

3.3.(16.oszlop) O, S, Se, Te, Po – vegyértékháj: ns^2np^4

Közvetalkotó, *kalkogén* elemek. Reakció fémekkel és nemfémekkel is: *amfit* elemek.

A 8-as rendszámú, 2. periódusbeli oxigén kémiájának összefoglalását indokolt a többi kalkogén elemtől elkülönülten tárgyalni, mivel utóbbiak sztereokémiájának hasonlósága azok kémiai tulajdonságait is nagymértékben meghatározza.

Vegyjel-elnevezés	Op °C	Fp °C	EN	1.ionz.pot. kJmol ⁻¹	Hővez. W/cmK	El.vez. 1/cmΩ	Fémes vezetés?
O – oxigén	-219	-183	3.44	1.3140	2·10 ⁻⁴	-	Nem
S – kén	119	445	2.58	0.9996	2·10 ⁻³	5·10 ⁻¹⁸	Nem
Se – szelén	217	685	2.55	0.9409	2·10 ⁻²	1·10 ⁻⁶	Félvezető
Te – tellur	449	990	2.10	0.8693	2·10 ⁻²	2·10 ⁰	Félvezető
Po – polónium	254	962	2.0	0.812	2·10 ⁻¹	2·10 ⁴	Igen

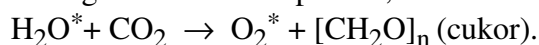
3.3.1. Oxigén(O) – $1s^22s^22p^4$

Történet: XV. szd. Leonardo da Vinci: a levegő elegyében égést tápláló komponens van; felfedezés egymástól függetlenül: 1774 Priestley (angol), HgO hevítése → O₂, 1774 Scheele (svéd) KNO₃/HgO/Mg(NO₃)₂ hevítés → O₂; elnevezés: 1777 Lavoisier (francia) oxus gennan: sav-képző. Allotropok: O₂ (dioxid) és O₃ (ózon)

Izotópok, előfordulásuk és speciális alkalmazásuk

¹⁵ O	¹⁶ O	¹⁷ O	¹⁸ O
t _{1/2} =2 perc	99.8%	3.10 ⁻² % I=2.5 NMR	2.10 ⁻¹ % Stabil, nyomjelzésre

Biológiai úton való képződés, fotoszintézis:



Előfordulás: levegőben 21% (atomos is), tengerben 86%, földkéregben 45.5% (szilikát, karbonát, foszfát).

Atomos O Nem stabilis, előállítás: N₂O/O₂/NO₂ → O· (UV fény)

Kimutatás: O· + NO₂ → O₂ + NO, O· + NO → NO₂^{*} → NO₂ + hv (sárgás zöld fény).

Reakció: O· + O₂ → O₃, vagy: 3 O· + CH₄ → CO₂ + H₂O.

O₂ Kétféle van.

Közönséges: *triplet* (³Σ_g⁻) ³O₂ (színtelen gáz), paramágneses, pedig páros elektronszámú, mivel a legfelső szinten 2 elektron a degenerált π* pályán van és spinjük parallel.

Másik a *szingulet* (¹Δ_g) ¹O₂ (-183°C kék folyadék), diamágneses, a kötés megnyúlik, energiája nagyobb.

¹O₂ előállítása: a) 2 ³O₂ + hv → 2 ¹O₂ (630 nm, mindkettő gerjesztett)

b) ³O₂ + ¹SZ + hv → ¹O₂ + ³SZ (SZ = szenzibilizátor, pl. fuoreszcein)

c) H₂O₂ + OCl⁻ → Cl⁻ + H₂O + ¹O₂. (oldatban)

Reakció: H₂C=CH₂ + ¹O₂ → 2 H₂C=O (szintézisek, polimer oxid., légkör)

³O₂ labor. előállítása. a) vizes KOH → 4 OH⁻ -4e⁻ → O₂ + 2 H₂O (anódon)

b) 2 H₂O₂ → 2 H₂O + O₂ (Ni/Pt/MnO₂ katalizátor).

c) Oxosav-sókból: 2 KClO₃ → 2 KCl + 3 O₂ 400°C/200°C MnO₂

2 KMnO₄ → K₂MnO₄ + MnO₂ + O₂ (200°C)

³O₂ ipari előállítása: levegő cseppfolyósítása (-183°C), frakcionált desztilláció, az N₂ illékony, az O₂ robbanhat!

Felhasználás: 100m t/év: Bessemer acél, kemence láng (üvegipar), etilén-oxid, TiO₂, rakéta hajtóanyag, biológiai alkalm. Kék jelű palackban tárolják, 150 atm (vigyázat: olajszenyezés a szelepen veszélyes!).

O₃ (ózon)

Tulajdonságok: kék színű, diamágneses, mérgező gáz, jellemző szagú (ózonszagú – fénymásoló!-, görögül ozein: szagolni), -112°C-on sötétkék folyadék/-193° ibolyás fekete kristály.

A gáz termodinamikailag instabil, bomlása O₂-re még 200°C-on is lassú. UV, ill. nehézfémek katalizáló hatására gyors bomlás). A folyékony ózon ütésre robban O₃ → O₂

Ózonpajzs elnyeli az UV-t. Oldódik: szénhidrogének, freon, CO, F₂, stb. V-alakú molekula.

Előállítás ozonizátorban: fémezett üveg cső, 10-20 ezer V, csendes kisülés, 25°C, 1 atm.

Egyéb eljárások: a) O₂⁺ + O₂⁻ → O₃ + O, vagy: O₂^{*} + O₂ → O₃ + O (kb. 10%)

b) O₂ → O₃ (UV fény, kis koncentrációban képződik),

c) H₂SO₄ → H₂S₂O₈ + O₂ + O₃ (hidegen, elektrolízis),

d) F₂ + H₂O → H₂F₂ + O₃ (más is képződik).

O₃ konc. mérése: O₃ + 2 I⁻ + H₂O → O₂ + I₂ + 2 OH⁻ (puffer, I₂-mérés: Na₂S₂O₃-os titrálás).

