

Maße, sich in den beigegebenen Kurven bei der Weinsäure eine Verschiebung des charakteristischen Knickpunktes nach links zeigt, so muß auch hier in wäßriger Lösung eine analoge Spaltung angenommen werden. In Einklang damit steht, daß abgespaltene freie Säure in besonderen Fällen, wie bei der Camphersäure, durch ein mit Wasser nicht mischbares Lösungsmittel isoliert werden kann.

Wenn bei den Leitfähigkeitsbestimmungen anderer organischer Säuren von verschiedenen Forschern hinsichtlich Eintretens des Knickpunktes Unregelmäßigkeiten beobachtet worden sind, so lassen sich diese vielleicht ebenfalls durch die Annahme eingetretener Umgruppierungen der Ionen zu neuen Stoffen erklären.

In vorliegender Arbeit konnten wir also zeigen, daß die unter vorbeschriebenen Bedingungen hergestellten Leitfähigkeitskurven die Möglichkeit bieten, die Existenz eines sauren Salzes, wie z. B. der Camphersäure und Weinsäure, in ihren Lösungen zu ermitteln und die relative Größe einer entstandenen Spaltung in einem bestimmten Lösungsverhältnis (als Abstand des ermittelten Knickpunktes vom theoretisch erwarteten) festzustellen.

Nur durch vollständige Beseitigung des die Spaltung bewirkenden Wassers läßt sich das saure Salz erhalten.

Der Vorgang, bei welchem Wasser spaltend auf einen gelösten Stoff einwirkt, indem sich den Spaltungsprodukten die spaltenden Wasserionen anlagern, pflegt man allgemein als »hydrolytische Spaltung« zu bezeichnen. Man wird in gewissem Sinne auch bei den vorstehend behandelten Vorgängen von »hydrolytischen Spaltungen« sprechen dürfen, ohne damit die Identität beider Erscheinungen behaupten zu wollen.

168. H. Thoms und Th. Sabalitschka: Über die Spaltung saurer Salze in Neutralsalze und freie Säuren in wäßrigen Lösungen.

[Mitteilung aus dem Pharmazeutischen Institut der Universität Berlin.]

(Eingegangen am 12. Juli 1917; vorgetragen in der Sitzung am 18. Juni 1917 von H. Thoms.)

In den voranstehenden Mitteilungen des einen von uns (Th.) mit Runze und Zehrfeld ist ausgeführt worden, daß sich aus der wäßrigen Lösung des sauren Natriumsalzes der *d*-Camphersäure nahezu die Hälfte der letzteren mit Äther ausschütteln läßt. Wir konnten nun feststellen, daß auch aus den wäßrigen Lösungen der sauren Natriumsalze der 1-Isocamphersäure, sowie der Phthalsäure und

Isophthalsäure ein Teil der vorhandenen Säure durch Ausschütteln mit Äther entfernt werden kann.

Diese Vorgänge vollziehen sich nach den Gesetzen vom chemischen Gleichgewicht, der chemischen Massenwirkung und der chemischen Statik. So dürfte das langandauernde Ausäthern, das bei den Versuchen mit Phthalsäure nötig war, wenigstens zum Teil wohl darauf zurückzuführen sein, daß diese in Wasser und Äther ungefähr gleich löslich ist. Daß aber überhaupt das Ausschütteln eines Teiles der Säure mit Äther möglich ist, läßt sich durch die Annahme erklären, daß freie Säure in merklichen Mengen in der wäßrigen Lösung dieser sauren Salze von vornherein vorhanden ist.

Die Spaltung des sauren Salzes in wäßriger Lösung zu Neutralsalz und freier Säure findet bei Gegenwart von Wasser statt, welchem aber nur die Rolle des dissoziierenden Lösungsmittels zukommen kann. Wir glauben die teilweise Umlagerung des sauren Salzes in Neutralsalz und freie Säure auf ein andersartiges Zusammentreten der Ionen zu neuen Stoffen zurückführen zu dürfen. Dies läßt sich durch folgende Überlegung deutlich machen:

Es bezeichne S = Ion der zweibasischen Säure, M = Metallion, H = Wasserstoffion.

Die sauren Salze zweibasischer Säuren sind in wäßriger Lösung primär zerfallen in die Ionen M' und HS' . Sekundär kann letzteres weiter zerfallen in H' und S'' , so daß in der wäßrigen Lösung nun sich die Ionen M' , H' und S'' bzw. HS' befinden. Die Ionen können nun zu all den Stoffen zusammentreten, die überhaupt aus ihnen bildbar sind, also zu Neutralsalz, saurem Salz und freier Säure. Bevorzugt dürfte die Umlagerung zu dem unter den gegebenen Bedingungen schwerlöslichsten Stoff oder dem am wenigsten dissoziierten Stoff sein. Diese Umsetzung findet nach bestimmten Gleichgewichtsverhältnissen statt. Wird der neu entstandene Stoff irgendwie entfernt und dadurch das Gleichgewicht des Systems geändert, so geht die Umsetzung in der ursprünglichen Richtung weiter.

Bei diesen Vorgängen findet eine Hydrolyse im wirklichen Sinne, bei der die Ionen des Wassers sich an der Spaltung beteiligen, nach unserer Deutung also nicht statt. Eine echte Hydrolyse wurde innerhalb dieser Arbeiten hingegen bei dem normalen Phthalat beobachtet; dort war sie so erheblich, daß sie den Versuch störte. Es wurde nämlich aus der Lösung des sauren Phthalates nicht nur der saure Anteil der Säure durch Äther herausgeholt, sondern auch aus der so erhaltenen Lösung des neutralen Phthalates ging noch Säure in den Äther über.

Unsre Annahme über die Spaltung der sauren Salze stimmt überein mit den Angaben Hinrichsens in dem »Handbuch der anorganischen Chemie« von Abegg und Auerbach¹⁾ über das saure Kaliumsulfat. Hinrichsen sagt: »Die Lösung des KHSO_4 reagiert stark sauer, da das primär entstehende HSO_4' -Ion in merklichem Betrage weiter in H' und SO_4'' dissoziiert ist. Da somit in der Lösung K' und SO_4'' Ionen nebeneinander vorhanden sind, kann unter geeigneten Bedingungen auch aus dieser sauren Lösung neutrales Salz auskrystallisieren, sobald dessen Löslichkeitsprodukt überschritten ist.«

Diesen Zustand gelang es uns zu erreichen. Wir versetzten die wäßrige Lösung von saurem Kaliumsulfat mit Alkohol und erhielten einen Niederschlag, der hauptsächlich aus normalem (neutralem) Kaliumsulfat neben saurem Kaliumsulfat bestand, während die abgespaltene Schwefelsäure in der wäßrig-alkoholischen Lösung verblieb. Durch mehrmaliges Wiederholen dieser Fällung konnte schließlich reines normales Kaliumsulfat gewonnen werden. Bei diesem Vorgang ist natürlich der Einfluß der verschiedenen Löslichkeitsprodukte von Bedeutung.

Daß bei der Spaltung des sauren Salzes in Neutralsalz und freie Säure dem positiven Metall-Ion nur ein geringer Einfluß zukommt, wurde durch Parallelversuche bei den sauren Camphoraten des Kaliums, Natriums, Lithiums und Ammoniums festgestellt.

Dem Verhalten der sauren Salze der erwähnten zweibasischen Säuren steht nun das des Kaliumbioxalats gegenüber, aus dessen wäßriger Lösung Oxalsäure mit Äther nicht ausgeschüttelt werden konnte. Wohl aber gelang dies aus der wäßrigen Lösung des vorher analysierten Kleesalzes des Handels, das sich als ein Gemisch von Bi- und Tetraoxalat erwies. Den Überschuß an Oxalsäure über den Oxalsäuregehalt des Bioxalats hinaus vermochten wir aus wäßriger Lösung auszuäthern. Die übrigbleibende Bioxalatlösung gab aber an Äther keine Oxalsäure mehr ab.

Wurde ein Salz hergestellt, das auf eine Molekel Oxalsäure genau ein Kaliumatom enthielt, so ließ sich aus der wäßrigen Lösung mit Äther Oxalsäure ebenfalls nicht oder nur in Spuren herausholen. Das Verhalten des sauren Bioxalats läßt sich wohl so erklären, daß $(\text{COO})_2\text{HK}$ in wäßriger Lösung bei den in Anwendung gekommenen Verdünnungsgraden hauptsächlich nur in K' und $(\text{COO})_2\text{H}'$ -Ionen dissoziiert ist, so daß die Bildung von freier Säure und Neutralsalz überhaupt nicht merkbar zustande kommen kann.

¹⁾ II. Band, 1. Abt., S. 381.

Diese Auffassung steht in gewisser Übereinstimmung mit Ostwalds¹⁾ Angabe über das Verhalten zweibasischer Säuren. Ostwald sagt: »Je näher sich am zweiwertigen Ion beide Ladungen liegen, um so schwerer wird sich diese bilden, um so geringere Tendenz wird somit das zweite Wasserstoffatom haben, sich abzuspalten und umgekehrt.«

Das abweichende Verhalten des Kaliumbioxalats in wäßriger Lösung gegenüber demjenigen der sauren Salze anderer zweibasischer Säuren läßt sich vielleicht auch dahin deuten, daß in dem System der Ionen K^+ , H^+ und $[(COO)_2]^-$ kein merkliches Bestreben besteht zu neuen leicht dissoziierten Stoffen zusammenzutreten.

Experimenteller Teil.

1. Spaltung des sauren Natriumsalzes der 1-Isocamphersäure in Neutralsalz und freie Säure in wäßriger Lösung.

0.6 g 1-Isocamphersäure wurden in 30 ccm Wasser heiß gelöst und dazu eine Lösung von 0.4296 g krystallisiertem Natriumcarbonat in 3.6 ccm Wasser unter Umrühren gegeben. Nach dem Erkalten wurde das Gemisch achtmal mit Äther ausgeschüttelt. Die vereinigten Ätherauszüge hinterließen beim Verdunsten einen Rückstand von 0.2871 g, also fast die Hälfte der angewandten Isocamphersäure. Durch weiteres Ausäthern der Lösung und Eindampfen der Ätherauszüge konnten nur noch ganz unbedeutende Rückstände gewonnen werden. Wohl aber gelang es nach Hinzufügen der nötigen Menge Salzsäure und nachfolgendem mehrmaligen Ausäthern, den Rest der angewandten Menge 1-Isocamphersäure aus der Lösung herauszuholen.

2. Spaltung des sauren Natriumsalzes der Phthalsäure in wäßriger Lösung.

5 g Phthalsäure wurden in 200 ccm Wasser heiß gelöst und zu dieser Lösung eine solche von 4.3 g krystallisierter Soda in 50 ccm Wasser gegeben. Durch 10-maliges Ausschütteln mit Äther konnten 1.5 g Phthalsäure zurückgewonnen werden, deren Menge sich nach mehrwöchentlichem Ausschütteln schließlich auf 2.7 g Äther-Abdampfrückstand erhöhen ließ, also mehr als der Hälfte entsprach.

Nach dem Ansäuern der zurückgebliebenen wäßrigen Lösung mit Salzsäure und 30-maligem Ausschütteln mit Äther ließen sich noch 1.455 g Äther-Abdampfrückstand gewinnen, insgesamt also wurden von den angewandten 5 g Phthalsäure nur 4.155 g Substanz wiedergewonnen. Diese Unstimmigkeit galt es aufzuklären.

¹⁾ Ph. Ch. 3, 218 [1889] und 9, 555 [1892].

Die zu den Versuchen verwendete Phthalsäure war chemisch rein. Eine Lösung von 0.6744 g Phthalsäure verbrauchte 16.27 $\frac{1}{2}$ -KOH zur Neutralisation (Phenolphthalein als Indicator), das sind 0.456 g KOH.

Für 1 g $C_6H_4(COOH)_2$. Ber. KOH 0.675 g Gef. KOH 0.676 g.

Wenn insgesamt nur 4.155 g Äther-Abdampfrückstand bei Verwendung von 5 g reiner Phthalsäure wiedergewinnbar waren, so konnte dies außer in den unvermeidlichen Verlusten nur darin seinen Grund haben, daß unter den Bedingungen des Abdampfens der ätherischen Lösungen auf dem Wasserbade und Trocknen der Rückstände ein mehr oder weniger vollständiger Übergang der Säure in ihr Anhydrid stattgefunden hatte.

Um diese Möglichkeit zu erweisen, wurden 0.5 g reiner Phthalsäure in Äther gelöst, die Lösung auf dem Wasserbade abgedunstet und nach dem Trocknen des Rückstandes gewogen. Sein Gewicht betrug 0.4869 g. Durch mehrmaliges Befeuchten des Rückstandes mit Äther und anschließendes Trocknen ließ sich das Gewicht schließlich auf 0.4448 g verringern, was einem Übergang der Säure in Anhydrid entspricht, wenn man die Möglichkeit von Verlusten durch Verflüchtigung der Säure oder ihres Anhydrids ausschließt.

Für 1 Mol. $C_6H_4(COOH)_2$. Ber. $C_6H_4(CO)_2O$ 89.15. Gef. $C_6H_4(CO)_2O$ 88.96.

Beim Ausschütteln der Lösung des sauren Phthalates war eine größere Menge Rückstand erhalten worden, als der Hälfte der Säure entspricht. Diese Beobachtung konnte nur darin eine Erklärung finden, daß nicht nur das saure Phthalat eine Spaltung erfahren, sondern auch ein Teil des sekundär entstandenen neutralen Phthalats durch Hydrolyse einen Teil der Phthalsäure freigegeben hatte.

Ein Versuch bewies die Richtigkeit dieser Annahme.

Wurden 0.5 g Phthalsäure in 20 ccm Wasser heiß gelöst, dazu eine heiße Lösung von 0.86 g krystallisierter Soda in 10 ccm Wasser gegeben und diese gegen Phenolphthalein neutral reagierende Lösung mehrmals mit Äther ausgeschüttelt, so ließen sich 0.0202 g Phthalsäure gewinnen, wobei die Lösung eine alkalische Reaktion annahm, d. h. durch Phenolphthalein bald rot gefärbt wurde.

Aus diesen Versuchen geht hervor, daß die Phthalsäure zur quantitativen Feststellung, ob ihr saures Salz in wäßriger Lösung in Neutralsalz und freie Säure zerfallen ist, sich nicht besonders eignet. Immerhin aber kann man aus den Versuchen folgern, daß ein solcher Zerfall tatsächlich geschehen ist, ja daß die Aufspaltung sogar noch auf das Neutralsalz übergreift.

3. Spaltung des sauren Natriumsalzes der Isophthalsäure (Benzol-*m*-dicarbonsäure) in Neutralsalz und freie Säure in wäßriger Lösung.

Zu diesem Versuch diente eine Lösung von 0.27 g Isophthalsäure in 350 ccm heißem Wasser, die mit einer Lösung von 0.2322 g kristallisiertem Natriumcarbonat in 15 ccm Wasser unter Umrühren versetzt wurde. Die Lösung lieferte nach wiederholtem Ausschütteln mit Äther 0.1321 g Rückstand, also nahezu die Hälfte der angewandten Menge Isophthalsäure. Nach dem Ansäuern der zurückgebliebenen wäßrigen Lösung mit Salzsäure und abermaligem Ausäthern wurden 0.1330 g Isophthalsäure gewonnen, insgesamt also von den 0.27 g 0.2651 g.

Dieses Ergebnis entspricht also durchaus den Erwartungen. Die Isophthalsäure eignete sich zu diesem Versuche besser als die Phthalsäure, weil jene ein Anhydrid nicht zu bilden vermag und daher nicht die Klarheit des Bildes verwischt. Auch ist zur Wiedergewinnung der Hälfte der angewandten Säure ein nicht so langes Ausäthern erforderlich wie bei der Phthalsäure.

4. Über das Verhalten des Kaliumbisulfats in wäßriger Lösung.

Zu diesen Versuchen verwendete man ein käufliches Kaliumbisulfat, das bis zur Gewichtskonstanz im Lufttrockenschrank bei 105° ausgetrocknet war und sodann analysiert wurde.

0.9901 g Stbst.: 1.6884 g BaSO₄. — 0.6044 g Stbst.: 0.3815 g K₂SO₄. —
4.1279 g Stbst.: ^{31.1}/_n KOH zur Sättigung.

KHSO₄. Ber. SO₄ 70.53, K 28.73, H 0.74, Feuchtigkeit —
Gef. » 70.18, » 28.32, » 0.76, » 0.74.

Der Analyse zufolge entsprach also das verwendete Kaliumbisulfat nicht der Zusammensetzung KHSO₄.

Durch dreimaliges Auswaschen des Salzes mit absolutem Alkohol ließ sich der Schwefelsäuregehalt auf 68.6 % SO₄ verringern, und es lag ein Salz vor, das aus einem Gemisch von KHSO₄ mit 5.26 % K₂SO₄ bestand.

20 g dieses Salzes löste man in 60 ccm Wasser und fällte mit 160 g absolutem Alkohol, wusch auf einem Filter das gefällte Salz mit 50 g Alkohol nach und trocknete. Der Waschalkohol reagierte stark sauer und enthielt neben kleinen Mengen Bisulfat freie Schwefelsäure, vielleicht zum Teil als Äthylschwefelsäure.

7.125 g der Fällung wurden erneut in 60 ccm Wasser gelöst und mit 160 g absolutem Alkohol versetzt; der Waschalkohol zeigte wiederum stark saure Reaktion und enthielt freie Schwefelsäure.

Von der zweiten Fällung wurden abermals 6 g in 60 ccm Wasser gelöst, mit 160 g absolutem Alkohol gefällt und die Fällung im Trockenschrank bei 100—105° getrocknet.

Der Trockenrückstand zeigte nunmehr nur noch eine ganz schwach saure Reaktion.

Nach viermal wiederholter Wiederauflösung und Fällung aus der wäßrigen Lösung mit Alkohol wurde schließlich ein Salz erhalten, dessen wäßrige Lösung durch Dimethylamino-azobenzol nicht mehr rot gefärbt wurde, wohl aber auf Zusatz von Phenolphthalein und 1 Tropfen $\frac{n}{10}$ -KOH sofort sich rötete. Hiernach mußte das Salz aus neutralem Kaliumsulfat bestehen.

Die Analyse des im Trockenschrank von Feuchtigkeit befreiten Salzes bewies die Richtigkeit dieser Annahme.

0.21 g Sbst.: 0.2811 g BaSO₄. — 1.4111 g Sbst.: 1.410 g K₂SO₄ (nach starkem Glühen).

K₂SO₄. Ber. SO₄ 55.09. Gef. SO₄ 55.05.

5. Verhalten der sauren Salze des Ammoniums, Lithiums, Natriums und Kaliums der *d*-Camphersäure in wäßrigen Lösungen.

Zu diesen Versuchen wurden, um Vergleichswerte zu schaffen, je 400 ccm einer wäßrigen Lösung verwandt, die $\frac{1}{20}$ Mol des sauren Salzes im Liter enthielt. Die Lösungen wurden 7—11-mal hinter einander mit je 150 ccm Äther ausgeschüttelt und die ätherischen Lösungen verdunstet.

Es wurden erhalten aus dem sauren Camphorat des

	NH ₄	Li	Na	K	
beim 1. Ausschütteln	1.1457 g	1.1646 g	1.1914 g	1.2081 g	Camphersäure,
» 2. »	0.3834 »	0.3893 »	0.3838 »	0.3844 »	«
» 3. »	0.1550 »	0.1552 »	0.1529 »	0.1551 »	»
» 4. »	0.0822 »	0.0789 »	0.0754 »	0.0788 »	»
» 5. »	0.0468 »	0.0487 »	0.0446 »	0.0464 »	»
» 6. »	0.0306 »	0.0296 »	0.0280 »	0.0310 »	»
» 7. »	0.0214 »	0.0250 »	0.0189 »	0.0210 »	»
» 8. »	0.0156 »	0.0208 »	0.0144 »	—	»
» 9. »	0.0124 «	0.0116 »	0.0106 »	—	»
» 10. »	0.0108 »	—	—	—	»
» 11. »	0.0093 »	—	—	—	»

Durch 7-maliges Ausäthern war aus dem sauren Camphorat des

NH ₄	Li	Na	K
1.8651 g	1.8913 g	1.8950 g	1.928 g

Camphersäure entfernt worden.

Durch diese Versuche ist ersichtlich, daß der saure Anteil der Camphersäure aus den verschiedenen sauren Camphoraten ziemlich gleichmäßig in den Äther übergeht. Es besteht aber doch ein geringer Unterschied, der sich darin zeigt, daß aus dem sauren Camphorat des Kaliums die größte Menge Camphersäure beim ersten Ausäthern in den Äther übergeht, und daß diese Menge über das Natrium und Lithium zum Ammonium hin abnimmt. Der gleiche Unterschied ergibt sich auch aus der Summe der durch siebenmaliges Ausschütteln mit Äther aus den 4 sauren Camphoraten erhaltenen Menge Camphersäure. Es dürfte also auch das mit der Camphersäure zum sauren Salz verbundene Ion einen wenn auch nicht sehr bedeutenden Einfluß auf den Zustand des sauren Salzes in der wäßrigen Lösung ausüben. Wir behalten uns vor, durch weitere Untersuchung diese immerhin bemerkenswerte Tatsache des scheinbaren Zerfalls der sauren Salze in wäßriger Lösung in Neutralsalz und freie Säure und den Einfluß, den das mit der Säure verbundene Kation dabei ausübt, noch genauer zu studieren.

6. Verhalten des Kalium-bioxalats in wäßriger Lösung. •

Da das saure Natriumoxalat in Wasser ziemlich schwer löslich ist und deshalb für den beabsichtigten Versuch wenig geeignet war, benutzte man das Kaliumsalz und zwar das gewöhnliche Kleesalz des Handels, sowie ein frisch hergestelltes Kaliumbioxalat.

Die Salze wurden vor ihrer Anwendung analysiert.

Das Kleesalz des Handels:

1.9389 g Sbst.: 0.9727 g K_2SO_4 . — 0.2472 g Sbst.: 38.6775 $\frac{1}{10}$ -KMnO₄.

Es ließ sich aus diesen Werten berechnen, daß das Salz aus 73.82 % (COOH)(COOK), 18.55 % (COO)₂H₂ und 7.63 % Wasser bestand. Dieses Resultat bestätigt die Angabe der Literatur, daß das Kleesalz des Handels meist aus einem Gemisch von Bioxalat und Tetraoxalat zusammengesetzt ist.

Von diesem Salz wurden 10 g mit 100 ccm Äther ausgezogen und der Äther abfiltriert. Die Extraktion wiederholte man noch dreimal mit dem gleichen Volum Äther, brachte das Salz sodann auf das Filter und wusch noch mit 150 ccm Äther nach. Beim Eindunsten des abfiltrierten Äthers auf dem Wasserbade hinterblieb ein unwägbare geringer Rückstand.

1 g des analysierten Salzes wurden in 50 ccm Wasser unter Erwärmen gelöst und die Lösung nach dem Erkalten fünfmal mit Äther ausgeschüttelt. Durch Verdunsten der 5 Ätherauszüge wurde ein Rückstand von 0.0889 g erhalten. Durch 45-maliges Ausäthern konnten im ganzen 0.1852 g aus der wäßrigen Lösung ausgeschüttelt wer-

den, welche Menge dem Überschuß an Oxalsäure in Bezug auf die Verbindung $(\text{COOH})(\text{COOK})$ entspricht.

Zu dem nächsten Versuch stellte man ein reines Kaliumbioxalat her. Es wurden 25 g reine, krystallwasserhaltige Oxalsäure in 250 ccm Wasser gelöst und dazu eine Lösung von 13.709 g Pottasche in 100 ccm Wasser gegeben. Das Gemisch wurde eingedampft, der Rückstand zu einem Pulver zerrieben und bis zur Gewichtskonstanz getrocknet.

0.6859 g Sbst.: 0.4659 g K_2SO_4 . — 0.4296 g Sbst.: 66.918 ccm $\frac{1}{2}$ - KMnO_4 .
 $(\text{COOH})(\text{COOK})$. Ber. K 30.52, $(\text{COO})_2\text{H}$ 69.48.
 Gef. » 30.5, » 69.329.

5 g dieses reinen $(\text{COO})_2\text{HK}$ extrahierte man mit 150 ccm Äther. Nach dem Verdunsten des Äthers konnte ein wägbarer Rückstand nicht erhalten werden.

Des weiteren löste man 5 g des reinen Kaliumbioxalats in 300 ccm Wasser und schüttelte diese Lösung zehnmal mit Äther aus. Die vereinigten Ätherauszüge lieferten beim Verdampfen 0.006 g Rückstand.

Wurde eine verdünntere Lösung, nämlich 5 g Kaliumbioxalat auf 1200 ccm Wasser, mit 400 ccm Äther einmal ausgeschüttelt, so nahm letzterer auch unter den veränderten Verhältnissen nur sehr geringe Mengen eines Stoffes auf; das Gewicht des Abdampfrückstandes betrug 0.005 g.

Diese Versuche haben also ergeben, daß es nicht möglich ist, der Lösung von reinem Kaliumbioxalat durch Ausschütteln mit Äther Oxalsäure in nennenswerter Menge zu entziehen.

169. H. Thoms: Vorrichtung zur Beschleunigung der Dialyse.

[Mitteilung aus dem Pharmazeutischen Institut der Universität Berlin.]

(Eingegangen am 12. Juli 1917; vorgetragen in der Sitzung am 18. Juni 1917 vom Verfasser.)

Eine Vorrichtung zur Beschleunigung der Dialyse zu ersinnen, entsprang einem praktischen Bedürfnis. Mir ist ein Verfahren patentiert worden zur Herstellung haltbarer Fruchtextakte, welche die Aromastoffe und Fermente von Fuchtsäften in unzersetzer Form enthalten¹⁾. Bei der Ausführung dieses Verfahrens wird von der Dialyse Gebrauch gemacht. Sie bezweckt, den meist großen Säuregehalt der Fruchtsäfte vor deren Eindampfen im Vakuum zu entfernen. Die Fruchtsäfte geraten nun aber, wenn sie längere Zeit im Dialysator verweilen, bald in Gärung, deshalb wird für eine Beschleunigung der Dialyse Sorge getragen werden müssen.

¹⁾ siehe die nachfolgende Arbeit. Thoms.