



UNIVERSITÄTS-
BIBLIOTHEK
PADERBORN

Technik der Experimentalchemie

Arendt, Rudolf

Hamburg [u.a.], 1900

II. Zersetzung von löslichen Oxy- und Haloidsalzen durch Basen.

[urn:nbn:de:hbz:466:1-84031](https://nbn-resolving.org/urn:nbn:de:hbz:466:1-84031)

TOMMASI* benutzt zur Demonstration dieser Zersetzung ein von ihm Dissozioskop genanntes Instrument. Es besteht aus einer Glasröhre von 25—30 cm Länge und 4—5 cm Durchmesser; sie wird an der einen Seite zugeschmolzen und bleibt an der anderen zunächst noch offen. Man bereitet sich nun eine Lösung von einem der oben unter b) genannten Ammoniumsalze, doch muß dieselbe, falls sie sauer sein sollte, mit einigen Tropfen Ammoniak neutralisiert werden; man muß aber jeden Überschuß vermeiden, da hierdurch der Eintritt der Reaktion verzögert oder verhütet werden würde. Auch darf die Lösung nicht in der Wärme, sondern nur bei gewöhnlicher Temperatur bereitet werden und muß völlig gesättigt sein, was der Fall sein wird, wenn noch überschüssiges, ungelöstes Salz vorhanden ist. Mit dieser deutlich blau gefärbten Lösung tränkt man einen etwa 2 cm breiten Streifen von starkem Fließpapier, trocknet ihn durch leichtes Drücken zwischen Filtrierpapier, hängt ihn an einen hakenförmig gebogenen Platindraht, bringt ihn in die Röhre, zieht diese aus und schmilzt den Platindraht ein, so daß der Streifen etwa in der Mitte der Röhre hängt. Taucht man den Apparat in siedendes Wasser, so wird der Lackmustrreifen durch Dissoziation des Salzes rot, nimmt aber beim Abkühlen seine blaue Farbe wieder an.

Dieser Versuch läßt sich ebensogut mit Chlorammonium, als auch mit Ammoniumsulfat und -nitrat etc. ausführen.

II. Zersetzung von löslichen Oxy- und Haloidsalzen durch Basen.

Im allgemeinen werden die Metallsalze durch Einwirkung stärkerer Basen zersetzt. Wendet man Kali oder Natron als Zersetzungsmittel an, so ist der in den Lösungen entstehende Niederschlag fast ausnahmslos das Hydrat der Base, und in der Flüssigkeit bleibt immer das Alkalisalz der betreffenden Säure gelöst. Bei Anwendung von Ammoniak treten in mehreren Fällen Nebenerscheinungen auf. Hiervon sind nur noch die Zersetzung der Metallsalze durch alkalische Erden und die Zersetzung der Ammoniaksalze zu unterscheiden.

* *Comptes rendus de l'Acad. des sciences*, Bd. 92, S. 299. — *Chem. Centr.-Blatt* 1881, S. 291.

ARENDT, Technik. 3. Aufl.

§ 157. Zersetzung löslicher Metallsalze durch Kali oder Natron und Ammoniak.

Konzentrierte Lösungen verschiedener Metallsalze. Kalilauge, Natronlauge, Ammoniakflüssigkeit. Eine größere Anzahl von Kelchgläsern.

Vorrätig bereitet und in Standgefäßen aufbewahrt hat man Lösungen von Salzen des Barium, Calcium, Strontium, Magnesium, Aluminium, Chrom, Eisen (Oxyd und Oxydul), Mangan, Kobalt, Nickel, Uran, Zinn, Gold, Platin, Blei, Quecksilber, Silber, Kupfer und Kadmium. Es ist gleichgültig, ob dies Chloride, Nitrate oder Sulfate sind. Von jeder Lösung

