



UNIVERSITÄTS-
BIBLIOTHEK
PADERBORN

Technik der Experimentalchemie

Arendt, Rudolf

Hamburg [u.a.], 1900

V. Krystallwasser.

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

häufig um, wodurch ein Krystallmehl entsteht, welches man nach völligem Erkalten auf einem glatten Filter sammelt und auswäscht. Das Auswaschen beschleunigt man unter Anwendung einer Wasserluftpumpe. Man bedeckt das Krystallmehl im Trichter mit einer kreisförmigen Scheibe von Filtrierpapier, auf welche man das Waschwasser gießt (Fig. 690).

§ 143. Siedetemperatur gesättigter Salzlösungen.

Eine Porzellanschale, ein Löffel, ein Thermometer mit großer, weit sichtbarer Skala, trocknes kohlensaures Kalium, Chlorcalcium oder andere Salze. — Eine Retorte (4), ein Füscylinder.

Man bringt in einer Porzellanschale Wasser zum Sieden und läßt die Temperatur beobachten, darauf trägt man das betreffende Salz löffelweise ein und wartet nach jedesmaligem Eintragen, bis die Lösung von neuem zu sieden beginnt. In dieser Weise steigt der Siedepunkt allmählich, bis das dem entsprechenden Salze zugehörige Maximum erreicht ist. Auch ohne Thermometer läßt sich die Erhöhung des Siedepunkts über 100° darthun, wenn man etwas Wasser auf erhitzte Salzlösung gießt, welches sofort zu sieden beginnt, oder indem man in ein Glasrohr mit angeblasener Kugel (wozu das Ätherthermometer S. 444 dienen kann) etwas Wasser bringt und die Kugel in die überhitzte Lösung taucht: man wird bald reichliche Dampfströme aus dem Rohre austreten sehen.

Eine hübsche Modifikation des Versuchs ist folgende. Man fülle in einen Füscylinder 100 ccm Wasser und erhitze dasselbe durch Einleitung von Dämpfen aus einer Retorte zum Sieden, dann trage man löffelweise kohlensaures Kalium oder Chlorcalcium ein. Hierdurch wird jedesmal das Sieden unterbrochen und tritt erst nach einiger Zeit wieder ein, wobei der Siedepunkt immer höher steigt (Fig. 691). Bei Chlorcalcium kann man ihn leicht bis über 120° steigern. Obgleich also der Dampf nur 100° heiß ist, erhitzt er doch die Lösung erheblich höher, indem er seine latente Wärme abgibt. Bis zum Maximum läßt sich indes die Siedetemperatur auf diese Weise nicht steigern, da die Lösung niemals gesättigt werden kann.

V. Krystallwasser.

§ 144. Entwässerung von Salzen und Wiederaufnahme des Krystallwassers.

- a) *Eine tubulierte mit Asbestmantel umhüllte Retorte (3 oder 4) mit Halter, ein Kühlapparat, ein graduierter Cylinder (100 ccm) als Vorlage, eine Handwaage. Krystallisiertes Natriumcarbonat.*

b) Eine Reibschale, eine Porzellanschale (7), ein starkwandiges Becherglas, eine Teilepipette, welche mindestens 60 ccm Wasser fasst, eine Handwage, ein Thermometer. Krystallisierter Kupfervitriol.

a) Entwässern von Soda; quantitativer Versuch. Gut kry stallisiertes, nicht verwittertes Natriumcarbonat wird in einer Reibschale gröblich gepulvert und 100 g davon in eine Retorte gefüllt. Diese ver bindet man mit einem Kühlapparat, und erhitzt, anfangs sehr vorsichtig bis zum Schmelzen des Salzes. Dann kann man die Hitze etwas steigern, während man gut kühl und einen graduierten Cylinder von 100 ccm als Vorlage benutzt. Sobald das Salz anfängt trocken zu werden, ist es nötig, alle Aufmerksamkeit darauf zu verwenden, um zu verhüten, dass

