

## Familie der Halogene.

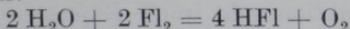
Diese Familie umfaßt die aktivsten Metalloide; mit der Zunahme des Atomgewichts nimmt ihre Reaktionsfähigkeit ab. Ihre Valenz den Metallen gegenüber ist gleich eins. In ihren Verbindungen mit Sauerstoff steigt sie bis auf 7.

### Fluor $\text{Fl}_2$ .

Atomgewicht 18,89. Molekulargewicht 37,78.

119. Das Fluor ist ein im Mineralreich ziemlich häufig vorkommendes Element, besonders als Fluorcalcium  $\text{CaFl}_2$  (Flußspat, Fluorit) und als Doppelsalz von Fluoraluminium und Fluornatrium  $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaFl}$  (Kryolith). In kleinen Mengen kommt es im Organismus vor, als Fluorcalcium im Zahnschmelz und in den Knochen.

Seine Darstellung ist außerordentlich schwierig; das dabei verwendete Material darf auch nicht die geringste Spur von Feuchtigkeit enthalten, denn Fluor zersetzt Wasser bei gewöhnlicher Temperatur.



Dabei wird ein Teil des Sauerstoffs als Ozon frei (vgl. 84). Außerdem werden alle siliciumhaltigen Verbindungen (Glas, Ton, Porzellan) angegriffen und schnell zerstört. Ebenso alle organischen Stoffe. Die einzigen der Einwirkung des Fluors gegenüber widerstandsfähigen Körper sind Gold und Platin.

Da das Fluor das reaktionsfähigste aller Elemente ist, kann man es nicht durch Umsetzung darstellen. Es wurde 1886 von Moissan frei dargestellt, der eine Lösung von Fluorkalium in Fluorwasserstoff elektrolysierte.

Der Versuch wird in einer U-förmigen Platinröhre vorgenommen (Fig. 18), die mit Stopfen aus Fluorcalcium verschlossen ist, durch

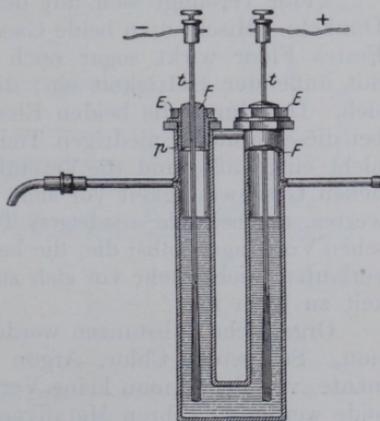
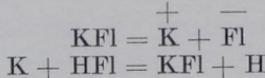


Fig. 18.

die die Elektroden aus Platiniridium hindurchgehen. Zwei seitliche Röhren gestatten, die Produkte der Elektrolyse aufzufangen. Der Apparat wird auf  $-50^{\circ}$  abgekühlt. Am positiven Pol gewinnt man Fluor, am negativen Wasserstoff. Dieser entsteht durch die Einwirkung des Kaliums auf den Fluorwasserstoff.



120. Das Fluor ist ein blaßgelbes Gas von sehr stechem Geruch. Für die Atmungsorgane ist es sehr gefährlich. Bei  $-187^{\circ}$  verflüssigt es sich zu einer gelben Flüssigkeit, die bei  $-223^{\circ}$  zu einer gelben kristallinen Masse erstarrt und nach einiger Zeit farblos wird.

Es ist das reaktionsfähigste aller Elemente. Wasser zersetzt es bei gewöhnlicher Temperatur. Alle Metalle mit Ausnahme von Gold und Platin werden in Berührung mit Fluor schon bei gewöhnlicher Temperatur in Fluorverbindungen verwandelt. Der aus Fluorverbindungen gebildete Überzug kann die tieferen Schichten des Metalls vor einem weiteren Angriff schützen. So vor allem bei dem Kupfer. So hat man auch die Platinröhren des oben beschriebenen Apparates durch eine kupferne ersetzen können, dessen Angreifbarkeit durch das Fluor bald aufhört.

