

## Allgemeines.

Das chlorsaure Kali<sup>1)</sup> scheint nach Kopp's Geschichte der Chemie III, 362 schon im 17. Jahrhundert dargestellt worden zu sein, wie aus zwei Schriften von Glauber (1648) hervorgeht, ohne daß man jedoch seine Natur näher erkannt hätte; vielmehr hielt es Glauber für Salpeter. Seine eigentliche Entdeckung und nähere Untersuchung verdankt man Berthollet 1786 bis 1788.<sup>2)</sup> Gay-Lussac, Graham u. A. gaben Vorschriften für seine Darstellung, aber erst durch Liebig's Anweisung wurde dieselbe zu einem für die große Technik erreichbaren Preise ermöglicht.

Geschichtliches.

Das chlorsaure Kali bildet wasserhelle, glänzende Krystalle des monoklinischen Systems von gewöhnlich tafelförmiger Ausbildung. Doch kommen auch mehr gleichmäßig ausgewachsene Krystalle vor, deren beide vorherrschende Prismen scheinbare Rhomboeder bilden.

Physikalische Eigenschaften.

Häufig findet man Zwillinge, welche an den einspringenden Winkeln kenntlich sind. Sehr selten findet man — wie auch beim Chlorbaryum<sup>3)</sup> — einzelne Krystallindividuen, welche in gewissen Stellungen farbiges Licht reflektieren und auch durchlassen. Solche Krystalle erscheinen im reflektierten Licht himmelblau, karmoisinrot oder metallisch grün, im durchgehenden matt blau bis violett oder blafsgelb. In anderen Stellungen sehen diese Krystalle eben so farblos aus, wie die große Masse der Chloratkrystalle.

Wenn es aus stark chlorcalciumhaltigen Laugen krystallisiert, so scheidet es sich — wenn es reichlich vorhanden ist — in Form von nadelförmig zugespitzten und verästelten kleinen Krystallen,

<sup>1)</sup> Mit Benutzung der Angaben in Lunge, Sodaindustrie 1879.

<sup>2)</sup> Manuel Eissler, Modern High Explosives, New York 1884, p. 139, giebt schon das Jahr 1785 als dasjenige an, in welchem Berthollet mit seinen Untersuchungen an die Öffentlichkeit trat.

<sup>3)</sup> Hurter, Privatmitteilung von 1872.

— wenn es nur spärlich in Lösung ist, in Form von dünnen kleinen Blättchen aus.

Es ist weicher als Steinsalz; sein spezifisches Gewicht ist  $2,926$  bis  $2,95$ . Seine spezifische Wärme ist  $= 0,210$ <sup>1)</sup>. Es löst sich in Wasser unter Erkältung etwas schwer auf.

100 Gew.-Tl. Wasser lösen bei:

Temperatur °C.	nach Gay-Lussac	nach Girardin
0 °C.	3,33 Gew.-Tl. Chlorat	—
13,32	5,60 „	—
15,37	6,03 „	—
24,43	8,44 „	—
28	—	9,5 Gew.-Tl.
35	—	12,3 „
35,02	12,05 Gew.-Tl. Chlorat	—
40	—	14,4 Gew.-Tl.
47	—	18,3 „
49,08	18,96 Gew.-Tl. Chlorat	—
65	—	29,1 Gew.-Tl.
74,89	35,40 Gew.-Tl. Chlorat	—
104,78	60,24 „	—

Nach V. Meyer enthält die bei  $99^{\circ}$  C. gesättigte Lösung  $55,54\%$   $\text{KClO}_3$ .

Nach Gerlach<sup>2)</sup> enthält die kochend gesättigte Lösung  $40\%$   $\text{KClO}_3$ , oder 100 Teile Wasser lösen  $66,6$  Teile davon auf, nach anderen Angaben  $69,2$  Teile.

Seine Löslichkeit steigt also namentlich über  $50^{\circ}$  C. in weit höherem Verhältnisse als die Temperatur.

