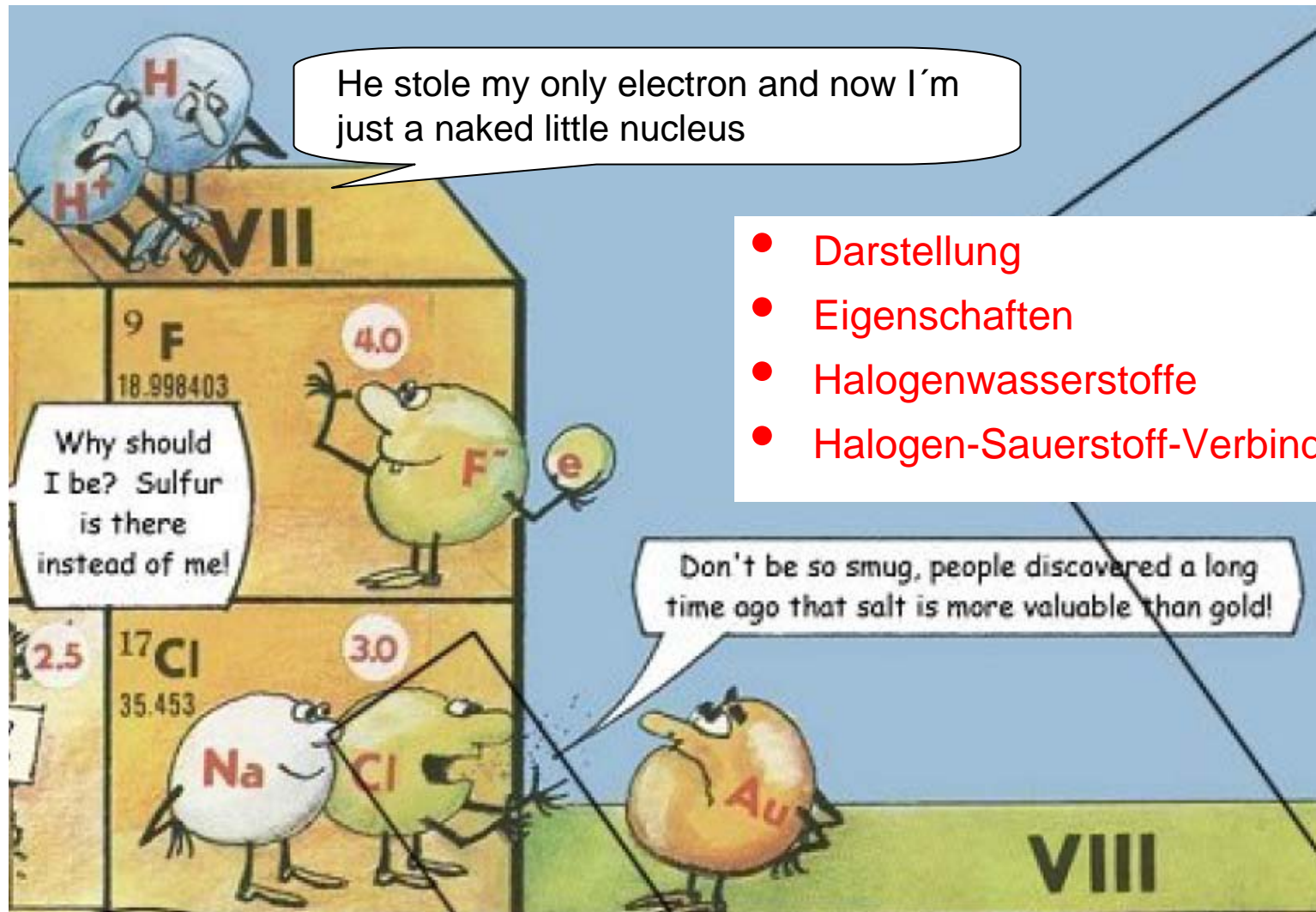




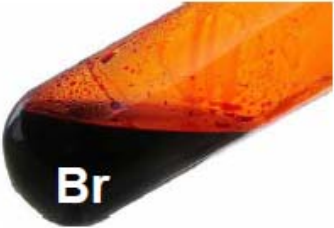


Die Elemente der 7. Hauptgruppe: Halogene

Halogen (griech.) = Salzbildner

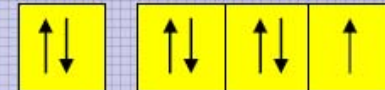


- Darstellung
- Eigenschaften
- Halogenwasserstoffe
- Halogen-Sauerstoff-Verbindungen

