Einige einfache chemische Vorübungen.

(Nur für Praktikanten mit rein humanistischer Vorbildung, die zur Ausführung einfacher chemischer Versuche bis dahin keine Gelegenheit hatten.)

Destilliertes und gewöhnliches Wasser.

Man verdampfe ein wenig *destilliertes Wasser* (wenige Tropfen) I.
auf einem Platinblech.

Es bleibt *kein sichtlicher Rückstand.*

Man verdampfe in gleicher Weise *Leitungswasser* auf Platinblech.

Man beobachtet jetzt einen merklichen *Verdampfungsrückstand*, der von den Verunreinigungen des natürlichen Wassers, meist von Calciumverbindungen, herrührt.

Zu allen chemischen Versuchen ist daher stets destilliertes, niemals gewöhnliches Wasser zu verwenden.

Siedepunkt und Siedepunktserhöhung.

Ein auf ein Kochkölbchen von 100—150 cc Inhalt passender II.
Kork wird mittels eines Korkbohrers sauber so durchbohrt, daß ein Thermometer sich mit einiger Reibung durch die Bohrung hindurchführen läßt. In die Seitenwand des Korks ist eine durchgehende Längskerbung einzuschneiden, um den Dämpfen den Austritt zu gestatten. Das so vorgerichtete Kölbchen wird mit 40—50 cc destilliertem Wasser beschickt, sowie, zur Aufhebung des Siedeverzuges, mit einigen Sandkörnern oder böhmischen Granaten. Man senkt das Thermometer *in die Flüssigkeit* ein, jedoch ohne daß es den Gefäßboden berührt, erhitzt das Ganze auf einer Asbestplatte zum Kochen und liest den Siedepunkt ab.

Man löst in einem *Meßzylinder* 10 g Kochsalz (Natriumchlorid, III.
NaCl) in etwa 60 cc Wasser, verdünnt nach geschehener Lösung auf genau 100 cc und mischt die Flüssigkeit *gleichmäßig* durch

kräftiges Umschütteln. Man gibt dann eine passende Menge der Salzlösung in das Siedekölbchen und bestimmt ihren Siedepunkt wie in II. Derselbe wird um etwa 1,5° höher liegen als der des reinen Wassers.

Allgemein liegt der Siedepunkt einer Lösung höher als der des reinen Lösungsmittels. Diese Siedepunktserhöhung ist, wenigstens in verdünnten Lösungen, dem Gehalt der Lösung an gelöster Substanz direkt proportional.

Trennung fester Körper von flüssigen durch Filtration. Auswaschen. Spezifisches Gewicht von Lösungen.

IV. Man mische in einer Reibschale 8,00 g Natriumchlorid, auf einer guten Handwage möglichst genau abzuwägen, mit etwa 5 g Calciumkarbonat, CO_3Ca. Das Gemenge bringe man ohne Verlust in ein passendes Becherglas, übergieße es dort mit etwa 50 cc Wasser und lasse es unter öfterem Umrühren mit einem Glasstabe einige Minuten stehen. Alsdann stelle man ein Filter her und lege es unter Befeuchten glatt in einen Trichter.

Bei allen Filtrationen, jetzt und später, wähle man das *Filter stets nur so groß*, daß sein oberer Rand mindestens einen Zentimeter *unter dem Trichterrande* liegt.

Das vorgerichtete Filter stelle man mittels eines Filtrierstativs über einen *Meßzylinder*.

Alsdann bringe man den Inhalt des Becherglases samt dem unlöslichen Rückstande mittels eines *unten rundgeschmolzenen* Glasstabes möglichst ohne Verlust auf das Filter und wasche Becherglas, Filterrückstand und Filter, jedesmal mit kleinen Mengen Wasser, *mit Hilfe der Spritzflasche*, so lange nach, bis im Meßzylinder die Marke 100 cc erreicht ist. Hierauf mischt man den Inhalt des Meßzylinders *sorgfältig* durch Umschütteln.

