Kalisalze.

So ähnlich die Verbindungen des Kaliums vom chemischen Standpunkte denjenigen des Natriums sind, so bezeichnend ist für ihre technologische Bedeutung die größere Seltenheit. Denn was selten ist, ist teuer. Die Stoffe, deren Vorkommen beschränkt ist, haben naturgemäß höheren Preis als diejenigen, die überall zur Verfügung stehen.

Um nun die größere Seltenheit der Kalisalze in der Natur zu bemessen, darf man sich nur erinnern, daß das Meerwasser 3 % Chlornatrium enthält und nur Bruchteile eines Prozentes von Kalisalzen. Demgemäß sind die Ablagerungen von Kalisalzen viel seltener und kleiner als die Steinsalzlager; deshalb knüpft die Gewinnung von Kalisalzen aus dem Meerwasser nur an die stark konzentrierten Mutterlaugen von Seesalz an, und dies ist wieder nur unter besonderen Verhältnissen lohnend.

Damit sind die Hauptquellen für Chlorkalium bezeichnet. Sie entsprechen den für Chlornatrium benutzten.

Wenn es sich aber um das Karbonat handelt, so kommen nicht nur zwei Verfahren in Betracht, wie bei Soda, sondern gleich ein halbes Dutzend, weil man für die selteneren Kalisalze alles heranzieht, was bei den Natronsalzen vernachlässigt werden kann. War also bezüglich der Sodadarstellung und der anderen Natronsalze zu sagen: »man geht von Chlornatrium aus,« so gibt die Gewinnung der verschiedenen Kalisalze zur Anführung einer ganzen Reihe von Rohstoffen Anlaß.

Zunächst handelt es sich um die bergmännisch zu gewinnenden Salze.

Wie früher bei Besprechung der Steinsalzlager erörtert worden ist, verdankt man es der zufälligen Gunst der Umstände, daß neben dem Chlornatrium auch die Kalisalze des Meerwassers an einzelnen Orten auskristallisiert sind. In den meisten Fällen ist diese Mutterlauge verschwunden, d. h. der ursprünglichen Lösung zurückgegeben worden.

Diese Gunst der Umstände ist besonders bei uns, in der großen Ebene von Mitteldeutschland, zur Geltung gekommen.

Während man also sonst und mit Recht die Gebirge rühmt als die Gegenden, welche Mineralschätze enthalten, zeigt sich hier, daß die Vorzüge großer Ebenen auch nicht zu unterschätzen sind. Wir haben Kalisalzlager reichlich im Vergleich mit anderen Ländern, aber doch immer wenig im Vergleich mit Chlornatrium. Während das letztere, wie erwähnt, sich durch Deutschland hinzieht, haben wir Kalisalze nur an einzelnen Stellen so, daß sie brauchbar sind.

Es handelt sich hauptsächlich um das von der Weser einerseits und von der Elbe anderseits begrenzte Gebiet.

Die an den verschiedenen Stellen nach den bei dem Steinsalz gegebenen Regeln gewonnenen Kalisalze sind als solche nicht einfach zusammengesetzt, sondern meistens in Form von Doppelsalzen vorhanden; sie sind stets mit Chlornatrium und gewöhnlich noch mit anderen Salzen stark durchsetzt. Sie werden demgemäß als Gemenge gefördert, welches enthält:

I. Karnallit, $KCl, MgCl_2 + 6H_2O$, ein Doppelsalz von Chlorkalium und Chlormagnesium, im reinen Zustande leicht kristallisierend, auch große Kristalle bildend und künstlich aus wässeriger Lösung leicht zu erhalten.

Der Chlorkaliumgehalt beträgt 26,76 %.

Das Vorkommen ist ein kleinkristallinisches. Gewöhnlich ist die Masse rötlich gefärbt durch Eisenoxyd, welches von der Zersetzung eines eisenhaltigen Doppelsalzes herrührt. In diesem grünlich gefärbten Doppelsalze war Eisenchlorür enthalten, welches das rötlich färbende Eisenoxyd nach folgender Gleichung geliefert hat:

$$\underset{\text{Eisenchlorür}}{2FeCl_2} + \underset{\text{Wasser}}{3H_2O} = \underset{\text{Eisenoxyd}}{Fe_2O_3} + \underset{\text{Chlorwasserstoff}}{4HCl} + \underset{\text{Wasserstoff.}}{H_2}$$

Wasserstoff ist es daher, mit dem man häufig beim Anschlagen eines neuen Schachtes zu rechnen hat. Er entzündet sich beim Sprengen und brennt lange fort.

Außer diesem rötlichen Eisenrost sind als Beimengungen zu erkennen:

1. feinkörniges Chlornatrium; 2. amorphes Calciumsulfat (Anhydrit, $CaSO_4$) und Boracit, $2\,Mg_3Bo_8O_{15}, MgCl_2$, in Schnüren, welche dem Ganzen das Ansehen geschichteter Massen geben, auch in eingesprengten Kristallen.

Infolgedessen enthält der Rohkarnallit nur etwa 16,6 % Chlorkalium und ist ein buntes Gemenge, für dessen Verarbeitung ein besonderer, gleich näher anzugebender Plan auszuarbeiten war.

Bei den folgenden Salzen steht es sogar so, daß man sich fragen muß, ob die Förderung aus dem Innern der Erde und die Verarbeitung lohnt. Es sind hauptsächlich drei kalihaltige, noch zu erwähnende Salze:

II. Sylvin, Chlorkalium, KCl, in denselben Formen wie Chlornatrium; dieselben Kristallformen, die gleichen Beimengungen und Färbungen — auch blaue.

Wichtiger als diese, mehr als Raritäten anzusprechenden Vorkommen sind Konglomerate, welche Sylvin enthalten. Diese heißen Sylvinit, wenn Chlornatrium vorherrscht, und Hartsalz, wenn Magnesiumsulfat beigemengt ist.

III. Kainit, K_2SO_4, $MgSO_4$, $MgCl_2 + 6H_2O$, ein Doppelsalz von Kaliumsulfat mit Magnesiumsulfat und Magnesiumchlorid, etwa 35 % Kaliumsulfat enthaltend. In der Regel ist noch Kieserit, d. i. Magnesiumsulfat mit wechselndem Wassergehalt, beigemengt.

IV. Schönit, K_2SO_4, $MgSO_4 + 6H_2O$, ein Doppelsalz von Kaliumsulfat und Magnesiumsulfat, gut kristallisierend, auch künstlich leicht zu bilden, aber seltener; er enthält 43,48 % Kaliumsulfat.

An Stelle von Magnesiumchlorid findet sich bisweilen Magnesiumbromid, $MgBr_2$, und daher Brom in den Endlaugen.

Neben Deutschland ist Kalucz in Galizien und das Vorkommen der Kalisalze am Himalaja zu nennen; der Weltbedarf an diesen Salzen ist aber wesentlich von Deutschland aus zu befriedigen.

Die Benutzung unserer Lager ist daher verhältnismäßig viel stärker für Kali als für Natron; Chlornatrium fließt, wie früher angegeben, jedem Lande aus mancherlei Quellen zu, Kalisalze dagegen fehlen manchen Ländern, obwohl sie deren bedürfen.

