O’zbekiston Respublikasi
Oliy va o’rta maxsus ta’lim vazirligi

Buxoro Davlat Universiteti

kimyo guruhi talabasi

Noorganik kimyo fanidan

R E F E R A T

Mavzu: Xlorning olinishi, xossalari va birikmalari

Bajardi **Rasulova F**

Tekshirdi: **Nazarov N**

2016 yil

Xlor

Cl_2, tartib nomeri Z=17, atom ogirligi 35,5 izotoplarning massa sonlari 35 va 37. Elektron konfigurasiyasi $1S^22S^22p^63S^23r^5$

Xlorni 1774 yili Sheyele xlorid kislotaga MnO_2 ta'sir ettirish yo'li bilan kashf etgan. Faqat 1810 yilda Devining xizmatlari tufayli, xlor ximiyaviy element sifatida tanilgan (yunoncha «xloros»-yashil-sarik)

Xlor tabiatda keng tarkalgan; Yer kobigida ogirlik jixatidan $4{,}8\cdot10^{-2}$ % tarkalgan. Xlor tabiatda birikmalar xolida buladi: NaCl, $NaCl\cdot KCl$, $MgCl_2\cdot 6H_2O$, $MgSO_4\cdot KCl\cdot 3H_2O$. NaCI tuzi xlor sanoati uchun zaruriy xom ashyodir. Inson organizmida kariyb 0,25% gacha xlor buladi. Nixoyat, oshkozon suyukligida 0,3-0,4% HCl ning bulishi juda katta fiziologik axamiyatga ega. Inson va xayvonlar organizmida NaCI ning borligi organizm xujayralarida «suv balansini» boshkarib turadi.

Tabiiy birikmalarda xlor ikki izotop xolida uchraydi: $^{35}_{17}Cl$, $^{37}_{17}Cl$. Xlorning tabiiy izotoplaridan tashkari 5 ta sun'iy radioaktiv izotoplari

$^{33}_{17}Cl$, $^{34}_{17}Cl$, $^{36}_{17}Cl$, $^{38}_{17}Cl$, $^{39}_{17}Cl$ lar olingan.

Laboratoriyada xlor asosan xlorid kislotaga oksidlovchilar ta'sir ettirish yuli bilan olinadi.

$$\mathbf{4HCl+MnO_2=Cl_2+MnCl_2+2H_2O}$$

$$\mathbf{16\ HCl+2KMnO_4=5Cl_2+2MnCl_2+2KCl+8H_2O}$$

Texnikida Cl_2 faqat osh tuzini suvdagi eritmasini elektroliz qilish yuli bilan olinadi.

Texnikada $\mathbf{2NaCl+2H_2O \xrightarrow{\text{elektroliz}} H_2+Cl_2+2NaOH}$

Shunday qilib, bu reaksiyadan asosiy maksad NaOH olish bulsada, qushimcha maxsulot sifatida juda kup miqdorda Cl_2 olinadi.

Xlor sarik-yashil tusli gaz, uning qaynash xaroratsi-34°S; kotish xaroratsi - 102,4°S. Xlor molekulasi 727°S da 0,03%, 1727°S da esa 52% parchalanadi. Uy xaroratsida bir xajm H_2O da 2,3 xajm Cl_2 eriydi. Xlorning suvdagi eritmasi «xlorli suv» dan + 8°S dan past xaroratlarda Cl_2 x $8H_2O$ tarkibli xlor gidrat ajratib olinishi mumkin.

Xlor kuchli oksidlovchi, kupchilik metallar va metallmaslar bilan birikadi.

$$2Na+Cl_2=2NaCl \qquad 2Fe+3Cl_2=2FeCl_3$$

$$H_2+Cl_2=2HCl \qquad 2S+Cl_2=S_2Cl_2$$

Xlor suv va ishqorlar bilan reaksiyaga kirishadi.

$$Cl_2+H_2O=HCl+HClO$$

$$Cl_2+2NaOH=2NaCl+NaClO+H_2O$$

$$Cl_2+2Ca(OH)_2=CaCl_2+Ca(ClO)_2+2H_2O$$

Xlorning vodorodli birikmasi vodorod xlorid, vodorod bilan xlor aralashmasiga kuyosh nuri ta'sir ettirish yoki bu aralashmani yokish orqali sintetik usulda olinishi mumkin:

$$H_2+Cl_2=2HCl$$

Bu reaksiya fotoximiyaviy reaksiyalar katorga kiradi.

$$Cl+hv\rightarrow 2Cl$$

$$ClH_2 \rightarrow HCl+H$$

$$HQCl_2 \rightarrow HCl+Cl$$

$$Cl + H_2 \rightarrow HCl+H \quad \text{va xokazo}$$

Vodorod xlorid olishning yana bir usuli-osh tuziga konsentrlangan H_2SO_4 ta'sir ettirishdir. Reaksiya ikki boskichda boradi:

$$NaCl+H_2SO_4=NaHSO_4+HCl \quad \text{(odatdagi xarorat)}$$

$$NaCl+NaHSO_4=Na_2SO_4+HCl \quad \text{(800°C da)}$$

Vodorod xlorid odatdagi sharoitda gaz, uning qaynash xaroratsi -84,90S, muzlash xaroratsi - 114,8°S, 20°S da 1l suvda 450 litr HCl gazi eriydi.

HCl ning suvdagi (37,29%) eritmasi kuchli kislota bulib, xlorid kislota (tuz kislotasi) nomi bilan yuritiladi. Xlorid kislota eritmasi past xaroratlarga kadar sovitilganda $HCl \cdot H_2O$, $HCl \cdot 2H_2O$, $HCl \cdot 3H_2O$ tarkibli kristallgidratlar xosil buladi.

Aktivlik katorining chap tomonidagi metallar xlorid kislotadan H_2 sikib chikarib, tuz xosil qiladi.

$$\mathbf{Fe+2HCl=FeCl_2+H_2}$$

$$\mathbf{Zn+2HCl=ZnCl_2+H_2}$$

Misga xlorid kislota xavo kislorodi ishtirokida ta'sir eta oladi:

$$\mathbf{2Cu+4HCl+O_2=2CuCl_2+2H_2O}$$

Kumushga xavo ishtirokida konsentrlangan HCl sekin ta'sir etadi:

$$\mathbf{4\ Ag+4HCl+O_2=4AgCl+2H_2O}$$

Metall xloridlar xlorid kislotaning tuzlaridir. Kupchilik metallarning xloridlari suvda yaxshi eriydi. Lekin kumush xlorid AgCl, mis(I)-xlorid CuCl, simob(I)- xlorid Hg_2Cl_2, talliy (I)- xlorid TlCl, kurgoshin (II)-xlorid $PbCl_2$ yomon eriydi.

Xlor bilan kislorod bevosita birikmaydi, lekin bilvosita yullar bilan xlorning kuyidagi oksidlari olingan:

$$\mathbf{Cl_2O,\ ClO_2,\ CI_2O_6\ (yoki\ ClO_3),\ Cl_2O_7}$$

Shuningdek, ClO_2 va Cl_2O parchalanganda oralik maxsulot sifatida ClO xosil bulishi xam isbot qilingan.