Reakciók. Erős oxidálószer: F₂ > F₂O > O₃ > ; O₃ + CN⁻ → OCN⁻ + O₂; O₃ + 2 NO₂ → O₂ + N₂O₅; O₃ + 2 H⁺ + 3 I⁻ → I₃⁻ + H₂O + O₂; O₃ + Co²⁺ + 2 H⁺ → 2 Co³⁺ + O₂ + H₂O.

O₃⁻ (ozonidok)

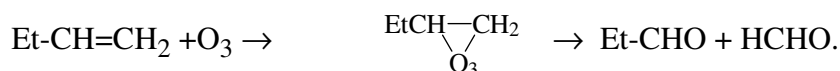
Előállítás: 5 O₃ + 2 KOH → 2 KO₃ + 5 O₂ + H₂O (-10°C, szilárd por).

Tulajdonságok: KO₃ vörösbarna, paramágneses por. Legstabilabbak: CsO₃ / Ba(O₃)₂.

Szerkezet V-alakú, de pontosan nem ismert.

Reakciók. Melegítésre K-szuperoxiddá bomlik: KO₃ → KO₂ + 1/2 O₂;

Hidrolízis: 4 KO₃ + 2 H₂O → 4 KOH + 5 O₂.



Felhasználás: szerves szintézis, fertőtlenítés.

O₂ reakciói.

Általános jellemzés: nagyon reaktív, sok elemmel reagál, az O₂ bontása nehéz, de utána exoterm reakció: égés, robbanás.

Reagál: C / H₂ / fémek / szervetlen-/szerves vegyületek.

Nem reagál közvetlenül, de van oxidja: W, Pt, Au. Nincs oxidja: He, Ne, Ar.

Az oxidációs szám és a koordinációs szám alakulását az alábbiak szemléltetik.

Oxidációs szám

-2	-1	-1/2	-1/3	0	+1/2
O ²⁻	O ₂ ²⁻	O ₂ ⁻	O ₃ ⁻	O ₃ / O ₂	O ₂ ⁺
Li ₂ O	Na ₂ O ₂	KO ₂	KO ₃	O ₃ / O ₂	[O ₂ ⁺][PtF ₆ ⁻]
-oxid	-peroxid	-szuperoxid	-ozonid	allotrópok	Oxigenil-kation

Koordinációs szám

1	2	3	3	4	6	8
CO	H ₂ O	[O(HgCl) ₃] ⁺	H ₃ O ⁺	AgO	CaO	Li ₂ O
Lineáris	V-alak	Síkháromszög	Piramis	Tetraéder	Köső, oktaéder	Anti-fluorit

3.3.1.1. Oxigénvegyületek**O₂ mint ligandum.**

Lazán kötött O₂: a) O₂ + hemoglobin ↔ O₂·hemoglobin,

b) [Ir(CO)Cl(PPh₃)₂] + O₂ ↔ [Ir(CO)Cl(O₂)(PPh₃)₂]. Vaska-komplex (1963)

Szerkezetük: négyes koordinációjú komplex: síknégyszög, 16 elektron, AX₄, ks-d⁸, D_{4h} szimmetria; hatos koordinációjú komplex: oktaéderez, 18 el., mivel az O₂ kétfogú, O_h szimmetria, a π-elektron köt be (lásd 1.fejezet).

O₂ kötésének módja a központi atom szférájába:

szuperoxo/monodental: M-O=O, szuperoxo/bidental: M-O=O-M, (M=Rh,Co),

peroxo/bidental: M=O₂ ill. M=O₂=M, (M=Ir,La).

Reaktív oxigén: ML_nO₂ + NO → NO₂⁻ /NO₂ → NO₃⁻ / SO₂ → SO₄²⁻

Erősen kötött O₂, mint ion. Peroxo, O₂²⁻: M-O-O-M, pl. Na₂O₂; M=O₂, (M=Fe,Co,Rh);

Szuperoxo-, O₂⁻: K-O=O; dioxigenilkation, O₂⁺: O₂ + PtF₆ → [O₂]⁺[PtF₆]⁻, ionrács, az O₂ oxidálódik!

Biner vegyületek hidrogénnel:

H₂O (dihidrogén-oxid, víz)

Előfordulás: óceán, folyóvizek, belvíz, légtér, kőzetek.

Tisztítás: fiz./kém./biol., ülepítés: Fe(OH)₃, Al(OH)₃. Lágyítás: Mg²⁺-, Ca²⁺-sók eltávolítása.

Fertőtlenítés: Cl₂, O₃

Fiz. tul.: H₂O, D₂O, T₂O (lásd 3.1.fej.), jég: 8 módosulat. Közönséges: egy O-atom körül 4 másik, tetraéderez elrendeződés, O-H-O kötés.

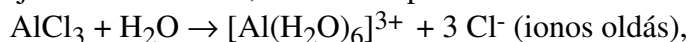
Kristályvíz: kationnal H₂O → M⁺, pl: [Ni(H₂O)₆]²⁺

oxo-anionnal H-híd, szilárd fázisban: CuSO₄·5H₂O (SO₄²⁻-hoz kötnek).

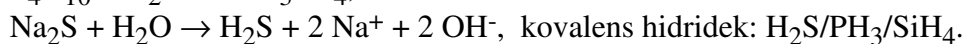
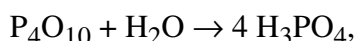
Zeolitokban üregekben a víz. Klatrátok: 12-46 molekula/jég, vendég: H₂S/Ar/Kr/CH₄/Cl₂/Br₂ stb.(lásd 3.2.fej.).

Kém.tul. A nagy dielektromos állandó következtében poláris oldószer,

oldja: sók/anhidridek, valamint a poláris kovalens molekulákat:



Kovalens molekulák oldódása során kísérő folyamatok a disszociáció / hidrolízis:



Sav-bázis reakciók: 2 H₂O ↔ H₃O⁺ + OH⁻, auto-protolízis, 20°C-on: pH=7 (lásd 3.1.fej.)

