

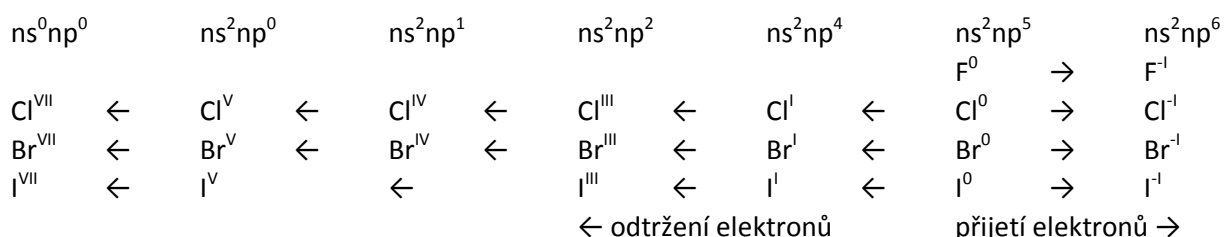
Obsah

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:

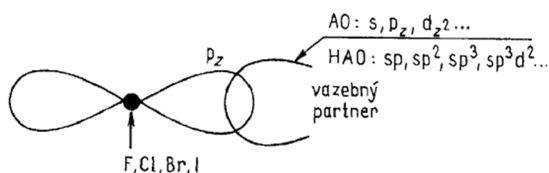
Do prostoru atomu halogenu je **přijímán elektron**, elektronová hustota na atomu nabývá konfiguraci vzácného plynu ns^2np^6 a atom halogenu nabývá ox. čísla $-I$.

Druhy způsob:

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

Oxidační stav -I

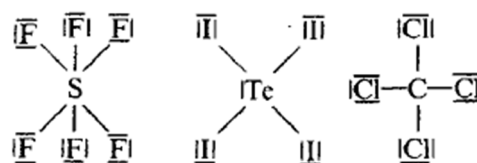
Jestliže se atom halogenu váže s atomem elektro pozitivního prvku, je vznik vazby obvykle podmíněn prostým překryvem orbitalu p_z halogenu a vhodného AO nebo HAO vazebného partnera:



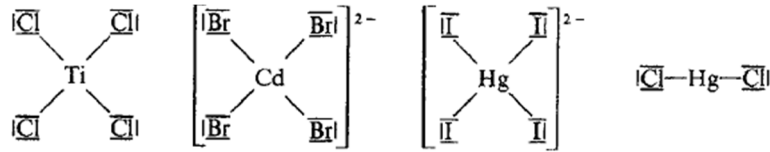
Rozhodující vliv na charakter vazby má rozdíl elektronegativit zúčastněných atomů. Je-li rozdíl malý, vazba má kovalentní charakter a malou polaritu. Sdílený elektronový pár vzniklé vazby σ je jen mírně přetažen do prostoru atomu halogenu. Vzniklou vazbu označuje vzorec: $M-Y$, kde M je atom vazebného 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 :

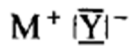


- halogenidy s halogenokomplexy nepřilíš elektropozitivních kovů např. TiCl_4 ,
a HgCl_2 :



- 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:



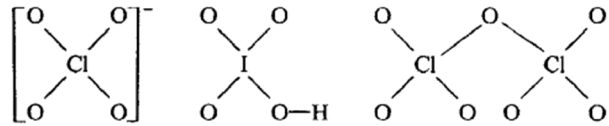
Tohoto typu jsou halogenidy všech silně elektropozitivních kovů:

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.

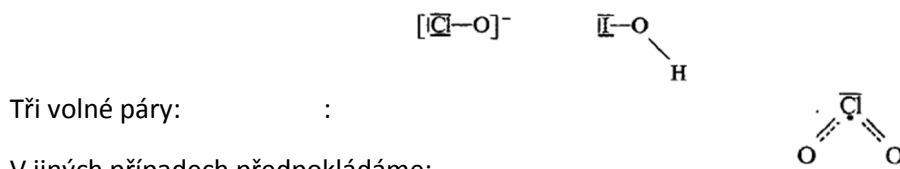
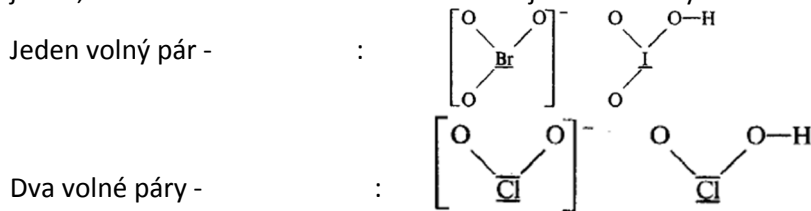
Kladné oxidační stavy