Cl_2O-xlor(I)-oksid, kuruk simob(II)- oksidga 0^oS da xlor yuborish yuli bilan xosil qilinadi:

$$\mathbf{2Cl_2+HgO=HgCl_2+Cl_2O}$$

Cl_2O- sarik kungiz gaz, u bekaror modda bulganidan salga portlaydi. Bu moddaning dipol momenti 1,96 debay, xlor atomi bilan kislorod atomi orasidagi masofa Cl -O-masofasi) 1,6 8 A^o ga teng. ClO^- gipoxlorit- ion nomi bilan

yuritiladi masalan, NaClO- natriy gipoxlorit deyiladi. Gipoxlorit kislota (HClO), u xlorning gidrolizi natijasida xosil buladi:

$$Cl_2+H_2O = HClO + HCl.$$

HClO juda kuchsiz kislotalardan xisoblanadi:uning dissosilanish konstantasi $K_q 3\cdot10^{-8}$ ga teng. Gipoxlorit kislota parchalanib, atomar kislorod chikarib turadi.

$$HClO=HCl+O$$

Shu sababli nam xlor okartirish xossasiga ega buladi.Gipoxloritlarni olish uchun ishqorlarning eritmalariga xlor ta'sir etiriladi:

$$Cl_2+2NaOH=NaCl+NaClO+H_2O$$

Bu reaksiya natijasida xosil bulgan suyuklik kup vaktlardan beri Laborak suvi nomi bilan okartirish maksadlari uchun ishlatilib keladi. Kaliy gidroksid eritmasiga Cl yuborilishidan xosil bulgan suyuklik javel suvi deyiladi va matolarni okartirish uchun ishlatiladi. Gipoxlorit kislota tuzining okartirish xossasi kuyidagi reaksiyaga asoslangan:

$$KClO+CO_2+H_2O=HClO+KHCO_3 \quad HClO=HCl+O$$

Okartirish, shuningdek, dizenfeksiya qilish uchun xlorli oxak keng ishlatiladi, modda $Ca(OH)_2$ga Cl_2 ta'sir etirib olinadi.

$$2Ca(OH)_2+2Cl_2=CaCl_2+Ca(ClO)_2+2H_2O$$

$$Ca(ClO)_2+CO_2+H_2O=CaCO_3+2HClO$$

Xlorit kislotaning angidridi Cl_2O_3 olingan emas. Xlorit kislotaning $HClO_2$ uzi xam faqat suyultirilgan suvdagi eritmalarda buladi xolos. Urtacha kuchdagi kislota uning dissosilanish konstantasi odatdagi xaroratda $5\cdot10^{-3}$ ga teng.

Xlor (IV)- oksid ClO_2 ga muvofik keladigan kislota olingan emas. Xlor (IV) - oksid olish uchun xloratlarni sulfat kislota bilan parchalash yoki ularni biror kaytaruvchi ta'sirida kaytarish kerak:

$$2KClO_3+C_2H_2O_4+2H_2SO_4=2KHSO_4+2H_2O+2CO_2+2ClO_2$$

Texnikada ClO_2 olishda kaytaruvchi sifatida SO_2 qullaniladi:

$$2NaClO_3+H_2SO_4+SO_2=2NaHSO_4+2ClO_2$$

ClO_2- utkir xidli, yashil - sarik tusli, uz-uzidan portlaydigan gaz. Uning qaynash xaroratsi 11°S, muzlash xaroratsi -59°S. U sovitilganda kungir tusli suyuklikka aylanadi. ClO_2 ishqorlar bilan xlorit va xloritlar xosil qiladi:

$$2ClO_2+2NaOH \rightarrow NaClO_2+NaClO_3+H_2O$$

Suv bilan esa xlorit va xlorat kislotalarning eritmalarini xosil qiladi:

$$2ClO_2+H_2O \leftrightarrow HClO_2+HClO_3$$

Xlorat angidrid Cl_2O_5 olingan emas; xloratlar gipoxloritlarning 50-60°S da parchalanishidan xosil buladi.

$$3KClO \rightarrow KClO_3+2KCl$$

Qaynoq ishqor eritmasiga Cl_2 yuborish yuli bilan bertole tuzi $KClO_3$ olinadi:

$$6KOH+3Cl_2=5KCl+KClO_3+3H_2O$$

Xlorat kislota xosil qilish uchun $Va(ClO_3)_2$ ga sulfat kislota ta'sir ettiriladi.

$$Ba\ (ClO_3)_2+H_2SO_4=BaSO_4+2HClO_3$$

Xlorat kislota barkaror modda, erkin xolatda parchalanadi, lekin uning konsentrlangan (suvdagi 40% li) eritmalari olingan. Eritmaning konsentrasiyasi yanada oshirilganda $HClO_3$ parchalanib ketadi. $HClO_3$ bir negizli va kuchli kislota. Uning 1N eritmasining effektiv dissosialanish darajasi 79% ga teng . U kuchli oksidlovchi.

Xlorat kislota uzining kup xossalari bilan nitrat kislota HNO_3 ni eslatadi; xususan xlorat kislotaning xlorit kislota bilan aralashmasi xuddi zar suvi singari nixoyatda kuchli oksidlovchi xisoblanadi:

$$2HClO_3+2HCl=2ClO_2+Cl_2+2H_2O$$

Xlorat kislotaning tuzlari metall xloratlar $MeCLO_3$ odatdagi xaroratda tamomila barkaror, suvda yaxshi eriydigan rangsiz moddalar bulib, kizdirilganda (katalizator ishtirokida) kislorod ajratib parchalanadi:

$$2KClO_3=2KCl+3O_2$$

Katalizatorsiz kizdirilganda parchalanish kuyidagicha boradi.

$$4KClO_3 \leftrightarrow KCl+3KClO_4$$

Xlor(VI) oksid odatdagi xaroratda koramtir- kizil tusli suyuklik. Xlor (VI) - oksidning suyuk xolatdagi molekulyar og'irligi Cl_2O_6 formulaga, bug xolatdagisi esa-ClO_3 formulaga muvofik keladi.

Xlor (VI) - oksid asta - sekin suvda erib, xlorat va perxlorat kislotalarning aralashmasini xosil qiladi:

$$Cl_2O_6+H_2O=HClO_4+HClO_3$$

Cl_2O_7 rangsiz, moysimon suyuklik, u kuyidagi reaksiya orqali olinadi.

$$4HClO_4+P_2O_5=Cl_2O_7+2HPO_3$$

Perxlorat kislota $HClO_4$ esa perxloratlarga konsentrlangan H_2SO_4 ta'sir ettirishdan xosil buladi:

$$KClO_4+H_2SO_4=KHSO_4+HClO_4$$

Perxlorat uz navbatida xloratlarning katalizatorsiz sharoitda parchalanishidan xosil buladi. Perxlorat kislota nixoyatda kuchli kislotadir . Perxlorat kislota suv bilan bir necha gidratlar xosil qiladi, chunonchi:

$$HClO_4 \cdot H_2O,\ HClO_4 \cdot 2H_2O,\ HClO_4 \cdot 3H_2O$$

Xlorning kislorodli kislotalarining kuchi xlorning oksidlanish darajasi ortishi bilan, lekin ularning oksidlash kobiliyati xlorning oksidlanish darajasi ortgan sayin kamayadi:

Kislotaning kuchi ortishi→

$$HClO-HClO_2-HClO_3-HClO_4$$

Oksidlanish qobiliyatining pasayishi →

Bu katorda chapdan ungga tomon kislotalarning barkarorligi xam ortadi. Gipoxlorit anion ClO^{--} ning xosilalari xar kanday muxitda xam oksidlovchi bula oladi;

$$KClO+2KJ+H_2O=KCl+J_2+2KOH$$

Xlorat anion ClO_3 ning xosilalari ancha barkaror; ular faqat kislotali muxitda oksidlovchi sifatida reaksiyaga kirishadi;

$KClO_3+KJ+H_2O \rightarrow$ reaksiya bormaydi

$KClO_3+6KJ+3H_2SO_4=KCl+3K_2SO_4+3J_2+3H_2O$

Perxlarat anion ClO_4 ning xosilalari odatdagi xaroratda, xatto kislotali muxitda xam, oksidlovchi sifatida reaksiyaga kirishmaydi:

$KClO_4+KJ+H_2SO_4 \rightarrow$ reaksiya bormaydi

Galogenlar

Davriy sistemaning VII guruh asosiy guruhcha elementlariga ftor (F), xlor (Cl), brom (Br), yod (J), va astat (At) elementlari kiradi Galogenlar grekcha so'zdan olingan bo'lib, «galьs»- tuz, «gennao»- tug'diraman demakdir. Galogenlar faol metallmaslar bo'lib, tabiatda sof holda uchramaydi.

