

Chlor

aus Wikipedia, der freien Enzyklopädie

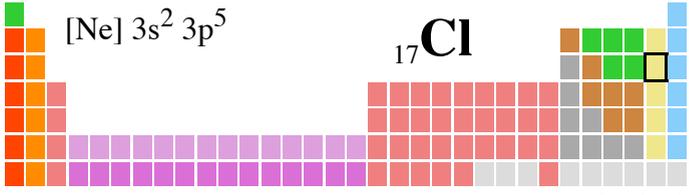
Chlor ist ein chemisches Element mit dem Symbol Cl und der Ordnungszahl 17. Im Periodensystem der Elemente steht es in der 7. Hauptgruppe und gehört damit zusammen mit Fluor, Brom, Iod und Astat zur 17. IUPAC-Gruppe, den Halogenen. Elementares Chlor liegt unter Normalbedingungen in Form des zweiatomigen Moleküls Cl₂ gasförmig vor. Es ist eines der reaktivsten Elemente und reagiert mit fast allen anderen Elementen und vielen Verbindungen. Die hohe Reaktivität bedingt auch die Giftigkeit des elementaren Chlors. Der Name des Elementes leitet sich vom griech. *χλωρός chlōrós* „hellgrün, frisch“ ab. Dieser Name wurde nach der typischen gelbgrünen Farbe des Chlorgases gewählt.

In der Natur kommt Chlor nicht elementar, sondern nur gebunden in verschiedenen Verbindungen vor. Die wichtigsten Verbindungen sind die Chloride, in denen Chlor in Form des Anions Cl[−] auftritt. Das bekannteste Chlorid ist Natriumchlorid, häufig auch als *Kochsalz* oder kurz *Salz* bezeichnet. Chlorid ist ein häufiger Bestandteil des Meerwassers und besitzt wichtige biologische Funktionen, vor allem bei der Steuerung des Wasserhaushaltes im Körper.

Das fast ausschließlich durch Elektrolyse gewonnene Chlor wird großteils für die Synthese chlorhaltiger Verbindungen wie des Vinylchlorids, eines Ausgangsprodukts für die Produktion des Kunststoffes PVC, eingesetzt.

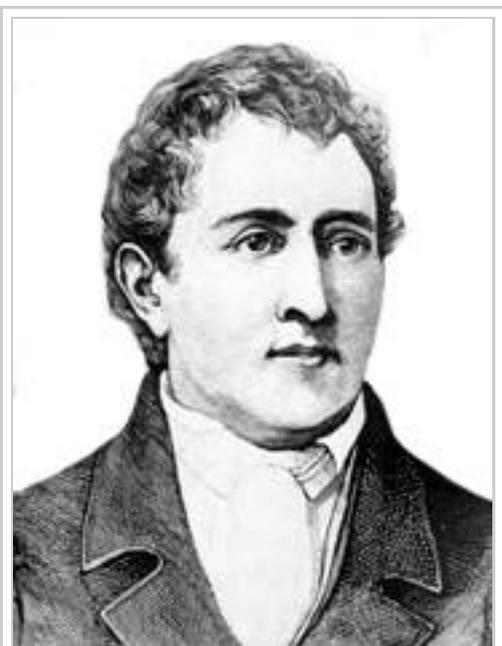
Inhaltsverzeichnis

- 1 Geschichte
 - 1.1 Bleichmittel
 - 1.2 Chlor als Giftgas (Waffe)
- 2 Vorkommen
- 3 Gewinnung und Darstellung
- 4 Eigenschaften
 - 4.1 Physikalische Eigenschaften
 - 4.2 Chemische Eigenschaften
- 5 Isotope
 - 5.1 ³⁶Cl
 - 5.2 ³⁸Cl und ³⁷Cl
- 6 Verwendung
- 7 Biologische Bedeutung

| Eigenschaften | |
|---|---|
|  | |
| Allgemein | |
| Name, Symbol, Ordnungszahl | Chlor, Cl, 17 |
| Serie | Halogene |
| Gruppe, Periode, Block | 17, 3, p |
| Aussehen | gelblich-grün |
| CAS-Nummer | 7782-50-5 |
| Massenanteil an der Erdhülle | 0,19 % ^[1] |
| Atomar ^[2] | |
| Atommasse | 35,45 (35,446–35,457) ^{[3][4]} u |
| Atomradius (berechnet) | 100 (79) pm |
| Kovalenter Radius | 102 pm |
| Van-der-Waals-Radius | 175 pm |
| Elektronenkonfiguration | [Ne] 3s ² 3p ⁵ |
| 1. Ionisierungsenergie | 1251,2 kJ/mol |
| 2. Ionisierungsenergie | 2298 kJ/mol |
| 3. Ionisierungsenergie | 3822 kJ/mol |
| 4. Ionisierungsenergie | 5159 kJ/mol |
| 5. Ionisierungsenergie | 6542 kJ/mol |
| 6. Ionisierungsenergie | 9362 kJ/mol |
| 7. Ionisierungsenergie | 11018 kJ/mol |
| Physikalisch ^[2] | |
| Aggregatzustand | gasförmig |
| Kristallstruktur | orthorhombisch |
| Dichte | 3,215 kg · m ^{−3} ^[5] bei 273 K |
| Magnetismus | diamagnetisch (<i>X_m</i> = −2,3 · 10 ^{−8}) ^[6] |
| Schmelzpunkt | 171,6 K (−101,5 °C) |
| Siedepunkt | 238,5 K ^[7] (−34,6 °C) |
| Molares Volumen | (fest) 17,39 · 10 ^{−6} m ³ /mol |
| Verdampfungswärme | 20,4 kJ/mol ^[7] |
| Schmelzwärme | 3,2 kJ/mol |

- 8 Nachweis
- 9 Sicherheitshinweise
- 10 Verbindungen
 - 10.1 Chlorwasserstoff und Chloride
 - 10.2 Chloroxide
 - 10.3 Chlorsauerstoffsäuren
 - 10.4 Interhalogenverbindungen
 - 10.5 Organische Chlorverbindungen
- 11 Literatur
- 12 Weblinks
- 13 Einzelnachweise

Geschichte



Carl Wilhelm Scheele

Elementares Chlor wurde erstmals 1774 von Carl Wilhelm Scheele dargestellt. Er ließ dabei Salzsäure mit Braunstein reagieren. Dabei erkannte er nicht, dass es sich bei dem dabei entstehenden Produkt um ein bisher unentdecktes Element handelt. Stattdessen wurde

von den meisten Chemikern wie Antoine Laurent de Lavoisier angenommen, dass der Stoff *mit Sauerstoff angereicherte Muriumsäure* sei. Der Grund für diese Annahme lag darin, dass die Salzsäure für eine sauerstoffhaltige Säure eines hypothetischen Elementes, des *Muriums*, gehalten wurde. Durch den Kontakt mit dem Mangandioxid sollte diese dann weiteren Sauerstoff aufnehmen.^[12] Dies wurde scheinbar von Claude-Louis Berthollet bestätigt, der beobachtete, dass Chlorwasser bei Belichtung Sauerstoff abgibt, und es daher als „oxidierte Salzsäure“ bezeichnete.^[13]

Nachdem Versuche gescheitert waren, Sauerstoff, etwa durch Erhitzen mit Kohlenstoff, aus der Verbindung abzuspalten, erkannte Humphry Davy 1808,^[14] dass es sich bei der Substanz um ein neues Element und nicht um eine sauerstoffhaltige Verbindung handelte. Aufgrund seiner charakteristischen hellgrünen Farbe nannte er das neue Element „Chlor“, nach dem griechischen

| Dampfdruck | 6,78 · 10 ⁵ [5] Pa bei 293 K | | | | |
|--|--|---|----------------------------------|-------------------------------------|-------------------------------------|
| Schallgeschwindigkeit | 206 m/s | | | | |
| Spezifische Wärmekapazität | 480 J/(kg · K) | | | | |
| Wärmeleitfähigkeit | 0,0089 W/(m · K) | | | | |
| Chemisch ^[2] | | | | | |
| Oxidationszustände | ±1, 3, 4, 5, 6, 7 | | | | |
| Normalpotential | 1,36 V (Cl + e ⁻ → Cl ⁻) | | | | |
| Elektronegativität | 3,16 (Pauling-Skala) | | | | |
| Isotope | | | | | |
| Isotop | NH | t _{1/2} | ZA | ZE (MeV) | ZP |
| ³⁵ Cl | 75,77 % | Stabil | | | |
| ³⁶ Cl | in Spuren | 301.000 a | β ⁻ ε | 0,709 1,142 | ³⁶ Ar ³⁶ S |
| ³⁷ Cl | 24,23 % | Stabil | | | |
| Weitere Isotope siehe Liste der Isotope | | | | | |
| NMR-Eigenschaften | | | | | |
| | Spin | γ in rad·T ⁻¹ ·s ⁻¹ | E _r (¹ H) | f _L bei B = 4,7 T in MHz | |
| ³⁵ Cl | 3/2 | 2,62 · 10 ⁷ | 3,58 · 10 ⁻³ | | |
| ³⁷ Cl | 3/2 | 2,18 · 10 ⁷ | 6,59 · 10 ⁻⁴ | | |
| Sicherheitshinweise | | | | | |
| GHS-Gefahrstoffkennzeichnung aus EU-Verordnung (EG) 1272/2008 (CLP)^[8], ggf. erweitert^[5] | | | | | |
| | | | | | |
| Gefahr | | | | | |
| H- und P-Sätze | H: <u>270-280-330-315-319-335-400</u> | | | | |
| | EUH: <u>071</u> | | | | |
| | P: <u>260-220-280-244-273-304+340-305+351+338 332+313-370+376-302+352-315-405-403</u> ^[5] | | | | |
| EU-Gefahrstoffkennzeichnung ^[9] aus EU-Verordnung (EG) 1272/2008 (CLP) ^[10] | | | | | |
| | | | | | |
| Giftig | | | Umwelt- | | |

