

**Prvky VII. hlavní
skupiny (F, Cl, Br, I,
At)**

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII					I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H	<i>ns</i>										<i>np</i>								He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne		
3	Na	Mg	<i>(n-1)d</i>										Al	Si	P	S	Cl	Ar		
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
6	Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
7	Fr	Ra	Lr	Rf	Ha															

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No

Vlastnosti prvků VII. hlavní skupiny

konfigurace ns^2np^5

všechny nekovy,

typická mocenství

-I, +I, +III, +V a +VII,

omezeně i +IV a +VI,

fluor pouze -I

	X	t.t. (°C)
F	4,10	-218
Cl	2,83	-101
Br	2,74	-7
I	2,21	114 subl.
At		

Historie

- chlorid sodný známý od nepaměti, používán i jako platidlo
- 900 připravena zředěná HCl
- 1200 lučavka královská
- sloučeniny všech halogenů (mimo At) již ve středověku běžně používány
- 1810 objev chloru, 1811 jodu, 1826 bromu
- 1886 Moissan připravil fluor (po 70 letech neúspěšných pokusů)

Výskyt

Fluor

V zemské kůře 0,1 hmotn. %,
minerály fluorit CaF_2 a fluorapatit
 $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$

Chlor

V zemské kůře 0,2 hmotn. %,
hlavní minerál halit NaCl (sůl kamenná,
velké množství v moři)

Doplnění

1. Kamenná sůl byla mimořádně důležitá surovina již ve starověku a sloužila vedle dochucení pokrmů hlavně k dlouhodobé konzervaci potravin (solení masa a ryb) a pro hospodářská zvířata (přídavek do potravy). Z tohoto důvodu byla velice ceněná a ve většině společenstev měla na její distribuci (obchod) monopol vládnoucí osoba (král apod.). **„Dvě věci jsou nejdůležitější: slunce a sůl.“** (*Plinius starší, římský přírodovědec*)

Doplnění

- 1. Nejstarší těžba soli je doložena z Číny z třetího tisíciletí před n.l. První psaná zpráva o soli se nachází v Knize Jobově a vztahuje se na dobu okolo roku 2250 před n.l. Již v době kamenné byla sůl předmětem výměnného obchodu. „Solné stezky“ protkávaly starověký svět od Mrtvého moře po Indii. Čilý obchodní ruch na evropských solných stezkách panoval až do počátku novověku, jedna z nich vedla ze Solné komory přes Prachatice na sever do Pobaltí. Dodnes existují solné karavany, které dopravují sůl ze solných dolů v Bilmě (Niger) a v Taoudenni (Mali) do měst a vesnic na jižním okraji Sahary a Sahelu.**

Doplnění

- 1. Na území současné ČR nebylo nikdy významné naleziště kamenné soli a kamenná sůl se vždy dovážela. První oblastí byl pravděpodobně Hallstadt v rakouské Solné komoře, kde těžba soli začala již v neolitu (5000 př. n. l.). Později se přidaly Wieliczka v Polsku (v blízkosti Krakova, od 13. století), Solná baňa u Prešova (Solivar 14. století) a Stassfurt (od 19. století).**
- 2. Hallstadt a Wieliczka byly zapsány do Seznamu světového dědictví UNESCO a jsou prvořadými cíli turistického ruchu (prohlídky starých solných dolů).**

Výskyt

Brom

**V zemské kůře cca 0,01 hmotn. %,
minerály velmi vzácné, příměs
v chloridech a hlavně v mořské vodě**

Jod

**V zemské kůře pouze cca 0,0001 hmotn. %,
minerály velmi vzácné, příměs
v chloridech, chilském ledku (NaIO_3)
a hlavně v mořské vodě**

Vlastnosti prvků

Fluor

světle zelený plyn, silně toxický a mimořádně reaktivní, přímo reaguje se všemi prvky mimo He, Ne a Ar

Chlor

Žlutozelený plyn, lehce zkapalnitelný, silně toxický a silně reaktivní, použit i jako bojový plyn

