

I. Abschnitt.

1. Chlorkalium, KCl .¹⁾

Das Salz verknistert beim Erhitzen im Röhrchen,²⁾ schmilzt dann und erstarrt beim Erkalten krystallinisch; man verwende zu diesem Versuche nicht mehr als eine Federmesserspitze des Salzes. Ein Körnchen des geschmolzenen oder verknisterten Salzes am Platindraht³⁾ in die blaue Flamme des Bunsenschen Brenners gebracht färbt diese violett(?); allgemeine Reaction der Kaliumsalze. Betrachtet man die Flamme durch ein blaues Glas von genügender Stärke, so erscheint sie rotviolett.

In Wasser löst sich das Salz leicht auf. Man prüfe die Reaction der Lösung mit Lackmus- und Curcumapapier. Geschmack des Salzes (?). Verdampft man einige Tropfen der Lösung durch gelindes Erwärmen auf einem Uhrglase, so scheidet sich das Salz in Krystallen aus. Die Form der Krystalle (?) ist mit Lupe oder Mikroskop zu beobachten.

Ueberchlorsäure $HClO_4$ erzeugt in der Lösung des Kaliumsalzes einen krystallinischen Niederschlag (?); derselbe ist in kochendem Wasser löslich.

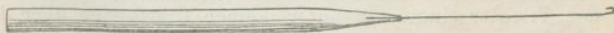
Wird die Lösung des Chlorkaliums mit Weinsäure $H_2C_4H_4O_6$ ⁴⁾ versetzt, so bleibt sie zuerst klar. Nach einigem

¹⁾ In der Pharmakopoe Kalium chloratum, nicht zu verwechseln mit Kalium chloricum, d. i. Kaliumchlorat oder chlorsaures Kalium.

²⁾ Feste Körper dürfen nur in völlig trockenen Reagensröbren erhitzt werden.

³⁾ Man bediene sich eines dünnen Platindrahtes, weil ein solcher die Wärme weniger leitet, als ein dicker Draht. Mehrere 4—5 cm lange Stückchen dieses Drahtes werden zur Ausführung der Flammenreactionen in die ausgezogenen Enden ungefähr ebenso langer dünner Glasröhrchen eingeschmolzen, welche als Handhaben dienen. (Fig. 1.)

Fig. 1.



⁴⁾ $CHOH-COOH$
 $\dot{C}HOH-COOH$.

Stehen, rascher beim Schütteln oder wenn man die innere Wand des Glases mit einem Glasstabe¹⁾ reibt, entsteht ein krystallinischer Niederschlag von Weinstein (?).

Darstellung einer Lösung von saurem weinsaurem Natrium. Man bringe in ein circa 10 cm hohes Becherglas 1 Reagenrohr voll Weinsäurelösung und neutralisire dieselbe mit einer Lösung von Kohlensäurem Natrium. Es geschieht dies dadurch, dass man die Säurelösung so lange portionenweise mit einer Lösung von Kohlensäurem Natrium versetzt, bis keine Kohlensäure-Entwicklung mehr stattfindet und die Flüssigkeit neutral reagirt, daher weder Lackmus- noch Curcumapapier dauernd verändert (?); es ist hiezu ungefähr 1 Reagenrohr voll der auf dem Reagensgestell befindlichen Sodalösung erforderlich. Da ein Ueberschuss von Kohlensäurem Natrium schädlich ist (?) und daher vermieden werden muss, ist namentlich gegen Ende der Operation die Lösung dieses Salzes in sehr kleinen Portionen zuzugeben und nach jeder Zugabe mit dem Reagenspapier zu prüfen. Was enthält die Lösung? Zu dieser Lösung wird dann ebensoviel Weinsäure, als neutralisirt wurde, also 1 Reagenrohr voll Weinsäurelösung gegeben; was enthält die Flüssigkeit jetzt?

Darstellung von Weinstein. Zu der so dargestellten Lösung wird hierauf unter Umrühren mit einem Glasstab eine Chlorkaliumlösung gegossen, welche vorher aus $\frac{1}{4}$ Reagenrohr voll festem Chlorkalium und $\frac{3}{4}$ Reagenrohr voll Wasser bereitet wurde. Es scheidet sich Weinstein in Krystallen ab. Man lässt absitzen, giesst die über dem auf dem Boden befindlichen Salze stehende klare Flüssigkeit ab (>decantirt<) und bringt den Rückstand mit Hilfe eines Glasstabes oder eines Spatels auf ein vorher angefeuchtetes, glattes Filter.²⁾ Nachdem die Flüssigkeit ab-

¹⁾ Man halte mehrere etwa 20 cm lange, an beiden Enden rundgeschmolzene Glasstäbe zur Verfügung.

²⁾ Die bei analytischen Arbeiten fast ausschliesslich zur Verwendung gelangenden Filter heissen glatte Filter. Das Filter soll mit der Scheere annähernd rund abgeschnitten sein und darf in den Trichter eingesetzt unter keinen Umständen über dessen Rand hinausragen, sondern muss etwa einen Centimeter unterhalb desselben endigen. Ferner soll das Filter nach dem Anfeuchten

CH
CH

CH
CH

CH
CH

CH

CH

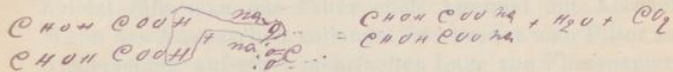
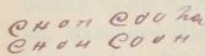
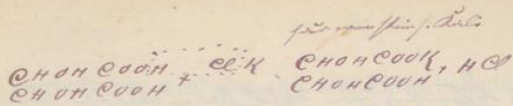
CH

CH

CH

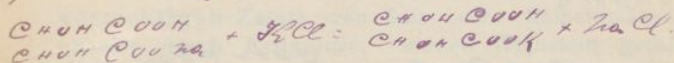
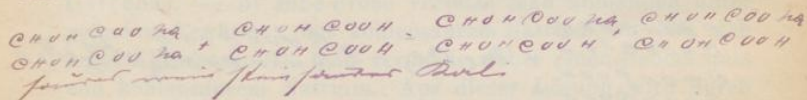
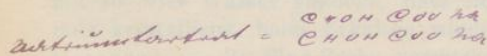
CH

CH



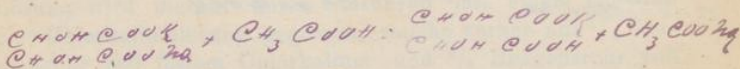
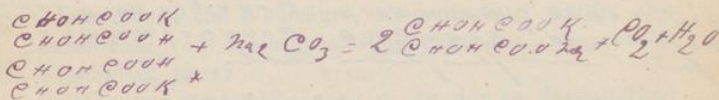
sehr unter sich auf alkalisch magischem

minde alkalisch magischem



zur Aufklärung von Kalk hat man doppelt löslig

Wird man ein wenig Salz Lehmung



Natrium - Kaliumacetat $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2\text{K}$
 $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2\text{Na}$

getr
ausg
blas
an,
volls
Zule
Wen
Nied
brin
weit
10
dem
troch

actio
Lac
mit
Salz
lisi
geli
unte
von
vor
quen
Meh
leich
vors

den
Papi
schlo

Zwe
sind
sond

gego
und
ange
werd
hera

getropft ist, wird der auf dem Filter befindliche Niederschlag ausgewaschen (?). Zu diesem Zwecke füllt man durch Einblasen in die Spritzflasche das Filter mit so viel kaltem Wasser an, dass der Niederschlag 1—2 mm hoch bedeckt ist, lässt vollständig abtropfen und wiederholt diese Operation zweimal. Zuletzt füllt man das Filter noch zweimal mit Alkohol an. Wenn das Auswaschen vollendet ist, breitet man Filter sammt Niederschlag auf einer mehrfachen Lage von Fliesspapier aus, bringt die Substanz nach einigen Minuten in ein 6—10 cm weites Porzellanschälchen und erhitzt mit einer kleinen, circa 10 cm davon entfernten Flamme so lange unter fortwährendem Umrühren mit einem Glasstabe, bis die Substanz völlig trocken geworden ist.

Mit dem so dargestellten Weinstein sind folgende Reactionen anzustellen: 1) Reaction des Salzes auf befeuchtetes Lackmuspapier (?). — 2) Eine Probe werde im Reagenrohr mit so viel Wasser gekocht, dass sie sich eben löst; das Salz krystallisirt beim Erkalten wieder aus («Umkrystallisiren»). — 3) Eine Probe versetze man allmählich unter gelindem Erwärmen mit kohlen-saurem Natrium, sie löst sich unter Aufbrausen (?), man vermeide dabei einen Ueberschuss von kohlen-saurem Natrium. Aus dieser Lösung wird durch vorsichtigen Zusatz von Salz- oder Salpetersäure, bequemer durch Essigsäure, wieder Weinstein gefällt (?). Mehr Salz- oder Salpetersäure (nicht Essigsäure) löst ihn leicht wieder auf und aus dieser Lösung wird er durch vorsichtigen Zusatz von Soda wieder abgeschieden (?).

Was ist Seignettesalz?

den Trichter mit seiner ganzen Fläche berühren, sodass zwischen Papier und Trichter keine oder nur kleine Luftblasen eingeschlossen sind.

Ausser den glatten Filtern bedient man sich zu bestimmten Zwecken auch der Faltenfilter. Bei der qualitativen Analyse sind dieselben nur dann zulässig, wenn nicht der Niederschlag, sondern das Filtrat allein weiter untersucht werden soll.

Wenn eine Flüssigkeit aus einem Becherglas auf das Filter gegossen werden soll, so muss das Becherglas an der Ausgussstelle und zwar an der äussern Seite des Randes, mittelst eines im Haar angefetteten Fingers mit einer dünnen Fettschichte überzogen werden. Die Flüssigkeit soll längs eines angelegten Glasstabes herabfliessen.

