

11. E. Berl und L. Ranis: Titrationsen auf optischem Wege mit Hilfe des Flüssigkeits-Interferometers von Löwe¹⁾.

[Aus d. Chem.-techn. u. elektrochem. Institut d. Techn. Hochschule Darmstadt]
(Eingegangen am 24. Oktober 1927.)

Der Titrationsanalyse mit Hilfe von Indicatoren, welche durch die Adsorptions-Indicatoren-Methode von Fajans²⁾ eine wertvolle Bereicherung erfahren hat, sind in den letzten Jahren die konduktometrische Analyse³⁾ und die potentiometrische Methode⁴⁾ zur Seite getreten. Diesen gleich wertvollen Methoden kann nunmehr eine weitere Methode angefügt werden, welche den Brechungsindex von Flüssigkeiten als Indicator anwendet.

Zur Bestimmung des Brechungsindex steht eine große Zahl von Instrumenten zur Verfügung. Das genaueste dieser Instrumente ist das Flüssigkeits-Interferometer von Löwe⁵⁾. Dieses Instrument hat den großen Vorteil, daß es nicht den Brechungsindex der Analysen-Flüssigkeit selbst bestimmt, sondern den Unterschied zwischen ihm und demjenigen einer zweiten Flüssigkeit, der Bezugs-Flüssigkeit.

Temperatur-Schwankungen beeinflussen die Brechungsdifferenz verhältnismäßig wenig. Zum Zweck des schnellen Temperatur-Ausgleichs besitzt das Flüssigkeits-Interferometer ein Temperaturbad. Die beiden Flüssigkeiten — Meß- und Vergleichs-Lösung — sind dadurch stets der gleichen Temperatur-Änderung unterworfen, wodurch sich ihre Brechungsindices fast gleichmäßig ändern. Das Flüssigkeits-Interferometer mißt 3- bis 240-mal genauer als das empfindlichste Refraktometer, das Eintauch-Refraktometer, je nachdem ob man Kammern von 1 mm oder 80 mm Länge (dies die längste, welche sich im Instrument unterbringen läßt) zur Anwendung bringt. Diese außerordentliche Empfindlichkeit macht das Interferometer besonders dazu geeignet, verd. Lösungen zu untersuchen, für welche die Genauigkeit der anderen optischen Meßinstrumente bei weitem nicht mehr ausreicht. Wenn die absolute Brechung der Substanz gesucht wird, muß der Brechungsexponent der Bezugs-Flüssigkeit bekannt sein. Durch Wahl geeigneter Vergleichs-Flüssigkeiten kann man erreichen, daß der Meßbereich des Instrumentes für die Bestimmung der Brechungsdifferenz ausreicht. Ferner kann man bei dem Löweschen Flüssigkeits-Interferometer den Meßbereich vergrößern und verkleinern durch Anwendung von Flüssigkeits-Kammern verschiedener Länge und Einbringung von Glaskeilen in diese Kammern. Allerdings muß bei Anwendung kleinerer Kammern eine geringere Empfindlichkeit des Instrumentes in Kauf genommen werden

Die Konstruktion und Handhabung des Flüssigkeits-Interferometers wird als bekannt vorausgesetzt. Man mißt in Trommelteilen diejenige Drehung der Kompensator-

¹⁾ Die ausführliche Mitteilung wird an anderem Orte erscheinen.

²⁾ Ztschr. Elektrochem. **29**, 495 [1923], Ztschr. anorgan. Chem. **137**, 221 [1924].

³⁾ vergl. die zusammenfassenden Darstellungen von J. M. Kolthoff: „Konduktometrische Titration“, Verlag von Th. Steinkopff, 1923; Erich Müller: „Elektrochemisches Praktikum“, Verlag von Th. Steinkopff, 1924.

⁴⁾ Erich Müller: „Die elektrometrische Maßanalyse“, Verlag von Th. Steinkopff, 1923, und „Elektrochemisches Praktikum“.

