

Halogeny

Název vznikl od řeckého slova hals = sůl a gennaó = tvořit - pro jejich schopnost tvořit velkou řadu solí.

Jedná se o prvky 17. skupiny, mají sedm valenčních elektronů. Halogeny tvoří dvouatomové molekuly.

Jsou jedovaté s dráždivými účinky. Jsou dobře rozpustné ve vodě, kromě jodu, který se rozpouští v KI. Mají vysokou elektronegativitu a jsou mimořádně reaktivní. Mohou nabývat hodnot od -I do VII (kromě fluoru).

Používají se na výrobu PVC, teflonu, freonů, stříbrné halogenidy se využívají ve fotografickém průmyslu.

Fluor: elektronová konfigurace: $[\text{He}] 2s^2 2p^5$

Fluor je nejelektronegativnější prvek tabulky, má vždy oxidační číslo -I.

Fluor je nekovový prvek, zelenožlutý plyn s charakteristickým zápachem, značně toxický, těkavý, chemicky mimořádně reaktivní. Je nejlehčí prvek z řady halogenů.

Na Zemi se vyskytuje pouze ve sloučeninách v nevelkém množství. Je obsažen ve formě fluoridových aniontů v zubních pastách na posílení zubní skloviny.

Příprava a výroba:

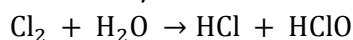
Fluor se vyrábí elektrolýzou taveniny $\text{KF} \cdot n\text{HF}$ ($n=1,2,3$) v ocelových reaktorech vyložených tzv. Monelovým kovem (= slitina Ni, Cu a stopy Mn a Fe), anoda je grafitová – na ní se vylučuje fluor, katoda je nádoba reaktoru.

Pro svou vysokou toxicitu a reaktivitu s fluor v laboratoři prakticky nepřipravuje.

Chlor: elektronová konfigurace: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$

Chlor je nekovový prvek, zelenožlutý plyn s charakteristickým zápachem, je toxický, chemicky mimořádně reaktivní.

Na Zemi se vyskytuje pouze ve formě sloučenin - většina z nich rozpuštěna v mořské vodě a v některých jezerech. Používá se k dezinfekci vody:



HClO je nestabilní a rozpadá se na HCl + O. O ničí mikroorganismy.

Příprava a výroba:

Chlor se vyrábí elektrolýzou nasyceného vodného roztoku NaCl (získáme NaOH, H₂ a Cl₂) nebo elektrolýzou taveniny (získáme Na a Cl₂).

V laboratoři se vyrábí reakcí kyseliny chlorovodíkové s oxidačním činidlem, burelem nebo manganistanem:



Brom: elektronová konfigurace: $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$

Brom je nekovový prvek, červenohnědá kapalina. Je těkavý, chemicky mimořádně reaktivní, značně toxický.

Na Zemi se vyskytuje pouze ve formě sloučenin - biogenní prvek, který se nachází v mořské vodě a je součástí chaluh.

Výroba a příprava:

Oxidací halogenidů chlorem

Jod: elektronová konfigurace: $[\text{}_{36}\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5$

Jod je nekovový prvek tvořící fialové krystalky kovového lesku, které snadno sublimují. Jod je toxický, chemicky mimořádně reaktivní.

Na Zemi se vyskytuje pouze ve formě sloučenin - biogenní prvek, který se nachází v mořské vodě a je součástí hormonů štítné žlázy. Pětiprocentní roztok I_2 v ethanolu se označuje jako jodová tinktura, která se využívá k desinfekci. Roztok I_2 v KI se nazývá Lugolův roztok, který se používá jako antiseptikum a dezinfekce, pro nouzovou dezinfekci pitné vody.

Výroba a příprava:

Obdobně jako u chloru o oxidací halogenidů chlorem.

Astat

Astat je radioaktivní pevná látka s krátkým poločasem rozpadu – cca 8,3 hod. Jeho nejstabilnější izotop je izotop At^{210} .

Sloučeniny halogenů

1. Halogenovodíky HX

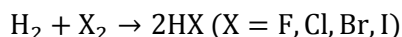
Halogeny vytvářejí s vodíkem binární sloučeniny HF, HCl, HBr a HI. Všechny čtyři halogenovodíky jsou bezbarvé plynné látky, ostře páchnoucí, které leptají sliznici. Mají nízkomolekulární charakter (HF má bod varu $19,5^\circ\text{C}$, HCl – 85°C , HBr – 67°C a HI – 36°C) a patří do skupiny kovalentních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

HF je nebezpečná, jedovatá látka, která způsobuje poleptání pokožky. Taktéž leptá sklo, proto se uchovává se v plastu.