Eigenschaften der Elemente

Smp.	-219,6	-101,0	-7,3	113,6	
Sdp.	-187,5	-34,0	58,8	185,2	
°C					
					
	F	Cl	Br	I	At

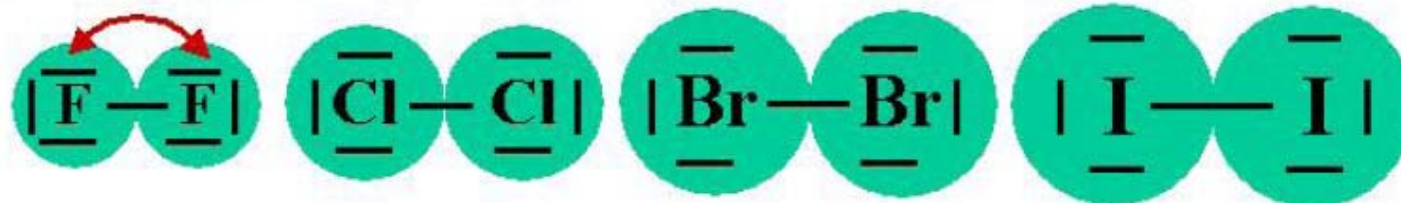
- nichtmetallischer Charakter



- es fehlt 1 Elektronen zur Edelgasschale: $ns^2 np^5$
(E^- , Fluoride, Chloride, Bromide, Iodide),
- bei schwereren Elementen auch Abgabe von Elektronen (z.B. I_3^+),
- mit Metallen werden Salze gebildet, mit Nichtmetallen polare Atombindungen
- alle Halogen treten natürlich nur in Form von Salzen auf (Fluor ist elektronegativstes Element)

Dihalogen-Moleküle

Abstoßung der
freien
Elektronenpaare

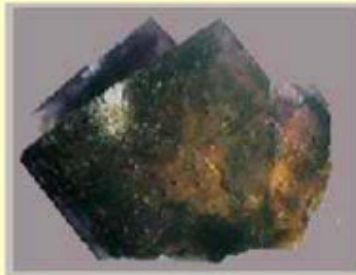


	Fluor	Chlor	Brom	Iod
$r_{\text{X-X}} / \text{pm}$	142	199	228	266
Bindungsenergie / $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	158	243	193	151
1. Ionisierungsenergie / $10^3 \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	1,68	1,25	1,14	1,01
Elektronegativität	4,0	3,2	3,0	2,7
Normalpotential / V	+2,87	+1,36	+1,07	+0,54

Vorkommen: Fluor

»fluere«, lat. fließen

(Flussspat CaF_2 als Flussmittel bei der Verhüttung von Metallen)



Flussspat, CaF_2

Weitere wichtige Mineralien:

Kryolith, Na_3AlF_6

Fluorapatit,

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$

Vorkommen: Chlor

»chloros«, griech. gelbgrün (Davy 1810)