⁵⁾ Ztschr. angew. Chem. **23**, 1393 [1910]; Ztschr. Instrumentenkunde **10**, 321 [1910]; Physikal. Ztschr. **11**, 104 [1910].

platte, die notwendig ist, den Gangunterschied der beiden Strahlenbündel aufzuheben, d. h. die beiden Beugungsspektren 1. Ordnung mit denjenigen der Null-Lage wieder in Koinkidenz zu bringen. Die einzelnen Instrumente müssen geeicht werden, da der Wert je eines Trommelteiles bei Ablesungen kleiner Beträge gegenüber jenen größerer Beträge etwas differiert. Zum Zwecke der Eichung sendet man nach dem Vorschlage von F. Berl und K. Andress⁹⁾ monochromatisches Licht von bekannter Wellenlänge (Natriumlicht, $\lambda = 589.10^{-6}$) in das Instrument, dreht mit der Mikrometerschraube von Streifen zu Streifen und liest jedesmal die entsprechenden Trommelteile ab, woraus dann die Korrektionsglieder leicht zu errechnen sind. Wenn:

- a = ein beobachteter Interferometer-Wert im Gebiet des linearen Anstiegs,
 b = die zu a gehörige Anzahl der an dem Gesichtsfeld vorbeigewanderten Streifen,
 JW die gefundenen Interferometer-Werte,
 m = die Anzahl der Streifen,
 c Multiplikations- } Korrektionsglieder,
 c' Subtraktions- }

so ist:
$$JW \cdot c = JW \cdot c' + m \cdot a/b$$

 und
$$c = m \cdot a/b \cdot JW, \quad c' = JW - m \cdot a/b.$$

Es sei die Tabelle mit den Korrektionsgliedern für das in der folgenden Arbeit verwendete Flüssigkeits-Interferometer wiedergegeben:

JW	c'	c	JW	c'	c
100	0	1.000	1600	104	0.935
200	1	0.995	1700	117	0.931
300	3	0.990	1800	133	0.926
400	5	0.986	1900	148	0.922
500	9	0.982	2000	164	0.918
600	13	0.978	2100	181	0.914
700	16	0.974	2200	198	0.910
800	24	0.970	2300	219	0.906
900	28	0.965	2400	235	0.902
1000	40	0.960	2500	255	0.898
1100	48	0.956	2600	276	0.894
1200	58	0.952	2700	297	0.890
1300	68	0.948	2800	319	0.886
1400	78	0.944	2900	345	0.882
1500	91	0.939	3000	366	0.878

Wird die zu untersuchende wäßrige Lösung mit destilliertem Wasser verdünnt und nach erfolgter Verdünnung der Brechungsindex in dem Flüssigkeits-Interferometer gegen destilliertes Wasser als Vergleichs-Flüssigkeit gemessen, so geht mit jeder Konzentrations-Verringerung auch der Interferometer-Ausschlag mehr und mehr zurück, d. h. auch der absolute Brechungs-exponent nimmt mehr und mehr ab. Berechnet man aus den Verdünnungen die Prozente des zu untersuchenden Stoffes und trägt sie als Abszissen und die nach Vorstehendem erhaltenen korrigierten Interferometer-Werte ($JW - c'$) als Ordinaten in ein Koordinatensystem ein, so erhält man durch Verbindung der erhaltenen Punkte eine gerade Linie.

I. Neutralisations-Analysen.

Wird beispielsweise $n/_{10}$ -NaOH schrittweise mit $n/_{10}$ -HCl versetzt, so nimmt der Brechungsindex der Lösung mit wachsendem Salzsäure-

⁹⁾ Ztschr. angew. Chem. 34, 370 [1921].