Die Kalisalze haben nämlich nicht bloß Bedeutung für die chemische Industrie, welche daraus Sulfat, Karbonat usw. in ähnlicher Weise darstellt wie Natronsalze aus Chlornatrium, sondern außerdem für die Landwirtschaft. Es ist J. Liebig's Lehre von der Pflanzenernährung, welche diesen Salzen alsbald ihre Benutzung angewiesen hat. Da manche Kulturpflanzen ziemlich viel Kali enthalten, so muß dem Boden, der weitere Ernten bringen soll, Kali wiedergegeben werden.

Nun ist aber durchaus nicht jedes Kalisalz geeignet, von den Pflanzen aufgenommen, wie man sagt »assimiliert« zu werden. Karnallit ist als solcher gar nicht geeignet. Kainit kann mit einigem Erfolge benutzt werden; schon lange aber findet man es lohnend, besondere kalireiche Präparate für diese Zwecke herzustellen. Dies bedingt ebenso die Verarbeitung von Karnallit und Kainit, wie es das Bedürfnis nach Sulfat und Karbonat tut.

Bei uns war zuerst die Zuckerrübe ein Beweis für die Richtigkeit der Liebig'schen Lehre. Aber auch die Kartoffel gehört zu den Pflanzen, welche nur infolge von Kalidüngung immer wieder auf denselben Äckern gezogen werden können. Dazu kommen viele andere landwirtschaftliche Erzeugnisse mit ähnlichem Bedarf: Baumwolle, Tabak und Getreide, so daß fremde Länder stark aus unserer Kaliförderung entnehmen.

Sobald aber weiter Transport in Frage kommt, sind natürlich kalireichere Präparate aus Karnallit oder Kainit vorzuziehen, weil der Kainit nur etwa $^1/_3$ Kalisalz enthält und die übrigen zwei Dritteile bei weiter Versendung zu sehr ins Gewicht fallen.

Im ganzen kann man sagen, daß 80 % der Kalisalze, die wir aus dem tiefen Schachte fördern und durch weitere Verarbeitung gewinnen, für landwirtschaftliche Zwecke dienen und in aller Welt den Beweis liefern für die Richtigkeit der Liebig'schen Lehren, während 20 % für industrielle Zwecke verwendet werden und es möglich gemacht haben, daß man überall das Kalisalz wählt, wo es bestimmte Vorzüge vor dem immerhin billigeren Natronsalz hat, so den Kalisalpeter, das Kaliumchlorat, Jodkalium, Cyankalium usw.

Damit hängt es zusammen, daß bei uns die Förderung von Kalisalzen, die in der ersten Zeit nach ihrer Entdeckung, d. h. in den Jahren 1861—1865 nur 2—3 Millionen Doppelzentner betrug, jetzt (1908) rund 60 Millionen Doppelzentner ausmacht, und daß diese einen Wert von 71 Millionen Mark haben, während der Wert unserer Steinsalzförderung nur etwa 6 Millionen Mark beträgt.

Die hier weiter zu verfolgende Verarbeitung beginnt mit der Darstellung von **Chlorkalium** aus Karnallit.

Eigenschaften des Chlorkaliums, KCl. Es kristallisiert in Würfeln, dem Chlornatrium sehr ähnlich und ist wie dieses bei Rotglut etwas flüchtig. Die Löslichkeit ist eine stark zunehmende:

100	Teile	Wasser	lösen bei	0°: 28,5	Teile	Chlorkalium
100	„	„	„ „	15°: 33,4	„	„
100	„	„	„ „	110°: 59,0	„	„

Hiernach sind die Löslichkeitsverhältnisse von denjenigen des Chlornatriums wesentlich verschieden; sie erleichtern die Trennung. Leichter als in Wasser, löst sich Chlorkalium in einer Chlormagnesiumlösung, wenn das letztere im Überschuß vorhanden ist. Dann bildet sich nämlich künstlicher Karnallit, und dieser ist leichter löslich als Chlorkalium. Z. B. lösen 100 Teile Wasser bei 18,75° 64,5 Teile Karnallit.

Beim Lösen von Chlorkalium allein in Wasser tritt noch eine Besonderheit hervor. Die Temperatur des Wassers sinkt beim Auflösen merklich, etwa um 10°. Man hat das Umgekehrte der bei kaustischem Natron angeführten Erscheinung.

In der Technik findet dies Beachtung und häufig Benutzung. Die Temperatursteigerung bei Verbindung von Natron und Wasser hat Anwendung gefunden bei der Konstruktion der sogenannten Natrondampfkessel, welche allerdings wieder außer Betrieb gekommen sind. Die Temperaturerniedrigung beim Lösen von Chlorkalium wird benutzt bei der Trennung, wie dort zu zeigen ist.

Darstellung. Hauptsächlich dient zur Darstellung Karnallit.

Dementsprechend ist die Verarbeitung von Meerwassermutterlaugen auf Chlorkalium, während einige andere Verfahren besonders zu erwähnen sind.

Dem bergmännisch geförderten Karnallit sind, wie erwähnt, andere Salze in erheblichen Mengen beigesellt. Für die Trennung ist hauptsächlich zu berücksichtigen:

1. Karnallit ist leichter löslich als diese begleitenden Salze;
2. Karnallit kristallisiert wieder aus der Lösung, wenn ein Überschuß von Chlormagnesium vorhanden ist.. Man kann daher leicht künstliche Karnallitkristallisationen erhalten;
3. Karnallit zerfällt beim Erkalten einer heißgesättigten Lösung, so daß Chlorkalium auskristallisiert und Chlormagnesium in Lösung bleibt, wenn letzteres nicht im Überschuß vorhanden war.

Das erste Verhalten bestimmt das Verfahren der Lösung, welches auf das geförderte Rohsalz Anwendung findet.

Man löst in einer unzureichenden Menge heißen Wassers, d. h. unter Anwendung von so wenig Wasser, daß nicht alles Rohsalz gelöst werden kann. Dann geht Karnallit als der leichtlösliche Gemengteil in Lösung. während Chlornatrium, Kieserit usw. zurückbleiben. Läßt man nun die Lösung klären und die abgezogene Lösung langsam erkalten, so kristallisiert ganz vorzugsweise Chlorkalium, weil der Karnallit zerfallen ist.

Darin liegt der erste, wesentliche Grundsatz, der bei Trennung von Salzgemengen Anwendung findet. Man bringt nicht durch beliebige Mengen von Lösungsmittel alles in Lösung, sondern begrenzt diese Mengen je nach den Umständen.

Auch kann man fraktioniert lösen, also zuerst leichtlösliche Stoffe, die nicht benutzbar sind, durch wenig Wasser entfernen, dann mehr Wasser anwenden usw. Kurz, bei Lösungsprozessen muß man nach einem bestimmten Plan vorgehen. Regelmäßig findet hierbei der Umstand Benutzung, daß künstlicher Karnallit entsteht, sobald Chlormagnesium im Überschuß ist, d. h. in Zahlen ausgedrückt etwa 30 % ausmacht.

