C. Verbindungen der zweiten Ordnung.

Die Verbindungen zweiter Ordnung entstehen, wenn zwei Verbindungen erster Ordnung sich mit einander vereinigen. Hierher gehören vor allem die gewöhnlichen Salze, die man nach der Natur ihres gemeinschaftlichen electro-negativen Elementes in Sauerstoffsalze, Chlorsalze, Schwefelsalze u. s. w. eintheilt.

I. Sauerstoffsalze.

Verbindungen einer Sauerstoffsäure mit einer Sauerstoffbase.

a) Kohlensaure Salze.

Sie werden an ihrer unter Brausen stattfindenden Lösung in verdünnter Salpetersäure oder Salzsäure erkannt; das entwickelte Gas ist farblos, von prickelnd säuerlichem Geruche und trübt Kalkwasser, Barytwasser oder Bleiessig. Die Lösung der im Wasser löslichen kohlensauren Salze trübt dieselben Reagentien.

Wasserfreies kohlensaures Ammoniak = H^3N,CO^2.

Bringt man Ammoniakgas und Kohlensäuregas im wasserfreien Zustande zusammen, so bildet sich diese Verbindung. Weisse, feste, nach Ammoniak riechende Masse, von stark alkalischer Reaction, bis über 60° C. erhitzt verdampfend, unter 60° C. sich wieder verdichtend. Unzersetzt sublimirbar. Besteht aus 1 Volum Kohlensäuregas und 2 Volumen Ammoniakgas.

Einfach kohlensaures Ammoniumoxyd.

Formel = H^4NO,CO^2. Aequivalent = 48.

In Verbindung mit wasserfreiem kohlensauren Ammoniak = H^3N,CO^2 bildet es ein krystallinisches unzersetzt sublimirbares Salz = $H^3N,CO^2 + H^4NO,CO^2$, das an der Luft zerfliesst, leicht im Wasser löslich ist, aber aus der wässerigen Lösung nicht wieder erhalten werden kann, indem bei'm Verdunsten derselben Ammoniak entweicht, während saures kohlensaures Ammoniak hinterbleibt.

Das Salz $H^3N,CO^2 + H^4NO,CO^2 = 2(H^3N,CO^2) + HO$ entsteht bei'm gelinden Erwärmen des officinellen anderthalb kohlensauren Ammoniaks, dessen Formel $2H^3N,3CO^2 + 2HO = 2H^4NO,3CO^2$ ist. Dabei entweicht anfangs Kohlensäure und später sublimirt sich das wasserhaltige einfach kohlensaure Ammoniak.

Doppelt kohlensaures Ammoniumoxyd.

Bei'm Verwittern des officinellen anderthalb kohlensauren Salzes (wenn dieses in schlecht verschlossenen Gefässen aufbewahrt wird), oder bei'm Fällen der wässerigen Lösung desselben durch Weingeist, oder bei'm langsamen Abdunsten dieser wässerigen Lösung hinterbleibt zweifach kohlensaures Ammoniumoxyd = $H^4NO,HO,2CO^2$. Man kennt Verbindungen desselben mit mehr oder weniger Krystallwasser. Das zweifach kohlensaure Ammoniumoxyd ist geruchlos, schmeckt nicht alkalisch und verdunstet nur langsam. Es besitzt dieselbe Krystallform wie das doppelt kohlensaure Kali (zwei- und eingliedrig) und löst sich erst in 6 Theilen Wasser von 13° C. Schon bei 40° C. entwickelt es viel Kohlensäure.

Anderthalbkohlensaures Ammoniumoxyd.

Ammonium sesquicarbonicum. Carbonate d'Ammoniaque. Carbonate of Ammonia.

Syn.: Kohlensaures Ammoniak. Ammonium carbonicum. Sesqui-Carbonas ammonicus. Trocknes flüchtiges Laugensalz. Sal Alkali volatile siccum.

Formel. $2H^4NO,3CO^2$ oder $2H^3N,2HO,3CO^2$. Aeq. = 118. Das Salz kann als eine Verbindung von kohlensaurem Ammoniak mit doppelt kohlensaurem Ammoniumoxyd = $H^3N,CO^2 + H^4NO,HO,2CO^2$ angesehen werden.

Entdecker. Raimund Lull stellte es im 13. Jahrhundert aus dem Harn dar.

Vorkommen. Es bildet sich überall, wo stickstoffhaltige Körper entweder faulen oder durch trockene Destillation zersetzt werden.

Darstellung. Ein Theil Chlorammonium wird mit 2 Theilen trockener Kreide (kohlensaurem Kalk) innig gemengt und aus irdenen oder gläsernen Retorten mit angelegter Vorlage destillirt.

Erklärung. Bei diesem Processe entweicht anfangs freies Ammoniak und Wasser und später sublimirt anderthalb kohlensaures Ammoniak.

$$3(H^4NCl) + 3(CaO,CO^2) = 3(CaCl) + (2H^4NO,3CO^2) + H^3N + HO.$$

Eigenschaften. Es wird in weissen durchscheinenden, harten trockenen Massen erhalten, von faserigem Gefüge, welche stark nach Ammoniak riechen, alkalisch schmecken, in 4 Theilen Wasser von

13° C. und in 2 Theilen Wasser von 49° C. löslich sind. Aus diesen Auflösungen krystallisirt es in rhombischen Octaëdern. Im Weingeist ist es unlöslich. Bei gewöhnlicher Temperatur ist es flüchtig; es zersetzt sich an der Luft, indem einfach kohlensaures Ammoniak entweicht, Wasser angezogen und fast geruchloses, schwerlösliches zweifach kohlensaures Ammoniumoxyd gebildet wird. Man bewahrt es daher in sorgfältig verschlossenen Gefässen auf. Behandelt man das Salz mit weniger Wasser, als zur völligen Lösung erforderlich ist, so zieht letzteres einfach kohlensaures Ammoniak aus und lässt zweifach kohlensaures Ammoniak zurück.

Prüfung. Es muss sehr weiss hart und trocken sein, stark nach Ammoniak riechen, sich im Löffel über der Spiritusflamme vollkommen verflüchtigen und in 3 Theilen Wasser löslich sein, sonst ist es durch Lufteinwirkung zersetzt. In der Lösung darf durch Schwefelammonium kein dunkelfarbiger Niederschlag von Schwefelmetallen erzeugt werden und in der mit Salpetersäure gesättigten Lösung darf durch Silberlösung kein Chlorgehalt angezeigt werden, sonst enthielt es Salmiak. Früher zeigte das fabrikmässig bereitete kohlensaure Ammoniak nicht selten eine schwarze Kruste von metallischem Blei, welche von den in den Fabriken benutzten bleiernen Vorlagen herrührte. Als Verunreinigungen finden sich zuweilen: Kalk, Chlorcalcium, schwefelsaures und unterschwefligsaures Ammoniak, letzteres durch Schwärzung des salpetersaures Silberoxyds erkennbar.

Anwendung. Das kohlensaure Ammoniak wird für sich innerlich und äusserlich benutzt, selten zur Darstellung von Ammoniaksalzen, häufig von Zuckerbäckern zum Auftreiben des Teigs. Eine filtrirte Auflösung des kohlensauren Ammoniaks in 5 Theilen destillirtem Wasser ist als kohlensaure Ammoniakflüssigkeit, Liquor Ammonii carbonici, Spiritus salis amoniaci aquosus, gebräuchlich; sie sei farblos, von der Eigenschaft des kohlensauren Ammoniaks und einem specifischen Gew. = 1,065.

Man erkennt das kohlensaure Ammoniak an seiner Flüchtigkeit, seinem starken Ammoniakgeruch, dem Aufbrausen mit verdünnter Salpetersäure und dem gelben Niederschlage, welchen Platinchlorid in der mit Salzsäure neutralisirten Lösung hervorbringt.

Offa. Helmontii hiess früher der Niederschlag von zweifach kohlensaurem Ammoniumoxyd, welchen Weingeist in der wässerigen Lösung des 1½fachen kohlensauren Ammoniumoxyds erzeugt.

Brenzöliges kohlensaures Ammoniumoxyd.

Ammonium carbonicum pyro-oleosum.

Syn.: Hirschhornsalz. Sal volatile cornu cervi. Spiritus cornu cervi. Sel volatil de corne de cerf.

Darstellung. Wenn thierische stickstoffhaltige Körper, wie Knochen, Klauen u. s. w. der trockenen Destillation unterworfen werden, so erhält man neben brenzlichem Thieröl eine ammoniakalische Flüssigkeit und ein Sublimat von Ammoniaksalz, zu dessen Darstellung man früher Hirschhorn benutzte, während man es jetzt gewöhnlich bei der Bereitung von Knochenkohle gewinnt. Das mit brenzlichem Oele sehr verunreinigte Salz wird durch mehrmalige Sublimation über Kreide und Kohlenpulver gereinigt, bis es fast weiss geworden ist.

Eigenschaften. Es kommt in seinen physikalischen und chemischen Eigenschaften mit dem reinen anderthalb kohlensauren Ammoniak überein, ist aber meist etwas gelblich gefärbt oder färbt sich mit der Zeit so und riecht zugleich stark nach ätherischem Thieröle.

Prüfung. Wie das reine Salz. Ein künstlich bereitetes brenzöliges kohlensaures Ammoniak, welches aus reinem kohlensauren Ammoniak mit ätherischem Thieröle bereitet worden, soll sich von dem echten durch einen Mangel an blausaurem Ammoniak unterscheiden. Dieses ist aber nicht richtig, da auch das durch Sublimation bereitete nicht immer einen Gehalt an Blausäure zeigt. Diesen entdeckt man durch Vermischen der Auflösung mit etwas Eisenchlorür-Chlorid und Ansäuern mit Salzsäure, wobei Berlinerblau hinterbleibt, wenn Blausäure vorhanden war.

Anwendung. Es wird theils für sich angewandt, theils dient es zur Darstellung anderer Arzneimittel.

Brenzölige kohlensaure Ammoniakflüssigkeit.

Liquor Ammonii carbonici pyro-oleosi.

Syn.: Rectificirter Hirschhorngeist. Spiritus cornu cervi rectificatus. Esprit de corne de cerf.

Darstellung. Die bei der trockenen Destillation thierischer Körper erhaltene wässerige Flüssigkeit ist gewöhnlich braun und wird nach Abscheidung von dem mechanisch beigemengten Thieröle einer ein- oder mehrmaligen Rectification unterworfen, bis sie nur

noch blassgelb gefärbt erscheint. Ihre Eigenschaften sind die einer wässrigen Auflösung des Hirschhornsalzes.

Kohlensaures Kali.

Kali carbonicum. Carbonate de Potasse. Sub-Carbonate of Potass.

Syn.: Kohlensaures Kaliumoxyd. Carbonas kalicus. Einfach oder basisch kohlensaures Kali. Kali subcarbonicum. Kohlensäuerliches Kali. Weinsteinsalz. Sal Tartari. Alkali vegetabile aëratum.

Formel. KO,CO^2. Aequivalent = 69,1.

Entdecker. Schon Dioscorides stellte dasselbe aus Weinstein dar.

Vorkommen. Das kohlensaure Kali ist ein Bestandtheil der Asche der meisten Pflanzen und wird gebildet aus den pflanzensauren Kalisalzen der Gewächse.

Darstellung.

1) Das rohe kohlensaure Kali, Kali carbonicum crudum, die rohe Pottasche, Cineres clavellati, gewinnt man durch Auslaugen der Asche von Pflanzen der Binnenländer; nicht alle Pflanzenaschen sind gleich reich an Kali. Die Lauge wird in eisernen Kesseln zur Trockene verdunstet und der trockene Rückstand so lange geglüht, bis er weiss erscheint.

2) Gereinigtes kohlensaures Kali, Kali carbonicum depuratum, kohlensaures Kali aus der Pottasche, Kali carbonicum e cineribus clavellatis, Purified Pearl Ash, gewinnt man, indem gute Pottasche mit ihrem gleichen Gewichte heissen Wassers angerührt und die Mischung einige Tage ruhig in die Kälte gestellt wird; die klar gewordene Lauge wird durch reine Leinwand oder weisses Fliesspapier filtrirt und entweder in blanken eisernen Töpfen zur Trockene verdunstet oder bis zum Krystallisiren gebracht, von der Mutterlauge getrennt und dann das krystallisirte Kali wie oben zur Trockene verdunstet.

3) Reines kohlensaures Kali, Kali carbonicum purum, kohlensaures Kali aus dem Weinstein, Kali carbonicum e Tartaro. Weinstein (weinsaures Kali) wird gepulvert und in von starkem Papier gedrehte Tuten gepackt, welche jede $\frac{1}{4}$—$\frac{1}{2}$ Pfund Weinstein enthält. Die Tuten werden dann

mit Wasser befeuchtet und in einen Windofen mit Kohlen geschichtet welche durch einige glühende Kohlen langsam entzündet werden. Nachdem die Kohlen verbrannt sind und keine Dämpfe mehr entweichen, werden die kohligen und zusammengebackenen Salzklumpen herausgenommen, sorgfältig von allen Aschentheilchen befreit und mit destillirtem Wasser ausgelaugt. Die ausgelaugte, klar filtrirte Flüssigkeit wird dann in Porzellanschalen zur Trockne verdunstet.

Die Glühung kann auch im hessischen Tiegel vorgenommen werden; man bringt den Weinstein in den mit weissem Papier ausgekleideten Tiegel, drückt das Ganze fest ein und glüht gelinde bis kein Rauch mehr austritt.

Die 6. Ausgabe der preussischen Pharmacopöe liess das Kali carbonicum purum durch Verglühen eines Gemisches aus 1 Theil reinem Kalisalpeter und 2 Theilen reinem Weinstein und Auslaugen des schwarzgrauen Rückstandes (des sogenannten schwarzen Flusses, Fluor niger) mit Wasser bereiten. Hierbei wird die Salpetersäure durch den Kohlenstoff der Weinsäure zerstört und es bleibt ein Gemenge von kohlensaurem Kali mit Kohle. Unter den entweichenden Gasen befindet sich etwas Ammoniak. Solches kohlensaures Kali kann noch salpetrigsaures Kali enthalten.

Die 7. Ausgabe der preussischen Pharmacopöe lässt das Kali carbonicum purum durch Erhitzen des reinen doppeltkohlensauren Kalis im blanken Eisengefäss bereiten.

Im Grossen wird auch aus Chlorkalium kohlensaures Kali in ähnlicher Weise gewonnen, wie aus NaCl die Soda (siehe diese); auch aus Feldspath durch Glühen derselben mit Kalk und Auslaugen.