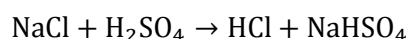
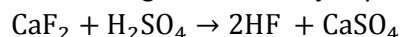
HCl je silná kyselina. Její starší název je kyselina solná. Je to jedna z nejdůležitějších chemikálií. Je obsažena v žaludečních šťávách.

Příprava:

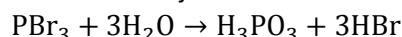
Vyrábí se přímou syntézou z prvků:



HF a HCl se v laboratoři připravují reakcí halogenidu se silnější kyselinou:



HBr a HI se připravují hydrolýzou bromidu nebo jodidu fosforitého:



Nemohou reagovat s kyselinou sírovou, protože koncentrovaná kyselina zoxiduje bromovodík a jodovodík až na elementární prvky.

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.

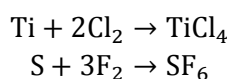
Do skupiny iontových halogenidů patří halogenidy alkalických kovů, hořčíku, kovu alkalických zemin, lanthanoidu a některých dalších elektropozitivních kovů. Typickými vlastnostmi jsou malá těkavost, křehkost jejich krystalů a elektrická vodivost jejich tavenin.

Kovalentní halogenidy vytvářejí některé ušlechtlejší kovy a prvky nekovové. Některé kovalentní halogenidy jsou nízkomolekulární (halogenidy kovů ve vyšších oxidačních stavech, např. TiCl_4 , UF_5 , 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).

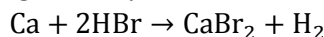
Společným znakem všech halogenidů je to, že halogeny se v nich vyskytují v oxidačním stavu $-I$. Přitom platí, že vazba v halogenidech je tím iontovější, čím větší je rozdíl elektronegativit zúčastněných prvků a čím nižší je oxidační stav elektropozitivního prvku ve sloučenině. Proto klesá intovost např.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

Příprava:

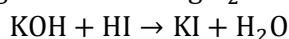
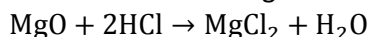
1. Syntéza přímým sloučením prvků:



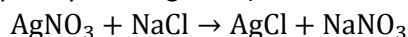
2. Reakcí málo ušlechtilých kovů s halogenvodíky:



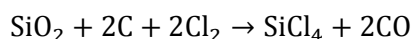
3. Rozpuštěním oxidů, hydroxidů či uhličitanů kovů v halogenvodíkových kyselinách:



4. Srážecími reakcemi (u málo rozpustných halogenidů)



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

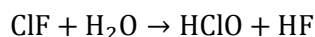


3. Interhalogeny

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 .

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.:



4. Binární sloučeniny halogenů s kyslíkem

OF_2 - fluorid kyslíku

jedovatý nažloutlý plyn

Cl_2O - oxid chlorný

žlutozelený těkavý plyn, endotermické povahy, při zahřátí snadno exploduje

ClO_2 - oxid chloričitý

Těkavá látka žlutozelené barvy (plyn) nebo červenohnědé barvy (kapalina). Dobře se rozpouští ve vodě, ale nereaguje s ní, vytváří pouze žlutý krystalický hydrát ($\text{ClO}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$).

I₂O₅ - oxid jodičný

Nejstálější ze všech oxidů halogenů. Je to bílá krystalická látka. Rozkládá se na prvky při teplotách nad 350°C.

Oxid bromný Br₂O (hnědý) a oxid bromičitý BrO₂ (žlutý).

Oba jsou stálé jen při nízkých teplotách.

Cl₂O₇ – oxid chloristý

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.

5. Ternární kyslíkaté sloučeniny halogenů

HClO - kyselina chlorná

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 soli, **chlornany**, jsou také silná oxidační činidla; využívají se v čisticích prostředcích (savo) a na bělení tkanin.

HClO₃ – kyselina chlorečná

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

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

HClO₄ - kyselina chloristá

Jedna z nejsilnějších anorganických kyselin. Je to 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.

Kyselina jodičná a jodičnany

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



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

Kyseliny jodisté v tuhém stavu mají silné oxidační vlastnosti. Mnohem menší oxidační účinky vykazují jejich roztoky a roztoky jejich solí. Lze připravit též kyselinu pentahydrogenjodistou a tetrahydrogenjodistou.