Tvoří-li atomy halogenů ($\text{Y}=\text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$) vazbu s atomy kyslíku nebo s atomy jiného, elektronegativnějšího halogenu (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 SP^3 , vedoucí k obvyklé tetraedrické koordinaci středového atomu halogenu, např.

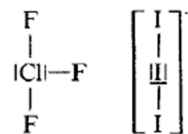


Stejný typ hybridizace lze předpokládat i u níže koordinovaných halogenů, ale s tím rozdílem, že jeden, dva nebo tři HAO středového atomu jsou obsazeny nevazebným elektronovým párem:

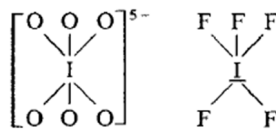


V jiných případech předpokládáme:

- odlišnou hybridizaci např, SP^2 u lomené molekuly IO_2
- účast orbitalů d, např. hybridizace SP^3D v molekulách interhalogenů typu XZ_3 , v polyhalogenidových iontech typu



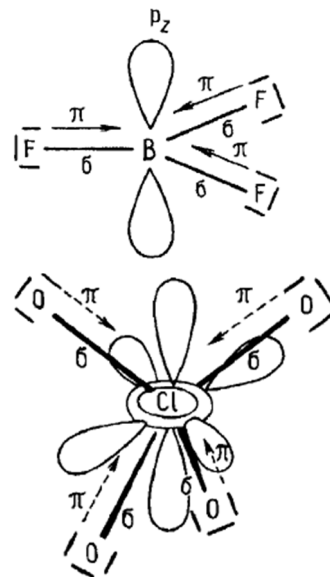
- hybridizace SP^3D^2 např. u jodistanového aniontu a interhalogenových sloučenin typu YZ_5



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 π (tvorbou obvykle delokalizovaných vazeb π).

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

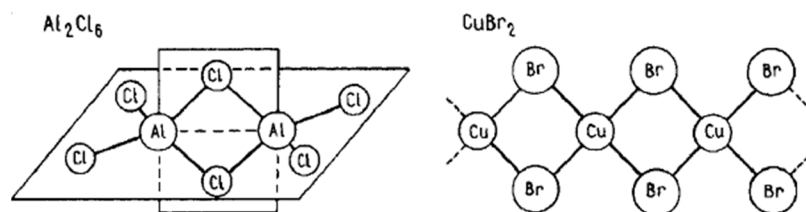


Obdobně je třeba chápat velmi kompaktní tetraedrický chloristanový anion s krátkými vazbami Cl-O jako útvar, který vedle interakce σ čtyř orbitalů sp^3 středového atomu chloru s orbitaly p_z čtyř atomů kyslíku vykazuje i interakci π , do níž jsou zapojeny vhodně orientované orbitaly p všech čtyř atomů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

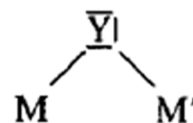
Interakce π je běžným způsobem vazby halogenů v jejich sloučeninách.

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

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



Obě vazby vytvářené můstkovým atomem halogenu mají charakter interakce σ . 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

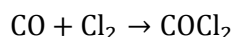
Elementární halogeny patří mezi mimořádně reaktivní látky. Fluor je ze všech prvků nejreaktivnější. Mnohé jeho reakce s jinými prvky nebo sloučeninami jsou vysoce exotermické a mají povahu hoření, někdy průběh i explozivní. S fluorem se neslučuje pouze dusík, reakce s kyslíkem nastává až vlivem elektrického 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,

která 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.

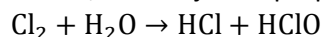
Halogeny při reakci s binárními sloučeninami:

- 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.

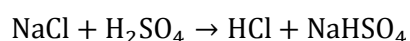
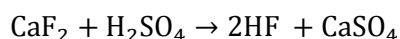
Binární sloučeniny halogenů

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.