Oxonium: H₃O⁺, szilárd fázisban más ionok is: H₅O₂⁺, [H(H₂O)_n]⁺, n=1, 4, 6.

Hidrogénhíd OH⁻-val: csak a HCl·2H₂O-ban: [H₃O₂]⁻

Speciális reakció: 2 H₂O + I₂ + SO₂ + Py/MeOH → 2 HI·Py + H₂SO₄ (Py=piridin),

Karl Fischer reakció a H₂O kvantitatív meghatározására (1935).

H₂O₂ (dihidrogén-dioxid, hidrogén-peroxid, 1818)

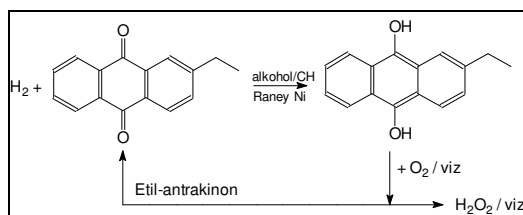
Előállítás: a) Ba + O₂ → BaO₂ majd BaO₂ + H₂SO₄ → BaSO₄ + H₂O₂

b) 2 HSO₄⁻ -2 e⁻ → HO₃SOOSO₃H (peroxo-dikénsav, elektrolitikus oxidáció),



D₂O₂ előállítása: K₂S₂O₈ + 2 D₂O → 2 KDSO₄ + D₂O₂.

H₂O₂ ipari előállítás: H₂ + etil-antrakinon + O₂ → H₂O₂ + etil-antrakinon (500e t/év):



Szerkezet. Gázfázisban diéderes szög: 111° / szil. 90° / $\text{H}_2\text{O}_2\cdot\text{H}_2\text{O}$ 129° / $\text{NH}_4\text{F}\cdot\text{H}_2\text{O}_2$ 180° .
Fiz.tul: viszkózus színtelen folyadék, Op: 0°C , Fp $\approx 150^\circ\text{C}$, dielektromos állandó=70 \approx víz =78, elektromos vezeték: mint a víz, erősebb sav a víznél.

Kém.tul.: Oxidációs szám = +1.

Bomlik: $2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$, karbamid, műanyag védi (inhibitor), Pt/MnO₂ bontja (heterogén katalízis).

Oxidál: $2 [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} + \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ \rightarrow 2 [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + 2 \text{H}_2\text{O}$ (sárga \rightarrow vörös),

$\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$, $\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$, NH_2OH (hidroxil-amin) $\rightarrow \text{HNO}_3$.

Redukál: (mindkét O-atom a peroxidból {nyomjelzéssel kimutatva}):

$\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$, $\text{Ce}^{4+} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Ce}^{3+} + 2 \text{H}^+ + \text{O}_2$,

$\text{HOCl} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^- + {}^1\text{O}_2$, (szinglet, hv-sugárzás),

$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} + 1/2 {}^1\text{O}_2$ (hv-sugárzás).

Sav-bázis reakciók: $(\text{H}_2\text{OOH})^+$, $(\text{OOH})^-$, O_2^{2-} -ionok:

$(\text{H}_2\text{OOH})^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_3\text{O}^+$, $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Na} \rightarrow \text{Na}^+\text{OOH}^- + 1/2 \text{H}_2$,

$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{NH}_3(\text{f}) \rightarrow \text{NH}_4^+ \text{OOH}^-$ (Op= 25°C , fehér, szilárd),

$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{HF} + \text{AsF}_5 \rightarrow [\text{H}_3\text{O}_2]^+[\text{AsF}_6]^-$ ($\rightarrow \text{O}_2$ fejlődik, H_3O^+ marad).

Összetett anion: $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ peroxo-diszulfát.

Egyéb oxidok Általános jellemzés.

Nincs oxidja: könnyű nemesgázoknak. A többi elemnek van!

Op/Fp széles tartományban változik: CO (fp: -192°C) \rightarrow ZrO₂ (Op: 3265°C).

Elektromos vezeték: MgO (szigetelő) \rightarrow NiO (félvezetés) \rightarrow ReO₃ (vezető).

Termikus stabilitás: Al₂O₃ (stabilis, exoterm) \rightarrow SiO₂ \rightarrow H₂O \rightarrow Cl₂O (instabil, endoterm).

Savas-bázisos karakter: CO₂/SO₃ (sav) \rightarrow BeO/Al₂O₃/Bi₂O₃/ZnO (amfoter) \rightarrow CO/NO (inert) \rightarrow Li₂O/CaO/La₂O₃ (bázisos).

Periódusos táblában baloldalon (bázis) \rightarrow jobboldalon (sav). Lefele: sav jelleg erősebb, vagyis az oxidok savas karaktere növekszik a rendszám növekedésével.

Szerkezet: CO/OsO₄/Sb₂O₃/P₄O₁₀ (molekuláris) \rightarrow HgO/SeO₂/CrO₃ (láncszerkezet)

\rightarrow SnO/As₂O₃/Re₂O₇ (réteges) \rightarrow SiO₂/MgO (térhálós).

Sztöchiometria: CO/H₂O (sztöchiometrikus) \rightarrow UO_{2+x} ($0 < x < 0.25$, nem sztöchiometrikus),

vagy melegítve: ZnO (fehér, sztöchiometr.) \rightarrow Zn_{1+x}O (sárga, nem sztöchiometr.) + 1/2 O₂

Felhasználás: termisztor, tranzisztor, fotocella, foszfor, ferrit, heterogén katalizátor, fotoelem, termoelem, mágnes, elektród....

3.3.1.2. Halogén-oxidok, és oxigén-halogenidek

Mivel a fluor EN-a nagyobb az oxigén EN-ánál, a fluor-oxid létezése kizárt. Azonban a halogének kémiájának összehasonlító tárgyalása miatt az oxigén-fluoridok kémiáját e helyen foglaljuk össze.