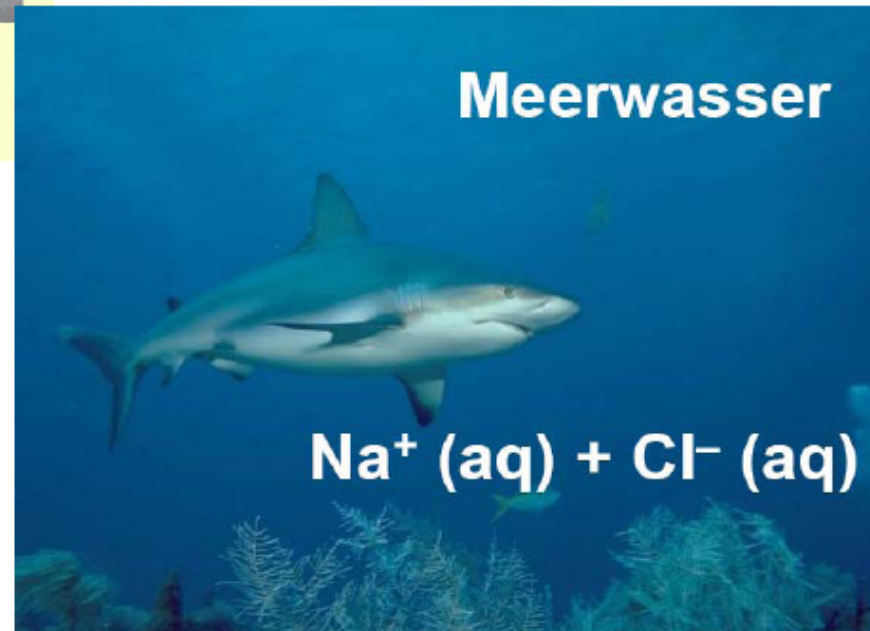
Steinsalz (NaCl)



Sylvin (KCl)



Halit (NaCl)



Vorkommen: Brom und Iod

Brom

»bromos« (griech. »übel riechend«)

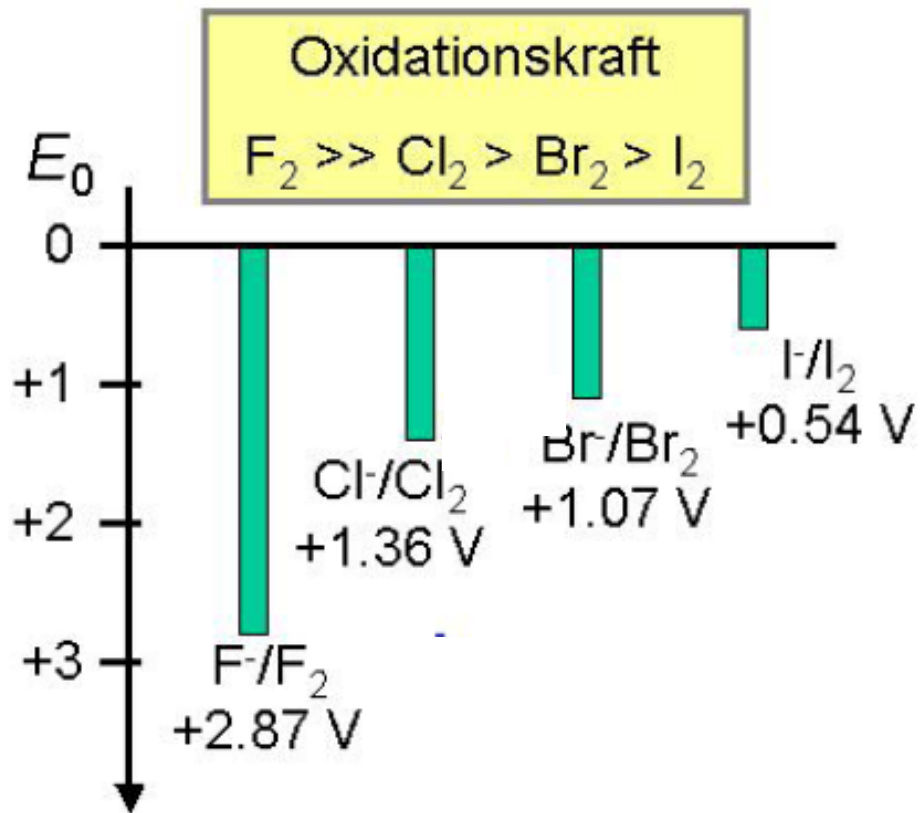
- Vorkommen nur in Form von Bromiden (z. B. AgBr)
- in Solequellen und Salzseen
- im Meerwasser (1 m³ enthält 68 g Brom)