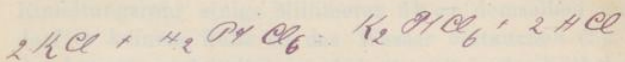
Einige Tropfen Chlorkaliumlösung versetze man in einem Reagenrohr mit einer Lösung von Platinchloridchlorwasserstoffsäure H_2PtCl_6 . Es entsteht ein feinpulveriger, gelber Niederschlag (?). Wenn man kocht, so geht derselbe in Lösung; sollte er sich nicht vollständig auflösen, so muss etwas Wasser zugesetzt und nochmals gekocht werden. Wenn diese Lösung nicht zu verdünnt ist, so krystallisirt beim Erkalten der Körper aus. Einige Tropfen der heissen Lösung giesse man auf ein Uhrglas und betrachte die nach einiger Zeit entstehenden Krystalle durch das Mikroskop (?). Das Salz ist in Alkohol unlöslich. Quantitative Bestimmung des Kaliums.

Schwefelsaures Aluminium $Al_2(SO_4)_3$ gibt mit concentrirten Lösungen von Kaliumsalzen nach einiger Zeit einen krystallinischen Niederschlag von Alaun, der beim Erhitzen in der Flüssigkeit sich auflöst, beim Erkalten aber wieder auskrystallisirt. Weiteres über Alaun später.

Man übergiesse eine Federmesserspitze festen Chlorkaliums im Reagenrohr mit etwas concentrirter Schwefelsäure. Das Salz braust auf und entwickelt ein Gas (?). Man richte sein Augenmerk auf folgende Eigenschaften dieses Gases: Es ist farblos, riecht stechend und raucht stark, sobald es an die Luft kommt (?), namentlich wenn man über die Oeffnung des Probirrohrs haucht (?). Es färbt blaues, mit Wasser befeuchtetes Lackmuspapier rot (?). Ein Tropfen einer Lösung von Silbernitrat, den man an einem Glasstab in das Glas einhält, wird weiss und undurchsichtig (?). Man bringe einen mit Ammoniakflüssigkeit befeuchteten Glasstab an die Mündung des Reagenrohrs; es treten dicke, weisse Nebel auf (?).

Darstellung von Salzsäure. (Fig. 2.) Man verbindet ein kleines Kölbchen mittels eines gut passenden durchbohrten Korkes mit einer zweimal rechtwinklig gebogenen,¹⁾ an den Enden offenen Glasröhre, deren Kanten rundgeschmolzen sind. Das Kölbchen wird auf ein Drahtnetz gestellt und lose eingeklemmt. Das freie Ende der Glasröhre lässt man in ein Reagenrohr tauchen, welches mit soviel Wasser gefüllt ist, dass das

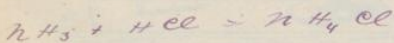
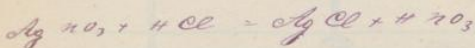
¹⁾ Glasröhren werden über der leuchtenden Flamme eines gewöhnlichen Schnittbrenners gebogen und die Kanten über der nichtleuchtenden Bunsenflamme rund geschmolzen.



im Glycerin zum Färben des in Alkohol löslich



HCl mit Wasser nicht löslich



ferent.

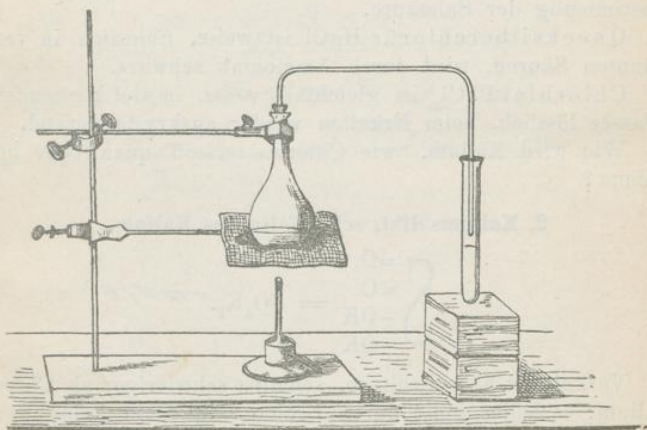
Wenn sich ein Substanz in einem Dampfgefäß
aufwickelt, so ist die Luft für die
Luft in einem Gefäß, so ist die Luft für die
Luft in einem Gefäß, so ist die Luft für die
 $Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + CO_2 + H_2O$
 $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + 2H$

Ein
darf
der
eine
thut
cent
Dan
entw
unte
Salz
Schl
Man

ist
z. B
rohr
lung
auf
steh
meis

Einleitungsrohr einige Millimeter über demselben endet; es darf in keinem Falle in das Wasser eintauchen (?). Wenn der Apparat vorbereitet ist, bringt man in das Kölbchen etwa einen Theelöffel voll festes Chlorkalium (denselben Dienst thut das billigere Chlornatrium), übergießt dasselbe mit concentrirter Schwefelsäure und setzt das Gasleitungsrohr auf. Dann erwärmt man gelinde mit einer kleinen Flamme. Das entwickelte Gas (?) wird vom vorgelegten Wasser reichlich unter Wärmeentwicklung aufgenommen (?). Diese Lösung, Salzsäure, ist schwerer als Wasser, weshalb man sie in Schlieren von der Oberfläche des Wassers herabsinken sieht. Man prüfe Geschmack (?) und Reaction auf Lackmuspapier (?).

Fig. 2.



Was versteht man unter einer Säure? Die Salzsäure ist eine einbasische Säure; was heisst das?

Sie entwickelt aus kohlensauren Salzen Kohlensäure, z. B. beim Uebergiessen eines Stückchens Soda im Reagensrohr (?). Sie löst viele Metalle unter Wasserstoffentwicklung, z. B. bei der im Reagensrohr auszuführenden Einwirkung auf etwas granulirtes Zink (?). Bei beiden Reactionen entstehen Chloride oder salzsaure Salze von Metallen. Die meisten Metallchloride oder Chlormetalle sind in Wasser und

Säuren löslich. Ausnahmen sind Chlorsilber, Quecksilberchlorür, die unlöslich, und Chlorblei, das schwer löslich ist. Daher geben Salzsäure oder die Lösungen von Chlormetallen mit Silber-, Quecksilberoxydul- und Bleisalzlösungen Niederschläge von Chlorsilber, Quecksilberchlorür und Chlorblei. Man stelle im Reagenrohr diese Niederschläge dar. Formel (?).

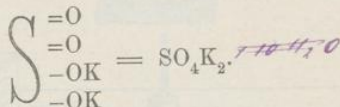
Chlorsilber AgCl ist weiss, käsig, durch Schütteln sich zu Flocken zusammenballend, wird am Lichte violett, ganz unlöslich in Wasser und verdünnter Salpetersäure, löslich in Ammoniak. Wenn Spuren von Salzsäure oder Chlormetall vorhanden sind, so bewirkt die Silberlösung nur eine weissliche Trübung. „Silberlösung ist das Reagens auf Salzsäure.“ Mit gewöhnlichem Brunnenwasser auszuführen! Quantitative Bestimmung der Salzsäure.

Quecksilberchlorür HgCl ist weiss, unlöslich in verdünnten Säuren, wird durch Ammoniak schwarz.

Chlorblei PbCl₂ ist gleichfalls weiss, in viel kochendem Wasser löslich, beim Erkalten wieder auskrystallisierend.

Wie wird Kalium, wie Chlorwasserstoff quantitativ bestimmt?

2. Kaliumsulfat, schwefelsaures Kalium.



Verknistert beim Erhitzen, schmilzt schwieriger als Chlorkalium; erleidet sonst durch Erhitzen im Rohr keine Veränderung.

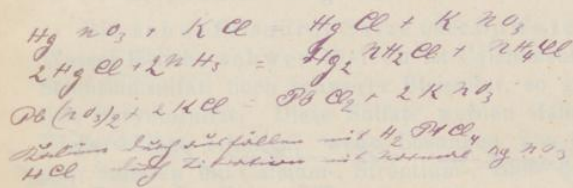
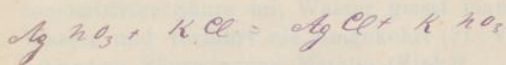
Die Flammenfärbung weist auf Kalium, dessen Gegenwart auch durch die bekannten Reactionen (?) zu bestätigen ist.

Krystallisation aus kochendem Wasser, Krystallgestalt (?), Zusammensetzung des Salzes (?), Geschmack (?), Reaction der Lösung (?).

Concentrirte Schwefelsäure löst Kaliumsulfat beim Erwärmen auf; beim Erkalten dieser Lösung krystallisirt nicht mehr schwefelsaures Kalium, sondern saures schwefelsaures Kalium (?) aus.

