

Die Elemente der 7. Hauptgruppe (Halogene)

Fluor (F), Chlor (Cl), Brom (Br), Iod (I), Astat (At)

Halogen (gr.): bedeutet Salzbildner

Den Halogene (7 Valenzelektronen) fehlt jeweils ein Elektron, um die Edelgaskonfiguration des folgenden Edelgases zu erreichen. Ein Halogenatom hat deswegen eine große Tendenz ein Elektron aufzunehmen. Darum wirken Halogene oxidierend und zwar sehr reaktiv. Fluor ist das stärkste elementare Oxidationsmittel. Die Oxidationsfähigkeit nimmt von Fluor nach Iod ab, aber die Säurestärke von HF nach HI zu.

Mit Nichtmetallen bilden die Halogene Moleküle mit einer kovalenten Einfachbindung. Im festen und flüssigen Zustand werden die Moleküle durch van der Waals Kräfte zusammengehalten.

	Farbe	Schmelzpunkt °C	Siedepunkt °C	Elektronegativität
Fluor	bläßgelb	-220	-188	4,0
Chlor	grüngelb	-101	-34	3,2
Brom	Rotbraun(l)	-7	59	3,0
Iod	schwarz(s) violett(g)	114	185	2,7
Astat	schwarz	302	---	2,2

Vorkommen

Element	Verbindungen
Fluor	CaF ₂ (Flußspat), Na ₃ AlF ₆ (Kryolith), Ca ₅ (PO ₄) ₃ F (Fluorapatit)
Chlor	Cl ⁻ (Meerwasser), NaCl (Steinsalz), KCl (Sylvin), KMgCl ₃ * 6 H ₂ O (Carnallit)
Brom	Br ⁻ (Meerwasser)
Iod	I ⁻ (Meerwasser, Tang und Meeresalgen), Ca(IO ₃) ₂ (im Chilesalpeter)

Herstellung

Fluor durch Elektrolyse von HF.

Chlor mit dem Diphagma-, bzw. Membran-Verfahren. Hier wird NaCl in Wasser elektrolysiert. Es entstehen Wasserstoff und Chlor.

Brom: Lösungen, die Bromidionen enthalten, werden mit Chlorgas versetzt. Das Chlor wird reduziert und das entstehende Brom kann mit einem Luftstrom ausgetrieben werden.

Hohe Reaktivität von Fluor

Fluor reagiert sogar mit Edelgasen. Ni, Cu, Stahl und Monel-Legierung (Cu-Ni) werden nur oberflächlich angegriffen, so dass Fluor in Flaschen, die aus solchen Legierungen bestehen, aufbewahrt werden kann. Fluorwasserstoff oder Fluor mit Wasser greifen Glas an.

Verbindungen mit Wasserstoff

Jeder Halogenwasserstoff kann durch direkten Kontakt von Wasserstoff mit dem entsprechenden Halogen dargestellt werden. Die Reaktion mit Chlor muss photochemisch oder durch Erwärmen gestartet werden und ist stark exotherm; Gemische von Chlorgas und Wasserstoff sind explosiv. Brom reagiert weniger heftig und im Falle des Iod läuft die Reaktion nicht vollständig ab.

Die Halogenwasserstoffe sind bei Raumtemperatur farblose Gase. Die Siedepunkte von HCl (-85°C), HBr (-67°C) und HI (-35°C) liegen erheblich niedriger als der von HF (+19,5°C). Ursache für letzteres sind relativ starke Wasserstoffbrücken im flüssigen HF. Alle Halogenwasserstoffe sind sehr gut wasserlöslich. Die Lösungen heißen: Flusssäure, Salzsäure, Bromwasserstoffsäure und Iodwasserstoffsäure.

Beim Einatmen von Halogenwasserstoffen werden die Schleimhäute angegriffen. Ebenso wirken ihre wässrigen Lösungen ätzend auf Zellgewebe. Insbesondere Flusssäure verursacht schmerzhaft und schlecht heilende Verletzungen auf der Haut.

Flusssäure und **Fluorwasserstoff (HF)** haben die bemerkenswerte Eigenschaft, Quarz (SiO₂) und Glas, das aus Quarz hergestellt wird, anzugreifen (zu lösen). Die Reaktion dient zum Ätzen von Glas. Flusssäure kann deshalb nicht in Glasflaschen aufbewahrt werden (Kunststoffflaschen).



Hydrogenchlorid (HCl) Darstellung durch Versetzen von Natriumchlorid mit Schwefelsäure.

Technisch wird HCl meistens als Abfallprodukt bei der Chlorierung von Kohlenwasserstoffen gewonnen.

