

PRVKY SEDMÉ SKUPINY - HALOGENY

Mezi halogeny patří **fluor, chlor, brom, jod** a astat (radioaktivní halogen připravený jadernou reakcí v r. 1940, dále již nebude uváděn). Tyto prvky zařazujeme do sedmé skupiny nepřechodných prvků, protože mají celkem 7 valenčních elektronů, které jsou umístěny v orbitalech ns a np, kde n je číslo periody, v níž je prvek umístěn.

Obecná konfigurace halogenů: $ns^2 np^5$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow$

Z elektronové konfigurace halogenů vyplývá, že k dosažení elektronové konfigurace následujícího vzácného plynu chybí celkem jeden valenční elektron. Stabilnější elektronovou konfiguraci následujícího vzácného plynu získávají halogeny buď společným sdílením jednoho vazebného elektronového páru, nebo vytvořením halogenidového iontu X^- . U chloru, bromu a jodu, které mají k dispozici valenční orbitály d, se poměrně často tvoří sloučeniny i od jejich excitovaných stavů.

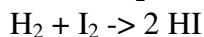
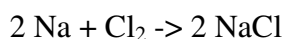
Vlastnosti halogenů

Všechny halogeny jsou jedovaté látky, fluor a chlor jsou za běžných podmínek plyny, brom je kapalina a jod je tuhá látka. V přírodě se nevyskytují ve volném stavu, protože jejich elektronová konfigurace je nestabilní. Molekuly halogenů jsou dvouatomové. Mezi atomy existuje jednoduchá vazba sigma.

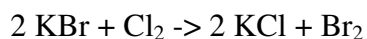
Z	Značka	Název	Relativní atomová hmotnost	teplota		X	Oxidační čísla
				tání	varu		
9	F	fluor	18,998	-222	-188	4,0	-I
17	Cl	chlor	35,453	-101	-34,5	3,0	-I, I, III, V, VII
35	Br	brom	79,904	-7,3	59	2,8	-I, I, III, V, VII
53	I	jod	126,904	113	183	2,45	-I, I, III, V, VII

Halogeny jsou velmi reaktivní prvky. Slučují se s převážnou většinou kovů i nekovů.

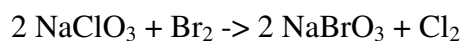
Reakcí halogenů s kovy a nekovy vznikají halogenidy, reakcí s vodíkem halogenovodíky:



Oxidační vlastnosti halogenů klesají od fluoru k jodu tak, jak se zmenšují hodnoty jejich elektronegativit, neboli jak klesá jejich schopnost tvořit halogenidový aniont. Proto také halogen s nižším protonovým číslem oxiduje z halogenidů halogen s vyšším protonovým číslem:



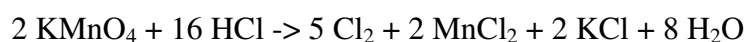
U kyslíkatých sloučenin naopak halogen s vyšším protonovým číslem vytěsňuje halogen s nižším protonovým číslem:



V přírodě se vyskytují halogeny převážně v halogenidech s nejrozšířenějšími prvky (Ca, Na, K, Mg).

Příprava, výroba a použití halogenů

V laboratoři se vyrábí halogeny oxidací silnými oxidovadly:



Průmyslová výroba halogenů se provádí elektrolýzou taveniny nebo vodného roztoku chloridu sodného:

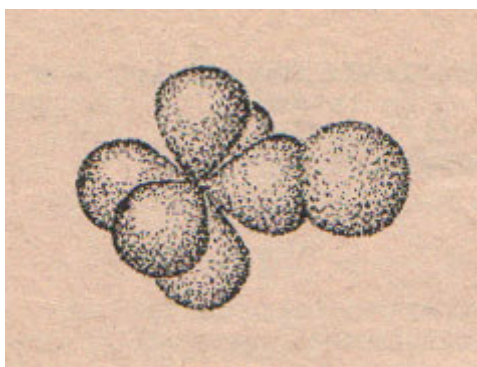


Sloučeniny halogenů

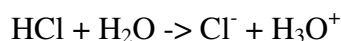
Halogenovodíky

Pronikavě páchnoucí plyny, které se dají snadno zkapalnit. Obecné složení halogenovodíků je HX (X = halogen).

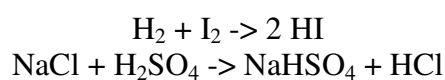
Vznik vazby v chlorovodíku HCl:



Vodné roztoky halogenovodíků (s výjimkou HF) jsou silné kyseliny, protože dochází k jejich disociaci:



Halogenovodíky lze připravit jednak přímou syntézou z prvků, jednak působením silných kyselin na halogenidy:



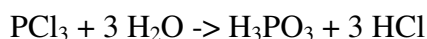
Halogenidy

Halogenidy jsou sloučeniny halogenů s jinými prvky. Některé z nich je možné považovat za soli halogenovodíkových kyselin:

Halogenovodíkové kyseliny		Halogenidy			
vzorec	název	vzorec		název	
HF	fluorovodíková	M ^I F	NaF	fluoridy	fluorid sodný
HCl	chlorovodíková	M ^I Cl	NaCl	chloridy	chlorid sodný
HBr	bromovodíková	M ^I Br	NaBr	bromidy	bromid sodný
HI	jodovodíková	M ^I I	NaI	jodidy	jodid sodný

M^I je označení jednomocného kationu.

Halogenidy kovů o nízké elektronegativitě mají iontový charakter (NaCl). Halogenidy nekovů (CCl₄, SiCl₄) jsou většinou těkavé, ve vodě nerozpustné, nebo se vodou rozkládají:



Znamé kyslíkaté sloučeniny halogenů

Oxidační číslo	Chlor		Brom		Jod	
I.	Cl ₂ O	HClO	Br ₂ O	HBrO	-	HIO
II.	-	-	-	-	-	-
III.	-	HClO ₂	-	-	-	-
IV.	ClO ₂	-	BrO ₂	-	-	-
V.	-	HClO ₃	-	HBrO ₃	I ₂ O ₅	HIO ₃
VI.	Cl ₂ O ₆	-	BrO ₃	-	-	-
VII	Cl ₂ O ₇	HClO ₄	-	-	I ₂ O ₇	H ₅ IO ₆

Oxidy

Oxidy chloru jsou velmi nestálé látky, protože jejich rozklad je exotermní. Jsou to silná oxidační činidla.

Oxidy bromu jsou stabilní pouze při nízké teplotě.

Nejdůležitější oxid jodu je oxid jodičný I₂O₅, jehož rozkladem se získává jod a kyslík.

Kyseliny

Z kyslíkatých kyselin halogenů je nejdůležitější kyselina chloristá HClO₄. Je to silná minerální kyselina.

Soli

Názvy, vzorce a použití některých solí kyslíkatých kyselin chloru:

vzorec	název	vlastnosti a použití
NaClO	chlornan sodný	silné oxidační činidlo, bělicí účinky
CaOCl ₂	chlorové vápno	silné oxidační činidlo, bělicí prostředek pro papír a textil
NaClO ₂	chloristan sodný	silné oxidační činidlo, zahřátím se explozivně rozkládá
NaClO ₃	chlореčnan sodný	oxidační činidlo, výroba třaskavin a zápalek
KClO ₃	chlореčnan draselný	oxidační činidlo, výroba třaskavin a zápalek
KClO ₄	chloristan draselný	slabé oxidační vlastnosti, pyrotechnika
NH ₄ ClO ₄	chloristan amonný	slabé oxidační vlastnosti, pyrotechnika