Ag
Hg
2 Hg
Pb
HCl

K₂S
K₂SO₄

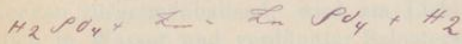


1. 11. 81

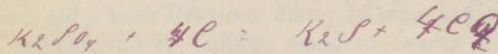
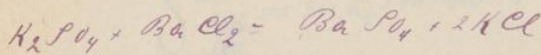
krystallisiert in 4 bis 6 seitig — ähnlich wie Pyramide
 $\text{K}_2 \text{SO}_4$, S. 110 , S. 111



Siedet man Kupfer Sulfat
mehrmal fort sage, wenn alle wasser davon 4 bis 5 Teile sind
dann " " " " nur ein Teil der wasser davon 4 bis 5 Teile sind
mit wasser aufgefüllt



Calcium Phosphat in Wasser gelöst ist
Baryumchlorid ist ein starkes giftiges Salz



was l
traler
säure
hydri
ist 1
conce
Wass
dünn
D
und
benü
sowo
es be
D
Wass
Strom
lich
Nied
oder
salz
schlä
Z
mun
Chlo
Lösu
säure
säure
Nied
aus (
dadu
wied
säure
als o
I
knist
duct
hitzt

Die Schwefelsäure ist eine zweibasische Säure; was heisst das? Was versteht man unter normalen («neutralen»), was unter sauren Salzen? Wie wird die Schwefelsäure gewonnen? Eigenschaften der Säure und des Anhydrids (?). Das specifische Gewicht der concentrirten Säure ist 1,84. Verhalten gegen Wasser (?). Beim Verdünnen von concentrirter Säure mit Wasser giesst man die Säure in das Wasser und verfährt nie umgekehrt (?). Verhalten der verdünnten Säure gegen Metalle (Zink)?

Die Schwefelsäure ist eine sehr starke (?) Säure und erst bei hoher Temperatur (ca. 300°) flüchtig. Man benützt sie daher zur Abscheidung der flüchtigeren Säuren sowohl behufs ihrer Darstellung als ihres Nachweises, wie es bei der Salzsäure ausgeführt wurde.

Die schwefelsauren Salze oder Sulfate sind meist in Wasser löslich; schwer löslich ist Calciumsulfat, schwerer Strontiumsulfat, noch schwerer Bleisulfat, so gut wie unlöslich Baryumsulfat. Diese Sulfate werden daher als weisse Niederschläge erhalten, wenn Lösungen von Schwefelsäure oder Sulfaten mit Calcium-, Strontium-, Blei- oder Baryumsalzlösungen vermischt werden. Man stelle diese Niederschläge dar; Aussehen und Zusammensetzung?

Zu Nachweis, Abscheidung und Gewichtsbestimmung der Schwefelsäure wird dieselbe gewöhnlich mittelst Chlorbaryum aus (kochend heisser) verdünnt salzsaurer Lösung ausgefällt. „Chlorbaryum ist das Reagens auf Schwefelsäure.“ Man hat dabei zu beachten, dass Salz- und Salpetersäure, wenn concentrirt, mit Baryumsalzen gleichfalls weisse Niederschläge (?) geben. Diese sehen übrigens ganz anders aus (?) als schwefelsaures Baryum, von dem sie sich auch dadurch unterscheiden, dass sie auf Zusatz von viel Wasser wieder verschwinden. Der durch Chlorbaryum in Salpetersäure erzeugte Niederschlag bedarf zur Lösung mehr Wasser als der mit Salzsäure gebildete (?).

Reduction der Sulfate. Etwas gepulvertes und verknistertes Kaliumsulfat werde am Platindraht in der Reductionsflamme (?) oder auf der Kohle mit dem Lötrohr erhitzt; es schmilzt und wird reducirt (?), wobei ein eigen-

tümliches Leuchten zu bemerken ist. Die mehr oder weniger gelb bis bräunlich gefärbte Schmelze (Hepar) werde nach dem Erkalten auf einem Uhrglase gesammelt. Ein Körnchen bringe man auf eine blanke Silbermünze und befeuchte mit Wasser. Es reagirt alkalisch (?) und auf dem Silber entsteht ein dunkelbrauner Fleck (?). Auf Zusatz eines Tropfens verdünnter Schwefelsäure wird Geruch nach Schwefelwasserstoff (?) bemerkbar. Der Rest der Schmelze werde in Wasser gelöst, mit einem Tropfen einer Lösung von Nitroprussidnatrium $\text{Na}_2\text{FeCy}_5\text{NO}$ versetzt: Purpurfärbung, charakteristische Reaction auf lösliche Schwefelmetalle.

Von den Schwefelmetallen sind nur diejenigen der Alkali- und Erdalkalimetalle in Wasser löslich. Will man daher durch die eben beschriebenen Reactionen Schwefel in Verbindung anderer Metalle nachweisen, so muss derselbe vorher mit Alkali zu wasserlöslichem Schwefelalkali verbunden werden. Es geschieht dies dadurch, dass man die zu prüfende Substanz unter Zusatz von kohlsaurem Alkali der Reductionsschmelze unterwirft. Wie wirkt dasselbe?

Man weise in einem stecknadelkopfgrossen Körnchen Eisenvitriol durch Erhitzen auf dem Kohlenstäbchen Schwefel nach. Ein etwa 8 cm langer und 1 cm breiter Streifen Filtrirpapier wird spiralförmig fest zusammengedreht. Einige Sodakryställchen werden durch gelindes Erhitzen auf dem Platinblech geschmolzen. Mit dieser Flüssigkeit wird das Papierstäbchen etwa zur Hälfte getränkt. Hierauf werde ein Körnchen Eisenvitriol zerrieben, auf der inneren Handfläche mittelst eines Federmessers mit einem Tropfen geschmolzener Soda gemischt und die breiige Masse auf die Spitze des Sodastäbchens gebracht. Nun lässt man es in der oberen Oxydationsflamme verkohlen, bringt es in die obere Reductionsflamme und zuletzt mit etwas Wasser wie oben auf einer Silbermünze.

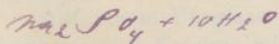
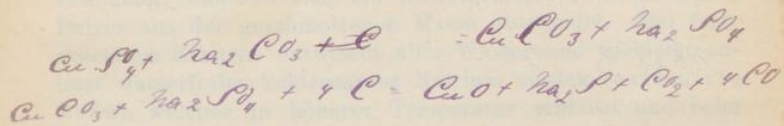
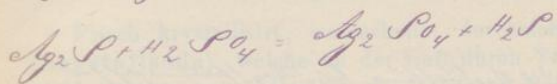
Was ist Glaubersalz?

Wie wird Schwefelsäure quantitativ bestimmt?

K₂
Ag₂

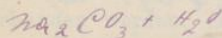
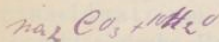
Cu
Ca CO₃

Na
Fe



Sehr schön mit lösl. Selenium folgen

Hofft die Ankerung bei der Kalkherstellung



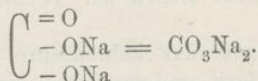
Leinöl

Wahrscheinlich

Wahrscheinlich in der Natur

F
(Kry
blind
Zusan
Salze
B
seine
Koch
rohr
verdi
Pulve
geset
letzt
Soda
Erka
I
seine
Rea
V
so fä
ein l
Gelb
von
durch
Natr
I
Aus
Na₂E
(s. A
A
kohl
Plat
nicht
sche

3. Natriumcarbonat, kohlensaures Natrium, Soda.



Frisch krystallisirt, wasserhelle, durchsichtige Krystalle (Krystallsoda), welche an der Luft durch Verwitterung (?) blind werden und allmählig zu lockerem Pulver zerfallen. Zusammensetzung des krystallisirten und des verwitterten Salzes (?).

Bei sehr gelindem Erwärmen schon schmilzt das Salz in seinem Krystallwasser, welches bei stärkerem Erhitzen unter Kochen entweicht und sich, wenn der Versuch im Reagensrohr ausgeführt wird, im oberen Teil des Rohres in Tropfen verdichtet, während sich ein wasserärmeres Salz als feines Pulver aus der geschmolzenen Masse abscheidet. Bei fortgesetztem Erhitzen entweicht alles Wasser und es bleibt zuletzt wasserfreies kohlensaures Natrium zurück (calcinirte Soda), welches in höherer Temperatur schmilzt und beim Erkalten krystallinisch erstarrt.

In Wasser löslich, nicht in Weingeist. Krystallisirt aus seiner Lösung in wenig heissem Wasser. Geschmack und Reaction des Salzes (?).

Wird das Salz am Platindraht in die Flamme gebracht, so färbt es diese gelb; betrachtet man die Flamme durch ein blaues Glas von genügender Dicke, so sieht man die Gelbfärbung nicht. Man beobachte die durch eine Mischung von Chlorkalium und Soda verursachte Flammenfärbung durch das blaue Glas. Erkennung von Kalium- neben Natriumsalzen (?).

Die Natriumsalze sind alle in Wasser löslich, mit Ausnahme des sauren pyroantimonsauren Natriums $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7$. Diese Reaction soll später ausgeführt werden (s. Antimon.)

Auf einem Uhrglase werde ein Tropfen der Lösung von kohlensaurem Natrium mit einem Tropfen Salzsäure und etwas Platinchlorid durch gelindes Erwärmen eingedunstet, jedoch nicht ganz zur Trockene. Aus der concentrirten Flüssigkeit scheiden sich beim Erkalten lange, prismatische, orangegelbe

Krystalle von Natriumplatinchlorid (?) ab, welches in Wasser und Weingeist leicht löslich ist. (Scheidung von Kali und Natron?)

Mit Säuren braust das kohlen-saure Natrium auf. Das entwickelte Gas ist farb- und geruchlos, erzeugt mit Ammoniak keine Nebel (Unterschied von ?), färbt feuchtes Lackmuspapier weinrot, welche Farbe beim Trocknen wieder verschwindet. Es ist erheblich schwerer wie Luft und lässt sich wie eine Flüssigkeit aus einem Gefässe in das andere giessen; auf Kalk- oder Barytwasser gegossen bewirkt es einen weissen, in Säuren löslichen Niederschlag (?). Charakteristisch! Wie vielbasisch ist die Kohlensäure?