V. In die Flüssigkeit im Meßzylinder tauche man eine Senkspindel (Aräometer) ein und ermittele so das spezifische Gewicht der Natriumchloridlösung. Es wird bei sorgfältiger Arbeit 1,059 bei 15° C betragen.

Aus dem Meßzylinder entferne man jetzt so viel Salzlösung, daß genau 50 cc zurückbleiben, verdünne diese mit Wasser auf 100 cc, mische wieder sorgfältig und bestimme von neuem das spezifische Gewicht der Flüssigkeit. Es wird 1,029 bei 15° C betragen.

Das spezifische Gewicht einer Lösung steht in bestimmter Beziehung zur Menge der gelösten Substanz, wenn es auch dem Prozent-

gehalt an gelöstem Stoff nicht ganz genau direkt proportional ist. Kennt man daher aus besonderen Versuchen für eine bestimmte Substanz einmal diese Beziehung, so liefert umgekehrt jede Bestimmung des spezifischen Gewichts einer beliebigen Lösung dieser Substanz uns den Gehalt an gelöstem Stoff. Von dieser „indirekten" Gehaltsbestimmung wird in der Chemie häufig Gebrauch gemacht. (Vgl. hierzu im Anhang: Spezifische Gewichte wässeriger Säuren.)

Kristallisation. Kristallwasser. Schmelzen.

Man übergießt 25 g *wasserfreies Natriumkarbonat*, CO_3Na_2, in einem Kölbchen mit 60 cc Wasser und erhitzt unter ständigem Umschwenken des Kölbchens bis zur Lösung. (Man sorge durch Abstoßen mit einem Glasstab dafür, daß das Salz sich nicht fest an den Gefäßboden ansetzt; andernfalls springt das Glasgefäß leicht.) Die Lösung wird, wenn sie trübe ist, *heiß* in eine Porzellanschale filtriert und hierin *ruhig stehend* dem freiwilligen Erkalten überlassen. Nach kürzerer oder längerer Zeit bilden sich durchsichtige Kristalle von *kristallwassserhaltigem Natriumkarbonat* (kristallisierter Soda), $CO_3Na_2 + 10$ aq. Die über den Kristallen stehende Flüssigkeit, also die bei der herrschenden Zimmertemperatur gesättigte Lösung, in diesem Falle von CO_3Na_2, nennt man allgemein „*Mutterlauge*". Man gießt die Mutterlauge ab, sammelt die Kristalle auf Fließpapier und trocknet sie äußerlich damit ab. VI.

Anlagerung von Wasser an ein Salz in Form von „*Kristallwasser*" ist eine sehr häufig zu beobachtende Erscheinung. Je nach der Natur der verschiedenen kristallwasserhaltigen Salze *verlieren* sie ihr Kristallwasser leichter oder schwerer. Häufig bedarf es zur „*Austreibung*" des Kristallwassers, besonders des gesamten, einer *höheren* Temperatur. Öfters aber erfolgt die Wasserabspaltung „*freiwillig*", d. h. bereits bei *gewöhnlicher* Temperatur; einen solchen Vorgang bezeichnet man als „*Verwitterung*" des Salzes.

Einige klare trockene Sodakristalle werden auf einem Uhrgläschen offen an die Luft gestellt. Das Salz bedeckt sich, indem es an der Luft einen Teil seines Kristallwassers verliert, mit einer weißen Schicht wasserärmeren Salzes. Man beobachte das Fortschreiten der „*Verwitterung*" nach Stunden und Tagen. VII.

Man erhitze einige klare Sodakristalle in einem trockenen Reagierzylinder über *ganz kleiner Flamme*. Das Salz „*schmilzt im Kristallwasser*". Hierbei tritt ein Teil des Kristallwassers in Dampfform aus und verdichtet, „*kondensiert*" sich im oberen kälteren Teil des Röhrchens in Tröpfchenform. VIII.