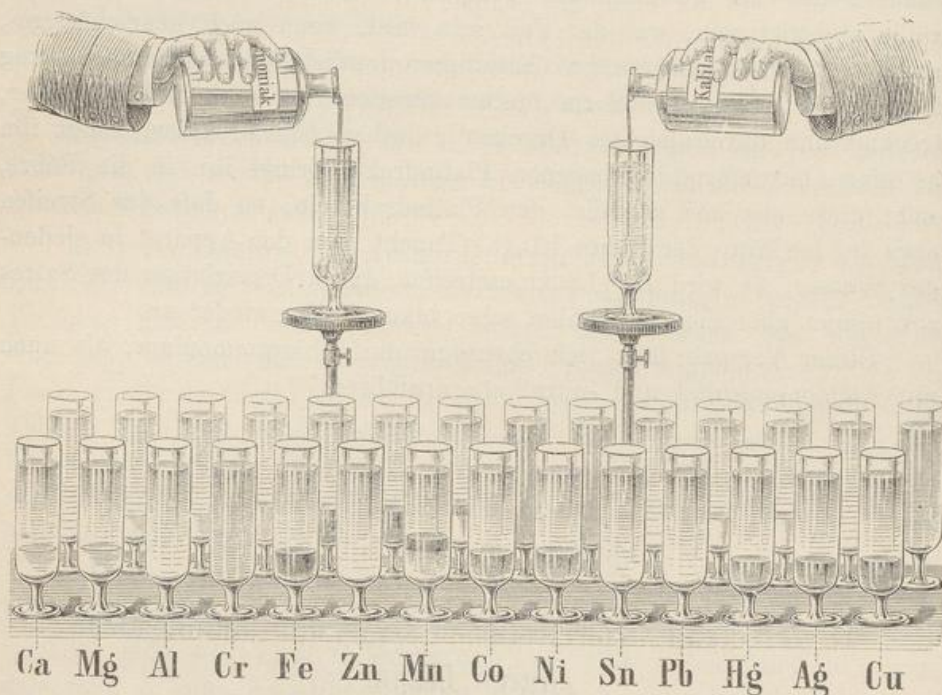


Fig. 709. Fällung von Salzlösungen durch Kali und Ammoniak.

gießt man einige Kubikcentimeter in ein Kelchglas, verdünnt sie mit der 10—12fachen Menge destillierten Wassers und setzt das Fällungsmittel (Kali oder Natron, bezw. Ammoniak) hinzu. Da sich Natron den Salzen der Schwermetalle gegenüber ganz ähnlich verhält, wie Kali, so stellt man mit jedem dieser Salze nur zwei Parallelversuche, einen mit Kali und einen mit Ammoniak, an. Die Kelchgläser werden mit den erzeugten Niederschlägen der besseren Beobachtung wegen nebeneinander gestellt (Fig. 709). Auf folgende Punkte ist hierbei aufmerksam zu machen.

Die Lösungen dürfen nicht zu konzentriert, aber auch nicht zu verdünnt sein. Man verfähre bei Zusatz des Fällungsmittels vorsichtig und

setze nicht gleich zu große Mengen auf einmal zu, besonders in den Fällen, wo der Niederschlag im Fällungsmittel wieder löslich ist. Ist letzteres der Fall, so erzeugt man zuerst den Niederschlag durch Zusatz von wenig Kali, bzw. Ammoniak, und löse ihn dann allmählich wieder auf. Besondere Beachtung verdienen die Niederschläge, die mit der Zeit ihre Natur ändern, also die der Kobalt, Nickel-, Mangan- und Eisenoxydsalze, sowie das Kupferoxyd.

In Eisenoxydsalzen einen Niederschlag von rein weißer Farbe zu erzeugen, ist äußerst schwierig. Zuerst ist es nötig, eine völlig oxydfreie Lösung zu haben. Man nehme gut krystallisierten reinen Eisenvitriol, wasche die Krystalle zuerst mit destilliertem Wasser, um das oberflächlich anhaftende Oxydsalz so viel als möglich zu beseitigen, setze etwas reine Schwefelsäure hinzu, werfe in die Lösung eine angemessene Menge von in Stücke zerschnittenem weichen Eisendraht, wie er zum Verbinden von Flaschen gebraucht wird, und koche damit längere Zeit.