Von den Carbonaten sind nur die der Alkalien in Wasser löslich, die der andern Metalle bis auf einige primäre oder saure kohlen-saure Salze unlöslich. Kohlensäure Alkalien geben daher mit fast allen Metallsalzen Niederschläge von in Wasser unlöslichen Carbonaten. Man versetze im Reagenrohr geringe Mengen der Lösungen von Chlorbaryum, Chlorcalcium, salpetersaurem Silber mit Sodalösung und formulire die Reactionen.

Die in Wasser nicht löslichen Carbonate lösen sich in Säuren, manche selbst in Kohlensäure. Man löse einen Theil der eben mit Chlorbaryum und Chlorcalcium erhaltenen Niederschläge durch einige Tropfen Salzsäure (?). In Kalkwasser leite man Kohlensäure ein; es findet zuerst Fällung, dann Lösung statt (?). Beim Kochen dieser Lösung scheidet sich ein Niederschlag ab (?).

Werden alkalihaltige organische Substanzen (Pflanzen) verascht, so entstehen kohlen-saure Alkalien. Folgender Versuch ist unter dem Abzug auszuführen: Ein kleiner Porzellantiegel werde zu höchstens $\frac{3}{4}$ seines Volumens mit nach Nr. 1 oder auch aus Kaliumcarbonatlösung und Weinsäure dargestellten trocknen Weinstein gefüllt, in ein Drahtdreieck eingesetzt und direkt mit der Flamme zum Glühen erhitzt, so lange sichtbare Dämpfe entweichen. Nach dem Erkalten wird die zurückbleibende Kohle mit wenig Wasser übergossen und durch ein kleines Filter in ein Reagenrohr filtrirt. Ein Theil des Filtrates werde auf einem Uhrglase eingedampft; weisser Salzurückstand (?), der beim Stehen an der Luft Feuchtigkeit

na

na, C

sa

Calc
Balk

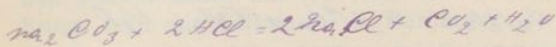
g

Pa C
2 Ag C

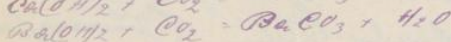
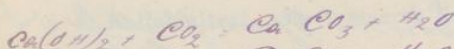
2 C
2 C

42

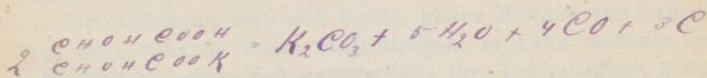
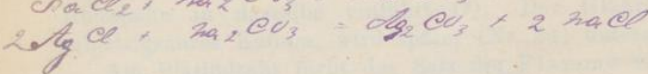
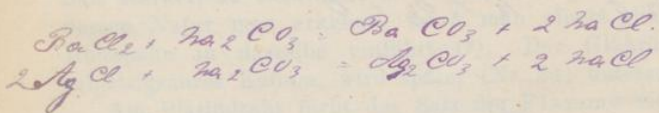
Na_2HCl_6



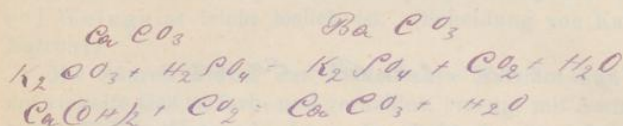
Salzsaure



3 - half

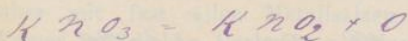


K_2CO_3

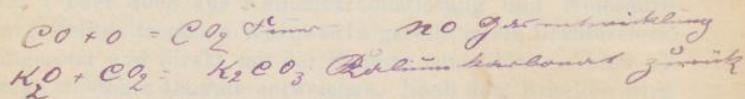
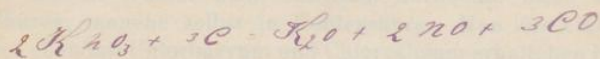


maximale Kalkiumverbindung

weil Na_2PO_4 abtrocknet mit H_2SO_4
 CO_2 bildet BaCO_3 aber nicht CaCO_3 oder
 es färbt sich gelblich bei CO_2 *Zinnstein*
 KOH und NaOH



Kalium



schwarz, weiß im Feuer, mit Calcium = Ba weißl.



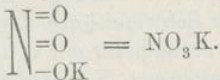
anzieht und zerfliesst! Das Filtrat reagirt alkalisch, fällt Calcium- und Baryumsalze weiss (?) und braust mit Salzsäure und Schwefelsäure auf (?). Das dabei entweichende Gas bringe man mit Kalkwasser in Berührung (?).

Was entsteht beim Glühen von Seignettesalz?

Sodafabrikation. Prozesse von Leblanc und Solvay (?).

Quantitative Bestimmung des Natriums, der Kohlensäure?

4. Kaliumnitrat, salpetersaures Kalium, Salpeter.



Schmilzt leicht beim Erhitzen im Röhrchen und erstarrt beim Erkalten krystallinisch. Erhitzt man das geschmolzene Salz stärker, so entwickelt es ein farb- und geruchloses Gas, dessen Natur man erkennt, wenn man einen glimmenden Holzspahn in dasselbe einführt (?). Der Glührückstand, salpetrigrsaures Kalium, wird später (Nr. 24) untersucht.

Am Platindraht färbt das Salz die Flamme violett (?).

Erhitzt man etwas Salpeter mittelst des Lötrohrs auf Kohle, so tritt unter Sprühen und Spritzen lebhaftere Feuererscheinung ein. Man bringe eine kleine Menge trockenen, gepulverten Salpeters auf die Kohle und berühre das Salz mit einem glimmenden Holzspahn. Die Verbrennung beginnt sofort und wenn man sich beeilt, kleine Mengen von Salpeter in die sprühende Masse nachzutragen, so kann man die Verbrennung längere Zeit unterhalten; ihre Lebhaftigkeit nimmt rasch ab, so dass es leicht gelingt, grössere Mengen des Rückstandes anzusammeln. Zuletzt hält man die Kohle einige Zeit in die Flamme des Bunsen'schen Brenners, so dass der weisse Salzrückstand zum Glühen erhitzt wird. Woher kommt Feuer und Gasentwicklung? Was wird aus dem Salpeter? Was bleibt auf der Kohle zurück? Der Rückstand wird mit dem Messer von der Kohle abgestossen und in wenig Wasser aufgelöst. Verhalten der Lösung gegen Lackmus- und Curcumapapier, gegen Säuren, Calcium- und Baryumsalze zu prüfen (?). — Schwefel wird von geschmolzenem Salpeter oxydirt.

⌈ Anwendung der Oxydationsschmelze zum Nachweis von Schwefel in organischen Verbindungen, Schwefelmetallen u. s. w.

Man bringe in ein Reagensglas etwas Salpeter und erhitze solange bis Gasblasen (?) aus der geschmolzenen Masse aufzusteigen beginnen. Dann werfe man einige kleine Stückchen krystallisirten Schwefels in die geschmolzene Masse. Der Schwefel verbrennt mit prächtiger Feuererscheinung (?). Durch Eintauchen des erhitzten Theiles des Reagensrohrs in ein Becherglas mit Wasser wird das Reagensrohr zertrümmert und die Schmelze geht in Lösung. In dieser Lösung weise man die entstandene Schwefelsäure durch Chlorbaryum nach.

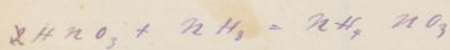
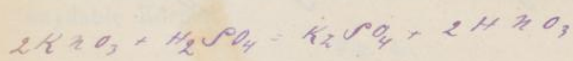
Eine Mischung von Salpeter mit verbrennlichen Substanzen (gepulvertes Blutlaugensalz K_4FeCy_6) detonirt beim Erhitzen (?). Kleine Mengen auf dem Platinbleche zu erhitzen. Anwendung des Salpeters zur Bereitung des Schiesspulvers (?).

Salpeter ist in heissem Wasser viel leichter löslich als in kaltem. Man bereite eine heissgesättigte Lösung und lasse ruhig erkalten. Krystallgestalt, Geschmack, Reaction der Lösung (?). Man stelle mit der Lösung die für Kaliumsalze charakteristischen Reactionen an (?).

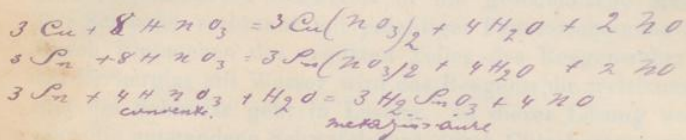
Mit concentrirter Schwefelsäure übergossen braust Salpeter nicht auf. Beim Erwärmen entwickeln sich farblose oder schwach gelb gefärbte Dämpfe, welche stechend riechen, Lackmus röthen, mit Ammoniak, von dem man einen Tropfen an einem Glasstab an die Mündung des Probirrohres bringt, dicke weisse Nebel erzeugen (?), aber Silbernitrat nicht trüben (Unterschied von ?).

