
* účast orbitalů d, např. hybridizace SP3D v molekulách interhalogenů typu XZ3, v polyhalogenidových iontech typu $Y\_{3}^{-}$
* hybridizace SP3D2 např. u jodistanového aniontu a interhalogenových sloučenin typu YZ5

## 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 π (tvorbou obvykle delokalizovaných vazeb π.

Proto např. předpokládáme, že krátká a pevná vazba B-F v molekule BF3 je vedle interakce σ hybridizovaných orbitalů sp2 středového atomu s orbitaly pz atomů fluoru podmíněna i delokalizovanou interakci π dalšího orbitalu p fluoru s nehybridizovaným orbitalem pz, středového atomu B:



Obdobně je třeba chápat velmi kompaktní tetraedrický chloristanový anion$ ClO\_{4}^{-}$ s krátkými vazbami Cl-O jako útvar, který vedle interakce σ čtyř orbitalů sp3 středového atomu chloru s orbitaly pz čtyř atomů kyslíku vykazuje i interakci π, do níž jsou zapojeny vhodně orientované orbitaly p všech čtyř atomů kyslíku a prázdné orbitaly chloru:

Interakce π 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 dvouvaznosti.

Př. Dimerní molekula plynného chloridu hlinitého nebo lineární strukturní motiv v mřížce CuBr2.:



Obě vazby vytvářené můstkovým atomem halogenu mají charakter interakce σ. Druhá vazba vzniká tak, že původně nevazebný 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 (měd, nikl) se při reakci pokrývají vrstvou fluoridu, která brání dalšímu průběhu reakce. Při všech svých reakcích působí fluor oxidačně a sám přechází do ox. čísla –I.

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: $H\_{2}S+Br\_{2}\rightarrow 2HBr+S$
* reagují s oběma prvky: $H\_{2}S+4F\_{2}\rightarrow 2HF+SF\_{6}$
* adují se na molekulu sloučeniny:

$$CO+Cl\_{2}\rightarrow COCl\_{2}$$

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\_{2}O$

nebo tak, že halogen disproporcinuje – chlor, brom a jod disproporcinují např. ve vodě:

$$Cl\_{2}+H\_{2}O\rightarrow HCl+HClO$$

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

# Binární sloučeniny halogenů

## 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°C, HCl – 85°C, HBr – 67°C a HI – 36°C) a patří do skupiny kovalentních binárních sloučenin vodíku. Halogenvodíky jsou silné kyseliny. Nejslabší je HF, nejsilnější HI.

### Příprava:

1. Nejlehčí **je vytěsnění halogenovodíků jako těkavé látky z halogenidů působením silných minerálních kyselin**:

$$CaF\_{2}+H\_{2}SO\_{4}\rightarrow 2HF +CaSO\_{4}$$

$$NaCl+H\_{2}SO\_{4}\rightarrow HCl+NaHSO\_{4}$$

Pokud bychom touto cestou chtěli připravit i HBr a HI, musíme k vytěsnění použít minerální kyselinu, která nemá prakticky žádné oxidační účinky např. H3PO4.

1. Při přípravě bromovodíku i jodovodíku se tedy dává přednost **hydrolytickým reakcím**, např.

$$PBr\_{3}+3H\_{2}O\rightarrow H\_{3}PO\_{3}+3HBr$$

1. Další vhodnou cestou přípravy HBr a HI je **redukce elementárních halogenů** sulfanem:

$$I\_{2}+H\_{2}S\rightarrow 2HI+S$$

1. Všechny halogenovodíky lze získat **syntézou z prvků**:

$$H\_{2}+X\_{2}\rightarrow 2HX (X=F, Cl, Br, I)$$

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

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

$$4HI+O\_{2}\rightarrow 2I\_{2}+2H\_{2}O$$

Jodovodík se též oxiduje např. peroxidem vodíku:

$$2HI+H\_{2}O\_{2}\rightarrow 2H\_{2}O+I\_{2}$$

K oxidaci chlorovodíku je již zapotřebí silnějších oxidovadel:

$$16HCl+2KMnO\_{4}\rightarrow 2MnCl\_{2}+2KCl+5Cl\_{2}+8H\_{2}O$$

## 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 ušlechtilejší kovy a prvky nekovové. Některé kovalentní halogenidy jsou nízkomolekulární (halogenidy kovů ve vyšších oxidačních stavech, např. TiCl4, UF5, WF6 a halogenidy všech nekovů a polokovů např. SF6, AsF3, SiF4. Jiné jsou vysokomolekulární látky např.: AlCl3, CuBr2, BiI3).