χλωρός *chlōrós* „hellgrün, frisch“.^[15] Unter dem Datum vom 21. Februar 1811 dokumentieren die *Philosophical transactions of the Royal Society of London* seine Erkenntnisse.^[16]

Zunächst wurde Chlor überwiegend nach einem von Walter Weldon entwickelten Verfahren aus Salzsäure und Mangandioxid gewonnen. Da dies nicht sehr effektiv war, wurde es 1866 durch das von Henry Deacon entwickelte Deacon-Verfahren ersetzt. Dabei diente billiger Luftsauerstoff als Oxidationsmittel und Kupfer(II)-chlorid als Katalysator. Chlor wurde zwar schon 1800 erstmals elektrolytisch hergestellt, jedoch spielte dies bis zur Entwicklung der nötigen Generatoren durch Werner von Siemens Ende des 19. Jahrhunderts keine große Rolle. Seitdem sind elektrochemische Herstellungsverfahren die weitaus wichtigsten Produktionsverfahren von Chlor.^[14]

Bleichmittel

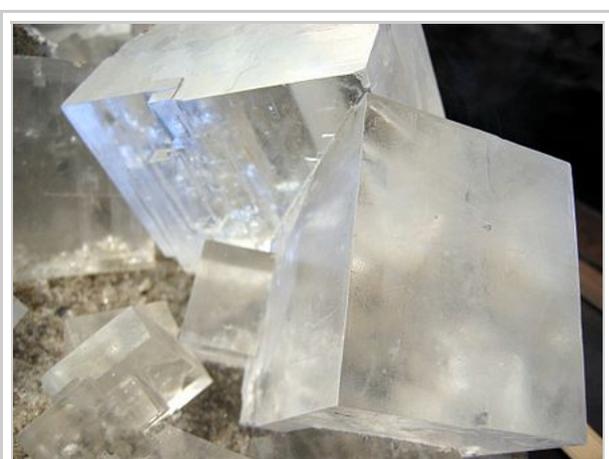
Die historisch wichtigste Verwendung von Chlor liegt in der Anwendung als Bleichmittel. Dazu konnte es entweder elementar eingesetzt werden oder durch Reaktion mit Calciumhydroxid zu Chlorkalk weiterverarbeitet werden.^[12]

Chlor als Giftgas (Waffe)

Im Ersten Weltkrieg wurde Chlorgas erstmals als chemische Waffe verwendet. Der erste Einsatz erfolgte am 22. April 1915 in der Nähe der Stadt Ypern in Flandern durch das deutsche Pionierregiment 35 unter Beratung des späteren Nobelpreisträgers Fritz Haber. Da es eine höhere Dichte als Luft aufweist, sammelte das Gas sich vor allem in den Schützengräben an, wo die gegnerischen Soldaten sich aufhielten. Die Folge waren viele Tote und zahlreiche teilweise lebenslang Geschädigte.^[17] Bald wurde es durch noch verletzungswirksamere Giftgase ersetzt, zum Beispiel Phosgen.^{[18][19]}

Die Anwendung von Chlor als Giftgas gegen Menschen erstreckt sich - so Indizien - bis in die Gegenwart. Human Rights Watch spricht von „starken Hinweisen“, dass Regierungstruppen in Syrien Mitte Mai 2014 Chlorgas aus der Luft in „Fassbomben“ abgeworfen haben; diese platzen beim Aufprall und das Gas wird freigesetzt.^{[20][21][22]}

Vorkommen



Halit

Chlor kommt auf der Erde auf Grund seiner hohen Reaktivität nur in extrem geringen Mengen elementar vor, z. B. in Vulkangasen oder in der Ozonschicht. Hier wird es aus Fluorchlorkohlenwasserstoffen abgespalten und trägt hauptsächlich zur Bildung des Ozonlochs bei.^[23] Sein Anion, das Chlorid, liegt insbesondere in salzartigen Verbindungen auf der Erde relativ häufig vor. In der kontinentalen Erdkruste ist es mit einem Gehalt von 145 ppm^[24] in der Häufigkeit hinter Elementen wie Zirconium, Kohlenstoff oder Schwefel an 19. Stelle.

| | | (T) | gefährlich |
|--|---|-----|--|
| | | (N) | |
| R- und S-Sätze | R: <u>23-36/37/38-50</u> S: <u>(1/2)-9-45-61</u> | | |
| MAK | | | <ul style="list-style-type: none"> ▪ DFG: 1,5 mg·m⁻³^[5] ▪ Schweiz: 0,5 ml·m⁻³ bzw. 1,5 mg·m⁻³^[11] |
| Soweit möglich und gebräuchlich, werden SI-Einheiten verwendet. Wenn nicht anders vermerkt, gelten die angegebenen Daten bei Standardbedingungen. | | | |

Viele Chloride sind in Wasser gut löslich. Daher ist im Meerwasser der Ozeane eine hohe Konzentration an Chloridionen enthalten. Mit einem Gehalt von $19,4 \text{ g Cl}^-/\text{l}$ ^[24] sind diese nach Sauerstoff und Wasserstoff in Wassermolekülen am Häufigsten im Meerwasser (zum Vergleich: $1,4 \text{ mg F}^-$, 68 mg Br^- , $0,06 \text{ mg I}^-$).

Außerdem bildet Natriumchlorid mit $18,1 \text{ g Cl}^-/\text{l}$ die Hälfte aller darin gelösten Salze.^[13] Hohe Gehalte an Chlorid haben viele abflusslose Seen, wie beispielsweise das Tote Meer, da bei diesen das von den Flüssen zugeführte Wasser verdunstet und das mitgeführte Salz zurückbleibt.

Die wichtigsten chlorhaltigen Minerale sind Halit (Hauptbestandteil: Natriumchlorid), häufig als Steinsalz bezeichnet, Sylvin (Kaliumchlorid), Carnallit ($\text{KMgCl}_3 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O}$), Bischofit ($\text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O}$) und Kainit ($\text{KMgCl}(\text{SO}_4) \cdot 3 \text{ H}_2\text{O}$). Es gibt große Lagerstätten, die beim Austrocknen von Meeresteilen entstanden sind.

Da die geringer löslichen Natriumsalze zuerst ausfallen und sich bei fortschreitender Austrocknung die Kaliumsalze darüber ablagern, sind die Lager oft geschichtet. Größere Vorkommen an Halit befinden sich in Deutschland beispielsweise in Bad Friedrichshall und Bad Reichenhall, ein Vorkommen in Österreich liegt bei Hallein. Eine Übersicht über Chlormineralen liefert die Kategorie:Chlormineral.