Die Siedetemperatur der kochend gesättigten Lösung beträgt:

nach Griffiths . . .	$103,3^{\circ}$ C.
„ Legrand . . .	$104,2$ „
„ Gerlach . . .	$104,4$ „
„ Kremers . . .	$105$ „

Das spezifische Gewicht der Lösungen bei  $19,5^{\circ}$  C. ist nach Kremers' Versuchen und Gerlach's Berechnungen:

<sup>1)</sup> Paul F. Chalon, Les Explosifs Modernes. Paris 1886, p. 29.

<sup>2)</sup> Fresenius' Zeitschrift für analyt. Chemie. 1887. p. 426.

Dichte von Kaliumchloratlösungen bei 19,5° C.:

% KClO <sup>3</sup>	Dichte	% KClO <sup>3</sup>	Dichte
1 . . . . .	1,007	6 . . . . .	1,039
2 . . . . .	1,014	7 . . . . .	1,045
3 . . . . .	1,020	8 . . . . .	1,052
4 . . . . .	1,026	9 . . . . .	1,059
5 . . . . .	1,033	10 . . . . .	1,066

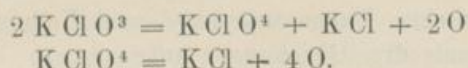
In absolutem Alkohol ist es unlöslich, und in wasserhaltigem nur sehr wenig löslich, und um so weniger, je stärker er ist.

Das chlorsaure Kali krystallisiert wasserfrei. Die Krystalle verändern sich nicht an der Luft. Seine chemische Zusammensetzung ist folgende:

Chemische  
Eigen-  
schaften.

Atomgewichte:	Procente:
K . . . . . = 39,13	31,92 %
Cl . . . . . = 35,46	28,92 %
3O . . . . . = 48,00	39,16 %
<hr/> K Cl O <sup>3</sup> . . . = 122,59	<hr/> 100,00 %.

Das Kaliumchlorat schmilzt nach Berthelot bei 334° C.<sup>1)</sup> ohne Sauerstoffverlust, fängt aber schon bei 352° C. an, sich unter Aufschäumen zu zersetzen, indem es Sauerstoff abgibt, und zum Teil in Chlorkalium und überchlorsaures Kali übergeht. Bei mäfsiger Glühhitze wird die Zersetzung lebhafter und vollständiger: ein Teil zerfällt in Chlorkalium und Sauerstoff, und der andere setzt sich bei nicht zu hoher Temperatur in Chlorkalium und überchlorsaures Kali um. Bei weiterem Erhitzen zerfällt auch letzteres vollständig in Chlorkalium und Sauerstoff:



Nach Carnelly<sup>2)</sup> soll sein Schmelzpunkt erst bei 359° C. liegen, und es sich erst bei einer höheren Temperatur zersetzen.

Mischt man chlorsaures Kali mit Braunsteinpulver, Sand oder anderen inerten Stoffen, so findet seine Zersetzung schon bei 240° C. vollständig statt.

Die Zersetzung des chlorsauren Kali durch Erhitzen ist jedoch kein so einfacher Vorgang, wie ihn die Formeln andeuten.

<sup>1)</sup> Pohl, Liebigs Jahresbericht 1851 p. 19 und 59.

<sup>2)</sup> Journal of the Chem. Society 1878, II, p. 277.

Es treten dabei zwei Erscheinungen auf, welche zu vielen Untersuchungen Veranlassung gegeben haben, und welche selbst heute noch nicht vollständig aufgeklärt sind.

Wohl jeder Chemiker, welcher durch Erhitzen von chloresurem Kali — ohne oder mit Zusatz von Braunstein — Sauerstoffgas dargestellt hat, wird bemerkt haben, dafs dasselbe nach Chlor roch.

Ferner hinterläfst das Kaliumchlorat beim Erhitzen und Schmelzen in einem Platintiegel eine Schmelze von Chlorkalium, die nach dem Auflösen in Wasser stets alkalische Reaktion gegen Lakmuspapier zeigt.

Schönbein<sup>1)</sup> gab für diese beiden Erscheinungen die Erklärung, dafs das Kaliumchlorat sich nicht blofs in Sauerstoff und Chlorid zersetzt, sondern dafs auch eine kleine Menge von Chlor entsteht unter gleichzeitiger Bildung von Kaliumoxyd.