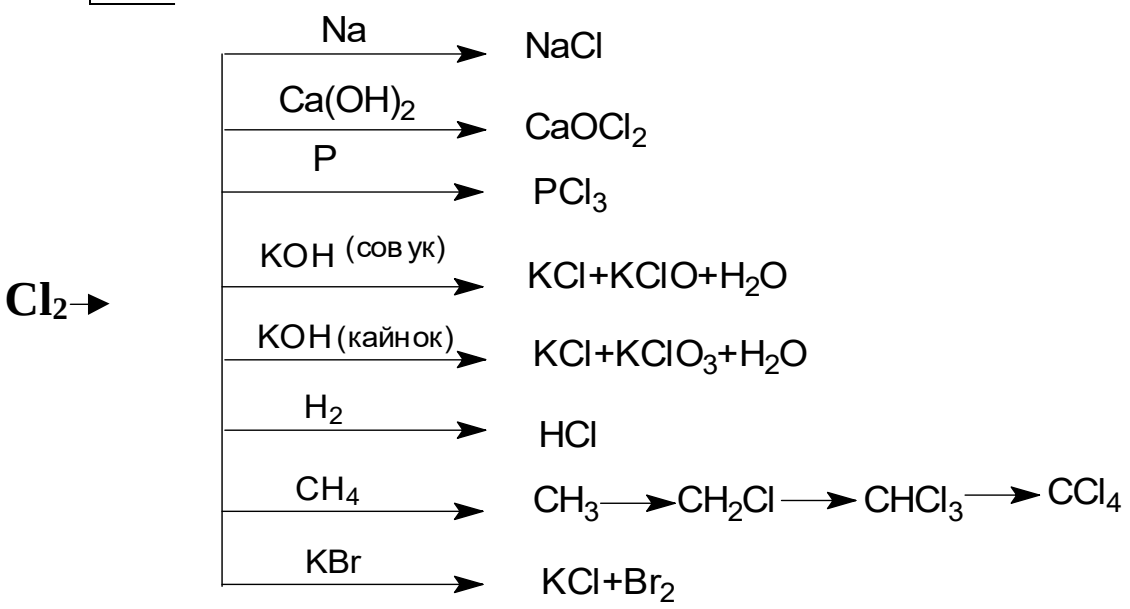
Galogenlar atomi sirtqi qavatining elektron tuzilishi konfigurasiyasi quyidagicha: (F): $2s^2 2p^5$; (Cl): $3s^2\ 3p^5$; (Br): $4s^2 4p^5$; (J): $5s^2 5p^5$; (At): $6s^2 6p^5$

Galogenlar oksidlovchilardir. Ular juda ko'p elementlar bilan galogenidlar hosil qiladi. Xlor (grekcha «xloros»-yashil) 1810 yilda ingliz kimyogari Devi tomonidan fanga ma'lum qilindi. Xlor er yuzida 0,017 % ni (massa jihatidan) tashkil qilinadi. Uning tabiatda keng tarqalgan birikmalari NaCl, $MgCl_2 \cdot KCl$ dengiz va ko'l suvlarida erigan holatda uchraydi.

Galogenlarning ayrim xossalari

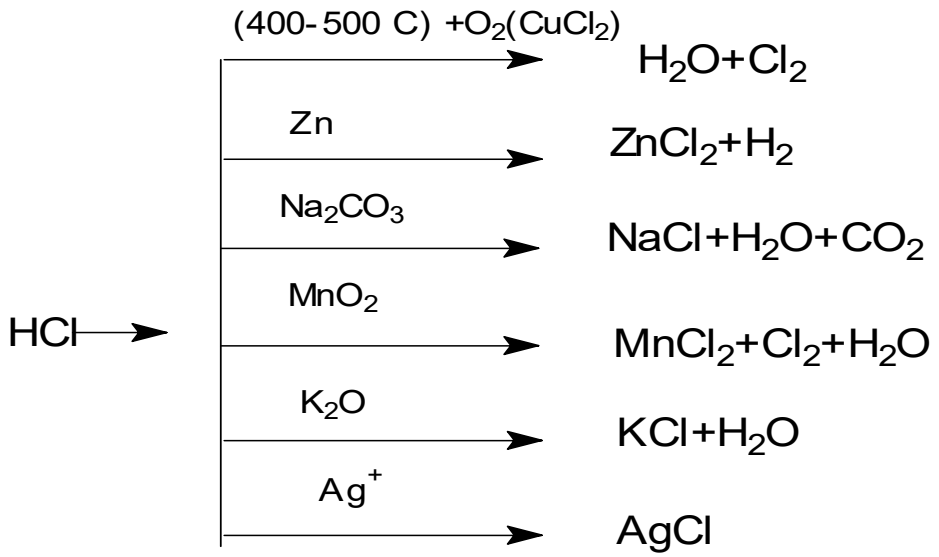
Galogenlarning xossalari	Ftor	Xlor	Brom	Yod	Astat
ρ= 2 g/sm^3	1,11	1,57	3,12	4,93	
Atomning ionlanish energiyasi, Ev	17,42	12,97	11,84	10,45	9,2
Atomning radiusi, nm	0,064	0,099	0,114	0,133	0,23
Ionlanish radiusi nm	0,133	0,181	0,196	0,220	

Oddiy sharoitdagi fizik holati	Ko'k-sariq gaz	Sarg'ish yashil gaz	Qo'ng'ir suyuqlik	Kulrang krist	Qoramtir ko'k krist
Suyuqlanish harorati S	-219,6	-101,0	-7,3	113,6	227
Qaynash harorati ^{0}S	-188,1	-34,1	-59,2	185,5	317
Er kobidagi tarqalishi, %	$6,5\cdot10^{-2}$	$4,5\cdot10^{-2}$	$1,6\cdot10^{-4}$	$3\cdot10^{-5}$	
Elektromanfiyligi	4	3	2,8	2,5	-
Nisbiy atom massasi	18,99	35,453	79,904	126,904	210



Fizik xossalari: xlor havodan 2,5 marta og'ir. (1 l xlorning massasi 3,24 g) 1 hajm suvda 2 hajm xlor eriydi va sarg'ish tusli xlorli suv hosil bo'ladi. Xlor juda zaharli gaz.

Vodorod xlorid- HCl.-o'tkir hidli rangsiz gaz. Suyuqlanish harorati -84,9ºS, muzlash harorati –114,8ºS ga teng. 20ºS dagi 1 l eritmasi kuchli kislota bo'lib, xlorid kislota nomi bilan yuritiladi, nam havoda tutaydi.



Xlorning kislorodli kislotalari

HClO-gipoxlorid, $HClO_2$- xlorit, $HClO_3$-xlorat, $HClO_4$-perxlorat kabi kislotalari mavjud. Kislotalarda xlorning valentligi ortishi bilan kislotalarning kuchi ham ortib boradi:

Kislotalarning tuzlarida gipoxloritdan boshlab barqarorlik ortib boradi.