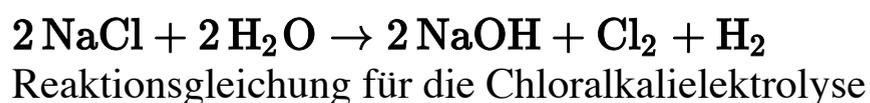
Es ist eine Vielzahl natürlicher chlororganischer Verbindungen bekannt, im Februar 2002 zählte man 2200.^[25] Der größte Teil wird von Meereslebewesen, wie Seetang, Schwämmen, Manteltieren oder Korallen synthetisiert. Auf dem Land lebende Tiere und Pflanzen bilden in deutlich geringerem Umfang chlororganische Verbindungen. Auch bei Vulkanausbrüchen und der Verbrennung von Biomasse entstehen chlororganische Verbindungen.^[25]

Chlorradikale entstehen durch Zersetzung organischer Chlorverbindungen in der Stratosphäre. Viele dieser chlororganischen Verbindungen, vor allem die Fluorchlorkohlenwasserstoffe (FCKW) sind nicht oder nur in geringem Umfang natürlichen Ursprungs, sondern wurden vom Menschen freigesetzt. Chlorradikale können den Abbau von Ozon katalysieren und sind für das sogenannte Ozonloch, das vor allem im Bereich der Pole auftritt, verantwortlich.^[26]

Gewinnung und Darstellung

Chlor ist eine der wichtigsten Grundchemikalien und zählt mit einer Menge von 58,9 Millionen Tonnen im Jahr 2006^[27] zu den meistproduzierten Chemikalien. Technisch wird Chlor fast ausschließlich durch verschiedene elektrochemische Verfahren hergestellt, in kleinerem Maßstab kann es auch auf chemischem Weg gewonnen werden. Als Nebenprodukt fällt es bei der elektrochemischen Produktion von Natrium und Magnesium aus den entsprechenden Chloriden an.

Ausgangsstoff für die Chloralkalielektrolyse ist eine wässrige Natriumchloridlösung. Aus dieser werden in verschiedenen Verfahren, die sich im Aufbau der Elektrolysezelle unterscheiden, Natronlauge und als Zwangsnebenprodukte Chlor sowie Wasserstoff erzeugt.



Wichtig bei allen Verfahren zur Chlorproduktion ist, dass die Anode, an der das Chlor entsteht, von der Kathode, an der Wasserstoff und Hydroxidionen gebildet werden, getrennt ist. Wären diese in einem Gefäß vereinigt, würde sich das explosive Chlor-Wasserstoff-Gemisch Chlorknallgas bilden, sowie eine Reaktion von Chlor mit den Hydroxidionen zu Hypochlorit stattfinden.

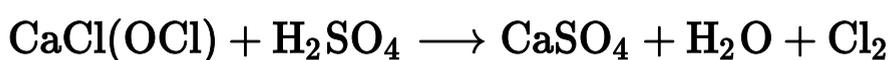


Das derzeit am häufigsten verwendete Verfahren ist das Diaphragmaverfahren (2001: 49% Marktanteil^[14]). Die Trennung der Elektrodenräume erfolgt dabei durch ein Diaphragma aus Asbest, durch das zwar Natriumionen, nicht jedoch Chlorid- und Hydroxidionen diffundieren können. Allerdings lässt sich mit diesem Verfahren nur eine niedrig konzentrierte und nicht reine Natronlauge, sowie mit Sauerstoff verunreinigtes Chlor erzeugen. Auch ist die Verwendung des krebserregenden Asbestes problematisch. Deswegen wird es für neue Produktionsanlagen vom Membranverfahren abgelöst (2001: 28% Marktanteil^[14]). Dieses ist wegen der Verwendung einer Kunststoffmembran aus Nafion anstatt des Asbest-Diaphragmas vom Gesundheitsschutz her günstiger und bietet einige technische Vorteile. So ist durch die Membran eine bessere Trennung von Anoden- und Kathodenraum gegeben und ermöglicht damit die Produktion einer reineren und höher konzentrierten Natronlauge. Allerdings ist das Chlor wie beim Diaphragma-Verfahren durch Sauerstoff verunreinigt, der in einer Nebenreaktion an der Anode entsteht. Nachteile des Verfahrens sind die hohen Kosten für die Membranen und die nötigen hohen Reinheiten für die Ausgangssubstanzen.

Ein nur noch in geringem Maß eingesetztes Verfahren ist das Amalgamverfahren (2001: 18% Marktanteil^[14]). Bei diesem werden Anoden- und Kathodenraum vollkommen getrennt. Dazu wird eine Quecksilber-Kathode eingesetzt, die auf Grund der hohen Überspannung ermöglicht, dass anstatt Wasserstoff zunächst Natrium gebildet wird, das als Natriumamalgam vorliegt. Das Amalgam wird in einer zweiten Zelle an Graphitkontakten mit Wasser umgesetzt. Dabei bilden sich Quecksilber, Natronlauge und Wasserstoff. Diese räumliche Trennung ermöglicht sehr reine Produkte. Der größte Nachteil ist die Verwendung des stark toxischen und umweltgefährlichen Quecksilbers, durch das aufwändige und teure Schutzmaßnahmen nötig werden.

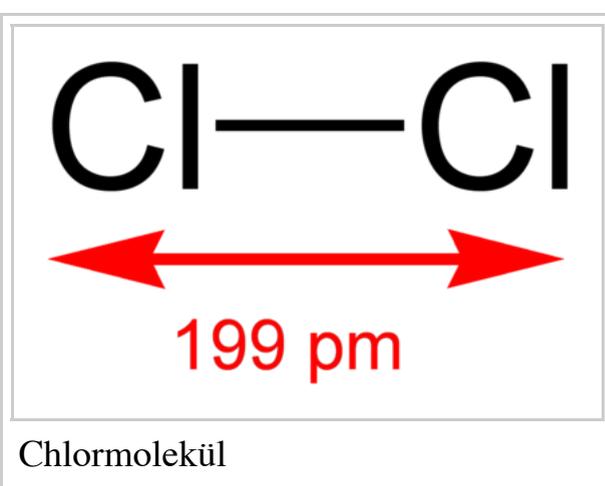
Es sind verschiedene Verfahren bekannt, mit denen durch chemische Oxidation aus Chlorwasserstoff Chlor hergestellt werden kann (Weldon-Verfahren und Deacon-Verfahren). Diese spielen für die Chlorproduktion nur eine geringe Rolle. Ein weiteres Beispiel ist das KEL-Chlor-Verfahren, bei dem der Chlorwasserstoff mit Schwefelsäure und Nitrosylschwefelsäure umgesetzt wird und das 1975 von DuPont entwickelt wurde. Der entscheidende Reaktionsschritt hierbei ist die Oxidation von Chlorwasserstoff mit Stickstoffdioxid, das in mehreren Teilreaktionen aus der Nitrosylschwefelsäure freigesetzt wird. Nach Erprobung in einer Versuchsanlage wurde das Verfahren jedoch wegen geringer Wirtschaftlichkeit und Materialproblemen wieder eingestellt. Weitere Prozesse beruhen auf Kupfer(II)-chlorid- oder Chrom(III)-oxid-Katalysatoren.^[14]

Im Labormaßstab kann elementares Chlor unter anderem durch Ansäuern von Chlorkalk dargestellt werden, beispielsweise mit Schwefelsäure.^[28]



Eigenschaften

Physikalische Eigenschaften



Chlor ist bei Raumtemperatur ein gelbgrünes Gas, das mit einer Dichte von 3,214 g/l bei 0 °C etwa 2,5 mal so schwer wie Luft ist. Es kondensiert bei -34,6 °C zu einer gelben Flüssigkeit und erstarrt bei -101 °C.^[29] Da der kritische Punkt mit 143,9 °C, 77,1 bar und 0,67 g/cm³ relativ hoch ist, lässt sich Chlor leicht unter Druck



verflüssigen. So ist es bei einem Druck von 6,7 bar bei 20 °C flüssig und lässt sich in Stahlflaschen oder Kesselwagen transportieren.^[29] Die Intensität der Farbe nimmt bei geringerer Temperatur ab, bei -195 °C ist Chlor fast farblos.^[30]

Wie die anderen Halogene liegt auch Chlor als zweiatomiges Molekül vor. Der Abstand zwischen den Chloratomen beträgt 199 pm. Chlor hat mit 242 kJ/mol die höchste Dissoziationsenthalpie aller Halogene.^[31] Ein weiterer Hinweis darauf ist die Temperatur, bei der 1 % aller Halogenmoleküle dissoziiert sind und die bei Chlor 975 °C, bei Brom 775 °C und Iod 575 °C beträgt. Auch Fluor hat mit 765 °C eine niedrigere Temperatur.^[32] Dass Chlor und nicht wie zu erwarten Fluor das Halogen mit der höchsten Dissoziationsenthalpie ist, liegt an der besonders kurzen Bindung des Fluors, bei der es zu Abstoßungen zwischen den freien Elektronenpaaren und damit zur Schwächung der Bindung kommt. Zwischen den weiter entfernten Chloratomen kommt es dagegen nicht zu einem solchen Effekt und daher trotz größerer Entfernung der Atome zu einer stärkeren Bindung.