Vlastnosti prvků

Brom

hnědočervená kapalina, nebezpečné páry,
velmi reaktivní

Jod

tmavě fialová až černá krystalická látka,
lehce sublimující, nerozpustná ve vodě,
dobře rozpustná v organických
rozpouštědlech

Vlastnosti halogenů

Všechny halogeny mají oxidační vlastnosti a přecházejí na halogenidový aniont, extrémní oxidační schopnost má fluor, směrem k jodu tato schopnost klesá

Lehčí halogeny oxidují těžší halogenidy na prvek nebo i na vyšší oxidační stupně

Příprava

Fluor

Tepelný rozklad některých fluoridů



Chlor



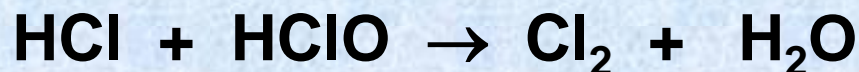
Doplnění

1. Některými reakcemi si i doma můžeme (neplánovaně) vyrobit chlor. Pokud máme hodně zašlý záchod (nebo výlevku) dlouhodobě splachovaný tvrdou vodou se zvýšeným obsahem manganu, na jeho povrchu je vrstva uhličitanů Ca a Mg zbarvená do tmava současně vyloučeným MnO_2 . Čistěním kyselinou chlorovodíkovou („solnou“) můžeme spustit reakci



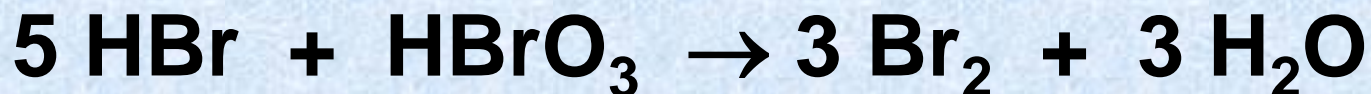
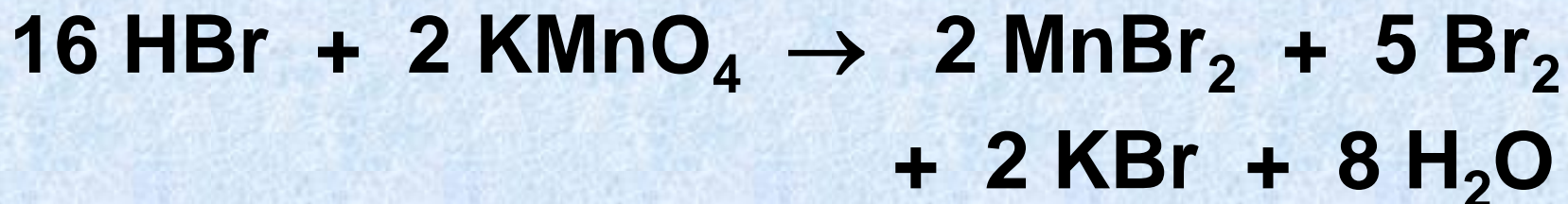
množství uvolněného chlóru je však velmi malé.

2. Mnohem nebezpečnější je však kombinace Sava (desinfekční roztok chlornanu sodného) a kyseliny chlorovodíkové. V tomto případě může být množství uvolněného chlóru již nebezpečné.



Příprava

Brom



Jod



Výroba a použití

Fluor

pouze elektrolýzou směsi $\text{KHF}_2 + \text{HF}$

použití pro výrobu HF, teflonu a jiných speciálních plastů a chemikálií, UF_6 , SF_6 , fluoridů pro fluorace v organické chemii a dříve i freonů

Výroba a použití

Chlor

hlavně elektrolýzou solanky

použití pro výrobu HCl, PVC a jiných plastů a chemikálií pro organické syntézy, výroba polychlorovaných rozpouštědel