⌈ Salpetersäure. In eine kleine, reine und vollständig trockene Retorte bringe man 20 g Salpeter und entferne etwa im Retortenhats haftende Theilchen des Salzes sorgfältig mittels einer Gänsefeder. Dann führe man (Fig. 3) in den Hals ein nicht zu enges, bis in das Innere der Retorte reichendes Glasrohr ein, setze auf dasselbe ein Trichterchen und lasse dadurch 20 g concentrirte Schwefelsäure zu dem Salpeter fließen. Das Trichterrohr wird dann rasch herausgezogen, so dass in den Retortenhals keine Schwefelsäure tropft. Hierauf stecke man (Fig. 4) den Hals der Retorte in einen kleinen von aussen mit Wasser zu kühlenden Kolben und erwärme unter dem Abzug. Die übergelenden Dämpfe ver-

präparat, gelblich, kristall
mit Wasser zerfällt, Schmelzpunkt, Fließpunkt.



aus HCl



HNO₃ giebt leichter O als silber für Salz-

dicht
 gelb g
 los we
 siedet
 1.53 b
 peter
 Metall
 stanzen
 dünne
 Reacti
 Sa
 verdün
 concen
 wärmt
 schwin
 zerstö
 säure
 Indigo
 Versch
 salpet
 oxyda

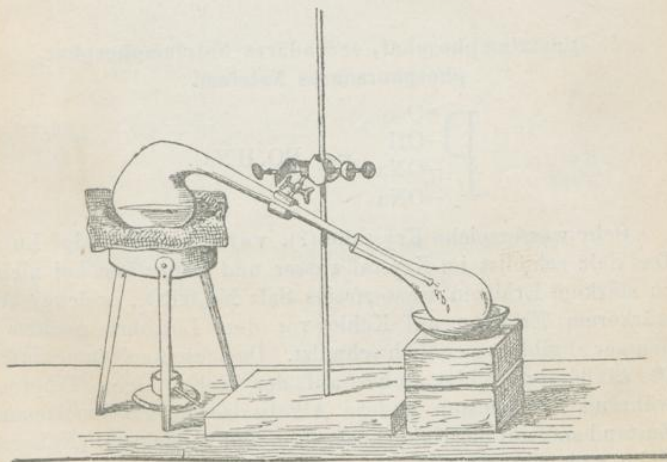
dichten sich in der Vorlage zu einer schwach gelb gefärbten, bei längerem Erwärmen farblos werdenden Flüssigkeit, welche bei 86° siedet und bei 15° C. das specifische Gewicht 1.53 besitzt; dies ist reine wasserfreie Salpetersäure. Man prüfe ihr Verhalten gegen Metalle (Kupfer, Zinn), gegen organische Substanzen (Kork, Zucker), sowie nach dem Verdünnen mit sehr viel Wasser Geschmack und Reaction.

Salpeterlösung werde mit einem Tropfen verdünnter Indigolösung blau gefärbt, etwas concentrirte Schwefelsäure zugesetzt und erwärmt, worauf die Farbe des Indigos verschwindet. Der Indigo wird durch Oxydation zerstört. Salpeterlösung allein ohne Schwefelsäure entfärbt mit Alkalicarbonat neutralisirte Indigo-Lösung nicht, wohl aber Salpetersäure. Verschiedenheit der Salpetersäure und der salpetersauren Salze in ihrem Verhalten gegen oxydable Körper.

Fig. 3.



Fig. 4.



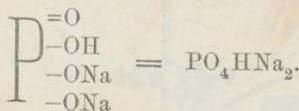
Zu Salpeterlösung, welche mit ein wenig concentrirter Schwefelsäure vermischt wurde, bringe man ein Stückchen Kupferblech und erwärme; es entwickelt sich anfänglich ein rotes, später farbloses Gas (?); man leite dasselbe in eine Lösung von Eisenvitriol FeSO_4 , welche dadurch schwarzbraun gefärbt wird (?). Wiederhole den gleichen Versuch unter Anwendung eines Krystalls von Eisenvitriol statt des Kupferstücks (?).

Zu einem Tropfen Salpetersäurelösung giesse man in einem Probirrohr circa 2 ccm reine concentrirte Schwefelsäure und lasse auf diese Flüssigkeit, welche noch warm, aber nicht heiss sein soll, vorsichtig, so dass keine völlige Vermischung eintritt, eine Lösung von Eisenvitriol auffliessen. Braunfärbung an der Berührungsstelle der zwei Flüssigkeiten (?). Bei Spuren von Salpeter: amethystfarbiger Ring. Höchst empfindliche Reaction auf Salpetersäure. Man prüfe die rohe, concentrirte Schwefelsäure.

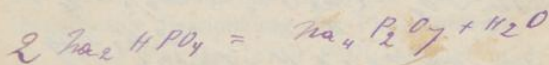
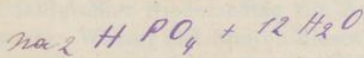
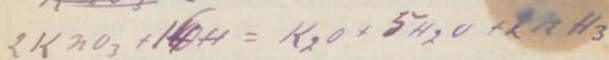
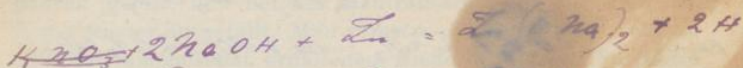
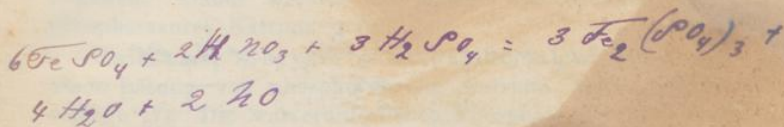
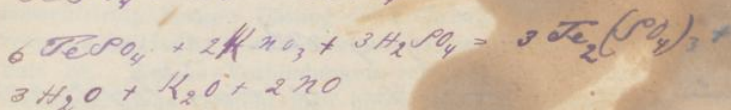
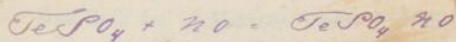
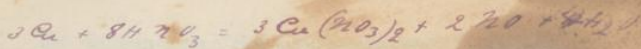
Man versetze Salpeterlösung mit Natronlauge, Zinkstaub und Eisenfeile und erwärme. Es entwickelt sich Ammoniak, das am Geruch und durch feuchtes Curcumpapier zu erkennen ist (?).

Quantitative Bestimmung der Salpetersäure?

5. Dinatriumphosphat, secundäres Natriumphosphat, phosphorsaures Natrium.

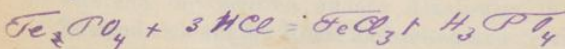
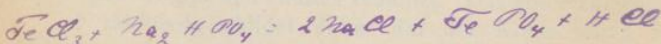
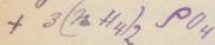
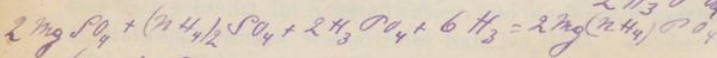
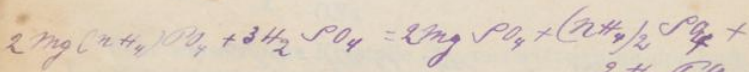
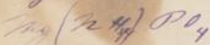
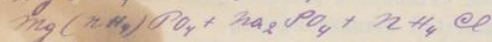
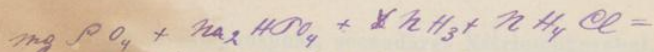
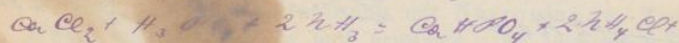
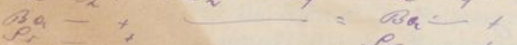
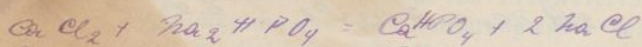


Sehr wasserreiche Krystalle (?), verwittern an der Luft. Das Salz schmilzt im Krystallwasser und hinterlässt bei nicht zu starkem Erhitzen wasserfreies Salz Na_2HPO_4 , welches bei stärkerem Erhitzen auf Kohle vor dem Lötrohre nochmals Wasser abgibt und endlich schmilzt. Das geschmolzene Salz (?) ist zähflüssig, bildet daher auf der Kohle einen Tropfen, während die meisten andern Alkalisalze in geschmolzenem Zustand sich auf der Kohle ausbreiten und versickern. (Näheres siehe weiter unten.)



2. Kalium = Wasser, Kupfer, Jod, Eisen

früher Salz, f. Salz, in ungelösten auf 11. Salzen Salz mittel
auf 1/2 bis 1/3
L. Kalium



Gas,
schw

D

conce

reagi

Salz

alkal

V

Trim

löslic

Alkal

phosp

C

einer

schlä

Säure

Rege

und

bis z

S

dün

Zusat

hina

Flüss

kryst

phat

wasse

Essig

der s

Quan

V

Natri

schla

Der

1

Analy

könne

Mit concentrirter Schwefelsäure entwickelt das Salz kein Gas, auch nicht beim Erwärmen, da die Phosphorsäure sehr schwer flüchtig ist.

Das Salz ist in Wasser leicht löslich, krystallisirt aus der concentrirten heissen Lösung beim Erkalten. Die Lösung reagirt alkalisch, obwohl das Salz ein sogenanntes „saurer“ Salz ist. Welche Verbindungen reagiren im Allgemeinen alkalisch? Was versteht man unter sauren Salzen?

Wie viel basisch ist die Phosphorsäure? Mono-, Bi- und Trimetallphosphate (?). Die Monophosphate sind meist wasserlöslich, die beiden anderen nicht mit Ausnahme derer der Alkalien. Daher werden die meisten Salzlösungen durch phosphorsaures Natrium gefällt.

Calcium-, Baryum-, Strontiumsalze fallen aus einer Lösung von phosphorsauerm Natrium weisse Niederschläge (?). Die wasserunlöslichen Phosphate werden durch Säuren gelöst, und bei der Neutralisation der Säure in der Regel wieder ausgefällt. Man versetze den durch Chlorcalcium und Natriumphosphat erhaltenen Niederschlag mit Salzsäure bis zur Lösung (?) und hierauf wieder mit Ammoniak (?).

Schwefelsaures Magnesium $MgSO_4$ wird in verdünnter Lösung durch Natriumphosphat nicht gefällt. Auf Zusatz von Salmiak und Ammoniak oder, was auf dasselbe hinauskommt,¹⁾ Salzsäure und soviel Ammoniak, dass die Flüssigkeit schwach darnach riecht, entsteht ein weisser, krystallinischer Niederschlag von Ammonium-Magnesiumphosphat (?). Wasser löst Spuren dieses Salzes auf, in Ammoniakwasser ist es aber ganz unlöslich. Von Säuren, selbst von Essigsäure, wird es leicht gelöst und durch Neutralisation der sauren Lösung mit Ammoniak wieder abgeschieden (?). Quantitative Bestimmung der Phosphorsäure.

Wenig Ferrichlorid $FeCl_3$ erzeugt in der Lösung des Natriumphosphats einen gelblichweissen, voluminösen Niederschlag (?), dabei nimmt die Flüssigkeit saure (?) Reaction an. Der Niederschlag ist in starken Mineralsäuren leicht löslich,

¹⁾ Chlorammonium als solches kann in der qualitativen Analyse vollständig entbehrt werden. An Stelle dieses Salzes können immer Salzsäure und Ammoniak Anwendung finden (?).

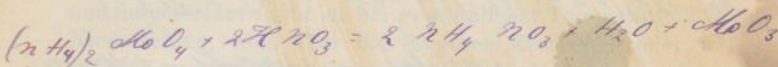
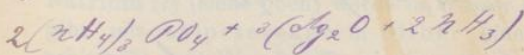
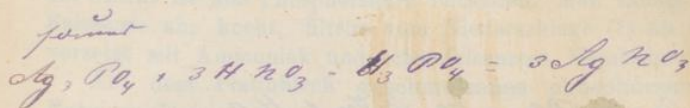
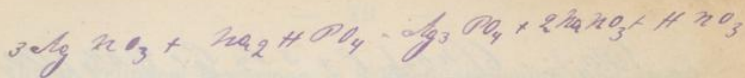
aber nicht in Essigsäure; man löse ihn in Salzsäure und versetze ihn mit essigsaurem Natrium.

Salpetersaures Silber gibt mit phosphorsaurem Natrium einen gelben Niederschlag (?); prüfe die Reaction der überstehenden Flüssigkeit (?). Der Niederschlag ist in Salpetersäure leicht auflöslich, ebenso in Ammoniak. Aus der salpetersauren Lösung werde er durch vorsichtigen Zusatz von Ammoniak, aus der ammoniakalischen ebenso durch Salpetersäure gefällt. Unlösliche Phosphate färben sich mit salpetersaurem Silber gelb; auszuführen mit ausgewaschenem Ammonium-Magnesiumphosphat.

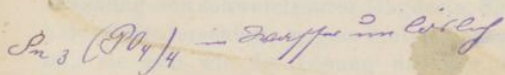
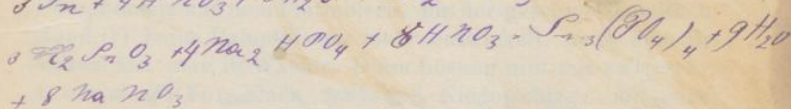
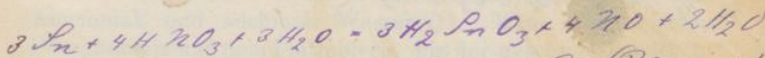
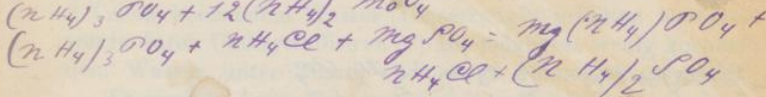
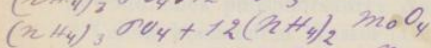
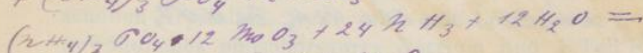
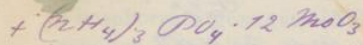
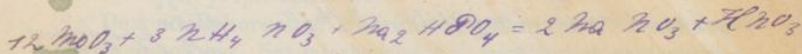
Ein Tropfen der Lösung von phosphorsaurem Natrium werde mit viel, also etwa einem Cubikcentimeter, einer Auflösung von molybdänsaurem Ammonium dann vorsichtig mit soviel Salpetersäure versetzt, bis der zuerst entstehende weisse Niederschlag (MoO_3) sich wieder gelöst hat. Die Flüssigkeit färbt sich gelb und lässt beim Erwärmen (nicht Kochen!) einen gelben Niederschlag von phosphormolybdänsaurem Ammonium — von wechselnder Zusammensetzung, ungefähr $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 + 12\text{MoO}_3$ — fallen. Empfindliche Reaction auf Phosphorsäure. Man filtrire den Niederschlag ab, wasche ihn aus, löse ihn in Ammoniak und fälle die Phosphorsäure mit Magnesiumlösung nach Zusatz von etwas Salzsäure oder Chlorammonium (?).

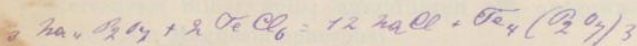
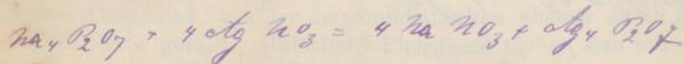
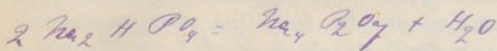
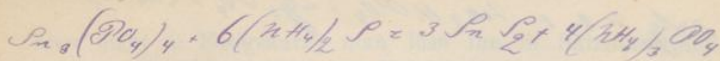
Trennung der Phosphorsäure. Zu einigen Tropfen phosphorsaurem Natrium gebe man in einem Schälchen einige Zinngranalien und verdünnte Salpetersäure und erwärme auf dem Drahtnetz über einer kleinen Flamme unter Umrühren, bis nahezu alles Zinn in ein weisses Pulver verwandelt ist. Man prüfe eine Probe der filtrirten Flüssigkeit auf Phosphorsäure mit Ammoniummolybdat; die Flüssigkeit soll dann keine Phosphorsäure mehr enthalten und die geschilderte Behandlung ist so lange fortzusetzen, bis dieser Punkt eingetreten ist. Es soll dabei immer verdünnte Salpetersäure vorhanden sein und es darf nie zur Trockene eingedampft werden (?); die verdampfte Säure muss eventuell zeitweise ersetzt werden. Hierauf wäscht man den Niederschlag, der alle Phosphorsäure enthält, im Schälchen durch Decantation mit heissem Wasser aus, löst

3 sch
per
Ag,
2 (NH)
(NH₄)₂
21
12 MoO₃
+ (NH₄)₃
(NH₄)₂
(NH₄)₃
(NH₄)₃
3 Sn
3 H₂
+ 8
Sn 3 l

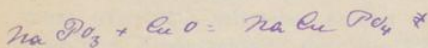
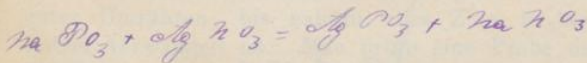
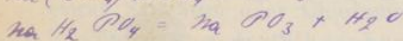
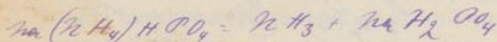
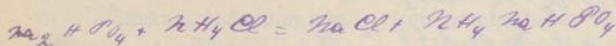
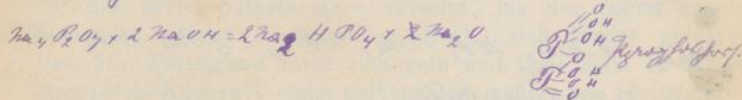


ein ~~ganz~~ ~~großes~~ ~~quantum~~ ~~an~~ ~~HNO}_3~~ ~~fiel~~ ~~aus~~





Quin. fennimus gibt bei 27 ausgef. in offener Luft
über, liegt bis zur Bildung mit Ammonium zusammen



unter gelindem Erwärmen in Schwefelammonium und filtrirt. Im Filtrat ist alle Phosphorsäure enthalten. Man säuert mit Salzsäure an, kocht, filtrirt vom Niederschlag (?) ab und versetzt mit Ammoniak und schwefelsaurem Magnesium.

Auf dem Platinblech geschmolzenes phosphorsaures Natrium (?) (siehe oben) werde in Wasser gelöst. Die Lösung gibt mit salpetersaurem Silber einen weissen Niederschlag (?), mit Eisenchlorid einen weissen, im Ueberschuss der Alkalisalzlösung löslichen Niederschlag („pyrophosphorsaures Eisenwasser“), mit molybdänsaurem Ammonium und Salpetersäure gibt sie bei gewöhnlicher Temperatur keinen Niederschlag, wohl aber bei längerem Erwärmen oder wenn sie vorher mit Salpetersäure einige Zeit gekocht (?) oder mit Aetznatron auf dem Platinblech geschmolzen war (?). Strukturformel der Pyrophosphorsäure?

Das phosphorsaure Natrium-Ammonium, Ammoniumnatriumphosphat, Sal microcosmicum, gewöhnlich schlechtweg Phosphorsalz genannt, $(\text{NH}_4)\text{NaHPO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$, erhält man in schönen Krystallen, wenn man eine Lösung von 6—7 Theilen gewöhnliches phosphorsaures Natrium und 1 Teil Salmiak in 2 Theilen kochendem Wasser (Umsetzung?) erkalten lässt; es werde durch Umkrystallisiren (?) aus möglichst wenig kochendem Wasser unter Zusatz von etwas Ammoniak gereinigt.

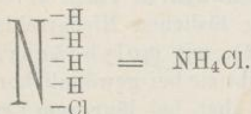
Es verliert beim Erhitzen erst das Krystallwasser, dann Ammoniak und nochmals Wasser (?). Man erhitze etwas Phosphorsalz auf dem Platinblech, bis der geschmolzene Rückstand (?) keine Dampfblasen mehr entwickelt, nach dem Erkalten löst man in Wasser. Diese Lösung gibt mit salpetersaurem Silber einen weissen Niederschlag; mit einer Mischung von schwefelsaurer Magnesia, Salmiak und Ammoniak keinen Niederschlag; gegen molybdänsaures Ammonium verhält sie sich wie die Lösung des geglühten phosphorsauen Natriums; mit Eiweisslösung und etwas Essigsäure versetzt coagulirt sie das Eiweiss, charakteristisch! Strukturformel der Metaphosphorsäure?