Chlor kristallisiert im orthorhombischen Kristallsystem mit den Gitterkonstanten $a = 624$ pm, $b = 448$ pm und $c = 826$ pm.^[33] Dabei sind die Chlor-Moleküle ebenso wie diejenigen von Iod und Brom in Schichten angeordnet. Jedes Atom eines Cl_2 -Moleküls ist dabei in einem Abstand von 334 pm schwach mit jeweils zwei weiteren Atomen anderer Moleküle assoziiert. Zwischen den Schichten sind die Abstände dagegen größer mit einem minimalen Abstand von 369 pm.^[34] Dieser Schichtaufbau bedingt die plättchenförmige Gestalt und die leichte Spaltbarkeit von Chlorkristallen.^[35]

Die Löslichkeit ist in verschiedenen Lösungsmitteln unterschiedlich ausgeprägt. In Wasser ist es unter teilweiser Dissoziation mäßig löslich, in einem Liter Wasser lassen sich etwa 2,3 Liter Chlor lösen.^[23] Die entstandene Lösung wird als *Chlorwasser* bezeichnet. Dagegen löst es sich gut in flüssigen chlorhaltigen Verbindungen, etwa Dischwefeldichlorid, Siliciumtetrachlorid und organischen Chlorverbindungen wie Chloroform. Auch in einigen organischen Lösungsmitteln wie Benzol, Essigsäure und Dimethylformamid lösen sich größere Mengen Chlor.^[14]

Chemische Eigenschaften

Chlor zählt neben Fluor zu den reaktivsten Elementen und reagiert mit fast allen Elementen. Keine direkte Reaktion findet lediglich mit Sauerstoff, Stickstoff und den Edelgasen statt. Viele Metalle, wie Mangan, Zink oder die Edelmetalle Gold, Silber und Platin reagieren allerdings erst bei erhöhten Temperaturen mit Chlor. Eine wichtige Rolle spielt mitunter die Anwesenheit von Wasser, so reagieren Kupfer und Eisen mit vollkommen trockenem Chlor erst bei Temperaturen oberhalb 200 °C, mit feuchtem Chlor dagegen schon bei deutlich niedrigeren Temperaturen.

Besonders stark ist die Neigung von Chlor zur Reaktion mit Wasserstoff. Nach einer nötigen Initiierung durch Spaltung eines ersten Chlormoleküls, die beispielsweise durch kurzwelliges blaues Licht ausgelöst werden kann, reagieren die Elemente in einer explosionsartig verlaufenden Kettenreaktion, der sogenannten Chlorknallgasreaktion. Durch die starke Neigung, Chlorwasserstoff zu bilden, reagiert Chlor auch mit anderen Wasserstoff enthaltenden Verbindungen wie Ammoniak, Ethin, Schwefelwasserstoff oder Wasser.



flüssiges Chlor in Quarzampulle, zur Sicherheit eingegossen in Acrylglas; Druck etwa 6700 hPa

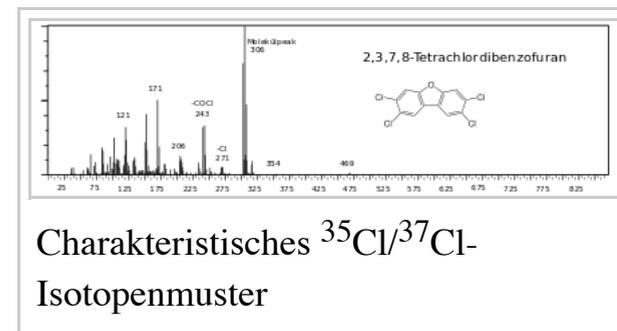


Festes Chlor bei -150 °C

Chlor reagiert mit Alkanen über den Reaktionsmechanismus der radikalischen Substitution. Dabei bilden sich zunächst durch Hitze oder Bestrahlung einzelne Chlorradikale, die unter Bildung von Chlorwasserstoff die C-H-Bindung eines Alkans brechen können. Anschließend erfolgt eine Reaktion des entstandenen Radikals mit weiterem Chlor und eine weitere Kettenreaktion. Auf Grund der hohen Reaktivität ist Chlor bei der Reaktion mit Alkanen nur schwach regioselektiv, es kommt auch zu Mehrfachchlorierungen.^[36] Bei aromatischen Kohlenwasserstoffen ist ein radikalischer Reaktionsweg nicht möglich, eine Chlorierung erfolgt hier über die elektrophile aromatische Substitution unter Katalyse einer Lewis-Säure wie etwa Aluminiumchlorid.^[37]

Isotope

Insgesamt sind 23 Isotope und zwei weitere Kernisomere zwischen ^{28}Cl und ^{51}Cl bekannt. Von diesen sind zwei, die Isotope ^{35}Cl und ^{37}Cl stabil. Natürliches Chlor besteht zu 75,77 % aus ^{35}Cl und zu 24,23 % aus ^{37}Cl . Dieses typische Verhältnis ist stets in Massenspektren organischer und anorganischer Substanzen zu beobachten.



Charakteristisches $^{35}\text{Cl}/^{37}\text{Cl}$ -Isotopenmuster

^{36}Cl

Mit einer Halbwertszeit von 310.000 Jahren ist ^{36}Cl das langlebigste der sonst innerhalb von Minuten oder noch kürzeren Zeiten zerfallenden instabilen Isotope, weshalb es zum Markieren verwendet wird.^[38]

^{36}Cl entsteht in geringen Mengen durch Spallationsreaktionen von ^{40}Ar und ^{36}Ar mit kosmischer Strahlung in der Atmosphäre. Auch auf der Erdoberfläche kann ^{36}Cl durch Neutronenadsorption, Reaktionen mit Myonen oder Spallation entstehen. Das Verhältnis von ^{36}Cl zu ^{37}Cl beträgt etwa $700 \cdot 10^{-15}:1$. Durch die lange Halbwertszeit und konstante Atmosphärenkonzentration lässt sich die Konzentration an ^{36}Cl zur Altersbestimmung für Grundwasser von bis zu einer Million Jahre nutzen.^[39]

Die Konzentration an ^{36}Cl war zwischen 1954 und 1963 durch im Meer stattfindende Kernwaffentests, bei denen im Meerwasser enthaltenes ^{35}Cl Neutronenstrahlung absorbiert und zu ^{36}Cl reagiert, erhöht. Seit einem Vertrag zum Verbot dieser Art Tests nahm die Konzentration in der Atmosphäre zwar stetig ab und erreichte ab etwa 1980 das natürliche Verhältnis, jedoch können im Meerwasser nach wie vor erhöhte Konzentrationen des Isotops gefunden werden.^[39] Die **^{36}Cl -Methode** wird auch zu paläontologischen und vorgeschichtlichen Datierungen herangezogen.^[40]

^{38}Cl und ^{37}Cl

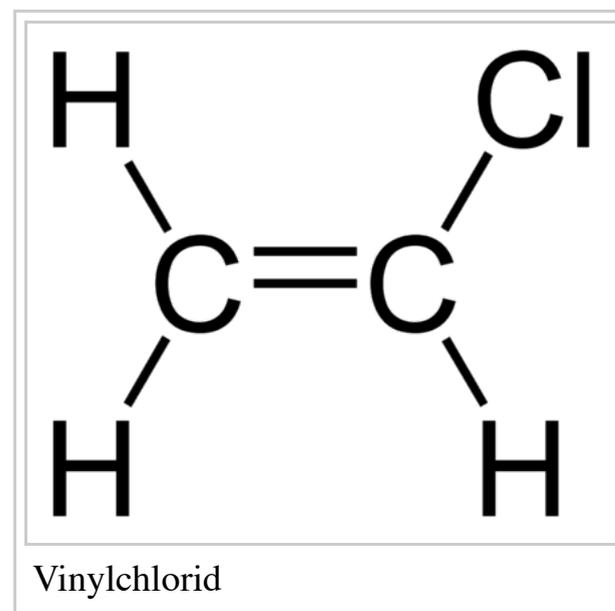
^{38}Cl ist ein kurzlebige Isotop mit einer Halbwertszeit von 37 Minuten und kann zum Beispiel durch Neutronenadsorption aus in Meerwasser enthaltenem ^{37}Cl entstehen.^[41]

Verwendung

Chlor wird vor allem zur Herstellung anderer Chemikalien verwendet. Mit 33 % im Jahr 1997 ist dabei Vinylchlorid, die Ausgangssubstanz für die Herstellung des Kunststoffes Polyvinylchlorid, das wichtigste Produkt.^[14] Auch andere einfache chlororganische Verbindungen werden durch Reaktion von Chlor und entsprechenden Kohlenwasserstoffen, zum Beispiel mittels Photochlorierung, hergestellt. Diese dienen vor allem als Zwischenprodukt, etwa für die Herstellung von Kunststoffen, Arzneistoffen oder Pestiziden. So

wurden 1995 85 % aller Arzneistoffe unter Verwendung von Chlor hergestellt.^[14] Häufig wird das Chlor im Verlauf eines Herstellungsprozesses wieder abgespalten, um chlorfreie Endprodukte zu erhalten. Beispiele dafür sind die Herstellung von Glycerin über Allylchlorid und Epichlorhydrin^[42] oder das *Chlorhydrinverfahren* zur Herstellung von Propylenoxid.^[43]

Anorganische Chlorverbindungen werden häufig über die Reaktion mit Chlor hergestellt. Technisch wichtig sind dabei beispielsweise die Synthese von Chlorwasserstoff in hoher Reinheit durch Reaktion von Chlor und Wasserstoff oder die Synthese von Titan-tetrachlorid. Dieses wird entweder über den Kroll-Prozess zu elementarem Titan weiterverarbeitet oder dient als Zwischenprodukt bei der Reinigung des Weißpigmentes Titan(IV)-oxid. Weitere wichtige Chloride, die durch Reaktion des Elements mit Chlor dargestellt werden, sind Aluminiumtrichlorid und Siliciumtetrachlorid.