HClO ning 3 xil parchalanadi:

OLISH USULLARI.

Galogenlarni erkin holda olishning deyarli barcha usullari ularning manfiy zaryadlangan ionlarini turli oksidlov-chilar yoki elektr toki taъsirida oksidlashga asoslangan.

Sanoat usullari: F_2 – KF·HF (*t* = 250 °S) yoki KF·2HF (*t* = 100 °S) suyuq-lanmalarining elektrolizi;

Sl_2 – ishqoriy metallar xloridlarining suvli eritmalarini elektro-liz qilish;

Br_2, I_2 – bromidlar va yodidlar eritmalarini xlor bilan oksidlash:

$$2NaG + Cl_2 \rightarrow G_2 + 2NaCl \ (G = Br, I).$$

Laboratoriya usullari: Sl_2, Br_2, I_2 – konsentrlangan xlorid kislota, bromidlar, yodidlarni turli kuchli oksidlovchilar bilan oksidlash:

$$4HCl + MnO_2 \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + 2H_2O,$$

$$16HCl + KMnO_4 \rightarrow 5Cl_2 + 2MnCl_2 + 2KCl + 8H_2O,$$

$$2NaBr + Cl_2 \rightarrow Br_2 + 2NaCl,$$

$$2NaI + MnO_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow I_2 + MnSO_4 + Na_2SO_4 + 2H_2O.$$

Sanoatda vodorod olish usullari: 1) ishqorlarning suvli eritmalari-ni elektroliz qilish;

2) konversiya usuli:

$$\textbf{a) } \mathbf{S + N_2O \xrightarrow{1000\ ^\circ C} SO + N_2,}$$

$$\mathbf{SO + N_2O \xrightarrow{500\ ^\circ C,\ Fe_2O_3} SO_2 + N_2;}$$

$$\textbf{b) } \mathbf{SN_4 + N_2O \xrightarrow{800-900\ ^\circ C,\ Ni} SO + N_2,}$$

$$SO + N_2O \xrightarrow{500\ ^\circ C,\ Fe_2O_3} SO_2 + N_2;$$

3) SN_4 ni parchalash:

$$SN_4 \xrightarrow{350\ ^\circ C,\ Ni\ ,êè\ Fe} S + 2N_2;$$

4) metanni chala oksidlash:

$$2SN_4 + O_2 \xrightarrow{800-900\ ^\circ C,\ Ni} 2SO + 4N_2;$$

5) koks gazini o’ta sovitish (–196 °S ga qadar).

Labarotoriyada vodorod olish usullari: 1) turli vororodli birik-malar: suv, kislota, ishqorlarni vodorod bilan qaytarish. Ko’pincha suyulti-rilgan HCl, H_2SO_4 lar bilan Zn ning o’zaro taъsiri qo’llaniladi:

$$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow;$$

2) suvni elektroliz qilish. Suvning elektr o’tkazuvchangligini oshirish uchun unga elektrolit NaOH, H_2SO_4 yoki Na_2SO_4 qo’shiladi.

KIMYOVIY XOSSALARI.

Oddiy modda holidagi galogenlarning kimyoviy faolligi o’ta yuqori. Ular kuchli oksidlovchi xossasini namoyon etadi, metallar va ko’pchilik metallmaslar bilan shiddatli reaksiyaga kirishadi, qator murakkab moddalarni oksidlaydi. At_2 – F_2 qatorda oksidlovchilik qobilyati ortadi.

F_2 – kuchli oksidlovchilardan biri, ko’pchilik oddiy moddalar bilan odatdagi sharoitdayoq, ularning baъzilari (S, P) bilan hatto suyuq havo haroratida (–190 °S) shiddatli reaksiyaga kirishadi; inert gazlar (Kr, Xe, Rn) ni va N_2O hamda SiO_2 kabi barqaror birikmalarni oksidlaydi.

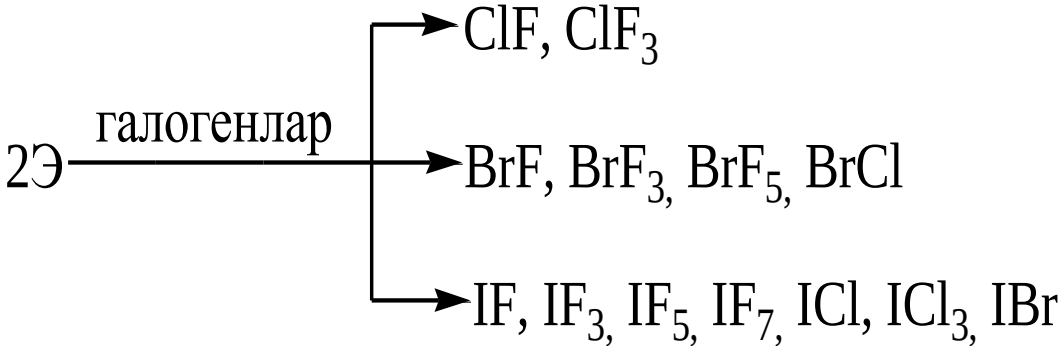
Br_2, I_2, At_2 kuchli oksidlovchilar ta’sirida, Cl_2 – faqat F_2 bilan o’zaro taъsirlashganda oksidlanadi.

Br_2, I_2, At_2 qatorda oksidlanish qobiliyati ortadi.

Cl_2, Br_2, I_2 uchun disproporsiyalanish reaksiyalari xarakterli; Cl_2, Br_2, I_2 qatorda disproporsiyalanish qobiliyati kamayadi.

Galogenlarning oddiy moddalar bilan reaksiyalari

$E_2 + N_2 \rightarrow 2NE$ (I_2 qizdirilganda),



faqat F_2: $F_2 + O_2 \xrightarrow{-190\ ^\circ C,\ \text{ýëåêòðîðàçðÿä}} O_2F_2$,

$E_2 + S \xrightarrow{t} S_2E_2, SE_2, SE_4, SE_6$ (E = F, Cl, Br),

faqat F_2: $F_2 + N_2 \xrightarrow{t} 2NF_3$,

$E_2 + R \rightarrow RE_3, RE_5$ (PI_5 dan tashqari),

faqat F_2: $F_2 + S \xrightarrow{t} CF_4$,

faqat F_2: $Xe + 2F_2 \rightarrow XeF_4$ (He, Ne, Ar bilan bevosita birikmaydi),

$E_2 + 2Me^I \xrightarrow{t} 2Me^IE$,

$E_2 + Me^{II} \xrightarrow{t} Me^{II}E_2$.

Galogenlarning muhim reagentlar bilan reaksiyalari

$E_2 + HF \neq$

$E_2 + HCl \neq$

$E_2 + H_2SO_{4(kons)} \neq$

$E_2 + H_2SO_{4(suyul)} \neq$

faqat I_2: $3I_2 + 10HNO_{3(kons)} \rightarrow 6HIO_3 + 10NO + 2H_2O$,

$E_2 + HNO_{3(suyul)} \neq$

$E_2 + 2NaOH \rightarrow NaE + NaEO + N_2O$ (E = Cl, Br, I),

$3Cl_2 + 6NaOH \rightarrow 5NaCl + NaClO_3 + 3H_2O$,

$2F_2 + 2NaOH \rightarrow OF_2 + 2NaF + H_2O$,

$SiO_2 + 2F_2 \rightarrow SiF_4 + O_2$,

$E_2 + N_2O$ F $NE + NEO$ (E = Cl, Br, I),

$2F_2 + 2H_2O \rightarrow 4HF + O_2$(O, O_3, OF_2, H_2O_2).