Kohlenruß wird in der Kälte in Fluorkohlenstoff  $\text{CF}_4$  verwandelt. Der Vorgang geht unter Erglühen vor sich.

Zum Silicium besitzt das Fluor eine besonders große Verwandtschaft; es greift alle Behälter an, die solches enthalten, unter Bildung von Fluorsilicium  $\text{SiFl}_4$ . Das findet aber nicht mehr statt, wenn Fluorwasserstoff, Wasser oder organische Substanzen vollständig fehlen.

Fluor vereinigt sich mit dem Wasserstoff in der Kälte schon im Dunkeln. Mischt man beide Gase, so erfolgt eine sehr heftige Explosion. Festes Fluor wirkt sogar noch auf flüssigen Wasserstoff bei  $-252^{\circ}$  mit äußerster Heftigkeit ein; die Reaktion geht unter Explosion vor sich. Das durch die beiden Elemente gebildete System hat also selbst bei dieser abnorm niedrigen Temperatur seine Reaktionsfähigkeit noch nicht eingebüßt, und die Vereinigung geht noch mit einer sehr erheblichen Geschwindigkeit vor sich. Diese Tatsache ist um so bemerkenswerter, als bei sehr niedrigen Temperaturen die Mehrzahl der chemischen Vorgänge, selbst die, die bei gewöhnlicher Temperatur sehr schnell verlaufen, nicht mehr vor sich zu gehen scheinen, da ihre Geschwindigkeit zu klein ist.

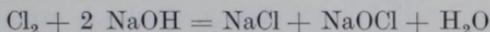
Organische Substanzen werden von Fluor zerstört, oft unter Explosion. Sauerstoff, Chlor, Argon und Stickstoff sind die einzigen Elemente, von denen man keine Verbindung mit Fluor kennt. Alle Metalloide werden aus ihren Metallverbindungen durch das Fluor verdrängt, sehr oft unter Licht- und Wärmeentwicklung.

## Chlor $\text{Cl}_2$ .

Atomgewicht 35,18. Molekulargewicht 70,36.

121. Chlor kommt in der Natur in Form von Verbindungen vor, deren wichtigste Chlornatrium, Chlorkalium und Chlormagnesium sind. In der Industrie wird Chlor dargestellt:

1. Durch Elektrolyse einer Chlornatriumlösung  $\text{NaCl}$ . Chlor entwickelt sich am positiven Pol; am negativen wirkt das freigewordene Natrium auf Wasser ein, um Natriumhydroxyd und Wasserstoff zu geben. Natriumhydroxyd löst sich auf und verbreitet sich in der Flüssigkeit. Wenn sie mit dem positiven Pol in Berührung käme, würde es zur Bildung von Natriumchlorid und Hypochlorit führen.



Man kann diesen nachteiligen Umstand dadurch vermeiden, daß man die elektrolytische Kammer durch eine poröse Zwischenwand in 2 Abteilungen zerlegt, und so die Diffusion des Natriums in die anodische Abteilung verhindert (Fig. 19). Die Elektroden bestehen aus Retortenkohle oder besser aus Platiniridium.

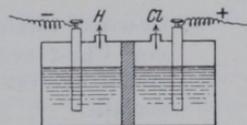


Fig. 19.

Die Verwendung poröser Zwischenwände bringt schwere Nachteile mit sich. Sie vermehren den Leitungswiderstand sehr wesentlich und zersetzen sich außerordentlich schnell.

Von den Versuchen, die zur Vermeidung dieses Übelstandes vorgeschlagen sind, sei der von Kastner-Solvay beschrieben. Die elektrolytische Zelle (Fig. 20) ist durch eine undurchdringliche Scheidewand abgeteilt, die den Boden nicht berührt. Dieser ist mit so viel Quecksilber bedeckt, daß die Verbindung zwischen den beiden Abteilungen unterbrochen ist. Das Quecksilber spielt die Rolle einer zwei-poligen Elektrode. In der anodischen Abteilung ist es der negative Pol, dagegen der positive im kathodischen Raum.