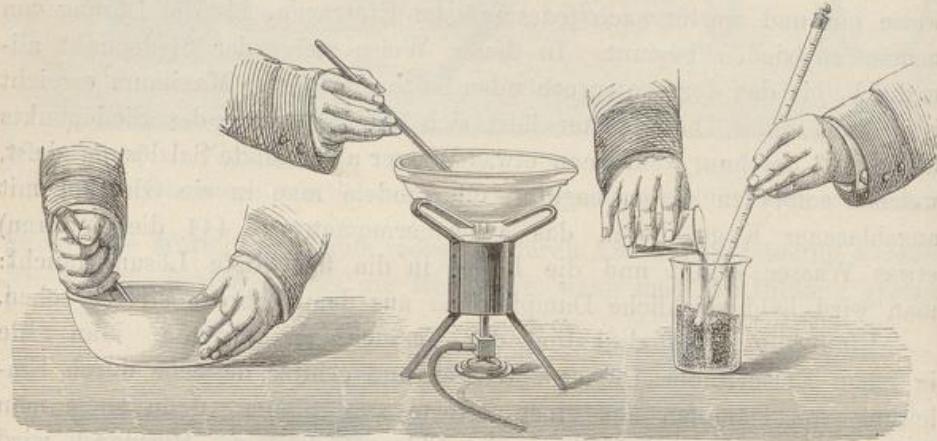


Fig. 693. Reiben von Kupfervitriol.

Fig. 694. Entwässern von Kupfervitriol.

Fig. 695. Wiederaufnahme des Krystallwassers.

einzelne etwa im Retortenbauche kondensierte Wassertröpfchen zurück fließen und mit dem stark erhitzten Glase in Berührung kommen; ein Zerspringen des letzteren wäre die unvermeidliche Folge. Zuletzt giebt man starke Glühhitze, um die letzten Anteile des Wassers zu vertreiben, wenn der Versuch in dieser Weise gut zu Ende geführt wird, findet man in der Vorlage 62,8 ccm Wasser (Prozentgehalt des Salzes an Krystall wasser).

b) Wiederaufnahme des Krystallwassers. Um die bedeutende Wärmeentwickelung zu zeigen, welche bei der Wiederaufnahme des Krystallwassers eintritt, reibe man 150 g Kupfervitriol zu feinem Pulver (Fig. 693) und erhitzte dieses über einer kleinen Lampe vorsichtig unter beständigem Umrühren mit einem Glasstabe, bis es völlig weis erscheint (Fig. 694). Zu starkes Erhitzen ist zu vermeiden, weil hierdurch das Salz selbst teilweise zersetzt werden würde. Dann schüttet man es in ein

dickwandiges Becherglas und läßt es darin bedeckt erkalten. Mittels der Pipette werden dann 54 ccm Wasser abgemessen, in ein kleines Becherglas gegossen und rasch auf das Pulver geschüttet (Fig. 695), während man mit dem Thermometer umröhrt; die Salzmasse nimmt ihre blaue Farbe wieder an, backt zu einem festen Kuchen zusammen und das Thermometer steigt über 100°.

**§ 145. Farbenveränderung beim Entwässern von Salzen und bei der Wiederaufnahme von Krystallwasser.
Sympathetische Tinte.**

Eine Lösung von Kobaltchlorür, eine andere mit dem gleichen Volum Nickelchlorür vermischt. — Kaliumplatincyanür, Magnesiumplatincyanür, Bariumplatincyanür, Calciumplatincyanür.

Wenn man in einer Porzellanschale eine Lösung von Kobaltchlorür zur Trockne dampft, so ändert sich, sobald die letzten Anteile des Wassers verdampft sind, die Farbe aus rosarot in tief dunkelblau, stellt sich aber beim Zusatz von Wasser wieder her. In Alkohol löst sich das wasserfreie Salz mit tief dunkelblauer Farbe auf, welche beim vorsichtigen Verdünnen der Lösung mit Wasser erst violett und dann rot wird. Dafs auch in wässriger Lösung das wasserfreie Salz bestehen kann, erkennt man daran, dafs eine konzentrierte wässrige Lösung ihre rote Farbe in blau verändert, wenn man sie mit konzentrierter Salzsäure versetzt, jedenfalls infolge von Wasserentziehung durch die Säure. Für die sympathetische Tinte müssen die Lösungen so stark verdünnt sein, dafs Schriftzüge, die man damit auf Papier macht, kaum sichtbar erscheinen. Das Sichtbarmachen derselben erfolgt, indem man das Papier nach dem Trocknen an der Luft im Luftbade oder auf einem Ofen vorsichtig erwärmt; die Salze verlieren hierbei ihr Krystallwasser. Kobaltchlorür wird intensiv blau und das gemischte Nickel- und Kobaltchlorür intensiv grün. Das Verschwinden der sichtbar gewordenen Schrift tritt schon beim Liegen in gewöhnlicher feuchter Luft nach kurzer Zeit ein, augenblicklich dagegen wenn man das Papier in die Dämpfe kochenden Wassers hält. Der Versuch läßt sich beliebig oft wiederholen und das Papier beliebig lange aufbewahren.