Schon in Gmelin's Handbuch der Chemie vom Jahre 1844 findet sich die Bemerkung, dafs nach Marignac beim Erhitzen von chloresurem Kali aufer Sauerstoff auch Chlor entweiche, und dafs eine Spur Kali zurückbleibe.

Über die Entstehung von Chlor bei der Darstellung von Sauerstoff aus Kaliumchlorat hat neuerdings F. Bellamy<sup>2)</sup> eine Arbeit veröffentlicht. Alle Substanzen, welche dem Kaliumchlorat beigemischt werden, um die Sauerstoffentwicklung zu befördern, geben Veranlassung zur Entbindung von Chlor. Und zwar sind dies Substanzen saurer Natur, wie die höheren Oxyde des Mangans, Eisens, Kobalts und Nickels. Ein Zusatz basischer Oxyde, wie Kalk, Magnesia, Natron, verhindert das Freiwerden von Chlor, beschleunigt aber auch nicht die Sauerstoffentwicklung. Für die Reaktionen zwischen Mangansuperoxyd und Kaliumchlorat stellt Bellamy folgende drei Gleichungen auf:

- (1)  $KClO^3 + MnO^2 = K Mn O^4 + O + Cl$
- (2)  $2 K Mn O^4 = K^2 Mn O^4 + Mn O^2 + O^2$
- (3)  $K^2 Mn O^4 + Mn O^2 + KClO^3 = 2 K Mn O^4 + KCl + O.$

Die deutsche Pharmakopöe erblickte jedoch in dem Eintreten der alkalischen Reaktion der Schmelze einen Beweis dafür, dafs

<sup>1)</sup> Bulletin der Königl. Bayerischen Akad. d. Wissenschaften 1856 No. 14 u. Buchner's neues Repertorium 5. p. 305.

<sup>2)</sup> Moniteur scientif. [4] 1. 1145—1159. Auch Berichte der deutschen chem. Gesellsch. 1888 p. 3.

das Kaliumchlorat mit Salpeter verunreinigt sei, der beim Schmelzen in Kaliumnitrit übergehe, und dadurch die alkalische Beschaffenheit des Schmelzrückstandes veranlasse. Demnach schrieb die deutsche Pharmakopöe vor, zur Prüfung des chlorsauren Kalis auf Salpeter das Salz bis zur völligen Zersetzung zu glühen, den Glührückstand in Wasser zu lösen und die Lösung auf Alkalität zu prüfen. Alkalische Reaktion sollte die Anwesenheit von salpetrigsaurem Kali in der Schmelze resp. von Salpeter im chlorsauren Kali beweisen.

Nun hat aber schon Vulpius<sup>1)</sup> gezeigt, daß auch ein völlig salpeterfreies Kaliumchlorat einen alkalischen Rückstand ergibt. Vulpius verweist zugleich auf eine diesbezügliche Mitteilung Hager's im Kommentar zur deutschen Pharmakopöe, sowie auf die Beobachtung Wagner's (mitgeteilt in der Zeitschrift für analytische Chemie), daß dem aus Kaliumchlorat dargestellten Sauerstoff Chlor beigemischt sei.

Die Untersuchungen von G. Buchner<sup>2)</sup> lassen die Salpeterfrage noch offen. Er glaubt, den Kaliumnitritgehalt in den Schmelzrückständen vom Kaliumchlorat des Handels durch Jodzinkstärkelösung in mit Schwefelsäure angesäuerter Lösung nachgewiesen zu haben. Danach würde sich der Gehalt des käuflichen chlorsauren Kalis an salpetersaurem Kali zu 0,5 bis 2 % berechnen. Als Quelle dieser Verunreinigung könne man nur das rohe Chlorkalium ansehen.

F. Belamy<sup>3)</sup> vermutet, daß zur Bildung von Chlor bei der Darstellung von Sauerstoff aus Kaliumchlorat die Anwesenheit einer aktiv wirkenden Substanz, z. B. Braunstein, Kupfersulfat, Kaliumbichromat, der Oxyde des Eisens etc. nötig sei.