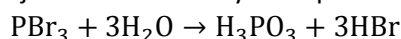
Příprava:

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

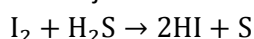


Pokud bychom touto cestou chtěli připravit i HBr a HI, musíme k vytěsnění použít minerální kyselinu, která nemá prakticky žádné oxidační účinky např. H_3PO_4 .

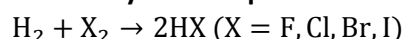
- b) Při přípravě bromovodíku i jodovodíku se tedy dává přednost **hydrolytickým reakcím**, např.



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

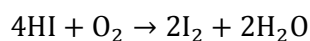


- d) Všechny halogenovodíky lze získat **syntézou z prvků:**

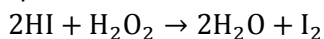


,ale reakce fluoru s vodíkem probíhá explozivně, u jodu jde o zvrtnou reakci s rovnováhou posunutou ve prospěch nesloučených prvků.

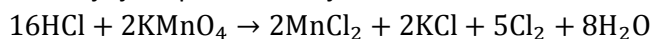
- e) Jodovodík, bromovodík i chlorovodík se mohou chovat též **redukčně**. Atomy halogenů v ox. stavu -1 se přitom oxiduje na elementární stav nebo dokonce do oxidačních stavů kladných. Samovolně probíhá oxidace HI vzdušným kyslíkem:



Jodovodík se též oxiduje např. peroxidem vodíku:



K oxidaci chlorovodíku je již zapotřebí silnějších oxidovadel:



2. Halogenidy

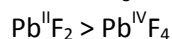
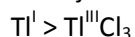
Jako halogenidy označujeme binární sloučeniny halogenů se všemi prvky s výjimkou vodíku, kyslíku a dusíku.

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.

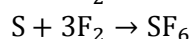
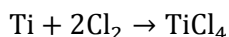
Kovalentní halogenidy vytvářejí některé ušlechtlejší kovy a prvky nekovové. Některé kovalentní halogenidy jsou nízkomolekulární (halogenidy kovů ve vyšších oxidačních stavech, např. TiCl_4 , UF_6 , WF_6 a halogenidy všech nekovů a polokovů např. SF_6 , AsF_3 , SiF_4). Jiné jsou vysokomolekulární látky např.: AlCl_3 , CuBr_2 , 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:

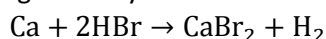


Bezvodé binární halogenidy lze připravit chemickými reakcemi:

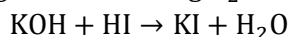
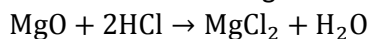
1. Syntéza přímým sloučením prvků:



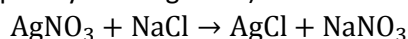
2. Reakcí málo ušlechtilých kovů s halogenvodíky:



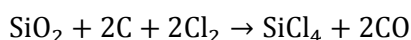
3. Rozpuštěním oxidů, hydroxidů či uhličitánů kovů v halogenvodíkových kyselinách:



4. Srážecími reakcemi (u málo rozpustných halogenidů)

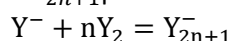


5. Technicky významná je příprava halogenidů (nejčastěji chloridů) z oxidu kovů tzv. redukční halogenací při zvýšených teplotách:



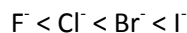
3. Polyhalogenidy

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.:

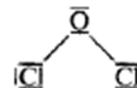
5. Binární sloučeniny halogenů s kyslíkem

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 σ .



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.

Br₂O – oxid bromný a BrO₂ – oxid bromičný

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

I₂O₅ – oxid jodičný

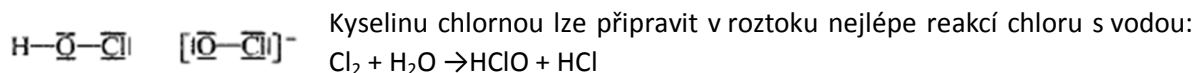
Nejstálější ze všech oxidů halogenů. Je to bílá krystalická látka. Rozkládá se na prvky při teplotách nad 350°C. Má výrazné oxidační vlastnosti. Významná je jeho reakce s oxidem uhelnatým: I₂O₅ + 5 CO → I₂ + 5 CO₂

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.