Výroba a použití

Brom

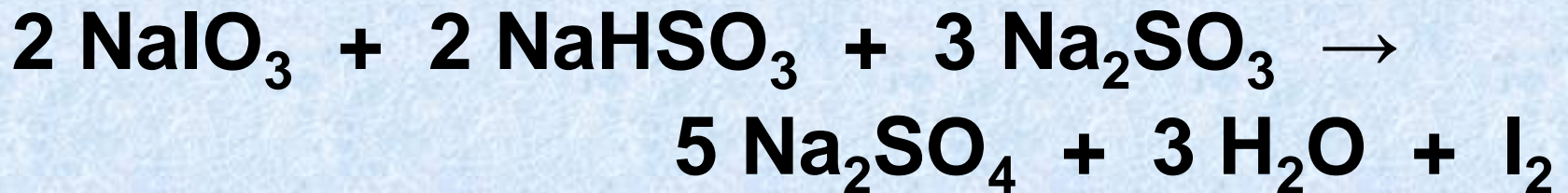
ze zahuštěné mořské nebo mineralizované vody se vytěsňuje chlorem

použití pro výrobu HBr, retardačních chemikálií, chemikálií pro organické syntézy, fotografické materiály (AgBr), léčiva, barviva

Výroba a použití

Jod

ze zahuštěné mineralizované vody se vytěsňuje chlorem nebo z jodičnanů (Chile) reakcí se siřičitanem



použití pro výrobu organických a anorganických chemikálií, fotografické materiály (Agl)

Halogenovodíky

Plyny (HF lehce těkavá kapalina s b.v. 19,5 °C) velmi dobře rozpustné ve vodě, tvoří azeotropy s teplotami varu nad 100 °C

dodávají se většinou jako koncentrované vodné roztoky (kyseliny fluorovodíková, chlorovodíková, bromovodíková a jodovodíková)

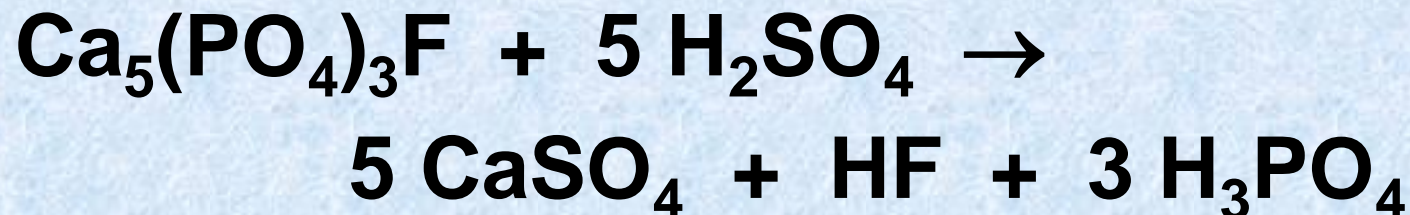
Fluorovodík

Kapalný HF je důsledkem přítomnosti vodíkové vazby mezi molekulami HF

Příprava a výroba

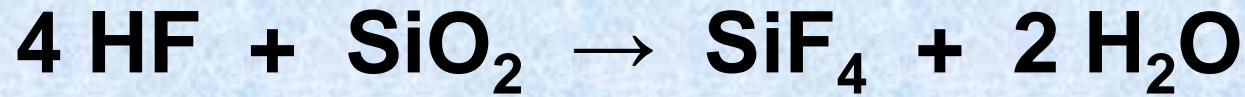


také jako vedlejší produkt při zpracování apatitu na fosforečná hnojiva



Fluorovodík

Typická reakce HF s SiO_2
(a jinými silikáty a skly)



SiF_4 je plyn, reagující v roztoku s HF
na $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$ a případně
na hexafluorokřemičitany, např. $\text{K}_2[\text{SiF}_6]$

Použití

leptání skla a rozklad silikátů

Fluorovodík

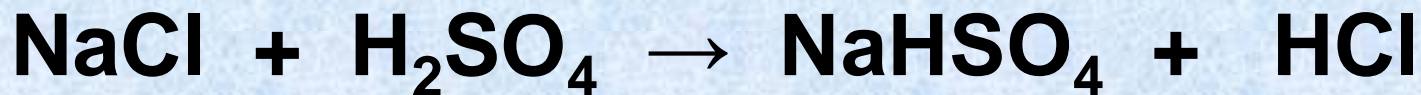
Kyselina fluorovodíková (vodný roztok HF) je mimořádně nebezpečná, při styku s kůží vznikají hluboké a těžce se hojící popáleniny, protože HF proniká kůží a napadá její vnitřní vrstvy