An Stelle von Wasser dient in den Kaliwerken sogenannte Löselauge, nämlich die von den Kristallisationsprozessen herrührende, etwa 15 % Chlormagnesium enthaltende Lauge. Diese wird heiß angewendet und führt zu folgendem Ergebnis:

Zuerst kristallisiert wieder beim Erkalten ein etwa 70 prozentiges Chlorkalium. Dieses wird durch Decken von Chlornatrium befreit, getrocknet und als Chlorkalium von 80—98 % fertig gemacht, um den verschiedenen Gebrauchszwecken zu dienen.

Die Mutterlauge gibt beim Eindampfen erstens Chlornatrium, sog. Bühnensalz, und ferner, da nun Chlormagnesium überwiegt, künstlichen Karnallit. Dieser wird entweder nach seinem Chlorkaliumgehalt verkauft oder nach Zerfall in erneuter Lösung auf reines Chlorkalium verarbeitet.

Alle Kristallisationen von Karnallit und von Chlorkalium werden durch Abschleudern möglichst vollständig von der Mutterlauge befreit. Das »Decken« geschieht mit möglichst kaltem Wasser, weil Chlorkalium um so weniger löslich ist, je niedriger die Temperatur, während Chlornatrium immer ungefähr gleich löslich ist. Dabei kommt zustatten, daß sich die Temperatur durch Auflösung erniedrigt. So entsteht das Chlorkalium für Sulfat und Karbonat.

Neben dem Chlorkalium gehen aus diesem Betriebe kalireiche Salze hervor, die für landwirtschaftliche Zwecke dienen, auch wohl Chlornatrium und Glaubersalz, das in der früher erwähnten Weise durch Umsetzung aus Magnesiumsulfat entsteht. Endlich hat die Mutterlauge noch Bedeutung, weil sie neben Chlormagnesium etwas Brommagnesium enthält und auf Brom verarbeitet wird.

Für Chlorkalium kommt ferner in Betracht: Sylvin, KCl. Chlorkalium als solches ist nicht wie Chlornatrium bauwürdig; doch spielen die erwähnten Konglomerate ihre Rolle, sowohl Chlorkalium mit Chlornatrium, wie Chlorkalium mit Magnesium usw. Natürlich sind die Einzelheiten der Verarbeitung eines solchen Konglomerats wieder von seiner besonderen Zusammensetzung abhängig. Die Grundsätze aber, nach welchen man derartige Verfahren auszuarbeiten hat, sind im Vorhergehenden angegeben. Sie gelten immer.

Bei dieser Aussonderung der Kalisalze aus den bergmännisch geförderten Salzgemengen entsteht eine Schwierigkeit, die von Jahr zu Jahr größer wird. Die zum Teil unbedeutenden Wasserläufe, an denen die Kaliwerke liegen, können die sogenannten Endlaugen auf die Dauer nicht aufnehmen, ohne anderer Benutzung entzogen zu werden. Diese Endlaugen enthalten die Begleiter der Kalisalze, namentlich Chlormagnesium. Ihre Benutzung als Löselauge, die erwähnt wurde, ist eine vorübergehende, insofern schließlich immer wieder Chlormagnesium in Lösung bleibt. Die Verarbeitung auf Brom, die noch zu besprechen ist, fällt quantitativ nicht ins Gewicht. Im ganzen wäre es wünschenswert, daß eine zweckmäßige Verarbeitung des Chlormagnesiums gefunden wurde, oder wenigstens ein Verfahren, die Magnesia in Form von Doppelsalzen oder anderen Verbindungen festzumachen.

Die aus den Endlaugen hergestellten festen Verbindungen könnten dann als sogenannter Versatz im Bergwerk dienen, d. h. zur teilweisen

Ausfüllung der Lücken, welche durch die Förderung der Rohsalze entstanden sind.

Wir sahen zuletzt, daß die Wege, die zu Chlorkalium führen, ganz verschieden sind von den für Chlornatrium zu benutzenden, daß sie aber unter Benutzung von Karnallit, Sylvinit und Hartsalz vollkommen zum Ziele führen. Entsprechende Verschiedenheiten ergeben sich in großer Zahl, so daß die chemische Ähnlichkeit von Natrium und Kalium stark zurücktritt.

Außer dem Chlorkalium werden in großem Maßstabe gebraucht: Kaliumsulfat und Kaliumkarbonat (Pottasche). Hierbei kommen auch Kainit und Schönit zur Benutzung; doch bleibt deren Bedeutung wesentlich, wie erwähnt, in dem Zusammenhange mit der Landwirtschaft bestehen.

Eigenschaften der Kaliumsulfate. Von den beiden Sulfaten der Formel K_2SO_4 und $KHSO_4$, dem neutralen und dem sauren Salz, ist das erstere in großem Umfange herzustellen. Dieses kristallisiert in kleinen, harten rhombischen Pyramiden und hat kein Maximum der Löslichkeit bei mittlerer Temperatur.

100	Teile	Wasser	lösen	bei	0°:	8,4	Teile K_2SO_4
100	„	„	„	„	12°:	10,6	„ „
100	„	„	„	„	102°:	26,7	„ „

Das saure Salz ist löslicher als das neutrale.

Zur Darstellung kann man Kainit und Schönit durch Kristallisationsprozesse zerlegen. Der einfachere Fall liegt bei dem Schönit vor, und zwar verhält sich derselbe, analog dem Karnallit, so, daß das Doppelsalz in Lösung zerfällt und Kaliumsulfat zuerst auskristallisiert.

Ebenso kann man aus dem Kainit zunächst Schönit machen, indem man das Chlormagnesium in den Mutterlaugen läßt, und diesen dann weiter auf Kristallisationen, die reich an Kaliumsulfat sind, verarbeiten.

Doch dienen diese hauptsächlich für Düngezwecke, ebenso wie die aus Karnallit hergestellten, unreinen Salze. Sie werden für diese Zwecke mit Stickstoffverbindungen und Phosphaten vermengt, deren Rolle später noch zu erläutern ist.

Kaliumsulfat für andere Zwecke wird durch Umsetzung von Chlorkalium mit Schwefelsäure, also durch den bei Natriumsulfat geschilderten Prozeß hergestellt. Dabei hat man dieselben Schwierigkeiten der Salzsäurekondensation wie bei Glaubersalz, dieselben Vorteile und dieselben Einrichtungen. Auch hierbei sind die Pfannen jetzt vielfach aus Blei, wenn reines Sulfat für farbloses Glas gemacht werden soll.

Das dritte, wegen der Benutzung wichtigste Kalisalz ist das unter

dem Namen »Pottasche« bekannte Kaliumkarbonat, K_2CO_3. Es kann in kristallisierter Form, als eine Verbindung zweier Moleküle des Karbonats mit drei Molekülen Kristallwasser, $2\,K_2CO_3 + 3\,H_2O$, erhalten werden. Doch findet die Kristallisation nicht leicht statt, weil die Löslichkeitsverhältnisse ungünstig, besonders bei niederer Temperatur zu groß sind.

