



## Hilfsbuch für den Chemieunterricht in Seminaren

**Busemann, Libertus**

**Leipzig, 1906**

Kap. 3. Chlor. Darstellung aus Salzsäure, aus Kochsalz. Eigenschaften.  
Anwendung. Verbindungen mit Metallen. Salzsäure.

---

[urn:nbn:de:hbz:466:1-80859](https://nbn-resolving.org/urn:nbn:de:hbz:466:1-80859)

herausgehoben und dann wird das Gas angezündet. Das verbrannte Natrium befindet sich im Wasser und färbt rotes Probierpapier blau.

Elektrolyse des Wassers. (Fig. 1.) Wasser läßt sich im elektrolytischen Apparat in seine Elemente zerlegen, wenn man ihm Schwefelsäure zusetzt. Man erhält dann 2 Volumen Wasserstoff (brennbar) und 1 Volumen Sauerstoff (ein glimmender Holzspan flammt auf). Folglich:

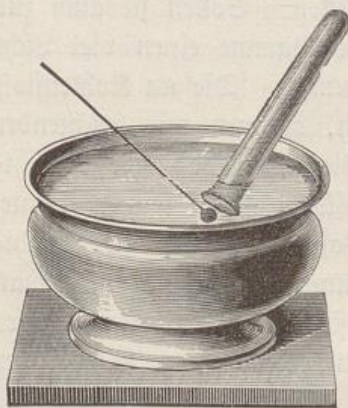


Fig. 4. Wasserzersehung durch Natrium.

Wasser = 2 Teile (Atome) Wasserstoff + 1 Atom Sauerstoff.

Chemische Zeichen. Um chemische Vorgänge ganz kurz auszudrücken, bezeichnet man die Elemente mit den Anfangsbuchstaben ihrer lateinischen Namen, z. B. Wasserstoff = Hydrogenium = H, Sauerstoff = Oxygenium = O, Natrium = Natrium = Na, Zink = Zinkum = Zn. Kohlenstoff = C.

Die Zahl der Atome eines Elementes in einem Molekül gibt man an durch eine kleine Ziffer hinter dem Zeichen desselben, die Anzahl der Moleküle durch eine größere Ziffer (Koeffizient) vor dem Zeichen des Moleküls.  $H_2O$  heißt also: ein Molekül Wasser besteht aus 2 Atomen Hydrogenium und 1 Atom Oxygenium.

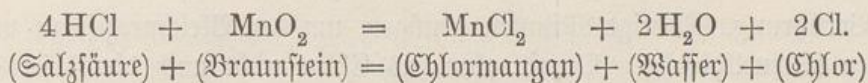
**Aufgaben.** 1. Untersuche: Papier, Siegellack, Rüßöl auf das Vorhandensein von H und C. 2. Wie ist es zu erklären, daß Ofenrohre, die über kalte Vorplätze geführt sind, winters tropfen? 3. Wenn die Lampe angezündet wird, beschlägt das Glas; gleich nachher verschwindet der Beschlag. Erkläre! 4. Wie ist es zu erklären, daß Benzin in so hohem Grade feuergefährlich ist? 5. Warum brennen die Steinkohlen im Ofen anfangs mit Flamme, später ohne Flamme? 6. Warum brennen Koks so sehr schwer an?

Kap. 3.

Chlor. Chlor. <sup>I.</sup> Cl. 35,4.

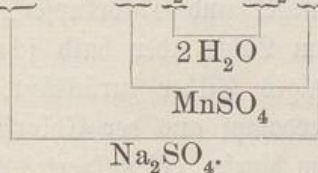
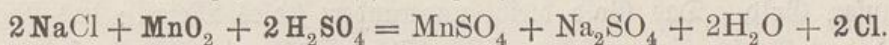
D. (= Darstellung) 1. aus Salzsäure, indem der Wasserstoff der Salzsäure an Sauerstoff gebunden wird. Um dies zu bewirken, wird der Salzsäure ein Körper (Braunstein  $MnO_2$ ) zugefetzt, der gern Sauerstoff abgibt.





Der Braunstein wird zerpocht, in ein Probierglas gegeben und mit Salzsäure übergossen.

2. aus Kochsalz NaCl. Kochsalz wird mit gepulvertem Braunstein gemischt in eine Kochflasche gebracht, mit Schwefelsäure übergossen und erwärmt. Um das (giftige!) Chlor aufzufangen, setzt man einen durchbohrten Kork mit einer s-förmig gebogenen Glasröhre auf die Flasche, führt das freie Ende der Röhre unter das Wasser einer Schüssel und bringt eine mit warmem Wasser gefüllte Flasche umgekehrt über die Öffnung der Röhre.