Oxigén-fluoridok

OF₂ (oxigén-difluorid). Előállítás: $\text{F}_2 + \text{NaOH}$ (2%-os oldat) $\rightarrow \text{OF}_2 + \text{NaF} + \text{H}_2\text{O}$ (20°C), vagy HF/KF vizes oldatának elektrolízise. Szerkezete V-alakú.

Tulajdonságok: 145°C felett halványsárga mérgező gáz. Folyadék/szilárd halmazállapotban viszonylag kevésbé reagál, keverhető H₂-el, CH₄-al, vagy CO-dal, de szikra hatására robban.

Reakciók: hidrolizál lúgos oldatban: $\text{OF}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + \text{F}^- + \text{H}_2\text{O}$, fluórozószer: $\text{OF}_2 + \text{P} \rightarrow \text{PF}_5 + \text{POF}_3$, $\text{OF}_2 + \text{S} \rightarrow \text{SO}_2 + \text{SF}_4$

O₂F₂ (dioxigén-difluorid). Előállítás: $F_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow O_2F_2$ (csendes szikrakisülés, 10 torr), $F_{2(f)} + O_{2(g)} \rightarrow O_2F_2$ (-200 °C / γ -sugár). Szerkezet: H₂O₂ szerű, F-O hosszú, O-O rövid kötés. Tulajd.: (-57 °C alatt sárga folyadék/-150 °C szilárd). Gyökös bomlás: $O_2F_2 \rightarrow F \cdot + \cdot O-O-F$.

Erős oxidálószer, erős fluorozó szer: $H_2S + 4 H_2O_2 \rightarrow SF_6 + 2 HF + 4 O_2$

O₂F (dioxigén-fluorid). Előállítás: $O_2 + F \rightarrow O_2F$

O₄F₂ (tetraoxigén-difluorid). (-183 °C-on bomlik).

Oxigén-kloridok Cl₂O (diklór-oxid)

Előállítás.: iparban és laboratóriumban hasonlóan (1834):

$2 HgO_{(s\acute{a}rga)} + 2 Cl_2 \rightarrow HgCl_2 \cdot HgO + Cl_2O_{(g)}$, (endoterm vegyület, $Cl_2 + O_2 \rightarrow$ semmi

Szerkezet: Cl-O-Cl, V-alak. Fiz.tul.: barnás sárga gáz / vörösbarna foly./szil. robban

Kém.tul.: vízben jól oldódik, domináns reakció: $Cl_2O + H_2O \leftrightarrow 2 HOCl$ (de bomlik)....

$Cl_2O + NH_3 \rightarrow N_2 + NH_4Cl + H_2O$.

A Cl₂O melegítése, szikra hatására robban!

Klór-oxidok. Cl₂O₃ / ClO₂ / Cl₂O₄ / Cl₂O₆ / Cl₂O₇

Cl₂O₃ (diklór-trioxid) (1967)

Előállítás/szerkezet: $2 ClO_{2(szil)} \rightarrow O-Cl-ClO_2 + 1/2 O_2$ (hv, -78 °C)

Fiz.tul: sötét barna folyadék, 0 °C felett robban.

ClO₂ (klór-dioxid) (1811)

Előállítás: laboratóriumi: $2 ClO_3^- + C_2O_4^{2-} + 4 H^+ \rightarrow 2 ClO_2 + 2 CO_2 + 2 H_2O$

$HClO_3 \rightarrow 2 ClO_2 + HClO_4 + H_2O$ (cc. H₂SO₄, robban!)

ipari: $ClO_3^- + Cl^- + 2 H^+ \rightarrow ClO_2 + 1/2 Cl_2 + H_2O$ (Cl₂ zavarhat)

$2 ClO_3^- + SO_2 \rightarrow 2 ClO_2 + SO_4^{2-}$ (jobb eljárás a fentinél)

Szerkezet.: O-Cl-O, V-alak

Fiz.tul.: sárga gáz, sötét vörös foly/szil., paramágneses (-40 °C / 50 Hgmm fölött robban!)

Kém.tul.: erős oxidálószer – fémmel reagál, pl. : $2 Cl_2O + Mg \rightarrow Mg(ClO_2)_2$.

Lúg hatására diszproporció: $2 Cl_2O + 2 OH^- \rightarrow ClO_2^- + ClO_3^- + H_2O$.

Vízzel sötétben: $ClO_2 \cdot (6-10) H_2O$ (sötétzöld oldat), világosban: $ClO_2 \rightarrow ClO + 1/2 O_2$

$ClO + H_2O \rightarrow H_2ClO_2 (+ClO) \rightarrow HCl + HClO_3$.

Felhasználás: papír, cellulóz, textil fehérítés, 100.000 t/év USA

Cl₂O₄ (diklór-tetraoxid) (1970). Előállítás: $CsClO_4 + ClOSO_2F \rightarrow CsSO_3F + Cl-O-ClO_3$

Szerkezet: Cl-O-ClO₃ V-alak. Fiz.tul.: halványsárga folyadék.

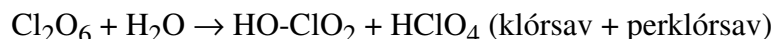
Kém.tul.: 20 °C-on bomlik - $Cl-OCIO_3 \rightarrow Cl_2 + O_2 + ClO_2 + Cl_2O_6$

Cl₂O₆ (diklór-hexoxid) (1843). Előállítás: $2 ClO_2 + 2 O_3 \rightarrow Cl_2O_6 + 2 O_2$ (ozonolízis)

Szerkezet: O₃Cl-ClO₃, vagy O₂Cl:O₂:ClO₂, vagy [ClO₂]⁺[ClO₄]⁻ (izomerek)

Fiz.tul.: sötét vörös foly / sárga szil.

Kém.tul.: $2 \text{Cl}_2\text{O}_6 \leftrightarrow 2 \text{ClO}_3(\text{bomlás}) \rightarrow 2 \text{ClO}_2 + \text{O}_2$



Cl₂O₇ (diklór-heptoxid) (1900).

