

Spojine halogenih elementov

1) Kateri sploh so halogeni elementi?

Halogeni elementi so elementi, ki ležijo v VII. skupini periodnega sistema. So strupeni, različni povzročajo opekline itd. V zadnji skupini imajo 7 elektronov.

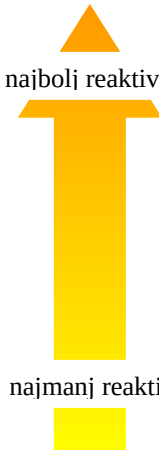
To so:

Molekule halogenov	Barva	Agregatno stanje (pri sobni temp.)
F ₂	svetlorumena	plinasto
Cl ₂	rumeno/zelena	plinasto
Br ₂	oranžno/rjava	pekoče
I ₂	sivo/črna (vijolična para)	trdno

Halogeni so v elementarnem stanju v dvoatomnih molekulah, za katere so značilne kovalentne vezi. Vezi med posameznimi molekulami so šibke, saj delujejo izključno šibke Van der Waalsove sile, ki so večje pri atomih z večjo molekulsko maso in večjo polarizabilnostjo. Posledice so višja vrelišča in tališča broma in joda, v primerjavi z ostalimi halogeni. Halogeni tvorijo s kovinami ionske kristale. Poleg ionskih vezi pa halogen tvori tudi kovalentno vez največkrat eno, maksimalno pa sedem. Če pa halogen tvori več vezi pa mora preiti v vzbujeno stanje in nastanejo orbitale.

2) Reaktivnost

Halogeni so močno elektronegativni elementi. Elektronegativnost po skupini navzdol pada, se pravi pada z naraščajočim vrstnim številom. Posledica je težnja po sprejemanju elektronov, zato delujejo kot oksidanti. Največjo elektronegativnost ima fluor, ki je v kemijskih reakcijah tudi najmočnejši oksidant. Oksidacijska sposobnost elementov pada po skupini navzdol, kar pomeni, da je fluor najmočnejši oksidant, jod pa najšibkejši med njimi. Med halogenidnimi ioni pa je jod najmočnejši, fluorov ion pa najšibkejši reducent.

F	
Cl	
Br	
I	

3) Spojine

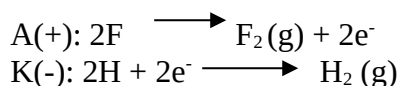
Fluor

Nahaja se v zemeljski skorji, kjer ga je 0.066% v obliki mineralov fluorita(CaF_2), kriolita(Na_3AlF_6) in fluoroapatita($3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot x\text{CaF}_2$).

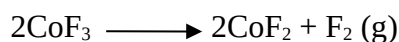
Pridobivanje:

Elementarni fluor ne more nastati s kemijsko reakcijo, zaradi prevelikega redoks potenciala, saj je fluor med vsemi elementi in spojinami najmočnejši oksidant, zato ga pridobivamo:

- Z elektrolizo KF v tekočem vodikovem fluridu pri 100 C v celici z anodo iz ogljika in katodo iz jekla:



- S segrevanjem takih fluridov, kjer nastopa kovina v višjem oksidacijskem stanju, npr. Kobaltov(3) flurid :



Uporaba:

Velike količine fluora se uporabljajo v jedrski tehnologiji za pripravo UF_6 , ki je potreben za ločitev izotopov U(235) in U(238)

Za fluoriranje organskih spojin, ki jih imenujemo fluoroogljikovodiki, npr. teflon - politetrafluoroeten ali PTFE

Za ustvarjanje vročih plamenov (s plamenom vodika in fluora npr. dosežejo 3700 C)

Spojine:

- Vodikov fluorid - HF
- Florovodikova kislina - HF

Fluridi:

- Natrijev fluorid - NaF
- Kalcijev fluorid - CaF_2
- Natrijev heksafluoroaluminat - $\text{Na}_3(\text{AlF}_6)$

Kompleksne fluorove kisline:

- Tetrafloroborova kislina - $\text{H}[\text{BF}_4]$
- Heksafluorosilicijeva kislina - $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$

Klor

V primerjavi z ostalimi halogeni je najbolj pogost. Glavni viri klora so minerali silvin, kamena sol in karnalit.

V naravi se nahaja večinoma v oksidacijskem stanju -1, zaradi tega, ker ima zelo pozitiven oksidacijski potencial.

Pridobivanje:

Klor v laboratoriju pripravijo z oksidacijo koncentrirane klorovodikove kisline s kalijevim manganatom(VII).



Lahko pa ga pripravijo tudi z oksidacijo natrijevega klorida v koncentrirani žveplovih(VI) kislini z manganovim(IV) oksidom.

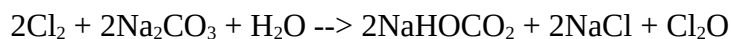
V kemijski industriji pa klor pridobijo z elektrolizo (elektrolit je nasičena vodna raztopina natrijevega klorida). Za anodo pa uporabijo jeklo ali pa živosrebro.

Uporaba:

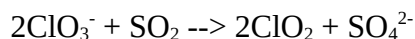
Večino (okrog 70%) klora uporabijo za sintezo organskih spojin (PVC, kloralkani), nekaj klora uporabljajo za kloriranje vode in beljenje nekaterih materialov (npr. papirja).

Spojine:

- klor tvori različne okside, večina le-teh pa je nestabilnih, so namreč eksplozivni. Diklorov oksid, Cl_2O , je rumenorjav plin, ki ga pridobijo pri reakciji klora z vlažnim natrijevim karbonatom.



- klorov dioksid, ClO_2 , je zelo eksploziven plin in ga dobijo z redukcijo natrijevega klorata(V) z žveplovim dioksidom v kisli raztopini.