Eigenschaften. Das Chlor ist ein gelblichgrünes Gas (chloros = gelblichgrün; gr.) von stechendem Geruche. In geringer Menge eingeatmet, reizt es zum Husten; in größerer Menge bewirkt es Bluthusten; rein wirkt es augenblicklich tödend. Von Wasser wird es absorbiert (Chlorwasser; Fig. 5). Es bleicht Pflanzenfarben (Blüte, Probierpapier) und zerstört organische Gebilde (Kork der Chlorflasche). Wenn man dem Chlorwasser eine Lösung von unterschwefligsaurem Natrium hinzufügt, so verschwindet der Chlorgeruch (Anti-Chlor).

A. (= Anwendung.) Das Chlor findet im großen Anwendung zum Bleichen von baumwollenen und leinenen Geweben und von Lumpenpapier. Man taucht die Gewebe erst in Chlorkalklösung und dann in verdünnte Salzsäure, wobei Chlor frei wird. Indem dieses von dem Wasser absorbiert wird, das die Gewebe durchtränkt, kommt es mit allen Fasern derselben

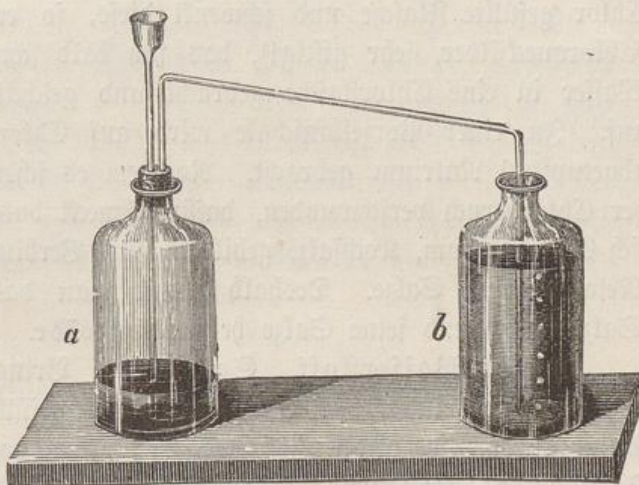


Fig. 5.

a Glas mit Braunstein und Salzsäure, Darstellung von Chlorwasser;  
b Glas mit kaltem Wasser zum Auffangen des Chlors.



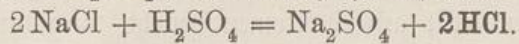
in Berührung. Wenige Minuten genügen, um den Bleichprozeß zu vollenden (Schnellbleiche). Damit aber das Chlor nicht auch die Faser angreife, sind die gebleichten Gewebe mit viel reinem Wasser nachzuspülen oder besser noch mit einer schwachen Lösung von unterschwefligsaurem Natron zu behandeln. Um Weinflecke aus Wäschestücken zu entfernen, benetzt man diese mit Essig, gießt wenig Bleichwasser (enthält unterschwefligsaures Kalium oder Natrium) darüber und spült mit Anti-Chlor und reinem Wasser aus.

Vb. (= Verbindungen) a) mit Metallen. 1. Auf eine mit Chlor gefüllte Flasche legt man nacheinander Münzen aus Silber, Nickel, Kupfer, Gold. Das Gold bleibt unverändert (edles Metall); das Nickel und das Kupfer färben sich weißlich (Chlornickel und Chlorkupfer); das Silber wird erst mattweiß (Chlor Silber), am Lichte aber bald schwarz, indem das Chlor entweicht und pulverförmiges Silber zurückläßt, das schwarz aussieht. 2. Um auch allen Wasserdampf aus der Chlorflasche zu entfernen, gibt man in diese Chlorkalcium hinein. Gepulvertes Arsen und Goldschaum (Kupfer) glühen jetzt in dem Chlorgas auf (Chlorarsen und Chlorkupfer). 3. Gießt man ein wenig Quecksilber in eine mit Chlor gefüllte Flasche und schwenkt diese, so entsteht ein weißes Salz (Chlorquecksilber, sehr giftig!), das sich bald schwärzt. 4. Wird kaltes Wasser in eine Chlorflasche gebracht und geschüttelt, so löst es Chlor auf. In einer Porzellanschale wird auf Chlormwasser ein Stück (gut abgetupft) Natrium gebracht. Nachdem es scheinbar verbrannt ist, ist der Chlorgeruch verschwunden, dafür schmeckt das Wasser salzig; es hat sich Chlornatrium, Kochsalz, gebildet. Die Verbindungen des Chlors mit Metallen sind Salze. Deshalb nennt man das Chlor ein Halogen (Salzbildner) und seine Salze heißen Haloide.