Vodorod – metallmas element. U kovalent birikmalar va H^- anion saqlagan ion birikmalar hosil qiladi. Vodorodning metall bog'lanish tipidagi birikmalari ham maъlum.

Odatdagi sharoitda molekulyar vodorodning faolligi nisbatan kam, ancha faol metallmaslar bilangina o'zaro reaksiyaga kirishadi. U qizdiril-ganda metallar, ko'pgina metallmaslar, murakkab moddalar bilan o'zaro reaksiyaga kirishadi. Vodorod qaytaruvchilik xossa namoyon etadi; qizdi-rilganda u metallarni ularning oksidlari, galogenidlari, nitratlaridan, metallmaslarni – yuqori oksidlanish

darajasidan quyi oksidlanish dara-jasigacha qaytaradi; kuchli qaytaruvchilar bilan o'zaro taъsirlashganda N_2 qaytariladi:

$$\mathbf{H_2 + I_2 \xrightarrow{t} 2HI,}$$

$$\mathbf{PbO + H_2 \xrightarrow{t} Pb + H_2O,}$$

$$\mathbf{2Na + H_2 \xrightarrow{t} 2NaH.}$$

H_2 ga sekin elektr razryadi quyi bosimda taъsir ettirilganda hosil bo'ladigan atomar vodorod yuqori kimyoviy faollikka ega; odatdagi sharoit-da ko'pgina metallmaslar (N_2, P, As, O_2, S va boshqalar) bilan bevosita birikadi, ko'p metallarning oksidlarini qaytaradi.

Vodorodning oddiy moddalar bilan reaksiyalari

$$N_2 + G_2 \rightarrow 2NG \text{ (G = F, Cl, Br; I qizdirilganda),}$$

$$2N_2 + O_2 \rightarrow 2N_2O,$$

$$N_2 + S \xrightarrow{600\ ^\circ C} H_2S,$$

$$3H_2 + N_2 \xrightarrow{450-550\ ^\circ C,\ \text{êàòàëèçàòîð}} 2NH_3,$$

$$H_2 + P \neq$$

$$2H_2 + C \xrightarrow{500-1000\ ^\circ C} CH_4,$$

$$\mathbf{H_2 + Me \xrightarrow{t} gidridlar:}$$

tuzsimon (IA-guruh *s*-elementlari, Ca, Sr, Ba);

metallsimon (*d*-, *f*-elementlari);

polimer (Be, Mg, IIIA-guruh *r*-elementlari).

BINAR BIRIKMALARI

GALOGENLARNING VODORODLI BIRIKMALARI. Vodorodli birikmalar NG – rangsiz gazlar (NF – dan tashqari), suvda yaxshi eriydi; HF – havoda kuchli tutovchi o'tkir hidli suyuqlik, zaharli, suvda cheksiz eriydi. HF ning suyuq bo'lishiga sabab vodorod bog'lar hisobiga molekulalarning

assosiyalanishi $(NF)_x$ dir. Molekulalarning termik barqarorligi HF, HCl, HBr, HI qatorda keskin pasayadi, HI – kuchsiz qizdirilganda parchalanadi.

Olish usullari. HF – plavik shpatiga konsentrlangan H_2SO_4 taъsiri:

$$CaF_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 \downarrow + HF\uparrow.$$

HCl – *canoatda*: 1) sintetik usul:

$$H_2 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} 2HCl;$$

laboratoriyada: sulьfat usuli:

$$NaCl + H_2SO_{4(kons)} \rightarrow NaHSO_4 + HCl,$$

$$NaHSO_4 + NaCl \xrightarrow{t} Na_2SO_4 + HCl.$$

HBr, HI – fosfor bromidi va yodidining gidrolizi:

$$RG_3 + 3N_2O \rightarrow N_3RO_3 + 3NG \ (G = Br, I),$$

HI – quyidagi reaksiya bo'yicha:

$$H_2S + I_2 \rightarrow S\downarrow + 2HI.$$

Kimyoviy xossalari. NG larning suvli eritmalari (HF dan tashqari) – kuchli kislotalar; HF – o'rtacha kuchli kislota; HF ning suyultirilgan suvdagi eritmasida quyidagi muvozanat qaror topadi:

$$HF + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + F^-; \quad K = 7{,}2\cdot10^{-4},$$

$$F^- + HF \rightleftarrows HF_2^-.$$

HF ishqorlar bilan o'zaro taъsir etib, nordon tuzlarni hosil qiladi:

$$2HF + KOH \rightarrow KHF_2 + H_2O.$$

HBr, HI – qaytaruvchilar; HCl kuchli oksidlovchilar taъsirida oksid-lanadi; gazsimon vodorod xlorid kislorod bilan katalizator ishtirokida qizdirilganda oksidlanadi:

$$4NG_{(eritma)} + O_2 \rightarrow 2N_2O + 2G_2 \ (G = Br, I),$$

$$4HCl_{(eritma)} + MnO_2 \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O,$$

$$HCl_{(g)} + O_2 \xrightarrow{t,\ CuCl_2} 2Cl_2 + 2H_2O,$$

$$HCl + H_2SO_{4(kons)} \neq$$

$$2HBr + H_2SO_{4(kons)} \rightarrow Br_2 + SO_2 + 2H_2O,$$

$$8HI + H_2SO_{4(kons)} \rightarrow I_2 + H_2S + 4H_2O.$$

Vodorod ftorid va plavik kislota kvars va shishani gazsimon krem-niy ftorid SiF_4 hosil bo'lishi natijasida emiradi:

$$4HF_{(g)} + SiO_2 \rightarrow SiF_4 + 2H_2O,$$

$$6HF + SiO_2 \rightarrow H_2[SiF_6] + 2H_2O.$$

plavik kislota

KISLORODLI BIRIKMALARI. Quyida odatdagi sharoitda nis-batan barqaror galogenlarning kislorodli birikmalarining formulalari va baъzi xossalari keltirilgan:

Galogenning oksidlanish darajasi	–1	+1	+4	+6	+7	+5
Birikma formulasi	OF_2	Cl_2O	ClO_2	Cl_2O_6	Cl_2O_7	I_2O_5
Agregat holati. Rangi	Gaz. Sariq	Gaz. Sariq	Suyuqlik. Qo'ng'ir	Suyuqlik. To'q-qizil	Suyuqlik. Rangsiz	Kristall modda. Rangsiz

oksidlovchilik xossalar kuchayadi

Bular gazlar, suyuqliklar va qattiq moddalar, termik beqaror, suvda yaxshi eriydi (OF_2 dan tashqari). OF_2 suvda kam eriydi va u bilan reaksiyaga kirishmaydi. Cl_2O va ClO_2 zaharli.

Vodorodning ikkita kislorodli birikmasi maъlum – N_2O va N_2O_2. N_2O to'g'risida maъlumotlar oldingi bobda keltirildi. Bu bobda vodorod peroksid N_2O_2 ning olish usullari va xossalari o'rganiladi.

Olish usullari. Galogenlarning kislorodli birikmalri beqaror bo'lganligi sababli oddiy moddalarni bevosita taъsir ettirib olish mumkin emas. Ular bilvosita yo'llar bilan olinadi.

OF_2 – sovuq suyultirilgan ishqor eritmasiga F_2 taъsiri:

$$2F_2 + 2NaOH \rightarrow 2NaF + OF_2 + H_2O$$

(O_2, O_3, H_2O_2 – qo'shimcha mahsulotlar).

