# Halogeny

* fluor 9F, chlor 17Cl, brom 35Br, jod 53I a astat 85At
* nekovové prvky
* elektronová konfigurace *ns2 np5*
* mimořádně reaktivní
* reakce jsou vysoce exotermické, někdy probíhají explozivně

## Vazebné možnosti halogenů

* existují dva typy:

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

* + oxidační stav –I (vlevo)
		- je přijímán elektron
		- elektronová konfigurace se mění na *ns2 np6* a zvětšuje se
		- nové elektronové konfigurace:

*ns0 np0, ns2 np0, ns2 np1, ns2 np2, ns2 np4, ns2 np5, ns2 np6*

* + oxidační stav +I (vpravo)
		- je odebírán elektron
		- elektronová hustota se zmenšuje

## Záporný oxidační stav

##

* pokud se atom halogenu váže s atomem elektropozitivního prvku, je vznik vazby podmíněn prostým překryvem orbitalu pz halogenu a vhodného AO nebo HAO vazebného partnera
* rozhodující vliv na charakter vazby má rozdíl elektronegativit atomů
* malý rozdíl 🡪 vazba má kovalentní charakter a malou polaritu
* sklon tvorbě takových vazeb vzrůstá s elektronegativitou
* sdílený elektronový pár sdílené σ je nevýrazně přetažen do prostoru atomu halogenu

Mδ+ - Yδ-

* uspořádání vzorce vyjadřuje, že nevazebné el. páry *ns2, npx2* a *npz2* zůstávají lokalizovány v prostoru atomu halogenu
* halogenidy nekovů (SF6, TeI4, CCl4):



* halogenidy a halogenkomplexy nepříliš elektropozitivních kovů (TiCl4, [CdBr4]2-, [HgI4]2- a HgCl2):



* halogenovodíky



## Kladný oxidační stav

* tvorba vazby mezi halogenem (Cl, Br, I) s elektronegativnějším halogenem nebo s kyslíkem
* vznik vazby vysvětlujeme představou hybridizace orbitalů *s*, *p* popřípadě i *d* atomů halogenů a překryvem vzniklých HAO s orbitaly atomů obklopujících halogen
* u většiny kyslíkatých sloučenin halogenů předpokládáme hybridizaci SP3, vedoucí k obvyklé tetraedrické koordinaci středového halogenu (ClO4-, HIO4 a Cl2O7):



* stejný typ hybridizace můžeme předpokládat i u níže koordinovaných atomů halogenů
* rozdíl je v tom, že jeden, dva nebo i tři HAO středového atomu jsou obsazeny nevazebným elektronovým párem:
	+ 1 volný pár (BrO3- a HIO3):
	
	+ 2 volné páry (ClO2- a HClO2):
	
	+ 3 volné páry (ClO- a HIO):
	
* v jiných případech předpokládáme:
	+ odlišnou hybridizaci, např. SP2 u lomené molekuly ClO2 (zbylý orbital *pz* na atomu chloru se zapojí do tvorby delokalizované vazby π)
	
	+ účast orbitalů *d*, např. hybridizace SP3D v molekulách interhalogenů typu YZ3, v polyhalogenidových iontech typu Y3-
	
	+ hybridizaci SP3D2, např. u jodistanového aniontu a interhalogenových sloučenin typu YZ5:
	

## Ostatní způsoby vazby halogenů

* u některých sloučenin halogenů pozorujeme zkrácení vazeb proti délkám, které bychom očekávali na základě předchozích představ; je to způsob interakcí π (tvorbou vazeb π)
* interakce π je běžným způsobem vazby halogenů
* např. předpoklad, že krátká a pevná vazba B – F v molekule BF3 je vedle interakce σ hybridizovaných orbitalů *sp2* středového atomu s orbitaly s orbitaly pz atomu fluoru podmíněna i delokalizovanou interakcí π dalšího orbitalu *p* fluoru s nehybridizovaným orbitalem *pz* středového atomu B