Zur direkten Nachweisung des etwa vorhandenen Salpeters sind Methoden vorgeschlagen worden von Depaire und Rouguès<sup>4)</sup> und von Jorissen<sup>5)</sup>. Die letztere beruht auf der Reduktion der etwa vorhandenen Salpetersäure zu salpetriger Säure mittelst naszierenden Wasserstoffs und dem Nachweis dieser durch das Griess'sche Reagens (Metadiamidobenzolchlorhydrat). 1 %

<sup>1)</sup> Pharm. Centralh. 1884 p. 566.

<sup>2)</sup> Chemiker-Zeitung 1885, 9. p. 1590.

<sup>3)</sup> Moniteur scientifique 1887, 4 Ser. 1. 1145, auch Chemiker-Zeitung, Repertor. 1887. p. 247.

<sup>4)</sup> Archives de Pharm., 1887. 5.

<sup>5)</sup> Journ. de Pharmacie, d'Anvers 1887, p. 320, oder Archiv der Pharm. 1887. p. 882.

Salpeter im chlorsauren Kali soll eine dunkelbraungelbe Färbung veranlassen.

Die ausführlichste Arbeit über diesen Gegenstand hat L. Scholvien<sup>1)</sup> geliefert. Kaliumchlorat, welches durch vielfaches Umkrystallisieren von etwa vorhandenem Salpeter als vollständig gereinigt angesehen werden konnte, ergab stets einen alkalisch reagierenden Glührückstand. Und dieser letztere, in der 4fachen Menge Wasser gelöst, kalt mit verdünnter Schwefelsäure übersättigt, ergab auf Zusatz von Jodzinkstärkelösung sofort eine blaue Färbung. Die Lösung mit Diphenylaminlösung gemischt und mit konzentrierter Schwefelsäure unterschichtet, gab sofort den tief blauen Ring: die bis vor kurzem als charakteristisch für Stickstoffsäuren angesehene Reaktion<sup>2)</sup>.

Die Vermutung, daß sich vielleicht Kaliumsuperoxyd und dadurch in der Lösung Wasserstoffsuperoxyd gebildet hätte, wurde durch Jodzinkstärkelösung bei Anwendung der Traub'schen Reaktion<sup>3)</sup> (Zusatz von Kupfersulfat- und Eisenoxydulsalzlösung) widerlegt. Scholvien sah sich daher veranlaßt, bei der Schmelzung von chlorsaurem Kali die Bildung einer niederen Chlorsauerstoffverbindung anzunehmen. Und zwar konnte er neben dieser Verbindung selbst die kleinsten Mengen absichtlich zugesetzten Salpeters noch durch Brucinlösung nachweisen. Seine Resultate waren folgende:

1. Chlorsaures Kali, auch in reinster Form, zersetzt sich beim Glühen stets unter Hinterlassung eines alkalisch reagierenden Rückstandes, welcher aus Chlorkalium mit geringen Mengen von Kaliumoxyd und (wahrscheinlich) niederen Chlorsauerstoffverbindungen besteht. Letztere werden ebenso wie salpetrigsaures Kali durch anhaltendes, heftiges Erhitzen (20 bis 30 Minuten lang) vollständig zerstsört.
2. Chlorkalium erleidet ähnliche Zersetzung, der Glührückstand reagiert ebenfalls alkalisch.
3. Die Prüfung der deutschen Pharmakopöe auf Salpeter muß aus diesem Grunde stets zu unrichtigen Schlüssen führen.

<sup>1)</sup> Apotheker-Zeitung 1887. p. 408.

<sup>2)</sup> Lunge bewies das Auftreten derselben Färbung durch Selenigesäure in der Schwefelsäure. Berichte der deutschen chemischen Gesellschaft 1887. p. 2031.

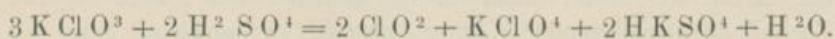
<sup>3)</sup> M. Traub, Berichte d. deutsch. chem. Gesellsch. 1884. p. 1894.

4. Zur Prüfung auf Salpeter wird das chlorsaure Kali erhitzt, bis das restierende Chlorkalium nochmals geschmolzen ist. Die Lösung der Schmelze in Wasser nach Zusatz von verdünnter Schwefelsäure darf durch Jodzinkstärkelösung nicht bis zur Undurchsichtigkeit gefärbt werden. Eine lichte Blaufärbung ist zulässig (denn schon 0,01 % Salpeter verursacht eine so intensive Färbung, daß die Flüssigkeit völlig undurchsichtig wird).