100	Teile	Wasser	lösen	bei	0°:	89,4 Teile	K_2CO_3
100	„	„	„	„	20°; 112	„	„
100	„	„	„	„	80°: 140	„	„

Daher ist nur wenig kristallisiertes Kaliumkarbonat im Verkehr.

In der Regel hat man mit amorpher Pottasche zu tun. Das ist ein weißes Pulver von stark alkalischer Reaktion, welches auf seinen Gehalt zu prüfen ist.

Darstellung der Pottasche. Die Pottaschefabrikation nach Leblanc'schem Verfahren ist derjenigen der Soda so gleich, daß man sich darauf beziehen kann. Auch hierbei wird als Nebenprodukt kaustisches Kali und Schwefel aus den Rückständen gewonnen, die von Rohpottasche bleiben.

Diese Analogie hat aber nicht viel zu bedeuten, weil der Leblanc-Prozeß nicht mehr der herrschende ist. Es handelt sich also um dessen Ersatz, und da tritt sofort wieder Verschiedenheit zwischen Natrium- und Kaliumsalz zutage.

Was den Ammoniakprozeß betrifft, so ist das saure Salz, $KHCO_3$, zwar auch verhältnismäßig schwer löslich, aber doch immer noch so löslich (in 3—4 Teilen Wassers), daß an eine vorteilhafte Ausscheidung, entsprechend derjenigen des Natriumbikarbonats, nicht zu denken ist. In Anbetracht der Wichtigkeit der Sache hat man versucht, die Löslichkeit des Kaliumbikarbonats dadurch geringer zu machen, daß der Ammoniakpottascheprozeß in Spirituslösung durchgeführt wurde.

Allerdings ist bei Gegenwart von Alkohol das Kaliumbikarbonat genügend schwerlöslich; aber es kommt dann die Aufgabe hinzu, den Alkohol wiederzugewinnen, der natürlich die Kosten bedeutend erhöht; daran ist die Sache gescheitert.

So kann man überhaupt nur selten mit Alkohol arbeiten, wenn es sich um Massenprodukte handelt und mit Alkoholverlusten zu rechnen ist. Demnach gibt es Ammoniak-Pottasche nicht.

Dagegen bildet sich ein schwerlösliches Doppelsalz, wenn man Chlorkalium in Lösung mit Magnesiumkarbonat und Kohlensäure behandelt:

$$2\,KCl + 3\,MgCO_3 + CO_2 + H_2O = 2\,Mg\begin{matrix}CO_3H\\CO_3K\end{matrix} + MgCl_2$$

Chlorkalium — Magnesium-karbonat — Kohlen-säure — Wasser- — Magnesiumkalium-karbonat — Magnesium-chlorid.

Dieses Salz ist vollkommen frei von Natron, weil eine entsprechende Natriumverbindung nicht entsteht. Es wird durch eine Lösung von Magnesiumbikarbonat ohne Zersetzung ausgewaschen und nachher in Druckkesseln mit Wasser bei 140° zersetzt. Dann entweicht Kohlensäure, schwerlösliches Magnesiumkarbonat scheidet sich ab, und Kaliumkarbonat bleibt in Lösung, sogar so rein, daß es als Kristallpottasche erhalten werden kann:

$$2\,Mg\begin{matrix}CO_3H\\CO_3K\end{matrix} = K_2CO_3 + 2\,MgCO_3 + CO_2 + H_2O$$

Magnesiumkalium-karbonat — Kaliumkarbonat — Magnesium-karbonat — Kohlensäure — Wasser

Dieses Verfahren scheint geeignet, neben dem Sulfatprozeß eine Rolle zu spielen. Dadurch bekommt die Pottaschefabrikation ein anderes Ansehen wie die Sodafabrikation. Allmählich wird dann die Bedeutung des Leblanc-Prozesses sehr vermindert.

Denn für die Darstellung des wichtigsten Nebenprodukts ist die bei Soda schon erwähnte Elektrolyse hier, was die Beschaffung von Kaliumhydroxyd betrifft, mehr zu betonen. Die Zerlegung des Chlorkaliums durch den elektrischen Strom spielt bereits eine große Rolle; sie führt zu Chlor, zu Kaliumhydroxyd, zu Wasserstoff und zu Kaliumchlorat.

Es sind daher die Hauptgesichtspunkte, welche bei der Elektrolyse wäßriger Lösungen in Betracht kommen, hier zusammenzustellen. Es sind folgende.

Reines Wasser leitet den elektrischen Strom schlecht und wird daher kaum zerlegt; wenn aber Säuren, Alkalien oder Salze gelöst sind, werden diese zerlegt. Sie veranlassen durch ihre Spaltungsprodukte die Zerlegung des Wassers, so daß man mindestens mit zwei Vorgängen zu rechnen hat.

Diese können sich allerdings so gestalten, daß die im Wasser gelöste Substanz immer wieder hergestellt wird und nur Spaltungsprodukte des Wassers auftreten, also scheinbar nur Wasser zerlegt wird. Z. B. wird Schwefelsäure (H_2SO_4) im Wasser so zerlegt, daß Wasserstoff – H_2 – an der Kathode und die Gruppe SO_4 an der Anode auftritt. Da nun die Gruppe SO_4 gleich zerfällt nach der Gleichung:

$$SO_4 = SO_3 + O$$

Schwefeltrioxyd — Sauerstoff,

und ferner Schwefeltrioxyd sofort Wasser anzieht und Schwefelsäure wiederhergestellt wird:

$$\underset{\text{Schwefeltrioxyd}}{SO_3} + \underset{\text{Wasser}}{H_2O} = \underset{\text{Schwefelsäure,}}{SO_4H_2}$$

so beobachtet man tatsächlich nur Wasserstoff und Sauerstoff, d. h. die Spaltungsprodukte des Wassers, während Schwefelsäure regeneriert wird.

Also von Hause aus bleibt festzuhalten: wenn auch nur die Spaltungsprodukte des Wassers konstatiert werden, wenn der Vorgang einfach erscheint, ist er es doch nicht. Man hat immer wenigstens zwei Vorgänge zu unterscheiden.

In den meisten Fällen aber und insbesondere bei der hier in Betracht kommenden Zerlegung von Chloralkalien in wässeriger Lösung sind mehrere Spaltungen zu beobachten; der ganze Vorgang wird also noch verwickelter.

Dieser Vorgang ist ferner etwas verschieden, je nach dem Material, aus welchem die Elektroden bestehen. Verschiedene Reduktionserfolge werden erzielt, wenn man Elektroden aus platiniertem Platin, aus blankem Platin, aus Blei oder aus Quecksilber benutzt.

Man hat sich bei Betrieben dieser Art immer zu fragen: welche Spaltungsprodukte kommen in Betracht, und welche Art von Elektroden ist die geeignete. Für den hier vorliegenden Fall ergibt sich folgendes.

Bei der Elektrolyse von Chlorkalium in wässeriger Lösung tritt nicht nur Chlor und Kalium neben Wasserstoff und Sauerstoff auf, sondern unterchlorige Säure, Chlorsäure usw. Wenn aber alles dies ungehindert aufeinander einwirken kann, ist das Ergebnis unsicher. Es handelt sich also darum, wo man anfangen kann zu isolieren bzw. zu entziehen.