Erklärung. In den Pflanzentheilen, besonders den saftreichen Kräutern, finden sich Salze aus Kali und Weinsäure, Citronensäure, Oxalsäure, Aepfelsäure u. s. w. gebildet. Bei'm Verbrennen der Pflanzensubstanzen werden die organischen Säuren zersetzt in flüchtige Produkte, die entweichen und Kohlensäure, welche theilweise mit dem Kali verbunden als kohlensaures Kali in der Asche zurückbleibt. Durch Auslaugen wird dieses sowohl als die anderen löslichen Salze: schwefelsaures Kali, Chlorkalium, Jodkalium, kieselsaures, phosphorsaures, mangansaures Kali u. s. w. aufgelöst. Meist ist diese Lauge aber auch durch nicht völlig zerstörte organische Theile braun gefärbt, daher das trockene Salz zur vollkommenen Zerstörung dieser Theile noch bis zur Weisse calcinirt wird.

Um aus dieser rohen Pottasche ein reines Kali zu gewinnen, löst man sie in gleichen Theilen Wasser, wobei schwefelsaures Kali theils ungelöst bleibt, theils bei'm Stehen der Lauge krystallinisch abgeschieden wird. Will man dieselbe auch vom Chlorkalium und Jodkalium ziemlich befreien und also ein reineres kohlensaures Kali gewinnen, so verdunstet man die Lauge zum Krystallisationspunkte, wobei kohlensaures Kali in Krystallen anschiesst und das Chlorkalium grösstentheils, das Jodkalium völlig in der Mutterlauge bleibt, die man zu manchen anderen Zwecken verwenden kann.

Auch dieses kohlensaure Kali ist zu allen pharm. Zwecken nicht hinreichend rein; ein reineres gewinnt man durch angegebene Behandlung aus dem Weinstein, der ein schwerlösliches saures weinsaures Kali ist. Der Process, welcher hier vorgeht, ist gleich dem in verkohlendem Holze; die Weinsäure zerfällt in flüchtige Produkte und Kohlensäure, welche letztere mit dem Kaliumoxyd verbunden bleibt. Obgleich dieses Kali reiner ist wie die früheren Arten, sind ihm doch noch gleich zu erwähnende Verunreinigungen eigen.

Eigenschaften. Die rohe Pottasche kommt in weissen, oft blaulich angelaufenen, festen, trockenen Massen vor. Die beiden übrigen Arten stellen weisse Pulver dar. Das kohlensaure Kali lässt sich aber auch in Krystallen erhalten, welche gerade rhombische Säulen mit den Oktaëderflächen zugespitzt, oder rhombische Oktaëder darstellen und 2 Atom Krystallwasser enthalten. Alle Arten ziehen die Feuchtigkeit der Luft mit Begierde an und lösen sich in ihrem gleichen Gewichte kalten Wassers; die rohe Pottasche aber nie vollkommen. Im Weingeist ist es unlöslich. Die Lösungen schmecken laugenhaft alkalisch und reagiren ebenso. Es hat ein spec. Gew. = 2,6. In starker Hitze schmilzt es, ist aber durch Hitze nicht zu zersetzen; erst bei Weissgluht verdampft es.

Prüfung. Da an diese verschiedenen Arten des kohlensauren Kalis nicht gleiche Ansprüche auf Reinheit gemacht werden, so sind auch die Prüfungen, welchen sie unterworfen werden, verschieden. Die Pottasche muss weiss und trocken sein, bei'm Digeriren mit gleichen Theilen Wasser keinen zu grossen Rückstand hinterlassen. Ihr Werth richtet sich nach der Menge Säure, welche sie zur Neutralisation erfordert. Bei'm Sättigen mit Säuren bleibt sie zwar nicht klar, darf aber nur wenige Flocken absetzen und nicht gallertartig werden, sonst enthält sie zu viel kieselsaures Kali. Das gereinigte kohlensaure Kali muss sich in gleichen Theilen Wasser völlig, unter Entwickelung von Wärme, lösen; auch

diese Lösung darf bei'm Sättigen mit Säuren nur unbedeutend sich trüben; die gesättigte Lösung darf ferner nur Spuren schwefelsauren Kalis durch Barytsalze zu erkennen geben; sie enthält aber stste Chlorkalium, welches bei'm gewöhnlichen Reinigungsprocesse nicht abgeschieden werden kann. Schwefelwasserstoff-Ammoniak darf die Farblosigkeit der Lösung nicht verändern. Das Weinsteinsalz muss frei von schwefelsaurem Kali und Chlorkalium sein und sich bei'm Sättigen mit einer Säure nicht trüben. Die durch Salpetersäure gesättigte Lösung gibt zwar zuweilen mit salpetersaurem Silberoxyd einen weissen Niederschlag, der aber meist Cyansilber ist, wenn das Salz durch Verbrennen des rohen Weinsteins bereitet wurde. Letzteres ist nämlich mit einem stickstoffhaltigen Körper (Hefe) verunreinigt, welche bei'm Glühen mit Kali Cyan bildet. Man überzeugt sich von der Gegenwart desselben, indem eine Quantität des Salzes mit Eisenchlorür-Chlorid gefällt wird, wo dann bei Cyangehalt der Niederschlag bei'm Auflösen in Salzsäure einen blauen Rückstand (Berlinerblau) hinterlässt.

Sollte das kohlensaure Kali kohlensaures Natron enthalten, so würde die concentrirte wässerige Lösung durch antimonsaures Kali krystallinisch gefällt werden. Ein Gehalt an kohlensaurem Kalk ergibt sich, wenn die mit Essigsäure gesättigte Lösung durch oxalsaures Kali getrübt wird; diese essigsaure Lösung ist auf Kupfer durch Kaliumeisencyanür zu prüfen. Man darf nicht versäumen, auf einen Gehalt an Salpetersäure oder salpetriger Säure zu prüfen (mit HO,SO^3 und FeO,SO^3). Auch Phosphorsäure ist häufig zugegen (Neutralisiren mit NO^5, Zusatz von AgO,NO^5 und sehr wenig Ammoniak, wo eigelber Niederschlag die PO^5 anzeigt).

Anwendung. Das kohlensaure Kali ist weniger als Arzneimittel für sich wichtig, denn als nothwendiges Material zur Darstellung vieler Präparate, zum Bereiten der Kalisalze, zum Präcipitiren von Metalloxyden u. s. w. Auch als Fluss- und Reductionsmittel wird es häufig angewandt.

Unter dem Namen Anthrakokali ist hier und da ein Mittel im Gebrauch, welches bereitet wird durch Zusammenreiben von 5 Th. höchst feinzerriebener Steinkohle mit 7 Th. schmelzenden Aetzkali. Wird dieser Mischung noch ½ Th. Schwefel zugesetzt, so entsteht das geschwefelte Anthrakokali. Das Anthrakokali gibt an Wasser Kalihydrat, kohlensaures Kali und braunes huminsaures Kali ab. Das geschwefelte Anthrakokali enthält ausserdem noch Schwefelkalium und unterschwefligsaures Kali.

Kohlensaure Kaliflüssigkeit.

Liquor Kali carbonici. Kali carbonicum solutum. Solution de Carbonate de Potasse. Solution of Subcarbonate of Potass.

Syn.: Weinsteinöl. Oleum Tartari per deliquium. Oil of Tartar.

Darstellung. Durch Auflösen von einem Theile reinen kohlensauren Kalis in 2 Theilen destillirtem Wasser und Filtriren der Flüssigkeit. Früher pflegte man das gereinigte kohlensaure Kali in den feuchten Keller zu stellen und das Zerflossene unter obigem Namen anzuwenden. Obgleich die neuen Dispensatorien statt der letzteren Methode die erstere eingeführt haben, so sind doch beide Präparate nicht gleich, indem das Kali im Keller mit der Feuchtigkeit auch zugleich Kohlensäure absorbirt; je nach der längeren Zeit, welche es im Keller zubrachte oder dem Reichthume der Luft an Kohlensäure, wird es ganz oder theilweise zu anderthalb kohlensaurem Kali umgeändert.

Eigenschaften. Die kohlensaure Kaliflüssigkeit nach der jetzigen Methode bereitet, muss klar sein, ein spec. Gew. = 1,330 bis 1,334 besitzen und die Eigenschaften des kohlensauren Kalis zeigen.

Man erkennt das kohlensaure Kali leicht an seinem Verhalten zu Weinsäure. Mit derselben bis zur sauren Reaction versetzt, muss es stark brausen und einen Niederschlag von saurem weinsauren Kali geben.

Doppelt-kohlensaures Kali.

Kali bicarbonicum. Bicarbonate de Potasse. Carbonate of Potass.

Syn.: Zweifach kohlensaures Kali. Bicarbonas kalicus. Neutrales kohlensaures Kali. Kali carbonicum perfecte saturatum. Säuerliches kohlensaures Kali. Kali carbonicum acidulum. Alcali vegetabile crystallisatum.

Formel. $KO,HO,2CO^2$. Aequivalent = 100,1.

Entdecker. Cartheuser, im Jahr 1757.

Darstellung. Das kohlensaure Kali besitzt viel Neigung, sich noch mit 1 Aequivalent Kohlensäure zu verbinden, z. B. bei'm Zerfliessenlassen des kohlensauren Kalis in einem Keller, welcher

gährende Flüssigkeiten enthält, die CO^2 entwickeln. Da bei dieser Methode aber leicht eine Beschmutzung des Salzes eintreten kann, so verfährt man besser folgendermassen. Man verkohlt Weinstein im bedeckten Tiegel, befeuchtet die erkaltete kohlige Masse (KO,CO^2+C) mit wenig Wasser, füllt sie lose in ein zinnernes oder irdenes Gefäss, das in kaltes Wasser gestellt ist und leitet CO^2-gas bis zur Sättigung hinein. Man übergiesst die Masse mit der doppelten Menge bis auf 60° C. erwärmten destillirten Wassers, digerirt 1 Stunde lang bei derselben Temperatur und filtrirt. Bei'm Erkalten schiesst das meiste Salz in grossen Krystallen an (Wöhler, Hannöv. Pharm. von 1861). Aus der Mutterlauge kann durch Verdunsten in einer Wärme, die 60° C. nicht übersteigt, noch der Rest des Salzes durch Krystallisation gewonnen werden.

Erklärung. Die Absorptionsfähigkeit des kohlensauren Kalis für Kohlensäure nimmt auffallend in der Mischung von feinzertheilter Kohle und kohlensaurem Kali zu, so dass sie unter bedeutender Erwärmung stattfindet. Statt des verkohlten Weinsteins lässt sich nach Duflos auch eine Masse benutzen, die man durch Abdampfen einer Mischung von 3 Theilen kohlensaurem Kali, 4 Theilen Wasser und 1 Theil Stärkmehl und Verkohlen des Rückstandes erhält.

Eigenschaften. Das doppeltkohlensaure Kali bildet weisse, durchsichtige, gerade rhomboidische Säulen oder Tafeln, ist luftbeständig, schmeckt nicht alkalisch, sondern milde salzig und erfordert zur Auflösung 4 Theile Wasser von gewöhnlicher Temperatur. Die Auflösung verändert nicht das Curcumapapier. Von siedendem Wasser erfordert es nur sein gleiches Gewicht zur Lösung, während Kohlensäuregas entweicht und anderthalb kohlensaures Kali zurückbleibt. Im Alcohol ist es kaum etwas löslich. Bei'm Glühen des Salzes entweicht die Hälfte Kohlensäure und sämmtliches Wasser, während reines einfach kohlensaures Kali zurückbleibt.

Prüfung. Das Salz muss sich in kaltem Wasser klar auflösen; eine bleibende weisse Trübung rührt meistens von Kieselerde her. Ausser den angegebenen Eigenschaften muss das doppelt kohlensaure Kali sich auch durch sein Verhalten zur schwefelsauren Talkerde auszeichnen, mit welcher es keinen weissen Niederschlag hervorbringen darf, sonst enthält es noch beigemischtes einfach saures Salz. Es muss frei von metallischen Verunreinigungen und denjenigen fremden Salzen sein, die sich im rohen

einfach kohlensauren Kali befinden. Eine Auflösung von HgCl darf höchstens weiss, aber nicht röthlich durch dasselbe gefällt werden.

Anwendung. Das doppelt kohlensaure Kali wird mit Säuren vermischt als Kohlensäuremittel innerlich angewandt. Am wandt. Am besten wird sich hierzu eine Mischung von gepulverter trockener Citronensäure und doppelt kohlensaurem Kali eignen.

Man erkennt das doppelt kohlensaure Kali wie das einfache und unterscheidet es von diesem durch die geringere Löslichkeit und sein Verhalten zur Lösung der schwefelsauren Talkerde.

Kohlensaures Natron.

Natrum carbonicum. Carbonate de Soude. Subcarbonate of Soda.

Syn.: Kohlensaures Natriumoxyd. Carbonas natricus seu Sodae. Einfach kohlensaures Natron. Basisch kohlensaures Natron. Natrum subcarbonicum. Soda. Soda depurata. Salt of Soda. Mildes luftsaures Mineralalkali. Alkali minerale aëratum. Salt of Barilla.

Formel. $NaO,CO^2 + 10HO$. Aequivalent = 143.

Entdecker. Vergl. Natron.

Vorkommen. Das kohlensaure Natron findet sich in der Natur gebildet und wittert an feuchten Mauern, aus der Dammerde und an Felsen aus. Ein kohlensaures Natron mit einem grösseren Gehalte an Kohlensäure wittert in der Berberei, in Ungarn u. a. a. O. aus dem Boden und findet sich in den Natronseen Aegyptens und Columbiens. In der Mineralogie führt das natürliche anderthalbfach kohlens. Natron $2NaO,3CO^2 + 4HO$ den Namen Trona.

Darstellung. Man gewinnt das kohlensaure Natron durch Einäschern einiger Seestrandpflanzen, so mehrer Arten von Salsola, Salicornia, Chenopodium u. s. w. Die Natronsalze sind leicht schmelzbar, die Asche sintert daher zu festen Klumpen zusammen und kommt unter dem Namen Soda cruda, rohe Soda, im Handel vor. Eine schlechtere Soda liefern die am Seestrande angeschwemmt liegenden Algenarten, wohin besonders die Gattungen Fucus und Ulva gehören, deren Asche unter dem Namen Varecsoda oder Kelp bekannt ist.