Wird Chlor in Wasser geleitet, disproportioniert es langsam unter Bildung von Hypochloriger Säure und Salzsäure. Erstere wirkt stark oxidierend und wirkt so bleichend und desinfizierend. Die bleichende Wirkung des Chlors wurde vor allem für die Produktion von weißem Papier ausgenutzt. Das Chlor ist in der Lage, die aromatischen Ringe des Lignins zu ersetzen oder zu oxidieren. Dadurch sind mögliche Chromophore zerstört und das Papier erscheint heller. Da jedoch bei der Chlorbleiche teilweise krebserzeugende chlororganische Verbindungen wie Polychlorierte Dibenzodioxine und Dibenzofurane oder Chlorphenole entstehen, wurde die Chlorbleiche häufig durch ungefährlichere Methoden wie der Bleiche mit Natriumdithionit ersetzt.^[44]

Die desinfizierende Wirkung des bei der Reaktion von Chlor und Wasser entstandenem Hypochlorits wird bei der Wasseraufbereitung in der sogenannten Chlorung ausgenutzt. Neben Trinkwasser wird vor allem Schwimmbadwasser auf diese Weise von Bakterien befreit. Da bei der Reaktion mit anderen Bestandteilen des Wassers auch unerwünschte und teilweise giftige oder krebserregende Stoffe, etwa Trihalogenmethane, entstehen können, wird Chlor für die Desinfektion von Trinkwasser zunehmend durch Chlordioxid oder Ozon ersetzt.^[45]

Auf Grund der Umweltschädlichkeit und Giftigkeit von Chlor und vieler chlorhaltiger Verbindungen wird gefordert und teilweise versucht, diese zu vermeiden und durch chlorfreie Verbindungen und Prozesse zu ersetzen. Auch das Recycling von chlorhaltigen Abfallstoffen ist eine Alternative, da so keine neuen derartigen Produkte hergestellt werden müssen. Das Verbrennen von chlororganischen Verbindungen, bei dem leicht giftige Verbrennungsprodukte entstehen können, kann so vermieden werden. Allerdings sprechen häufig höhere Preise und schlechtere Eigenschaften von Ersatzstoffen gegen den Einsatz von chlorfreien Produkten und Prozessen, und es wird weiterhin Chlor in großen Mengen in der Industrie eingesetzt.^[46]

Biologische Bedeutung

Elementares Chlor wirkt oxidierend und kann mit pflanzlichem und tierischem Gewebe reagieren. Es ist dementsprechend toxisch und hat keine biologische Bedeutung. Ebenfalls stark oxidierend wirkend und damit ohne biologische Funktionen sind Chlorverbindungen in hohen Oxidationsstufen wie etwa Chloroxide und Chlorsauerstoffsäuren.

Von biologischer Bedeutung ist das Element in Form des Chlorid-Anions. Chlorid ist essentiell und eines der häufigeren Bestandteile des Körpers. So enthält ein durchschnittlicher menschlicher Körper von etwa 70 kg 95 g Chlorid.^[47] Der größte Teil des Chlorids befindet sich als Gegenion zu Natrium gelöst im Extrazellularraum, so besitzt Blutplasma eine Chloridkonzentration von 100–107 mmol/l.^[48] Chlorid

beeinflusst maßgeblich den osmotischen Druck und damit den Wasserhaushalt des Körpers. Weiterhin dient Chlorid zum Ladungsausgleich bei Austausch von Ionen in Zellen hinein und aus diesen heraus. Dies spielt beispielsweise beim Transport von Kohlenstoffdioxid als Hydrogencarbonat eine Rolle.^[48] Für diesen Ausgleich und die Wiederherstellung des Ruhemembranpotentials dienen Chloridkanäle, durch die Chlorid-Ionen die Zellmembranen passieren können.^[49]

Eine besonders hohe Chloridkonzentration enthält der Magensaft, da dort neben den Chloridionen überwiegend Oxonium-Ionen vorliegen, ist die Magensäure eine Salzsäure mit einer Konzentration von etwa 0,1 mol/l.^[48]

Aufgenommen wird das Chlorid überwiegend als Natriumchlorid im Speisesalz. Die empfohlene tägliche Menge für die Aufnahme von Chlorid liegt bei 3,2 g für Erwachsene und 0,5 g für Säuglinge.^[50]

Nachweis

Chlor besitzt eine typische grün-gelbe Farbe und ebenso einen charakteristischen Geruch, diese lassen jedoch keine genauere Bestimmung zu. Für den Nachweis von Chlor wird meist die oxidierende Wirkung ausgenutzt. So kann Chlor Iodide und Bromide zu den Elementen oxidieren, wodurch sich eine bromidhaltige Lösung braun beziehungsweise eine iodidhaltige Lösung violett färbt. Damit diese Farbe besser zu sehen ist, wird das Brom oder Iod mit Hexan extrahiert. Auch Reaktionen mit anderen Stoffen, etwa die Entfärbung von Methylorange kann als Nachweis für Chlor genutzt werden. Diese sind jedoch nicht spezifisch, da auch andere Oxidationsmittel in der Lage sind, in gleicher Weise zu reagieren.^[51]



Nachweisreaktion für Chlor durch Einleiten in NaI-Lösung sowie NaBr-Lösung jeweils mit Hexan

Einen für Chlor spezifischen Nachweis, der etwa in Prüfröhrchen für Gase angewendet wird, liefert die Reaktion mit Tolidin.^[52] Dabei bildet sich ein gelber Farbstoff, der durch kolorimetrische Verfahren nachweisbar ist.^[51]

Chloride können in wässrigen Lösungen über die Reaktion mit Silberionen und die Bildung des schwerlöslichen Silberchlorids nachgewiesen werden. Dieses liegt als weißer Niederschlag vor und unterscheidet sich damit von den ebenfalls schwerlöslichen Silberbromid und Silberiodid, die eine gelbe Farbe besitzen. Über die Argentometrie lassen sich dadurch auch quantitative Messungen von Chloridgehalten durchführen.^[53]

Sicherheitshinweise

Chlor wirkt als Gas vorwiegend auf die Atemwege. Bei der Inhalation reagiert es mit der Feuchtigkeit der Schleimhäute unter Bildung von hypochloriger Säure und Chlorwasserstoffsäure. Dadurch kommt es zu einer starken Reizung der Schleimhäute, bei längerer Einwirkung auch zu Bluthusten und Atemnot, sowie Erstickungserscheinungen. Bei höheren Konzentrationen kommt es zur Bildung von Lungenödem und starken Lungenschäden. Ein Gehalt von 0,5–1 % Chlor in der Atemluft wirkt tödlich durch Atemstillstand.^[23]

Die letalen Dosen über eine Stunde (LC₅₀) liegen bei 293 ppm für Ratten und 137 ppm für Mäuse.^[23]

Flüssiges Chlor wirkt stark ätzend auf die Haut. Bei chronischer Einwirkung von Chlor kann es zu chronischer Bronchitis, bei höheren Konzentrationen auch zu Herz- und Kreislaufschäden, sowie Magenbeschwerden kommen.^[5]

Chlor ist nicht brennbar (Chlordioxid entsteht auf anderem Weg), kann jedoch mit vielen Stoffen stark reagieren. So besteht beim Kontakt von Chlor mit Wasserstoff, Kohlenwasserstoffen, Ammoniak, Aminen, Diethylether und einigen anderen Stoffen Explosionsgefahr.^[5]

Eine spanische Studie kam zu dem Ergebnis, dass die durch die Chlorung des Wassers und die Reaktion mit organischen Verunreinigungen (Urin, Schweiß, Hautschuppen) entstehenden Desinfektionsnebenprodukte das Risiko für Blasenkrebs erhöhen. Dieses Risiko lässt sich durch angemessene hygienische Verhaltensweise der Badegäste (vor dem Betreten des Beckens duschen, nicht ins Becken urinieren) deutlich verringern.^[54]