Die Kalilösung, mit der man den Niederschlag bewirkt, muß luftfrei sein. Deshalb ist sie unmittelbar vor dem Gebrauche in einem Kölbchen auszukochen und in dem verstöpselten Kölbchen erkalten zu lassen. Es kommt nun darauf an, beide Lösungen so miteinander zu mischen, daß keine Spur von Luft mit eingeführt wird, und gerade hierin liegt die Schwierigkeit. Die Fällung muß natürlich in dem Gefäße vorgenommen werden, in welchem das Eisensalz mit dem Drahte gekocht wurde. Die Art, welche hierzu empfohlen wird, ist folgende: ein Kölbchen von etwa 300 ccm Inhalt ist mit einem dreifach durchbohrten Korke zu verschließen. Durch die mittlere Durchbohrung geht eine Kugelhöhre bis fast auf den Boden des Kolbens, welche unter der Kugel oberhalb des Korks mit einem Hahne verschließbar ist. Die obere Öffnung der Kugel ist so weit, daß man durch sie Flüssigkeiten eingießen und dann einen Stöpsel aufsetzen kann. Die beiden anderen Durchbohrungen haben zwei kurze, unter dem Korke endigende Gasableitungsröhren. Man beginnt nun damit, daß man das Kölbchen mit etwa 100 ccm Wasser eine längere Zeit kocht, um sicher zu sein, daß alle Luft ausgetrieben ist. Während des Siedens taucht man das in dem Korke steckende Kugelrohr ein, saugt mittels eines auf die obere Öffnung gesteckten Gummischlauchs Wasser ein bis über den Hahn (Vorsicht!) und schließt diesen schnell. Dann lasse man das Rohr im Fläschchen stehen, ohne den Kork in den Hals des Kölbchens einzusetzen, schütte den abgewaschenen Eisenvitriol und den zerschnittenen Eisendraht ein und setze einige Kubikcentimeter mäsig verdünnte Schwefelsäure zu. Jetzt verschließe man die Flasche fest mit dem Korke, verbinde die eine Gaseinströmungsröhre mit einem Wasserstoffentwicklungsapparate, leite einen langsamen Wasserstoffstrom

hindurch und koche währenddessen, bis die Wasserstoffentwicklung innerhalb der Flasche aufhört. Jetzt fülle man die Kugel durch ihre obere Öffnung mit ausgekochter, noch heißer Kalilauge, setze den Stöpsel auf, verlösche die Lampe und lasse in einem langsamen Wasserstoffstrome erkalten. Endlich öffne man, wenn dies geschehen ist, den Hahn und lasse unter Entfernung des Stöpsels die Kalilauge zufließen, verschließe aber den Hahn, bevor die Kugel sich ganz geleert hat. Unter Anwendung aller dieser Vorsichtsmaßregeln gelingt es wohl, einen Niederschlag zu erhalten, der einige Augenblicke völlig weiß erscheint, doch ändert er seine Farbe in hellgrün, schmutziggrün, olivengrün etc. in verhältnismäßig kurzer Zeit. — In viel einfacherer Weise erhält man beinahe dasselbe Resultat, wenn man den Wasserstoffstrom ganz wegläßt, die Lösung mit Eisendraht und Schwefelsäure lange genug kocht, dann die heiße ausgekochte Kalilösung in eine gewöhnliche Pipette nimmt (Vorsicht beim Einsaugen unter Anwendung eines Kautschukschlauchs), diese mit der Vorsicht, daß kein Tropfen unten abfließt und durch Luft ersetzt wird, rasch in das Kölbchen bringt und auslaufen läßt.