Zusatz zunächst zwar auch stetig ab, aber nur so lange, bis sämtliche Lauge durch die Säure neutralisiert worden ist. Überschüssige Salzsäure erhöht dagegen den Brechungsexponenten wieder. Das beste Bild von diesen Vorgängen gibt auch hier wiederum die graphische Darstellung (Abb. 1), der folgende Ablesungen zugrunde liegen:

	% n_{10} -NaOH	JW	JW—c'
5.00 ccm n_{10} -NaOH	100	1816	1681
5.00 + 2.00 ccm n_{10} -HCl	71.4	1234	1173
5.00 + 4.00 ccm n_{10} -HCl	55.6	913	883
5.00 + 6.00 ccm n_{10} -HCl	45.4	854	828
5.00 + 8.00 ccm n_{10} -HCl	38.4	957	922
5.00 + 10.00 ccm n_{10} -HCl	33.3	1004	964
n_{10} -HCl	0	1410	1331

Man erhält zwei sich schneidende Geraden AB und BC; der Schnittpunkt B ist identisch mit dem Neutralisationspunkt, der bei Anwendung von jeweils zehntelnormaler Säure und Lauge genau den Abszissenwert 50 haben muß. Die Ordinate des Schnittpunktes gibt die Trommelteile für n_{20} -Kochsalz-Lösung gegen Wasser an, denn das bei der Reaktion entstandene Wasser kann vernachlässigt werden. n_{10} -NaOH bricht demnach stärker als n_{20} -NaCl, d. h. der Brechungsexponent des Chlor-Ions ist nicht so viel stärker als der des Hydroxyl-Ions, daß der Verdünnungs-Einfluß dadurch aufgehoben würde. Ebenso besitzt n_{10} -HCl einen größeren Brechungsindex als n_{20} -NaCl. Die Natronlauge erfährt also vom Beginn der Titration bis zur Neutralisation eine Konzentrations-Änderung von n_{10} bis 0. Ihre Verdünnungskurve wird somit durch die Gerade CD der Abbildung 1 dargestellt. Andererseits bedeutet die Gerade AD die Verdünnungslinie für n_{10} -HCl. Durch diese beiden Strecken sind die tatsächlichen Interferometer-Werte beiderseits in ihre Komponenten zerlegt. Rechts vom Wert 50 setzen sich die Ordinaten-Abschnitte aus den Werten für die noch nicht umgesetzte Natronlauge und die bereits gebildete NaCl-Lösung zusammen, während sich links davon zu dem Ausschlag der Chlornatrium-Lösung noch der überschüssigen Salzsäure gesellt. Die Verbindungslinie zwischen dem Nullpunkt des Koordinatensystems und B würde die „Salz-Gerade“ darstellen, die Kolthoff für seine Darstellung verwendet.

Ist nun bei einer solchen Titration der Titer einer der beiden Lösungen unbekannt, so läßt er sich ohne weiteres aus dem Abszissen-Wert des Schnittpunktes berechnen.

Die experimentelle Ausführung einer solchen interferometrischen Titration ist sehr einfach. Es werden zunächst 5.00 ccm der Salz-Lösung (in dem erwähnten Beispiel Lauge) in die eine Kammer gefüllt und die andere Kammer mit destilliertem Wasser beschickt. Nach erfolgtem Temperatur-Ausgleich wird die Ablesung vorgenommen, welche konstant bleiben muß. Dann werden aus einer genau graduierten Bürette, bei welcher noch 0.02—0.01 ccm ablesbar sind, 2.00 ccm Säure zugefügt. Vor dem Ablesen wird zwecks besserer Durchmischung und schnelleren Temperatur-Ausgleichs ein schwacher Stickstoff-Strom durch die Flüssigkeit der Meßkammer geleitet, der zuvor ein mit Wasser gefülltes Waschfläschchen passiert hat, damit er mit Wasserdampf gesättigt ist. (Es war festgestellt worden, daß etwa in Lösung gehender

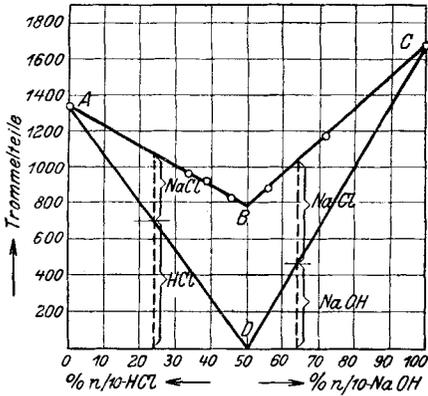


Abbildung 1.