V případě popálení je nutné ihned místo opláchnout a neutralizovat popáleninu roztokem glukonátu vápenatého

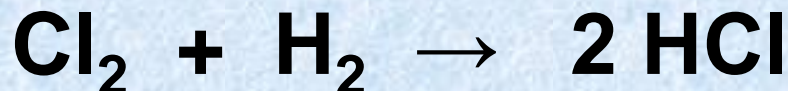
Chlorovodík

Jeden z hlavních chemických produktů s velmi širokým použitím (kyselina solná), dodávána v koncentraci 36 – 38 %, nebezpečné páry

Příprava a výroba



spalování chloru ve vodíku



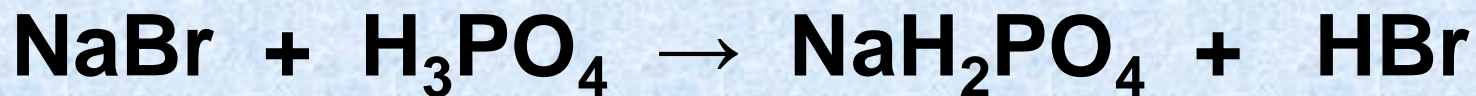
Chlorovodík

Použití

Velmi široké použití v chemickém průmyslu pro výrobu anorganických i organických látek s chlorem, moření ocelí, úprava pH odpadů

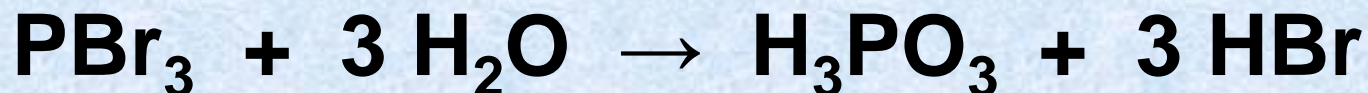
Bromovodík

Příprava



nelze použít H_2SO_4 , oxiduje částečně
bromid na elementární brom

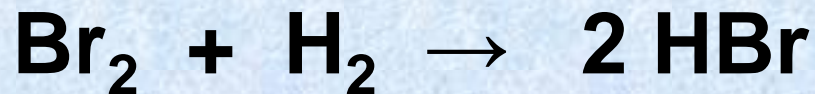
hydrolýza kovalentních bromidů



Bromovodík

Výroba

spalováním bromu ve vodíku

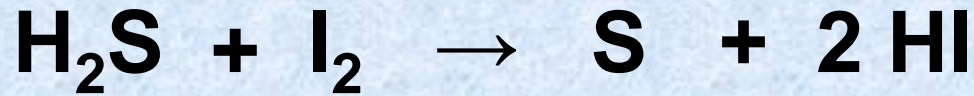


Použití

výroba anorganických bromidů,
organické výroby

Jodovodík

Příprava



V roztoku je HI téměř stálý, v plynné fázi se částečně rozkládá na směs H_2 a I_2 (typická rovnovážná reakce)



Použití

výroba anorganických jodidů,
organické výroby

Halogenidy

Binární sloučeniny s většinou prvků

- iontové (s alkalickými kovy, kovy alkalických zemin a lanthanoidy)
- kovalentní (polární kovalentní vazby, molekulové nebo polymerní s můstkovými halogeny) ostatní kovy a nekovy

Halogenidy

Příprava

Bezvodé přímou reakcí prvků nebo řadou reakcí uvedených u jednotlivých prvků

Řadu hydratovaných halogenidů nelze dehydratovat bez rozkladu (vznikají oxidy a oxid-halogenidy), proto speciální postupy s látkami reagujícími s vodou



Interhalogeny

Halogeny mezi sebou tvoří řadu interhalových látek (interhalogenidů), které vznikají přímou reakcí prvků, jsou dobře definované a jejich molekulovou strukturu lze odvodit z teorie VSEPR.