Unter Anwendung eines Kunstgriffs gelingt es nun aber sehr leicht, einen Niederschlag von rein weißer Farbe zu erhalten, der dieselbe auch längere Zeit bewahrt. Dieser Kunstgriff besteht darin, die Flüssigkeit mit einem Reduktionsmittel zu sättigen, welches den freien Sauerstoff absorbiert. Man erreicht dies, indem man den Eisenvitriol in einem Kölbchen mit verdünnter Schwefelsäure und Eisenfeile zuerst wieder, wie oben beschrieben wurde, längere Zeit kocht und dann der sauren, noch warmen Lösung mehrere Krystalle von Natriumsulfit zusetzt. Die letztere sättigt sich mit der frei werdenden schwefligen Säure und muß stark danach riechen. Auch die zum Füllen benutzte Kalilauge wird mit Kaliumsulfit versetzt und aus einer Pipette eingeführt.

Um die Farbenänderung des Eisenoxydul- und Manganoxydulniederschlags besser erkennen zu lassen, gießt man beide mit ihrer Flüssigkeit in flache Porzellannäpfe und läßt sie darin stehen.

Bei der Fällung der grünen Chromoxydsalze (Chromsulfat oder Chromchlorid) mit Ammoniak, wobei immer ein kleiner Teil des Salzes in die violette Modifikation umgewandelt wird, wird man Gelegenheit haben, diese Modifikationen zu erwähnen. Dabei läßt sich ein von ÉTARD* beschriebener Vorlesungsversuch ausführen, welcher gestattet, die beiden Modifikationen beliebig ineinander umzuwandeln. Man füllt ein etwas weites Probirröhrchen zu $\frac{3}{4}$ mit einer verdünnten Lösung von Chrom-

* *Comptes rendus de l'Acad. des sciences*, Bd. 80, S. 1306. — *Chem. Centr.-Blatt* 1875, S. 481.

chlorid, setzt 4—5 ccm einer Lösung von salpetrigsaurem Kalium hinzu und schüttelt. Die Flüssigkeit wird augenblicklich violett (Fig. 710). Läßt man hiernach mittels einer Pipette auf den Boden des Röhrchens ein wenig arsensaures Kali fließen und schüttelt, so wird die Flüssigkeit in dem unteren Teile des Rohrs wiederum lebhaft grün (Fig. 711). LOEWEL nimmt vier Modifikationen des Chromoxydhydrats an: zwei grüne, eine karminviolette und eine blauviolette. Die Farben und Eigenschaften der durch salpetrigsaure und arsensaure Salze veränderten Lösungen stimmen mit dieser Ansicht überein. Das karminviolette Salz, welches man durch

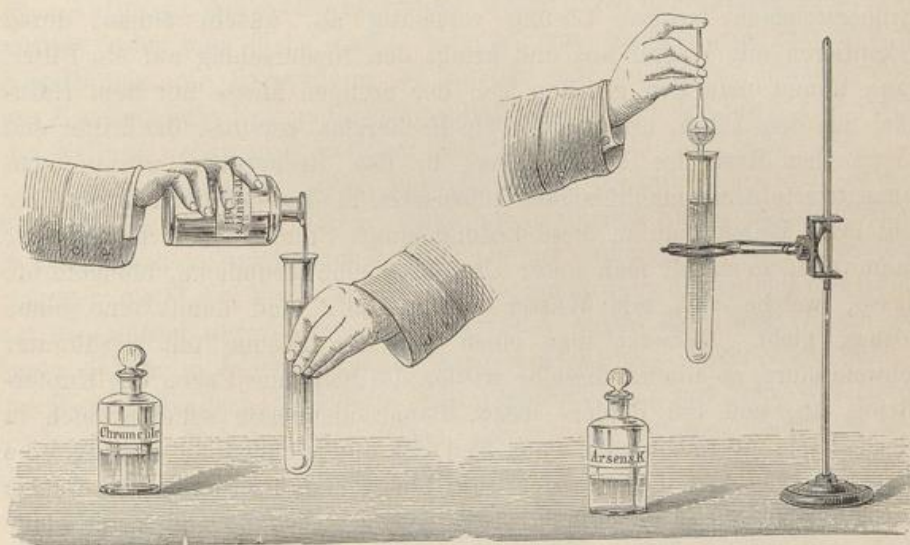


Fig. 710. Modifikationen des Chromoxyds. Fig. 711.