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

Kyselina chlorná a chlornany

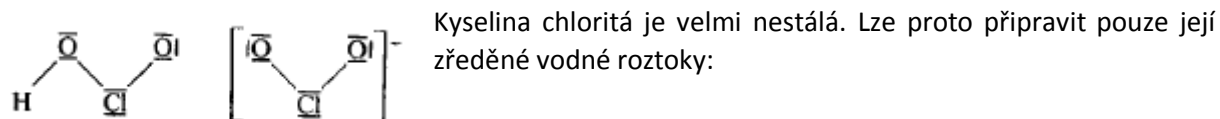


Má silně oxidační účinky. Z hlediska acidobazického je kyselinou velmi slabou a nestálou, rozkládá se zahříváním, působením světla i zvyšováním koncentrace jejich vodných roztoků.

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

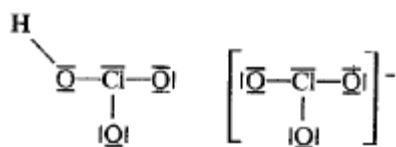
Chlornany se nejlépe připravují tak, že do zředěných a vychlazených roztoků hydroxidů alkalických kovů se zavádí elementární chlor: $\text{Cl}_2 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$

Kyselina chloritá a chloritany



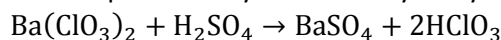
Běžnější a poněkud stálější jsou soli kyseliny chlorité – chloritany. Kyselina chloritá a chloritany jsou silná oxidovadla.

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:

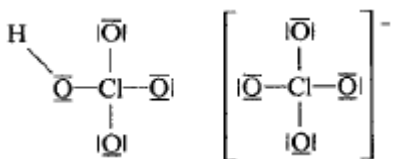


Její soli – chlorečnany za zvýšené teploty uvolňují kyslík; využívají se k výrobě výbušnin a zápalek.

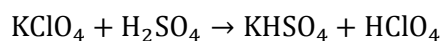
Lze je připravit zaváděním elementárního chloru do horkého a dostatečně koncentrovaného (20%) vodného roztoku hydroxidu alkalického kovu:



Kyselina chloristá a chloristany



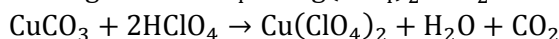
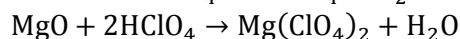
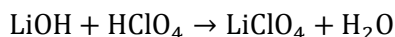
Přestože je kyselina chloristá jednou z nejsilnějších anorganických kyselin, může být ze svých solí vytěsněna koncentrovanou kyselinou sírovou:



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:



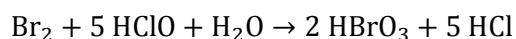
Kyselina bromná, kyselina jodná, bromnany a jodnany

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 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.

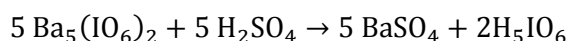
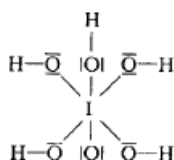
Kyselina bromistá a bromistany

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.

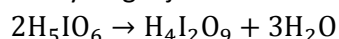
Kyselina jodistá, jodistany

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

Existuje též kyselina pentahydrogenjodistá H_5IO_6 a její soli. Lze ji připravit rozkladem jodistanu barnatého kyselinou sírovou:



Též lze připravit i kyselinu tetrahydrogenjodistou:



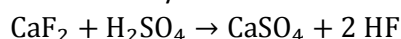
Kyseliny jodisté v tuhém stavu mají silné oxidační vlastnosti. Mnohem menší oxidační účinky vykazují jejich roztoky a roztoky jejich solí.

Výroba a použití technicky významných sloučenin fluoru

Minerál kazivec (fluorit) CaF_2 je surovinovou základnou pro výrobu elementárního fluoru a jeho sloučenin. Technicky významnými sloučeninami elementárního fluoru jsou především fluorovodík a fluoridy.

Fluorovodík

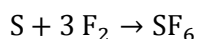
Výroba: zahříváním kazivce s koncentrovanou kyselinou sírovou se uvolňuje plynný fluorovodík:



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 čistěním minerálu halitu nebo odpadku mořské vody.

Má využití v potravinářském průmyslu, v chladiřské 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.