Man kann schon das Kalium als solches der weiteren Veränderung entziehen, indem man es an Quecksilber, das als Elektrode dient, bindet und Amalgam macht (z. B. unter Chloroform, welches als schützende Schicht zunächst weiteres verhindert). Dann kann man einen Schritt weiter gehen, nämlich der Einwirkung von Kalium auf Wasser freien Lauf lassen. Tut man dies, so ist gleich mit Kaliumhydroxyd und mit Wasserstoff zu rechnen.

Dann ist die Sache so zu leiten, daß man im wesentlichen mit folgender Kette zwischen den beiden Platinelektroden zu rechnen hat:

$$\underset{\text{(Kathode)}}{Pt} \mid H_2 \mid \underset{\text{aus Kalium und Wasser}}{KOH} \mid KCl \mid Cl_2 \mid \underset{\text{(Anode).}}{Pt}$$

Wenn aber Chlor mit Kali in wässeriger Lösung zusammengebracht wird, entsteht, wie früher gezeigt wurde, Hypochlorit oder Chlorat, je nachdem die Temperatur niedrig gehalten wird oder steigt.

Die Bedingungen für die Darstellung der beiden Präparate sind also vorhanden, d. h. man kann durch Elektrolyse der Chloralkalien Hypochlorite in Lösung, also Bleichflüssigkeit und sogar Alkalichlorate machen.

Da mithin verschiedene Prozesse, von derselben Substanz ausgehend, verlaufen können, kann man mehrere im Prinzip verschiedene Methoden befolgen, wenn es sich um das zuerst entstehende und hier voranzustellende Produkt, um das Kaliumhydroxyd handelt. Denn auch die zuerst erfolgende Bildung von Kaliumamalgam führt schließlich zu Kaliumhydroxyd, kurz genannt: Kali.

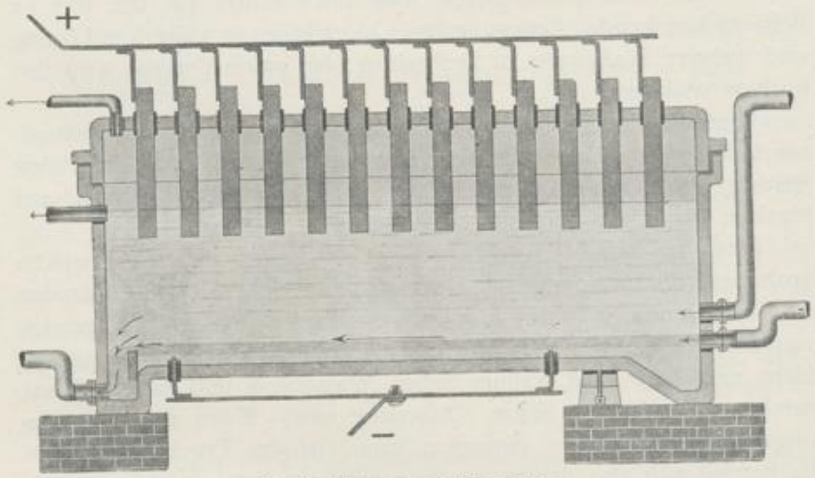

Fig. 42. Elektrolyse mit Quecksilber.

Man kann also darstellen:

Kali durch Elektrolyse in folgender Weise.

Große, aus Steinzeug hergerichtete Wannen sind auf dem Boden mit Quecksilber beschickt, und zwar so, daß dieses als Kathode dienende Metall von der einen Seite her durch ein Rohr regelmäßig ergänzt werden kann, wenn die entstandene Amalgamschicht, welche spezifisch leichter ist und von der starken Chlorkaliumlösung wenig angegriffen wird, nach der anderen Seite durch ein höher angesetztes Rohr abgeleitet wird. Um die Bewegung der Amalgamschicht zu befördern, wird die Salzlösung in der Wanne in derselben Richtung geführt.

Die Anoden, an denen sich Chlor entwickelt, sind in großer Zahl aus Kohle hergerichtet, gasdicht durch den Deckel der Wannen geführt und außerhalb metallisch verbunden. Ein unter dem Deckel aus-

mündendes Rohr leitet das Chlor (als einziges Gas) ab, wie nebenstehende Fig. 42 zeigt.

Erst das aus den Wannen entnommene Amalgam liefert durch Zersetzung mit Wasser Kaliumhydroxydlösung, ferner Wasserstoff und wieder zu benutzendes Quecksilber. Dieses, das Prinzip klarstellende Verfahren hat praktisch zwei große Mängel. Quecksilber kann nur sehr wenig Kalium aufnehmen, wenn es genügend flüssig bleiben soll; einprozentiges Amalgam ist schon butterartig, zweiprozentiges fest. Außerdem wird das Amalgam durch kaltes Wasser zu langsam zerlegt. Wendet man heißes Wasser an, so erfolgt die Zerlegung stürmisch und mit dem Erfolge, daß Quecksilber zerrissen und schwer wieder vereinigt wird.

Deshalb erfolgt die Elektrolyse von Chlorkalium gewöhnlich in anderen Verfahren, die auch bereits für Chlornatrium Aufnahme gefunden haben. Als solches ist zunächst das Diaphragma-Verfahren zu nennen. Dieses sowohl wie das folgende geht nicht darauf aus, Kalium oder Natrium als solches zu binden. Vielmehr läßt man die Hydroxyde im Stromkreise entstehen. Aber dann sollen sie nicht weiter reagieren. Die Aufgabe, das Hydroxyd dann weiteren Veränderungen zu entziehen, könnte man in der Weise lösen, daß man es in beständigere Formen überführt, also mit Tonerde zu Aluminat oder mit Kohlensäure zu Karbonat verbindet. Beide Formen sind aber weniger wert als kaustisches Kali; sie kommen daher kaum in Betracht. Vielmehr entzieht man das im Stromkreise entstandene Kali den weiteren Wirkungen durch Diaphragmen (Scheidewände).

Der Vorgang vollzieht sich mit räumlicher Trennung; auf der einen Seite hat man Kali, auf der anderen Chlor bzw. unterchlorige Säure usw.

Man bringt also Scheidewände an, welche die freie Kommunikation der im Stromkreise entstandenen Flüssigkeiten verhindern, den Strom aber selbst nicht stören sollen. Natürlich kommt dabei in Frage, woraus die Scheidewände zu machen sind; sie müssen porös sein und in chemischer Beziehung den jeweilig in Betracht kommenden Säuren, Basen usw. widerstehen.

Für den Zweck der Kalidarstellung fertigt man sie z. B. aus Zementmasse, indem man diese unter Zusatz von Chlornatrium und etwas Salzsäure fest werden läßt. Nachher wird dann das Chlornatrium durch Wasser ausgelaugt und so die erforderliche Porosität hergestellt.

Die Ausführung der Elektrolyse kann dann in einem isoliert aufgestellten eisernen Kasten erfolgen, in welchen eiserne Platten eingehängt sind. Das ganze Metallmaterial bildet die Kathode. Zwischen

je zwei eisernen Platten ist jedesmal eine Zementwanne eingestellt, und in diesen hängen Anodenkohlen, die untereinander verbunden sind.

Der ganze Kasten ist durch einen Deckel verschlossen; in diesem ist oben ein Rohr zur Ableitung von Chlor bzw. von Wasserstoff und außerdem ein beinahe bis auf den Boden führendes Rohr zum Nachfüllen von Chlorkalium. Die Kalilauge wird unten am Boden des Kastens abgeleitet, wie Fig. 43 zeigt.

Hält man die Lösung gesättigt, indem von Zeit zu Zeit festes Chlorkalium nachgefüllt wird, und arbeitet man bei 80—90° C, so entsteht eine starke Kalilauge, die für viele Zwecke als solche zu gebrauchen ist, z. B. für Seifensiederei, d. h. für eine Hauptanwendung.

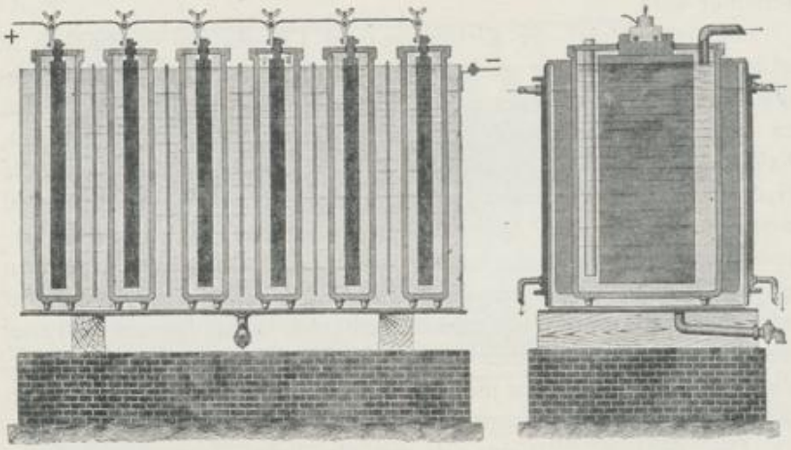

Fig. 43. Elektrolyse mit Diaphragmen.

Wenn aber die Lauge stark wird, läßt auch die Wirkung nach; man muß also häufig abziehen und kann die Lauge abdampfen. Es entsteht dann ein abzuschleuderndes, festes Kali mit 70 % Kaliumhydroxyd, KOH, mit weniger als 1 % Chlorkalium.

Als Gase erhält man einerseits Chlor, welches in Chlorkalkkammern eintritt. Es ist so konzentriert, daß man es meist mit Luft verdünnt, damit bei der Aufnahme durch Kalk keine Erhitzung eintritt. Dazu ist nur erforderlich, daß sich über der Kalkschicht in der Kammer ein Raum von etwa 1 m Höhe befindet, in den etwas Luft eintritt.

Anderseits erhält man an der Kathode, der Kaliseite, Wasserstoff, der, wie schon bei Natron erwähnt, den Vorzug großer Reinheit hat, aber nicht immer nutzbar zu verwenden ist. Wenn keine Verwendung stattfindet, muß natürlich beachtet werden, wo er ins Freie tritt, damit kein explosives Gemenge entsteht.

Besonders starke Kalilauge erhält man durch das Glockenverfahren. Glocken, die in einer Wanne stehen, haben sich als geeignet erwiesen, die räumliche Trennung der durch Elektrolyse entstehenden Produkte, welche a priori immer vorhanden ist, zu einer dauernden zu machen, wenn die Lösungen, um die es sich handelt, genügende Unterschiede des spezifischen Gewichts haben.

Die unten offenen Glocken sind aus Steinmaterial. Sie sind äußerlich mit Eisenblechen bekleidet, welche die Kathoden bilden, und haben im Innern Anoden aus Kohle. Dadurch wird zunächst bewirkt, daß der Wasserstoff außerhalb entwickelt wird und die Schichtenbildung im Innern der Glocken nicht stört. Die Anoden im Innern stehen hoch, so daß auch das Chlor ohne Störung nach oben entweicht.

Die Diffusion der Schichten von Chlorkaliumlösung und Kalilauge wird dadurch auf ein geringes reduziert, daß man die erstere kontinuierlich von oben zuführt. Die durch den Strom entstehende Kalilauge ist schwerer.

Es wird also so gearbeitet, daß die zugeführte Chlorkaliumlösung immer nur den oberen Teil der Glocken erfüllt, während die Kalilauge in die Wanne fließt. In dieser Wanne stehen etwa 25 Glocken; sie ist mit Überlauf versehen, so daß die Kalilauge kontinuierlich entnommen wird, während das Chlor durch Öffnungen derselben Wanne abströmt. Der Unterschied des spezifischen Gewichts von Chlorkaliumlösung und von Kalilauge wird somit benutzt, um Schichten im Innern der Glocken zu bilden, und der Betrieb ist so zu leiten, daß diese Schichten nicht durcheinander gehen.

Überhaupt handelt es sich darum, räumlich zu trennen, insbesondere Kaliumhydroxyd von dem gleichzeitig entstehenden Chlor. Dies bietet noch mancherlei Schwierigkeit, so daß die früher beschriebenen Verfahren dadurch nicht verdrängt sind.

Anders steht es mit der Herstellung von Kaliumchlorat. Denn diese beruht darauf, daß Chlor auf Kaliumhydroxyd einwirkt. Man läßt zunächst diese beiden entstehen, indem man gesättigte Chlorkaliumlösung mit Platin-Iridium-Anodennetzen elektrolysiert, und bringt sie dann durch Rührer zur Einwirkung aufeinander; verfolgt also gerade das Umgekehrte von Trennung.

Die erste Bedingung für die Chloratbildung ist, wie früher erörtert, eine Temperatur von etwa 50°. Man wendet deshalb die Chlorkaliumlösung heiß an und bewirkt außerdem die Oxydation etwa entstehenden Hypochlorits durch Zusatz von Chromat. Das reichlich sich bildende Chlorat ist ziemlich strombeständig. Es kristallisiert bereits während der Elektrolyse zum Teil aus.

Natürlich wird durch Einwirkung von Chlor auf Kali auch Chlorkalium regeneriert. Doch findet dies stets wieder Strom und wird gespalten.

Im ganzen verläuft der Prozeß so gut, daß dadurch die früher erwähnten Verfahren der Chloratfabrikation beschränkt wurden. Die früher hervorgehobene Verunreinigung des Chlorats durch Kaliumbromat, welche das Präparat besonders empfindlich macht, kommt aber auch hier in Betracht, sofern Karnallit-Endlaugen benutzt werden, wie es häufig der Fall ist.

Bemerkenswert bleibt, daß auf dem Gebiete der Kalisalze besonders leicht mehrere Verfahren nebeneinander bestehen, weil es sich um verhältnismäßig seltene Stoffe handelt, die in verschiedenen Formen natürlich vorkommen. Als eigentümlich sind daher noch folgende Verfahren hervorzuheben, die zur Gewinnung von Chlorkalium, Pottasche usw. führen.

I. Die Gewinnung von Chlorkalium aus Seewasser wird z. B. an der französischen Küste des Mittelmeeres in Alais (Departement Gard) ausgeführt und verläuft wie folgt. Indem man 75 cbm Meerwasser auf 1 cbm konzentriert, gewinnt man 120 kg Seesalz und behält eine Lauge, die allmählich etwa 40 kg Natriumsulfat (Glaubersalz) neben 10 kg Chlorkalium entstehen läßt. Zunächst hat man in der Lauge als wesentliche Bestandteile: Chlornatrium, NaCl, ferner Magnesiumsulfat, $MgSO_4$, und Chlorkalium, KCl. Sie wird durch einen Abkühlungsapparat geleitet und bis auf $+ 6^0$ C abgekühlt. Dabei erfolgt eine Umsetzung zwischen den ersteren beiden Bestandteilen:

$$\underset{\text{Chlornatrium}}{2\,NaCl} + \underset{\text{Magnesiumsulfat}}{MgSO_4} = \underset{\text{Natriumsulfat}}{Na_2SO_4} + \underset{\text{Chlormagnesium.}}{MgCl_2}$$

Glaubersalz kristallisiert aus, und es treten, nach Zufügung von Chlormagnesium, die Bedingungen zur Bildung von Karnallit ein; man kommt zu Glaubersalz, $Na_2SO_4 + 10\,H_2O$, und Karnallit, KCl, $MgCl_2 + 6\,H_2O$, indem man nach Bedarf Chlormagnesium zusetzt, nachdem Glaubersalz auskristallisiert ist, und dann auf 36^0 B^e eindampft, um nachher zum zweiten Male abzukühlen und den Karnallit zu zerlegen, wie in Staßfurt.

In den Endlaugen, die namentlich Chlormagnesium enthalten, entdeckte Balard das Brom; die Anwesenheit von Brommagnesium, $MgBr_2$, macht die Analogie des Staßfurter Betriebes mit der Seewasserverarbeitung vollständig.

Kalisalze und Brom sind wesentliche Stützen für den Seewasserbetrieb, und es ist nicht wünschenswert, daß dieser veraltet. Denn man hat in neuester Zeit gesehen, daß in der Luft noch manches zu ent-

decken ist; ebenso ist das Seewasser der weiteren Untersuchung wert, weil es diejenige Lösung ist, welcher in irgendeiner Form alles Irdische zugeführt wird, und zugleich diejenige, die in unbegrenzten Mengen zur Verfügung steht.

Es werden ferner andere Kalisalze aus Quellen gewonnen, die nur unter besonderen Verhältnissen lohnend sind. Dieses ist bei dem seltenen Kali viel leichter der Fall, als bei dem stark verbreiteten Natron. So hat heute noch eine gewisse Bedeutung die älteste, den Namen erklärende Gewinnung von

II. Pottasche aus gewissen Pflanzenaschen.

Fast alle Pflanzen enthalten etwas dem Feldspat entstammendes Kali, und zwar meistens an sogenannte Pflanzensäuren gebunden. Einige Pflanzen enthalten viel. Diese Salze liefern beim Veraschen Karbonate, wie schon bei »Barilla« aus den natronreichen Seewasserpflanzen erörtert wurde. Beispielsweise zersetzt sich Kaliumoxalat nach der Gleichung:

$$\underset{\text{Kaliumoxalat}}{K_2C_2O_4} = \underset{\text{Kaliumkarbonat}}{K_2CO_3} + \underset{\text{Kohlenoxyd.}}{CO}$$

Die größere Löslichkeit des Kaliumkarbonats (112 Teile in 100 Teilen Wasser bei 20° C) erleichtert dessen Trennung von den Natronsalzen usw. Man kommt also leicht dahin, Rohsalze zu gewinnen, welche so viel Kali enthalten wie der Karnallit, der im rohen Zustande mit viel Verunreinigungen aus den Gruben gefördert wird, so daß etwa 16,6 % Chlorkalium darin enthalten sind.

Früher war solche Asche, namentlich Holzasche, der Rohstoff zur Herstellung von Alkali, und zwar schon zu Plinius' Zeiten.

Plinius gibt an, daß man die Holzasche in geeigneten Gefäßen mit Wasser übergoß, auslaugte und so lixivium gewann, welches zu Reinigungszwecken aller Art benutzt wurde. Jetzt findet dies wesentlich aus anderem Grunde statt.

In einzelnen Fällen lohnt es sich, bestimmte Pflanzen zu sammeln, weil sie nicht allein Kalisalze liefern, sondern noch andere verwertbare Produkte, z. B. Jod und Tangkohle. Dies sind vornehmlich im Meere oder an den Küsten der Meere wachsende Algen oder Tangarten:

1. fucus palmatus, serratus, nodosus, welcher an Felsen und Klippen geschnitten wird, und der Seetang, d. h.

2. laminaria digitata, welche von Stürmen losgerissen und an die Küsten geworfen wird, besonders in folgender Weise. Wenn diese Pflanzen durch den Kanal zwischen England und Frankreich treiben, so werden sie schließlich rechts oder links ans Land geworfen. Daher finden wir deren Benutzung ebensowohl in Schottland und Irland, wo

man »Kelp« macht, wie an den französischen Küsten der Bretagne und Normandie, wo das Produkt »Varec« heißt.

Diese Pflanzen werden aber auch durch Taucher oder mit anderen Mitteln hervorgeholt, z. B. in Japan, so daß viele Leute davon leben. Dafür bestimmend ist folgendes.

Die Erfahrung hat gelehrt, daß diese alljährlich in Masse angeschwemmten oder hervorgeholten Tangarten Jodverbindungen enthalten. Sie nehmen diese im Meerwasser äußerst spärlich vorhandenen Verbindungen auf, so daß sie benutzbar werden. Die durch Verbrennen oder Destillieren erhaltenen Aschen bilden also den Rohstoff, auf welchen bei Jod zurückzukommen ist. Hier sei nur gesagt, daß der Prozeß des Auslaugens solcher Aschen, bei denen es sich um Zehntelprozente von Jodverbindungen handelt, mit den bei Rohsoda beschriebenen Apparaten und nach den dort erörterten Grundsätzen rationell wird. Er liefert erhebliche Mengen von Kalisalzen und ist daher als eine der hierfür benutzten Quellen anzusehen. Man bekommt durch Eindampfen in bestimmten Absätzen: 1. Chlorkalium, 2. Natronsalze, Sulfat usw., 3. Kaliumsulfat, 4. Kaliumkarbonat, und behält die Lauge mit Jodverbindungen.

Der Kelp enthält leicht 25—30 % Chlorkalium, wenn er schließlich nur ½ % Jod liefert. Auf diese Endlauge ist bei Jod zurückzugreifen.

Wie aus diesen Tangen Chlorkalium und Kaliumsulfat hervorgehen, so kann unter den Pflanzen, die Kaliumkarbonat in der Asche enthalten, noch die Zuckerrübe (beta cicla) genannt werden. Es häufen sich also Kalisalze in den Rückständen der Zuckerfabriken, in der sogenannten Melasse, an.