Verbindungen

Chlor bildet Verbindungen in verschiedenen Oxidationsstufen von -1 bis $+7$. Die stabilste und häufigste Oxidationsstufe ist dabei -1 , die höheren werden nur in Verbindungen mit den elektronegativeren Elementen Sauerstoff und Fluor gebildet. Dabei sind die ungeraden Oxidationsstufen $+1$, $+3$, $+5$ und $+7$ stabiler als die geraden. Einen Überblick über die Chlorverbindungen bietet die Kategorie:Chlorverbindung

Chlorwasserstoff und Chloride

Anorganische Verbindungen, in denen das Chlor in der Oxidationsstufe -1 und damit als Anion vorliegt, werden Chloride genannt. Diese leiten sich von der gasförmigen Wasserstoffverbindung Chlorwasserstoff (HCl) ab. Diese ist eine starke Säure und gibt in wässrigen Lösungen leicht das Proton ab. Diese wässrige Lösung wird als Salzsäure bezeichnet. Salzsäure ist eine der technisch wichtigsten Säuren und wird in großen Mengen verwendet. Chloride sind in der Regel gut wasserlöslich, Ausnahmen sind Silberchlorid, Quecksilber(I)-chlorid und Blei(II)-chlorid.



Kupfer(I)-chlorid

Besonders bekannt sind die Chloride der Alkalimetalle, vor allem das Natriumchlorid. Dieses ist der Hauptbestandteil des Speisesalzes und damit wichtiger Bestandteil der Ernährung. Gleichzeitig ist das in großen Mengen als Halit vorkommende Natriumchlorid Ausgangsverbindung für die Gewinnung der meisten anderen Chlorverbindungen. Auch Kaliumchlorid wird in großen Mengen, vor allem als Dünger und zur Gewinnung anderer Kaliumverbindungen, verwendet.

Chloroxide

Es ist eine größere Anzahl Verbindungen von Chlor und Sauerstoff bekannt. Diese sind nach den allgemeinen Formeln ClO_x ($x = 1-4$) und Cl_2O_x ($x = 1-7$) aufgebaut. Chloroxide sind sehr reaktiv und zerfallen explosionsartig in die Elemente. Von technischer Bedeutung sind nur zwei der Chloroxide, Dichloroxid (Cl_2O) und Chlordioxid (ClO_2). Letztes ist unter Normalbedingungen gasförmig und eine der wenigen radikalisch aufgebauten Verbindungen. Beim Verfestigen dimerisiert es und ändert dabei die Magnetisierung von Para- zu Diamagnetismus.

Chlorsauerstoffsäuren

Neben den Chloroxiden bilden Chlor und Sauerstoff – analog zu den Halogenen Brom und Iod – auch mehrere Säuren, bei denen ein Chloratom von einem bis vier Sauerstoffatomen umgeben sind. Diese zu den Halogensauerstoffsäuren zählenden Verbindungen sind die Hypochlorige Säure, die Chlorige Säure, die Chlorsäure und die Perchlorsäure. Die einzige dieser Säuren, die als Reinstoff stabil ist, ist die Perchlorsäure,

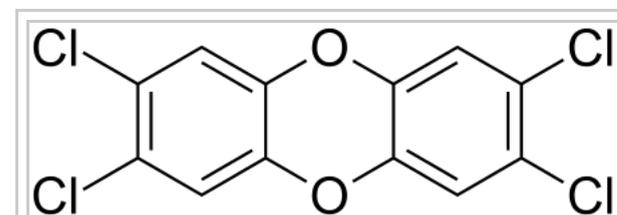
die anderen sind nur in wässriger Lösung oder in Form ihrer Salze bekannt. Der pK_s -Wert dieser Säuren sinkt mit der zunehmenden Anzahl an Sauerstoffatomen im Molekül. Während die Hypochlorige Säure eine nur schwache Säure ist, zählt Perchlorsäure zu den Supersäuren, den stärksten bekannten Säuren.

Interhalogenverbindungen

Chlor bildet vorwiegend mit Fluor, zum Teil auch mit den anderen Halogenen eine Reihe von Interhalogenverbindungen. Chlorfluoride wie Chlorfluorid und Chlortrifluorid wirken stark oxidierend und fluorierend. Während Chlor in den Fluor-Chlor-Verbindungen als elektropositiveres Element in Oxidationsstufen bis +5 im Chlorpentafluorid vorliegt, ist es in Verbindungen mit Brom und Iod der elektroneigere Bestandteil. Mit diesen Elementen sind nur drei Verbindungen, Bromchlorid, Iodchlorid und Iodtrichlorid bekannt.

Organische Chlorverbindungen

Eine Vielzahl von organischen Chlorverbindungen (auch *Organochlorverbindungen*) wird synthetisch hergestellt. Wichtig sind in der Gruppe der Halogenkohlenwasserstoffe die Chloralkane, die Chloralkene sowie die Chloraromaten. Eingesetzt werden sie unter anderem als Lösungsmittel, Kältemittel, Hydrauliköle, Pflanzenschutzmittel oder Arzneistoffe.



2,3,7,8-Tetrachlordibenzodioxin

Zu den Organochlorverbindungen gehören auch einige stark giftige, persistente und bioakkumulative Substanzen, wie etwa die polychlorierten Dibenzodioxine und Dibenzofurane. Die ersten zwölf in das der Schadstoffkontrolle dienenden Stockholmer Übereinkommen aufgenommenen Verbindungen beziehungsweise Stoffgruppen, das sogenannte Dreckige Dutzend, sind ausnahmslos organische Chlorverbindungen.

Außerdem gibt es in der Biosphäre eine Vielzahl von natürlichen organischen Chlorverbindungen, die von Organismen, wie z. B. Bodenbakterien, Schimmelpilze, Seetang und Flechten, synthetisiert werden können. Zu den Verbindungen gehören biogene Halogenkohlenwasserstoffe, wie Methylchlorid, das zu 70 % aus marinen Organismen stammt, und chlorierte Aromate, aber auch chlorhaltige Aminosäuren, wie L-2-Amino-4-chlor-4-pentensäure, die in bestimmten Blätterpilzen vorkommt. Auffällig hoch ist auch der Anteil von chlorierten Huminstoffen in bestimmten Mooren.

Die Synthese dieser Verbindungen erfolgt über Haloperoxidasen in Gegenwart von Wasserstoffperoxid über Direktchlorierung mit enzymatisch freigesetztem Chlor oder Hypochlorit, über Chlorradikale oder durch nucleophile Ringöffnung von Epoxiden mit Chloridionen. Da Chloridionen in der Natur häufig vorkommen, sind diese ausschließlich der Chlorlieferant für die biogenen organischen Chlorverbindungen. Der Anteil dieser Verbindungen in der Umwelt im Vergleich zu dem industriell verursachten Anteil von organischen Chlorverbindungen ist nicht unerheblich.^[55]

Literatur

- F. R. Minz, R. Schliebs: *Moderne Verfahren der Großchemie: Chlor und Natronlauge*. In: *Chemie in unserer Zeit*. 12. Jahrg. Nr. 5, 1978, S. 135–145, doi:10.1002/ciuz.19780120502.
- A. F. Holleman, E. Wiberg, N. Wiberg: *Lehrbuch der Anorganischen Chemie*. 102. Auflage. de Gruyter, Berlin 2007, ISBN 978-3-11-017770-1, S. 433–438.
- Norman N. Greenwood, Alan Earnshaw: *Chemie der Elemente*. 1. Auflage. Weinheim 1988, ISBN 3-527-26169-9, S. 1022–1024.
- Ralf Steudel: *Chemie der Nichtmetalle*. de Gruyter, Berlin 1998, ISBN 3-11-012322-3.
- Eintrag zu *Chlor* (<https://roempp.thieme.de/roempp4.0/dol/data/RD-03-01354>). In: *Römpp Online*. Georg Thieme Verlag, abgerufen am 24. November 2011.
- Harry H. Binder: *Lexikon der chemischen Elemente – das Periodensystem in Fakten, Zahlen und Daten*.

S. Hirzel Verlag, Stuttgart 1999, ISBN 3-7776-0736-3.

- Peter Schmittinger u. a.: *Chlorine*. In: *Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry*. Wiley-VCH, Weinheim 2006, ISBN 3-527-30385-5.