* obdobnou stavbu má i tetraedrický chloristanový anion ClO4- s krátkými vazbami Cl – O



* interakce π je běžným způsob vazby halogenů v jejich sloučeninách
* atomy halogenů v oxidačním čísle –I jsou schopné také ve funkci můstkových atomů dosáhnout dvouvaznosti (např. 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 el. pár atomu halogenu projeví své nukleofilní vlastnosti a vytvoří donor-akceptorovou vazbu s elektrofilním atomem M‘:



* schopnost vytvářet můstkové atomy mají všechny halogeny
* fluor a chlor mohou navíc vytvářet vodíkový můstek

## Chemické vlastnosti halogenů

* elementární halogeny jsou mimořádně reaktivní; fluor lze označit za nejreaktivnější prvek
* mnohé reakce fluoru s jinými prvky nebo i sloučeninami jsou vysoce exotermické a mají povahu hoření, někdy probíhají explozivně
* s fluorem se neslučuje pouze dusík
* reakce fluoru s kyslíkem nastává až vlivem elektrického výboje
* reakce fluoru s uhlíkem se realizuje až za červeného žáru
* elektropozitivní prvky reagují s fluorem velmi ochotně, avšak některé kovy (měď, nikl) se při reakce pokrývají vrstvou fluoridu, která brání dalšímu průběhu reakce
* fluor působí při všech svých reakcích oxidačně 🡪 je to nejsilnější oxidační činidlo
* fluor sám přechází do oxidačního stavu –I
* oxidační schopnosti (avšak ne tak výrazné) jsou typické i pro zbytek halogenů
* reaktivita a oxidační schopnosti klesají v řadě F > Cl > Br > I
* mnohé prvky s těžšími halogeny nereagují (uhlík s chlorem, síra s jodem atd.)
* ušlechtilé kovy mají malý sklon k reakci s těžšími halogeny
* méně ušlechtilé kovy se na svém povrchu během reakce s halogeny pasivují
* např. pasivace železa umožňuje uchovávat bezvodý kapalný chlor v ocelových tlakových nádobách
* při reakci s binárními sloučeninami obvykle
	+ vytěsní elektronegativní složku sloučeniny jako prvek:
	
	+ reagují s oběma prvky:
	
	+ adují se na molekulu sloučeniny:
	
* chlor, brom a jod mohou při reakci s některými sloučeninami přecházet do kladného oxidačního stavu
	+ jsou oxidovány danou sloučeninou (silné oxidační činidlo):
	
	+ disproporcionací halogenu
	
* čím je halogen těžší, tím neochotněji reaguje takto s vodou 🡪 rovnice posunuta doleva

## Binární sloučeniny halogenů

### Halogenovodíky:

* binární sloučeniny s vodíkem (HF, HCl, HBr a HI)
* plynné látky
* nízkomolekulární charakter
* body varu
	+ HF = 19,5°C
	+ HCl = -85°C
	+ HBr = -67°C
	+ HI = -36°C
* těkavost HF v poměru k ostatním halogenovodíkům je poměrně malá
* jsou to silné kyseliny (HF nejslabší, HI nejsilnější)
* lze je snadno připravit (nejsnazší je vytěsnit je jako těkavé látky z halogenidů působením silných minerálních kyselin):



* pro HBr a HI musíme použít minerální kyselinu, která nemá téměř žádné oxidační účinky (např. H3PO4)
* dalším způsobem, jak připravit halogenovodíky je redukce elementárních halogenů sulfanem:



* HF lze získat i termickým rozkladem hydrogenfluoridů:



* všechny halogenovodíky lze získat syntézou z prvků:



* reakce fluoru s vodíkem probíhá explozivně
* vodné roztoky (kyselina fluorovodíková, chlorovodíková bromovodíková a jodovodíková) jsou významné a používají se v chemické a technické praxi
* zejména ve vodném roztoku mohou působit oxidačně:



* jodovodík, bromovodík i chlorovodík se mohou chovat též redukčně:







##  Halogenidy

* binární sloučeniny halogenů se všemi prvky s výjimkou vodíku, kyslíku a dusíku
* rozlišujeme:
	+ halogenidy iontové
		- halogenidy alkalických kovů, hořčíku, kovů alkalických zemin, lanthanoidů a některých dalších elektropozitivních prvků
		- malá těkavost
		- křehkost krystalů
		- elektrická vodivost tavenin
	+ halogenidy kovalentní
		- halogenidy ušlechtilejších kovů a nekovů
		- nízko- i vysokomolekulární
		- zastávají funkci můstkových atomů
* halogeny se v halogenidech vyskytují v oxidační stavu –I
* iontovost klesá v řadě: NaF > NaCl >NaBr > NaI
* bezvodé binární halogenidy lze připravit:
	+ přímým sloučením prvků:
		- Ti + 2 Cl2 🡪 TiCl4
		- S + 3 F2 🡪 SF6
	+ reakcí málo ušlechtilých kovů s halogenovodíky:
		- Cd + 2 HCl 🡪 CdCl2 + H2
		- Ca + 2 HBr 🡪 CaBr2 + H2
	+ rozpuštěním oxidů, hydroxidů či uhličitanů kovů v halogenovodíkových kyselinách:
		- MgO + 2 HCl 🡪 MgCl2 + H2O
		- KOH + HI 🡪 KI + H2O
		- CaCO3 + 2 HCl 🡪 CaCl2 + H2O + CO2
	+ srážecí reakcí (výroba málo rozpustných halogenidů):
		- AgNO3 + NaCl 🡪 AgCl + NaNO3
		- Pb(NO3)2 + 2 NaI 🡪 PbI2 + 2 NaNO3
		- HgCl2 + 2 NaI 🡪 HgI2 + 2 NaCl
	+ redukční halogenací při zvýšených teplotách z oxidů kovů (redukovadlo je uhlí, halogenační činidlo bývá většinou sám elementární halogen):
		- Al2O3 + 3 C + 3Cl2 🡪 3 AlCl3 + 3 CO
		- SiO2 + 2 C + 2 Cl2 🡪 SiCl4 + 2 CO
	+ rozpuštěním kovů, jejich oxidů, hydroxidů a uhličitanů v halogenovodíkových kyselinách pouze v hydratované formě
	+ bezvodé halogenidy lze připravit dehydratací hydrátů zahřátím v proudu halogenovodíku nebo chloridu thionylu
		- CoCl2•6H2O + 6SOCl2 🡪 CoCl2 + 6 SO2 + 12 HCl
		- CuBr2•H2O + SOCl2 🡪 CuBr2 + 2 SO2 + 4 HCl
* podle chování k vodě dělíme halogenidy do tří skupin:
	+ halogenidy podléhající pouze elektrolytické disociaci
		- halogenidy silně elektropozitivních kovů, které jsou výrazně iontové
		- např. NaCl, KI, TlBr, CaCl2 aj.
	+ hydrolyzující halogenidy
		- halogenidy nekovů, polokovů a některých kovů
		- elektropozitivní část je málo bazická (nebo dokonce kyselá)
		- např.
			* TiCl4 + 2 H2O 🡪 TiO2 + 4 HCl
			* BBr3 + 3 H2O 🡪 H3BO3 + 3HBr
	+ halogenidy, které se rozpouštějí bez disociace nebo nereagují vůbec
		- příčinou je velká aktivační energie

## Polyhalogenidy

* vznikají disociací halogenidů ve vodném roztoku
* mají schopnost vytvářet s molekulami halogenů polyhalogenidový anion



* tendence k tvorbě polyhalogenidových iontů vzrůstá v řadě F- < Cl- < Br- < I-
* praktické uplatnění má tvorba polyjodidů v analytické chemii
* trihalogenidové ioty mají lineární tvar