Előállítás: $2 \text{HClO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ (cc. H_3PO_4 , -10 C , $-\text{H}_2\text{O}$). Szerkezet: $\text{O}_3\text{Cl-O-ClO}_3$

Fiz.tul.: színtelen olajos folyadék, vákuumban desztillálható.

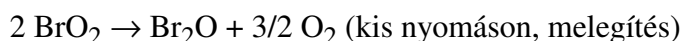
Kém.tul.: hidrolízis: $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 2 \text{HClO}_4$ (megfordítható)

Termikus bomlás: $\text{Cl}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{ClO}_3 + \text{ClO}_4$ (robban)

Bróm-oxidok

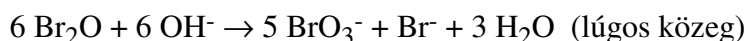
Br₂O (dibróm-oxid)

Előállítás: $2 \text{HgO}(\text{sárga}) + 2 \text{Br}_2(\text{gőz}) \rightarrow \text{HgBr}_2 \cdot \text{HgO} + \text{Br}_2\text{O}$, (mint Cl_2O)



Szerkezet: Br-O-Br, *V-alak*. Fiz.tul.: sötét barna foly. Op.= -17.5 °C

Kém.tul.: $5 \text{Br}_2\text{O} + 6 \text{I}_2 \rightarrow \text{I}_2\text{O}_5 + 10 \text{IBr}$



BrO₂ (bróm-dioxid)

Előállítás: $\text{Br}_2 + 4 \text{O}_3 \rightarrow 2 \text{BrO}_2 + 4 \text{O}_2$ (-78 °C , freonban, ozonolízis)

Szerkezet: O-Br-O, *V-alak*

Fiz.tul.: vil.sárga kristály, -40 °C felett robban.

Kém.tul.: hidrolízis, $6 \text{BrO}_2 + 6 \text{OH}^- \rightarrow 5 \text{BrO}_3^- + \text{Br}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$.

Jód-oxidok Stabilisak: $\text{I}_4\text{O}_9 / \text{I}_2\text{O}_4 / \text{I}_2\text{O}_5$. I_2O nem ismert.

I₂O₅ (jód-pentoxid) a legstabilabb jód-oxid (1813)

Előállítás: $2 \text{HIO}_3 \rightarrow \text{I}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$ (hevítve). Szerkezet: $\text{O}_2\text{I-O-IO}_2$

Fiz.tul.: fehér kristály, vízzeloldható, nedvszívó.

Kém.tul.: $\text{I}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{I}_2 + 5/2 \text{O}_2$ (300 °C), $\text{I}_2\text{O}_5 + \text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{I}_2$ (gyors reakció, fontos!),

$\text{I}_2\text{O}_5 + \text{SO}_3 \rightarrow [\text{IO}_2^+]_2[\text{SO}_4]^{2-}$ (jodil-szulfát).

Egyéb reakciók: $\text{I}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HI}_3\text{O}_8$ ($\text{I}_2\text{O}_5 \cdot \text{HIO}_3$), $\text{HI}_3\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{HIO}_3$,

$\text{HIO}_3 \rightarrow \text{I}_4\text{O}_9 + \text{H}_2\text{O}$, (vízelvonás cc. H_3PO_4 -al) fehér, higroszkópos termék, $\text{I}^{\text{III}}(\text{VO}_3)_3$,

$\text{HIO}_3 \rightarrow \text{I}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (vízelvonás cc. H_2SO_4 -al) citromsárga kristályos, $[\text{IO}^+][\text{IO}_3^-]$.

3.3.1.3. Halogén-oxosavak és ezek sói

Fluor-oxosavak: Fluor EN ≈ 4 , $E^0 = +2,866 \text{ V}$ (mindkettő nagy), csak egy fluor-oxosav ismert.

HOF (hipo-fluoros sav, 1968)

Előállítás, ipari: $\text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HOF} + \text{HF}$ (szilárd N_2 -be fagyasztva),

laboratóriumi: F_2 gáz -40 °C -on jégrétegre, melléktermék: HF, H_2O

Fiz.tul.: világos sárga folyadék, Op = -117 °C / a szilárd fázis fehér.

Reakciók: $\text{HOF} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HF}, \text{O}_2, \text{H}_2\text{O}_2$, (lassan bomlik), $\text{HOF} + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}^{2+}$,

$\text{HOF} + \text{BrO}_3^- \rightarrow \text{BrO}_4^-$, mintha F_2 lenne vízben, $\text{HOF} + \text{F}_2 \rightarrow \text{OF}_2 + \text{HF}$

Sói nem ismertek.

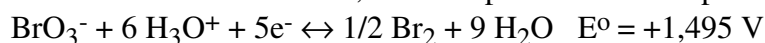
Kovalens származék: $F-O-NO_2$, (Fp. $-50^\circ C$), $KNO_3 + F_2 \rightarrow F-O-NO_2 + KF$.

Klór-, bróm-, jód-oxosavak: általános jellemzés:

Halogén-Oxosav/anion	klór-savak	bróm-savak	jód-savak	Anionok Elnevezése
+1	HOCl*	HOBr*	HOI*	Hipohalogenit
+3	HOClO*	?	-	Halogenit
+5	HOClO ₂ *	HOBrO ₂ *	HOIO ₂	Halogenát
+7	HOClO ₃	HOBrO ₃ *	HOIO ₃ (HO) ₅ IO H ₄ I ₂ O ₇	Perhalogenát

*csak vizes oldatban létezik

Redoxi reakciókba vihetők, a redox-potenciál erősen pH-függő, például:



pH növekedésével E^0 csökken, az oxidáló képesség csökken.

Diszproporció: a) $3 XO^- \leftrightarrow 2 X^- + XO_3^-$, (T > 70°C-on gyors, X=Cl,Br,I)

b) $4 ClO_3^- \leftrightarrow Cl^- + 3 ClO_4^-$, (T ≈ 100°C-on is lassú)

Hipohalogénessavak, hipohalogenitek

Sav előállítása: $X_2 + H_2O \rightarrow HOX + H^+ + X^-$, (egyensúly eltolása: HgO/Ag₂O-val: \underline{AgX} !)

