

Prvky skupiny VII.A (halogeny)

Prvky:

- Fluor- nejvíce elektronegativní prvek v PSP (3,98)
- Chlor
- Brom
- Jod
- Astat- radioaktivní (nestabilnější izotop- $T_{1/2}=8,3\text{h}$)

7 valenčních elektronů (ns^2np^5)- do stabilní konfigurace 1 elektron- vysoká elektronegativita

Elektronegativita klesá od fluoru k astatu (se stoupajícím Z- vzdálenost valenční vrstvy stoupá- elektrony jsou méně přitahovány jádrem)

Všechny halogeny tvoří dvouatomové molekuly (Cl_2 , Br_2 atd.), které se dobře rozpouštějí v nepolárních rozpouštědlech (zcela kovalentní vazba)

Páry halogenů silně leptají sliznici a páry bromu jsou karcinogenní

Oxidační čísla:

- Fluor- pouze -I
- Ostatní- od -I po +VII

Výskyt, výroba a vlastnosti halogenů

Halogeny jsou velmi reaktivní- v přírodě se vyskytují pouze vázané ve sloučeninách

Fluor

Vlastnosti:

- F_2 je žlutozelený plyn
- Nejreaktivnější halogen (nízká energie vazby F_2 , zato vysoká energie vazby s ostatními prvky)
- S většinou prvků se slučuje přímo (s H explozivně; s Br, I, S, P, Si za vzniku plamene; pouze Cu a Ni odolávají- vrstvička odolného fluoridu)
- Vždy oxidační činidlo ($2\text{H}_2\text{O} + 2\text{F}_2 \rightarrow 4\text{HF} + \text{O}_2$)

Výskyt:

- Minerály- nejvýznamnější sloučeniny: kazivec/fluorit (CaF_2) a apatit [$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$]
- Kosti a zubní sklovina živočichů

Výroba (elementárního fluoru):

- Elektrolýza taveniny $\text{KF}\cdot n\text{HF}$ v reaktorech obsahujících tzv. Monelův kov (Ni, Cu, Mn, Fe)

Využití:

- Elementární fluor se používá při separaci izotopů uranu (v centrifugách) do jaderných reaktorů

Chlor

Vlastnosti:

- Cl₂ zelenožlutý plyn
- Nejrozšířenější a průmyslově nejvýznamnější halogen
- Velmi reaktivní
- S většinou prvků se slučuje přímo (avšak přímo se neslučuje s O, N a C)

Výskyt:

- Nejčastěji soli HCl (NaCl, KCl, MgCl₂)- dobře rozpustné ve vodě- v mořích či vypařených solných mořských ložiscích

Výroba (elementárního chloru):

- Laboratorní- reakce kyseliny chlorovodíkové s burelem (oxid mangančitý)- ($4 HCl + MnO_2 \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + 2 H_2O$)
- Průmyslová- elektrolýza vodného roztoku NaCl

Brom a Jod

Vlastnosti:

- Br₂ červenohnědá kapalina
- I₂ tmavě fialová krystalická látka

Výskyt:

- Ve sloučeninách doprovázejí sloučeniny chloru
- Brom
 - o Velké množství bromidů v mořské vodě
- Jod
 - o Součástí mořských řas, chaluh, hub a korálů
 - o Obsažen v chilském ledku v podobě jodičnanů- významný zdroj
 - o V prachu z vysokých pecí- významný zdroj
 - o Biogenní prvek- ve štítné žláze (nedostatek= Bazedova choroba)

Výroba:

- Oxidací bromidů/jodidů chlorem- chlor odebere jodidovému/bromidovému aniontu elektron ($Cl_2 + 2 KBr \rightarrow 2 KCl + Br_2$)
- Reakce bromidu/jodidu s burelem v kyselém prostředí

Sloučeniny halogenů

Nejvýznamnější: halogenovodíky, halogenidy, oxidy, kyslíkaté kyseliny a jejich soli

Halogenovodíky (HF, HCl, HBr, HI)

Vlastnosti:

- Bezbarvé, ostře páchnoucí plyny
- S ohledem na jejich molekulovou hmotnost jsou jejich body varu překvapivě vysoké- zvláště u fluorovodíku se silnými vodíkovými můstky (19,5°C)
- Halogenvodíky se výborně rozpouštějí ve vodě → halogenvodíkové kyseliny

Výroba:

- Všechny halogenvodíky lze získat přímo syntézou z prvků
- Fluorovodík + chlorovodík- připravují se reakcí halogenidu se silnou kyselinou ($NaCl + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + HCl$)
- Bromovodík + chlorovodík- hydrolýzou bromidu/jodidu fosforitého ($PI_3 + 3H_2O \rightarrow H_3PO_3 + 3HI$)

Halogenvodíkové kyseliny (bezokyslíkaté kyseliny)