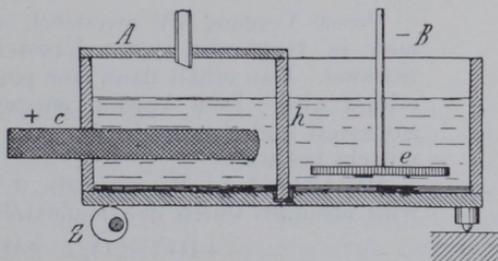


Fig. 20.

An der Anode entwickelt sich Chlor, während das Natrium von Quecksilber unter Amalgambildung aufgenommen wird. An der Kathode entsteht Wasserstoff und Natriumhydroxyd; das Chlor wandert zum Quecksilber, findet dort das Natriumamalgam vor, mit dem es sich verbindet, um wieder Chlornatrium

und Quecksilber zu bilden. Eine dem Apparat mitgeteilte regelmäßige Bewegung führt eine gleichmäßige Mischung des Amalgams mit dem Quecksilber herbei, sowie ein ebensolches Hinüberströmen in den Kathodenraum. Das Chlor entweicht durch die Öffnung O.

Ein drittes Verfahren ist das als „Glockenverfahren“ (Fig. 21) bezeichnete, wobei die Salzlösung durch die Röhre e in die elektro-

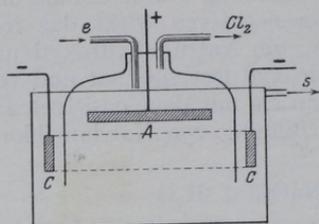


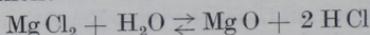
Fig. 21.

lytische Zelle einfließt und durch s ausfließt, nachdem sie der Elektrolyse unterzogen ist. Die Anode A ist in eine Glocke versenkt, deren untere Öffnung sich etwas unterhalb der Kathode C befindet. Die gebildete Natronlauge ist dichter als die Salzlösung. Dadurch wie durch die Bewegung der Flüssigkeit nach s hin wird die Diffusion der Lauge zur Anode verhindert.

2. Gewisse Chloride werden durch Sauerstoff unter Freiwerden von Chlor zersetzt. So das Magnesiumchlorid, das, im Luftstrom erhitzt, unter Abgabe von Chlor in Magnesiumoxyd zerfällt.

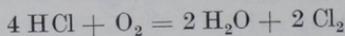


Für diese Darstellung braucht man das wasserhaltige Magnesiumchlorid  $\text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ , ein Abfallprodukt der Staßfurter Industrie. Nach dem Trocknen würde dies Salz nach der Gleichung zerfallen:



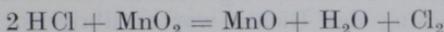
Dieser Vorgang ist reversibel, was man verhindert, indem man in Gegenwart eines Überschusses von Magnesiumoxyd trocknet. Man erhält dann eine poröse Masse, die im Luftstrom erhitzt wird. Dem Apparat entweicht ein Gemisch von Chlor, Stickstoff und Sauerstoff, das man zur Herstellung von Bleichmitteln benutzt.

Das Chlorid des Wasserstoffs, d. h. die Chlorwasserstoffsäure wird ebenfalls durch den Sauerstoff oxydiert.



Diese Reaktion ist reversibel. Um die Bedingungen für das Gewinnen des Chlors günstig zu gestalten, läßt man ein Gemisch von Luft und Chlorwasserstoff durch eine auf 3 bis 400° erhitzte Röhre streichen, in der sich mit Kupferchlorid getränkte poröse Ziegel befinden, die als positive Katalysatoren dienen. Die Luft muß in großem Überschuß vorhanden sein (Deacon-Verfahren). Das so gewonnene Chlor ist mit einem großen Anteil von Stickstoff und überschüssigem Sauerstoff gemischt (etwa 8–10% Chlor), ebenso wie mit nicht oxydiertem Chlorwasserstoff. Diesen absorbiert man durch Wasser.

Man kann den Chlorwasserstoff auch durch Mangandioxyd oxydieren. Dies Verfahren liefert reines Chlor; man benutzt es in den Laboratorien.