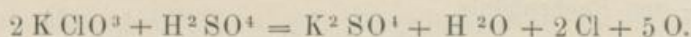
Nach in Stafsurt eingezogenen Privatnachrichten wird daselbst das Chlorkalium nur höchst selten — wenn überhaupt — auf Salpeter geprüft; nur ab und zu wird der Gesamtstickstoff darin bestimmt, der stets nur einen sehr kleinen Bruchteil eines Prozentes ausmacht.

Das Kaliumchlorat ist ein viel stärkeres Oxydationsmittel als die Hypochlorite. Vermischt man es mit leicht oxydierbaren Substanzen, wie Schwefel, Phosphor, Kohlepulver etc., so bildet es damit explosible Gemische. Die Explosion ist so heftig, daß das Chlorat nicht zur Fabrikation von Schießpulver verwendet werden kann. Die Gemische zersetzen sich überdies langsamer oder schneller von selbst, mitunter mit Detonation.

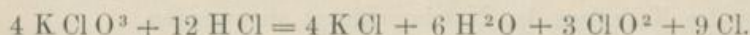
Wenn man es mit kalter konzentrierter Schwefelsäure behandelt, so entwickelt es unter gleichzeitiger Bildung von überchlorsaurem Kali das Anhydrid der unterchlorigen Säure, welches sich am Licht oder durch Erwärmung von selbst zersetzt:



In der Wärme würde die Reaktion folgenderweise verlaufen:



Mit Salzsäure erhält man eine Entwicklung von Chlor und Unterchlorigsäureanhydrid:

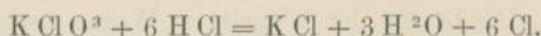


Das Anhydrid zersetzt sich beim Erhitzen, und man sieht daraus, daß das Chlorat durch Behandlung mit Säuren im Überschufs in der Wärme ein überaus kräftig oxydierendes und chlorierendes Agens abgiebt\*).

Gewöhnlich nimmt man jedoch für die Zersetzung von chlor-

\*) Lunge, Sodaind. III, p. 383.

saurem Kali mit Salzsäure beim Kochen folgende einfachere Reaktion an:



wobei zu bemerken ist, daß das überchlorsaure Kali sich nicht in analoger Weise verhält<sup>1)</sup>.

Die reine, gesättigte, wässrige Lösung von chlorsaurem Kali kocht, ohne Sauerstoff zu verlieren. Sie wird durch Silberlösungen nicht getrübt.

Physio-  
logische  
Eigen-  
schaften.

Das chlorsaure Kali schmeckt kühlend, herb und salpeterähnlich. Im Übermaß genossen wirkt es giftig und kann den Tod herbeiführen, wahrscheinlich durch die toxischen Wirkungen der Kalisalze überhaupt.

Neuere Untersuchungen von Stokvis<sup>2)</sup> haben ergeben, daß das Kaliumchlorat etwa viermal so giftig ist, als das Natriumchlorat. Kaninchen starben, wenn man ihnen pro Kilogr. ihres Körpergewichtes beibrachte:

2 bis 2,5 grm. Kaliumchlorat, oder  
8 bis 12,0 grm. Natriumchlorat.

Verwendung.

Das chlorsaure Kali wird verwendet zur Fabrikation von Zündhölzchen, namentlich der sogenannten schwedischen, zur Fabrikation von Feuerwerkskörpern, von Zündern für Patronen und dergleichen. Ferner in der Färberei und Druckerei als Oxydationsmittel, z. B. bei der Herstellung von Anilinschwarz; bei der Alizarinschmelze; auch in einigen anderen Fällen in der Technik als oxydierender Körper, obwohl es meist zu teuer ist. Dann in Laboratorien zur Darstellung von Sauerstoff, und in der Medizin, namentlich zu Gurgelwassern bei Entzündungen der Mund- und Rachenhöhle.