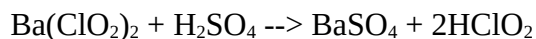


Lahko pa ga pridobijo tudi pri razpadu klorove(V) kisline z disproporcionacijo.

- Diklorov heptoksid, $\text{O}(\text{ClO}_3)_2$ ali Cl_2O_7 , je anhidrid klorove(VII) kisline, HOClO_3 . Je brezbarvno olje, ki je občutljivo na udarce.

- Oksokislin in oksosoli je izredno veliko. Klorova(I) kislina, HClO , je zelo šibka, neobstoja in je najmočnejši oksidant. Klorati(I) razpadejo ob prisotnosti katalizatorjev (npr. MnO_2) in nastane kisik.

- Klorovo(III) kislino, HClO_2 , sintetizirajo s klorovim dioksidom ali pa pridobijo iz barijevega klorata(III).

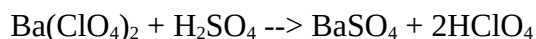


- Klorate(III) in tudi klorate(V) pridobijo z disproporcionacijo



- Klorova(V) kislina, HClO_3 , je kar močna kislina in je kot 30% vodna raztopina obstojna. Pridobijo jo iz $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$ in H_2SO_4 ali pa z disproporcionacijo. Klorati(V) so slabši oksidanti kot klorati(I). Zmesi z fosforjem in žveplom so eksplozivne.

- Klorovo(VII) kislino ali perklorovo kislino, HClO_4 , je najmočnejša kislina, lahko pripravijo iz barijevega klorata(VII) z žveplovo kislino.



- Pri segrevanju ta kislina eksplodira. Z destilacijo lahko pripravijo čisto 100% kislino. Je gibljiva in brezbarvna tekočina. Klorate(VII), ki so dobro topni, pridobijo z disproporcionacijo kloratov(V)



- Če se klor veže z vodikom, te spojinam imenujejo vodikovi kloridi. Med najvažnejše spada vodikov klorid, HCl . Ko se ta dva elementa vežeta reagirata zelo burno (nastane eksplozija, vendar šele ko sprožijo reakcijo z iskro). Če vodikov klorid raztopijo v vodi nastanejo kisle raztopine. Pomembna je klorovodikova kislina ali nekateri jo imenujejo tudi solna kislina.

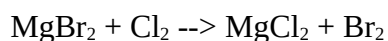
- Nastanejo lahko tudi medhalogenske spojine, to pomeni, da se halogeni povezujejo med seboj. Fizikalne lastnosti so vmesne med elementoma, ki to spojino sestavljata.

Brom

Broma je v primerjavi s klorom manj in brom ga vsepovsod spremlja. Najpomembnejša spojina je bromokarnalit, ki se nahaja v Mrtvem morju.

Pridobivanje:

Brom pridobijo s kloriranjem lužin, ki ostanejo pri kristalizaciji NaCl iz morske vode. V laboratoriju pa pridobijo brom z oksidacijo bromidov z manganovim oksidom v kislem mediju.

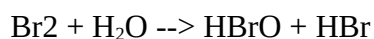


Uporaba:

Uporabljajo ga za pridobivanje bromidov in organskih borovih spojin.

Spojine:

- Bromovo(I) kislino dobijo z raztapljanjem broma v vodi. Je šibka kislina in močan oksidant.



- Bromova(V) kislina, HBrO_3 , je močna kislina in močan oksidant. Zelo je podobna tudi klorovi(V) kislini. Bromati(V) pa so tudi podobni kromatom(V).

- Bromati(III) in bromati(VII) so znani šele od šestdesetih let prejšnjega stoletja.

- Pri reakciji vodika z bromom dobimo vodikov bromid. Je pa počasnejša reakcija kot reakcija med vodikom in klorom. Zato je potrebno segrevanje in uporaba katalizatorja.

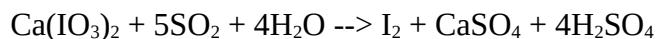
- Med seboj se lahko vežejo sami halogenidi. Nastanejo medhalogenske spojine.

Jod

Jod se nahaja v čilskem solitru (v njem je primešan mineral lautarit), morskih algah, spužvah.

Pridobivanje:

Jod pridobivajo s kloriranjem pepela morskih alg ali pa z redukcijo kalcijevega jadata z žveplovim dioksidom



Ali pa ga pridobijo (podobno kot brom iz bromidov) iz jodidov z oksidacijo manganovega dioksida v kislem mediju.

Uporaba:

Jod uporabljajo v farmaciji (jodova tinktura) in v analizni kemiji.

Spojine:

- Jodov(V) oksid, $\text{O}(\text{IO}_2)_3$ ali I_2O_5 , je toplotno stabilna snov, bele barve. Njena uporabnost je v tem, da hitro in kvantitativno oksidira ogljikov oksid.

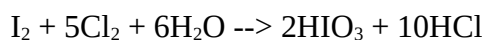


- Disproporcionacija joda



- Jodova(I) kislina, HIO , je oksidant

- Jodova(V) kislino, HIO_3 , (močan oksidant) pridobijo z disproporcionacijo jodove(I) kisline ali pa z oksidacijo joda s klorom



- Jodovo(VII) kislino, HIO_4 , pridobijo z oksidacijo jodove(V) kisline s klorom



- Halogeni lahko reagirajo med seboj in nastanejo medhalogenske spojine.

- Vodikov jodid nastane neposredno iz elementov. Je pa termodinamsko manj ugodna reakcija.

Drugače pa pod halogene elemente spada še **astat**, ki je radioaktiven element (razpolovna doba je le malo več kot 8 ur) in ga mogoče pripraviti v zadostnih količinah za raziskave.