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 intovost např. v této řadě sloučenin: NaF > NaCl > NaBr > NaI. Platí také tyto příklady relací iontovosti u dvojic sloučenin:

TlI > TlIIICl3

PbIIF2 > PbIVF4

Bezvodé binární halogenidy lze připravit chemickými reakcemi:

1. Syntéza přímým sloučením prvků:

$$Ti+2Cl\_{2}\rightarrow TiCl\_{4}$$

$$S+3F\_{2}\rightarrow SF\_{6}$$

1. Reakcí málo ušlechtilých kovů s halogenvodíky:

$$Ca+2HBr\rightarrow CaBr\_{2}+H\_{2}$$

1. Rozpuštěním oxidů, hydroxidů či uhličitanů kovů v halogenvodíkových kyselinách:

$$MgO+2HCl\rightarrow MgCl\_{2}+H\_{2}O$$

$$KOH+HI\rightarrow KI+H\_{2}O$$

1. Srážecími reakcemi (u málo rozpustných halogenidů)

$$AgNO\_{3}+NaCl\rightarrow AgCl+NaNO\_{3}$$

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

$$SiO\_{2}+2C+2Cl\_{2}\rightarrow SiCl\_{4}+2CO$$

## Polyhalogenidy

Halogenidové ionty (Y-), vznikající disociací halogenidů ve vodném roztoku, mají schopnost vytvářet s molekulami halogenu (Y2) adukt o složení $Y\_{2n+1}^{-}$podle obecné rovnice:

$$Y^{-}+nY\_{2}=Y\_{2n+1}^{-}$$

$Y\_{2n+1}^{-}$se nazývá polyhalogenidový anion. Takto vytváří jodidový anion s molekulou jodu např.: anion trijodidový: $I^{-}+I\_{2}=I\_{3}^{-}$

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:

F- < Cl- < Br- < I-

## 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, YZ3, YZ5, YZ7.

Formální oxidační stavy atomů vytvářejících interhalogeny lze vyjádřit pro jednotlivé typy sloučenin takto: $Y^{I}Z^{-I}$ $Y^{III}Z\_{3}^{-I}$ $Y^{V}Z\_{5}^{-I}$ $Y^{VII}Z\_{7}^{-I}$

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.:

$$ClF+H\_{2}O\rightarrow HClO+HF$$

## Binární sloučeniny halogenů s kyslíkem

 **OF2 – fluorid kyslíku**

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

$$2 F\_{2} + 2 NaOH \rightarrow 2 NaF + OF\_{2} + H\_{2}O$$

**Cl2O – oxid chlorný**

Těkavá látka endotermické povahy, při zahřátí snadno exploduje. Molekula Cl2O má lomenou strukturu s jednoduchými vazbami σ.

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

$$HgO+2Cl\rightarrow Cl\_{2}O+HgCl\_{2}$$

**ClO2 – oxid chloričitý**

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

Připravuje se vytěsněním kyseliny chlorečné z chlorečnanu draselného kyselinou sírovou:

$$3 KClO\_{3}+3H\_{2}SO\_{4}\rightarrow 2ClO\_{2}+HClO\_{4}+3 KHSO\_{4}+H\_{2}O$$

S ohledem k explozivnosti ClO2 je bezpečnější připravovat jej reakci chlorečnanu draselného se šťavelovou kyselinou za přítomnosti zředěné kyseliny sírové:

$$3 KClO\_{3}+3H\_{2}SO\_{4}+H\_{2}C\_{2}O\_{4}\rightarrow 2ClO\_{2}+2CO\_{2}+2 KHSO\_{4}+2H\_{2}O$$

**Cl2O7 – oxid chloristý**

 Nejlépe se získává dehydratací kyseliny chloristé účinkem P2O5 při nízké teplotě:

$$2 HClO\_{4}+P\_{2}O\_{5}\rightarrow Cl\_{2}O\_{7}+2 HPO\_{3}$$

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.