Die Lösung in Wasser ist Salzsäure. Es ist eine starke nichtoxidierende Säure, die nur unedle aber keine edlen Metalle löst.

Sauerstoffsäuren:

Hypochlorige Säure

entsteht durch Einleiten von Chlor in Wasser: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HOCl}$ (In HOCl hat das Chlor die Oxidationszahl +I)

Die Salze heißen Hypochlorite. Wenn man Hypochlorit und Salzsäure zusammenbringt, reagieren diese zu Wasser und Chlor. Das Chlor entweicht. Dieses Problem tritt auf, wenn man gleichzeitig verschiedene Toilettenreiniger benutzt, da chlorhaltige Mittel Hypochlorit enthalten und andere wieder Säure.

Hypochlorit dient zur Desinfektion von Wasser in Schwimmbädern, von Abwässern und von Fäkalien. Es wurde früher zum Bleichen von Textilien und Papier eingesetzt.

Halogensäuren

Bei den Halogensäuren (HXO_3) sind fast nur die Salze (Halogenate) interessant. Alle drei Halogensäuren sind starke Säuren. Sowohl die Säuren als auch die Halogenate sind starke Oxidationsmittel. Gemische von Chloraten mit leicht oxidierbaren Stoffen sind explosiv. Kaliumchlorat ist neben Schwefel oder Antimonsulfid und einem Bindemittel ein Bestandteil in Streichholzköpfen. Feste Chlorate zersetzen sich beim Erhitzen. Bei hohen Temperaturen, insbesondere bei Anwesenheit eines Katalysators wie MnO_2 , spalten sie Sauerstoff ab.

Perchlorsäure (HClO_4) (Cl hat die Oxidationszahl +VII) ist eine Flüssigkeit. Sie gehört zu den stärksten bekannten Säuren und ist ein starkes Oxidationsmittel. Allerdings reagiert sie und manche Salze (Perchlorate) schon auf Erschütterungen explosionsartig.

Halogenverbindungen mit anderen Elementen

Im Einklang mit der Elektronegativität nimmt der ionische Charakter in der Reihenfolge Fluorid > Chlorid > Bromid > Iodid ab. Die Aluminiumhalogenide bieten hierfür ein Beispiel. Aluminiumfluorid ist aus Ionen aufgebaut. Im Aluminiumchlorid sind erhebliche kovalente Bindungsanteile vorhanden. Aluminiumbromid und -iodid bestehen aus Molekülen (100% kovalent).

Verwendung der Halogene

Gasförmige Halogene reizen stark die Schleimhäute und können über einen langen Zeitraum des Einatmens sogar tödlich wirken. Sie töten Mikroorganismen und können so zur Desinfektion eingesetzt werden. Chlor im Trinkwasser oder Iod bei Wunden.

Fluor: Synthetischer (Na_3AlF_6) wird für die elektrolytische Gewinnung von Aluminium benötigt.

Fluorierte Kohlenwasserstoffe sind unter Normbedingungen sehr reaktionsträge und wurden deswegen häufig als Kühlmittel in Kühlgeräten und als Treibmittel in Spraydosen verwendet. Später erkannte man die schädlichen Auswirkungen dieser Gase auf die Ozonschicht der Erde.

Fluoride werden der Zahnpasta und dem Trinkwasser zugefügt.

Chlor: Organische Chlorverbindungen: Kunststoffe, Pflanzenschutzmittel, Lösungsmittel, Medikamente, Farbstoffe oder Kühlmittel. Auch diese Verbindungen bringen Probleme in der Entsorgung mit sich. Bei der Verbrennung derartiger Produkte entsteht bei bestimmten Temperaturen das hochgiftige Dioxin (Seveso-Gift).

Brom: Ein Großteil des Broms wird zur Herstellung von Flammenschutzmitteln benötigt. Für die Gewinnung von Schädlingsbekämpfungsmitteln und bestimmte Arzneimitteln wird das Element ebenfalls verwendet.

Iod: Iod und seine Verbindungen spielen im Alltag eine wesentlich geringere Rolle als die übrigen Halogene. Zu den Anwendungen gehört die Herstellung pharmazeutischer Produkte, Farbstoffe und Silberiodid für photographische Zwecke.

Astat: Dieses Element ist radioaktiv und wurde erst 1940 entdeckt. Es soll weltweit nur in einer Gesamtmenge von ca. 25 Gramm vorkommen. Damit ist es wahrscheinlich noch vor dem Element Francium, dessen Vorkommen in der Erdkruste auf etwa 30 Gramm geschätzt wird, das seltenste natürliche Element auf der Erde.