salpetrigsaures Kali erhält, giebt mit Kalilauge einen in Ammoniak unlöslichen grauen Niederschlag, wodurch er sich sehr bestimmt von den gewöhnlichen blauvioletten Salzen unterscheidet. Das hellgrüne Salz, welches durch arsensaures Kali entsteht, giebt mit Kali einen in Essigsäure unlöslichen und in Ammoniak mit blauvioletter Farbe löslichen Niederschlag. Hierdurch unterscheidet es sich ganz bestimmt von den gewöhnlichen grünen Salzen.

Bei der Fällung der Kupfersalze durch Kali ist darauf zu achten, daß die Kalilösung mäßig verdünnt sein muß, da unter Anwendung von konzentrierter Kalilauge die blaue Farbe des Niederschlags in der Regel rasch in schwarz übergeht. Der Versuch soll so eingerichtet werden, daß diese Umwandlung erst beim Erwärmen der Lösung eintritt. Man erzeugt den Niederschlag daher mit der angegebenen Vorsicht in einem

Kochfläschchen, läßt ihn einige Zeit stehen und erwärmt dann auf der Lampe.

Dafs die Lösungen der Niederschläge in dem überschüssigen Fällungsmittel keine blofs physikalischen sind, sondern auf chemischer Verbindung des Lösungsmittels mit den Niederschlägen beruhen, wodurch eine mit neuen Eigenschaften begabte Substanz entsteht, kann durch das Verhalten der Kupferoxydammoniaklösung (SCHWEIZER'sche Flüssigkeit) gegen Pflanzenfaser gezeigt werden. Um diese Flüssigkeit zu bereiten, fällt man eine gröfsere Menge von gelöstem Kupfervitriol unter den angegebenen Vorsichtsmafsregeln mit Kali, läßt den Niederschlag absetzen, gießt die darüberstehende farblose Lösung vorsichtig ab, wäscht einmal durch Dekantieren mit Wasser aus und bringt den Niederschlag auf ein Filter. Dann nimmt man den gröfsten Teil der breiigen Masse mit dem Hornlöffel aus dem Filter, bringt sie in ein Becherglas, zerstöfst das Filter und spritzt den Rest des Niederschlags in das Becherglas, worauf man konzentrierte Ammoniakflüssigkeit hinzusetzt, in der sich der Niederschlag bald löst. Bringt man in diese Lösung einige Stücke Filtrierpapier oder Baumwolle, so erhält man unter Umrühren eine sirupdicke, blaufarbte Masse, welche sich mit Wasser mischen läßt und damit eine blaue Lösung giebt. Versetzt man einen Teil der Lösung mit verdünnter Schwefelsäure, so nimmt dieselbe wieder die hellblaue Farbe des Kupfervitriols an, und die Papier-, bezw. Baumwollenmasse scheidet sich in Flocken aus. Streicht man einen Teil der dunkelblauen Lösung auf eine Glasplatte und legt diese vorsichtig in eine Krystallisationsschale, welche verdünnte Schwefelsäure enthält, so verliert der Überzug bald seine blaue Farbe, wird rein weifs und läßt sich als zusammenhängende Haut von der Glasplatte abziehen und mit Wasser auswaschen.

Wenn man zeigen will, dafs die durch Fällung der Metallsalze in wässriger Lösung erzeugten Niederschläge im allgemeinen Hydrate sind, so bringt man einen davon in ein trockenes Probierröhrchen und erwärmt gelinde über der Lampe, wobei Wasser entweicht, welches sich im oberen Teile des Röhrchens kondensiert.

§ 158. Zersetzung von Salzen durch alkalische Erden.

Lösungen von Eisenchlorid, Manganchlorür, Bleinitrat, Kupfernitrat; Barytwasser, Kalkwasser. Mehrere Probierröhrchen mit Gestell.