Der bei weitem grösste Theil des kohlensauren Natrons wird jetzt fabrikmässig aus dem schwefelsauren Natron dargestellt, welches man durch Zerlegen des Kochsalzes mit Schwefelsäure bereitet. Zu diesem Zwecke mengt man das wasserfreie zerstossene schwefel-

saure Natron mit seinem gleichen Gewichte gemahlener Kreide oder gestossenen Kalksteines (kohlensaurem Kalk) und mit der Hälfte des Gewichtes pulverisirter Kohle. Das Gemenge bringt man in einen Flammofen, rührt es oft um, bis es gleichförmig erhitzt ist und endlich in glühenden Fluss geräth. Die Masse wird dann aus dem Ofen genommen und dem Erkalten überlassen. Die erkaltete rohe Soda zerschlägt man, zieht die löslichen Salze mit mässig warmem Wasser aus, dampft die Lösungen zur Trockne ein und glüht die Salzmasse noch einmal in einem Reverberirofen mit einem Viertel ihres Volumens Sägespähnen gemischt, löst abermals nach dem Erkalten im Wasser und lässt die Lauge abdampfen und krystallisiren.

Dieses im Handel vorkommende kohlensaure Natron ist noch nicht völlig rein; es wird durch abermaliges Auflösen in warmem Wasser und Rühren der Lösung bis zum Erkalten, damit das Salz sich pulverförmig ausscheide, noch weiter gereinigt und durch Auflösen und Krystallisirenlassen in die gehörige Form gebracht.

Erklärung. Wenn das obige Gemenge von schwefelsaurem Natron, kohlensaurem Kalk und Kohlenpulver der Glühhitze ausgesetzt wird, so bildet sich Schwefelnatrium durch Einwirkung der Kohle auf das schwefelsaure Natron und durch die Wechselwirkung des Schwefelnatriums, des Kalkes und der CO^2 bildet sich kohlensaures Natron und basisches Schwefelcalcium.

$$3(NaO,SO^3) + 12C = 3NaS + 12CO, \text{ ferner}$$
$$4(CaO,CO^2) = 4CaO + 4CO^2 \text{ und}$$
$$3NaS + 4CaO + 3CO^2 = 3(NaO,CO^2) + (CaO,3CaS).$$

Es wird hierbei also mehr Kalk angewendet, als zur Zersetzung des Schwefelnatrium nothwendig ist, damit sich das entstandene Schwefelcalcium mit diesem Calciumoxyde zu einer unlöslichen Verbindung von Calciumsulfuret und Calciumoxyd vereine. Wendete man diese Vorsicht nicht an, so dass sich nur kohlens. Natron und Schwefelcalcium bilden könnte, so würde bei'm Auflösen der geglühten Masse in Wasser wieder eine Zersetzung eintreten und sich unlöslicher kohlensaurer Kalk und Schwefelnatrium auf's Neue erzeugen.

So rein, wie hier beschrieben, geht dieser Process aber nie vor sich; die durch Auslaugen des zuerst erhaltenen Produktes gewonnene Lauge enthält stets noch einen gewissen Antheil Schwefelnatrium und Natriumoxydhydrat, daher man die zur Trockne verdunstete Salzmasse mit Sägespähnen gemengt glüht, wodurch alles

Natron in kohlensaures Salz umgewandelt wird, welches man durch Auslaugen und Abdampfen ziemlich rein in Krystallen erhält.

Fast immer befindet sich bei demselben aber eine gewisse Menge unzersetztes schwefelsaures Natron und Kochsalz, so wie etwas unterschwefligsaures Natron, welche durch Auflösen in heissem Wasser, Störung der Krystallisation und Auswaschen des Salzbreies mit kaltem Wasser gänzlich entfernt werden können, wenn man diese Operation ein oder einigemale wiederholt.

Eigenschaften. Das kohlensaure Natron bildet farblos durchsichtige Krystalle, deren Grundform die schiefe rhombische Säule ist. Das Salz schmeckt schwach alkalisch, nicht ätzend. An der Luft verwittert es allmälig und zerfällt zu einem weissen Pulver, welches noch 40 Procent Wasser enthält; bis zu 100° C. erhitzt, lässt es auch dieses noch fahren. Das an der Luft zerfallene Salz wird in den Officinen als Natrum carbonicum siccum vorräthig gehalten. Das krystallisirte kohlensaure Natron schmilzt in gelinder Hitze in seinem Krystallwasser und erfordert bei gewöhnlicher Temperatur 2 Theile Wasser zur Auflösung; die Auflösung reagirt alkalisch. Im Weingeist ist es unlöslich. Bei'm Erhitzen verliert es sein Krystallwasser und wird trocken. Das wasserleere Salz schmilzt in der Rothglühhitze auf's Neue, ohne eine Zersetzung zu erleiden.

Prüfung. Das kohlensaure Natron muss sich in der angegebenen Menge Wassers lösen; die Lösung desselben darf bei'm Sättigen mit verdünnter Salzsäure weder Schwefelwasserstoffgas, noch schweflige Säure entwickeln, noch durch ausscheidenden Schwefel sich milchig trüben (HS-entwickelung deutet auf Anwesenheit von NaS, die Abscheidung von SO^2 und S auf Vorhandensein von NaO, S^2O^2). Die mit Salpetersäure gesättigte Lösung darf weder mit salpetersaurem Silberoxyd, noch mit salpetersaurem Baryt eine Reaction der Salzsäure oder Schwefelsäure zu erkennen geben. Das rohe kohlensaure Natron entspricht diesen Anforderungen aber niemals; wenn die Verunreinigungen mit Kochsalz oder Glaubersalz nur unbedeutend sind, treten sie der pharmaceutischen Anwendung der Soda selten hindernd entgegen.

Die rohe natürliche Soda, welche früher zur Darstellung des reinen kohlensauren Natrons angewandt wurde, zeigt diese Verunreinigungen im hohen Grade. Unter den natürlichen Sodaarten zieht man die spanische oder alicantische Soda, welche auch Ba-

rilla genannt wird, den übrigen vor. Wie bei Jod erwähnt wurde, benutzt man die Varecsoda zur Jodgewinnung.

Das kohlensaure Natron kann mit verschiedenen Aequivalenten Wasser krystallisirt erhalten werden: wenn man z. B. eine concentrirte Sodalösung bei warmer Witterung erkalten lässt, so scheidet sich ein Salz in Krystallen aus, welche nur 8 Aequivalente Wasser enthalten und nicht verwittern; geht die Krystallisation aus einer Lauge vor sich, welche lange Zeit auf 25—30° C. erhalten wird, oder kocht man die Lösung des kohlensauren Natrons ein, so scheidet sich ein Salz ab, welches nur 1 Aequivalent Wasser enthält.

Anwendung. Das kohlensaure Natron findet selten als Arzneimittel für sich Anwendung, ist aber zur Darstellung mancher pharmaceutischer Präparate von Wichtigkeit.

Man erkennt das einfach kohlensaure Natron an der alkalischen Reaction seiner Auflösung, an der Entwickelung von Kohlensäure bei'm Ansäuern, an der gelben Flamme, welche die zur Trockne verdunstete salzsaure Lösung der Weingeistflamme ertheilt und an dem krystallinischen Niederschlage, welchen antimonsaures Kali in der Lösung des kohlensauren Natrons gibt.

Doppelt-kohlensaures Natron.

Natrum bicarbonicum. Bicarbonate de Soude. Carbonate of Soda.

Syn.: Zweifach-kohlensaures Natriumoxyd. Bicarbonas natricus. Neutrales kohlensaures Natron. Natrum carbonicum perfecte saturatum. Säuerliches kohlensaures Natron. Natrum carbonicum acidulum.

Formel. $NaO,HO,2CO^2$. Aequivalent = 84.

Entdecker. Valentin Rose, im Anfange dieses Jahrhunderts.

Darstellung. Man mischt sehr innig 1 Theil feinzerriebenes krystallisirtes und 3 Theile an der Luft zu Pulver zerfallenes einfach kohlensaures Natron; in diese Salzmischung leitet man andauernd einen regelmässigen Strom gewaschenes Kohlensäuregas, welches man aus Kreide mittelst roher Salzsäure, die vorher mit 2 Theilen Wasser verdünnt wurde oder aus Magnesit durch verdünnte SO^3 entwickelt.

Damit die Absorption der Kohlensäure vollkommen vor sich gehe, ist es zweckmässig, das Salzpulver in ein mehr hohes als

weites Gefäss zu geben. Man wähle aber keine Flasche mit enger Mündung, weil das fertige Salz zusammenbackt und aus einer solchen Flasche, ohne diese zu zerschlagen, nicht zu entfernen ist. Am zweckmässigsten ist es, eine hohe Flasche, deren Boden abgesprengt wird, so zu stellen, dass ihre enge Mündung nach unten gekehrt ist. Diese verschliesst man im Innern mit einem ausgelaugten und mit mehren Bohrlöchern versehenen Brettchen, bedeckt dasselbe mit angefeuchtetem Fliesspapier und schüttet das oben bereitete Salzgemenge locker in die Flasche, deren obere breite Oeffnung mit nasser Blase verbunden wird, die man mit einigen Nadelstichen durchbohrt, um der Luft freien Austritt zu verschaffen. In die untere enge Oeffnung befestigt man vermittelst eines durchbohrten Korkes das Gasleitungsrohr. Das kohlensaure Gas lässt man aber vorher durch ein Gefäss mit reinem Wasser streichen. Die Absorption der Kohlensäure geht anfangs nur langsam vor sich, später aber sehr rasch, unter beträchtlicher Wärme-Entwickelung. An der fortschreitenden Erwärmung des Salzes sowohl, als an der durch's Zusammenbacken etwas veränderten Farbe, lässt sich das Fortschreiten und die Beendigung der Operation oder die vollständige Sättigung des Salzes mit Kohlensäure gut erkennen. Man unterbricht nun die Kohlensäure-Zuführung, lässt den Apparat noch einige Zeit verschlossen stehen, zerreibt das gesättigte Salz mit wenigem destillirten Wasser zu einem Brei und gibt denselben in ein schickliches Gefäss zum Abtröpfeln, während man von Zeit zu Zeit in geringen Mengen so viel reines kaltes Wasser auf das Salz giesst, als man kohlensaures Natron in Anwendung genommen hat. Das ausgewaschene Salz trocknet man an der Luft ohne künstliche Wärme völlig aus und zerreibt es.

Erklärung. Sowohl das krystallisirte, als das theilweise zerfallene oder aufgelöste kohlensaure Natron wird in einer Atmosphäre von Kohlensäure zu zweifach kohlensaurem Natron; jedoch geht diese Umwandlung langsamer vor sich, als bei dem angegebenen Mischungsverhältnisse von krystallisirtem und zerfallenen Salz, welches so gewählt ist, dass sich darin ohngefähr 1 Aequivalent Wasser vorfindet, wie es das doppeltkohlensaure Natron erfordert. Wenn man in krystallisirtes Salz kohlensaures Gas leitet, wie einige Pharmacopöen vorschreiben, so bildet sich doppeltkohlensaures Natron und in dem Krystallwasser bleiben die, das käufliche kohlensaure Natron gewöhnlich verunreinigenden Salze gelöst. Die Behandlung des ge-

sättigten kohlensauren Natrons mit kaltem Wasser bezweckt ebenfalls, theils diese Salze, theils das noch beigemischte einfachkohlensaure Natron durch Auswaschen zu entfernen und gründet sich auf die Schwerlöslichkeit des doppeltkohlensauren Natrons. Das Kohlensäuregas muss gewaschen werden, weil das durch Salzsäure entwickelte Gas von dieser Säure mit sich hinwegnimmt, die dann das Präparat verunreinigen würde.

Eigenschaften. Das doppeltkohlensaure Natron stellt gewöhnlich ein weisses Pulver dar. Krystalle desselben erhält man, wenn man die Lösung des einfachkohlensauren Natrons in einer Atmosphäre von Kohlensäure stehen lässt. Es bildet dann farblos durchsichtige, geschobene 4seitige Tafeln. Es ist geruchlos, schmeckt schwach und mildsalzig, nicht alkalisch und bleibt an trockener Luft unverändert. Bedarf 13 Theile Wassers von gewöhnlicher Temperatur zur Lösung. Von heissem Wasser wird es unter Kohlensäureentwickelung zu 1½fach kohlensaurem Natron zersetzt und gelöst.

Bei'm Erhitzen des trockenen Salzes entweicht alles Wasser und die Hälfte der Kohlensäure; es hinterbleibt einfachkohlensaures Natron von alkalischer Reaction.

Prüfung. Die kaltbereitete Lösung des Salzes darf eine Lösung von Bittersalz nicht trüben, eine Sublimatlösung nicht röthen und mit Weinsäure vermischt keinen Weinstein geben.

Mit Salzsäure angesäuert und mit HS behandelt, darf sich die Lösung nicht färben und nicht trüben.

Anwendung. Es ist ein Bestandtheil der Brausepulver.

Erkennung. Wie das einfachkohlensaure Natron.

Kohlensaures Lithion. Lithium carbonicum.

Formel. LiO,CO^2. Aequivalent = 37.

Darstellung nach Berzelius. Man löst in einer concentrirten wässerigen Auflösung von Chlorlithium überschüssiges kohlensaures Ammoniak und wäscht das grösstentheils gefällte kohlensaure Lithion auf dem Filter mit Weingeist.

Eigenschaften. Krystallisirt bei langsamem Abdampfen seiner Lösung in perlglänzenden Würfeln; gewöhnlich erscheint es als weisses Pulver. Schmeckt schwach, aber deutlich alkalisch und bläut das geröthete Lacmuspapier.

Es schmilzt in der Dunkelrothglühhitze zu einer durchsichtigen Flüssigkeit, welche bei'm Erkalten zu einer krystallinischen, durchscheinenden Masse gesteht, deren Bruchstücke perlglänzend sind.

1 Theil kohlensaures Lithion löst sich in 100 Theilen kaltem Wasser, das gepulverte rascher, als das geschmolzene. Es ist unlöslich in Weingeist. Mit Kohlensäure gesättigtes Wasser löst mehr kohlensaures Lithion als reines Wasser.

Prüfung und Anwendung. Siehe bei Lithion.

Kohlensaurer Baryt Baryta carbonica.

Formel. BaO,CO^2. Aequivalent = 98,5.

Findet sich in der Natur gebildet (sogen. Witherit). Man erhält ihn durch Fällung einer Auflösung von Chlorbaryum mit kohlensaurer Ammoniakflüssigkeit, Auswaschen mit destillirtem Wasser und Trocknen.

Ein zartes, weisses, geschmackloses Pulver, kaum löslich in Wasser, unter Brausen löslich in Salzsäure, Salpetersäure und Essigsäure. Verliert im Feuer seine Kohlensäure nur unvollkommen. Wirkt giftig. Dient als Reagens; auch zur Vertilgung von Mäusen und Ratten.

Kohlensaurer Kalk.

Calcaria carbonica. Carbonate de Chaux. Carbonate of Lime. Carbonas calcicus.

Formel. CaO,CO^2. Aequivalent = 50.

Geschichtliches. Black erkannte 1755 zuerst die Zusammensetzung des kohlensauren Kalks.