Hipohalogenitek,OX⁻ előállítása: $X_2 + 2 OH^- \rightarrow X^- + OX^- + 2 H_2O$, (hidegen!), vagy

halogén-cserével: $X^- + OCl^- \rightarrow OX^- + Cl^-$, (X= Br/I).

Tulajdonságok: gyenge savak, termikusan bomlanak: $2 HOX \rightarrow 2 H^+ + 2 X^- + O_2$.

HOCl ipari előállítása: $Cl_2O + H_2O \rightarrow 2 HOCl$, (0°C, Cl⁻ mentes módszer)

A HOCl, és az anion OCl⁻ egyaránt erélyes oxidálószer, amit az alábbi táblázatos kimutatás szemléltet.

Kiindulási anyag	HOCl/savas	OCl ⁻ /lúgos
NH ₃	NCl ₃	NH ₂ Cl
Br ⁻	Br ₂	OBr ⁻ /BrO ₃ ⁻
I ⁻	I ₂	OI ⁻ /IO ₃ ⁻
H ₂ O ₂	O ₂	-
NO ₂ ⁻	NO ₃ ⁻	-
S	SO ₄ ²⁻	-
ClO ₂ ⁻	-	ClO ₃ ⁻
CN ⁻	-	OCN ⁻
SO ₃ ²⁻	-	SO ₄ ²⁻
Mn ²⁺	-	MnO ₄ ⁻

HOBr + R-NH₂ → N₂, kvantitatív reakció.

$3 OBr^- + (H_2N)_2CO$ (karbamid) + 2 OH⁻ → N₂ + CO₃²⁻ + 3 Br⁻ + 3 H₂O.

Felhasználás: 1) *Hipó* = NaOCl, LiOCl, *klórmész* = Ca(OCl)₂·CaCl₂·2H₂O
(oxidáló-, fehérítő-, fertőtlenítő-szerek).

2) halogénezés(OI⁻ > OBr⁻ > OCl⁻):

R-COCH₃ + 3 OBr⁻ → RCO₂⁻ + 2 OH⁻ + CHBr₃ (*bromoform-próba*),

- 3) Hidrazin ipari eá: $\text{NH}_3 + \text{NaOCl} \rightarrow \text{N}_2\text{H}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ (víz/zselatin)!!!
 4) α -glikol eá: $\text{HOCl} + \text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{C}(\text{OH})-\text{CH}_2\text{Cl}$ {+ H_2O } \rightarrow
 $\rightarrow \text{H}_2\text{C}(\text{OH})-\text{CH}_2\text{OH} + \text{HCl}$

Termelés: NaOCl 200e t/év, $\text{Ca}(\text{OCl})_2$ 100e t/év, LiOCl 5e t/év

Molekuláris hipokloritok: $\text{Cl}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{ClO}-\text{NO}_2$. $\text{ClO}-\text{SF}_5$ is ismert, stb...

Halogénessavak/Halogenitek ismertek pl.: HOClO és ClO_2^- és sóik.

Tulajdonságok: nagyon instabilak, csak vizes oldatban ismertek – bomlanak.

HClO_2 (klórossav). A Cl oxid. száma = +3

Előállítás: 1) $2 \text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HClO}_2 + \text{HClO}_3$

2) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{ClO}_2)_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ (H_2O_2 redukál)

$\text{Ba}(\text{ClO}_2)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$ (híg) $\rightarrow \text{BaSO}_4 + 2 \text{HClO}_2$, (közepesen erős sav)

bomlás(körülményektől függően): a) $5 \text{HClO}_2 \rightarrow 4 \text{ClO}_2 + \text{Cl}^- + \text{H}^+ + 2 \text{H}_2\text{O}$,

b) $3 \text{HClO}_2 \rightarrow 2 \text{ClO}_3^- + \text{Cl}^- + 3 \text{H}^+$, c) $\text{HClO}_2 \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}^+ + \text{O}_2$,

$\text{M}(\text{ClO}_2)_x$ sók: M: Ag^+ , Pb^{2+} , Hg^+ , Ba^{2+} , Sr^{2+} , Na^+

Előállítás: a) $2 \text{NaOH} + \text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2$ (vagy Na_2O_2) $\rightarrow 2 \text{NaClO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

b) $\text{Ba}^{2+} + \text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba}(\text{ClO}_2)_2 + \text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$

Tulajdonságok: szilárd só, melegítve robban! Legstabilabb a NaClO_2 .

Felhasználás: NaClO_2 : 20e t/év: textil fehérités, ClO_2 előállítás,

füstgázban H_2S , HCN , RSH , R_2S , RCHO oxidálása.

Halogénessavak: HOXO_2 , halogén oxid.szám: +5

HClO_3 (klórsav). Előállítás sójából: $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2 \text{HClO}_3$.

Tulajdonságok: vízben oldódik, 30 tömeg%-ig stabilis, melegítve bomlik, pl.:

$3 \text{HClO}_3 \rightarrow \text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{ClO}_2$, (mellette: Cl_2 , O_2 is képződik).

HBrO_3 (brómsav), a HClO_3 -hoz hasonló, melegítve bomlik $\text{Br}_2 + \text{O}_2$ -re.

HIO_3 (jódsav). Előállítás: $\text{I}_2 + \text{cc. HNO}_3 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Tulajdonságok: vízmentesen is nagyon stabilis, fehér, hevítve: $2 \text{HIO}_3 \rightarrow \text{I}_2\text{O}_5$ (színtelen, szilárd (op.200°C). Vízben: $\text{IO}_3^- + \text{HIO}_3 \leftrightarrow [\text{H}(\text{IO}_3)_2]^-$, (stabilis dimer ($K=41 \text{ mol}^{-1}$)).

Halogenát sók, XO_3^- . Szerkezet: AX_3E , piramis alakú.

XO_3^- Előállítás: a) $3 \text{X}_2 + 6 \text{OH}^- \rightarrow \text{XO}_3^- + 5 \text{X}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$, (forró lúg, diszprop., $\text{X}=\text{Cl}, \text{Br}$),

b) elektrolízis: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$, anódon(+); $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$, a katódon(-)

Keverés hatására: $\text{Cl}_2 + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{OCl}^- + 2 \text{H}_2\text{O}$, $3 \text{OCl}^- \rightarrow \text{ClO}_3^- + 2 \text{Cl}^-$ (diszprop.),

és az anódon(+) oxidáció: $\text{OCl}^- + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ClO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$.

BrO_3^- Előállítás: $\text{Br}^- + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{BrO}_3^- + \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ (OCl^- áthalogénezés).

IO_3^- Előállítás: $\text{I}_2 + \text{NaClO}_3 \rightarrow \text{NaIO}_3 + \text{Cl}_2$, melegen, (IO_3^- termodinamikai szempontból a stabilabb). Sók: $\text{M}^{\text{I}}\text{H}(\text{IO}_3)_2$, sőt $\text{M}^{\text{I}}\text{H}_2(\text{IO}_3)_3$ stb. (-hidrogén-dijodát, -dihidrogén-trijodát).

Tulajdonságok: termikus bomlás: $4 \text{NaClO}_3 \rightarrow \text{NaCl} + 3 \text{NaClO}_4$ (200°C gyorsan!),

$2 \text{NaClO}_3 \rightarrow 2 \text{NaCl} + 3 \text{O}_2$ (MnO_2 katalizátor), $4 \text{NaBr}/\text{IO}_3 \rightarrow 2 \text{Na}_2\text{O} + 2 \text{Br}_2/\text{I}_2 + 5 \text{O}_2$,

$\text{NH}_4\text{XO}_3 \rightarrow \text{HXO}_3 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (robban!).

Redox. reakció (oxid erő: $\text{BrO}_3^- \geq \text{CO}_3^- > \text{IO}_3^-$, erős pH függés), pl.:

$2 \text{BrO}_3^- + 2 \text{Cl}^- + 12 \text{H}^+ \rightarrow \text{Br}_2 + \text{Cl}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

Időzített reakció: autokatalitikus(1885 Landolt):

$\text{IO}_3^- + 3 \text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{I}^- + 3 \text{SO}_4^{2-}$ (iniciálós lépés), $5 \text{I}^- + \text{IO}_3^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{I}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$ (I_2

termelés), keményítő megkékül, $3 \text{I}_2 + 3 \text{SO}_3^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 6 \text{I}^- + 6 \text{H}^+ + 3 \text{SO}_4^{2-}$, (I_2 -ot

fogyasztó folyamat, a kék szín megszűnik.

Oscilláló reakciók, bonyolult kinetika: $\text{HIO}_3 + 5 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 5 \text{O}_2 + \text{I}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$ (I_2 -ot termel),

$\text{I}_2 + 5 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{HIO}_3 + 4 \text{H}_2\text{O}$ (I_2 -ot fogyaszt).

Felhasználás: ClO_2 előállítás: $2 \text{ClO}_3^- + \text{SO}_2 \rightarrow 2 \text{ClO}_2 + \text{SO}_4^{2-}$ (savas közeg), cellulóz fehéritése (nem roncsol), egyéb: MClO_3 és MClO_4 sók előállítása. KClO_3 erős pirotechnikai oxidálószer (nem nedvszívó).

Perhalogénsavak és sóik: Oxid.szám:+7, termikusan nagyon stabilis, nem oxidál, kinetikailag stabilis.

HClO_4 (perklórsav).

Előállítás: $\text{NaClO}_4 + \text{cc.HCl} \rightarrow \text{HClO}_4 + \text{NaCl}$ (sóiból tömény HCl-el desztillálható), $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{HClO}_4 + \text{BaCl}_2$ (203°C-on azeotróp, kénsavról desztillálható, absz. tisztaságú).

Tulajdonságok: színtelen folyadék, gázfázisban HOClO_3 molekula, AX_4 szerkezet.

Vízmentesen ütésre és szerves anyaggal ROBBAN!

Melegítve bomlik: HCl , Cl_2 , Cl_2O , O_2 . Sok hidrátja van,

gyengén vezető: $3 \text{HClO}_4 \leftrightarrow \text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}_4^-$, fémeket (aranyat is) oxidálja.

Oldatban gyenge oxidáló szer (kinetikai gát):

$\text{H}^+ + \text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{S}/\text{SO}_2/\text{HNO}_2/\text{HI} \rightarrow$ "nincs reakció".

Erős sav: $\text{Mg} + 2 \text{HClO}_4 \rightarrow \text{Mg}(\text{ClO}_4)_2 + \text{H}_2$, $\text{Ag}_2\text{O} + 2 \text{HClO}_4 \rightarrow 2 \text{AgClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

Vízben színtelen oldat.

ClO_4^- (perklorátok).

Előállítás: ipari/laboratóriumi: vizes oldatban elektrolízissel, Pt-anód(+): $\text{NaClO}_3 \rightarrow$

NaClO_4 : $\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ClO}_4^- + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$ ($\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ adalék).

Csak laboratóriumban: $\text{KClO}_3 + \text{cc.H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ClO}_2 + \text{KClO}_4$ (veszélyes!),

$\text{ClO}_3^- + \text{O}_3/\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{PbO}_2 \rightarrow \text{ClO}_4^-$,

$\text{NaClO}_4 + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4\text{ClO}_4 + \text{NaCl}$.

Felhasználás: NaClO_4 (30e t/év) + $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4\text{ClO}_4$, $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$ galván elemekben elektrolit, KClO_4 pirotechnikai oxidálószer, NH_4ClO_4 szil. rakéta hajtóanyag:

$\text{NH}_4\text{ClO}_4:\text{Al}_{\text{por}}=7:3$.