Die Salze der schweren Metalle werden zwar im allgemeinen durch Baryt und Kalk unter Abscheidung der Base ebensogut zersetzt, wie durch Kali und Natron, doch kann hier die Reaktion dadurch kompliziert werden, dafs die in dem Salze enthaltene Säure mit der alkalischen Erde ein unlösliches oder schwerlösliches Salz bildet, was z. B. bei Sulfaten der

Fall ist. Der Niederschlag besteht dann nicht nur aus der abgeschiedenen Base, sondern ist mit dem Sulfat der alkalischen Erde gemischt. Die Chloride und Nitrate aber zeigen gegen Kalk und Baryt das gleiche Verhalten, wie gegen Kali und Natron. Versetzt man in Probiergläschen verdünnte Lösungen von Eisenchlorid und Bleinitrat mit überschüssigem Baryt- oder Kalkwasser, so entsteht im ersten Falle ein brauner, im zweiten Falle ein weißer Niederschlag; der erste ist Eisenoxyd, der zweite Bleioxyd. Um die Fällung vollständig zu machen, sind wegen der Schwerlöslichkeit der alkalischen Erden verhältnismäßig große Mengen ihrer Wässer nötig. Die Lösung enthält dann nur Bariumchlorid, bzw. -nitrat. Eine Auflösung der gebildeten Niederschläge durch überschüssige Fällungsmittel findet hier nicht statt. Versetzt man dagegen ein Sulfat, z. B. Kupfersulfat, mit Barytwasser, so entsteht eine hellblaue Fällung, welche aus Kupferoxydhydrat und Bariumsulfat besteht. In der Lösung ist, wenn die Fällung vollständig war, nur Baryt enthalten.

Diese Reaktionen haben vorwiegend ein theoretisches Interesse und sind für die praktische Chemie etwa nur in solchen Fällen von Bedeutung, wo es darauf ankommt, eine in einer Lösung enthaltene Säure auszufällen; dagegen bietet das Verhalten der alkalischen Erden, namentlich des Kalks, zu den Salzen der Alkalien ein wertvolles Mittel dar, diese Basen aus ihren Salzen in freiem Zustande abzuscheiden, was immer dann gelingt, wenn das alkalische Salz eine Säure enthält, die mit den alkalischen Erden ein unlösliches Salz bildet. Dieses scheidet sich dann aus der Lösung ab, und die alkalische Base bleibt in freiem Zustande darin gelöst, was man durch Versetzen von Kaliumcarbonat-, Kaliumsulfat- und Kaliumchromatlösungen mit Kalk-, bzw. Barytwasser zeigen kann.

Hierauf beruht auch die

§ 159. Darstellung von Ätzkali, bzw. Ätznatron aus Kalium-, bzw. Natriumcarbonat.

Kalium-, bzw. Natriumcarbonat, ein Becherglas (8 oder 9), eine Kochlampe, ein Drahtnetz, ein Glasstab, eine Pipette, mehrere Probiergläser mit Gestell. Gebrannter Kalk, Salzsäure.

Das Becherglas wird zu $\frac{3}{4}$ mit Wasser gefüllt und auf der Lampe nach Unterlegen eines Drahtnetzes bis zum Sieden des letzteren erhitzt. Dann trägt man allmählich 100—200 g Soda oder Pottasche ein und bewirkt die Lösung durch Umrühren. Inzwischen sind etwa 100 g gebrannter Kalk durch Aufgießen von Wasser zu einem trockenen Pulver gelöscht worden, welches man löffelweise der heißen Salzlösung zusetzt und damit kocht. Nach einiger Zeit schöpft man mittels eines Löffels etwas von der siedenden Flüssigkeit in ein kleines Becherglas, läßt den Niederschlag