Vorkommen. Allgemein verbreitet. Krystallisirt als Kalkspath und als Arragonit; körnig krystallinisch als Marmor, dicht in den Kalksteinen, erdig in der Kreide. Im organischen Reiche als Gehäuse der Schalthiere, in den Eierschalen, in den Krebssteinen, in den Korallen etc.

Darstellung. Man fällt Chlorcalciumlösung mit kohlensaurem Natron oder kohlensauren Ammoniak in der Wärme, wäscht gut aus und trocknet.

Eigenschaften. Der natürliche krystallisirte kohlensaure Kalk kommt vor:

1) als Kalkspath, in rhomboëdrischen Krystallen,

2) als Arragonit, in rhombischen Krystallen.

In reinster Form farblos durchsichtig.

Der künstlich bereitete ist ein zartes weisses Pulver, leicht löslich in Salzsäure und Salpetersäure unter Brausen.

Prüfung. Die salzsaure Lösung desselben darf sich weder durch HS, noch durch Schwefelammonium verändern; ebenso wenig durch Aetzammoniak, noch durch gelbes oder rothes Blutlaugensalz.

Anwendung. Innerlich und äusserlich in feinpräparirtem Zustande (präparirte Austerschalen, Krebsaugen). Die hannöversche Pharmacopöe hat den künstlich dargestellten kohlensauren Kalk als Calcaria carbonica pura aufgenommen.

Erkennung. Die Salzsäure löst ihn unter Brausen, oxalsaures Kali fällt aus der Lösung weissen oxalsauren Kalk, unlöslich in Essigsäure.

Kohlensaure Talkerde.

Magnesia carbonica. Carbonate de Magnésie.

Syn.: Kohlensaures Magniumoxyd. Kohlensaure Magnesia. Carbonas magnesicus.

Formel. MgO,CO^2. Aequivalent = 42.

Vorkommen. Sie findet sich in der Natur als weisse feste derbe Masse, Magnesit, und selten in rhomboëdrischen, dem Kalkspath ähnlichen Krystallen.

Anwendung des Magnesit. Zur Entwickelung von CO^2 und Darstellung von Bittersalz.

Darstellung. Bisher ist diese Verbindung künstlich nicht dargestellt worden. Bei'm Zersetzen löslicher Magnesiasalze mittelst kohlensauren Alkalien entsteht immer folgende Verbindung:

Weisse Magnesia oder basisch kohlensaure Talkerde.

Magnesia alba seu carbonica der Officinen.

Syn.: Magnesia salis amari. Gewässerte basisch-kohlensaure Magnesia. Sous-carbonate hydraté de Magnésie. Subcarbonate of Magnesia. Common Magnesia. Magnesia.

Formel. $4(MgO,CO^2,HO) + MgO,3HO = 5MgO,4CO^2 + 7HO$. Aequivalent = 251.

Entdecker. Valentin lehrte die Darstellung derselben zuerst im Anfange des 18. Jahrhunderts.

Darstellung. Man gewinnt die Magnesia alba fabrikmässig, indem man ein lösliches Talkerdesalz (Bittersalz oder Chlormagnium) mit kohlensaurem Natron oder kohlensaurem Kali fällt.

Man behandelt die Darstellung der Magnesia alba in leichten lockeren Stücken als ein Fabrikgeheimniss; wenigstens gelingt es bei Versuchen im Kleinen nicht, sie von gleicher Lockerheit wie die käufliche zu erhalten.

Nach Einigen sollen die verdünnten Lösungen beider Salze zum Sieden erhitzt und siedend heiss mit einander vermischt werden; nach Andern sollen sie concentrirt angewandt, kalt vermischt und das Gemisch zum Sieden erhitzt werden. Der entstehende voluminöse Niederschlag wird jedenfalls gut ausgewaschen, und in Formen von porösem Stein gegeben, in welchen ihm die Feuchtigkeit schnell entzogen wird.

Erklärung. Wenn kohlensaure Alkalien mit schwefelsaurer Magnesia so vermischt werden, dass das Alkali etwas vorherrscht, so entsteht ein Niederschlag von neutraler kohlensaurer Talkerde, welcher sich aber bald in eine Verbindung von kohlensaurem Talkerdehydrat mit Talkerdehydrat zersetzt, während in der Lösung doppeltkohlensaure Talkerde aufgelöst bleibt. Nimmt man die Fällung bei Siedhitze vor, oder kocht man den kalt bereiteten Niederschlag mit der Flüssigkeit, so zersetzt sich die doppeltkohlensaure Talkerde ebenfalls in eine Verbindung von kohlensaurer Talkerde mit Talkerdehydrat in obigen Verhältnissen. Man kann dieselben jedoch nicht als constant betrachten und die Zusammensetzung der Magnesia alba wird von den Schriftstellern verschieden angegeben; dies erklärt sich zum Theil daraus, dass bei'm länger fortgesetzten Kochen immer mehr Kohlensäure aus dem Niederschlag entweicht und mehr Talkerdehydrat gebildet wird.

Eigenschaften. Die Magnesia alba des Handels kommt gewöhnlich in länglich viereckigen lockeren weissen Stücken vor, welche sich leicht zu einem blendend weissen Pulver zerreiben lassen. Unter dem Microscope betrachtet, erscheint dasselbe als durchsichtige säulenförmige Kryställchen und deren Bruchstücke. Die selbst bereitete Magnesia dagegen erscheint als ein schweres, sich rauh anfühlendes Pulver, zeigt unter dem Microscope durchsichtige Körner, aber keine eigentlichen Krystalle. Die Zusammensetzung der lockeren und dichten Magnesia ist gleich. Sie ist geruch- und geschmacklos, löslicher in kaltem als warmen Wasser, indem sie von letzterem 9000 und von ersterem nur 2500 Theile zur Lösung braucht. In kohlensaurem Wasser ist sie leicht löslich. Durch Glühen verliert sie ihren ganzen Gehalt an Wasser und Kohlensäure.

Prüfung. Magnesia alba darf, mit Wasser zusammen gerieben, an dieses nur unbedeutende Salzmengen abgeben, welche von dem bei ihrer Darstellung angewandten Wasser herrühren. Wenn das abfiltrirte Wasser alkalisch reagirt und mit Chlorbaryum oder salpetersaurem Silberoxyd reichliche Niederschläge hervorbringt, so war sie unvollkommen ausgewaschen. Mit Salzsäure übergossen muss sie sich leicht unter starkem Brausen lösen; die Lösung darf mit oxalsaurem Ammoniak und Salmiak vermischt keinen weissen Niederschlag erzeugen, sonst enthält sie Kalk; die neutrale salzsaure Lösung darf ferner durch Schwefelwasserstoff-Schwefelammonium nicht verändert werden, sonst enthält sie SiO^2,MnO und FeO.

Erkennung. Die Magnesia alba braust bei'm Auflösen in Salzsäure; diese Lösung wird durch einem Ueberschuss von kohlensaurem Ammoniak nicht gefällt, während ein krystallinischer Niederschlag in dieser Flüssigkeit durch phosphorsaures Natron erzeugt wird.

Kohlensaures Eisenoxydul.

Ferrum carbonicum oxydulatum. Carbonate de Protoxyde de fer. Carbonate of Iron.

Syn.: Kohlensaures Eisen. Carbonas ferrosus.

Formel. FeO,CO^2. Aequivalent = 58.

Vorkommen. Das kohlensaure Eisenoxydul findet sich in der Natur gebildet als Spatheisenstein.

Die Darstellung des kohlensauren Eisenoxyduls im wasserfreien Zustande ist für jetzt noch nicht ausführbar. Wenn ein reines Eisenoxydulsalz im Wasser gelöst mit kohlensaurem Natron gefällt wird, bildet sich zwar alsbald ein weisser Niederschlag von hydratischem kohlensauren Eisenoxydul; sowie aber der nicht völlig abzuhaltende Sauerstoff der atmosphärischen Luft darauf einwirkt, bildet sich Eisenoxydhydrat, welches die Kohlensäure nicht mehr binden kann und in solches Oxydhydrat geht bald der ganze Niederschlag über.

Um ein möglichst gutes Präparat zu gewinnen, löst man 1 Aequivalent schwefelsaures Eisenoxydul in 20 Gewichtstheilen heissem, luftfreien Wasser und 1 Aequivalent kohlensaures Natron in der gleichen Menge durch Erwärmen von der Luft befreitem Wasser,

mischt dann auf einmal beide klare Lösungen in einer Flasche, die, wenn sie nicht davon gefüllt wird, sogleich mit heissem Wasser vollständig anzufüllen und zu verstopfen ist. Nachdem der Niederschlag sich gesenkt hat, führt man mittelst eines Hebers die überstehende klare Flüssigkeit fort und ersetzt sie durch reines heisses Wasser, schüttelt dasselbe mit dem Niederschlage, lässt in der verstopften Flasche absetzen und verfährt auf's Neue und so lange auf dieselbe Weise, bis der Niederschlag völlig ausgewaschen ist. Wenn er zum letztenmale vom Wasser befreit ist, übergiesst man ihn mit seinem gleichen Volumen Alkohol, bringt die Mischung auf's Filtrum, wäscht mit starkem reinen Alkohol noch einigemal aus, lässt abtropfen und befreit den Niederschlag durch Pressen vom Alkohol, so weit als möglich. Die noch wenig feuchte Masse wird auf ungeleimtem Papier ausgebreitet, in gelinder Wärme der Alkohol verdunstet und das Präparat in fest verschlossenen trocknen Gläsern aufbewahrt.

Erklärung. Wie schon oben erwähnt, hängt bei dieser Arbeit alles davon ab, dass man die Einwirkung der Luft vom Niederschlage möglichst abhält. Man benutzt deswegen heisses Wasser zum Auswaschen, welches keine Luft mehr enthält und füllt mit diesem die Flaschen stets ganz an, damit alle Luft auch aus diesen entfernt werde. Nachdem auf diese Weise die Auswaschung vollendet ist, sucht man durch Befeuchten mit Alkohol den Niederschlag vom Wasser zu trennen, welches theils die Oxydation beschleunigt, theils langsamer sich verflüchtigen würde, als Alkohol. Die Entstehung des kohlensauren Eisenoxyduls erklärt sich einfach durch einen Austausch der Bestandtheile beider angewandten Salze.

Eigenschaften. Das natürliche kohlensaure Eisenoxydul kommt krystallisirt in Rhomboëdern und seinen Abänderungen vor, ist selten ganz weiss, meist bräunlich oder gelblich. Das frisch gefällte kohlensaure Eisenoxydulhydrat erscheint weiss; durch die angegebene Behandlung nimmt es aber eine mehr oder weniger dunkelgrüne Farbe an und hat nicht selten einen Stich in's Bräunliche. Im Wasser und Weingeist ist es unlöslich, löslich in kohlensaurem Wasser; in Säuren muss es sich unter starkem Brausen vollkommen lösen. Im feuchten Zustande, selbst an feuchter Luft, oxydirt es sich sehr bald höher, lässt seine Kohlensäure fahren und wird zu braungelbem Eisenoxydhydrat.

Erkennung und Prüfung. Die Auflösung des Präparats in Salzsäure muss unter starkem Brausen vor sich gehen; die Lösung darf sich durch HS nicht schwärzen und muss sich durch Kaliumeisencyanid tief blau färben.

Anwendung. Innerlich in Pillenform. Auch lässt man zu diesem Zweck schwefels. Eisenoxydul und kohlensaures Natron unmittelbar vor dem Gebrauche zusammenmischen und gibt dem Gemenge durch ein geeignetes Bindemittel Consistenz.

Bei Ferrum carbonicum sacharatum benutzt man die vor höherer Oxydation schützende Kraft des Zuckers, indem man den Niederschlag aus bestimmten Gewichtsmengen schwefelsauren Eisenoxyduls, z. B. aus 4 Theilen des letzteren nach dem Auswaschen und Auspressen mit 2 Theilen feingepulverten weissen Zucker mengt und austrocknet. Anstatt des Zuckers dient auch Honig zur Conservirung. In den natürlichen Stahlwässern ist das gelöste saure kohlensaure Eisenoxydul der wirksame Bestandtheil.

Kohlensaures Manganoxydul.

Formel. $2(MnO,CO^2) + HO$. Aequivalent = 124.

Darstellung. Man fällt eine wässrige Lösung von schwefelsaurem oder salzsauren Manganoxydul durch eine Lösung von einfach kohlensaurem Natron, wäscht den Niederschlag unter denselben Vorsichtsmassregeln wie bei Darstellung des kohlensauren Eisenoxyduls angegeben wurde, mit ausgekochtem, aber wieder im Verschlossenen erkalteten Wasser aus und trocknet bei gewöhnlicher Temperatur im Vacuum über concentrirter Schwefelsäure, weil bei'm Trocknen an der Luft ein Theil des Salzes in Manganoxydhydrat verwandelt werden und hierdurch dem Präparat eine bräunliche Färbung zu Theil werden würde.

Eigenschaften. Ein schneeweisses, zartes Pulver, luftbeständig, geschmacklos, kaum löslich in reinem Wasser (nach John in 7680 Theilen reinem Wasser löslich), ein wenig löslich in kohlensaurem Wasser (in 3840 Theilen). Verliert an der Luft geglüht seine Kohlensäure, nimmt Sauerstoff auf und wird unter anfangs schwarzer, dann brauner Färbung zu Manganoxydoxydul.

Prüfung. Es muss sich unter Brausen, aber ohne Chlorgas zu entwickeln, in Salzsäure lösen. Die Lösung, mit Ammoniak gesättigt und mit farblosem Schwefelammonium vermischt, muss einen fleischrothen Niederschlag von MnS geben. Ein schwarzer Niederschlag oder grünliche Färbung desselben deuten auf Eisengehalt. Die vom Niederschlag abfiltrirte Lösung darf durch oxalsaures Kali und phosphorsaures Natron nicht gefällt werden, sonst enthielt das Präparat Kalk und Talkerde.

Das kohlensaure Manganoxydul begleitet das kohlensaure Eisenoxydul in manchen Stahlwässern, z. B. im Pyrmonter Wasser.

Kohlensaures Zinkoxyd.

Zincum carbonicum. Carbonate de Zinc. Carbonas zincicus.

Formel. ZnO,CO^2. Aequivalent = 62,6.

Vorkommen. Findet sich natürlich als Galmei, Lap. calaminaris. (Vergl. Band I. S. 25.)

Basisch kohlensaures Zinkoxyd.

Zincum subcarbonicum.

Wird eine Lösung von schwefelsaurem Zinkoxyd mit überschüssigem zweifach kohlensauren Kali in der Kälte gefällt, so erhält man hydratisches einfach kohlensaures Zinkoxyd, welches mit kaltem Wasser gewaschen, lufttrocken = $4(ZnO,CO^2) + 5HO$ und bei 100° C. getrocknet = $4(ZnO,CO^2) + HO$ ist.