Einen besonders schönen und auffallenden Farbenwechsel zeigen gewisse Doppelsalze des Platins bei der Aufnahme des Krystallwassers. Ein mit einer Lösung von Magnesiumplatincyanür getränkter Papierstreifen erscheint nach dem Trocknen an der Luft lebhaft rot, wird aber durch gelinde Wärme infolge der Austreibung des Krystallwassers farblos. Beim Erkalten an gewöhnlicher Luft nimmt er seine ursprüngliche rote Farbe allmählich wieder an. Calciumplatincyanür ist in wasserhaltigem

Zustande lebhaft kanariengelb, und ein damit getränkter Papierstreifen zeigt in lufttrocknem Zustande diese Farbe, verliert sie durch gelindes Erwärmen und nimmt sie schon durch einfaches Anhauchen wieder an. Wendet man eine gemischte Lösung von Barium- und Kaliumplatincyanür an, so erhält man ein Papier, welches nach dem Trocknen eine unscheinbare gelblich-weiße Farbe zeigt. Diese geht beim gelinden Erwärmen durch gelb und orange in rot über, welches bei starkem Erwärmen wieder verschwindet und sich in das ursprüngliche Gelblichweiß umwandelt. Überlässt man nun den Papierstreifen sich selbst, so durchläuft er dieselbe Farbenskala von gelb bis rot abermals, um schließlich wieder blaßgelb zu werden. (SCHORAS.*)

Anwendung finden derartige, ihre Farbe in feuchter und trockener Luft ändernde Salze bei der Herstellung der sogenannten Barometerblumen.

§ 146. Wärmebindung beim Auflösen krystallisierter Salze, Kältemischungen.

Chlorkalium, Chlorcalcium, Ammoniumnitrat, Natriumcarbonat, Kochsalz, Natriumsulfat.

Wenn Salze, welche beim Zusammenbringen mit Wasser kein Wasser mehr binden, gelöst werden, so tritt immer eine mehr oder weniger starke Temperaturniedrigung infolge von Wärmebindung (latente Schmelzwärme oder Lösungswärme) ein. Diejenigen Salze, welche fähig sind, Krystallwasser aufzunehmen, müssen in krystallisiertem Zustande angewendet werden. Man muß hierbei die Lösung durch Umrühren möglichst beschleunigen. Löst man in dieser Weise 150 g krystallisiertes Chlorkalium in 400 ccm Wasser, so erhält man eine Temperaturniedrigung um 11° ; 200 g Ammoniumnitrat, in 300 ccm Wasser gelöst, erniedrigen die Temperatur um $25-27^{\circ}$. Wendet man also Brunnenwasser von gewöhnlicher Temperatur an, so läßt sich leicht eine Kälte von -15 bis -17° erzeugen. Probiergläser von mittlerer Weite mit Wasser gefüllt, welche man in die Lösung taucht, frieren nach 10—15 Minuten vollständig aus. Um die Eismassen herauszuholen, erwärmt man die Gläser von außen in der Flamme einer Lampe und giebt, indem man sie verkehrt in der Hand hält, einige kräftige Rucke nach unten.

Stärkere Kälteeffekte erhält man durch Mischen der Salze mit Schnee. Röhrt man 1 kg Kochsalz mit 3 kg Schnee zusammen, so sinkt die Temperatur bis auf -21° , und wenn man 4 kg krystallisiertes Chlorcalcium mit 3 kg Schnee rasch mischt, so wird eine Kälte von -38 bis

* Berichte der Deutschen chem. Gesellschaft, Bd. 3, S. 14. — Chem. Centr.-Blatt 1870, S. 81.

— 40° erzeugt, durch welche man Quecksilber in Probierröhren leicht zum Frieren bringen kann. Dieser Versuch kann nur in strenger Winterkälte ausgeführt werden, wenn der Schnee staubig trocken ist. Um das Chlorcalcium in einer geeigneten Form zu erhalten, löst man das rohe käufliche Salz in Wasser und dampft die Lösung in einer großen Porzellanschale so lange ein, bis der Siedepunkt auf etwa 128° gestiegen ist. Beim langsamem Erkalten krystallisiert dann das wasserhaltige Salz in langen Nadeln aus, welche man mit einer Mörserkeule möglichst fein zerdrückt. Besser ist es, während des Erkaltens fleißig umzurühren, wodurch man das Salz gleich in Form eines feinen Krystallmehles erhält, welches mit der Flüssigkeit einen dicken Brei bildet. Dieser wird mittels eines Löffels in ein Vorratsgefäß ausgeschöpft und läßt sich in breiigem Zustande einige Zeit aufbewahren, doch muß man von Zeit zu Zeit die Masse wieder umrühren, sonst erstarrt sie wohl zu einer harten Masse, die sich nur sehr schwierig wieder zerkleinern läßt.