 🡪 

* tmavé polyhalogenidy alkalických kovů jsou snadno rozložitelné iontové sloučeny tmavé barvy

## Interhalogeny

* nízkomolekulární látky
* velmi těkavé
* zbarvené žlutě, červeně nebo hnědočerveně, některé jsou bezbarvé
* mají schopnost tvořit binární sloučeniny
* existují čtyři typy těchto sloučenin: YZ, YZ3, YZ5 a YZ7
* největší zastoupení mají sloučeniny s centrálním atomem (Y) I
* koordinující atom (Z) nejčastěji F
* značně reaktivní
* s vodou reagují za vzniku halogenovodíku a kyslíkaté kyseliny:

ClF + H2O 🡪 HClO + HF

* s halogenidy některé tvoří komplexní ionty:

BrF3 + F- 🡪 [BrF4]-

## Binární sloučeniny halogenů s kyslíkem

* + OF2
		- fluorid kyslíku
		- plynná látka
		- světle žlutá barva
		- stálá
		- výrazné oxidační vlastnosti
		- příprava:
			* reakce elementárního fluoru s 2% vodným roztokem NaOH:
			2 F2 + 2 NaOH 🡪 2 NaF + OF2 + H2O
			* přímou syntézou z kyslíku a fluoru při působení elektrického výboje při nízké teplotě
	+ Cl2O
		- oxid chlorný
		- molekula Cl2O má lomenou strukturu s jednoduchými vazbami σ



* + - těkavá látka endotermické povahy
		- při zahřátí snadno exploduje
		- reakcí s vodou poskytuje kyselinu chlornou:
		Cl2O + H2O 🡪 2 HClO
		- příprava:
			* působením elementárního chloru na oxid rtuťnatý za snížené teploty:
			HgO + 2 Cl2 🡪 Cl2O + HgCl2
	+ ClO2
		- oxid chloričitý
		- těkavá látka
		- žlutozelená (plyn) nebo červenohnědá (kapalina) barva
		- nízkomolekulární endotermická látka
		- molekula je lomená
		- obsahuje jeden nepárový elektron
		- obě vazby σ jsou provázeny delokalizovanou vazbou typu π
		- dobře se rozpouští ve vodě, ale nereaguje s ní; vytváří pouze žlutý krystalický hydrát ClO2•6H2O
		- příprava:
			* vytěsněním kyseliny chlorečné z chlorečnanu draselného kyselinou sírovou:
			3 KClO3 + 3 H2SO4 🡪 2 ClO2 + HClO4 + 3 KHSO4 + 2 H2O
			* reakcí chlorečnanu draselného s kyselinou šťavelovou za přítomnosti zředěné kyseliny sírové:
			 3 KClO3 + 3 H2SO4 H2C2O4 🡪 2 ClO2 + 2 CO2 + 2 KHSO4 + 2 H2O
			* působením elementárního chloru na chlorečnan stříbrný při zvýšené teplotě:
			2 AgClO3 + Cl2 🡪 2 AgCl + 2 ClO2 + O2
			* oxidací chloritanu sodného chlorem zředěným dusíkem nebo vzduchem:
			2 NaClO2•3H2O + Cl2 🡪 2 ClO2 + 2 NaCl + 6H2O
	+ Cl2O6
		- oxid chlorový
		- lze jej získat působením ozonu na oxid chloričitý
		- tvoří dimerní molekuly
		- struktura nebyla doposud podrobně objasněna
	+ Cl2O7
		- relativně stálá látka
		- působí oxidačně
		- s vodou poskytuje kyselinu chloristou:
		Cl2O7 + H2O 🡪 2 HClO4
		- příprava:
			* dehydratací kyseliny chloristé účinkem P2O5 při nízké teplotě:
			2 HClO4 + P2O5 🡪 Cl2O7 + 2 HPO3
	+ Br2O
		- oxid bromný
		- stálý pouze při nízkých teplotách
	+ BrO2
		- oxid bromičitý
		- mimořádně nestálý
		- struktura nebyla popsána
	+ I2O5
		- oxid jodičný
		- nejstálejší ze všech oxidů halogenů
		- exotermická sloučenina
		- bílá krystalická látka
		- rozkládá se na prvky při teplotách nad 350°C
		- má výrazné oxidační vlastnosti
		- silně kyselá látka
		- molekula je lomená v místě můstkového atomu O
		- na atomu jodu jsou koordinovány tři atomy kyslíku
		- významná je reakce s oxidem uhelnatým:
		I2O5 + 5 CO 🡪 I2 + 5 CO2
		- příprava:
			* termická dehydratace kyseliny jodičné:
			2 HIO3 🡪 I2O5 + H2O