Wendet man aber zweifach kohlensaures Natron zur Fällung an, so erhält man unter denselben Umständen, bei Versuchen im Kleinen einen Niederschlag, der bei 100° C. getrocknet = $9ZnO,4CO^2 + 6HO$, bei Versuchen im Grossen aber = $3ZnO, 2CO^2 + HO$ ist.

Nimmt man zur Fällung des Zinkvitriols einfach kohlensaures Natron, so erhält man bei'm Vermischen gleicher Aequivalente beider Salze basische Verbindungen von verschiedener Zusammensetzung, je nachdem man concentrirtere oder verdünntere oder sehr verdünnte Lösungen anwendet und je nachdem man kalt oder heiss fällt. Allgemein enthalten die heiss gefällten Niederschläge weniger Kohlensäure, als die kalt gefällten und von diesen sind diejenigen, welche aus verdünnten Lösungen gefällt wurden kohlensäureärmer, als die aus concentrirteren Lösungen gefällten. Auch durch Auswaschen werden die Niederschläge kohlensäureärmer.

Die Zusammensetzung aller dieser Niederschläge schwankt zwischen $5ZnO,2CO^2$ und $3ZnO,CO^2$, mit wechselnden Mengen Wassers.

Am häufigsten tritt die Verbindung $3ZnO,CO^2$ auf; sie wird sowohl aus kalten, sehr verdünnten, als auch aus heissen concentrirten oder verdünnten Lösungen erhalten.

Bei der Fällung mit einem Ueberschusse von einfachkohlensaurem Natron erhält man Verbindungen, welche zwischen $2ZnO,CO^2 + HO$, sowie $8ZnO,3CO^2 + 5HO$ und $14ZnO,5CO^2 + 9HO$ schwanken.

Die Verbindung $2ZnO,CO^2 + HO$ entsteht z. B., wenn bei 30° C. im grossen Massstabe die Fällung stattfindet (H. Rose).

Es ist schwer, den Niederschlag ganz frei von Alkali und von der Säure des angewendeten Zinksalzes zu erhalten.

Darstellung. Nach Schindler trägt man in kochendes wässriges kohlensaures Natron, welches etwas im Ueberschuss vorhanden ist, die kochende wässrige Lösung des Zinkvitriols ein; unter lebhaftem Aufbrausen von entweichender Kohlensäure bildet sich ein sehr zartes lockeres Pulver, welches gut ausgewaschen und getrocknet der Magnesia alba ähnlich ist und frei von kohlensaurem Alkali, wenn man nach dem Vermischen noch eine Zeit lang kocht.

Auf 1 Theil kohlensaures Natron gehört gerade 1 Theil schwefelsaures Zinkoxyd; man nimmt gewöhnlich etwas mehr kohlensaures Natron. Der gut ausgewaschene Niederschlag, bei gelinder Wärme getrocknet, ist $5ZnO,2CO^2 + 3HO$.

Eigenschaften. Ein weisses lockeres Pulver, welches bei'm Glühen alle Kohlensäure und alles Wasser verliert und reines Zinkoxyd hinterlässt. Es löst sich ein wenig in Wasser und leicht in Salpetersäure unter Brausen.

Prüfung. Wie die des Zinkoxyds.

Anwendung. Dient zur Darstellung des Zinkoxyds.

Kohlensaures Bleioxyd.

Plumbum carbonicum. Carbonate de Plomb. Carbonate of Lead.

Syn.: Kohlensaures Blei. Carbonas plumbicus. Bleiweiss. Cerussa. White Lead.

Geschichtliches. Wurde schon in den ältesten Zeiten bereitet.

Vorkommen. Es findet sich in der Natur gebildet als Weissbleierz, Bleispath = PbO,CO^2. Aequivalent = 133,5.

Das Bleiweiss ist ein basisches Salz $= 3PbO,2CO^2 + HO$. Aequivalent = 387,5.

Darstellung. Eine Auflösung von salpetersaurem oder essigsauren Bleioxyd, wird mit kohlensaurem Ammoniak unter den schon oft angeführten Vorsichtsmassregeln, der gehörigen Verdünnung u. s. w. gefällt, der Niederschlag vollkommen mit destillirtem Wasser ausgewaschen und getrocknet. Er ist PbO,CO^2, also verschieden vom Bleiweiss und ohne die deckende Kraft desselben als Anstrichfarbe.

Im Grossen stellt man das Bleiweiss in verschiedenen Gegenden auf verschiedene Weise dar. Man leitet entweder Kohlensäuregas, auf verschiedene Weise gewonnen, in eine Lösung von basisch-essigsaurem Bleioxyd (französische Methode) oder über einen stets in Bewegung gehaltenen Brei von fein präparirter Bleiglätte, die mit Wasser und 1 Proc. Bleizucker angerieben worden ist (englisches Verfahren). Im ersten Falle bildet sich ein Niederschlag von Bleiweiss, im zweiten Falle wird sämmtliches Bleioxyd in Bleiweiss umgewandelt und in beiden Fällen muss das erhaltene Präparat gut und vollkommen ausgewaschen werden.

Die ältere Methode der Bleiweissbereitung, welche man die holländische nennt, besteht darin, dass man dünne Bleiplatten spiralförmig aufrollt und in Töpfen über einer 2—3 Zoll hohen Lage von rohem Essig so aufstellt, dass die Platten nicht vom Essig berührt werden. Derartig vorgerichtete Töpfe stellt man in Reihen auf, füllt alle Zwischenräume mit Pferdemist oder Lohe aus, bedeckt sie selbst mit Stroh und Mist, und schichtet über dieselben neue Lagen von Töpfen und so fort, bis man grosse Verschläge angefüllt hat, die mit Brettern umgeben und bedeckt, einige Zeit sich selbst überlassen werden. Die Bleiplatten werden hierbei gänzlich oder zum Theil zerfressen und in basisch-kohlensaures Bleioxyd verwandelt, welches bei'm Herausnehmen und Aufrollen der Bleispiralen entweder abfällt, oder durch Abklopfen gewonnen wird. Das erstere benutzt man gewöhnlich ohne weitere Vorbereitung als Schieferweiss, das letztere wird vorher gesiebt, gemahlen, geschlemmt und getrocknet.

Erklärung. Die Fällung des salpetersauren oder essigsauren Bleioxydes mit kohlensaurem Ammoniak bedarf keiner weiteren Erklärung; das durch doppelte Wahlverwandtschaft entstehende kohlensaure Bleioxyd $= PbO,CO^2$ fällt als unlösliches Pulver nieder.

Bei der Behandlung des basisch-essigsauren Bleioxyds mit Kohlenlensäuregas fällt die Menge Bleioxyd als kohlensaures nieder, welche von dem neutralen essigsauren Bleioxyde noch aufgenommen ist und zugleich wird ein kleiner Antheil des neutralen essigsauren Bleioxyds zersetzt. Die von diesem Niederschlage abfiltrirte Flüssigkeit kann wieder einen Antheil Bleioxyd lösen und diese Lösung abermals zur Darstellung von Bleiweiss benutzt werden. Die zweite Methode, nach welcher Bleioxyd mit essigsaurem Bleioxyd und Wasser angerieben einem Strome Kohlensäuregas ausgesetzt wird, erklärt sich auf ähnliche Weise, mit dem Unterschiede, dass alles basisch-essigsaure Bleioxyd, so wie es gebildet worden, auch wieder von der Kohlensäure zersetzt wird.

Bei der holländischen Bereitungsmethode entsteht durch die Gährung der Theile des Mistes und der Lohe bald eine bedeutende Temperaturerhöhung und die Bleiplatten werden durch die verdampfende Essigsäure, bei Zutritt der Luft, welche man durch offengehaltene Kanäle zuleiten kann und durch die sich bei'm Gährungsprocesse entwickelnde Kohlensäure bald vollständig zerfressen und in kohlensaures Bleioxyd umgewandelt. Es bildet sich auch hier anfangs basisch essigsaures Bleioxyd, welches durch die Kohlensäure in basisch kohlensaures Bleioxyd umgewandelt wird.

Eigenschaften. Das natürliche kohlensaure Bleioxyd = PbO,CO^2 kommt in weissen, glänzenden, ungleich 6seitigen Säulen des rhombischen Systems krystallisirt vor. Das künstliche ist ein weisses, schweres Pulver oder bildet zusammenhängende, leicht zerreibliche Massen, ist geschmacklos (wirkt giftig) und ist unlöslich im Wasser. Bei'm Erhitzen wird es gelb, indem es seine Kohlensäure nach und nach verliert und in Bleioxyd übergeht.

Das Bleiweiss des Handels ist eine weisse, erdige, dichte und schwere Masse, welche von allen weissen Farben die stärkste deckende Kraft besitzt.

Prüfung. Das in den Apotheken selbst bereitete kohlensaure Bleioxyd kann wohl kaum eine andere Verunreinigung zeigen, als durch mangelhaftes Auswaschen bedingt wird. Das Bleiweiss des Handels ist aber oft absichtlich verfälscht, wohin besonders die Vermischung mit Schwerspath, Gyps und schwefelsaurem Bleioxyd, sowie die mit kohlensaurem Kalk zu rechnen sind.

In verdünnter Salpetersäure muss sich das kohlensaure Bleioxyd leicht und vollständig unter Brausen lösen; bleibt ein weisser Rückstand, so können die drei zuerst erwähnten Körper vorhanden sein. Man wäscht den Rückstand aus und behandelt eine Probe desselben auf der Kohle vor'm Löthrohre; reducirt sie sich zu einem Bleikorne unter Entwickelung von schwefliger Säure, so war es schwefelsaures Bleioxyd. Der Gyps ist nur schwer löslich, nicht unlöslich im Wasser und seine Bestandtheile werden daher durch oxalsaures Kali und Chlorbaryum in dem damit geschüttelten Wasser zu finden sein. Ist der verunreinigende Körper in allen Lösungsmitteln unlöslich, weiss und schwer, so kann man ihn für Schwerspath halten. Er gibt dann auf Kohle geglüht alkalischen Rückstand, der mit HCl übergossen HS entwickelt. Die Verunreinigung mit Kreide erkennt man in der salpetersauren Auflösung des Bleiweisses, wenn, nachdem man alles Blei durch Hydrothionsäure präcipitirt hat, die klare Flüssigkeit mit oxalsaurem Kali noch einen weissen Niederschlag von oxalsaurem Kalk hervorbringt. Sollte das Bleiweiss durch Knochenasche (phosphorsauren Kalk) verfäscht sein, so gibt sich diese zu erkennen, wenn die salpetersaure Auflösung mit Aetzkali präcipitirt wird und der Niederschlag sich in einem Ueberschuss des Fällungsmittels nicht vollkommen löslich zeigt.

Anwendung. Das kohlensaure Bleioxyd wird zum äusserlichen Gebrauche benutzt, so namentlich zur Darstellung des Unguentum und Emplastrum Cerussae. Zum pharmaceutischen Gebrauche darf nur ein vollkommen reines Bleiweiss benutzt werden. Sehr ausgedehnt ist seine Anwendung zum Oelanstrich; in neuerer Zeit wird statt des Bleiweisses Zinkweiss und Blanc fix (feinzertheilter schwefelsaurer Baryt) häufig hierzu benutzt.

Man erkennt das kohlensaure Bleioxyd an seiner Löslichkeit in verdünnter Salpetersäure unter Brausen. Den Bleigehalt ermittelt man am einfachsten vor dem Löthrohre auf der Kohle; das Bleiweiss muss sich hier vollkommen zu Blei reduciren und auf der Kohle den charakteristisch braunen, bei'm Erkalten gelb werden den Beschlag hervorbringen. Die salpetersaure Auflösung wird durch Schwefelwasserstoff schwarz, durch Schwefelsäure weiss und durch chromsaures Kali gelb gefällt.

Kohlensaures Kupferoxyd.

Cuprum carbonicum. Carbonate de cuivre. Carbonate of copper.

Vorkommen. Als Malachit = $2CuO,CO^2 + HO$ (natürlicher Grünspan) und Kupferlasur = $3CuO,2CO^2 + HO$ (auch Mineralblau, Bergblau genannt).

Das künstlich bereitete grüne kohlensaure Kupferoxyd ist ebenfalls ein basisches Salz = $2CuO,CO^2 + HO$.

Darstellung. 1 Gewichtstheil Kupfervitriol in 10 Theilen destillirtem Wasser gelöst, wird durch 1 Theil kryst. kohlensaures Natron, das in 3 Theilen Wasser gelöst worden, gefällt, der Niederschlag mit kaltem Wasser gut gewaschen und bei gelinder Wärme getrocknet.

Erklärung. Bei kaltem Fällen des Kupfervitriols mit NaO, CO^2 entsteht anfangs unter Kohlensäureentwickelung ein der Kupferlasur ähnlicher grünblauer Niederschlag, der allmälig bei'm Auswaschen oder sogleich bei'm Erwärmen in die spangrüne Verbindung $2CuO,CO^2,HO$ übergeht, welche durch Waschen mit warmem Wasser lebhafter grün wird (Mineralgrün), durch Kochen mit Wasser aber wegen weiteren Verlustes von Kohlensäure und Abscheidung von Kupferoxyd schwarz wird.

Eigenschaften und Prüfung. Das grüne Pulver ist unlöslich in Wasser, aber unter Brausen leicht löslich in Salpetersäure. Es wird bei'm Glühen auf Kohle erst schwarz und scheidet dann bei stärkerem Glühen metallisches Kupfer aus.

Bei Zusatz von überschüssigem Ammoniak zur salpetersauren Lösung entsteht eine klare lasurblaue Flüssigkeit.

Man hüte sich vor Verwechselung dieses Präparats mit dem arsenikreichen höchst giftigen Schweinfurter Grün und Scheele'schen Grün. Diese verbreiten auf Kohlen geglüht den knoblauchartigen Geruch des verdampfenden und wieder verbrennenden Arsens.

b) Schwefligsaure Salze.

Sie entwickeln auf Zusatz von verdünnter Salzsäure schweflige Säure von bekanntem Geruch, ohne Schwefel abzuscheiden. Die

saure Lösung, mit HS behandelt, trübt sich milchweiss durch abgeschiedenen Schwefel.

Schwefligsaures Natron.

a. **Neutrales Salz** = $NaO,SO^2 + 10HO$. Aeq. = 153.

Darstellung. Man leitet schwefligsaures Gas durch eine wässrige Lösung von kohlensaurem Natron, bis die Kohlensäure ausgetrieben ist und dampft, um die atmosphärische Luft abzuhalten, in einer Retorte ab. Die Lösung des kohlensauren Natrons befindet sich in zweihalsigen Flaschen, die mit einander verbunden sind und die schweflige Säure entwickelt man aus einem Gemisch von Kohle und concentrirter Schwefelsäure.