Příklady

ClF, IBr, BrF₃, IF₅, IF₇

Polyhalogenidy

Jod tvoří polyjodidy I_3^- až I_9^- rozpustné ve vodě. Méně ochotně se zapojují i další halogeny ve formě interhalogenů.

Jod je ve vodě nerozpustný, reaguje však s roztokem jodidu za vzniku polyjodidů (Lugolův roztok hnědé barvy)



Doplnění

- 1. Preparáty s jodem jsou používány jako dezinfekční prostředky. Nejrozšířenější je jodová tinktura (jod a jodid draselný nebo sodný v ethanolu), Lugolův roztok (jod a jodid draselný ve vodě) a komplex jodu s polyvinylpyrrolidonem (povidonem, což je složitý organický polymer). V prvních dvou případech je jod vázán ve formě polyjodidu, ze kterého se může jod uvolnit na dezinfekci kůže.**

Oxidy halogenů

Fluor

S kyslíkem tvoří fluorid kyslíku OF_2 (jedovatý plyn, poměrně stálý) reakcí fluoru s vodným roztokem alkalických hydroxidů



molekula tvarově odpovídá H_2O , vazby jsou kovalentní, nemá praktický význam

Oxidy halogenů

Chlor

Chlor tvoří řadu většinou nestálých oxidů bez většího významu, které jsou identifikovatelné jako plynné a kapalné meziprodukty při chemických reakcích

Přehled

Cl_2O , Cl_2O_3 , ClO_2 ($\text{Cl}^{+\text{IV}}$), Cl_2O_6 ($\text{Cl}^{+\text{VI}}$) a Cl_2O_7 (nejstálejší)

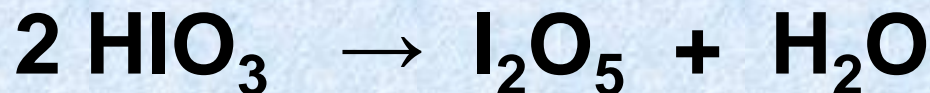
Oxidy halogenů

Brom

Velmi nestálé oxidy Br_2O a BrO_2

Jod

I_2O_5 nejstálejší oxid halogenů,
bílá krystalická látka stálá do $300\text{ }^\circ\text{C}$,
příprava dehydratací kyseliny jodičné



Oxokyseliny halogenů

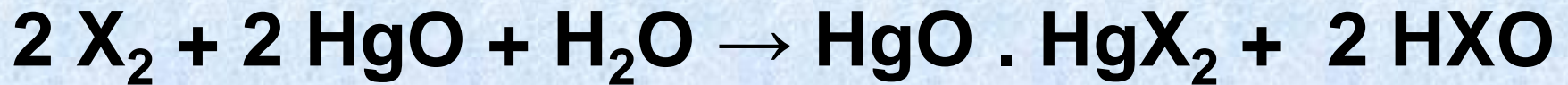
Od fluoru oxokyselina neexistuje,
od ostatních halogenů jsou známy
kyseliny typu HXO , HXO_2 (mimo jodu),
 HXO_3 a HXO_4

Některé z nich jsou velmi významné

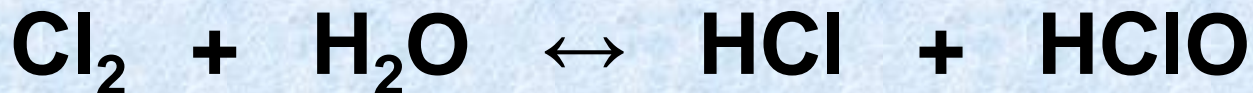
Oxokyseliny halogenů

kyseliny typu HXO

Obecná laboratorní příprava



Reakce Cl_2 nebo Br_2 s vodou (ne I_2)



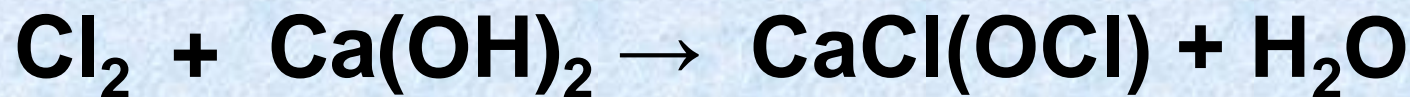
**Slabé kyseliny, silné oxidační vlastnosti
(zvláště v kyselém prostředí)**