Iod

»ioeides«, griech. violett

- seltenstes Element unter den Halogenen
- in Seen, Mineralwässern, Erdölbohrwässern und im Meerwasser (als Iodid und Iodat)
- als Iodat im Chilesalpeter (NaNO₃)
- in Algen und Schwämmen

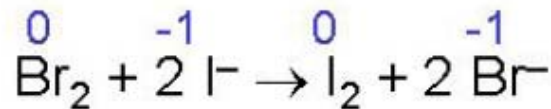
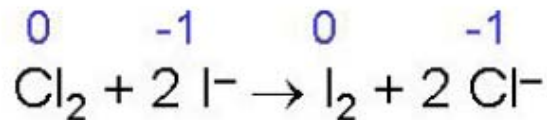
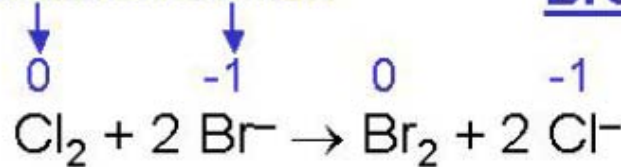
Gewinnung der Elemente



- Halogene kommen wegen ihrer großen Reaktionsfähigkeit in der Natur nicht elementar vor
- Freisetzung aus den Halogeniden durch Oxidation
 $2 X^- \rightarrow X_2 + 2 e^-$
- Es gibt kein Oxidationsmittel, das stark genug ist, Fluoride zu oxidieren
→ Darstellung von F_2 nur elektrochemisch möglich (anodische Oxidation)