HBrO_4 / BrO_4^- (perbrómsav / perbromátok)

Előállítás (1968): $\text{BrO}_3^- + \text{F}_2 + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{BrO}_4^- + 2 \text{F}^- + \text{H}_2\text{O}$ (kb. 20%-ban),

$\text{BrO}_4^- + \text{F}^- + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{AgBrO}_4 + \text{AgF}$ (lecsapás), leoldás kationcserélő gyantán $\rightarrow \text{HBrO}_4$

Tulajdonágok: fehér kristályos por. Sói stabilabbak: pl. KBrO_4 , NH_4BrO_4 , term. bomlás:

$\text{KBrO}_4 \rightarrow \text{KBrO}_3 + 1/2 \text{O}_2$ (270°C).

Oxidáló hatás: HClO_4 -nél erősebb oxidáló szer: reagál I⁻-al, Br⁻-al.

Perjódosavak/perjodátok nagyon stabilisak, több módosulatuk ismert.

Szerkezet: H_5IO_6 (orto-perjódosav), HIO_4 (meta-perjódosav), " H_3IO_5 " \rightarrow $\text{H}_6\text{I}_2\text{O}_{10}$ (mezo-/diperjódosav), $\text{H}_7\text{I}_3\text{O}_{14}$ (tri-perjódosav).

Sók előállítása: I⁻/I₂/IO₃⁻ oxidálása \rightarrow IO₆⁵⁻:

a) Cl_2 -al: $\text{NaIO}_3 + 6 \text{NaOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Na}_5\text{IO}_6 + 3 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{NaCl}$,

b) elektrokémiai úton: $\text{IO}_3^- + 6 \text{OH}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{IO}_6^{5-} + 3 \text{H}_2\text{O}$, anódon(+),

c) NaI oxidálásával lúgos közegben: $\text{NaI} + 2 \text{Na}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_5\text{IO}_6$ (350°C-on)

Egyéb sók előállítása: $\text{Na}_5\text{IO}_6 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_3\text{H}_2\text{IO}_6 + 2 \text{NaOH}$ (hidrolízis);

$5 \text{Ba}(\text{IO}_3)_2 \rightarrow \text{Ba}_5(\text{IO}_6)_2 + 4 \text{I}_2 + 9 \text{O}_2$;

$\text{Na}_3\text{H}_2\text{IO}_6 + \text{K}^+ \rightarrow \text{KIO}_4 + 3 \text{Na}^+ + 2 \text{OH}^-$ ($\text{H}_2\text{O}/\text{HNO}_3$ -ban).

Savak előállítása a sókból történik: $\text{Ba}_5(\text{IO}_6)_2 + 10 \text{H}^+ + 10 \text{NO}_3^- \rightarrow 5 \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{H}_5\text{IO}_6$

Tulajdonságok: Vizes közegben pH növekszik: deprotonál., dimerizál., többféle savanion ismert, fehér, vízdoldható porok.

Hevítés: H_5IO_6 (120°C) $\rightarrow \text{H}_7\text{I}_3\text{O}_{14}$

H_5IO_6 (100°C/vákuumban) $\rightarrow \text{HIO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2\text{O}_7 \cdot \text{I}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{I}_2\text{O}_5 + \text{O}_2$.

Reakció erős savval: $\text{H}_5\text{IO}_6 + \text{H}^+ + \text{ClO}_4^- \rightarrow [\text{I}(\text{OH})_6]^+ \cdot \text{ClO}_4^-$ (fehér só).

Savas közegben oxidál: $5 \text{IO}_6^{5-} + 2 \text{Mn}^{2+} + 14 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{IO}_3^- + 2 \text{MnO}_4^- + 7 \text{H}_2\text{O}$.

Komplex előállítás: pl. $\text{Na}_3\text{K}[\text{H}_3\text{Cu}^{\text{III}}(\text{IO}_6)_2] \cdot 14 \text{H}_2\text{O}$. Ily módon stabilizálható: $\text{Ni}^{4+}/\text{Cu}^{3+}/\text{Ag}^{3+}$.

3.3.1.4 Halogén-oxid-fluoridok és halogénezett oxosavak

Halogén-oxid-fluoridok

E vegyületek szerkezetileg interhalogének oxidjai.

A neutrális molekulák oxidjaiból F^- addícióval, vagy eliminációval levezethetők a kationok, ill. az anionok oxidjai.

Kovalens molekula/kation/anion. A központi atom: Cl,Br,I

Képlet	FCIO	FCIO_2	FCIO_3	F_3CIO	F_3CIO_2	F_5IO
Ox.sz.	+3	+5	+7	+5	+7	+7
Szerk	AX_2E_2	AX_3E	AX_4	AX_4E	AX_5	AX_6
Ion:		+ F^-		+ F^-	- F^-	- F^-
Képlet		F_2CIO_2^-		F_4CIO^-	F_2CIO^+	F_2CIO_2^+
Szerk		AX_4E		AX_5E	AX_3E	AX_4

Előállítás, pl: $\text{Cl}_2\text{O} + 2 \text{F}_2 \rightarrow \text{F}_3\text{CIO} + \text{ClF}$ (NaF/ -78°C)

Reakció: *mint Lewis-bázis:* F^- donor: $\text{F}_3\text{CIO} + \text{AsF}_5 \rightarrow [\text{F}_2\text{CIO}]^+[\text{AsF}_6]^-$,

mint Lewis-sav: F^- akceptor: $\text{F}_3\text{CIO} + \text{CsF} \rightarrow [\text{Cs}]^+[\text{F}_4\text{CIO}]^-$.

Halogénezett oxosavak

FO-ClO_3 / ClO-ClO_3 / BrO-ClO_3 . Szerkezet: F-O-ClO_3 , Cl-O-ClO_3 .

Előállítás: $\text{CsClO}_4 + \text{ClO-SO}_2\text{F} \rightarrow \text{ClO-ClO}_3 + \text{CsSO}_3\text{F}$.