Cl_2O – quyidagi reaksiya bo'yicha:

$$\mathbf{Cl_2 + HgO \xrightarrow{0\ ^\circ C} Cl_2O + HgCl_2.}$$

ClO_2 – quyidagi reaksiya bo'yicha:

$$\mathbf{3KClO_3 + 3H_2SO_{4(kons)} \rightarrow 2ClO_2 + HClO_4 + 3KHSO_4 + H_2O.}$$

Sl_2O_6 – quyidagi reaksiya bo'yicha:

$$2ClO_2 + 2O_3 \rightarrow Cl_2O_6 + 2O_2.$$

Cl_2O_7, I_2O_5 – perxlorat va yodat kislotalarni suvsizlantirish:

$$4HClO_4 + P_4O_{10} \xrightarrow{t < -10\ ^\circ C} 2Cl_2O_7 + 4HPO_3,$$

$$2HIO_3 \xrightarrow{240\ ^\circ C} I_2O_5 + H_2O.$$

H_2O_2 – 1) H_2SO_4 ni elektrokimyoviy oksidlashda hosil bo'ladigan $N_2S_2O_8$ ning suvli eritmasini kuchsiz qizdirish:

$$2SO_4^{2-} - 2e^- \rightarrow S_2O_8^{2-},$$

$$H_2S_2O_8 + 2H_2O \xrightarrow{t} 2H_2SO_4 + H_2O_2.$$

2) metallarning peroksidlariga sulьfat kislota taъsiri:

$$BaO_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + H_2O_2.$$

3) qator organik birikmalarni, masalan izopropil spirtni, katali-tik oksidlash:

$$(CH_3)_2CHOH + O_2 \rightarrow CH_3COCH_3 + H_2O_2.$$

Kimyoviy xossalari. Galogenlarning kislorodli birikmalari, I_2O_5 dan tashqari, termodinamik beqaror, $\Delta fG^{\circ}_{298} > 0$. Ular qizdirilganda, silkitilganda, organik moddalar ishtirokida oson portlaydi. Cl_2O va Cl_2O_6 odatdagi haroratda sekin parchalanadi, Cl_2O_7 xlorning qolgan oksid-lariga qaraganda birmuncha barqaror, I_2O_5 faqat o'rtacha qizdirilganda par-chalanadi:

$$\mathbf{4Cl_2O \rightarrow 2ClO_2 + 3Cl_2,}$$

$$\mathbf{2Cl_2O_6 \rightarrow 2ClO_2 + Cl_2 + 4O_2,}$$

$$2I_2O_5 \xrightarrow{> 300\ ^{\circ}C} 2I_2 + 5O_2.$$

Galogenlarning hamma kislorodli birikmalari, OF_2 dan tashqari – kislotali oksidlar. Cl_2O, Cl_2O_7, I_2O_5 suv bilan o'zaro reaksiyaga kirishib, tegishli kislotalarni hosil qiladi. SlO_2 va Cl_2O_6 suv bilan o'zaro taъsirlashganda disproporsiyalanadi va ikkita kislota hosil qiladi, ishqorlar bilan reaksiyasi ham shunga o'xshash boradi:

$$\mathbf{2ClO_2 + H_2O \rightarrow HClO_2 + HClO_3,}$$

(boshlang'ich paytda)

$$\mathbf{2ClO_2 + 2NaOH \rightarrow NaClO_2 + NaClO_3 + H_2O,}$$

$$\mathbf{Cl_2O_6 + 2NaOH \rightarrow NaClO_3 + NaClO_4 + H_2O.}$$

Galogenlarning kislorodli birikmalari – kuchli oksidlovchilar:

$$\mathbf{2Cl_2O + S \rightarrow SO_2 + 2Cl_2,}$$

$$\mathbf{ClO_2 + P + 2H_2O \rightarrow H_3PO_4 + HCl,}$$

$$I_2O_5 + 5CO \rightarrow 5CO_2 + I_2.$$

Oraliq oksidlanish darajasiga ega bo'lgan xlor oksidlari uchun dis-proporsiyalanish reaksiyalari xosdir:

$$\mathbf{3Cl_2O + 6NaOH \rightarrow 2NaClO_3 + 4NaCl + 3H_2O.}$$

OF_2 ning kuchli oksidlovchilik xossasi musbat oksidlanish daraja-siga ega bo'lgan O^{+2} kislorod atomlarining bo'lishiga bog'liq:

$$2NaOH + OF_2 \rightarrow O_2 + 2NaF + H_2O.$$

Vodorod peroksid – juda beqaror birikma, juda past haroratdayoq parchalanadi:

$$\mathbf{2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2.}$$

Yoritilganda, qizdirilganda, katalizatorlar ishtirokida parchalanish tezlashadi. N_2O_2 parchalanishining katalizatorlari – MnO_2, kukunsimon metallar (Pt, Ag), *d*-elementlar oksidlari, ko'mir. N_2O_2 ning suvli eritmasi – juda kuchsiz ikki negizli kislota (K_1 =1,39·10^{-12}), nordon va o'rta tuzlar hosil qiladi: $NaHO_2$, Na_2O_2, BaO_2 va boshqalar:

$$\mathbf{H_2O_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2O_2 + 2H_2O.}$$

Vodorod peroksid kuchli oksidlovchilik xossasini namoyon etadi; juda kuchli oksidlovchilar taъsirida oksidlanadi:

$$2K_3[Cr(OH)_6] + 3H_2O_2 \rightarrow 2K_2CrO_4 + 2KOH + 8H_2O,$$

$$2KMnO_4 + 5H_2O_2 + 3H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + 5O_2 + K_2SO_4 + 8H_2O.$$

Uning uchun disproporsiyalanish reaksiyasi xarakterlidir (N_2O_2 ning o'z-o'zidan parchalanishiga qarang).

N_2O_2 molekulalari, N_2O kabi, ligandlar sifatida qator komplekslar tarkibiga kirishi mumkin, masalan $[Fe(H_2O)_5(H_2O_2)]^{3+}$.

VODORODNING BOSHQA BINAR BIRIKMALARI.

Vodorodning binar birikmalari orasida ularning quyidagi guruhlari farqlanadi: IA guruh *s*-elementlari va ishqoriy-er metallarning tuzsimon gidridlari, *d*- va *f*-elementlarning metallsimon gidridlari, *r*-elementlarning kovalentli vodorodli birikmalari.

Ishqoriy va ishqoriy-er metallarning gidridlari – yuqori suyuqla-nish haroratiga ega bo'lgan rangsiz kristall moddalar, termik barqaror, ulardagi bog'lanish ionliga yaqin. Ular kuchli qaytaruvchilar hisoblanadi, suv bilan shiddatli parchalanadi:

$$SaH_2 + 2H_2O \rightarrow 2H_2 + Ca(OH)_2.$$

Metallsimon gidridlar – metall bog'lanish tipidagi birikmalar, nostexiometrik tarkibga ega. Ular qattiq mo'rt moddalar. Metallarga o'xshash yaltiroq, sezilarli elektr o'tkazuvchanlikka ega.

V va IV^A–VII^A guruh *r*-elementlarining vodorodli birikmalari – (N_2O va NF dan tashqari) kovalent bog'lanishli, gazsimon moddalar. Ve, Mg va III^A guruh *r*-elementlarinig vodorodli birikmalari – polimerlar.

V va IV^A–VII^A guruh *r*-elementlari vodorodli birikmalarining xossalari davrlarda va guruhlarda qonuniyat bo'yicha o'zgaradi.

GIDROKSIDLARI VA ULARNING HOSILALARI

GIDROKSIDLARI. Galogenlar gidroksidlarining formulalari va ularning baъzi xossalari quyidagi jadvalda keltirilgan.