Der Schmelzrückstand des Phosphorsalzes löst die meisten Metalloxyde auf (?). Manche Metalloxyde rufen dabei charakteristische Färbungen hervor. Man stelle an Platindrähten einige „Phosphorsalzperlen“ her und färbe dieselben

durch Zusatz von sehr geringen Mengen von Kupfer-, Chrom-, Mangan-, Kobalt-, Eisensalzen und Erhitzen sowohl an der heissesten Stelle der Oxydations- als in der Reductionsflamme (?).

Wie wird Phosphorsäure quantitativ bestimmt?

6. Chlorammonium, Salmiak.



Verflüchtigt sich vollständig beim Erhitzen im Röhrchen, ohne vorher zu schmelzen, und verdichtet sich in dem oberen, kalten Teil des Rohres wieder zu einer krystallinischen Kruste (Sublimation). Die Ammoniumsalze aller flüchtigen Säuren sind flüchtig, teils wie Salmiak ohne bleibende (?) Zersetzung, teils unter Zersetzung wie die Ammoniumsalze der Sauerstoffsäuren. Die Salze der nicht flüchtigen Säuren verlieren beim Glühen das Ammoniak (phosphorsaures Ammonium); Rückstand? Geschmack, Geruch, Löslichkeit, Reaction des Salmiaks (?). Krystallisation durch Abkühlen der heissgesättigten Lösung und durch Verdunstung; Beobachtung der Formen (?).

Man versetze Salmiaklösung mit Natronlauge (ebenso wirken Kalilauge, Kalk- oder Barytwasser); sie nimmt den scharfen Geruch des Ammoniaks an, welches, aus der Lösung entweichend, mit Salz-, Salpeter- oder Essigsäure, die man an einem Glasstab über die Flüssigkeit hält, Nebel (?) erzeugt, feuchtes Curcumapapier bräunt und rotes Lackmuspapier bläut.

Mit sehr kleinen Mengen von Ammoniaksalzen oder Ammoniak werden diese Reactionen in der angegebenen Form undeutlich. In solchen Fällen macht man das Ammoniak aus seinen Salzen mit Kalkhydrat frei. Man rühre einige Tropfen sehr verdünnter Salmiaklösung in einem kleinen, trockenen Bechergläschen mit soviel trockenem Calciumhydroxyd an, dass die Masse pulvrig ist. Wenn sich dann das Ammoniak auch nicht durch den Geruch und die Nebelbildung mit Säuren zu erkennen geben sollte, so können

*Chrom
Mangan
Salmiak
Eisen*

*n. 4
n. 4
n. 4*

*(n. 4)
falsch,
oben*

n. 4

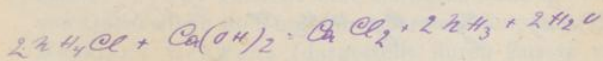
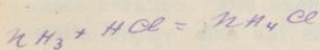
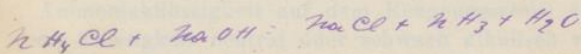
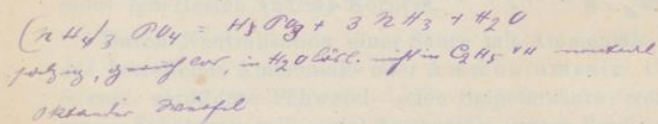
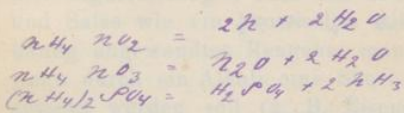
n. 4

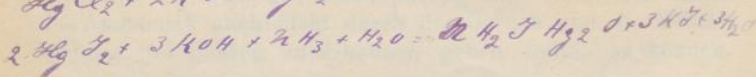
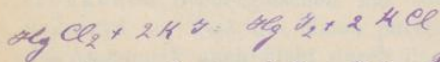
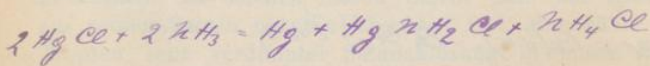
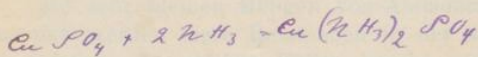
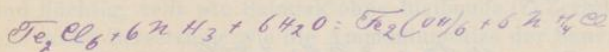
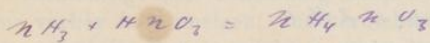
2 n. 4

Hydrochloridflüssigkeit

Hydrochloridflüssigkeit

Zinn	grün	weiß
Chrom		grün
Mangan	weißlich	schwarzlich
Eisenerz	schwarzlich	gelblich





doch noch die geringsten Spuren durch die nach einiger Zeit eintretende Bräunung eines Stückchens Curcumapapier wahrgenommen werden, welches man mit einem Tropfen Wasser an die convexe Seite eines Uhrglases klebt, mit dem das Becherglas bedeckt wird.

Gepulverter Salmiak werde mit dem 3—4fachen Volumen trockenen Calciumhydroxyds in einem Kölbchen vermengt, unter Zugabe von soviel Wasser, dass die Masse klumpt, und das bei gelindem Erwärmen entwickelte Gas in Wasser geleitet, vergl. Fig. 2; es wird in reichlicher Menge aufgenommen. Diese Lösung, Salmiakgeist, Liquor Ammonii caustici, ist leichter als Wasser, hat den Geruch des Ammoniakgases, reagirt alkalisch und verhält sich gegen Säuren und Salze wie ein kaustisches Alkali (?). Sie ist ein sehr häufig angewandtes Reagens; man benützt sie immer dann, wenn durch ein Alkali eine Säure neutralisirt oder ein Salz zersetzt werden soll (z. B. Eisenchlorid) ohne Einführung eines feuerfesten (fixen) Körpers.

Durch Neutralisation einer Säure mit Ammoniak entsteht das betreffende Ammoniak- oder Ammoniumsalz. Ungefähr 5 ccm verdünnte Schwefel- oder Salpetersäure werden in einem Schälchen mit soviel Ammoniak (unter Benützung der Ammoniakflüssigkeit auf dem Reagensgestell) versetzt, dass die Flüssigkeit neutral oder schwach alkalisch reagirt. Hierauf dampfe man zur beginnenden Krystallisation ein und lasse erkalten. Die nach einiger Zeit abgeschiedenen Krystalle bringe man auf einen Trichter, lasse abtropfen und trockne sie schliesslich durch Abdrücken auf Filtrirpapier.

Ammoniakwasser gibt mit Kupfersulfatlösung einen bläulichen Niederschlag (?), der in mehr Ammoniak sich zu einer blauen Flüssigkeit löst. Mit salzsaurem Quecksilberoxydul entsteht eine schwarze Fällung, ein Gemenge von Quecksilber und unsmelzbarem Präcipitat (HgNH_2Cl). Nessler's Reagens (dargestellt durch Zusatz von Quecksilberchloridlösung zu 5 ccm Jodkaliumlösung, bis eben ein bleibender Niederschlag entsteht; nach einiger Zeit wird filtrirt und das Filtrat mit etwa 10 ccm Kalilauge versetzt) gibt einen braunen Niederschlag von Oxydimerkuriammoniumjodid

$(\text{JH}_2\text{N} \begin{matrix} -\text{Hg} \\ \text{---} \\ -\text{Hg} \end{matrix} \text{O})$. Sehr empfindliche Reaction, die auch mit einem Tropfen Ammoniak in sehr viel Wasser auszuführen ist.

Überschüssige Weinsäure erzeugt in concentrirtem oder kohlensaurem Ammoniak einen krystallinischen Niederschlag (?).

Platinchloridchlorwasserstoffsäure verhält sich gegen Ammoniak-, wie gegen Kaliumsalze. Die Ammoniumverbindungen mit Weinsäure und mit Platinchlorid sind den entsprechenden Kaliumverbindungen in der Krystallform gleich (isomorph), in der Zusammensetzung analog, im Verhalten sehr ähnlich. Durch Untersuchung des Glührückstandes (?) sind diese Ammoniumverbindungen leicht von denen des Kaliums zu unterscheiden.

Ammoniakwasser nimmt reichliche Mengen von Schwefelwasserstoff¹⁾ auf. 1. Man leite in Ammoniakwasser einen langsamen Strom Schwefelwasserstoff bis zur Sättigung; es entsteht Ammoniumsulfhydrat $(\text{NH}_4)\text{HS}$ (?). 2. Man messe zwei gleiche Volumina Ammoniakwasser ab, sättige den einen Teil mit Schwefelwasserstoff und füge den andern zu; dies ist Ammoniumsulfid, Schwefelammonium $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ (?). Durch das Verhalten gegen die Lösungen gewisser Metallsalze lassen sich die beiden Verbindungen unterscheiden. Man prüfe ihr Verhalten z. B. gegen Zinksulfat; mit 1. ist die Fällung von einer Schwefelwasserstoffentwicklung begleitet, bei 2. nicht (?). — Beide Lösungen werden an der Luft sehr rasch durch Oxydation in Folge der Bildung von Polysulfiden gelb (?), später farblos. Die frischbereitete farblose Flüssigkeit entwickelt mit Säuren Schwefelwasserstoff ohne, die gelbe mit gleichzeitiger Abscheidung von Schwefel (?).

Quantitative Bestimmung des Ammoniaks?

