

Friedrich Rüdorff †.

Friedrich Rüdorff, der am 29. November d. J. nach längerem Leiden im 71. Lebensjahre verstorben ist, wurde am 3. November 1832 zu Werl in Westfalen geboren. Nach Beendigung seiner Schulzeit wendete er sich physikalischen und chemischen Studien zu. Im Jahre 1858 wurde er Assistent von Gustav Magnus, der damals den Lehrstuhl für Physik an der Universität Berlin inne hatte.

Im Jahre 1864 wurde Rüdorff Oberlehrer an der Friedrich-Werder'schen Gewerbeschule. Neben seiner Lehrthätigkeit an dieser Anstalt hielt er seit dem Jahre 1865 Vorlesungen über Chemie und Physik an der Bauakademie, wurde 1870 zum Professor ernannt und erhielt, als die Bauakademie mit der Gewerbeschule zur Technischen Hochschule vereinigt wurde und gleichzeitig C. Rammelsberg aus dem Lehrkörper der letzteren ausschied, um die Leitung des zweiten chemischen Universitätslaboratoriums zu Berlin zu übernehmen, als dessen Nachfolger die etatsmässige Professur für anorganische Chemie an der neubegründeten Hochschule. In dieser Stellung, welche die Leitung des grossen analytischen Laboratoriums der Anstalt umschloss, hat er gewirkt, bis gegen Ende des Jahres 1901 ihn zunehmende Kränklichkeit nöthigte, in den Ruhestand zu treten. Im Jahre 1899 war Rüdorff zum Geh. Regierungsrath ernannt worden.

Rüdorff's wissenschaftliche Thätigkeit kam der physikalischen und anorganischen Chemie zu Gute. Besonders auf dem ersteren Gebiete hat er sich eingehend und erfolgreich mit Untersuchungen beschäftigt, welche in nahen Beziehungen zu den Arbeiten stehen, durch welche Raoult, van't Hoff und Arrhenius eine neue Epoche in der anorganischen Chemie angebahnt haben. Mit seinen Arbeiten über die Constitution von wässrigen Lösungen, seinen sorgfältig vorbereiteten und exact durchgeführten Studien über das Erstarren und die Diffusion derselben, die Erniedrigung des Gefrierpunkts des Wassers durch in ihm gelöste Substanzen erscheint er direct als Vorläufer dieser Männer, deren Resultate wenigstens theilweise voraussichtlich ihm zugefallen wären, wenn seine etwas einseitige

Bevorzugung der anorganischen Chemie ihn nicht gehindert hätte, seine mit dissociirten Substanzen ausgeführten Untersuchungen auf die Nichtelektrolyten der organischen Körperklasse zu übertragen. So war es ihm leider nicht möglich, unter einfachen Verhältnissen die Gesetzmässigkeiten herauszufinden, welche seinen Ergebnissen zu Grunde lagen; denn die Complicationen, welche die Ionenspaltungen in Elektrolyten hervorbringen, schlossen zu jener Zeit, als an den Zerfall eines einfachen Salzes in seiner Lösung noch nicht gedacht wurde, das Auffinden desselben einfach aus. Gleichwohl sind diese Arbeiten Rüdorff's von bleibendem Werth, und speciell seine Studien über Diffusion von einfachen, Doppel- und complexen Salzen dürften wohl geeignet sein, die Aufklärung mancher Gebiete der anorganischen Chemie zu fördern.

In späterer Zeit wandte sich Rüdorff ausschliesslich der anorganischen und analytischen Chemie zu; hier sind seine Untersuchungen über Kupfercalciumacetat, die Verbindungen des Arsentrioxys mit Alkalijodiden und seine in dieser Zeitschrift mitgetheilten Studien zur Elektroanalyse der Metalle zu erwähnen.

Literarisch ist Rüdorff mit einigen vorzugsweise für den Schulgebrauch bestimmten Büchern hervorgetreten, dem in vielen Auflagen erschienenen Grundriss der Chemie, einer Anleitung zur chemischen Analyse und einem Grundriss der Mineralogie.

Ueber die relative Stärke der Salz- und Salpetersäure und das Verhalten der letzteren gegen Jodkaliumlösungen.

Von O. Kühling.

Die Resultate, welche ich bei meiner Untersuchung über die Einwirkung von Kupfer-, Quecksilber-, Blei- und Zinkoxyd auf concentrirte Chlornatrium- und Natriumnitratlösungen bei gleichzeitiger Anwesenheit überschüssiger Kohlensäure erhalten habe¹⁾, liessen es mir als wünschenswerth erscheinen, die Frage nach der relativen Stärke der Salz-

¹⁾ Ber. d. deut. chem. Ges. **34**, 2849, 3941; **35**, 680.

und Salpetersäure, welche früher auf physikalisch-chemischem Wege durch Bestimmung der elektrischen Leitfähigkeit und auf rein chemischem durch die Inversions- und die Esterverseifungsmethode untersucht worden ist, einer neuen experimentellen Prüfung zu unterziehen.

Nachdem eine Reihe von Versuchen, welche zu diesem Zweck die hydrolytische Dissociation des Ammoniumchlorids bez. -nitrats auszunützen suchten, nicht zu überwindender experimenteller Schwierigkeiten wegen resultatlos verlaufen war, habe ich in gleicher Weise, wie es K. Seubert für die Einwirkung der Schwefelsäure in dieser Zeitschrift (1900, 1147) beschrieben hat²⁾, wechselnde, aber bei den Parallelversuchen stets äquimoleculare Menge der beiden Säuren auf ein stets gleichartiges Gemisch von Kaliumbichromat- und Jodkaliumlösung einwirken lassen und nach bestimmter, bei den Parallelversuchen wieder gleicher Zeit das ausgeschiedene Jod mit Thiosulfat titriert. — Ich habe dabei vorausgesetzt, dass die stärkere Säure unter sonst gleichen Verhältnissen eine grössere Jodmenge ausscheiden, bez. bei ausreichender Säuremenge die Reaction rascher zu Ende führen würde als die schwächere.

Die Resultate dieser Untersuchungen, welche in den unten angeführten Tabellen niedergelegt sind, zeigen deutlich, dass beide Säuren, wie es auch die früheren Arbeiten ergeben haben, keinen wesentlichen Unterschiede bei dieser Reaction erkennen lassen. Zwar ist in der Mehrzahl der Analysen bei den Versuchen mit Salpetersäure eine etwas grössere Jodmenge gefunden worden als bei den Parallelversuchen mit Salzsäure, aber die Differenzen sind einerseits so gering, dass sie nahezu innerhalb der Fehlergrenzen liegen, und andererseits stimmen in einer, allerdings geringeren Anzahl von Fällen die erhaltenen Resultate direct überein. Salz- und Salpetersäure erweisen sich demnach auch bei der Einwirkung auf Kaliumbichromat-Jodkaliumgemische als annähernd gleich starke Säuren.

Bevor ich diese Untersuchung begann, hatte ich vorausgesetzt, dass ich bei den Versuchen nur geringe Säuremengen würde vergleichen können, weil ich Angesichts der bekannten oxydirenden Wirkung der Salpetersäure und der Empfindlichkeit des Jodkaliums gegen oxydirende Agentien befürchten musste, dass bei etwas grösserer Concentration die Salpetersäure auch ihrerseits zersetzend auf das Jodkalium einwirken würde, wodurch natürlich ganz unbrauchbare Resultate erhalten

worden wären. Es zeigte sich aber bald, dass diese Befürchtung nicht begründet war und ich ohne jede Beeinträchtigung durch die specifischen Eigenschaften der Salpetersäure selbst so viel von dieser verwenden konnte, als ausreichte, um die Reaction in einer für praktische Zwecke brauchbaren Zeit zu Ende zu führen (vgl. Analyse 22a Tabelle 1). Diese Beobachtung legte es nun nahe, festzustellen, wie weit man denn mit dem Zusatz von Salpetersäure gehen könnte, ehe (bei gewöhnlicher Temperatur) Zersetzungserscheinungen eintreten, die sei es durch directe Jodabscheidung oder eventuell auch durch Bildung von Jodsäure (die ja mit dem überschüssigen Jodkalium in der sauren Lösung ebenfalls Jod abscheiden würde) die Genauigkeit der Reaction beeinträchtigen.

Dabei hat sich die unerwartete Thatsache herausgestellt, dass die Jodkaliumlösung in so hohem Grade gegen Salpetersäure beständig ist, dass man nicht nur das bei den Versuchen durchgängig gebrauchte Gemisch von 20 ccm Kaliumbichromatlösung von $\frac{1}{10}$ N.- und 20 ccm Jodkaliumlösung von $\frac{2}{10}$ N.-Concentration mit 100 ccm $\frac{1}{1}$ N.-Salpetersäure versetzen kann, ohne dass auch nach 10 Minuten langer Einwirkung falsche Resultate erhalten wurden, sondern dass diese Indifferenz auch noch anhält, wenn die Lösung mehr als die angegebene, zur Bildung der Molecularverbindung KJ.J erforderliche Menge Jodkalium enthält. Erst als ein Gemisch von 20 ccm $\frac{1}{10}$ N.-Kaliumbichromat- und 40 ccm $\frac{2}{10}$ N.-Jodkaliumlösung mit 100 ccm Salpetersäure von 1,2 spec. Gew. (32,3 Gewichtsprocenten HNO_3 entsprechend) versetzt wurden, zeigte sich, dass die Lösung (nach 10 Minuten) etwas mehr Jod abgeschieden hatte, als der angewendeten Bichromatmenge entsprach, doch konnte ich sofort constatiren, dass die Zersetzung, welche die Salpetersäure hier bewirkt hatte, nicht eine Folge der oxydirenden Wirkung derselben war, sondern lediglich durch die hohe Concentration der Säure bedingt wurde. Das wurde einwandsfrei dadurch erwiesen, dass die gleiche Menge Bichromat- und Jodkaliumlösung mit 100 ccm 25-proc. Salzsäure (spec. Gew. 1,125) versetzt und nach ebenfalls 10 Minuten titriert wurde. Die verbrauchte Menge Thiosulfat war in beiden Fällen die gleiche.

(Festgestellt wurde ferner, dass eine allerdings etwas verdünnte Lösung auch mit einem Gemisch von $\frac{1}{1}$ N.-Salz- und $\frac{1}{1}$ N.-Salpetersäure versetzt werden kann, ohne dass sich eine die Umsetzung störende Nebenreaction bemerkbar macht.)

Die bemerkenswerthe Beständigkeit der Jodkaliumlösung gegen Salpetersäure legt es

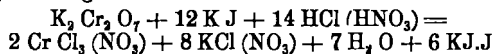
²⁾ Die Publication meiner Ergebnisse erscheint im Einverständniss mit Herrn Professor Seubert.

nabe, die bekannte Volhard'sche Reaction zum Nachweis kleiner Manganmengen mittels Bleisuperoxyd und Salpetersäure zur maass-analytischen Bestimmung des Mangans zu benutzen. Versuche darüber beabsichtige ich demnächst anzustellen und hoffe bald über dieselben berichten zu können.

Abgesehen von den letzterwähnten Versuchen, habe ich die sämtlichen Analysen in der Weise angestellt, dass ich ein Gemisch von 20 ccm $\frac{1}{10}$ N.-Kaliumbichromatlösung ($4,8713 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7^3$) im Liter) und 20 ccm $\frac{2}{10}$ N.-Jodkaliumlösung ($32,94 \text{ g K J}$ im Liter) in Stöpselflaschen mit 100 ccm Wasser verdünnte, dann mit äquivalenten Mengen $\frac{1}{1}$ N.-Salz- bez. Salpetersäure versetzte und, nachdem die Lösungen unter wiederholtem Umschütteln die angegebene Minutenzahl sich selbst überlassen waren, das ausgeschiedene Jod mit Thiosulfatlösung zurücktitrierte. Das Abmessen der Flüssigkeiten geschah mittels genauer, wiederholt controlirter

Büretten, die Säuren waren auf Borax eingestellt. Zum Titriren wurde eine annähernd $\frac{1}{10}$ N.-Thiosulfatlösung verwendet; die von dieser verbrauchte Anzahl Cubikcentimeter ist in den Tabellen der Übersichtlichkeit halber auf $\frac{1}{10}$ N.-Concentration umgerechnet. In den Tabellen sind in den ersten vier Spalten die betreffenden Zahlen für Salzsäure, in den folgenden die für die Parallelversuche mit Salpetersäure angegeben.

Die Vergleichbarkeit der Analysen beginnt erst bei einem Zusatz von 14 ccm $\frac{1}{1}$ N.-Säure, d. i. dem Dreifachen der nach der Formelgleichung:



berechneten Menge; bei geringerer Menge ist, auch nach 10 Minuten langem Stehen, die Reaction noch zu wenig vorgeschritten, um ein einigermaassen genaues Titriren zu gestatten. — In der Tabelle 2 ist stets die 5-fach äquivalente Menge Salz- bez. Salpetersäure

Tabelle 1.

Die Mischung von 20 ccm $\frac{1}{10}$ N.-Kaliumbichromatlösung und 20 ccm $\frac{2}{10}$ N.-Jodkaliumlösung wird

No.	versetzt mit ccm $\frac{1}{1}$ N.-HCl	titriert nach Minuten	zum Titriren des Jods verbrauchte ccm $\frac{1}{10}$ N. Thiosulfat	No.	versetzt mit ccm $\frac{1}{1}$ N.-HNO ₃	titriert nach Minuten	zum Titriren des Jods verbrauchte ccm $\frac{1}{10}$ N.-Thiosulfat
1	14 (3-fach äquival. Menge)	10	19,6	1a	14 (3-fach äquival. Menge)	10	19,6
2	18,7 (4-fach äquival. Menge)	10	19,8	2a	14	10	19,9
3	23,3 (5-fach äquival. Menge)	10	19,9	3a	23,3	10	19,95
4	28 (6-fach äquival. Menge)	10	19,8	4a	28	10	19,9
5	28	10	19,7	5a	28	10	19,85
6	28	10	19,8	6a	28	10	19,8
7	28	10	19,7	7a	28	10	19,9
8	28	10	19,9	8a	28	10	19,9
9	28	10	19,7	9a	28	10	19,85
10	28	10	19,7	10a	28	10	19,8
11	28	10	19,7	11a	28	10	19,8
12	29	10	19,85	12a	29	10	19,8
13	30	10	19,9	13a	30	10	19,9
14	31	10	19,9	14a	31	10	19,9
15	32	10	19,9	15a	32	10	19,9
16	32,3	10	19,9	16a	32,3	10	19,9
17	32,5	10	19,9	17a*	32,5	10	20,0
18	32,6	10	19,95	18a	32,6	10	20,0 ¹⁾
19*	32,7 (7-fach äquival. Menge)	10	20,0	19a*	32,7	10	20,0
20*	37,3 (8-fach äquival. Menge)	10	20,0	20a*	37,3	10	20,0
21*	42 (9-fach äquival. Menge)	10	20,0	21a*	42	10	20,0
22*	56 (12-fach äquival. Menge)	2	20,0	22a*	56	2	20,0

³⁾ H = 1.

¹⁾ Schwache Nachbläunung.

verwendet, aber die Zeit variiert. Die Reaction ist hier nach 20 Minuten langem Stehen bei der Salpetersäure fast vollendet, bei der Salzsäure etwas weniger weit vorgeschritten. — In den mit * bezeichneten Analysen ist die Reaction beendet, die Lösungen werden durch das zugesetzte Thiosulfat bleibend entfärbt; in allen anderen Fällen tritt Nachbläuung der mit Stärke versetzten Lösung ein und zwar um so rascher, je weniger vollständig die Umsetzung war. Deshalb wurde bei allen Versuchen sorgfältig darauf geachtet, dass das Zeitmaass, in dem das Zurücktitriren vorgenommen wurde, bei den Parallelversuchen möglichst das gleiche war.

Die folgende Tabelle giebt die Resultate, welche ich erhielt, als ich das gleiche Gemisch von 20 ccm $\frac{1}{10}$ N.-Kaliumbichromatlösung und 20 ccm $\frac{2}{10}$ N.-Jodkaliumlösung mit stets der gleichen Menge von 23,3 ccm $\frac{1}{1}$ N.-Salz- bez. Salpetersäure versetzte und das ausgeschiedene Jod nach 2, 4, 6, 10, 15 und 20 Minuten titrirte.

gegenüber ein ganz verschiedenes Verhalten zeigen. Während sie sich mit Natriumchloridlösung zu basischem Kupferchlorid bez. Quecksilberchlorid umsetzen¹⁾, bleibt unter Natriumnitratlösung das Quecksilberoxyd ganz unverändert, während das Kupferoxyd sich in basisches Kupfercarbonat verwandelt. Die Metalloxyde zerlegen also das Alkalichlorid, greifen dagegen das Nitrat nicht an. Bei den Versuchen mit Bleioxyd werden die Unterschiede in der Einwirkung auf Natriumchlorid- bez. -nitratlösung etwas weniger scharf als in den angegebenen Fällen, beim Zinkoxyd endlich konnten derartige Verschiedenheiten überhaupt nicht mehr constatirt werden.

Meine ursprüngliche, die vorstehende Untersuchung veranlassende Vermuthung, dass das verschiedene Verhalten des Chlorids und Nitrats auf die Verschiedenheit der Stärke der Salz- und Salpetersäure zurückzuführen sei, ist auch mit Rücksicht auf die oben mitgetheilten Resultate als widerlegt zu be-

Tabelle 2.

Die Mischung von 20 ccm $\frac{1}{10}$ N.-Kaliumbichromat und 20 ccm $\frac{2}{10}$ N.-Jodkalium wird

No.	versetzt mit 23,3 ccm $\frac{1}{1}$ N.	titrirt nach Minuten	verbrauchte ccm $\frac{1}{10}$ N.-Thiosulfat	No.	versetzt mit 23,3 ccm $\frac{1}{1}$ N.	titrirt nach Minuten	verbrauchte ccm $\frac{1}{10}$ N.-Thiosulfat
23	Salzsäure	2	17,8	23a	Salpetersäure	2	18,4
24	-	4	18,4	24a	-	4	18,45
25	-	6	18,5	25a	-	6	19,0
26	-	10	19,3	26a	-	10	19,5
27	-	15	19,6	27a	-	15	19,8
28	-	20	19,8	28a	-	20	19,95

Tabelle 3.

No.	Angewendete Lösung	Versetzt mit	Dauer der Einwirkung	Verbrauchte ccm $\frac{1}{10}$ N.-Thiosulfat- lösung
29	20 ccm $\frac{1}{10}$ N.- $K_2Cr_2O_7$ + 20 ccm $\frac{2}{10}$ N.-KJ + 50 ccm Wasser	100 ccm $\frac{1}{1}$ N.- HNO_3	10 Minuten	20
30	20 ccm $\frac{1}{10}$ N.- $K_2Cr_2O_7$ + 40 ccm $\frac{2}{10}$ N.-KJ + 50 ccm Wasser	100 ccm $\frac{1}{1}$ N.- HNO_3	10 Minuten	20
31	20 ccm $\frac{1}{10}$ N.- $K_2Cr_2O_7$ + 40 ccm $\frac{2}{10}$ N.-KJ, kein Wasser	100 ccm $\frac{1}{1}$ N.- HNO_3	10 Minuten	20
32	Wie in 31	100 ccm Salpetersäure, spec. Gew. 1,2	10 Minuten	20,5
33	Wie in 31	100 ccm Salpetersäure, spec. Gew. 1,2	10 Minuten	20,5
34	Wie in 31	100 ccm Salzsäure, spec. Gew. 1,125	10 Minuten	20,5
35	20 ccm $\frac{1}{10}$ N.- $K_2Cr_2O_7$ + 40 ccm $\frac{2}{10}$ N.-KJ + 50 ccm H_2O	30 ccm $\frac{1}{1}$ N.- HCl + 30 ccm $\frac{1}{1}$ N.- HNO_3	10 Minuten	20
36	Wie in 35	Wie in 35	10 Minuten	20

Die oben erwähnten Untersuchungen über die Einwirkung von Kupfer-, Quecksilber-, Blei- und Zinkoxyd auf concentrirte Natriumchlorid- bez. Natriumnitratlösung bei Gegenwart von Kohlensäure hatten ergeben, dass Kupfer- und Quecksilberoxyd diesen Lösungen

¹⁾ Die Kohlensäure tritt nur secundär in Reaction, indem sie das nach der Gleichung:

$RO + 2NaCl = RCl_2 + NaOH$
gebildete Natriumhydroxyd in Bicarbonat verwandelt und dadurch verhindert, dass dasselbe in umgekehrter Richtung auf das entstandene Chlorid wirkt.

trachten. Ebensowenig geben aber die Versuche der Herren G. Bodländer und O. Sackur²⁾, meine Resultate durch die verschiedene Leitfähigkeit und Löslichkeit der Chloride und Nitate der angewendeten Metalloxyde zu erklären, ein befriedigendes Resultat, denn wenn auch diese Erklärungsversuche beim Blei- und Quecksilberoxyd (die ich im Folgenden nicht weiter berücksichtige) herangezogen werden können, da das Bleichlorid bekanntlich wesentlich schwerer löslich und das Quecksilberchlorid in Lösung ungleich weniger dissociirt ist als die betreffenden Nitate, so versagen diese Erklärungen doch beim Kupferoxyd gänzlich, da dessen Chlorid und Nitrat nicht nur, wie B. Ley³⁾ nachgewiesen hat, gleich stark dissociirt sind, sondern auch in ihren Löslichkeitsverhältnissen, und zwar sowohl die neutralen, wie die basischen Salze mit einander übereinstimmen.

G. Bodländer und O. Sackur haben dann weiterhin darauf hingewiesen, dass die verschiedene Reactionsfähigkeit der Chlorid- und Nitrationen (auf welche die Verschiedenheit meiner Resultate zurückgeführt werden muss, da die Kationen bei allen Parallelversuchen gleich sind) oder, wie Abegg und Bodländer⁴⁾ es nennen, die verschiedene Elektroaffinität derselben bereits an einzelnen Beispielen bekannt sei und meine Versuche nicht nur durch diese, besonders auch in der verschiedenen Neigung zur Complexbildung zum Ausdruck kommende Elektroaffinität zu erklären seien, sondern auch nichts Auffälliges boten. Dem gegenüber muss ich aber darauf hinweisen, dass es sich bei den früher beobachteten Beispielen ausschliesslich um solche handelte, welche durch die verschiedenen physikalischen Eigenschaften der Producte ausreichend erklärt werden können⁵⁾.

Dass eine derartige Erklärung, soweit Löslichkeit und Leitfähigkeit in Frage kommen, bei meinen Versuchen mit Kupferoxyd versagt, wurde bereits erwähnt; aber auch die (von Abegg und Bodländer als Maass ihrer Elektroaffinität benutzte) verschiedene Haftintensität der Chlorid- und Nitrat-

ionen giebt für meine Resultate keine Erklärung, denn dieselbe könnte allenfalls die verschiedene Wirkung der Chlorid- und Nitrationen bei Gegenwart von Kupferionen, nicht aber erklären, weshalb diese Unterschiede bei Gegenwart von Wasserstoff- und Zinkionen verschwinden, bei deren Verbindungen mit Chlorid, bez. Nitrationen physikalische Verschiedenheiten ebenso wenig ausgeprägt sind, wie bei den Verbindungen des Kupfers.

Eine ausreichende Erklärung dieser Verhältnisse steht daher zur Zeit noch aus und wird sich vermuthlich nur an der Hand eines ausgedehnten Thatsachenmaterials erbringen lassen. So viel steht aber jedenfalls fest, dass die augenscheinlich sehr verschiedene chemische Energie der Chlorid- und Nitrationen durch verschiedene Kationen in ganz verschiedener Weise beeinflusst wird, insofern als Zink- und Wasserstoffionen dieselbe entweder so fest zu binden oder so zu verändern vermögen, dass ihre Verschiedenheit nicht mehr hervortritt, während Kupferionen dazu entweder gar nicht oder nur in beschränktem Maasse befähigt sind. — Mit der Stellung der Elemente in der elektrischen Spannungsreihe scheinen diese Verhältnisse nicht zusammenzuhängen, da hierdurch wohl die Verschiedenheit der Wirkung der Kupfer- und Zinkionen, nicht aber die dem Zink analoge Wirkung der Wasserstoffionen erklärt werden könnte, da der Wasserstoff in der Spannungsreihe dem Kupfer erheblich näher steht als dem Zink.

Über das „Degrasin“.

Von Dr. W. Fahrion.

Gegenüber Jean¹⁾, Eitner²⁾ und Simand³⁾, welche im Degras einen specifischen, stickstoffhaltigen Körper annehmen, habe ich schon vor Jahren⁴⁾ gezeigt, dass dieser Körper im reinen Zustand stickstofffrei und nichts Anderes ist als das Autoxydationsproduct einer ungesättigten Thranfettsäure. Anstatt „harzartige Substanz“, „gerbende Substanz“, „Degrasbildner“ schlug ich daher einfach die Bezeichnung „Oxysäuren“ (nach Lewkowitsch⁵⁾ „oxydirte Fettsäuren“) vor. Seither hat sich nun Jean, welchem das Verdienst gebührt, zuerst auf den fraglichen Körper aufmerksam gemacht zu haben,

¹⁾ Berichte 35, 94, 99, 1255.

²⁾ Zeitschr. f. physikal. Chem. 30, 245.

³⁾ Zeitschr. f. anorgan. Chem. 20, 453.

⁴⁾ Ich bin selbst in der Lage, ein vielleicht nicht uninteressantes Beispiel dieser Art anzuführen. Bringt man nämlich in eine ammoniakalische Silberchloridlösung metallisches Magnesium oder Aluminium, so tritt glatte Reduction zu metallischem Silber ein; dieselbe bleibt aus, wenn man ammoniakalische Silbernitratlösung in gleicher Weise behandelt, setzt aber auch in diesem Fall ein, sobald man der Lösung Chlorionen (Salmiak- oder Kochsalzlösung) hinzufügt.

¹⁾ Monit. scientif. 15, 889.

²⁾ Der Gerber 1890, N. 375.

³⁾ D. Z. 1891, 185.

⁴⁾ D. Z. 1891, 172, 634.

⁵⁾ Chem. Rev. 1898, 212.