## Ternární kyslíkaté sloučeniny halogenů

* patří sem především kyslíkaté kyseliny halogenů a jejich soli



* neexistuje žádná oxokyselina fluoru
* síla kyselin se mění podle šipek
* nejsilnější kyselina je HClO4, nejslabší pak HIO
	+ Kyselina chlorná a chlornany
		- vazebné uspořádání kyseliny chlorné a chlornanového aniontu:



* + - mezi atomy kyslíku a chloru existuje vedle vazby σ i slabá interakce podmíněná přítomností prázdných orbitalů *d* na atomu chloru
		- kyselina se rozkládá zahříváním, působením světla i zvyšováním koncentrace jejích vodných roztoků
		- kyselina chlorná má silné oxidační účinky
		- velmi slabá kyselina
		- příprava kyseliny chlorné:
			* reakcí chloru s vodou
			Cl2 + H2O 🡪 HClO + HCl
		- chlornany mají velmi silné oxidační účinky a jsou nestálé
		- chlornany se snadno rozkládají působením světla a vzdušné vlhkosti
		- zahřátím chlornany disproporcionují na chlorečnan a chlorid:
		3 NaClO 🡪 2 NaCl + NaClO3
		- příprava chlornanů:
			* zavádění elementárního chloru do zředěných a vychlazených roztoků hydroxidů alkalických kovů:
			Cl2 + 2 NaOH 🡪 NaCl + NaClO + H2O
	+ kyselina chloritá a chloritany
		- vazebné uspořádání kyseliny chlorité a chloritanového iontu



* + - jsou to oxovadla
		- kyselina chloritá je nestálá
		- příprava kyseliny chlorité:
			* lze připravit pouze její zředěné vodné roztoky
			Ba(ClO2)2 + H2SO4 🡪 BaSO4 + 2 HClO2
		- chloritany jsou poněkud stálejší
		- příprava chloritanů:
			* reakce oxidu chloričitého s vodným roztokem hydroxidu alkalického kovu:
			2 ClO2 + 2 OH- 🡪 ClO2- + ClO3- + H2O
			* redukce oxidu chloričitého peroxidem vodíku nebo zinkovým prachem:
			2 ClO2 + O22- 🡪 2 ClO2- + O2
			2ClO2 + Zn 🡪 2 ClO2- + Zn2+
	+ kyselina chlorečná a chlorečnany
		- vazebné uspořádání kyseliny chlorečné a chlorečnanů
		