absetzen, hebt mittels einer kleinen Pipette einige Kubikcentimeter der klaren Lösung heraus, bringt dieselbe in ein Probierringlas und prüft durch Zusatz einiger Tropfen Salzsäure, ob sie noch braust (d. h. noch Alkalicarbonat enthält). Ist dies der Fall, so fährt man mit dem allmählichen Zusatz von Kalk unter wiederholtem Prüfen so lange fort, bis das Brausen aufgehört hat. Dann wird die Lampe verlöscht, das Glas mit einer Platte bedeckt und abkühlen gelassen, wobei sich der Niederschlag von Calciumcarbonat rasch senkt. Schliesslich trennt man durch Dekantieren die Lösung und zeigt, daß die Kohlensäure, die erst im Alkalicarbonat gebunden war, jetzt im Niederschlage enthalten ist, welcher auf Zusatz von Säure stark braust.



Fig. 712.

Fig. 713.

Fig. 714.

Austreibung von Ammoniak.

§ 160. Zersetzung von Ammoniumsalzen durch Basen. Darstellung von Ammoniak.

Ammoniumchlorid oder Ammoniumsulfat; Kalk, konzentrierte Salzsäure. Eine Reibschale, eine Glasglocke, ein Gasentwicklungskolben, ein mit Kalikalk gefülltes Trockenrohr; ein hoher Fußcylinder mit Gaseinleitungsvorrichtung und durchbohrtem Korke mit Glasrohr.

Man lösche einige Stücke gebrannten Kalk zu staubigem Pulver, reibe dann in einem Mörser etwas Salmiak fein und mische damit das pulverige Kalkhydrat (Fig. 712). Der stechende Geruch, der sich sofort mit großer Auffälligkeit bemerkbar macht, zeigt an, daß der Kalk den Salmiak zersetzt hat, was sich noch weiter dadurch zeigen läßt, daß man eine mit

Salzsäure ausgeschwenkte Glocke, in welche man einige Streifen rotes Lackmuspapier geklebt hat, über die Reibschale hält. Die Glocke erfüllt sich sofort mit dicken, weithin sichtbaren Salmiaknebeln (Fig. 713). Dies Verhalten dient auch zur Nachweisung des Ammoniaks in einem Salze oder Salzgemeinge. Man bringe davon etwas in ein Probiergläschen, gieße konzentrierte Kalilauge auf, erwärme gelinde und halte einen mit Salzsäure befeuchteten Glasstab in das Röhrchen. War Salmiak in der Mischung vorhanden, so umgiebt sich der Stab mit dicken weißen Nebeln, welche in das Probiergläschen hineinfallen (Fig. 714).

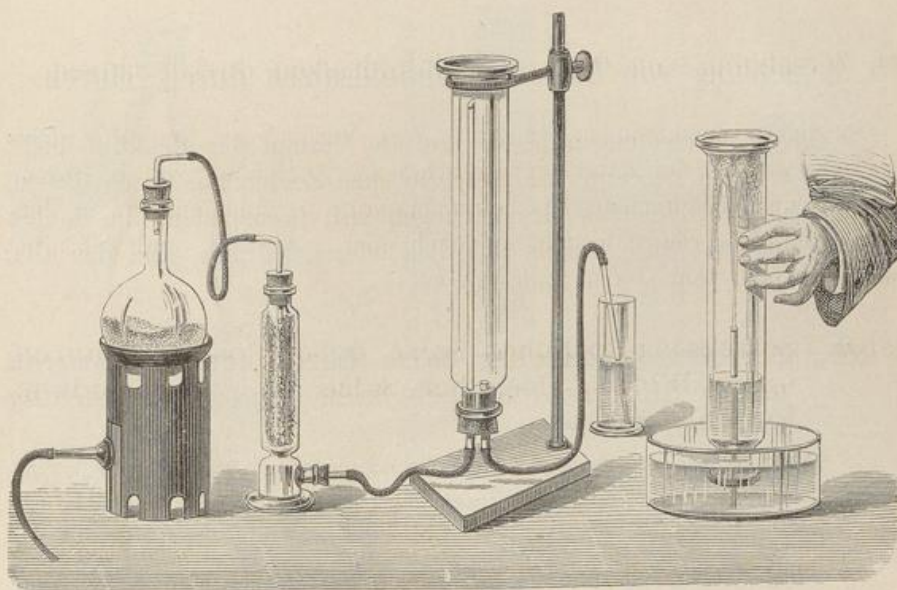


Fig. 715.

Fig. 716.

Darstellung und Absorption von Ammoniak.

Die Reaktion findet ferner Benutzung zur

Darstellung von Ammoniak. Man löscht eine größere Menge Kalk zu trockenem Pulver, reibt etwa 100 g Salmiak fein und mischt ihn rasch mit dem Kalkpulver, schüttet das Gemenge in eine Gasentwickelflasche und verbindet diese durch einen mit gebranntem Kalke und Kali gefüllten Absorptionsturm mit einem zur Aufsaugung des Gases hergerichteten Cylinder. Man kann sich hierzu desselben Cylinders bedienen, welcher zur Auffangung und Absorption der Salzsäure benutzt wird. Man muß ihn aber verkehrt aufhängen, weil Ammoniakgas leichter ist als Luft. Das Ableitungsrohr des Cylinders taucht man in kaltes Wasser (Fig. 715). Nun wird der Kolben vorsichtig erwärmt. Schon nach

kurzer Zeit hat das Wasser, in welches das aus dem Absorptionscylinder austretende Gas geleitet wird, alkalische Reaktion angenommen. Man setzt den Versuch so lange fort, bis sich das Wasser in eine hinreichend starke Ammoniakflüssigkeit verwandelt hat, öffnet dann den Absorptionscylinder, setzt den dazu dienenden Kork mit Glasröhre ein und taucht ihn verkehrt in durch rotes Lackmus gefärbtes Wasser (Fig. 716). Die Absorption erfolgt rasch unter ähnlicher Erscheinung, wie bei der Salzsäure.

III. Zersetzung von Oxy- und Haloidsalzen durch Säuren.

Bei diesen Zersetzungen ist der äußere Verlauf der Reaktion nicht so einfach, wie bei der unter II. beschriebenen Zersetzung durch Basen. Es treten hier verschiedene Erscheinungen auf, je nachdem die in den Salzen vorhandene Säure löslich, unlöslich oder gasförmig, und das alte, bzw. neue Salz löslich oder unlöslich ist.

§ 161. Zersetzung löslicher Salze durch lösliche Säuren unter Bildung löslicher Salze und Abscheidung löslicher Säuren.

- a) *Chlornatrium, Kalium- oder Natriumnitrat, konzentrierte reine Schwefelsäure, zwei Bechergläser, zwei Abdampfschalen, ein Wasserbad, eine Wage.*
- b) *Kupfervitriol, konzentrierte Salzsäure, Schwefelsäure, Kaliumdichromat verdünnte Schwefelsäure oder Salzsäure. Zwei Kelchgläser.*
- c) *Kaliumdichromat, konzentrierte Schwefelsäure. Eine große Porzellanschale, eine poröse Thonplatte, ein Trichter mit Absaugevorrichtung für die Wasserluftpumpe; ein Rohr zum Trocknen der Chromsäure.*

In diesen Fällen ist die Reaktion von sichtbaren Vorgängen nicht begleitet, es sei denn, daß bei gefärbten Salzen ein Farbenwechsel auftritt.

a) Zersetzung von Chlornatrium, bzw. Natriumnitrat durch Schwefelsäure. Mischt man eine Lösung dieser Salze mit der zur Zersetzung ausreichenden Menge Schwefelsäure, so ist die Zersetzung eine unvollkommene, solange die abgeschiedene Säure noch vorhanden ist, sie läßt sich aber wegen der leichteren Flüchtigkeit der Salz-, bzw. Salpetersäure durch Eindampfen der Lösungen vollenden. Man löse 117 g Chlornatrium, bzw. 170 g Natriumnitrat in einer ausreichenden Menge