Bei dieser Gelegenheit läßt sich sehr leicht die Ausdehnung des Wassers beim Gefrieren darthun, wenn man eine kleine (nicht tubulierte Kugelvorlage mit langem, engem Halse so weit mit Wasser füllt, daß dieses noch 6—8 cm im Halse steht, und das Gefäß in die Kältemischung steckt. Die Wassersäule im Halse ist wegen ihres geringen Durchmessers bereits völlig ausgefroren, wenn im Innern der Kugel noch ein größerer Anteil des Wassers flüssig ist. Da sich dies wegen des Eisstöpels jetzt nicht mehr ausdehnen kann, so zersprengt er das Glas, und infolgedessen vernimmt man ein fortwährendes Krachen. In der Regel springt die Kugel unter Bildung lauter schmaler sphärischer Zweiecke, welche sich leicht von der Eiskugel abnehmen lassen.

Um die Gewalt zu zeigen, welche das Wasser infolge der beim Gefrieren eintretenden Ausdehnung übt, hat RÜDORFF* gusseiserne Hohlzylinder von 160 mm Länge und 50 mm äußeren Durchmesser bei 15 mm Wandstärke mit ausgekochtem Wasser von + 4° gefüllt, mit einer Schraube fest verschlossen und in eine Kältemischung aus 3 Teilen Schnee und 1 Teil Kochsalz gelegt. Nach 40—60 Minuten zerspringen dieselben mit lebhaftem Knalle, wobei in einem Falle ein Sprengstück mit solcher Heftigkeit weggeschleudert wurde, daß es die Wand eines Zinkeimers durchschlug und weit wegflieg. RÜDORFF erklärt dies damit, daß das Wasser unter dem starken Drucke, den es durch seine Ausdehnung erleidet, längere Zeit im unterkühlten Zustande, also flüssig, bleibt und dann plötzlich gefriert, was übrigens BOUSSINGAULT** direkt nachgewiesen hat.

* *Pogg. Ann.*, Bd. 144, S. 328.

** *Comptes rendus de l' Acad. des sciences*, Bd. 74, S. 77. — *Chem. Centr.-Blatt* 1872, S. 97.

Eine sehr bedeutende Temperaturerniedrigung (um circa 25°) erhält man auch durch Mischen von 1 Teil gepulvertem, krystallisiertem schwefelsauren Natron mit 2—3 Teilen konzentrierter Salzsäure. Die Wärmebindung beruht hier weniger auf dem Übergang eines festen Körpers in den flüssigen Zustand, als vielmehr auf den dabei stattfindenden chemischen Reaktionen. Das schwefelsaure Natron setzt sich mit der Salzsäure zum Teil in Chlornatrium um und muß deshalb sein Krystallwasser abgeben und ebenso verliert die konzentrierte Salzsäure, in welcher der Chlorwasserstoff in der Form eines flüssigen Hydrats vorhanden ist, ihr Wasser. Bei beiden Vorgängen aber werden sehr bedeutende Wärmemengen latent.



Fig. 696. Natur der Salze.

Nach Beobachtungen von MORITZ findet beim Mischen von Schnee und Alkohol eine sehr bedeutende Temperaturerniedrigung statt. Diese beträgt für gleiche Teile Schnee und absoluten Alkohol etwa 30°. Auch mit gewöhnlichem Brennspiritus ist sie immer noch sehr beträchtlich.

VI. Natur der Salze.

§ 147. Reaktion verschiedener Salzlösungen.

Kaliumcarbonat, Kaliumchromat, Borax, Natriumsulfat, Natriumnitrat, Natriumchlorid, Kupfersulfat, Ferrosulfat, Zinksulfat, Eisenchlorid, Bleinitrat. — Eine entsprechende Zahl von Kelchgläsern, destilliertes Wasser, mehrere Streifen blaues und rotes Lackmuspapier.

Die Salzlösungen werden in die Kelchgläser gefüllt und Lackmuspapierstreifen eingetaucht (Fig. 696). Hierbei zeigen sich folgende Reaktionen. Natriumcarbonat, Natriumchromat und Natriumborax: alkalisch; — Natriumsulfat, Natriumnitrat und Natriumchlorid: neutral; — Kupfersulfat, Eisensulfat, Zinksulfat, Eisenchlorid, Bleinitrat: sauer.