Chemische Eigenschaften der Halogene im Vergleich

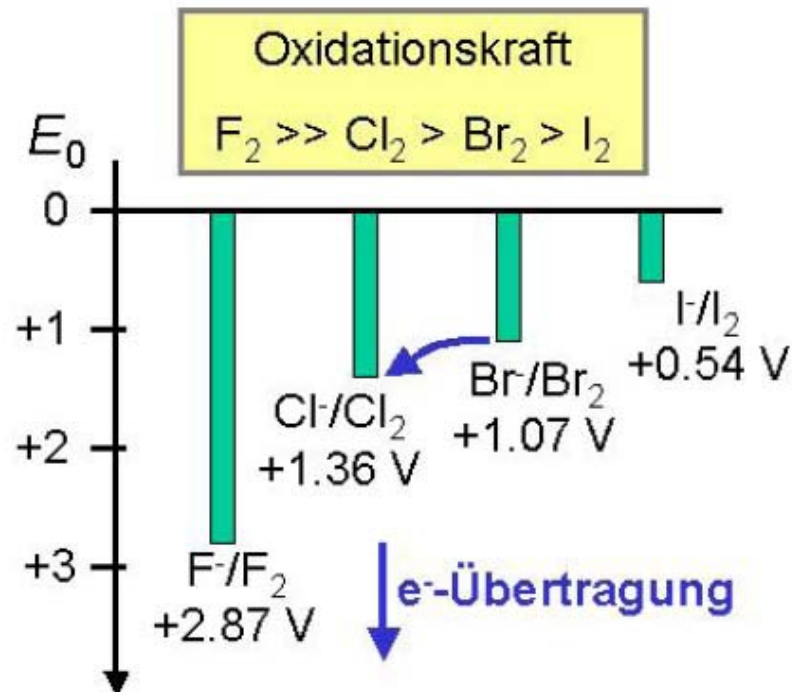
Oxidationszahlen



Brom / Iod

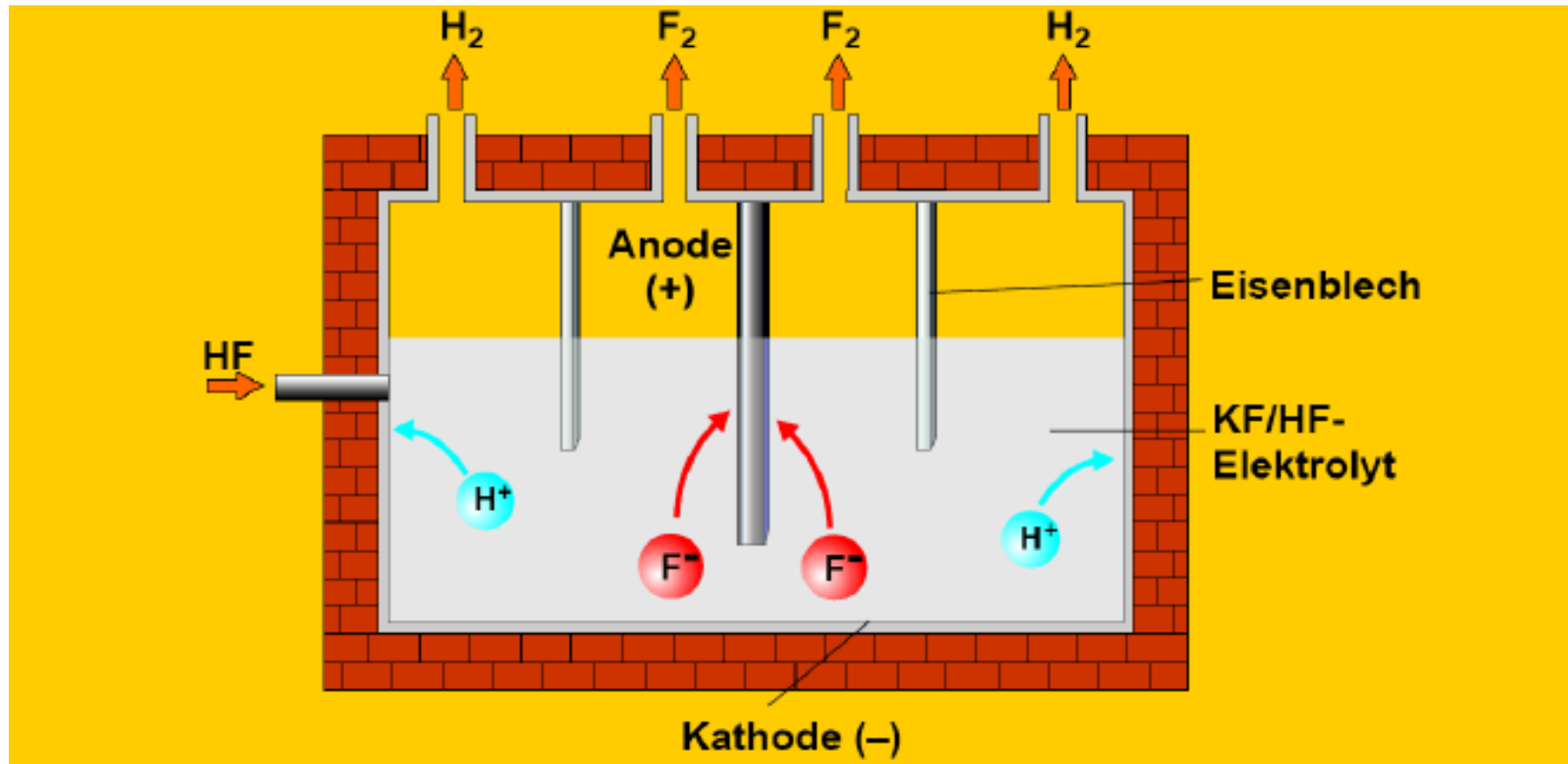
Technische Bromgewinnung
aus Bromiden oder
bromidhaltigen Chloriden

Das leichtere Halogen
setzt das schwerere durch
Oxidation aus seinem
Halogenid frei.