Oxokyseliny halogenů

kyseliny typu HXO

soli chlornany, bromnany a jodnany,

reakce ve vodném roztoku **za chladu**



chlorid-chlornan vápenatý

dezinfekční a bělicí činidla (Savo, chlorové vápno)

Oxokyseliny halogenů

kyseliny typu HXO_2

HClO_2 a HBrO_2 , málo významné,
středně silné kyseliny, známé pouze
v roztoku, soli chloritany a bromitany

Oxokyseliny halogenů

kyseliny typu HXO_3

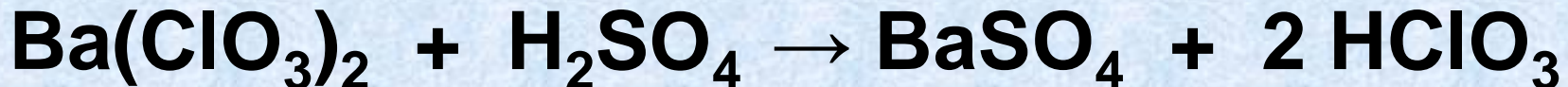
silné kyseliny, známé pouze v roztoku



reakce za horka

kyseliny se ze solí připravují

na iontoměničích nebo přes barnaté soli



Oxokyseliny halogenů

kyselina jodičná se připraví oxidací jodu
kyselinou dusičnou



Anionty XO_3^- mají tvar trojboké pyramidy
(odvozené z tetraedru, hybridizace sp^3 ,
3 vazby $\text{X} = \text{O}$ a nevazebný elektronový
pár na halogenu)

Oxokyseliny halogenů

Soli chlorečnany, bromičnany a jodičnany,
významné zvláště KClO_3 a KBrO_3

Pro KClO_3 je typická disproportionační reakce za tepla, při příliš vysoké teplotě jde ale rozklad až na KCl a O_2



chlorečnany jsou velmi silná oxidační činidla a s organickými látkami za tepla explodují

Doplnění

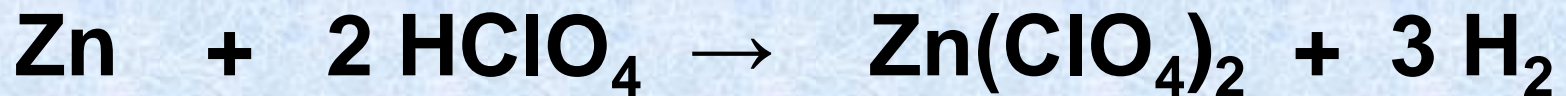
- 1. Chlorečnan draselný (jako preparát Travex) byl dlouho používán pro likvidaci zelených rostlin na dvorech a cestách. Vzhledem k častému zneužívání (ve směsi s organickými látkami exploduje) byl jeho prodej omezen.**

Oxokyseliny halogenů

kyseliny typu HXO_4

HClO_4 nejsilnější minerální kyselina,
výroba z chloristanu draselného reakcí
s kyselinou sírovou a vakuovou destilací,
dodává se jako 70% roztok

zředěná se chová jako neoxidující



koncentrovaná nebo páry extrémně
oxidující (často za exploze)

Doplnění

- 1. Kyselina chloristá se běžně používá v analytických laboratořích, protože netvoří žádné komplexy. Páry kyseliny chloristé se však kumulují například ve dřevě a jiném organickém materiálu a následně mohou explodovat. Práce s kyselinou chloristou v laboratoři může být proto prováděna pouze ve speciálních digestořích s odpovídajícím odtahem. Exploze nevhodných digestoří zabila v minulosti několik lidí.**

Oxokyseliny halogenů



Aniont tvar tetraedru, význačnou vlastností je neschopnost tvořit donor akceptorovou vazbu
(**netvoří žádné komplexy**)

HBrO₄ a HIO₄ nevýznamné včetně solí