**Br2O – oxid bromný** a **BrO2 – oxid bromičný**

Oxid bromný Br2O (hnědý) a oxid bromičitý BrO2 (žlutý). Oba jsou stálé jen při nízkých teplotách.

**I2O5 – oxid jodičný**

Nejstálejší 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: I2O5 + 5 CO → I2 + 5 CO2

# 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 HClO4, a nejslabší je HIO.

**Kyselina chlorná a chlornany**

Kyselinu chlornou lze připravit v roztoku nejlépe reakcí chloru s vodou: Cl2 + H2O →HClO + HCl

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 čisticích prostředcích (savo) a na bělení tkanin.

Chlornany se nejlépe připravují tak, že do zředěných a vychlazených roztoků hydroxidů alkalických kovů se zavádí elementární chlor: Cl2 + 2 NaOH → NaCl + NaClO + H2O

**Kyselina chloritá a chloritany**

Kyselina chloritá je velmi nestálá. Lze proto připravit pouze její zředěné vodné roztoky:

$$ Ba\left(ClO\_{2}\right)\_{2}+H\_{2}SO\_{4}\rightarrow BaSO\_{4}+2HClO\_{2}$$

Běžnější a poněkud stálejší 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 vodných roztoku kyseliny:

$$Ba\left(ClO\_{3}\right)\_{2}+H\_{2}SO\_{4}\rightarrow BaSO\_{4}+2HClO\_{3}$$

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:

$$3 Cl\_{2}+6 KOH\rightarrow KClO\_{3}+5 KCl+3 H\_{2}O$$

**Kyselina chloristá a chloristany**



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

$$KClO\_{4}+H\_{2}SO\_{4}\rightarrow KHSO\_{4}+HClO\_{4}$$

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.

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

$$LiOH+HClO\_{4}\rightarrow LiClO\_{4}+H\_{2}O$$

$$MgO+2HClO\_{4}\rightarrow Mg\left(ClO\_{4}\right)\_{2}+H\_{2}O$$

$$CuCO\_{3}+2HClO\_{4}\rightarrow Cu\left(ClO\_{4}\right)\_{2}+H\_{2}O+CO\_{2}$$

**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 disproporcionují.

**Kyselina bromičná a bromičnany**

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

$$Br\_{2}+5 HClO+H\_{2}O\rightarrow 2 HBrO\_{3}+5 HCl$$

Bromičnany alk. kovů lze připravit obdobně jako chlorečnany reakci Br2 s horkým a dostatečně koncentrovaným roztokem hydroxidu alkalického kovu:

$$3 Br\_{2}+6 KOH\rightarrow KBrO\_{3}+5 KBr+3 H\_{2}O$$

**Kyselina jodičná a jodičnany**

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

$$I\_{2}+10 HNO\_{3}\rightarrow 6 HIO\_{3}+10 NO+2 H\_{2}O$$

Její soli – jodičnany lze získat disproporcionací 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 H5IO6 a její soli. Lze ji připravit rozkladem jodistanu barnatého kyselinou sírovou:

$$5 Ba\_{5}\left(IO\_{6}\right)\_{2}+5 H\_{2}SO\_{4}\rightarrow 5 BaSO\_{4}+2H\_{5}IO\_{6}$$

Též lze připravit i kyselinu tetrahydrogenjodistou:

$$2H\_{5}IO\_{6}\rightarrow H\_{4}I\_{2}O\_{9}+3H\_{2}O$$

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) CaF2 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:

$$CaF\_{2}+H\_{2}SO\_{4}\rightarrow CaSO\_{4}+2 HF$$

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:

$$S+3 F\_{2}\rightarrow SF\_{6}$$

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 chloridu 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 nejsnáze dostupná sloučenina chloru. Průmyslově se připravuje čistěním minerálu halitu nebo odparku mořské vody.

Má využití v potravinářském průmyslu, v chladírenské 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 aci 36% běžným průmyslovým výrobkem známým pod názvem „koncentrovaná kyselina solná“.

**Oxid chloričitý**

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

**Chlornany**

Chlornan sodný se vyrábí reakcí elementárního chloru s vodným roztokem NaOH za normální teploty: $Cl\_{2}+2 NaOH\rightarrow NaCl+NaClO+H\_{2}O$

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 (KClO3) 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.