Eigenschaften. Wasserhelle Säulen von frischem, hintennach schwefeligen Geschmack; bläuen geröthetes Lacmuspapier. Löslich in 4 Theilen Wasser; am löslichsten in Wasser von 33° C. Oxydiren sich an der Luft nach und nach zu schwefelsaurem Natron.

Anwendung. Dient zur Bereitung des unterschwefligsauren Natrons, zu welchem Zweck es nicht in Krystalle gebracht zu werden braucht.

b. **Zweifachsaures Salz** = $NaO,2SO^2 + HO$ = 104.

Darstellung. Gleich dem Vorigen, nur dass man die Natronlösung mit schwefligsaurem Gas übersättigt. Weingeist fällt es aus der Lösung.

Eigenschaften. Körnige, sauer reagirende und unangenehm schweflig schmeckende Krystalle.

Anwendung. Als Reagens auf Aldehyde, zu welchem Zweck auch zweifachschwefligsaures Kali und Ammoniak benutzt werden können, deren Darstellung eine ähnliche ist.

c) Unterschwefligsaure Salze.

Sie geben in Wasser gelöst auf Zusatz von Salzsäure nach kurzer Zeit einen Niederschlag von Schwefel und eine Entwickelung von schwefliger Säure. Mit salpetersaurem Silberoxyd geben sie einen weissen Niederschlag, der bald schwarz wird. Unterschwefligsaure Salze finden sich unter anderen in den Alkalischwefellebern neben Schwefelalkalimetallen.

Unterschwefligsaures Natron.

Natrum hyposulfurosum. Hyposulfite de Soude.

Formel = $NaO,S^2O^2 + 5HO$. Aequivalent = 124.

Darstellung nach Lenz. Man sättigt kochende Natronlauge mit Schwefel und fügt dieselbe dann zu einer ganz neutralen Lösung von schwef-

ligsaurem Natron (aus wässriger schwefliger Säure und Natronlauge bereitet), bis das Gemisch deutlich gelb erscheint, dampft ab, lässt erkalten und reinigt die erhaltenen Krystalle durch Umkrystallisiren vom anhängenden Schwefelnatrium.

Erklärung. Die schweflige Säure nimmt aus dem mehrfach Schwefelnatrium Schwefel auf und verwandelt sich in unterschweflige Säure; ($SO^2 + S = S^2O^2$), die mit dem Natron verbunden bleibt; es bleibt NaS in der Mutterlauge.

Eigenschaften. Das unterschwefligsaure Natron krystallisirt aus heisser wässriger Lösung wasserfrei, bei'm Abdunsten verdünnter Lösungen mit 5 Aequivalent Wasser in farblosen rhombischen Säulen. Geruchlos, neutral, von schwach alkalischem, schwefligen, hintennach bitteren und kühlenden Geschmack.

Bei Abschluss der Luft geglüht verwandelt es sich in ein bräunliches Gemenge von Schwefelnatrium und schwefelsaurem Natron.

Bei Luftzutritt erhitzt verbrennt es mit blauer Schwefelflamme unter Rücklassung von schwefelsaurem Natron.

Löst sich leicht im Wasser; die wässrige Lösung oxydirt sich bei Luftzutritt zu schwefelsaurem Natron, unter Absetzen von Schwefel.

In der wässrigen Lösung des unterschwefligsauren Natrons löst sich Platinchlorid-Chlorkalium, ebenso Chlorsilber, wobei ein Gemenge von NaCl und $NaO,S^2O^2 + AgO,S^2O^2$ entsteht.

Prüfung. Das Salz muss sich auf Zusatz von Salzsäure rasch unter Abscheidung von Schwefel und Freiwerden von schwefliger Säure zerlegen und die gekochte und klar filtrirte Lösung darf durch Chlorbaryum nicht getrübt werden.

Anwendung. In den Photographie.

Unterschwefligsaures Ammoniumoxyd.

Formel. $3(H^4NO,S^2O^2) + HO$.

Findet sich gelöst im zersetzten Schwefelammonium, sobald dieses durch Einwirkung der Luft farblos geworden ist.

Man erhält es bei'm Abdampfen in weissen, glänzenden, rhombischen Blättchen und Nadeln, die an der Luft zerfliessen und bei'm Erhitzen sich in Wasser, Ammoniak, Schwefel, schwefligsaures Ammoniak und wenig schwefelsaures Ammoniak zerlegen; ein Theil unterschwefligsaures Ammoniak sublimirt unverändert (Rammelsberg).

d) Schwefelsaure Salze.

Die löslichen schwefelsauren Salze werden an dem, in Wasser und verdünnter Salzsäure oder Salpetersäure unlöslichen weissen Niederschlage erkannt, den sie mit salzsaurem, salpetersauren oder essigsauren Baryt geben. Die unlöslichen schwefelsauren Salze lassen sich durch Kochen oder durch Schmelzen mit kohlensaurem Kali oder kohlensaurem Natron zerlegen unter Bildung löslichen schwefelsauren Alkali's.

Schwefelsaures Ammoniumoxyd.

Ammonium sulfuricum. Sulfate d'Ammoniaque. Sulfate of Ammonium.

Syn.: Schwefelsaures Ammoniak. Glaubers geheimer Salmiak. Sal ammoniacum secretum Glauberi.

Vorkommen. Natürlich als Mascagnin; auch im Ammoniakalaun, mit schwefelsaurer Thonerde verbunden.

Formel. H^4NO,SO^3. Aequivalent = 66.

Darstellung. Durch Zersetzung des kohlensauren oder salzsauren Ammoniaks mit verdünnter Schwefelsäure und Krystallisiren.

Eigenschaften. Wasserhelle Krystalle des rhombischen Systems, dem schwefelsauren Kali isomorph. Neutral, von scharfem und bitteren Geschmack. Verknistert bei'm Erhitzen, schmilzt bei 140° C. und beginnt bei 280° C. sich zu zersetzen, wobei es die Glasgefässe angreift. Producte dieser Zersetzung sind schwefligsaures Ammoniak, Wasser, Stickgas und Schwefel.

Das schwefelsaure Ammoniak löst sich in 2 Theilen kalten und 1 Theil siedenden Wassers

Prüfung. Das Salz muss sich auf Platinblech geglüht vollständig verflüchtigen lassen, muss neutral reagiren und seine Lösung darf durch HS und H^4NS nicht verändert werden.

Man kennt auch ein saures schwefelsaures Ammoniumoxyd; es ist krystallisirbar, leicht löslich im Wasser, von saurem und bitterlichen Geschmack.

Schwefelsaures Kali.

Kali sulfuricum. Sulfate de Potasse. Sulfate of Potass.

Syn.: Einfach schwefelsaures Kali. Schwefelsaures Kaliumoxyd. Sulfas kalicus. Sulfas Potassae. Vitriolisirter Weinstein. Tartarus vitriolatus. Vitriolated Tartar. Arcanum duplicatum. Panacea duplicata. Nitrum vitriolatum. Sal polychrestum Glaseri. Sal de duobus. Panacea holsatica. Spiritus vitrioli coagulabilis.

Formel. KO,SO^3. Aequivalent = 87,1.

Entdecker. Oswald Croll, im 17. Jahrhundert.

Vorkommen. Gebildet findet es sich in der Nähe von Vulkanen, in den Säften der Pflanzen und seltener in thierischen Flüssigkeiten. Im Meerwasser, mit MgO,SO^3 verbunden.

Darstellung. Es entsteht durch Zersetzung des kohlensauren Kalis mit verdünnter Schwefelsäure, wird aber gewöhnlich als

Nebenprodukt bei chemischen Operationen erhalten. Bei'm Auflösen der rohen Pottasche in gleichen Theilen kalten Wassers bleibt schwefelsaures Kali ungelöst. Bei der Bereitung des Salpetersäurehydrats aus Salpeter bleibt doppeltschwefelsaures Kali zurück und bei Darstellung der rauchenden Salpetersäure gewinnt man als Nebenprodukt einfach schwefelsaures Kali. Das zweifach schwefelsaure Kali wird im Wasser gelöst, mit kohlensaurem Kali vollkommen neutralisirt, und die filtrirte Auflösung durch Abdampfen zur Krystallisation befördert. Das zerriebene saure schwefelsaure Kali hinterlässt bei'm Behandeln mit kaltem Wasser einfach schwefelsaures Kali, während das Wasser Schwefelsäurehydrat auszieht. Das rohe einfach schwefelsaure Kali wird durch Auflösen im Wasser und Filtriren von beigemengten Unreinigkeiten befreit und ebenfalls durch gelindes Abdampfen und ruhiges Hinstellen an einen mässig warmen Ort zur Krystallisation befördert.

Eigenschaften. Es stellt meist, aus kleinen undeutlichen Krystallen bestehende, Rinden dar, kann aber auch durch einen sehr ruhigen Krystallisationsprocess in ansehnlichen Krystallen gewonnen werden. Diese sind wasserleer, farblos durchsichtig, stellen gerade rhombische Säulen dar, die oft 6seitig und 4- oder 6flächig zugespitzt sind. Es hat ein spec. Gew. = 2,662, ist hart, luftbeständig, geruchlos und schmeckt bittersalzig. 100 Theile Wasser lösen bei 0° C. 8,36 Theile KO,SO^3 und für jeden Grad über 0° C. weitere 0,174 Theile (Gay-Lussac). Unlöslich im Weingeist. In der Hitze knistert es schwach und schmilzt in starker Rothglühhitze, ohne sich zu zersetzen. Mit Kohle geglüht liefert es Schwefelkalium KS.

Prüfung. Das schwefelsaure Kali muss rein weiss sein; die Lösung darf nicht sauer reagiren und mit kohlensaurem Kali keine Niederschläge von Erd- oder Metallsalzen erzeugen. Eben so wenig darf die Lösung durch Schwefelammonium verändert werden. Ein Zinkgehalt soll darin zuweilen vorkommen.

Anwendung. Es wird meist innerlich in Pulverform gereicht und muss zu diesem Zwecke zu einem höchst feinen Pulver zerrieben werden.

Man erkennt den Kaligehalt des schwefelsauren Kalis an dem weissen krystallinischen Niederschlage, den Weinsäure in der Lösung desselben hervorbringt; den SO^3-gehalt durch Chlorbaryum.

Doppeltschwefelsaures Kali.

Kali bi-sulfuricum. Bi-sulfate de Potasse. Supersulfate of Potass.

Syn.: Saures schwefelsaures Kaliumoxyd. Bisulfas kalicus. Kali sulfuricum acidum: Potassae supersulfas. Sal Auri philosophicum.

Formel. $KO,SO^3 + HO,SO^3$. Aequivalent = 136,1.

Entdecker. Lowitz und Link am Ende des vorigen Jahrhunderts.

Bildung. 2 Aequivalente KO,SO^3 mit 1 Aequivalent concentrirter Salzsäure erhitzt, liefern bei'm Erkalten Würfel von KCl und Tafeln von zweifach schwefelsaurem Kali.

Darstellung. Der Rückstand von der Bereitung des Salpetersäurehydrats wird im Wasser gelöst, filtrirt und zur Krystallisation verdunstet. Zuerst krystallisirt KO,SO^3, später $KO,SO^3 + HO,SO^3$.

Eigenschaften. Es bildet gewöhnlich zarte, büschelförmig vereinigte 4seitige Prismen; aus sehr conc. Lösungen erhält man es als schiefe rhomboidische Säulen. Sie sind luftbeständig, schmecken sauer, schmelzen leicht und fliessen dabei ruhig wie Wasser. In sehr starker Glühhitze entweicht Wasser und 1 Aeq. Schwefelsäure, während neutrales schwefelsaures Kali im Rückstande bleibt. Löslich in ½ Theil siedendem Wasser; aus der sehr verdünnten Lösung desselben krystallisirt neutrales schwefelsaures Kali. Vom Weingeist wird es zersetzt, indem Schwefelsäure gelöst und neutrales schwefelsaures Kali abgeschieden wird. In feuchter Luft efflorescirt es.

Prüfung. Die leichte Löslichkeit im Wasser und saure Reaction unterscheidet es vom neutralen schwefelsauren Kali; im übrigen muss es sich gegen die dort angegebenen Reagentien wie das neutrale Salz verhalten.

Anwendung. Es wird selten für sich als Arzneimittel benutzt, dient aber (unzweckmässig) zur Bereitung sehr concentrirter Essigsäure u. s. w.

Schwefelsaures Natron.

Natrum sulfuricum. Sulfate de Soude. Sulfate of Soda.

Syn.: Sulfas natricus seu Sodae. Glaubersalz. Sal mirabile Glauberi.

Formel des Glaubersalzes. $NaO,SO^3 + 10HO$. Aeq. = 161.

Entdecker. Johann Rudolph Glauber, 1658.

Vorkommen. In manchen Mineralquellen. Wasserfrei als Thenardit, dessen Formel NaO,SO^3. (Aequivalent = 70.)

Darstellung des schwefelsauren Natrons:

1. Durch Abdampfen Glaubersalzhaltiger Mineralwässer. So das Karlsbader Salz, ein Gemenge aus

$$NaO,SO^3 - NaO,CO^2 \text{ und } NaCl.$$

2. Aus den Mutterlaugen des Meerwassers und der Salzsoolen krystallisirt in der Frostkälte Glaubersalz, entstanden durch Wechselzersetzung des darin vorhandenen Bittersalzes und Kochsalzes.

$$NaCl + MgO,SO^3 = NaO,SO^3 + MgCl.$$

3. Man erhitzt ein inniges Gemenge von 2 Theilen krystallisirtem oder von $1^3/_4$ Theilen leicht getrocknetem Bittersalz mit 1 Theil Kochsalz. Es entweicht salzsaures Gas, welches durch Wasser verdichtet wird und als Rückstand bleibt ein Gemenge von schwefelsaurem Natron mit Talkerde nebst kleinen Mengen unzersetztem Bittersalz. Man behandelt mit Wasser, trennt die ungelöste Talkerde durch ein Filter, zersetzt den Rest des Bittersalzes durch Kalkmilch und dampft die geklärte Lösung zum Krystallisiren ab (Ramon de Luna).

4. Pfannensteine von Salinen, in denen Gyps, kohlensaurer Kalk, schwefelsaures Natron und Chlornatrium gemengt vorkommen, werden mit kaltem Wasser vom NaCl befreit, dann mit Wasser ausgekocht, welches das Glaubersalz auflöst; aus dieser Lösung wird letzteres durch Abdampfen und Krystallisation gewonnen.

5. Chlornatrium wird durch concentrirte Schwefelsäure zersetzt, wobei Salzsäure und schwefelsaures Natron entstehen.

6. Man glüht ein Gemisch aus Chlornatrium und Eisenvitriol oder schwefelsaurem Eisenoxyd und laugt aus dem zurückbleibenden Gemenge von Eisenoxyd und schwefelsaurem Natron das letztere mit Wasser aus; die Salzsäure geht bei'm Glühen hinweg.

7. Die Rückstände von der Chlorbereitung aus Kochsalz, Braunstein und Schwefelsäure, aus schwefelsaurem Manganoxydul und schwefelsaurem Natron bestehend, werden zum Theil mit Kohle geglüht, das hierbei entstandene Schwefelnatrium wird mit Wasser ausgelaugt und diese Lauge zu dem andern Theile der ungeglühten Rückstände gegossen. So entfernt man das Mangan als Schwefelmangan und erhält alles Natron der Rückstände in Form von Glaubersalz.

$$NaS + MnO,SO^3 + NaO,SO^3 = 2(NaO,SO^3) + MnS.$$

8. Als Nebenprodukt bei der Bereitung des Salmiaks.

$$H^4NO,SO^3 + NaCl = H^4NCl + NaO,SO^3.$$

9. Als Nebenprodukt bei Gewinnung der Magnesia alba.

$$5(MgO,SO^3) + 5(NaO,CO^2) = 5(NaO,SO^3) + 5MgO,4CO^2 + CO^2.$$

10. Als Nebenprodukt bei der Amalgamation der Silbererze (siehe bei Silber).

11. Manche Glasgalle enthält schwefelsaures Natron, sobald Soda oder Glaubersalz zur Glasbereitung diente.

12. Margueritte hat vorgeschlagen, wechselseitig Gyps und Chlorblei in Chlorcalcium und schwefelsaures Bleioxyd zu zerlegen, das letztere dann durch NaCl wieder in PbCl zurückzuführen, wobei Glaubersalz entstehe.

$$CaO,SO^3 + PbCl = PbO,SO^3 + CaCl \text{ (auf nassem Wege);}$$
$$PbO,SO^3 + NaCl = PbCl + NaO,SO^3 \text{ (auf trockenem Wege).}$$

13. Bei Destillation des salpetersauren Natrons und essigsauren Natrons mit Schwefelsäure zur Gewinnung der Salpetersäure und Essigsäure bleibt saures schwefelsaures Natron, welches durch Sättigung mit kohlensaurem Natron in Glaubersalz verwandelt werden kann.

Das käufliche Glaubersalz ist zu pharmaceutischen Zwecken nicht unmittelbar anwendbar, da es Metalle (Kupfer, Eisen, Zink, Mangan, ja Quecksilber), Erden und Erdalkalien (Thonerde, Kalk, Talkerde), Kali und Ammoniak, brenzliche organische Substanzen, Chlornatrium, salpetersaures Natron etc. enthalten kann.

Man reinigt es durch Auflösen in Wasser, Kochen mit etwas kohlensaurem Natron, Neutralisiren der filtrirten Lösung mit verdünnter Schwefelsäure, Behandeln der Lösung mit Schwefelwasserstoff, Krystallisation u. s. w.

Eigenschaften. Das rohe schwefelsaure Natron bildet gewöhnlich unförmige dicke Salzklumpen; das gereinigte kommt in farblos-durchsichtigen schiefen rhombischen Säulen des 2- und 1gliedrigen Systems vor, welche aber meist gestreift und unregelmässig 6seitig erscheinen. Die Enden derselben sind mit 2, 4 oder 6 Flächen zugeschärft. Sie schmecken kühlend, bitter und salzig. An trockener Luft verwittert das Salz und lässt alles Krystallwasser fahren, indem es zu einem weissen Pulver zerfällt, Natrum sulfuricum siccum seu dilapsum. Von eiskaltem Wasser erfordert 1 Theil Glaubersalz 8 Theile zur Lösung; von Wasser mittlerer Temperatur erfordert es nur 3 Theile und von bis zu 33° C. erwärmtem Wasser kaum $^1/_3$ seines Gewichtes. Bei höheren Temperaturen nimmt die Löslichkeit wieder ab. Die bei 33° C. gesättigte Glaubersalzlösung setzt bei'm Kochen Kryställchen von wasserfreiem schwefelsauren Natron ab. Im Weingeist ist es unlöslich. Die Lösungen reagiren neutral. In gelinder Wärme schmilzt das Glaubersalz in seinem Krystallwasser, wird dann wieder trocken und schmilzt bei Rothglühhitze neuerdings, ohne sich zu zersetzen oder zu verflüchtigen. Wenn eine gesättigte Glauber-

salzlösung bei einer Temperatur von 10—15° C. krystallisirt, so erhält man härtere Krystalle, welche nur 8 Atom Wasser enthalten und aus einer concentrirten Glaubersalzlösung, welche längere Zeit in einer Temperatur von 30—40° C. erhalten wird, krystallisirt wasserfreies schwefelsaures Natron in rhombischen Oktaëdern. Glaubersalz zerlegt sich mit Chlorkalium, mit salpetersaurem Kali und essigsaurem Kali unter Bildung von KO,SO^3 und NaCl, oder salpetersaurem Natron und essigsaurem Natron.

Prüfung. Reines Glaubersalz muss farblos und geruchlos sein und leicht zu einem ganz weissen Pulver zerfallen. Die neutral reagirende Auflösung darf durch Schwefelwasserstoff und Schwefelammonium keinen Niederschlag von Schwefelmetallen geben und durch schwefelsaures Silberoxyd keinen Niederschlag von Chlorsilber erzeugen. Nicht selten ist das käufliche Glaubersalz eisenhaltig. Aetzkali gibt den Ammoniakgehalt, sowie die etwa vorhandene Talkerde zu erkennen. Im Platinlöffel erhitzt darf es sich nicht schwärzen.

Anwendung. Innerlich in Auflösungen und das zerfallene in Pulverform. Im Grossen zur Sodabereitung.

Man erkennt den Gehalt an Natron hier wie in allen Natronsalzen indirect dadurch, dass die Lösung ungetrübt bleibt durch die Reagentien auf Kali und Ammoniak (Weinsäure oder Platinchlorid) oder durch die Reagentien auf Erd- und Metallsalze (kohlensaures Kali und Schwefelammonium), direkt an der kryst. Fällung durch antimonsaures Kali.

Schwefelsaures Lithion.

Formel = LiO,SO^3. Aequivalent = 55.
Krystallisirt = $LiO,SO^3 + HO$. Aequivalent = 64.

Darstellung:

a) Durch Neutralisiren des kohlensauren Lithions mit verdünnter Schwefelsäure und Krystallisation.

b) Durch Kochen der feinzerriebenen lithionhaltigen Doppelsilicate (des Lithionglimmers, Petalits, Spodumens) mit concentrirter Schwefelsäure und Entfernung der übrigen Basen und der überschüssigen Schwefelsäure, wie bei'm Lithion angegeben wurde.

Eigenschaften. Das wasserhaltige Salz krystallisirt in glänzenden rhombischen Säulen und Tafeln, die an der Luft schwach verwittern, bei'm Erhitzen ihr Wasser unter Verknistern verlieren und ziemlich schwierig schmelzen. Es ist leicht löslich in kaltem und heissen Wasser zu einer neu-

tralen farblosen Flüssigkeit von rein salzigem, nicht bitteren Geschmack und auch leicht löslich im Weingeist.

Prüfung wie bei Lithion.

Schwefelsaurer Baryt.

Baryta sulfurica. Sulfate de baryte. Sulfate of barytes.

Syn.: Sulfas baryticus seu barytae. Schwerspath. Spathum ponderosum. Heawy spar. Cawk.

Formel. BaO,SO^3. Aequivalent = 116,5.

Geschichtliches. Noch im 18. Jahrhundert verwechselte man den Schwerspath mit Gyps; Scheele erkannte die wahre Natur desselben 1775.

Vorkommen. Natürlich als Schwerspath ziemlich häufig. Er erzeugt sich stets, wenn Barytsalze mit Schwefelsäure in Berührung kommen.

Eigenschaften. Der Schwerspath bildet Krystalle, die dem rhombischen System angehören. Spec. Gew. = 4,446. Der künstlich dargestellte schwefelsaure Baryt ist ein blendend weisses, zartes, geschmackloses Pulver, von dem 1 Theil 43,000 Theile Wasser zur Auflösung erfordert. 1000 Theile Salpetersäure von 1,167 spec. Gew. lösen 2 Theile schwefelsauren Baryt (Calvert). Der schwefelsaure Baryt schmilzt nur in hohen Temperaturen, und ist für sich durch Hitze unzersetzbar. Geschmacklos, nicht giftig.

Prüfung. Reiner schwefelsaurer Baryt darf weder an Wasser, noch an verdünnte Säuren etwas Merkliches abgeben. Wird das mit feinzertheiltem schwefelsauren Baryt geschüttelte Wasser durch Oxalsäure und Barytsalze getrübt, so enthält das Präparat Gyps beigemischt.

Der natürlich vorkommende Schwerspath ist oft durch Metalloxyde gefärbt, welche in Salzsäure oder Salpetersalzsäure gelöst werden können. Eine solche Lösung wird dann mit Schwefelammonium und anderen geeigneten Reagentien die entscheidenden Niederschläge geben.

Anwendung. Der schwefelsaure Baryt wird für sich nicht als Arzneimittel benutzt, er dient aber zur Darstellung des Schwefel-

baryums. Das hierzu nothwendige sehr feine Pulver gewinnt man wie S. 515 angegeben worden ist.

Man erkennt den Schwerspath leicht an seiner bedeutenden spec. Schwere, an seiner Unlöslichkeit im Wasser und in verdünnten Säuren. Bestimmt unterscheidet man ihn von anderen Verbindungen durch Zusammenschmelzen des höchst feinen Pulvers mit kohlensaurem Natron. Wird die zusammengeschmolzene Masse mit Wasser gekocht, die Lösung vom Ungelösten abfiltrirt und mit Salpetersäure übersättigt, so lässt sich in dieser Flüssigkeit die Schwefelsäure durch Hinzufügung einer Barytsalzlösung erkennen. Der im Wasser nicht lösliche Theil der geschmolzenenen Salzmasse wird mit verdünnter Salzsäure behandelt, die Lösung zur Trockne verdunstet und weiter untersucht; sie muss in den Eigenschaften mit Chlorbaryum übereinstimmen.

Schwefelsaurer Kalk.

Calcaria sulfurica. Sulfate de Chaux. Sulfate of Lime.

Syn.: Schwefelsaures Calciumoxyd. Sulfas calcicus seu Calcariae. Gyps. Gypsum. Selenit.

Formel. CaO,SO^3 = Anhydrit; $CaO,SO^3 + 2HO$ = Gyps. Aeq. des Anhydrit = 68, des Gypses = 86.

Entdecker. Die Bestandtheile des Gypses lernte man im 18. Jahrhundert durch Duclos, Marggraf und Andere kennen.

Vorkommen. In der Natur sehr verbreitet und oft massenhaft auftretend.

Darstellung. Der schwefelsaure Kalk entsteht, wenn ein lösliches Kalksalz mit verdünnter Schwefelsäure oder löslichen schwefelsauren Salzen vermischt wird. Er kommt in der Natur so rein vor, dass seine Darstellung absichtlich selten vorgenommen wird.

Häufig erhält man ihn als Nebenprodukt.

Eigenschaften. Der künstlich dargestellte Gyps ist ein zartes weisses Pulver, oder bildet feine nadelförmige Krystalle. Der natürliche krystallisirte Gyps kommt in verschiedenen Formen des 2- und 1gliedrigen Systems vor. Seine Säulen sind oft tafelförmig oder ungleich 6seitig. Er schmeckt erdig, hat ein spec. Gew. = 2,32 und ist im warmen und kalten Wasser

fast gleich löslich; von letzterem erfordert er 380 Th. zur Lösung; er ist unlöslich im Weingeist. Bei 105—110° C. verliert der Gyps $^3/_4$ seines Wassers und bei 200—300° C. geht das letzte $^1/_4$ hinweg. In starker Rothglühhitze schmilzt der Gyps. Wird bei 160—180° C. entwässerter Gyps mit Wasser zu einem dünnen Brei angerührt, so nimmt er chemisch das Wasser wieder auf und erhärtet nach einiger Zeit unter Entwickelung geringer Wärme. Dasselbe Erhärten tritt ein, wenn das Pulver von ungebranntem Gyps mit einigen Salzlösungen, z. B. des Glaubersalzes gemischt wird, die sein Halhydratwasser austreiben und sich statt desselben mit dem Gyps zu Doppelsalzen verbinden. In NaCl-haltigem Wasser löst er sich leichter als im reinen Wasser.

Prüfung. Reiner Gyps muss sich in der angeführten Menge Wasser vollkommen lösen und auf Kohle geglüht CaS geben.

Anwendung. Der schwefelsaure Kalk wird für sich nicht als Arzneimittel benutzt, dient aber zur Darstellung des Calciumsulfurets. Ausserdem ist seine Anwendung in der Technik als Mörtel, Stuck etc. wichtig Früher wurde der reine natürliche Gyps, das Fraueneis oder Marienglas, innerlich als Arzneimittel angewandt.

Erkennung. Mit Wasser geschüttelt löst sich ein wenig Gyps und die Lösung wird durch Chlorbaryum und durch oxalsaures Kali getrübt.

Schwefelsaure Talkerde.

Magnesia sulfurica. Sulfate de Magnesie. Sulfate of Magnesia.

Syn.: Schwefelsaures Magniumoxyd. Schwefelsaure Magnesia, Talkerde oder Bittererde. Sulfas magnesicus seu Magnesiae. Bittersalz. Sal amarum. Saidschützer, Seidlitzer Salz, Sal saidschützense. Sal anglicum. Epsom Salt.

Formel. $MgO,SO^3 + 7HO$. Aequivalent = 123.

Entdecker. Gren, im Jahre 1694.

Vorkommen, Das Bittersalz findet sich aufgelöst in manchen Quellen und im Meerwasser; es wittert an manchen Orten aus der Erde.

Darstellung. Man gewinnt dasselbe fabrikmässig aus den Mutterlaugen des Meerwassers und der Salinen, in welchen schwefelsaure Magnesia und Chlormagnium sich aufgelöst vorfinden, indem man das letztere durch einen Zusatz von Schwefelsäure zer-

setzt. Eine Gebirgsart, aus kohlensaurem Kalk und kohlensaurer Magnesia bestehend, der Dolomit, kann ebenfalls durch Behandeln mit Schwefelsäure in schwefelsauren Kalk und schwefelsaure Bittererde umgewandelt werden, welche letztere leicht löslich und durch Filtriren vom schwerlöslichen Gyps zu trennen ist.