MnO ist eine Basis, die sich noch einmal mit 2 Molekülen Säure umsetzt unter Bildung von Manganchlorid und Wasser.



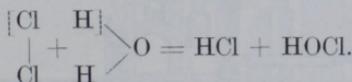
Die Darstellung wird so ausgeführt, daß man eine konzentrierte Salzsäurelösung mit Mangandioxyd erhitzt. Die Säure reagiert nicht mehr bei einer Konzentration unter 8%.

**122.** Das Chlor ist ein grünlichgelbes Gas von erstickendem Geruch, das auf die Atmungsorgane eine sehr verhängnisvolle Wirkung ausübt. Seine Dichte beträgt 2,49. Es verflüssigt sich leicht zu einer gelben bei  $-33,6^\circ$  siedenden Flüssigkeit. Es ist ein in Wasser nicht sehr lösliches Gas, die Lösung enthält 3 Volumina Chlorgas auf 1 Volumen Wasser. Unter  $8^\circ$  bildet es mit dem Wasser eine Additions-Verbindung  $\text{Cl}_2 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ , die bei gewöhnlicher Temperatur leicht zerfällt, bei  $8^\circ$  Kristalle bildet.

Chlor verbindet sich direkt mit den meisten Elementen, mit Ausnahme von Sauerstoff, Stickstoff und den Edelgasen, Fluor, Kohlenstoff und Platin. In der Kälte und Dunkelheit verbindet es sich nicht mit Wasserstoff; hingegen unter Explosion bei der Einwirkung der Sonnenstrahlen.

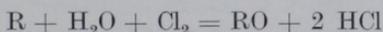
Die wässrige Auflösung des Chlors (Chlorwasser) ist nicht haltbar.

Wasser wird durch Chlor allmählich zersetzt; dabei wird Energie frei. Der Sauerstoff entweicht aber nicht, es entsteht unterchlorige Säure.



Die Bildung der unterchlorigen Säure ist endothermisch und erfordert einen Teil der Energie, die bei der Entstehung der Chlorwasserstoffsäure frei wurde. Die unterchlorige Säure geht schließlich in Chlorsäure  $\text{HClO}_3$  über. In der Rotglut zersetzt Chlor das Wasser unter Bildung von freiem Sauerstoff; der Vorgang ist das Gegenstück des Deacon-Verfahrens; er ist reversibel und unvollständig (vgl. später).

**123.** Wasser wird von Chlor leicht zersetzt bei Gegenwart eines reduzierenden Körpers, der den Sauerstoff bindet.



Man nützt bei dieser Reaktion die Oxydationsenergie des reduzierenden Körpers aus, und dieser wird um so leichter oxydiert, da der Sauerstoff ihm im Entstehungszustand dargeboten wird; daher ist das feuchte Chlor ein besseres Oxydationsmittel als der atmosphärische Sauerstoff. Chlor ist ein indirektes Oxydationsmittel, denn es oxydiert durch den Sauerstoff des Wassers.

Bei sehr hoher Temperatur ( $1400^{\circ}$ ) zerfällt das Chlormolekül in einzelne Atome; da jedes von diesen denselben Raum einnimmt wie das ursprüngliche Molekül, folgt daraus eine Verringerung der Dichte; diese Veränderung der Dichte war es übrigens, die den Schluß auf einen teilweisen Zerfall der Chlormoleküle gestattete.

Chlor wird in den Laboratorien vielfach benutzt; die Industrie benutzt große Mengen bei der Darstellung der Bleichsalze, außerdem braucht man Chlor als bakterizides Mittel (in wässriger Lösung) und als Desinfiziens.

Chlor wurde 1774 von Scheele isoliert, Gay-Lussac, Thénard und Davy wiesen nach, daß es ein Element sei.

### Brom $\text{Br}_2$ .

Atomgewicht 79,34. Molekulargewicht 158,68.