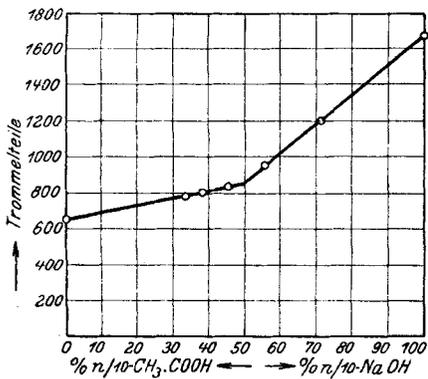


Abbildung 2.

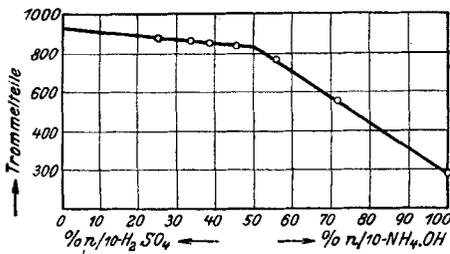


Abbildung 3.

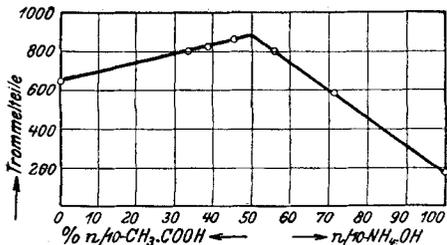


Abbildung 4.

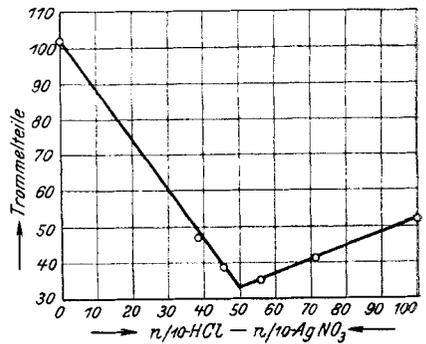


Abbildung 5.

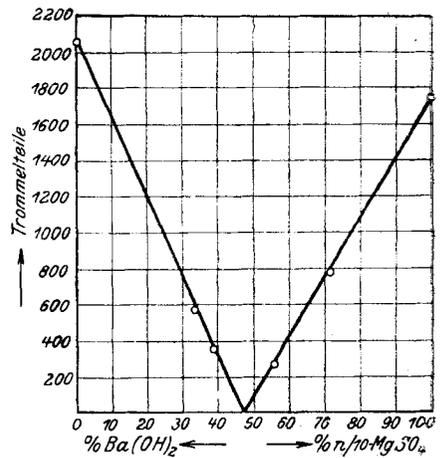


Abbildung 6.

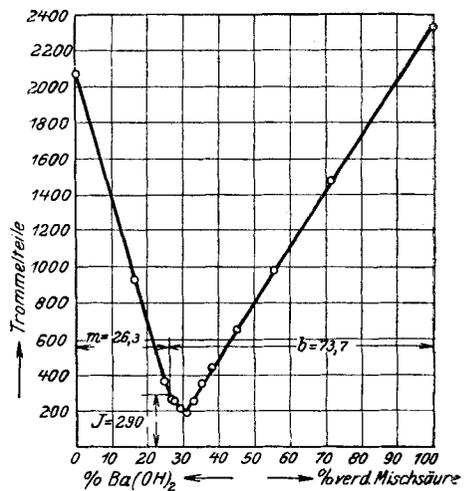


Abbildung 7.

Stickstoff die Meßergebnisse durchaus nicht beeinflußt.) So werden nach und nach die Ablesungen für den Zusatz von 2.00, 4.00, 6.00 usw. ccm Säure vorgenommen. Die Titrationsen von $n/_{10}$ -Lösungen wurden in der 20-mm-Kammer, die von $n/_{12}$ -Lösungen in der 5-mm-Kammer des Flüssigkeits-Interferometers vorgenommen. 2-n. Lauge, mit 2-n. Salzsäure neutralisiert, wurde in der durch Glaskeil auf 1 mm verkürzten Kammer und $n/_{1000}$ -NaOH, mit $n/_{1000}$ -Salzsäure in einer 80-mm-Kammer recht genau gemessen. Im letzterwähnten Falle erhielt man bei Anwendung von $n/_{1000}$ -NaOH einen Ausschlag von 66 Trommelteilen, während der Neutralisationspunkt einer $n/_{2000}$ -NaCl-Lösung noch einen Ausschlag von 32 Trommelteilen ergab. Da man in der Lage ist, auf $1/2$ Trommelteil genau zu messen, kann man mit einer Genauigkeit von 1 in 64, demnach auf rund 1.6% genau, eine $n/_{1000}$ -Lösung mit Hilfe der angegebenen interferometrischen Methode titrieren. In gleich guter Weise lassen sich $n/_{10}$ -Soda-Lösung mit $n/_{10}$ -Salzsäure und $n/_{10}$ -Bariumhydroxyd mit $n/_{10}$ -Salzsäure oder $n/_{10}$ -Salpetersäure interferometrisch titrieren. Bemerkenswert ist, daß man ohne weiteres mit Barytlauge arbeiten kann, ohne eine Veränderung durch Anziehung von Kohlendioxyd aus der Luft befürchten zu müssen. Läßt man in der unbedeckten Interferometer-Kammer Barytlauge mehrere Stunden stehen, dann bemerkt man zwar eine dünne Oberflächenhaut aus Carbonat gebildet, welche aber die Innenflüssigkeit vor weiteren Veränderungen schützt. Die Interferometer-Werte am Beginn und am Schluß des Versuches sind gleich.

In ebenso vortrefflicher Weise lassen sich schwache Säuren mit starken Basen titrieren, z. B. $n/_{10}$ -Essigsäure mit $n/_{10}$ -NaOH (vergl. Abbildung 2), ferner starke Säuren mit schwachen Basen, wie z. B. $n/_{10}$ -Schwefelsäure mit $n/_{10}$ -Ammoniumhydroxyd-Lösung (siehe Abbildung 3). Ebenso kann man recht genau schwache Säuren mit schwachen Basen, z. B. $n/_{10}$ -Essigsäure mit $n/_{10}$ -Ammoniumhydroxyd, titrieren (siehe Abbildung 4), so daß alle Arten von Neutralisations-Analysen sich interferometrisch genau durchführen lassen.

II. Fällungs Analysen.

Fast ebensogut wie für diese Neutralisations-Analysen bewährt sich die Interferometer-Methode für Fällungs-Analysen. Der einzige Nachteil besteht darin, daß die Fällungen und Titrationsen nicht in der Interferometer-Kammer selbst ausgeführt werden können, da der entstehende Niederschlag das Erkennen der Interferenzstreifen verhindert oder zum wenigsten sehr erschwert. In diesem Falle empfiehlt es sich, jeweils 5.00 ccm der Analysen-Flüssigkeit mit 2.00 ccm, 4.00 ccm, 6.00 ccm usw. des Fällungsmittels zu versetzen und die einzelnen Mischungen in gut verschlossenen Gläschen einige Minuten in einer Zentrifuge zu schleudern. Der Niederschlag setzt sich schnell ab, und die überstehende klare Flüssigkeit kann im Interferometer gemessen werden. Da in der Zentrifuge stets sämtliche Lösungen, die für eine Titration erforderlich sind, in einem Arbeitsgange ausgeschleudert werden können, nehmen die Fällungs-Analysen verhältnismäßig wenig Zeit in Anspruch.

Die Titration von $n/_{10}$ -Salzsäure mit $n/_{10}$ -Silbernitrat läßt sich mit außerordentlicher Genauigkeit ausführen (s. Abbildung 5). In gleicher Weise ist die Bestimmung von $n/_{1000}$ -Salzsäure und $n/_{1000}$ -Silbernitrat durchgeführt worden.

Nach dem beschriebenen Vorgang sind sehr genau folgende Fällungsanalysen ausgeführt worden:

Analysen-Flüssigkeit:	Fällungsmittel:
$n_{/10}$ -MgCl ₂	$n_{/10}$ -AgNO ₃
$n_{/10}$ -MgCl ₂	annähernd $n_{/10}$ -Ba(OH) ₂
$n_{/10}$ -Ba(NO ₃) ₂	$n_{/10}$ -H ₂ SO ₄
$n_{/10}$ -(CH ₃ .CO.O) ₂ Pb	$n_{/10}$ -H ₂ SO ₄
$n_{/10}$ -CaCl ₂ (NH ₄ Cl)-haltig	$n_{/10}$ -(COO.NH ₄) ₂
$n_{/10}$ -MgSO ₄	annähernd $n_{/10}$ -Ba(OH) ₂

Der letztgenannte Fall ist deswegen besonders interessant, weil das Barium-Ion als Bariumsulfat und das Magnesium-Ion als Magnesiumhydroxyd ausgefällt werden. Tatsächlich erweist sich, daß die nach dem Abtrennen des festen Niederschlages resultierende Flüssigkeit reines Wasser ist, das gegen das als Vergleichs-Flüssigkeit dienende destillierte Wasser keinen Ausschlag gibt. Die beiden Linien treffen sich nicht bei dem Teilstrich 50 mit dem Ordinaten-Wert Null, sondern bei 48, weil das verwendete Barythydrat nicht genau $n_{/10}$ war (vergl. Abbildung 6).

Daß mit der Interferometer-Methode auch die gleichzeitige Titration zweier Flüssigkeiten möglich ist, wenn es sich um eine kombinierte Neutralisations- und Fällungs-Analyse handelt, beweist die Bestimmung der Bestandteile einer Mischsäure, bestehend aus Schwefelsäure, Salpetersäure und Wasser, wie sie z. B. für Nitrierzwecke verwendet wird.

Aus dem Diagramm (Abbildung 7) ist ersichtlich, wie zunächst alle Schwefelsäure als Bariumsulfat ausgefällt wird. Im Grenzpunkt dieser Reaktion (beim Ordinaten-Wert 200) wird die in der Mischsäure enthaltene Salpetersäure gemessen. Weitere Barytlauge neutralisiert dann auch noch die Salpetersäure, und der Ordinaten-Abschnitt des 2. Knickpunktes der Kurve (bei Ordinate 290) gibt den Wert für das gebildete Bariumnitrat aus der in der Mischsäure vorhandenen Salpetersäure wieder. Er dient zur Berechnung des Salpetersäure-Gehaltes der Mischsäure, während der Abszissen-Wert dieses zweiten Knickpunktes (26.3) für die Berechnung der Gesamtacidität wichtig ist.

Die Ableitung der Formeln, die zur Berechnung dienen, wird an anderer Stelle ausführlich gebracht. Die Berechnung selbst wird nach den im Folgenden angeführten Formeln durchgeführt:

a) Gesamtacidität der Mischsäure:

$$A = b \cdot F \cdot K / M \cdot E,$$

wobei bedeuten: A = Gesamtacidität von 1 g Mischsäure in ccm $n_{/10}$ -Säure,
 b = Abszissenstück für Ba(OH)₂ im Diagramm,
 m = Abszissenstück für die verd. Mischsäure im Diagramm,
 F = Faktor der $n_{/10}$ -Barytlauge,
 K = Inhalt des Maßkolbens, in welchem die Mischsäure verdünnt wurde,
 E = Einwage der Mischsäure zur Verdünnung auf K.