IX. Man erhitze einige Sodakristalle vorsichtig und gelinde auf dem Platinblech. Zuerst tritt die eben beobachtete „Schmelzung im Kristallwasser" ein und das Salz verwandelt sich in einen trockenen weißen Rückstand von wasserfreiem CO_3Na_2. Bei stärkerem Erhitzen schmilzt auch das wasserfreie Natriumkarbonat, jetzt aber in „*feurigem Flusse*". Man beobachte die gleichzeitige Gelbfärbung der Flamme, die den empfindlichsten Nachweis einer Natriumverbindung darstellt.

Obige an manchen stark kristallwasserhaltigen Salzen beim vorsichtigen Erhitzen zu beobachtende Erscheinung des „*Schmelzens im Kristallwasser*" ist *kein eigentliches Schmelzen*. Das eigentliche *Schmelzen* ist der Übergang eines festen in einen flüssigen Körper; es erfolgt bei einem bestimmten Temperaturpunkt, *ohne daß eine Änderung der chemischen Zusammensetzung des schmelzenden Körpers stattfände*. Beim wasserfreien Natriumkarbonat, CO_3Na_2, liegt dieser „*Schmelzpunkt*" bei 852°; bei dieser Temperatur geht also in „feurigem Flusse" das *feste* CO_3Na_2 in *flüssiges* CO_3Na_2 über.

Das „*Schmelzen im Kristallwasser*" ist hingegen eine, wiederum bei bestimmter Temperatur eintretende *Umwandlung* des hoch kristallwasserhaltigen Salzes *in ein niederes Hydrat* oder gar *in wasserfreies Salz*. Beim kristallwasserhaltigen Natriumkarbonat, $CO_3Na_2 + 10\,H_2O$ liegt dieser Temperaturpunkt bei 32,4°. Bei 32,4° geht $CO_3Na_2 + 10H_2O$ in CO_3Na_2 und Wasser über. Das bei Erreichung dieses Temperaturpunktes abgespaltene Kristallwasser bildet dann sofort mit einem Teile des Natriumkarbonats eine gesättigte Lösung und in dieser Lösung findet sich bei dem Temperaturpunkt der Umwandlung sowohl das durch den Vorgang entstandene *wasserfreie* Natriumkarbonat sowie noch *unzersetztes wasserhaltiges* Natriumkarbonat verteilt vor. Der hierdurch hervorgerufene breiförmige Zustand des Gemenges erweckt dann den in VIII beobachteten *Eindruck einer trüben „Schmelze"*.

Verschiedenes Verhalten von Körpergruppen gegen Pflanzenfarbstoffe.

X. a) Man löse einige Sodakristalle in Wasser und beobachte die Art des Farbenumschlages, den die Lösung auf eingetauchtem rotem Lackmus- und gelbem Kurkumapapier hervorbringt. Die Blaufärbung des roten Lackmus- und Braunfärbung des Kurkumapapiers bezeichnet man als „*alkalische Reaktion*".

Natriumkarbonatlösung, und ebenso viele andere gelöste Salze und Verbindungen *reagieren alkalisch*.

b) Man bringe dann in vier Reagierzylinder je 10 cc destilliertes Wasser und gebe in je einen Zylinder einen Tropfen

1. Salzsäure HCl; 2. Salpetersäure NO_3H; 3. Schwefelsäure

SO_4H_2; 4. Essigsäure $C_2H_4O_2$. Man beobachte den Farbenumschlag auf eingetauchtem blauem Lackmuspapier.

Alle „Säuren“ röten das blaue Lackmuspapier, sie *„reagieren sauer“*.

c) Man löse etwas *Natriumchlorid, Kochsalz,* NaCl, in Wasser und tauche rotes und blaues Lackmuspapier sowie Kurkumapapier in die Flüssigkeit. Keines der Papiere verändert seine Farbe.

Natriumchlorid wie auch viele andere Salze und Verbindungen reagieren gegen Pflanzenfarben *„neutral“*.