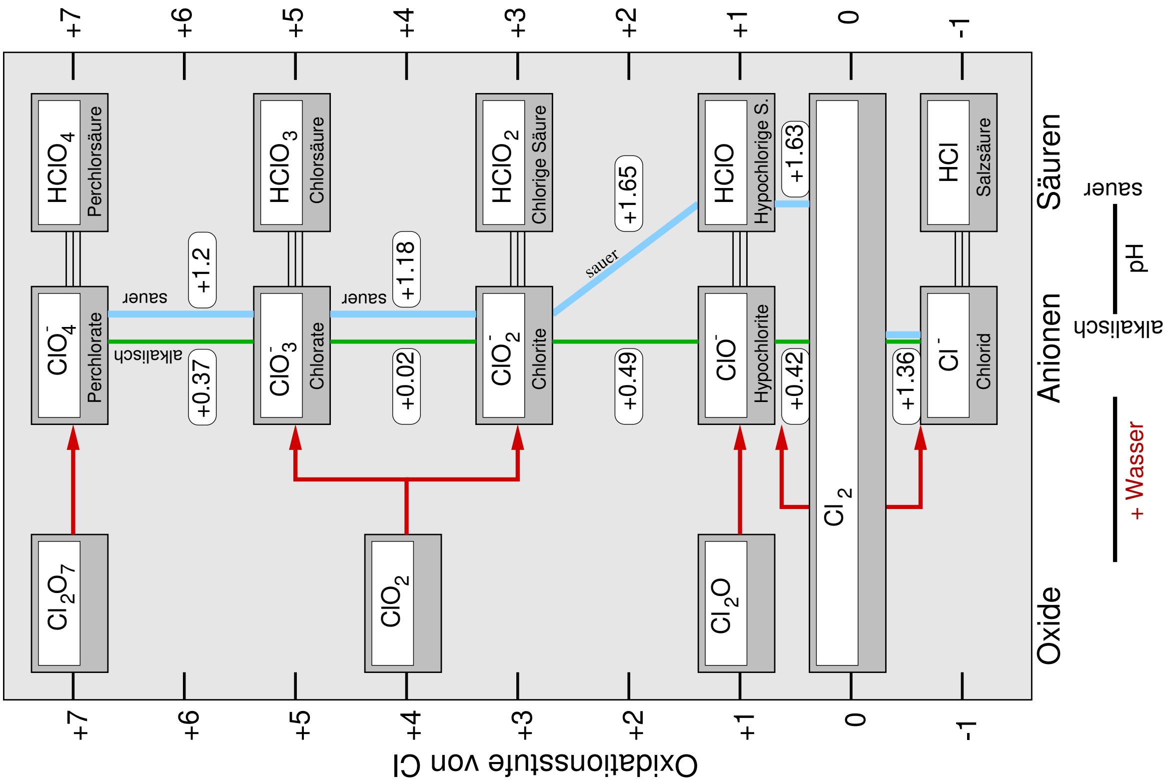
4. Halogene (Forts.)

4.4. Sauerstoffhalogenide – Halogenoxide

(in Klammern die Zersetzungstemperaturen; s: als Festkörper bei tiefen Temperaturen)

Formel	Sauerstofffluoride	Chloroxide		Bromoxide	Iodoxide
X_2O	OF_2 (200 °C) farbloses Gas	Cl_2O (60 °C) gelbbraunes Gas		Br_2O (-40 °C) braun (s)	- -
X_2O_2	O_2F_2 (-95 °C) orangerot (s)	-	-	-	-
X_2O_3	-	Cl_2O_3 (-45 °C) dunkelbraun (s)		Br_2O_3 (-40 °C) orange (s)	-
X_2O_4	O_4F_2 (-185 °C) rotbraun (s)	Cl_2O_4 (0 °C) gelbe Flüssigkeit	ClO_2 (45 °C) gelbrotes Gas	Br_2O_4	I_2O_4 (85 °C) gelber Festk.
$X_2O_{4.5}$	-	-	-	-	I_4O_9
X_2O_5	-	-		Br_2O_5 (-20 °C) farbl. (s)	I_2O_5 (300 °C) farbloser Festk.
X_2O_6	-	Cl_2O_6 rote Flüssigkeit	-		I_2O_6 gelber Festk.
X_2O_7	-	Cl_2O_7 farbl. Flüssigkeit			

4.5. Sauerstoffsäuren



Formel	Bezeichnungen		X=				Darstellung
	Säuren	Salze	F	Cl	Br	I	
HXO	Unterhalogenige S. Halogen(I)-S.	Hypo- halogenite	□	□	□	□	$X_2 + 2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + X^- + HOX$
HXO_2	Halogenige S. Halogen(III)-S.	Halogenite	-	□	(□)	(□)	$2ClO_2 + 2OH^- + H_2O_2 \rightarrow 2ClO_2^- + 2H_2O + O_2$ $BrO^- + ClO^- \Longrightarrow BrO_2^- + Cl^-$
HXO_3	Halogens. Halogen(V)-S.	Halogenate	- -	□	□	□	$3OX^- \rightleftharpoons Cl^- + ClO_3^-$ X=I: $I_2 + 5Cl_2 + 6H_2O \longrightarrow 2HIO_3 + 10HCl$
HXO_4	Perhalogens. Halogen(VII)-S.	Per- halogenate	-	□	□	□	anodische Oxidation von Chloraten: $ClO_3^- + H_2O \rightleftharpoons ClO_4^- + 2H^+ + 2e^-$
H_5IO_6 $H_7I_3O_{14}$ $(HIO_4)_x$	Orthoperiodsäure Triperiodsäure Polyperiodsäure						