Weblinks

 **Wiktionary: Chlor** – Bedeutungserklärungen, Wortherkunft, Synonyme, Übersetzungen

 **Commons: Chlor** (<https://commons.wikimedia.org/wiki/Category:Chlorine?uselang=de>) – Sammlung von Bildern, Videos und Audiodateien

- Übersicht über Chlor-Folgeprodukte (engl.) (http://www.uhdenora.com/chlor_alkali.asp)

Einzelnachweise

1. Harry H. Binder: *Lexikon der chemischen Elemente*. S. Hirzel Verlag, Stuttgart 1999, ISBN 3-7776-0736-3.
2. Die Werte für die Eigenschaften (Infobox) sind, wenn nicht anders angegeben, aus www.webelements.com (Chlor) (<http://www.webelements.com/chlorine/>) entnommen.
3. Angegeben ist der von der IUPAC empfohlene Standardwert, da die Isotopenzusammensetzung dieses Elements örtlich schwanken kann, ergibt sich für das mittlere Atomgewicht der in Klammern angegebene Massenbereich. Siehe: Michael E. Wieser, Tyler B. Coplen: *Atomic weights of the elements 2009 (IUPAC Technical Report)*. In: *Pure Appl. Chem.* 2010, S.1, doi:10.1351/PAC-REP-10-09-14.
4. IUPAC, Standard Atomic Weights Revised 2013 (http://www.ciaaw.org/pubs/TSAW2013_xls.xls).
5. Eintrag zu *Chlor* ([http://gestis.itrust.de/nxt/gateway.dll?f=id\\$t=default.htm\\$vid=gestisdeu:sdbdeu\\$cid=007170](http://gestis.itrust.de/nxt/gateway.dll?f=id$t=default.htm$vid=gestisdeu:sdbdeu$cid=007170)) in der GESTIS-Stoffdatenbank des IFA, abgerufen am 9. August 2016.
6. Robert C. Weast (Hrsg.): *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. CRC (Chemical Rubber Publishing Company), Boca Raton 1990, ISBN 0-8493-0470-9, S. E-129 bis E-145. Werte dort sind auf g/mol bezogen und in cgs-Einheiten angegeben. Der hier angegebene Wert ist der daraus berechnete maßeinheitslose SI-Wert. Die Anmerkung liquid dürfte ein Druckfehler sein.
7. Yiming Zhang, Julian R. G. Evans, Shoufeng Yang: *Corrected Values for Boiling Points and Enthalpies of Vaporization of Elements in Handbooks*. In: *Journal of Chemical & Engineering Data*. 56, 2011, S. 328–337, doi:10.1021/jc1011086.
8. Eintrag zu *Chlorine* (<http://echa.europa.eu/en/information-on-chemicals/cl-inventory-database/-/discli/substance/external/100.029.053>) im *Classification and Labelling Inventory* der Europäischen Chemikalienagentur (ECHA), abgerufen am 1. August 2016. Hersteller bzw. Inverkehrbringer können die harmonisierte Einstufung und Kennzeichnung erweitern (<http://www.reach-clp-biozid-helpdesk.de/de/CLP/Einstufung/Selbsteinstufung/Selbsteinstufung.html>).
9. Für Stoffe ist seit dem 1. Dezember 2012, für Gemische seit dem 1. Juni 2015 nur noch die GHS-Gefahrstoffkennzeichnung gültig. Die EU-Gefahrstoffkennzeichnung ist daher nur noch auf Gebinden zulässig, welche vor diesen Daten in Verkehr gebracht wurden.
10. Eintrag aus der CLP-Verordnung zu CAS-Nr. 7782-50-5 ([http://gestis.itrust.de/nxt/gateway.dll?f=id\\$t=default.htm\\$vid=gestisdeu:sdbdeu\\$cid=007170](http://gestis.itrust.de/nxt/gateway.dll?f=id$t=default.htm$vid=gestisdeu:sdbdeu$cid=007170)) in der GESTIS-Stoffdatenbank des IFA.
11. Schweizerische Unfallversicherungsanstalt (SUVA): *Grenzwerte am Arbeitsplatz 2015 – MAK-Werte, BAT-Werte, Grenzwerte für physikalische Einwirkungen* (https://extra.suva.ch/suva/b2c/download.do?doctype=pdf&docid=00000000000004489&file=1903_D.pdf), abgerufen am 2. November 2015.
12. William H. Brock: *Viewegs Geschichte der Chemie*. Vieweg, Wiesbaden 1997, ISBN 3-528-06645-8, S. 74.
13. A. F. Holleman, E. Wiberg, N. Wiberg: *Lehrbuch der Anorganischen Chemie*. 102. Auflage. de Gruyter, Berlin 2007, ISBN 978-3-11-017770-1, S. 433.
14. Peter Schmittinger u. a.: *Chlorine*. In: *Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry*. Wiley-VCH, Weinheim 2006, ISBN 3-527-30385-5.
15. George Porter: *Chlorine – An Introduction*. In: *Pure and Appl. Chem.* 68, 9, 1996, S. 1683–1687, doi:10.1351/pac199668091683.
16. *On a Combination of Oxymuriatic Gas and Oxygene Gas*. In: *Philosophical transactions of the Royal Society of London*. Band 101, London 1811, S. 155. (eingeschränkte Vorschau (<https://books.google.de/b>

- ooks?id=1JNJAAAAYAAJ&pg=PA155#v=onepage) in der Google-Buchsuche), abgefragt am 20. Februar 2011.
17. Die Soldaten in Ypern husteten grünen Schaum, spuckten Blut, ihre Zungen hingen heraus, die Haut färbte sich grünlich schwarz. Chlorgas wird eingeatmet, alle Schleimhäute werden vom Chlorgas befallen, vor allem die Lunge ist das Ziel. Chlorgas bewirkt ein Lungenödem, also Wasser in der Lunge, die Lunge füllt sich mit Körperwasser, man erstickt langsam und qualvoll. Die Lunge der überlebenden Verletzten bleibt lebenslang geschädigt. Im Einsatz in Ypern erstickten 100.000 Soldaten, über 1,2 Millionen erlitten schwerste, lebenslange Verletzungen. in: Hans-Volkmar Findeisen: *Fritz Haber. Audiofeature über Habers Leben und Werk*. auf Mediathek SWR 2 Wissen, Min 07:04 ff.
 18. Florian Schmaltz: *Kampfstoff-Forschung im Nationalsozialismus : zur Kooperation von Kaiser-Wilhelm-Instituten, Militär und Industrie*. Göttingen, Wallstein 2005, ISBN 3-89244-880-9, S. 18–19.
 19. *Chlor als Kampfgas*. (http://www.alstergymnasium-hu.de/content/Projekt-Geschichte/sites/mtg_kampfgas.html) David Wottke, abgerufen am 24. Mai 2014.
 20. *UN-Mission: Syrisches Giftgasarsenal unter Verschluss*. (<http://www.kleinezeitung.at/nachrichten/politik/syrien/3454564/produktionsstaetten-fuer-c-waffen-nicht-mehr-nutzbar.story>) In: *kleinezeitung.at vom 31. Oktober 2013*. Abgerufen am 24. Mai 2014.
 21. *Neue Giftgasvorwürfe gegen Assad-Regime*. (<http://orf.at/stories/2231269>) In: *news.ORF.at*. Abgerufen am 24. Mai 2014.
 22. *Bürgerkrieg in Syrien: Organisation macht Assad für Chlorgas-Angriffe verantwortlich*. (http://article.wn.com/view/2014/05/13/Burgerkrieg_in_Syrien_Organisation_macht_Assad_fur_ChlorgasA/) In: *Worldnews.com*. Abgerufen am 17. November 2014. Bürgerkrieg in Syrien: Organisation macht Assad für Chlorgas-Angriffe verantwortlich, wn.com (Video zeigt eine beschädigte gelb lackierte Stahlflasche - die für Chlor, weil giftig und/oder ätzend, übliche Farbcodierung), 13. Mai 2014, abgerufen am 24. Mai 2014.
 23. Eintrag zu *Chlor* (<https://roempp.thieme.de/roempp4.0/do/data/RD-03-01354>). In: *Römpp Online*. Georg Thieme Verlag, abgerufen am 24. November 2011.
 24. David R. Lide (Hrsg.): *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 85. Auflage. CRC Press, Boca Raton, Florida 2005. Section 14, Geophysics, Astronomy, and Acoustics; Abundance of Elements in the Earth's Crust and in the Sea.
 25. Gordon W. Gribble: *The diversity of naturally produced organohalogenes*. In: *Chemosphere*. 2003, 52, S. 289–297, doi:10.1016/S0045-6535(03)00207-8.
 26. Martin Dameris, Thomas Peter, Ulrich Schmidt, Reinhard Zellner: *Das Ozonloch und seine Ursachen*. In: *Chemie in unserer Zeit*. 41, 3, 2007, S. 152–168, doi:10.1002/ciuz.200700418.
 27. The Chlorine Institute: *Chlorine Manufacture* (<http://www.chlorineinstitute.org/stewardship/about-chlorine/chlorine-manufacture.cfm>), Arlington, 2008, abgerufen am 25. Juni 2009.
 28. E. Schweda, G. Jander, E. Blasius: *Anorganische Chemie I - Einführung & Qualitative Analyse*. 17. Auflage. Hirzel, 2012, ISBN 978-3-7776-2134-0, S. 184.
 29. A. F. Holleman, E. Wiberg, N. Wiberg: *Lehrbuch der Anorganischen Chemie*. 102. Auflage. de Gruyter, Berlin 2007, ISBN 978-3-11-017770-1, S. 436.
 30. Th. M. Klapötke, I. C. Tornieporth-Oetting: *Nichtmetallchemie*. Wiley-VCH, Weinheim 1994, ISBN 3-527-29052-4, S. 397.
 31. Peter W. Atkins, Julio de Paula: *Physikalische Chemie*, 4. Auflage. Wiley-VCH, Weinheim 2006, ISBN 3-527-31546-2, S. 1122.
 32. Norman N. Greenwood, Alan Earnshaw: *Chemie der Elemente*. 1. Auflage. Wiley-VCH, Weinheim 1988, ISBN 3-527-26169-9, S. 1035.
 33. Robert L. Collin: *The crystal structure of solid chlorine: correction*. In: *Acta Cryst.* 9, 1956, S. 537, doi:10.1107/S0365110X56001467.
 34. Robert L. Collin: *The crystal structure of solid chlorine*. In: *Acta Cryst.* 5, 1952, S. 431–432, doi:10.1107/S0365110X52001295.
 35. Ulrich Müller: *Anorganische Strukturchemie*. 6. Auflage. Teubner, Stuttgart 2008, ISBN 978-3-8348-0626-0, S. 153.
 36. Reinhard Brückner: *Reaktionsmechanismen*. 3. Auflage. Spektrum Akademischer Verlag, München 2004, ISBN 3-8274-1579-9, S. 21–26.
 37. Reinhard Brückner: *Reaktionsmechanismen*. 3. Auflage. Spektrum Akademischer Verlag, München 2004, ISBN 3-8274-1579-9, S. 217–220.
 38. G. Audi, O. Bersillon, J. Blachot, A. H. Wapstra: *The NUBASE evaluation of nuclear and decay*