		- všechny vazby Cl – O jsou výrazně zesíleny a zkráceny interakcí π zúčastněných atomů
		- kyselina chlorečná je nestálá
		- kyselina chlorečná je silná kyselina s výraznými oxidačními účinky
		- příprava kyseliny chlorečné (pouze vodné roztoky v koncentraci menší než 40%):
		 Ba(ClO3)2 + H2SO4 🡪 BaSO4 + 2 HClO3
		 2 KClO3 + H2[SiF6] 🡪 K2[SiF6] + 2 HClO3
		- tuhé chlorečnany jsou poměrně stálé a mají silné oxidační účinky
		- rozpad tuhých chlorečnanů může v některých případech proběhnout explozivně
		- při zahřátí chlorečnany alkalických kovů disproporcionují; poskytují chloristany a chloridy, popř. při vyšší teplotě chlorid a kyslík:
		4 KClO3 🡪 3 KClO4 + KCl
		2 KClO3 🡪 2 KCl + 3 O2
	+ kyselina chloristá a chloristany
		- kyselina chloristá a chloristanový ion jsou tvořeny tetraedrickým pětiatomovým skeletem ClO4:



* + - řád vazeb Cl – O zvýšen poměrně velkou interakcí π
		- kyselina chloristá je jednou z nejsilnějších anorganických kyselin
		- koncentrovaná kyselina sírová má schopnost vytěsnit kyselinu chloristou z jejích solí:
		KClO4 + H2SO4 🡪 KHSO4 + HClO4
		- kyseliny chloristá je bezbarvá viskózní kapalina
		- při styku s organickými látkami se může koncentrovaná kyselina chloristá explozivně rozkládat
		- koncentrovaná kyselina chloristá má silné oxidační vlastnosti, které po zředění téměř zanikají
		- roztoky kyseliny i jejích solí lze redukovat jen nejsilnějšími redukčními činidly
		- příprava chloristanů:
			* reakcí hydroxidů, oxidů nebo uhličitanů kovů s volnou kyselinou
			LiOH + HClO4 🡪 LiClO4 + H2O
			MgO + 2 HClO4 🡪 Mg(ClO4)2 + H2O
			CuCO3 + 2 HClO4 🡪 Cu(ClO4)2 + H2O + CO2
	+ kyselina bromná, kyselina jodná, bromnany a jodnany
		- mají stejnou strukturu jako kyselina chlorná
		- velice slabé kyseliny s poměrně silnými oxidačními účinky
		- vznikají reakcí bromu / jodu s vodou (rovnováha posunuta výrazně doleva)
		- bromnany a jodnany lze získat zaváděním elementárních halogenů do roztoků hydroxidů alkalických kovů
		- bromnany a jodnany jsou nestálé, působí oxidačně a snadno disproporcionují
	+ kyselina bromičná a bromičnany
		- kyselina bromičná má vlastnosti i strukturu podobnou kyselině chlorečné
		- příprava kyseliny bromičné:
			* oxidací bromu účinkem HClO:
			Br2 + 5 HClO + H2O 🡪 2 HBrO3 + 5HCl
		- bromičnany působí jako silná oxidovadla a používají se zejména při některých analytických stanoveních:
		3 AsO32- + BrO3- 🡪 3 AsO42- + Br-
		- příprava bromičnanů:
			* reakcí Br2 s horkým a dostatečně koncentrovaným roztokem hydroxidu alkalického kovu:
			3 Br2 + 6 KOH 🡪 5 KBr + KBrO3 + 3 H2O
	+ kyselina jodičná a jodičnany
		- kyselina jodičná je bílá krystalická látka
		- silná kyselina s oxidačními účinky
		- příprava kyseliny jodičné:
			* oxidací jodu kyselinou dusičnou nebo jiným oxidovadlem:
			3 I2 + 10 HNO3 🡪 6 HIO3 + 10 NO + 2 H2O
		- příprava jodičnanů:
			* disproporcionací jodu v roztocích hydroxidů
	+ kyselina bromistá a bromistany
		- připraveny teprve nedávno působením extrémně silných oxidačních činidel na elementární brom v alkalickém prostředí
		- relativně stálé sloučeniny
		- bromistany lze připravit jako tuhé látky, které nepodléhají rozkladu ani při zvýšení teploty na 200 až 300°C
		- oxidační působení kyseliny bromisté a bromistanů je velmi slabé