Doch muß man sich dabei vor übermäßigem oder zu langem Gebrauch in acht nehmen. Wenn es in solchen Fällen bloß auf die desinfizierende Wirkung ankommt, so dürfte es sich empfehlen, statt des Kalisalzes das Natriumchlorat anzuwenden.

Derivate.

Das chlorsaure Kali bildet häufig das Rohmaterial zur Darstellung anderer Chlorate und der Chlorsäure selbst. Brown erwähnt<sup>3)</sup>, daß die Neutralisierungswärme der Chlorsäure,  $\text{H Cl O}^3$ ,

<sup>1)</sup> Vergl. Hurter, Journ. of the Soc. of Chem. Ind. 1887. p. 341.

<sup>2)</sup> Jahresbericht über die Leistungen und Fortschritte in der gesamten Medizin von R. Virchow und A. Hirsch 1886, I, 377. Auch Berichte der deutschen chem. Gesellsch. 1886. p. 778.

<sup>3)</sup> Journal of the Society of Chem. Industry, April 1887, p. 252.

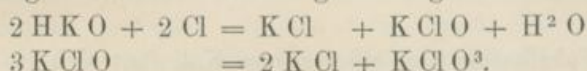


durch Magnesium wahrscheinlich ungefähr 15 000, durch Calcium aber 27 000 bis 28 000 W. E. betrage, und dafs daher  $Mg Cl^2 O^6$  sich leichter bilde als  $Ca Cl^2 O^6$ , und dafs aus demselben Grunde auch  $Mg Cl^2 O^6$  sich mit  $K Cl$  leichter zu  $K Cl O^3$  umsetze als  $Ca Cl^2 O^6$ .

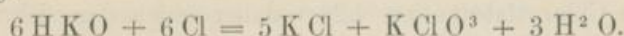
Im allgemeinen entstehen Chlorate neben Hypochloriten und überchlorsauren Salzen bei der Elektrolyse von wässrigen Lösungen der Chloride der Alkalien und alkalischen Erden <sup>Entstehungsweisen.</sup> 1). Dieselben zerlegen sich zuerst in Chlor und Metall, und dieses bildet durch Zersetzung des Wassers die entsprechende Basis, welche dann als Absorptionsmittel für das entstehende Chlor dient.

Nach eigenen Versuchen <sup>2)</sup> über Elektrolyse des Chlorecalciums unter Anwendung eines Diaphragma ist jedoch die Bildung von Hypochlorit und Chlorat verschwindend klein.

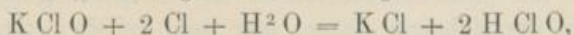
Kaliumchlorat entsteht direkt durch Sättigung von Kalihydratlösung mit Chlor. Hierbei gehen folgende Reaktionen vor;



Oder, wenn man beide Reaktionen zu einer einzigen vereinigt, so erhält man die Fundamentalformel der Chloratbildung: <sup>Fundamentalformel.</sup>



Leider aber verlaufen die Reaktionen nicht so einfach. Namentlich findet auch folgende Umsetzung statt:



wobei die sich leicht in Wasser, Chlor und Sauerstoff zersetzende freie unterchlorige Säure entsteht, während Chlorid zurückbleibt.

Die Methoden, welche man früher anwendete, um chlorsaures Kali darzustellen, sind von Lunge in seiner „Sodaindustrie“ zusammengestellt worden. Die erste rührt von Gay-Lussac her: Er empfahl, eine Lösung von 1 Tl. Kalihydrat in 3 Tln. Wasser vollständig mit Chlorgas zu sättigen, dieselbe einige Tage stehen zu lassen und dann zum Kochen zu erhitzen, um alles unterchlorigsäure Kali in chlorsaures Salz überzuführen und dann kristallisieren zu lassen. <sup>Darstellungsarten.</sup>

<sup>1)</sup> Lidow u. Tichomirow, Fortschr. d. Chemie, Jahresber. 1882, p. 158. Ferner Hurter, Journ. of the Society of Chem. Ind. 1887, p. 337, Chem. Industrie 1888, p. 28.

<sup>2)</sup> Chem. Ind. 1888, p. 100.