b) Salpetersäure-Gehalt der Mischsäure:

$$N = \frac{6.3016 \times (1/n_b + 1/n_m) \times J \times A}{100 \times B},$$

wobei bedeuten: N = Salpetersäure-Gehalt der Mischsäure in Gewichtsprozenten,
 n_b und n_m = die Normalitäten der Barytlauge und der verd. Mischsäure,
 J = der Ordinaten-Abschnitt für den Neutralisationspunkt,
 A = die bereits berechnete Gesamtacidität,
 B = der Interferometer-Wert von $n_{/10}$ -Bariumnitrat.

c) Schwefelsäure-Gehalt der Mischsäure:

$$S = 4.904 / 10 \times (A - 10 \times N / 6.3016),$$

wobei bedeuten: S = Schwefelsäure-Gehalt der Mischsäure,

N = Salpetersäure-Gehalt der Mischsäure,

A = Gesamtacidität von 1 g Mischsäure in ccm n_{10} -Säure.

d) Wasser-Gehalt der Mischsäure: $100 - (S + N)$.

Die Ergebnisse der in Abbildung 7 wiedergegebenen Titration sind untenstehend in Parallele gesetzt mit den Resultaten der nach der üblichen Bestimmungsmethode erhaltenen Werte.

	Interferometer- Methode	Übliche Bestimmungsmethode
Gesamtacidität	157.96 ccm n_{10}	158 ccm n_{10}
HNO ₃ -Gehalt	20.90 %	20.77 %
H ₂ SO ₄ -Gehalt	61.20 %	61.32 %
H ₂ O-Gehalt	17.90 %	17.91 %

Man kann in gleicher Weise Gemische von Ätznatron und Soda durch zwei Fällungsreaktionen interferometrisch genau bestimmen, einmal indem man die Gesamtalkalinität des Gemisches durch Titration mit Silbernitrat durch Fällung von Silberhydroxyd und Silbercarbonat und das andere Mal den Carbonat-Gehalt der Mischung durch Titration mit Barytlauge feststellt. Da die Löslichkeit der schwerlöslichen Silberverbindungen annähernd gleich ist, erhält man bei der Bestimmung nur einen Knickpunkt.

Gemische von Magnesiumchlorid und Magnesiumsulfat lassen sich dadurch bestimmen, daß man den Gesamt-Magnesium-Gehalt mit Natriumhydroxyd und den Chlor-Ion-Gehalt mit Silbernitrat bestimmt. Die Silbernitrat-Titration darf nur in sehr verd. Lösung ausgeführt werden, weil anderenfalls neben Silberchlorid auch Silbersulfat ausfällt, wodurch die Ergebnisse falsch werden.

Versagt hat die Titration von Magnesiumchlorid-Magnesiumsulfat-Gemischen, von Kali-Endlaugen und Carnallit-Lösungen mit Barythydrat. Die Ursache dieses Mißerfolges rührt von Komplexsalz-Bildung her.

Das Interferometer leistet hervorragende Dienste beim Einstellen, sowie beim Kontrollieren eingestellter Normallösungen. Voraussetzung ist allerdings, daß diese Lösungen keinerlei Fremdbestandteile enthalten (z. B. wie Ätznatron-Lösung wechselnde Mengen von Natriumchlorid und -carbonat), weil diese die Interferometer-Werte beeinflussen. Ist der Interferometer-Wert einer eingestellten Lösung mit Sicherheit bekannt, so kann beim Neueinstellen gleichartiger Lösungen aus der Differenz der Ablesung, erhalten mit der zu starken oder zu schwachen neuen Lösung gegenüber der Ablesung mit der Standardlösung, der gesuchte Faktor bzw. der erforderliche Wasser-Zusatz mittels einer einfachen Proportion berechnet werden.