## Výroba a použití technicky významných sloučenin fluoru

* kazivec (fluorit) CaF2 je základna pro výrobu elementárního fluoru a jeho sloučenin
* elementární fluor se uplatňuje v menší míře v metalurgii na výrobu některých fluoridů
	+ výroba fluorovodíku:
		- fluorovodík se vyrábí a transportuje nejčastěji ve formě 40% vodného roztoku
		- je surovinou pro výrobu fluorovaných organických sloučeniny, fluoroplastů, freonů, má použití ve sklářství (k leptání a matování skla), v metalurgii a při výrobě některých velmi čistých anorganických sloučenin
		- příprava:
			* zahříváním kazivce s koncentrovanou kyselinou sírovou za současného uvolňování plynného fluorovodíku:
			CaF2 + H2SO4 🡪 CaSO4 + 2 HF
	+ výroba fluoridů
		- uplatňují se při organických syntézách (katalytické působení BF3 při iontových polymeracích alkenů…), v elektrometalurgii hliníku a dalších kovů, při výrobě mléčného skla, smaltů a v elektrotechnice
		- příprava:
			* úplnou nebo částečnou neutralizací kyseliny fluorovodíkové oxidy, hydroxidy nebo uhličitany příslušných kovů
			* zahříváním oxidů a hydroxidů kovů s fluorokřemičitany fluorohlinitany nebo fluoroborinaty:
			2 B2O3 + 3 Na[BF4] 🡪 4 BF3 + NaBO2
			3 ZrO2 + 2 Na2[SiF6] 🡪 3 ZrF4 + 2 NaSiO3
			* syntézou z prvků nebo působením elementárního fluoru na oxid prvku:
			S + 3 F2 🡪 SF6
			SO2 + 3 F2 🡪 SF6 + O2

## Výroba a použití technicky významných sloučenin chloru

* surovinovou základnou pro výrobu chloru a jeho sloučenin tvoří ložiska halitu a mořská voda
* elementární chlor se využívá při výrobě chlorového vápna, bromu a jodu, při syntéze kyseliny chlorovodíkové, užívá se na sterilizaci pitné vody, chlor má využití v metalurgii a zejména v organické syntéze
* technicky významnými sloučeninami chloru jsou chlorid sodný, chlorovodík, oxid chloričitý, chloritany, kyselina chloritá a chloristany
	+ výroba chloridu sodného
		- jde o nejsnáze dostupnou sloučeninu chloru
		- má využití v potravinářském průmyslu, v chladírenské technice a zejména při výrobě elementárního chlor, hydroxidu sodného, sodných solí a dalších sloučenin chloru
		- průmyslově se vyrábí čištěním minerálu halitu nebo odparu mořské vody
	+ výroba chlorovodíku
		- vodní roztok chlorovodíku v koncentraci asi 36 % je známý pod názvem „koncentrovaná kyselina solná“
		- má významné uplatnění v těžkém chemickém průmyslu (výroba chloridů, chlorovaných organických látek, plastů aj.), v průmyslu farmaceutickém, metalurgii a též v potravinářství
		- příprava
			* reakcí chloridu sodného s kyselinou sírovou
			NaCl + H2SO4 🡪 NaHSO4 + HCl
			2 NaCl + H2SO4 🡪 Na2SO4 + 2 HCl
			* přímou syntézou prvků za zvýšené teploty
			H2 + Cl2 🡪 2 HCl
			* přípravou chlorovaných uhlovodíků při syntéze chloridu uhličitého
			CH4 + 4 Cl2 🡪 CCl4 + 4 HCl
	+ výroba oxidu chloričitého
		- uplatňuje se především jako výtečný bělicí prostředek v textilním průmyslu a v papírenství
		- má fungicidní vlastnosti, které se využívají v potravinářství a při úpravě pitné vody
		- při průmyslových postupech výroby oxidu chloričitého se jako výchozí látka používá chlorečnan sodný nebo chlorečnan vápenatý a redukují se nejčastěji účinkem SO2, HCl nebo methanolem
		2 ClO3- + SO2 + H2SO4 🡪 2 HSO4- + 2 ClO2
	+ výroba chlornanů a chloritanů
		- mají využití v papírenském a textilním průmyslu (bělení), v těžké anorganické technologii (oxidační a chlorační činidla), v technologii vody (dezinfekce, odstraňování fenolů) aj.
		- chlornan sodný se vyrábí reakcí elementárního chloru s vodným roztokem NaOH za normální teploty:
		Cl2 + 2 NaOH 🡪 NaCl + NaClO + H2O
		- proces může probíhat též přímo v elektrolyzéru (elektrolýza solanky), zajistí-li se kontakt roztoku z prostoru katody (obsahuje NaOH) s chlorem vyvíjejícím se na anodě
		- chloritany se vyrábějí disproporcionací ClO2 v roztocích hydroxidů alkalických kovů
			* při použití sazí jako redukovadla:
			4 ClO2 + C + Ca(OH)2 + NaOH 🡪 4 NaClO2 + CaCO3 + 3 H2O
	+ výroba chlorečnanů
		- mají významné uplatnění při výrobě zápalek (KClO3), jsou složkou některých bezpečnostních trhavin a tuhých raketových paliv, v chemickém průmyslu slouží k výrobě ClO2, chloritanů a chloristanů
		- mají herbicidní vlastnosti
		- příprava:
			* elektrolýzou horkého (o teplotě 70°C) vodného roztoku NaCl
			* udržováním slabě kyselého HCl, probíhá v celém objemu elektrolyzéru reakce:
			3 ClO- 🡪 ClO3- + 2 Cl-