b) Mit Wasserstoff. Salzsäure. Bringt man 2 Probiergläser, von denen das eine mit H, das andere mit Cl gefüllt ist, mit den Öffnungen übereinander, so bilden sich weiße Wolken von Chlormwasserstoff, Salzsäuregas, HCl, während der Chlorgeruch verschwindet. Sehr schnell, unter Feuererscheinung und mit lautem Geräusche geschieht dies, wenn man eine kleine Flamme an die Öffnung hält, oder die Gläser in den direkten Sonnenstrahl bringt, oder einen elektrischen Funken durch das Gasgemisch schlagen läßt. — Chlormwasser verliert, wenn es längere Zeit dem Sonnenlichte ausgesetzt wird, seinen Chlorgeruch und färbt dann blaue Pflanzenfarben rot. Chlor zerfällt nämlich im Lichte Wasser, und es entsteht gleichfalls HCl. — Bringt man in die Probiergläser (siehe oben) eine kleine Wassermenge, so löst diese den Chlormwasserstoff auf.



Die käufliche Salzsäure ist Wasser, das  $\text{HCl}$  gelöst enthält; reine Salzsäure ist hell und farblos. Fabrikmäßig wird Salzsäure gewonnen bei der Sodafabrikation, indem man  $\text{NaCl}$  (Kochsalz) mit  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (Schwefelsäure) erwärmt, um  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  (Glaubersalz) zu erhalten.



Der Chlornasserstoff ist hier Nebenprodukt und wird in Wasser geleitet; aus der so gewonnenen Salzsäure entwickelt man mittels Braunstein Chlor, und indem man dieses langsam über dünne Schichten von feuchtem, gelöschtem Kalk leitet, erhält man Chlorkalk (Bleichereien!).

**Aufg.** 1. Welchem Zwecke dient in D 1 das  $\text{MnO}_2$ ? in D 2  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?  $\text{MnO}_2$ ? 2. Vergleiche hinsichtlich ihrer Affinität zu H das Cl und O. 3. Chlorkalk riecht auch ohne Anwendung von Essig nach Cl; welche Säure mag dann die Essigsäure ersetzen? 4. Flaschen, in denen Chlornasserstoff aufbewahrt wird, sind gewöhnlich schwarz oder mit Papier beklebt. Grund? 5. Weise nach, daß Na eine größere Affinität zu Cl hat als zu O! 6. Vergleiche die Affinität des Cl zu Ag und zu H! 7. Welche Ähnlichkeit ist zwischen der Erzeugung von Wärme durch Schlag und Stoß einerseits und durch Bildung von  $\text{HCl}$  aus H und Cl andererseits? Welcher Unterschied? 8. Auf welche Weise läßt sich eine Blüte entfärben? eine blaue Blüte rot färben? 9. Merke: Silber, Argentum = Ag; Mangan, Mangan = Mn; Kupfer, Cuprum = Cu; Zinn, Stannum = Sn. 10. Lies  $\text{MnCl}_2$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{AgCl}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{FeCl}_2$ ,  $\text{NaCl}$ . Gib die Zahl der Atome in jeder dieser Verbindungen an! 11. Weise nach, daß die Entstehung von  $\text{NaCl}$  und von  $\text{HCl}$  chemische Vorgänge sind! 12. Wie kann man nachweisen, daß  $\text{HCl}$  H und Cl enthält?

## Kap. 4.

## Atomgewicht. Gesetze. Wertigkeit.

**Atomgewicht.** Jeder Körper läßt sich durch Anwendung eines Druckes zusammenpressen, verdichten; die Moleküle eines Körpers müssen also durch Zwischenräume voneinander getrennt sein. Beim Übergehen aus dem flüssigen Zustande in den luftförmigen nehmen die Körper ein sehr viel größeres Volumen ein, Wasser z. B. ein 1700 mal so großes. Die Moleküle eines Gases sind also im Verhältnis zu ihren Zwischenräumen unendlich klein.

Bei der Ausdehnung durch Wärme nehmen alle Gase in ganz demselben Maße und ganz regelmäßig an Volumen zu, bei der Erwärmung von  $0^\circ$  auf  $1^\circ$  um  $\frac{1}{273}$ , von  $0^\circ$  auf  $2^\circ$  um  $\frac{2}{273}$ , auf  $10^\circ$  um  $\frac{10}{273}$  uß.