Das Verfahren werde an einem Beispiel kurz erläutert: Eine, wie üblich, auf Na₂CO₃ eingestellte, genau zehntelnormale Salzsäure zeige einen Interferometer-Ausschlag von 1336 korrigierten Trommelteilen. Diese Salzsäure ist verbraucht, und es soll wieder neuer Vorrat, etwa 10 l, hergestellt werden. Zu diesem Zweck werden ungefähr 120 g 30-proz. Salzsäure, entsprechend einem Grammäquivalent, auf 10 l verdünnt. Diese Säure wird nun im Interferometer gemessen; dazu wird ein genau bekanntes Volumen der Lösung, etwa 5.00 ccm, den 10 l entnommen. Der gemessene Ausschlag von 2000 korr. Trommel-

teilen zeigt, daß die Säure zu stark ist. Um die Säure auf den Faktor 1.000 zu stellen, braucht man nur folgende Rechnung auszuführen:

$$1336 : 2000 = x : 10000.$$

x bedeutet diejenige Anzahl der zu starken Salzsäure, die auf 10 l verdünnt werden muß, um 10 l genau eingestellter $n_{/10}$ -Salzsäure zu erhalten. Soll nur Wasser zugefügt werden, dann bedeutet in der Proportion

$$(2000 - 1336) : 2000 = x : 9995$$

x die Anzahl der ccm Wasser, die zur Verdünnung benötigt werden, um 9995 ccm Salzsäure mit dem Faktor 1.000 zu erhalten. Soll dagegen nur der Faktor der Säure berechnet werden, so ergibt er sich aus dem Quotienten $2000/1336$.

Besitzt man eine gealterte Lösung, die genau auf die gewünschte Konzentration eingestellt war, so daß eine Kontrolle des Titers erforderlich ist, so kann man sich durch eine einzige Interferometer-Ablesung von der Stärke der Lösung überzeugen.

Es seien nun noch einige Zahlenbeispiele für das Einstellen von $n_{/10}$ -Lösungen angeführt:

1. Einstellen von HCl:

$n_{/10}$ -HCl ergab einen Ausschlag von 1336 korr. Trommelteilen. HCl mit einem Faktor von $n_{/10} \times 15/9.03$ ergab einen Ausschlag von 2223 korr. Trommelteilen.

Berechnung des Säure-Verbrauchs für die Titration von 15 ccm $n_{/10}$ -Lauge:

$$\frac{1/10}{1/10 \times 15/x} = 1336/2223$$

$$x = 1336 \times 15/2223 = 9.02 \text{ (statt 9.03).}$$

2. Einstellen von AgNO_3 -Lösung:

$n_{/10}$ - AgNO_3 (16.989 g/l) ergab einen Ausschlag von 2748 korr. Trommelteilen. Eine Lösung mit 18.2420 g AgNO_3 /l ergab einen Ausschlag von 2948 korr. Trommelteilen.

Berechnung des Interferometer-Wertes von $n_{/10}$ - AgNO_3 :

$$18.242/16.989 = 2948/x$$

$$x = 2746 \text{ (gef. 2748).}$$

Zusammenfassend kann bemerkt werden, daß die Interferometer-Methode vorzüglich geeignet ist, die Methoden der konduktometrischen und potentiometrischen Maßanalyse zu ergänzen. Sie steht diesen Methoden an Genauigkeit nicht nach. Allerdings muß bei der optischen Methode auf die Titration gefärbter Lösungen verzichtet werden. Sie bewährt sich gleich gut für die Titration verdünntester und starker Lösungen. Sie ist nicht nur mit einer großen Ersparnis an Zeit und Arbeit, sondern auch mit einer Ersparnis an Reagenzien verknüpft, denn schon wenige Kubikzentimeter der Lösung genügen für eine Interferometer-Titration. Das Aufbauen von komplizierteren apparativen Anordnungen wie bei den beiden elektrischen Methoden fällt weg. Die gleichzeitige Titration zweier Flüssigkeiten, wie sie bei der Mischsäure-Analyse oben geschildert ist, sowie nicht zuletzt das Einstellen von Lösungen erweisen, daß die Interferometer-Methode für wissenschaftliche und technische Zwecke gleich gut geeignet ist.