Galogenning oksidlanish darajasi	Gidroksid formulasi	Odatdagi sharoitda agregat holati. Rangi	Kislota-asosli xossasi	Kislotalar-ning nomi	Dissosialanish konstantasi, *K*	Tuzlarning nomi

+1	HClO	Faqat eritmada mavjud bo’ladi	Kuchsiz kislota	Gipoxlorit	$3{,}4\cdot10^{-8}$	Gipoxloritlar
	HBrO	–//–	–//–	Gipobromit	$2\cdot10^{-8}$	Gipobromitlar
	HIO	–//–	Amfoter	Gipoyodit	$K_k = 1\cdot10^{-8}$	Gipoyoditlar
+3	$HClO_2$	–//–	O’rtacha kuchli kislota	Xlorit	$1{,}1\cdot10^{-8}$	Xloritlar
+5	$HClO_3$	–//–	Kuchli kislota	Xlorat	–	Xloratlar
	$HBrO_3$	–//–	–//–	Bromat	–	Bromatlar
	HIO_3	Rangsiz kristall	O’rtacha kuchli kislota	Yodat	0,2	Yodatlar
+7	$HClO_4$	Oquvchan suyuqlik	Kuchli kislota	Perxlorat	–	Perxloratlar
	H_5IO_6	Rangsiz kristall	Kuchsiz kislota	Peryodat	$K_1 = 5\cdot10^{-4}$ $K_2 = 2\cdot10^{-7}$ $K_3 = 10^{-15}$	Peryodatlar

Hamma gidroksidlar suvda yaxshi eriydi. $NClO_4$, HIO_3, H_5IO_6 erkin holda maъlum, qolgan gidroksidlar erkin holda beqaror, suyultirilgan suvli eritmalardagina mavjud bo'ladi.

Olish usullari. HOCl, HOBr – gipoxloritlar va gipobromitlarni kislotalar bilan parchalash:

$$\mathbf{KClO + CO_2 + H_2O \rightarrow KHCO_3 + HOCl.}$$

HOI – quyidagi reaksiya bo'yicha:

$$HgO + 2I_2 + H_2O \rightarrow 2HOI + HgI_2.$$

NGO_3 (G = Cl, Br, I) – 1) xloratlar, bromatlar, iodatlarga kuchli kislotalarning taъsiri:

$$Ba(GO_3)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2RGO_3 \text{ (G = Cl, Br)},$$

$$NaIO_3 + H_2SO_4 \xrightarrow{t} NaHSO_4 + HIO_3.$$

2) galogenlarning kuchli oksidlovchilar bilan oksidlanishi:

$$G + 5Cl_2 + 6H_2O \rightarrow 2NGO_3 + 10HCl \text{ (G = Br, I)},$$

$$3I_2 + 10HNO_{3(kons)} \rightarrow 6HIO_3 + 10NO + 2H_2O.$$

$NClO_4$, H_5IO_6 – perxloratlar va periodatlarning H_2SO_4 bilan parchalanishi:

$$\mathbf{KClO_4 + H_2SO_{4(kons)} \rightarrow KHSO_4 + HClO_4}$$

$HClO_4$ aralashmadan past bosimda haydaladi.

$$Ba_5(IO_6)_2 + 5H_2SO_4 \rightarrow 5BaSO_4\downarrow + 2H_5IO_6.$$

Kimyoviy xossalari. HIO – asos xossaga ega bo'lgan kuchsiz amfoter elektrolit, qolgan gidroksidlar – kislorodli kislotalar (oksokislo-talar). H_5IO_6 – o'rta va nordon tuzlar hosil qiladigan besh negizli kislota. Bir negizli kislotalarning kislotali xossasi, galogenning oksidlanish darajasi kattalashib borishi va uning atom raqamining kamayishi bilan kuchayadi.

Galogenlarning oksokislotalari beqaror. NOG, $HClO_2$, NGO_3 (HIO_3 dan tashqari) faqat suyultirilgan eritmalarda mavjud bo'ladi. $HClO_4$, HIO_3, H_5IO_6

qizdirilganda oson parchalanadi. SHaroitga bog'liq holda parchala-nishning turli tiplari bo'lishi mumkin:

$$2HOCl \xrightarrow{h\nu} 2HCl + O_2,$$

$$2HOCl \rightarrow Cl_2O + H_2O \text{ (suvni tortuvchi vosita taъsirida)}$$

$$3NOG \xrightarrow{t} NGO_3 + 2NG \text{ (G = Cl, Br, I)},$$

$$3HClO_3 \rightarrow 2ClO_2 + HClO_4 + H_2O,$$

$$4HBrO_3 \rightarrow 2Br_2 + 5O_2 + 2H_2O,$$

$$2HIO_3 \xrightarrow{t} I_2O_5 + H_2O,$$

$$4HClO_4 \xrightarrow{t} 4ClO_2 + 3O_2 + 2H_2O.$$

Oksokislotalar – kuchli oksidlovchilar. Ularning oksidlovchilik xossasi (bir xil oksidlanish darajasiga ega bo'lganda) galogen atom raqa-mining va oksidlanish darajasining kamayishi bilan kuchayadi:

$$5HOCl + I_2 + H_2O \rightarrow 2HIO_3 + 5HCl,$$

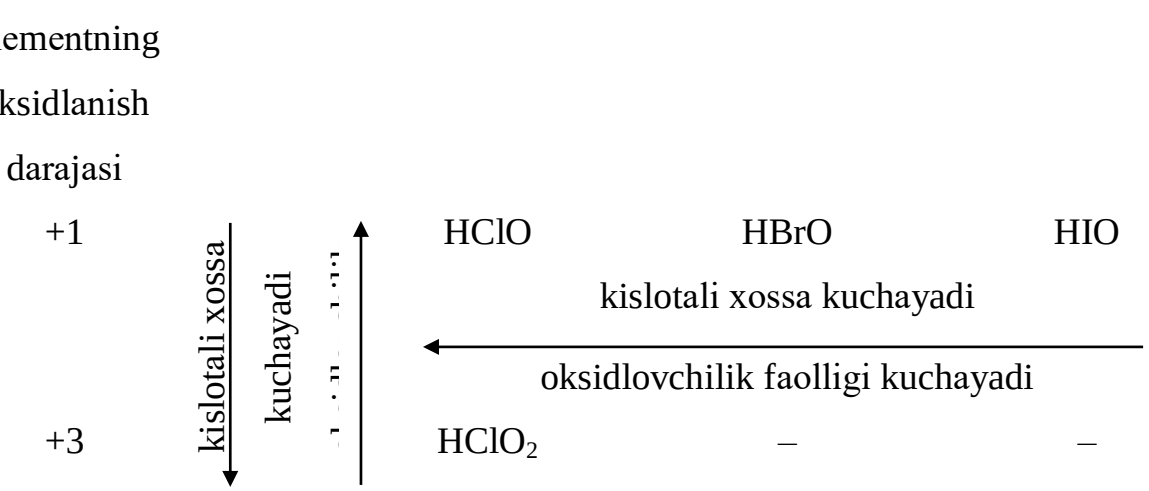
$$HClO_3 + 5HCl \rightarrow 3Cl_2 + 3H_2O,$$

$$2HBrO_3 + 4SO_2 + 3H_2O \rightarrow 4H_2SO_4 + Br_2O,$$

$$HIO_3 + 5HI \rightarrow 3I_2 + 3H_2O.$$

Shuningdek, $HClO_2$, $HClO_3$ uchun disproporsiyalanish reaksiya-lari ham xarakterli (yuqoriga qarang).