124. Das Brom ist in der Natur weit verbreitet, allerdings in geringerer Menge als das Chlor. Meereswasser enthält 60 g, das des Toten

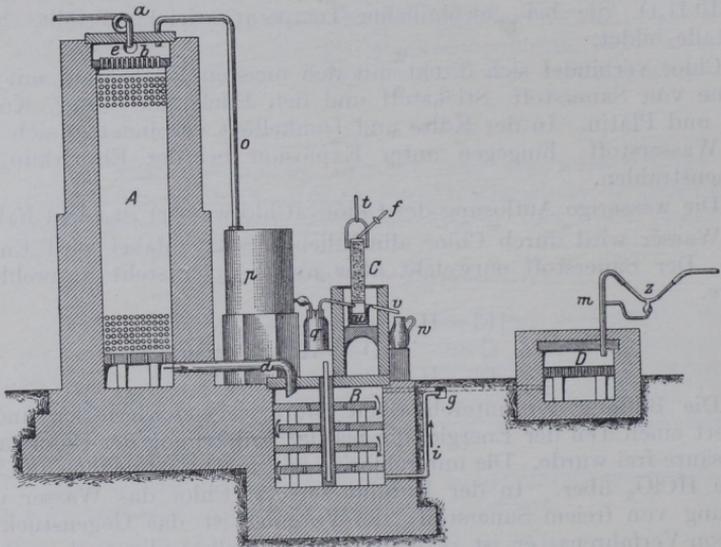


Fig. 22.

Meeres 4 kg Brom im Kubikmeter in Form von Bromkalium und Brommagnesium.

Verdunstet man Seewasser (Salzteiche), so kristallisiert zuerst Seesalz aus, in der Mutterlauge (die Lösung, in der die Kristalle entstanden sind) findet man die Bromverbindungen, die in geringerer Menge vorhanden sind und daher leichter in Lösung bleiben. Aus diesen Mutterlauen scheidet man Brom ab.

In der Natur hat die Eindunstung ehemaliger Meere Anlaß zu einem gleichen Vorgang gegeben. Das zuerst auskristallisierende Koch-

salz hat sich abgeschieden, während löslichere, aber nicht so häufig vorkommende Verbindungen sich in der Mutterlauge anreicherten und in den Ablagerungen finden, deren Bildung zuletzt vor sich ging. Diese Ablagerungen werden zur Gewinnung des Broms verarbeitet. Das Tote Meer ist ein Salzsee, in dem die Verdunstung schon zur Kristallisation eines großen Teiles des Chlornatriums geführt hat, daher ist die Konzentration der Bromverbindungen sehr hoch.

Man scheidet das Brom aus der Mutterlauge der Salinen ab, indem man Chlor darauf einwirken läßt. Die Mutterlauge fallen kaskadenförmig in einem Turm A (Fig. 22) hinab, der innen mit Silikaten ausgekleidet ist, und werden in einem Behälter B aufgesammelt. Chlor wird in D entwickelt und zugleich mit Wasserdämpfen zugeleitet; es tritt in den Behälter B, geht durch den Turm A hindurch und entweicht bei a<sup>1</sup>). Das in Dampfform durch den Wasserdampf mitgeführte Brom entweicht durch Rohr o, wird in p kondensiert und in q aufgefangen. Eine mit Eisendrehspänen gefüllte Röhre C hält die nicht kondensierten Bromdämpfe zurück.



**125.** Brom ist eine stahlglänzende rote Flüssigkeit von hoher Dichte (3,187 bei 0°), die schon bei gewöhnlicher Temperatur dichte rote Dämpfe abgibt. Es siedet bei 63° und erstarrt bei — 7°. Es ätzt noch heftiger als Chlor; auf der Haut verursacht es tiefe Brandwunden.

In Wasser ist es wenig löslich (3,5%) und kann damit wie das Chlor eine Additionsverbindung bilden  $\text{Br}_2 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ , die unter 0° beständig ist. In Chloroform ist es in jedem Verhältnis löslich.

Brom gleicht vollständig dem Chlor, ist nur etwas weniger reaktionsfähig, daher werden auch die Metallverbindungen des Broms durch Chlor zersetzt. Brom zersetzt das Wasser in Gegenwart eines reduzierenden Körpers. Ebenso wie das Chlor wirkt es also als ein indirektes Oxydationsmittel. Bei Weißglut zerfällt das Brommolekül in einzelne Atome; der Dissoziationsgrad erreicht bei 1500° 40%.

Brom wurde 1826 von Balard in Meersalzmutterlauge entdeckt.

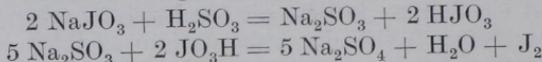
### Jod J<sub>2</sub>.

Atomgewicht 125,89. Molekulargewicht 251,78.

**126.** Jod ist ein weitverbreitetes Element, kommt aber immer nur in geringen Mengen vor. Organismen des Meeres sammeln in Form von organischen Verbindungen das im Meerwasser enthaltene Jod an; einzelne sind besonders reich an Jod. Erwähnt seien gewisse Schwämme, die bis zu 10% ihres Gewichtes an Jod in Form von Jodospongin aufspeichern können. Varech (Fukusarten, Algen) absorbiert auch das Jod des Meeres, und aus der Asche kann man das Element abscheiden. Ebenso findet man Jod im Organismus von Landtieren, besonders viel in gewissen Drüsen. Die Schilddrüse scheidet eine Verbindung ab, das Thyrojodin, das 9% Jod enthält.

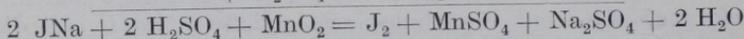
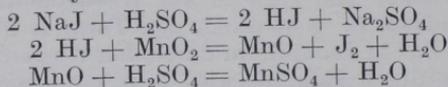
<sup>1</sup>) Ein großer Überschuß von Chlor muß vermieden werden, da er das Brom in Chlorbrom verwandelt.

Die Hauptquelle des Jods bildet gegenwärtig der Chilialpeter, der kleine Mengen von Natriumjodat  $\text{NaJO}_3$  enthält. Das Jod wird aus den von der Kristallisation des Salpeters herstammenden Mutterlaugen abgetrennt durch Einwirkung von Natriumsulfit und schwefliger Säure:



Jod fällt aus, wird abfiltriert, gewaschen und durch Destillation gereinigt.

Aus dem Varech wird das Jod nach dem Erhitzen der Pflanzen in geschlossenen Gefäßen abgetrennt. Die Asche enthält Jodnatrium, das durch Mangandioxyd und Schwefelsäure zersetzt wird:



Man reinigt wieder durch Destillation. Man destilliert aus den Retorten A, Jod verflüchtigt sich, und der Dampf verdichtet sich zu großen Kristallen in den Gefäßen D (Fig. 23).

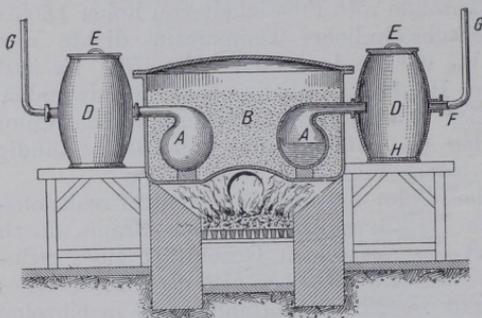


Fig. 23.

127. Jod ist ein fester Körper aus schönen glänzend-schwarzen Blättchen bestehend, die Metallglanz besitzen. Seine Dichte ist 4,95. Es schmilzt bei  $114^\circ$  und siedet bei  $184^\circ$ ; aber schon gegen  $100^\circ$  beginnt es zu sublimieren und ist auch bereits bei gewöhnlicher Temperatur merklich flüchtig. Sein Dampf besitzt

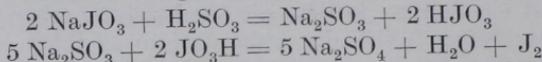
eine prachtvolle violette Färbung. In reinem Wasser ist es nur wenig löslich (1 : 7000) und bildet nicht wie Chlor und Brom ein Hydrat. Viel löslicher ist es in einer Auflösung von Jodkalium, reichlich löst es sich in Alkohol (Jodtinktur), Chloroform und Schwefelkohlenstoff. Diesen beiden letzten Lösungsmitteln verleiht es eine prachtvolle Purpurfärbung.

Die kleinsten Spuren freien Jodes geben mit einer Stärkelösung eine außerordentlich starke Blaufärbung, die aber nicht mit den Jodverbindungen entsteht. Also ist Stärke ein ausgezeichnetes Nachweismittel für freies Jod (vgl. Ozon). In der Wärme verschwindet diese Farbe, um in der Kälte wieder zum Vorschein zu kommen.

Der Joddampf dissoziiert noch leichter als Chlor- oder Bromdampf. Der Zerfall in die Atome wird bei  $690^\circ$  merkbar, bei  $1500^\circ$  ist er vollständig; die Gasdichte fällt auf die Hälfte des Wertes bei gewöhnlicher Temperatur (8,82), wodurch nachgewiesen wird, daß alle Moleküle in zwei Atome gespalten sind.

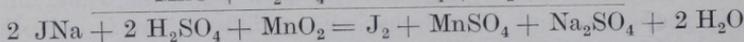
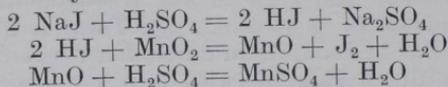
Das Jod ist ein dem Brom und Chlor sehr ähnliches Element, obgleich weniger reaktionsfähig. Die Jodmetallverbindungen werden

Die Hauptquelle des Jods bildet gegenwärtig der Chilialpeter, der kleine Mengen von Natriumjodat  $\text{NaJO}_3$  enthält. Das Jod wird aus den von der Kristallisation des Salpeters herstammenden Mutterlaugen abgetrennt durch Einwirkung von Natriumsulfit und schwefliger Säure:



Jod fällt aus, wird abfiltriert, gewaschen und durch Destillation gereinigt.

Aus dem Varech wird das Jod nach dem Erhitzen der Pflanzen in geschlossenen Gefäßen abgetrennt. Die Asche enthält Jodnatrium, das durch Mangandioxyd und Schwefelsäure zersetzt wird:



Man reinigt wieder durch Destillation. Man destilliert aus den Retorten A, Jod verflüchtigt sich, und der Dampf verdichtet sich zu großen Kristallen in den Gefäßen D (Fig. 23).

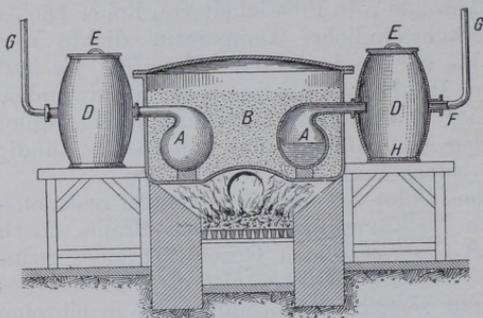


Fig. 23.

127. Jod ist ein fester Körper aus schönen glänzend-schwarzen Blättchen bestehend, die Metallglanz besitzen. Seine Dichte ist 4,95. Es schmilzt bei  $114^\circ$  und siedet bei  $184^\circ$ ; aber schon gegen  $100^\circ$  beginnt es zu sublimieren und ist auch bereits bei gewöhnlicher Temperatur merklich flüchtig. Sein Dampf besitzt

eine prachtvolle violette Färbung. In reinem Wasser ist es nur wenig löslich (1 : 7000) und bildet nicht wie Chlor und Brom ein Hydrat. Viel löslicher ist es in einer Auflösung von Jodkalium, reichlich löst es sich in Alkohol (Jodtinktur), Chloroform und Schwefelkohlenstoff. Diesen beiden letzten Lösungsmitteln verleiht es eine prachtvolle Purpurfärbung.

Die kleinsten Spuren freien Jodes geben mit einer Stärkelösung eine außerordentlich starke Blaufärbung, die aber nicht mit den Jodverbindungen entsteht. Also ist Stärke ein ausgezeichnetes Nachweismittel für freies Jod (vgl. Ozon). In der Wärme verschwindet diese Farbe, um in der Kälte wieder zum Vorschein zu kommen.

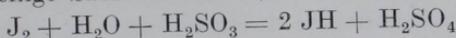
Der Joddampf dissoziiert noch leichter als Chlor- oder Bromdampf. Der Zerfall in die Atome wird bei  $690^\circ$  merkbar, bei  $1500^\circ$  ist er vollständig; die Gasdichte fällt auf die Hälfte des Wertes bei gewöhnlicher Temperatur (8,82), wodurch nachgewiesen wird, daß alle Moleküle in zwei Atome gespalten sind.

Das Jod ist ein dem Brom und Chlor sehr ähnliches Element, obgleich weniger reaktionsfähig. Die Jodmetallverbindungen werden

leichter zersetzt als die Brom- und Chlormetallverbindungen. Jod vereinigt sich nur schwierig mit Wasserstoff, und Jodwasserstoffsäure zerfällt leicht in der Wärme. Daher wird Jod aus seinen Verbindungen mit Metallen auch durch die anderen Halogene verdrängt. Eine große Zahl von Jodverbindungen verwandeln sich, an der Luft erhitzt, in Oxyde unter Freiwerden von Jod.

Jod ist wie seine Stammverwandten ein indirektes Oxydationsmittel.

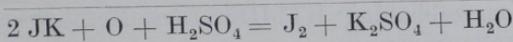
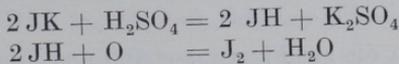
128. Jodometrie. Da Jod sich leicht abwägen läßt und in kleinsten Spuren erkannt werden kann, eignet es sich sehr gut zur Herstellung titrierter oxydierender Lösungen, die zur Bestimmung reduzierender Körper geeignet sind. Läßt man beispielsweise Jod in Gegenwart von Wasser auf schweflige Säure einwirken, so wird sie oxydiert.



Aus dieser Gleichung ersieht man, daß 81 g schwefliger Säure durch ein Grammolekül Jods oxydiert werden. Um die Bestimmung der schwefligen Säure auszuführen, fügt man der zu titrierenden Flüssigkeit etwas Stärkekleister zu, dann läßt man allmählich titrierte Jodlösung zufließen. Solange die schweflige Säure noch nicht völlig oxydiert ist, wird Jod in Jodwasserstoffsäure umgewandelt und kann nicht auf die Stärke einwirken. In dem Augenblick, wo die Oxydation vollendet ist, färbt die geringste im Überschuß zugefügte Spur von Jod, die nun nicht mehr gebunden wird, den Stärkekleister blau.

Kennt man die Menge der verwendeten Jodlösung, so gestattet ein einfacher Ansatz die Bestimmung der Menge der schwefligen Säure. Da Jod in Wasser nicht löslich genug ist, so bereitet man die titrierte Flüssigkeit, indem man Jod in Jodkalium auflöst, das an der Oxydation nicht teilnimmt.

Man kann demnach mit Hilfe einer Jodlösung eine reduzierende Lösung titrieren. Diese kann also ihrerseits dazu dienen, oxydierende Stoffe zu bestimmen. Oxydationsmittel besitzen die Fähigkeit, aus Jodverbindungen Jod in Freiheit zu setzen, wenn eine Säure zugegen ist.



Man setzt dem Oxydationsmittel eine genügende Menge Jodkalium und eine Säure zu, dann ein wenig Stärkekleister und kann alsdann das in Freiheit gesetzte Jod durch eine titrierte Lösung eines reduzierenden Körpers bestimmen. Ein Grammolekül Jod entspricht einem Gramm-Atom Sauerstoff.

Eine oxydierende Normallösung ist eine solche, die 1 g Wasserstoff zu oxydieren vermag, die also 8 g (7,93) Sauerstoff im Liter liefert; eine Normaljodlösung enthält 126 g Jod im Liter. Als reduzierende Lösung benutzt man eine titrierte Auflösung von Natriumhyposulfit (vgl. später).

Jod wurde 1811 von Courtois entdeckt.