Síla kyselin roste se stoupajícím Z

- Kyseliny fluorovodíková (HF)
 - Slabá kyselina
 - Avšak extrémně jedovatá a člověku nebezpečná- způsobuje bílé bolestivé popáleniny- důvod:
 - Fluoridové ionty reagují s vápenatými ionty ve tkáních za vzniku nerozpustného CaF_2
 - Díky úbytku Ca^{2+} iontů je v tkáni přebytek iontů K^+ - zvýšená dráždivost nervů
- Kyselina chlorovodíková (HCl)
 - Výroba (dříve): $NaCl + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + HCl$ - „kyselina solná“
 - Nejvýznamnější halogenvodíková kyselina
- Kyselina bromovodíková/jodovodíková (HBr, HI)
 - Velmi silné kyseliny
 - Ale podléhají oxidaci kyslíkem- na elementární brom/jod

Halogenidy

Soli halogenvodíkových kyselin- sloučeniny halogenů s elektro pozitivními prvky

Dle struktury:

- Iontové halogenidy- halogenidy alkalických kovů, kovů alkalických zemin a některých přechodných kovů- iontové vazby- vysoké body tání/varu
- Polymerní halogenidy- chloridy, bromidy a jodidy kovů s vyšší elektronegativitou (>1,5)- kovalentní vazby- tvoří řetězce, vstvy, 3D struktury- chlorid/bromid měďnatý tvoří dokonce „nekonečné“ řetězce
- Molekulové halogenidy- většina kovů vyšších oxidačních čísel, polokovy a nekovy- tvoří jednotlivé molekuly- nevodivé a těkavé

Možnosti výroby:

- a) Přímá syntéza z prvků ($2 Na + Cl_2 \rightarrow 2 NaCl$)
- b) Rozpuštění neúšlechtilých kovů v halogenvodíkových kyselinách ($2 Al + 6 HCl \rightarrow 2 AlCl_3 + 3 H_2$)
- c) Halogenvodíková kyselina + hydroxid/oxid/sůl slabé kyseliny
 - a. $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$
 - b. $ZnO + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$
 - c. $CaCO_3 + 2 HBr \rightarrow CaBr_2 + CO_2 + H_2O$
- d) Málo rozpustné halogenidy- halogenvodíková kyselina + soli některých kovů ($HCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + HNO_3$)

Nejvýznamnější halogenidy:

- Chlorid draselný (KCl)- v zemědělství- draselné hnojivo
- Chlorid sodný (NaCl)- životně důležitá složka potravy živočichů a významná chemická látka

Sloučeniny halogenů a kyslíku

Obecně nejstálější jsou kyslíkaté sloučeniny jodu, zatímco kyslíkaté sloučeniny fluoru jsou relativně nestálé (většinou pouze za nízkých teplot)

- Fluoridy kyslíku
 - Ve sloučeninách fluor + kyslík je kyslík elektropozitivnějším prvkem- nejedná se tedy o oxidy fluoru, ale o fluoridy kyslíku
 - Příklady:
 - Difluorid kyslíku (OF_2)- žlutý, jedovatý plyn, silné oxidační činidlo
 - Difluorid dikyslíku (O_2F_2)- připravuje se elektrickým výbojem ve směsi kyslíku a fluoru- nestabilní a velmi explozivní
- Oxidy
 - Oxidy chloru
 - Velmi nestálé
 - Příklady:
 - Oxid chlorný (Cl_2O)- žlutohnědý plyn, silné oxidační činidlo- ve vodě se rozpouští za vzniku nestálé kyseliny chlorné
 - Oxid chloričitý (ClO_2)- žlutozelený plyn, silné oxidační činidlo- explozivní
 - Oxid chlorový (Cl_2O_7)- bezbarvá, olejovitá kapalina- z oxidů chloru je nejstálější, ale při zahřátí bouřlivě vybuchuje
 - Oxidy bromu- pouze 2 (BrO_2 , Br_2O)- stálé pouze při nízkých teplotách
 - Oxidy jodu- pouze 3
 - Oxid jodičný (I_2O_5)- nejlépe prostudován- silné oxidační činidlo- dokáže přeměnit oxid uhelnatý na oxid uhličitý za pokojové teploty
- Kyslíkaté kyseliny- síla stoupá s oxidačním číslem halogenu + síla kyseliny roste se stoupajícím Z halogenu
 - Fluor- HOF
 - Chlor- $HClO_{1-4}$
 - Brom- $HBrO_{1,3,4}$
 - Jod- $HIO_{1,4}$, H_5IO_6

- Nejvýznamnější soli kyslíkatých kyselin
 - Chlorečnan draselný (KClO_3)- hojně využívaný v pyrotechnice (výbušniny, dýmovnice, ohňostroje), výroba sirek
 - Chlorečnan sodný (NaClO_3)- travex- vysoce účinný herbicid