- properties* (<http://amdc.in2p3.fr/nubase/Nubase2003.pdf>) (PDF; 1,0 MB). In: *Nuclear Physics*. Bd. A 729, 2003, S. 3–128.
39. Chlor bei SAHRA, Arizona Board of Regents, 2005 (engl., eingesehen am 14. Februar 2009). (<http://web.sahra.arizona.edu/programs/isotopes/chlorine.html>)
 40. Anita Quiles, Hélène Valladas, Hervé Bocherens, Emmanuelle Delqué-Količ, Evelyne Kaltnecker, Johannes van der Plicht, Jean-Jacques Delannoy, Valérie Feruglio, Carole Fritz, Julien Monney, Michel Philippe, Gilles Tosello, Jean Clottes, Jean-Michel Geneste: *A high-precision chronological model for the decorated Upper Paleolithic cave of Chauvet-Pont d'Arc, Ardèche, France*. In: *PNAS*. Band 113, Nr. 17, 26. April 2016, S. 4670–4675, doi:10.1073/pnas.1523158113.
 41. F. Dalnoki-Veress: *What was the cause of the high Cl-38 radioactivity in the Fukushima Daiichi reactor #1*. (http://lewis.armscontrolwonk.com/files/2011/03/Cause_of_the_high_Cl38_Radioactivity.pdf) (PDF; 523 kB), abgerufen am 1. April 2011.
 42. Eintrag zu *Glycerol* (<https://roempp.thieme.de/roempp4.0/do/data/RD-07-01466>). In: *Römpp Online*. Georg Thieme Verlag, abgerufen am 26. Mai 2014.
 43. Eintrag zu *Methyloxiran* (<https://roempp.thieme.de/roempp4.0/do/data/RD-13-01988>). In: *Römpp Online*. Georg Thieme Verlag, abgerufen am 26. Mai 2014.
 44. Hans Ullrich Süß: *Bleaching*. In: *Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry*. Wiley-VCH, Weinheim 2006, doi:10.1002/14356007.a04_191.pub2 (https://dx.doi.org/10.1002%2F14356007.a04_191.pub2).
 45. Eintrag zu *Chlorung* (<https://roempp.thieme.de/roempp4.0/do/data/RD-03-01602>). In: *Römpp Online*. Georg Thieme Verlag, abgerufen am 26. Mai 2014.
 46. Reinhold Buttgereit: *Die Chlorchemie auf dem Prüfstand – gibt es Alternativen?* In: *Spektrum der Wissenschaft*. 1994, S. 108–113, Einleitung (<http://www.spektrumverlag.de/artikel/821753>).
 47. W. Kaim, B. Schwederski: *Bioanorganische Chemie*. 4. Auflage. Teubner, Wiesbaden 2005, ISBN 3-519-33505-0, S. 7.
 48. Eintrag zu *Chlorid* (<https://roempp.thieme.de/roempp4.0/do/data/RD-03-01455>). In: *Römpp Online*. Georg Thieme Verlag, abgerufen am 26. Mai 2014.
 49. M. Suzuki, T. Morita, T. Iwamoto: *Diversity of Cl⁻ channels*. In: *Cell Mol Life Sci*. 63, (1), 2006, S. 12–24. PMID 16314923.
 50. W. Kaim, B. Schwederski: *Bioanorganische Chemie*. 4. Auflage. Teubner, Wiesbaden 2005, ISBN 3-519-33505-0, S. 14.
 51. L. W. Haase, G. Gad: *Über die Bestimmung von freiem Chlor in Wasser mit Hilfe von Dimethyl-p-phenylendiamin*. In: *Fresenius' Journal of Analytical Chemistry*. 107, 1–2, 1936, S. 1–8, doi:10.1007/BF01388203.
 52. Patent EP0281939 (<http://www.google.com/patents/EP0281939>): *Kolorimetrisches Gasmessgerät für Fluor*. Angemeldet am 3. März 1988, veröffentlicht am 24. Juni 1992, Anmelder: Drägerwerk AG, Erfinder: Wolfgang May.
 53. G. Jander, E. Blasius, J. Strähle: *Einführung in das anorganisch-chemische Praktikum*. 14. Auflage. S. Hirzel Verlag, Stuttgart 1995, ISBN 3-7776-0672-3, S. 136.
 54. Cristina M. Villanueva¹, Kenneth P. Cantor, Joan O. Grimalt, Nuria Malats, Debra Silverman, Adonina Tardon, Reina Garcia-Closas, Consol Serra, Alfredo Carrato, Gemma Castaño-Vinyals, Ricard Marcos, Nathaniel Rothman, Francisco X. Real, Mustafa Dosemeci and Manolis Kogevinas: *Bladder Cancer and Exposure to Water Disinfection By-Products through Ingestion, Bathing, Showering, and Swimming in Pools*. In: *Am. J. Epidemiol*. 165, 2, 2007, S. 148–156, doi:10.1093/aje/kwj364.
 55. K. Naumann: *Chlorchemie in der Natur*. In: *Chemie in unserer Zeit*. 27. Jahrg. Nr. 1, 1993, S. 33–41, doi:10.1002/ciuz.19930270105.

Normdaten (Sachbegriff): GND: 4147748-0 | LCCN: sh85024541 | NDL: 00562008

Abgerufen von „<https://de.wikipedia.org/w/index.php?title=Chlor&oldid=158988921>“

Kategorien: Giftiger Stoff | Brandfördernder Stoff | Umweltgefährlicher Stoff | Reizender Stoff | Ätzender Stoff | Halogen | Periode-3-Element | Chemisches Element | Wikipedia:Lesenswert | Lungenkampfstoff | Nichtmetall

- Diese Seite wurde zuletzt am 23. Oktober 2016 um 07:33 Uhr geändert.
- Abrufstatistik

Der Text ist unter der Lizenz „Creative Commons Attribution/Share Alike“ verfügbar; Informationen zu den Urhebern und zum Lizenzstatus eingebundener Mediendateien (etwa Bilder oder Videos) können im Regelfall durch Anklicken dieser abgerufen werden. Möglicherweise unterliegen die Inhalte jeweils zusätzlichen Bedingungen. Durch die Nutzung dieser Website erklären Sie sich mit den Nutzungsbedingungen und der Datenschutzrichtlinie einverstanden.

Wikipedia® ist eine eingetragene Marke der Wikimedia Foundation Inc.