Quyida gidroksidlar kislotali xossasining o'zgarishi va oksidlov-chilik faolligining yo'nalishi ko'rsatilgan:



+5	$HClO_3$	$HBrO_3$	HIO_3
	kislotali xossa kuchayadi		
	⟵		
	oksidlovchilik faolligi kuchayadi		
+7	$HClO_4$	–	H_5IO_6

OKSOKISLOTALARNING TUZLARI. Olish usullari.

$Me^{I}GO$ – galogenlarning ishqorlarning sovuq eritmalari, soda, potash bilan o'zaro taъsiri:

$$\mathbf{G_2 + 2NaOH \rightarrow NaOG + NaG + N_2O\ (G = Cl, Br, I),}$$

$$\mathbf{Cl_2 + 2K_2CO_3 + H_2O \rightarrow KOCl + KCl + 2KHCO_3.}$$

$Me^{I}GO_3$ – galogenlarning qizdirilgan ($t \approx 60 \div 70$ °C) ishqor eritma-lari bilan o'zaro taъsiri:

$$\mathbf{3G_2 + 6KOH \xrightarrow{t} KGO_3 + 5KG + 3N_2O.}$$

$Me^{I}ClO_4$, $Me_5^{I}IO_6$ – xlorat va yodatlarni elektr toki bilan oksidlash:

$$\mathbf{ClO_3^- - 2e^- + H_2O \rightarrow ClO_4^-,}$$

$$\mathbf{IO_3^- - 2e^- + 3H_2O \rightarrow IO_6^{5-} + 6H^+.}$$

$Me^{I}ClO_4$ – tegishli xloratlarni o'rtacha qizdirish:

$$\mathbf{4KClO_3 \xrightarrow{t} 3KClO_4 + KCl.}$$

$KBrO_4$ – quyidagi reaksiya bo'yicha:

$$\mathbf{KBrO_3 + XeF_2 + H_2O \rightarrow KBrO_4 + Xe + 2HF.}$$

$Me_5^{I}IO_6$ – yodatlarni xlor bilan oksidlanishi:

$$\mathbf{KIO_3 + Cl_2 + 6KOH \rightarrow K_5IO_6 + 2KCl + 3H_2O.}$$

Kimyoviy xossalari. Galogenlar oksokislotalarining tuzlari, ularning tegishli kislotalariga nisbatan ancha barqaror. Ularning barqa-rorligi galogenlarning oksidlanish darajasi kattalashishi bilan ortadi. Gipoxloritlar va xloritlar beqaror, xona haroratidayoq eritmada sekin disproporsiyalanadi:

$$\mathbf{3Me^{I}OG \rightarrow Me^{I}GO_3 + 2Me^{I}G.}$$

Hamma xloratlar odatdagi haroratda barqaror, perxloratlar – xlor-ning hamma kislorodli birikmalaridan qattiq holda ham, eritmada ham eng barqarori.

Xloratlar va perxloratlar qizdirilganda parchalanadi:

$$4KClO_3 \rightarrow 3KClO_4 + KCl \text{ (o'rtacha qizdirish),}$$

$$2KClO_3 \xrightarrow{> 400\ ^\circ C} 2KCl + 3O_2,$$

$$KClO_4 \xrightarrow{> 400\ ^\circ C} KCl + 2O_2.$$

Tuzlarning oksidlovchilik xossalari galogenning oksidlanish dara-jasi kattalashishi bilan susayadi. NGO tuzlari – istalgan muhitda kuchli oksidlovchilar:

$$CaOCl_2 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + Cl_2 + H_2O,$$

$$NaClO + 2KI + H_2O \rightarrow NaCl + I_2 + 2KOH.$$

$Me^{I}GO_3$ – faqat kuchli kislotali muhitda, shuningdek qizdirilganda kuchli oksidlovchi:

$$NaClO_3 + 6KI + 3H_2SO_4 \rightarrow NaCl + 3I_2 + 3K_2SO_4 + 3H_2O,$$

$$NaClO_3 + KI + H_2O \rightarrow \text{reaksiya bormaydi,}$$

$$NaClO_3 + 3MnO_2 + 6KOH \xrightarrow{\text{ñóþêëàíòèð èø}} 3K_2MnO_4 + NaCl + 3H_2O.$$

$Me^{I}SlO_4$ eritmada oksidlovchi hisoblanmaydi, ular faqat qizdiril-ganda kuchli oksidlovchilar:

$$NaClO_4 + KI + H_2SO_4 \rightarrow \text{reaksiya bormaydi.}$$

$Me^{I}GO$ va $Me^{I}GO_3$ uchun shuningdek disproporsiyalanish reaksiyalari ham xosdir (yuqoriga qarang).

ISHLATILISHI

F_2, Cl_2, Br_2, I_2 qator galogenorganik birikmalar sintez qilish uchun, organik va noorganik preparatlar tayyorlash uchun ishlatiladi. F_2 izotoplarni ajratish uchun zarur; Cl_2 kuchli oksidlovchi sifatida kimyo sanoatining turli sohalarida, ichimlik suvni zararsizlantirish (suvni xlorlash), Br_2 olish uchun ishlatiladi; Br_2 –

dezinfeksiyalash uchun; I_2 – tib-biyotda antiseptik sifatida, o'ta toza metallar (Zr) olish uchun ishlatiladi.

Vodoroddan kimyo sanoatida NH_3, HCl, spirtlar, alьdegidlar, ketonlar olish uchun; yog'lar qattiq va suyuq yoqilg'ilarni gidrogenlash uchun; neftni qayta ishlash mahsulotlarini tozalash uchun; kislorod-vodorodli alanga ($t \approx 2800$ °C) bilan metallarni qirqish va payvandlashda, atomar- vodorodli payvandlashda ($t \approx 4000$ °S); metallurgiyada metallarni ularning oksidlaridan qaytarish uchun; vodorod izotoplari – deyteriy va tritiy – atom energetikasida (termoyadro yonilg'isi) sifatida ishlatiladi.

HCl dan metallurgiya, engil, oziq-ovqat sanoatida, tibbiyotda keng foydalaniladi. HF metall quymalardan qumni yo'qotish, shishaga ishlov berish, kimyoviy analizda silikatlarni parchalash uchun ishlatiladi.

Galogenlarning birikmalari qog'oz va gazlamalarni oqartirishda (gipoxloritlar $NaClO_2$, ClO_2), dezinfeksiyalashda (ClO_2, gipoxloritlar), raketa yoqilg'isining oksidlovchisi (OF_2, BrF_5, perxloratlar) sifatida, qishloq xo'jaligi zararkunandalariga qarshi kurashda ($NaClO_3$, ftor birikmalari), katalizatorlar sifatida (ftor birikmalari, $AlCl_3$, $AlBr_3$), portlovchi moddalar tayyorlash uchun ($KClO_3$, NH_4ClO_3), tibbiyotda ($KClO_3$, brom va yod birikmalari), fotografiyada (AgBr) ishlatiladi.

Vodorodning quyidagi birikmalari keng ishlatiladi: LiH, NaH, CaH_2, NH_3, H_2O_2, HF, HCl va boshqalar. N_2O_2 turli materiallarni oqartirish uchun, tibbiyotda dezinfeksiyalash uchun, oziq-ovqat sanoatida konservalash uchun, qishloq xo'jaligida urug'larni dezinfeksiyalashda, qator organik moddalar, polimerlar va h.o. larni ishlab chiqarishda ishlatiladi. Vodorodning boshqa birikmalarini ishlatilishi to'g'risidagi maъlumotlar tegishli boblarda keltirildi.

Mundarija: