

und nach dem Sättigen mit Kohlensäure bestimmt. Diese Versuche wurden auch durch Herrn Kopper ausgeführt; das Ergebnis ist das folgende:

	Ohne Kohlensäure	Mit Kohlensäure
Kalk-H. . .	7,44	7,48
Magn.-H. . .	2,80	2,81
Ges.-H. . .	10,24	10,29
	10,36	10,57
		10,59
		10,62

Wie man sieht, hat auch so eine große Menge Kohlensäure wenig Einfluß, so daß das Austreiben der Kohlensäure bei gewöhnlichen Wässern ganz überflüssig ist.

Ich komme also auf Grund meiner jetzigen Untersuchungen zu dem Endresultate, daß besonders das verbesserte Verfahren bei einiger Übung brauchbare Resultate liefert. Je weicher und magnesiaärmer das Wasser ist, um so richtiger sind die Resultate, je härter und magnesiareicher es dagegen ist, um so größer ist der Fehler. Der Fehler dürfte in der Praxis bei weichem Wasser kaum einen Grad, bei hartem Wasser einen bis zwei Grade bei sehr hartem Wasser einige Grade betragen. Die Methode würde sich ihrer Einfachheit und raschen Ausführbarkeit halber (man ist in 15 Minuten fertig), besonders bei Trinkwasser- und Hausgebrauchswasseruntersuchungen empfehlen, da vom Standpunkte der hygienischen Beurteilung aus es irrelevant ist, ob man das Wasser um ein bis zwei Grade weicher oder härter gefunden hat. Ist das Wasser sehr hart, so sind auch mehrere Grade Fehler belanglos, da dasselbe hygienisch sowieso zu bemängeln ist. Der ungünstigste Fall, wenn nämlich im Wasser Magnesia überwiegt und das Wasser gleichzeitig sehr hart ist, ist eigentlich eine Seltenheit. Diesbezüglich ist A. Grittner derselben Meinung, indem er sagt, daß „solche Fälle, wenn auch nicht häufig, dennoch vorkommen“. Wenn wir also auch von der Anwendung der Methode in diesen speziellen Fällen ganz abschren würden, so steht derselben noch immer ein weites Feld offen.

Um sich über den Magnesiagehalt im voraus zu orientieren, analysiert man qualitativ. Man kann auch nach dem Vorversuch auf Gesamthärte noch einen anderen Vorversuch auf Kalk mit dem auf ca. 5 Grad verdünnten Wasser vornehmen.

A. Grittner wollte das ursprüngliche Verfahren zur Untersuchung von Kesselspeisewasser verwenden, um dann die zum Weichmachen benötigten Mengen Kalk und Soda berechnen zu können, und kam, wie schon erwähnt, zum Resultat, daß es für diesen Zweck unbrauchbar ist. Welcher Grad von

Genauigkeit in diesem Falle erwünscht ist, kann ich nicht beurteilen, da ich auf diesem Gebiete bis jetzt keinerlei praktische Erfahrungen habe.

Im übrigen bin ich Herrn Albert Grittner nur zum besonderen Dank verpflichtet, denn eben diese seine Publikation veranlaßte mich, die Methode auf ihre Anwendbarkeit zu prüfen, wobei ich gleichzeitig kleine Verbesserungen anbringen konnte. Ob die Methode „unbrauchbar“ ist, wie A. Grittner meint, oder ob dieselbe zur annähernden Bestimmung der Härte verwendbar ist, wie ich meine, wird ja die Zeit entscheiden.

### Die Sulfate des Aluminiums.

Von Otto Schmatolla.

Es ist eine bekannte Tatsache, daß man aus dem schwefelsauren Aluminium weder durch Ätzalkalien noch Alkalikarbonate oder Ammoniak ein vollkommen schwefelsäurefreies Aluminiumhydroxyd ohne weiteres erlangen kann, sondern daß durch diese Agentien immer nur mehr oder weniger stark schwefelsäurehaltige Hydroxyde ausgefällt werden. Für diese Erscheinung scheint bisher nirgends eine genaue Erklärung gegeben worden zu sein. — Zweifelsohne ist sie in der Struktur des Aluminiumsulfats zu suchen.

Läßt man auf eine mäßig verdünnte Aluminiumsulfatlösung in der Kälte Calciumkarbonat einwirken, so fällt mit Gips ein wasserhaltiges Sulfat des Aluminiums aus, welchem abgesehen vom Wassergehalt die Formel  $Al_2O_3(SO_4)$  zukommt. Bei der Einwirkung von Calciumkarbonat in der Siedehitze geht die Zersetzung bedeutend weiter (vgl. unten).

Wird die gleiche Aluminiumsulfatlösung in der Kälte mit wenig überschüssigem Ammoniak gefällt, so entsteht ein Aluminiumhydroxyd, das auf 1  $Al_2O_3$  genau  $\frac{1}{12}(SO_4)$  enthält. 10 ccm einer Aluminiumsulfatlösung mit einem Gehalt von 0,175  $Al_2O_3$  ergaben nach dem sorgfältigen Auswaschen des Niederschlags mit reinem, nicht ammoniakalischem Wasser ein basisches Sulfat, aus welchem nach mehrfachen Versuchen 0,031 bis 0,032  $BaSO_4$  gewonnen wurden, das ist gleich 0,010 bis 0,011  $SO_4$ , oder auf 12 Mol.  $Al_2O_3 = 1$  Mol.  $H_2SO_4$  oder  $Al_2O_3(SO_4)_{1/12}$ .

Wurde dieselbe Fällung mit Ammoniak in der Siedehitze vorgenommen und der Niederschlag wieder mit reinem nichtammoniakalischen Wasser gewaschen, bis Baryumnitrat keine Reaktion mehr gab, so ergaben 10 ccm der gleichen Lösung 0,016 bis 0,018

$\text{Ba SO}_4 = 0,0055 - 0,0062 \text{ SO}_3$ . Das durch die ammoniakalische Fällung in der Hitze entstandene Hydroxyd enthielt also annähernd die Hälfte obiger Schwefelsäuremenge, auf ein Mol.  $\text{Al}_2 \text{O}_3$  etwa  $\frac{1}{24} \text{ SO}_3$ .

Erzeugte man den Niederschlag, indem man eine stärker verdünnte Aluminiumsulfatlösung in überschüssiges Ammoniak goß, so wies das entstandene Hydroxyd noch einen Gehalt von  $\frac{1}{48} \text{ Mol. SO}_3$  auf. 10 ccm der Sulfatlösung, wie oben, ergaben ein Aluminiumhydroxyd, aus dem mit Baryumchlorid  $0,008 \text{ Ba SO}_3 = 0,0027 \text{ SO}_3$  gewonnen wurden, das ist auf ein Mol.  $\text{Al}_2 \text{O}_3$  annähernd  $\frac{1}{48} \text{ Mol. SO}_3$ .

Dies war das tiefste Sulfat, das sich überhaupt erreichen ließ. Die entstandenen Niederschläge wurden in jedem Falle solange mit reinem nicht ammoniakalischem Wasser gewaschen, bis Baryumnitrat auch nach längerer Einwirkung in den Waschwässern keine Reaktion mehr gab. Ferner wurden die Niederschläge auch auf die Abwesenheit von Ammoniumsalz mit Nessler's Reagens unter Lösen in Ätzlauge geprüft, so daß jeder Schwefelsäuregehalt tatsächlich nur am Aluminiumoxyd gebunden gewesen sein konnte. Es fielt schwer die Schwefelsäurefällungen vollkommen rein von Aluminiumoxyd zu erlangen, besonders da die Filter in jedem Falle etwas Aluminiumoxyd zurückhielten, so daß trotz zahlreicher und sorgfältiger Waschungen vollkommen gleiche Resultate von Baryumsulfat nicht zu erzielen waren, vielmehr immer nur in den angeführten Schwankungen.

Wurden die mit reinem nicht ammoniakalischen Wasser vollkommen ausgewaschenen Niederschläge, das heißt also die von Ammoniumsulfat vollkommen befreiten schwefelsäurehaltigen Aluminiumhydroxyde in noch feuchtem Zustande aufs neue mit verdünnter Ammoniakflüssigkeit behandelt, so gaben sie nun ihren ganzen Gehalt an Schwefelsäure ab, und es verblieb auf dem Filter das reine schwefelsäurefreie Aluminiumhydroxyd. Es ergibt sich hieraus, daß die Gegenwart des Ammoniumsulfats das Hindernis für die vollkommene Zersetzung des Aluminiumsulfats durch das Ätzammoniak bedeutete, indem das letztere bei Gegenwart von Ammoniumsalz in seiner Reaktionsfähigkeit starke Einbuße erleidet. Es befindet sich in diesem Falle in lockerer Bindung an dem gleichzeitig anwesenden Ammoniumsalz, so daß es in dieser Gestalt die Schwefelsäure nicht vollkommen von Aluminiumoxyd trennen kann.

Das basische Sulfat  $\text{Al}_2 \text{O}_3 (\text{SO}_3)_{1/6}$  fiel aus, wenn man eine Aluminiumsulfatlösung in der Kälte mit Normalkalilauge versetzte

bis zur intensiven Rotfärbung von Phenolphthalein.

10 ccm der obigen Sulfatlösung mit  $9,5 \text{ ccm } \frac{1}{1} \text{ n}$  Kalilauge kalt titriert ergaben nach dem Auswaschen mit reinem Wasser ein basisches Sulfat, das in Salzsäure gelöst, mit Baryumchlorid gefällt auf  $0,171 \text{ Al}_2 \text{O}_3 = 0,055$  bis  $0,065 \text{ Ba SO}_4$  ergab, dies entspricht  $\frac{1}{6}$  bis  $\frac{1}{7} \text{ Mol. SO}_3$  auf 1 Mol.  $\text{Al}_2 \text{O}_3$ .

Diese basischen Sulfate, soweit sie hier beschrieben sind, lassen sich auch auf maßanalytischem Wege nachweisen, so daß ein Zweifel an dieser eigentümlichen Abstufung nicht bestehen kann.

#### Versuch I.

50 ccm einer Aluminiumsulfatlösung wurden mit Baryumchlorid versetzt, darauf unter Zusatz von Phenolphthalein mit Normalkalilauge titriert, bis eine geringe Menge abfiltriert ein deutlich rotgefärbtes Filtrat lieferte; sie verbrauchten  $= 50,2 \frac{1}{1} \text{ n}$  Kali  $= 2,008 \text{ SO}_3$ .

10 ccm derselben Aluminiumsulfatlösung mit Ammoniak heiß gefällt und mit schwach ammoniakalischem Wasser gewaschen und geäugt ergaben  $= 0,1711$  Aluminiumoxyd. Die Lösung enthielt also ein vollkommen neutrales Salz  $\text{Al}_2 \text{O}_3 (\text{SO}_3)_3$  oder  $\text{Al}_2 \text{O}_3 (\text{SO}_4)_3$ .

#### Versuch II.

50 ccm der gleichen Lösung wurden nun ohne Zersetzung mit Baryumchlorid mit  $\frac{1}{1} \text{ n}$  Kali kalt titriert bis zum deutlich rotgefärbten Filtrat, wie oben; es wurden verbraucht 47,4 bis 47,5 ccm, das sind gleich (50,2 ccm  $- 2,8 \text{ ccm}$ );  $\frac{1}{18}$  des Gesamtschwefelsäuregehaltes blieb also unzersetzt; das ist gleich

$\text{Al}_2 \text{O}_3 \frac{(\text{SO}_3)_3}{18}$  oder  $\text{Al}_2 \text{O}_3 (\text{SO}_3)_{1/6}$ .

#### Versuch III.

Dieselbe Titration wie Versuch II, jedoch in der Siedehitze, erforderte 49,5 ccm  $\frac{1}{1} \text{ n}$  Kali  $= (50,2 \text{ ccm} - 0,7)$ ;  $\frac{1}{12}$  des Gesamtschwefelsäuregehaltes blieben demnach unzersetzt:  $72 \times 0,7 = 50,4$ , das ist die Verbindung  $\text{Al}_2 \text{O}_3 (\text{SO}_3)_{3/2}$  oder  $\text{Al}_2 \text{O}_3 \text{SO}_3 \frac{1}{24}$ .

#### Versuch IV.

50 ccm derselben Aluminiumsulfatlösung wurden mit Ammoniak kalt gefällt; der Niederschlag wurde mit reinem Wasser so lange gewaschen, bis das Waschwasser weder eine Ammonium- noch eine Schwefelsäurereaktion gab. Hierauf wurde der gewaschene Niederschlag mit Wasser angerührt, mit etwas Baryumchlorid und Phenolphthalein versetzt und mit  $\frac{1}{1} \text{ n}$  Kalilösung titriert. Bis zur Rotfärbung wie oben wurden 1,4 ccm verbraucht oder gleich der 36. Teil von 50,2 ccm ( $36 \times 1,4 = 50,0$ ); es war also in dem auf diese Weise hergestellten Aluminiumhydroxyd ein

Rest von  $\frac{3}{36}$   $\text{SO}_3$  zurückgeblieben oder das basische Sulfat  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{SO}_3)_{1/2}$ .

#### Versuch V.

50 ccm Aluminiumsulfatlösung wurden in der Kälte mit 3 g Calciumkarbonat versetzt. Nach dem Aufhören der Kohlensäureentwicklung wurde der Niederschlag, bestehend aus Gips, Calciumkarbonat und der ganzen Menge Aluminiumsalz, abfiltriert und von überschüssiger Flüssigkeit durch Abpressen befreit. Darauf wurde der Niederschlag von neuem mit reinem Wasser angerührt, mit Baryumchlorid versetzt und nach Zusatz von Phenolphthalein bis zur gleichen Reaktion wie bei den Versuchen I bis IV titriert. Es wurden verbraucht 17 ccm Lauge gleich dem dritten Teil der Gesamtschwefelsäuremenge. Die Einwirkung des Calciumkarbonats ging also nur bis zum Sulfat  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{SO}_3)_1$ .

Bei einem weiteren Versuch wurde zu der siedenden Aluminiumsulfatlösung nach und nach mit Wasser angerührtes Calciumkarbonat zugesetzt; das Ergebnis war das basische Sulfat  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{SO}_3)_{1/2}$ .

Zusammengestellt waren also folgende basische Sulfate des Aluminiums ermittelt:

$\text{Al}_2\text{O}_3(\text{SO}_3)_1$  durch Calciumkarbonat auf Aluminiumsulfat in der Kälte,  
 $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{SO}_3)_{1/2}$  durch Ätzalkalien in der Kälte,  
 $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{SO}_3)_{1/2}$  durch ammoniakalische Ammoniumsalzlösung in der Kälte,  
 $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{SO}_3)_{1/2}$  durch Ätzalkalien in der Siedehitze,  
 $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{SO}_3)_{1/2}$  durch eine starke ammoniakalische Ammoniumsalzlösung in stark verdünnten Sulfatlösungen.

Bis zum reinen Aluminiumhydroxyd, das, wie bereits beschrieben, durch Einwirkung von reinem ammoniumsalzfreien wässerigen Ammoniak auf das frisch gefällte und gewaschene basische Sulfat  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{SO}_3)_{1/2}$  ohne Schwierigkeiten gewonnen werden konnte, scheinen jedoch noch tiefer Verbindungsstufen oder richtiger Verdichtungsstufen der Schwefelsäure am Aluminium zu bestehen, so daß diese nicht als die erste, bez. tiefste gelten kann. Eine solche lies sich unzweifelhaft feststellen durch Einwirkung löslicher Bleisalze, wie Bleiacetat oder Bleiessig, auf Aluminiumsulfat. Setzte man einer Aluminiumsulfatlösung solange Bleiessig zu, als noch ein Niederschlag entstand, so gelang es wohl immer bleifrei aber nie schwefelsäurefreie Aluminiumacetatlösungen herzustellen. Fällte man schließlich den durch Bleiessig nicht mehr fällbaren Rest Schwefelsäure mit Baryumacetat, so erhielt man endlich eine schwefelsäurefreie Aluminium-

acetatlösung, die auch vollkommen bleifrei war, so daß also der nur durch Baryumnitrat fällbare letzte Rest Schwefelsäure nicht etwa auf in Lösung gebliebenes Bleisulfat zurückgeführt werden konnte.

Interessant war die Einwirkung von Calciumacetat auf Aluminiumsulfat. Da aus leicht erklärlichen Gründen die quantitative Analyse hier ohne weiteres bei der leichten Löslichkeit der Komponenten und des entstandenen Aluminium  $\frac{3}{3}$  acetats keinen Aufschluß geben konnte, wurden folgende Versuche angestellt:

Das oben hergestellte frisch gefällte basische Sulfat  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{SO}_3)_{1/2}$  wurde in der Wärme in wenig Essigsäure zu einer basischen Aluminiumacetatlösung gelöst und der Lösung sehr wenig Calciumacetat zugesetzt, es fiel kein Gips aus; setzte man jedoch wenig Schwefelsäure zu, so fiel fast das ganze Calcium als Gips aus, und es verblieben in Lösung nur sehr geringe Spuren, die auf die Löslichkeit des entstandenen Calciumsulfats zurückgeführt werden mußten.

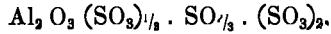
Wurde der durch Auflösen von basischem Sulfat hergestellten basischen Aluminiumacetatlösung noch etwas mehr Essigsäure zugesetzt, so daß die Aluminiumacetatlösung etwas sauer war, so fiel allmählich etwas Gips aus, so daß angenommen werden konnte, daß der Rest Schwefelsäure,  $\frac{1}{12}$ , nur in basischen Lösungen intakt blieb, während in sauren Lösungen die Einwirkung des Calciumacetats bis zum  $\frac{1}{24}$  Rest ging.

Zu weiteren Versuchen wurde ihres praktischen Wertes wegen die Vorschrift des Deutschen Arzneibuches zur Herstellung der essigsäuren Tonerdelösung herangezogen. Zu diesem Zwecke wurden genau berechnete ihrem Wirkungswerte nach bekannte Mengen Aluminiumsulfat, Calciumkarbonat und Essigsäure auf einander einwirken gelassen, und zwar unter Berücksichtigung eines unzersetzt bleibenden Restes von Schwefelsäure am Aluminiumoxyd von  $\text{SO}_3 \frac{1}{24}$  auf 1  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , also auf die Verbindung  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{SO}_3)_{1/24} + 4$  Mol. Essigsäure +  $x \text{H}_2\text{O}$ . Die dreimalige Bestimmung der Schwefelsäure in auf diese Weise hergestellten Aluminiumsubacetatlösungen ergab auf  $0,3540 \text{ Al}_2\text{O}_3$ ,  $0,0484 \text{ Ba SO}_4$  =  $0,0166 \text{ SO}_3$  jedoch nur annähernd  $0,0033 \text{ CaO}$ , auf die zur Bildung von Gips schon  $0,0052 \text{ SO}_3$  genügt hätten. Es mußte also der Überschuß der Schwefelsäure von  $(0,0166 - 0,0052) = 0,0114$  an das Aluminium gebunden gewesen sein; das entspricht etwa dem Sulfat  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{SO}_3)_{1/24}$ . Wurde eine solche Aluminiumacetatlösung mit Ammoniak in geringem Überschusse kalt gefällt und

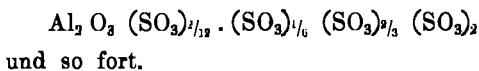
der Niederschlag mit reinem Wasser wie vorher gewaschen, so blieb immer ein stark schwefelsäurehaltiges Aluminiumhydroxyd zurück, so daß dadurch die unvollkommene Umsetzung des Aluminiumsulfats auch durch Calciumacetat ihre unzweifelhafte Bestätigung findet.

Diese letzten Versuche mit löslichen Acetaten sind insofern von ganz besonderer Wichtigkeit, als sie zeigen, daß diese unvollkommene Umsetzung auch dann stattfindet, wenn die entstandenen Umsetzungsprodukte, hier die schwefelsäurehaltigen Aluminiumacetate, in Lösung bleiben, nicht wie bei den obigen wasserhaltigen Hydroxyden. Für diese eigenartigen Reaktionen ist also der Grund nicht in den Löslichkeitsverhältnissen der entstandenen Produkte zu suchen, sondern, vor allen Dingen wenigstens, in dem Reaktionswert der betreffenden Agentien, denen wieder eine entsprechende Abstufung in der Struktur des Aluminiumsulfats entgegenstehen muß. Zu diesem Zwecke muß unbedingt angenommen werden, daß die Schwefelsäure nicht mit einer einheitlichen Affinität an das Aluminiumoxyd angekettet ist, sondern in den betreffenden Verdichtungsstufen, so daß z. B.  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{SO}_3)_3$  zunächst die Struktur  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{SO}_3)_1(\text{SO}_3)_2$  hat. Dies würde auch eine Erklärung dafür geben, warum zur Austreibung der Schwefelsäure durch Hitze immer höhere Hitzegrade nötig werden, und daß selbst in stärkster Weißglut noch immer ein Rest  $\text{SO}_3$  zurückbleibt, jedenfalls der Rest  $\frac{1}{12}$  oder  $\frac{1}{24}$ .

Die in der obigen Gliederung tiefere  $\text{SO}_3$ -Stufe muß nun entsprechend weiter geteilt sein, und zwar dürfte dabei das Sulfat  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{SO}_3)_{1/2}$  denkbar sein, das sich vielleicht auch durch geeignete Agentien, wie Alkalikarbonate bei bestimmter Temperatur herstellen lassen dürfte, so daß dieses Glied weiter in  $(\text{SO}_3)_{1/2} \cdot (\text{SO}_3)_{1/2}$  geteilt ist. Das Aluminiumsulfat hätte dann bereits folgende Struktur erlangt:



Die nunmehrige tiefste Verdichtungsstufe der Schwefelsäure  $(\text{SO}_3)_{1/2}$  muß dann den Versuchen entsprechend in  $(\text{SO}_3)_{1/2} \cdot (\text{SO}_3)_{1/2}$  geteilt sein, so daß man zur folgenden Struktur kommt:



Jede tiefere Verdichtungsstufe der Schwefelsäure ist dann immer um die Hälfte kleiner als die ihr folgende höhere.

Einer weiteren wichtigen Reaktion muß hier noch kurz Erwähnung getan werden. Wurde nämlich zu der basisch essigsauren Lösung des basischen Sulfates  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{SO}_3)_{1/2}$  Calciumacetat zugesetzt, oder in ihr etwas Calciumkarbonat aufgelöst, so wurde die Einwirkung von Bleiessig auf diesen Schwefelsäurerest träger; sobald der Calciumacetatgehalt jedoch so weit gestiegen war, daß auf 2 Mol. Aluminiumoxyd 1 Mol. Calciumacetat kam, hörte die Einwirkung von Bleiessig ganz auf, und es fiel selbst nach längerer Zeit kein Bleisulfat mehr aus.

Bemerkenswert ist ferner das Verhalten der Oxychloride. Es gelingt nicht diese in gleich abgeschlossener Form durch Fällung und Auswaschen zu erlangen, denn sobald das entstandene Neutralsalz, z. B. bei der ammoniakalischen Fällung das Ammoniumchlorid genügend weit entfernt ist, geht der Niederschlag allmählich in Lösung. Nach tagelangem Stehen resultieren schließlich opaleszierende Lösungen von Aluminiumoxychlorid mit sehr geringen Mengen Chlor, die auf Zusatz von Neutralsalzen gelatinieren. Die Nitrates wurden nicht in den Bereich dieser Untersuchungen gezogen, über einige neue Formen von Acetaten wird später berichtet werden.

Interessieren dürfte schließlich noch eine neuartige verdichtete Form des Aluminiumsulfats von außerordentlicher Leichtigkeit, etwa der Gestalt des leichten Calciumkarbonats, von der Formel  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{SO}_3)_3(\text{H}_2\text{O})_6$ . Sie ist im kalten Wasser nur sehr langsam löslich, in heißem Wasser gibt sie klare Lösungen; bei 200°C längere Zeit erhitzt verbleibt die wasserfreie Form  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{SO}_3)_3$  als feines Pulver. Dieses Aluminiumsulfat entsteht, wenn man das wasserhaltige 18-proz. Salz in konzentrierter Schwefelsäure längere Zeit erhitzt, wobei es in reichlicher Menge als weißes Pulver ausfällt. Es wird mit Eisessig gewaschen und bei 100°C. oder im Exsikkator getrocknet. Wir haben also drei Formen des wasserhaltigen Sulfates:  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{SO}_3)_3(\text{H}_2\text{O})_6$  aus konz. Schwefelsäure,  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{SO}_3)_3(\text{H}_2\text{O})_6$  aus Alkohol gefällt und  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{SO}_3)_3(\text{H}_2\text{O})_6$  aus wässriger Lösung, und auch hier zeigt sich die gleiche Gliederung der Wasseranteile.