

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [17 Halogene]

Begriffe



Die Elemente der 7. Hauptgruppe, die Halogene (= Salzbildner)

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

Charakteristisch:

Die ersten beiden Glieder dieser Hauptgruppe, das Fluor und das Chlor sind farblose bzw. gelbgrüne **Gase**, Brom braun und **flüssig**, Iod (grauschwarz) ist ein **Feststoff**. Die Siedetemperaturen nehmen vom Fluor bis hin zum Iod zu.

Die Halogenatome besitzen **7 Valenzelektronen**. Es fehlt ihnen somit ein Elektron, um die Edelgaskonfiguration des folgenden Edelgases im Periodensystem zu erreichen. Sie sind deshalb sehr **reaktionsfähig**. Von diesen Elementen ist das Fluor das reaktivste. Seine Atome werden bei der Reaktion mit Metallen dabei reduziert (sie nehmen **Elektronen auf**), während die Metalle selbst oxidiert werden (deren Atome geben Elektronen ab). Fluor ist das stärkste Oxidationsmittel. Die oxidierende Kraft nimmt vom Fluor zum Iod hin **ab**.

Mit Nichtmetallen bilden die Halogene Moleküle mit einer Elektronenpaar-Einfachbindung. Im festen und flüssigen Zustand werden die **Moleküle** durch van der Waals Kräfte zusammengehalten. Eine sehr wichtige Nichtmetallverbindung der Halogene ist die Säure HCl. Die Stärke der Säuren wird von HF zu HI **größer**.

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**.

Vorkommen

Da die Halogene so reaktiv sind, kommen sie nicht elementar in der Erdkruste vor. Hauptsächlich findet man

Fluor in den Verbindungen CaF_2 (*Flußspat*), Na_3AlF_6 (*Kryolith*), $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ (*Fluorapatit*),

Chlor als Ion Cl^- (**Meerwasser**), oder in den Verbindungen NaCl (Steinsalz), KCl (Sylvin), $\text{KMgCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ (Carnallit),

Brom als Bromidion Br^- (Meerwasser) und

Iod als Ion I^- (Meerwasser, Tang und **Meeresalgen**), sowie in der Verbindungen $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$ (im Chilesalpeter NaNO_3).

7 Valenzelektronen	☒
ab	☒
Bleichen	☒
Brom	☒
Chlor	☒
direkten Kontakt	☒
elektrolysiert	☒
Elektronen auf	☒
Erschütterungen	☒
explosiv	☒
explosiv	☒
Feststoff	☒
Flammschutzmitteln	☒
Fluor	☒
flüssig	☒
Gase	☒
Gewinnung	☒
gleichzeitig verschiedene	☒
größer	☒
Hypochlorite	☒
Iod	☒
Kühlmittel	☒
Legierungen	☒
Meeresalgen	☒
Meerwasser	☒
Moleküle	☒
NaCl	☒
reaktionsfähig	☒
	☒

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.

Spezielle Eigenschaften:

Hohe Reaktivität von Fluor

Fluor reagiert sogar mit Edelgasen. Ni, Cu, Stahl und eine 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

Jede Halogenwasserstoffverbindung kann durch **direkten Kontakt** von Wasserstoff mit dem entsprechenden Halogen dargestellt werden.

Die stark exotherme Reaktion mit Chlor muss fotochemisch oder durch Erwärmen gestartet werden. Gemische von Chlorgas und Wasserstoff sind **explosiv** (Chlorknallgas).

Brom reagiert weniger heftig und im Fall von Iod läuft die Reaktion nicht vollständig ab.

Die Halogenwasserstoffe sind bei Raumtemperatur farblose Gase. Die Siedetemperaturen von HCl (-85°C), HBr (-67°C) und HI (-35°C) liegen erheblich niedriger als die von HF (+19,5°C).

Ursache für die Siedetemperatur von HF sind die relativ starken **Wasserstoffbrücken** im flüssigen HF. Alle Halogenwasserstoffe sind sehr gut wasserlöslich. Die Lösungen heißen: Flusssäure, Salzsäure, Bromwasserstoffsäure und Iodwasserstoffsäure.

Auch beim Einatmen von Halogenwasserstoffen werden die Schleimhäute angegriffen. Ebenso wirken ihre wässrigen Lösungen ätzend auf Zellgewebe. Insbesondere Flusssäure verursacht schmerzhafte 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. (Man verwendet zur Aufbewahrung 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 der Halogene:

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

Salzsäure

schlecht heilende	X
schädlichen	X
seltenste natürliche	X
Seveso-Gift	X
Streichholzköpfen	X
Trinkwasser	X
tödlich	X
Wasserstoffbrücken	X
Wunden	X
Zahnpasta	X
Ätzen von Glas	X

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

Die Salze dieser Säure 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 Salzsäure.

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 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

Fluor

Synthetischer Kryolith (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 **Flammschutzmitteln** benötigt. Für die Gewinnung von Schädlingsbekämpfungsmitteln und bestimmten 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 fotografische 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.