Nach Anton Morin<sup>1)</sup> erhielt man jedoch nur eine sehr viel geringere Ausbeute, als der Theorie entsprach. Die oben angeführte Zersetzung des Hypochlorit ging so weit, daß man statt des theoretischen Molekülverhältnisses von Chlorid zu Chlorat wie 5 : 1 Verhältnisse bis zu 18 : 1 erhielt.

Die Anwendung von kohlensaurem Kali statt des Ätzkali gab noch schlechtere Resultate.

Graham schlug vor, zur Absorption des Chlors eine Lösung von Pottasche, welche Kalk in Suspension enthält, anzuwenden.

Alle Fabrikationsmethoden, welche von Pottasche als Rohmaterial ausgingen, sind jedoch verlassen worden zu Gunsten des 1831 von Justus von Liebig<sup>2)</sup> angegebenen Verfahrens: zuerst eine Lösung von Calciumchlorat zu bereiten, und diese dann mit Chlorkalium zu zersetzen.

Stellung in  
der Soda-  
industrie.

Die Fabrikation von chlorsaurem Kali fügt sich in die Soda-industrie ein, weil sie eine große Menge Salzsäure verbraucht, welche dort am billigsten zu erhalten ist, wo man Natriumsulfat durch Zersetzung von Kochsalz mit Schwefelsäure erzeugt.

Die Chloratfabrikation bildet daher einen der vielen Zweige der Leblanc-Soda-industrie. Die Stellung dieses Zweiges innerhalb der Industrie hat nach zwei Richtungen hin Bedeutung. Schon ehe das Ammoniakverfahren der Sodaerzeugung aufkam, gegen Mitte der siebziger Jahre, war man bei den stetig sinkenden Sodapreisen gezwungen, die bei der Sulfatdarstellung gewonnene Salzsäure möglichst vorteilhaft zu verwerten. Während die Verwendung der Salzsäure zur Schwefelregeneration nach Mond's Verfahren durch die Quantität von Sodarückständen beschränkt war, welche man diesem Prozeß unterwarf, blieb den Fabrikanten freie Verfügung über die Mengen von Salzsäure, die sie zur Erzeugung von Chlorkalk oder von chlorsaurem Kali benutzen wollten. Je nach dem Stande des Marktes konnte man die Fabrikation des einen oder des anderen Produktes bevorzugen.

Als aber durch die Verdienste von Ernest Solvay auf dem Kontinent und der Firma Brunner, Mond & Co. in England

<sup>1)</sup> Annales de Chim. et de Phys. 1828, 37 p. 154

<sup>2)</sup> Magazin für Pharmacie 35, p. 225; und Annalen der Pharmacie 41 p. 307.

seit etwa zehn Jahren das Ammoniakverfahren Soda von einer Reinheit und zu einem Preise an den Markt lieferte, daß die Leblanc-Sodafabrikanten einen aussichtslosen Konkurrenzkampf vor sich sahen, waren die letzteren gezwungen, den Fortbestand ihrer Fabriken — außer durch Ätznatronfabrikation — hauptsächlich durch Verwertung der Salzsäure zu ermöglichen. Aber auch hierin gab es eine Grenze. Während das bedenkliche Fallen der Sodapreise hauptsächlich veranlaßt wurde durch Entstehen neuer Fabriken seit Anfang der siebziger Jahre und durch vergrößerte Produktion der alten Fabriken, so wurde naturgemäß auch mehr Salzsäure erzeugt. Da nun die größte Menge dieser Salzsäure zur Fabrikation von Chlorkalk benutzt wurde, so sank auch der Preis dieses Artikels derartig, daß die englischen Alkalifabrikanten vor mehreren Jahren gezwungen wurden, sich durch Konvention eine freiwillige Beschränkung aufzuerlegen\*). Dadurch stiegen die Chlorkalkpreise wieder soweit, daß das Bestehen der alten Fabriken gesichert erschien, in denen gegenwärtig die Chloratfabrikation neben einer quantitativ beschränkten Chlorkalk-erzeugung ungehindert und um so energischer betrieben wird.

In der folgenden Beschreibung der Chloratfabrikation wird der Weldon'sche und der Hurter-Deacon'sche Prozeß der Chlordarstellung als bekannt vorausgesetzt.

---

\*) Kartell von 1884.