¹⁾ Schwefelwasserstoffgas wird im Kipp'schen Apparat durch Einwirkung von verdünnter Salzsäure auf Schwefeleisen dargestellt. Schwefelsäure darf nicht in die Apparate gegossen werden! Man benütze in der Regel einen langsamen Gasstrom, so dass man die Blasen eben noch zählen kann. Das Gas muss eine mit reinem Wasser beschickte Waschflasche passiren.

© HON
CHUN

PLCL
(n H₄)

n H₄

(n H₄)

L

L

2 n H₄

3 (n H₄)

(n H₄)

(n H₄)

1/2 foin

leaves

no m

will g

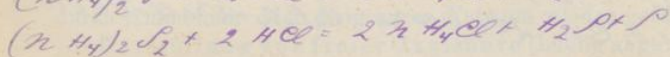
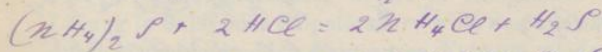
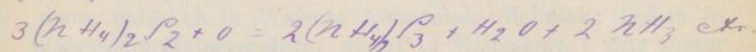
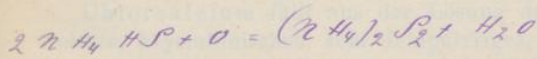
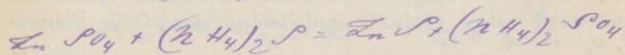
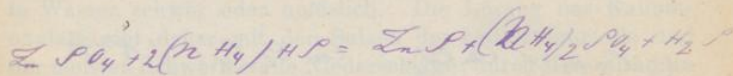
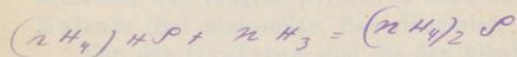
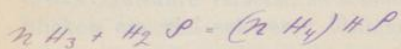
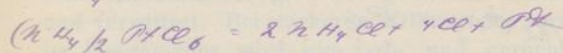
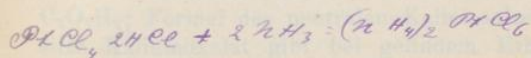
by l

СНОН СОНН

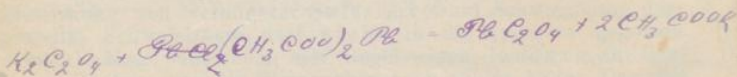
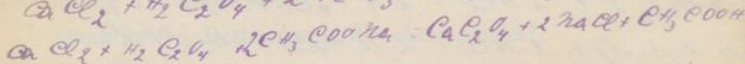
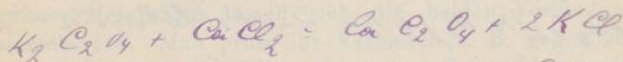
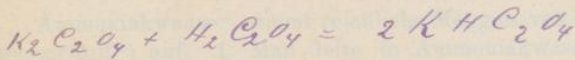
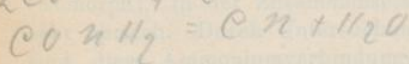
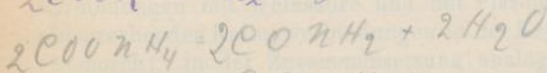
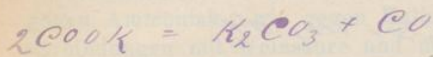
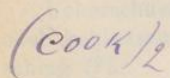
СНОН СОНН

СНОН СОНН + 2Н₃

СНОН СОННН₄



1) formation of H₃ and H₄ in the presence of H₂O
 leads to the formation of H₃ and H₄ in the presence
 of H₂O. The difference between HCl and
 H₂O is that HCl is a gas and H₂O is a liquid.
 The difference between HCl and H₂O is that HCl is a gas and H₂O is a liquid.



7. Kaliumoxalat, Oxalsaures Kalium.

COOK

COOK

Die Oxalsäure ist eine zweibasische, organische Säure $C_2O_4H_2$; Formel des neutralen Kaliumsalzes? Das krystallisirte Kaliumoxalat gibt bei gelindem Erhitzen Wasser ab und verwittert. Bei stärkerem Erhitzen des verwitterten Salzes im Reagenrohr wird ein farb- und geruchloses Gas entwickelt (?). Der Rückstand im Rohr ist durch ein wenig abgeschiedene Kohle grau gefärbt; man prüfe sein Verhalten gegen Wasser, Curcumapapier, Säuren, Chlorecalciumlösung. Woraus besteht der Glührückstand?

Das oxalsaure Kalium ist in Wasser sehr leicht löslich, Reaction der Lösung (?). Wird die concentrirte Lösung mit etwas Oxalsäure versetzt, so scheidet sich nach einigen Augenblicken ein viel schwerer lösliches Salz aus, welches sauer schmeckt und reagirt, primäres oder saures oxalsaures Kalium (Sal acetosellae, Sauerklesalz).

Von den Oxalaten sind die der Alkalimetalle in Wasser löslich (schwer die sauren Salze), die meisten übrigen sind in Wasser schwer oder unlöslich. Die Lösung des Kaliumoxalats gibt daher mit den Salzen der Erdalkalimetalle und der meisten Schwermetalle Niederschläge; durch Mineralsäuren werden die wasserunlöslichen Oxalate unter Zersetzung (?) gelöst.

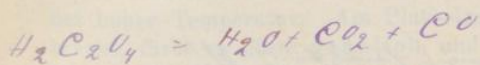
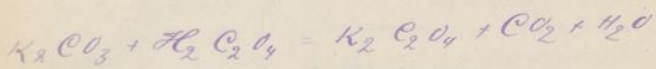
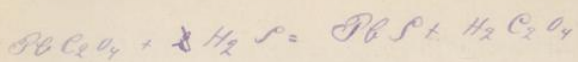
Chlorecalcium fällt aus der Lösung des Kaliumoxalats weisses, krystallinisches, sehr feinpulvriges, oxalsaures Calcium, unlöslich in Wasser, Ammoniak, Salmiak; löslich in Salz- oder Salpetersäure, nicht in Essigsäure. Aus seiner Lösung in Salz- oder Salpetersäure wird das oxalsaure Calcium durch Ammoniak oder essigsäures Natrium wieder gefällt (?).

Darstellung von freier Oxalsäure (häufig angewandte Methode zur Isolirung organischer Säuren). Man löse 2—3 g oxalsaures Kalium in viel heissem Wasser auf und versetze diese Lösung mit essigsäurem Blei, bis ein weiterer Zusatz keine Fällung mehr hervorbringt. Das niedergefallene oxalsaure Blei werde abfiltrirt, ausgewaschen, mit Wasser vom Filter in eine Kochflasche abgespritzt und in heissem Wasser

suspendirt. In diese Mischung leite man Schwefelwasserstoffgas, bis bei heftigem und anhaltendem Schütteln des mit der flachen Hand verschlossenen Kolbens sich darin ein Ueberdruck bemerkbar macht und die Flüssigkeit den Geruch des Gases behält. Man filtrirt und dampft das klare Filtrat in einer Porzellanschale bis auf einige Cubikcentimeter ein. Beim Erkalten scheidet sich Oxalsäure in Krystallen ab, welche von der Mutterlauge getrennt und auf Fliesspapier getrocknet werden. Zu prüfen auf Geschmack, Reaction, Verhalten gegen kohlen saure Salze beim Erhitzen. Zusammensetzung der krystallisirten getrockneten Säure (?). Wie wird Oxalsäure im Grossen dargestellt?

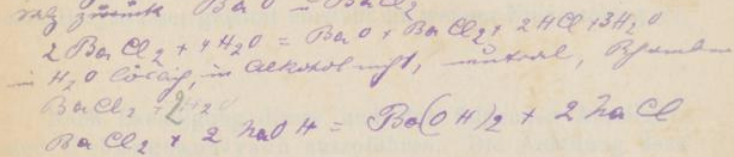
Oxalsäure werde in einer trockenen Probirröhre mit concentrirter Schwefelsäure gelinde erwärmt; es tritt lebhaft Gasentwicklung ein ohne Schwärzung. Das Gas (?) ist farb- und geruchlos, es lässt sich an der Mündung des Rohres anzünden und brennt mit blauer Flamme. In Kalk- oder Barytwasser geleitet entsteht ein weisser Niederschlag (?).

Nach Beendigung dieses und der folgenden Abschnitte sind Uebungsanalysen auszuführen. Die Anleitung dazu siehe in den „Tafeln“.

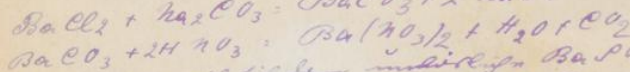
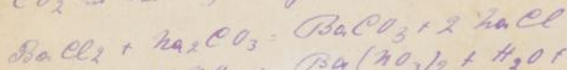
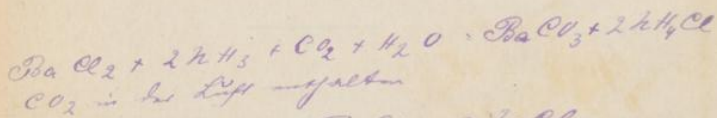


gim (funktionsfähig)

bei längerem Glühen unterhalb 200° kühlt sich die Luft
mit geringem BaO = BaCl₂



BaCO₃, CO₂ ist in der Luft - Zinn



H₂SO₄ ist nicht so leicht löslich als BaSO₄ bildet
keine Ammoniak für die Lösung 2 H₄CO₃ + 2 H₄NH₂CO₂
2 H₄NHCO₂ + 2 H₂O = (2 H₄N)₂CO₃ + 2 H₂O
2 H₄NHCO₂ + H₂O = (2 H₄N)₂CO₃ + H₂O
jedesmal wenn man nicht aufpasst