## 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
* elementární brom se používá jako přímé bromační činidlo v organické činidlo v organické chemii
* elementární jod má významné použití v metalurgii, v lékařství a průmyslu léčiv, při výrobě barviv a spolu
* elementární brom a jod se využívají ve fotografickém průmyslu
	+ výroba bromovodíku a bromidů
		- bromovodík má využití v některých organických technologiích (příprava bromovaných derivátů ve farmaceutickém a v barvářském průmyslu)
		- bromidy se uplatňují ve fotografickém průmyslu, mnohé kovalentní bromidy se užívají jako bromační činidla při organických syntézách
		- příprava:
			* bromovodík je připravován jednak přímým slučováním prvků při teplotě 300 až 400°C za přítomnosti látek o velkém povrchu (keramických materiálů, křemeliny) nebo bromací uhlovodíků
			* bromidy se připravují stejnými postupy jako fluoridy nebo chloridy
	+ výroba jodovodíku a jodidů
		- jodovodík a jodidy mají stejné využití jako obdobné sloučeniny bromu
		- příprava:
			* jodovodíky se vyrábí přímou syntézou z prvků, hydrolýzou intermediálně vznikajících jodidů kovů a též reakcí se sulfanem
			* jodidy lze připravit přímou syntézou z prvků a též neutralizací vodného roztoku jodovodíků
	+ výroba ostatních sloučenin bromu a jodu
		- oxosloučeniny bromu a jodu mají v technické praxi mnohem menší význam, než obdobné sloučeniny chloru
		- bromnany, jodnany, bromičnany a jodičnany se získávají stejnými postupy jako analogické sloučeniny chloru
		- další způsoby přípravy:
			* z prvků oxidací chlorem ve vodném roztoku
			I2 + 5 Cl2 + 6 H2O 🡪 2 HIO3 + 10HCl
			* z bromidů a jodidů (v tavenině) např. působením chlorečnanů
			KBr + KClO3 🡪 KBrO3 + KCl
			* jodistany se vyrábějí oxidací jodičnanů chlorem
			NaIO3 + Cl2 + 4 NaOH 🡪 Na3H2IO6 + 2 NaCl + H2O
			* anodickou oxidací jodičnanů