Die Melasse wird nach mehreren Verfahren entzuckert oder auch durch Gärung nutzbar gemacht. Es entstehen dann Laugen oder »Schlempen«, welche die von den Rüben aufgenommenen Kalisalze neben viel organischen Stoffen enthalten, so daß die Bedingungen zur Bildung von Pottasche gegeben sind. Man führt die in die letzte Abteilung des Ofens einfließende Schlempe nacheinander in die der Feuerung näherliegenden Abteilungen, bis sie in der ersten nicht allein zur Trockne kommt, sondern in Brand gerät, während in der letzten Abteilung wieder neue Schlempe nachgefüllt wird.

Auch dies hat seinen für die Sache wesentlichen Nebenvorgang. Es entstehen Cyanverbindungen in ähnlicher Weise wie durch die Sodaschmelze nach Leblanc. Während aber in der Soda die Menge so gering ist, daß sie als Verunreinigung bezeichnet und zerstört wird,

ist die Schlempe ein Hauptrohstoff für Cyanverbindungen geworden, und es verlohnt sich ihre Verarbeitung schon wegen dieser.

III. Schließlich kommt noch in Betracht, daß nicht nur die Pflanzen, sondern auch Tiere, welche kalihaltige Pflanzen fressen, Kali in brauchbarer Menge anhäufen, so daß es Pottasche aus Wollschweiß gibt. Die Tiere scheiden regelmäßig kalihaltigen Schweiß durch die Poren der Haut ab, und wenn die Haut mit Wolle besetzt ist, so sammelt sich in letzterer das Kali in Fett und Schweiß an.

Diese Bedingungen treffen besonders bei Schafen zu; man kann daher aus Schafwolle ein rohes Wollfett gewinnen, welches durch passende Reinigung »Lanolin«, ein halb verseiftes, leicht in Lösung zu bringendes Fettsalz wird, während andere Kalisalze bei der Reinigung in Lösung gehen.

Der Hauptsache nach hat man Verbindungen der Ölsäure und Stearinsäure, wahrscheinlich auch der anderen Fettsäuren, z. B. Palmitinsäure. Diese Säuren kann man auch in schwerlösliche Kalksalze überführen und dann vergasen, so daß ein Leuchtgas entsteht.

In beiden Fällen hat man Laugen, die Kalisalze enthalten, und zwar in erheblichen Mengen, wenn große Massen von Wolle, z. B. australische oder Kapwollen, in den Mittelpunkten dieser Industrie zur Reinigung gelangen. Der Schweiß beträgt im Durchschnitt 15 % vom Gewicht des rohen Vlieses und enthält viel Kali. Auch diese Laugen werden daher eingedampft und kalziniert, so daß Pottasche entsteht.

Demnach gehen auf dem Gebiete der Kalisalze manche Produktionen neben dem großen, an Bergbau anknüpfenden Betriebe her. Was insbesondere das wichtigste Kalisalz, die Pottasche, betrifft, so werden die Hauptmengen aus Chlorkalium nach den angegebenen Verfahren hergestellt, so daß Deutschland nicht nur den eigenen Bedarf deckt, sondern noch viel Pottasche ausführt.

Daneben werden aber alle die bezeichneten Quellen benutzt, und so ist die Pottasche des Handels außerordentlich verschieden. Meist enthält sie Schwefelverbindungen und kaustische Alkalien. Infolge der Benutzung der verschiedenen Rohstoffe für Kaliumkarbonat kommt viel unbestimmtes Präparat in den Verkehr.

Bezüglich der Reinigung des in der einen oder anderen Weise erhaltenen Karbonats gilt etwa folgendes.

Nur für vereinzelte Zwecke (Laboratoriums- und pharmazeutische Arbeiten) wird ganz reines Kaliumkarbonat verlangt. Dafür kann man das saure Kaliumbikarbonat, $KHCO_3$, herstellen und nach Analogie des Natriumsalzes zersetzen. Auch durch vorsichtiges Glühen reinen Kaliumnitrats mit Kohle erhält man ein reines Karbonat.

$2KHCO_3 = K_2CO_3 + CO_2 + H_2O$ beim Kochen.

Im übrigen lassen sich die rohen Pottaschen in mancherlei Weise verbessern. Durch Glühen mit Kohle zersetzt man etwa vorhandene Schwefelverbindungen und führt Kaliumhydroxyd in Karbonat über. Dann löst man wieder und erhält durch neues Eindampfen ein besseres Produkt, auch bei genauer Regelung kristallinische Abscheidungen. Eine Analyse der Produkte ist aber immer zu empfehlen.

Anwendungen der Kalisalze. Schon in dem Umstande, daß Chlorkalium nicht wie Chlornatrium für Speisezwecke verwendet wird, tritt die geringere Bedeutung der Kalisalze, insbesondere des Chlorkaliums, zutage.

Daß anderseits die natürlich vorkommenden Kalisalze ihren Wert für landwirtschaftliche Zwecke haben, ist schon hervorgehoben.

Die übrigen Verwendungen entsprechen denjenigen der Natronsalze. Die Glasindustrie braucht Kaliumsulfat und Pottasche, die Seifenindustrie Pottasche und kaustisches Kali; denn kalihaltiges Glas und Kaliseife unterscheiden sich in ihren Eigenschaften von Natronglas und Natronseife.

Man braucht aber die selteneren Kalisalze nur dann, wenn sie für die betreffende Verwendung bestimmten Vorzug haben. Dementsprechend stellt man etwa 13 mal so viel Soda her wie Pottasche.

Mit den Alkalien in natürlichem Zusammenhange durch ihr Vorkommen stehen die dem Chlor in chemischer Beziehung ähnlichen Elemente Brom und Jod.

Brom.

Eigenschaften des Broms. Wie das Quecksilber unter den Metallen, so zeigt das Brom unter den Nichtmetallen die seltene Erscheinung, bei gewöhnlicher Temperatur flüssig zu sein.

Brom ist in größerer Masse dunkelbraunrot, in dünnen Schichten hyazinthrot. Bei 0° hat es das spezifische Gewicht 3,18 und erstarrt bei —7,4°. Es siedet bei 63°.

Die Löslichkeit in Wasser ist unbedeutend. 100 Teile Wasser lösen bei 15° ungefähr 3 Teile Brom.

Im Lichte zersetzt sich diese Lösung nach der Gleichung:

$$\underset{\text{Brom}}{2\,Br} + \underset{\text{Wasser}}{H_2O} = \underset{\text{Bromwasserstoff}}{2\,HBr} + \underset{\text{Sauerstoff.}}{O}$$

Gegen organische Stoffe verhält sich das Brom ähnlich dem Chlor, so daß viele Farbstoffe zerstört und andere Körper wesentlich verändert werden. Auch der Geruch ist demjenigen des Chlors ähnlich, aber stärker und unangenehmer. Die desinfizierende Wirkung ist stark.

Beide Elemente verbinden sich zu heftig wirkenden Verbindungen.