Elektrolyse zur Darstellung von Fluor

1. Schritt: Freisetzung von HF aus Mineralien (z. B. aus CaF_2) mit H_2SO_4
2. Schritt: Elektrolyse einer Lösung von KF in flüssigem wasserfreiem HF



Darstellung der Halogene

Im Labor

- Durch Oxidation der Halogenide mit Braunstein in Säuren

In der Technik

- Chlor fast ausschließlich durch Elektrolyse wässriger NaCl-Lösungen (siehe NaOH-Herstellung)
- Oxidation von HCl mit Sauerstoff an CuCl_2 -Katalysatoren (Deacon-Prozess, heute selten)
- Austreiben von Br_2 aus Bromiden mit Cl_2
- Reduktion von Iodaten mit schwefeliger Säure

Chemische Eigenschaften von Fluor und Chlor

Fluor

- Fluor ist das reaktionsfähigste aller Elemente und das stärkste bekannte Oxidationsmittel ($E^0 = +2,87 \text{ V}$)
- Fluor bildet mit allen Elementen außer He, Ne und Ar Verbindungen aus
- Fluor besitzt eine besonders hohe Affinität zu Wasserstoff

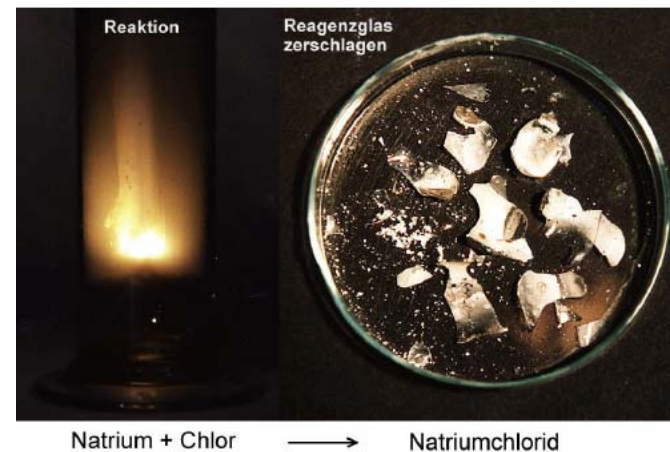
Chlor

- nach Fluor gehört Chlor zu den reaktionsfähigsten Elementen und verbindet sich mit fast allen Elementen unter starker Wärmeentwicklung
 - heftige Reaktion mit vielen Metallen und Nichtmetallen



mit Eisen

mit Natrium

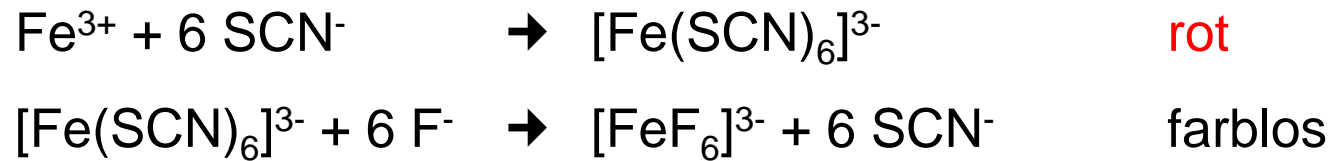


Chemische Eigenschaften von Brom und Iod

- Brom und Iod haben ähnliche Eigenschaften wie Chlor, sind jedoch weniger reaktiv
 - Brom reagiert mit vielen Metallen lebhaft
 $\text{Br}_2 + 2 \text{K} \rightarrow 2 \text{KBr}$
- Brom entzieht Wasserstoffverbindungen den Wasserstoff
 - $\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 \rightarrow 2 \text{HBr} + 1/8 \text{S}_8$
- Iod hat eine geringere Affinität zu Wasserstoff als die anderen Halogenide
 - $2 \text{HI} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{I}_2$ Dissoziationsgleichgewicht
- Iod bildet die farbigen Kationen I_2^+ und I_3^+ mit rauchender Schwefelsäure (enthält gelöstes SO_3)

Nachweis von Fluorid

z. B. in Zahnpaste



oder durch Freisetzung von HF aus Fluoriden mit starken Säuren (Kriechprobe)