Die Auflösungen des Bittersalzes werden, wenn sie gehörig rein sind, bis zum Krystallisationspunkte verdunstet und es wird die Lauge während des Krystallisationsaktes gerührt, damit das Salz in kleinen spiessigen Krystallen sich absondere.

Auch als Nebenprodukt bei Bereitung der Kohlensäure aus Magnesit und Schwefelsäure gewinnt man Bittersalz.

Eigenschaften. Die schwefelsaure Magnesia des Handels stellt ein Haufwerk kleiner weisser durchsichtiger nadelförmiger Krystalle dar. Durch Auflösen derselben in heissem Wasser, Filtriren und Abkühlen erhält man dieselbe in ansehnlich grossen, geraden rhombischen Säulen, Magnesia sulfurica depurata. Sie ist geruchlos, schmeckt bittersalzig und kühlend. Bei 0° C. erfordert 1 Theil Salz 4 Theile Wasser zur Lösung; bei mittlerer Temperatur nur 3 Th.; in Alkohol ist es unauflöslich. Die ganz reine schwefelsaure Magnesia verwittert in trockener Luft etwas und lässt noch unter 150° C. ihre 6 Aequivalente Krystallwasser fahren; das siebente Aequivalent, ihr Halhydrat- oder Constitutionswasser, gibt sie in stärkerer Hitze, über 200° C., ab, während ein Theil des Salzes selbst zerlegt wird.

Die schwefelsaure Magnesia bildet leicht mit anderen Salzen, z. B. mit schwefelsaurem Kali und schwefelsaurem Ammoniak, welche das Halhydratwasser austreiben, Doppelsalze mit 6 Aeq. Wasser.

Prüfung. Das Bittersalz des Handels ist gewöhnlich etwas feucht durch einen Gehalt an Chlormagnium; dieser Gehalt darf aber nicht zu gross sein und gibt sich durch schwefelsaures Silberoxyd zu erkennen. Ferner darf die Lösung der schwefelsauren Magnesia nicht durch Schwefelwasserstoff-Schwefelammonium getrübt werden; ein weisser Niederschlag würde Thonerde- oder Zinksalze anzeigen und in diesem Falle die Lösung des Bittersalzes sauer reagiren, während sie das blaue Lacmuspapier nicht verändern soll. Ein schwarzer Niederschlag durch obiges Reagens hervorgebracht, würde einen Gehalt an anderen Metallen anzeigen und das Bittersalz zum Arzneigebrauche ebenfalls untauglich machen. Eine Bei-

mischung von feinzertheiltem Glaubersalze zum Bittersalze würde sich durch das leichte Verwittern der beigemengten Glaubersalztheilchen zu erkennen geben; wenn es indessen mit schwefelsaurer Magnesia zum Doppelsalze verbunden wäre, würde es sich auf diese Weise nicht erkennen lassen. Um dieses oder das beigemischte Kali zu ermitteln, schlägt man eine Auflösung des Bittersalzes mit einer Auflösung des Schwefelbaryums vollständig nieder, filtrirt und prüft die filtrirte Flüssigkeit mit verdünnter Schwefelsäure auf vielleicht überschüssig zugesetzte Barytlösung; ist diese vorhanden, so fällt man allen Baryt durch Schwefelsäure, filtrirt abermals und dampft zur Trockne ab. Wenn das Bittersalz rein war, darf sich kein Rückstand zeigen, enthielt es Kali oder Natron, so werden diese als schwefelsaure Salze zurückbleiben und können auf die bei diesen Salzen angegebene Methode erkannt werden. Durch Fällung mit essigsaurem Baryt, Eindampfen des Filtrats und Glühen des Rückstandes erhält man beigemengtes Kali und Natron als im Wasser leicht lösliche alkalisch reagirende kohlensaure Salze.

Anwendung. Innerlich in Auflösungen; das theilweise entwässerte Salz $= MgO,SO^3 + HO$ auch in Pulverform als Magnesia sulfurica sicca.

Man erkennt das Bittersalz durch Barytsalze an seinem Schwefelsäuregehalt und weist durch kohlensaures Kali den Gehalt an Talkerde nach, indem der hierdurch entstandene weisse Niederschlag auf Zusatz von Salmiaklösung verschwindet und durch Erhitzen der Mischung wieder zum Vorschein kommt.

Schwefelsaure Thonerde.

Alumina sulfurica. Sulfate d'Alumine. Sulfate of alumina.

Syn.: Schwefelsanre Alaunerde. Schwefelsaures Alumiumoxyd.

Formel. $Al^2O^3,3SO^3$. Aequivalent = 171,5.

Darstellung. Man löst reine Thonerde in verdünnter Schwefelsäure und dampft ein.

Eigenschaften. Nur schwierig in Blättchen krystallisirbar $= Al^2O^3, 3SO^3 + 18HO$. Gewöhnlich eine weisse feste Masse, leicht löslich im Wasser, unlöslich im Weingeist. Reagirt sauer und schmeckt herbe, säuerlichsüss. Verliert in der Hitze ihr Wasser und wird unlöslich in Wasser, durch längere Berührung damit aber wieder löslich. Bei stärkerer Hitze verliert sie die Schwefelsäure und hinterlässt reine Thonerde, völlig unlöslich in Wasser.

Anwendung. Die schwefelsaure Thonerde ist für den Pharmaceuten von Wichtigkeit, weil sie einen Bestandtheil des Alauns ausmacht. In neuerer

Zeit stellt man reine schwefelsaure Thonerde zur Ersetzung des Alauns dar; man hat sie benutzt, um Cadaver damit auszuspritzen und gegen Fäulniss zu schützen. Sie dient in der Färberei als Beize.

Prüfung. Man erkennt die Schwefelsäure in der schwefelsauren Thonerde durch Barytsalze und die Thonerde an dem Niederschlage, welchen Schwefelammonium in ihrer Lösung hervorbringt und welcher sich in Aetzkalilösung vollkommen wieder auflöst. Sie muss eisenfrei sein, was durch Schwefelammonium erkannt wird, welches damit weisse (nicht grüne noch schwarze) Fällung geben muss.

Schwefelsaures Eisenoxydul.

Ferrum sulfuricum oxydulatum. Sulfate de Protoxyde de Fer. Sulfate of Iron.

Syn.: Sulfas ferrosus seu oxyduli ferri. Eisenvitriol. Vitriolum martis. Vitriol de Mars. Grüner Vitriol. Green Vitriol. Kupferwasser.

Formel. $FeO,SO^3 + 7HO$. Aequivalent = 139.

Geschichtliches. Das Eisenvitriol ist schon in den ältesten Zeiten benutzt worden (Atramentum sutorium des Plinius).

Vorkommen. Der grüne Vitriol findet sich in der Natur fertig gebildet und entsteht durch Verwittern des Schwefelkieses.

Darstellung. Den Eisenvitriol gewinnt man im Grossen, wo sich Schwefeleisen, Eisenbisulfuret, Schwefelkies, in hinreichenderMenge und solcher Art vorfindet, dass er leicht bei Einfluss von Wasser und Luft verwittert, das heisst sich oxydirt. Man legt denselben in Haufen an die Luft, übergiesst ihn zuweilen mit Wasser und laugt, wenn die Haufen hinreichend verwittert sind, mit Wasser aus. Derjenige ältere Schwefelkies, welcher nicht an der Luft verwittert, wird vorher in verschlossenen Apparaten erhitzt, um einen Theil des Schwefels auszutreiben, der aufgefangen werden kann, dann erst verwittern gelassen. Die durch Auslaugen erhaltenen Flüssigkeiten werden durch Abdampfen concentrirt und es wird durch Abkühlen derselben der Eisenvitriol krystallisirt erhalten.

Zum officinellen Gebrauche stellt man sich den Eisenvitriol gewöhnlich selbst dar (da der käufliche meist kupferhaltig oder doch theilweise oxydhaltig ist), indem man Eisennägel, mit verdünnter Schwefelsäure, aus 1 Theil Schwefelsäurehydrat und 5 Theilen Wasser gemischt, übergiesst und so lange digerirt, als sich Blasen von Wasserstoffgas entwickeln, während noch etwas metallisches Eisen ungelöst am Boden liegt. Die noch warme Lösung filtrirt man in ein

vorher mit verdünnter Schwefelsäure ausgespültes Glas und lässt erkalten. Die gewonnenen Krystalle werden mit Wasser abgespült, die Krystallkrusten durch gelinden Druck in ihre einzelnen Krystalle zertheilt, diese auf öfters erneuertem Fliesspapier von der anhängenden Mutterlauge so rasch als möglich bei gewöhnlicher Temperatur befreit und in gut verstopften Gläsern aufbewahrt.

Erklärung. Bei der Verwitterung der Schwefelkiese bildet sich aus diesen durch Sauerstoffaufnahme schwefelsaures Eisenoxydul und freie Schwefelsäure, da dieselben mehr als 1 Aeq. Schwefel enthalten.

$$FeS^2 + 7O = FeO,SO^3 + SO^3.$$

Dieses zweite Aeq. Schwefelsäure sucht man ebenfalls zu benutzen, indem man bei'm Sieden der Lauge in dieselbe metallisches Eisen legt. Wenn man die Schwefelkiese vorher abbrennt, bildet sich weniger freie Schwefelsäure. Sind die Schwefelkiese zugleich kupferhaltig, so bildet sich auch schwefelsaures Kupferoxyd, welches durch Zusatz von metallischem Eisen aus der Lauge entfernt werden kann, indem sich reines metallisches Kupfer (Cämentkupfer) niederschlägt und statt dessen Eisen sich zu Eisenvitriol auflöst.

Bei'm Auflösen des metallischen Eisens in verdünnter Schwefelsäure entwickelt sich durch Wasserzersetzung Wasserstoffgas, während der Sauerstoff des Wassers zur Oxydation des Eisens verwandt wird. Man bewahrt hierbei, aus den pag. 474 angegebenen Gründen, einen Ueberschuss an metallischem Eisen und schützt die fertige kryst. Lauge möglichst gegen den Einfluss der Luft, da der Eisenvitriol, wie alle Eisenoxydulsalze, den Sauerstoff der Luft begierig anzieht.

Eigenschaften. Das reine schwefelsaure Eisenoxydul hat eine blassbläulich-grüne Farbe, krystallisirt in schiefen rhombischen Säulen (im zwei- und eingliedrigen System). Sein Pulver ist weiss. Es hat ein spec. Gew. = 1,82 und schmeckt, wie alle Eisenoxydulsalze, eigenthümlich herbe zusammenziehend. Ein Theil Salz erfordert zur Lösung 1,6 Th. kalten und 0,3 Th. kochenden Wassers. Die Lösung reagirt schwach sauer. Im Weingeist ist es unlöslich. Das reine Salz zerfällt in trockner Luft zu einem weissen Pulver und lässt bis etwas über den Siedpunkt des Wassers erhitzt, 6 Aequivalente Wasser fahren, während es das 7. Aequivalent erst bei 280° C. abgiebt. Eisenoxydhaltiger Eisenvitriol zerfällt zu einem gelben Pulver von basisch-schwefelsaurem Eisenoxyd $= 2Fe^2O^3,SO^3$ und mit dem gleichen Pulver beschlägt sich reiner Eisenvitriol,

wenn er in feuchter Luft aufbewahrt wird. Aus der an der Luft stehenden Auflösung setzt sich dasselbe unlösliche basische Salz ab; die Zersetzung geschieht nach folgender Gleichung:

$$10(FeO,SO^3) + 5O = 3(Fe^2O^3,3SO^3) + (2Fe^2O^3,SO^3).$$

Das Salz $Fe^2O^3,3SO^3$ ist normales schwefelsaures Eisenoxyd, im Wasser löslich und stark sauer reagirend.

Prüfung. Reiner oxydfreier Eisenvitriol ist bläulich-grün, oxydhaltiger rein grün und feucht. Kaliumeisencyanür muss die Lösung hellblau, nicht dunkelblau fällen. Schwefelwasserstoff darf dieselbe nicht schwärzen, was bei Kupfergehalt der Fall ist und keinen S abscheiden, was bei Fe^2O^3-gehalt stattfindet. Eine blanke Eisenplatte ist ein empfindliches Reagens auf den Kupfergehalt des Eisenvitriols, sie darf sich in dessen Lösung nicht röthen. Der Eisenvitriol des Handels enthält die schwefelsauren Salze des Zinkoxydes, der Thonerde, des Manganoxyduls, Kalks, der Talkerde, zuweilen auch arsenige Säure. Man findet diese Beimengungen durch Oxydation des Eisenvitriols mittelst chlorsauren Kali's und Salzsäure, Fällung mit Ammoniak und Kochen des ausgewaschenen Niederschlags mit Kalilauge. In der letzteren ist Thonerde gelöst, durch Salmiak in weissen Flocken fällbar; in der ammoniakalischen Flüssigkeit sind Zink und Mangan durch Schwefelammonium, Kalk durch oxalsaures Kali und Talkerde durch phosphorsaures Natron aufzusuchen. Arsengehalt ist durch HS in der wässrigen Eisenvitriollösung zu ermitteln.

Anwendung. Innerlich als Arzneimittel. Zur Darstellung anderer Eisenpräparate.

Erkennung. Die wässrige Lösung wird durch kohlensaure Natronlösung anfangs weiss, später grünlich-schwarz gefällt, der Niederschlag wird an der Luft gelbbraun.

Schwefelsaures Eisenoxyd.

Das Eisenoxyd liefert mit Schwefelsäure zahlreiche Verbindungen. Man kennt sechstel-, viertel-, drittel-, halb-, einfach-, anderthalbfach-, zweifach- und dreifach schwefelsaures Eisenoxyd, deren Formeln in derselben Reihenfolge $6Fe^2O^3,SO^3$ — $4Fe^2O^3,SO^3$ — $3Fe^2O^3,SO^3$ — $2Fe^2O^3,SO^3$ — Fe^2O^3,SO^3 — $2Fe^2O^3,3SO^3$ — $Fe^2O^3,2SO^3$ und $Fe^2O^3,3SO^3$ sind.

Die sieben Verbindungen von sechstel- bis zweifach saurem Salz sind basische, das dreifach schwefelsaure Eisenoxyd ist die normale Verbindung, in welcher auf 3 Aeq Sauerstoff in der Säure 1 Aeq. Sauerstoff in der Basis vorhanden ist. Die Verbindungen $6Fe^2O^3,SO^3$ bis Fe^2O^3,SO^3 sind unlöslich im Wasser, die schwefelsäurereicheren lösen sich darin auf.

Normales schwefelsaures Eisenoxyd.

Formel = Fe^2O^3, $3SO^3$. Aequivalent = 200.

Darstellung. Eisenvitriollösung wird mit halb so viel Schwefelsäure versetzt, als sie schon enthält (auf 2 Aeq. Eisenvitriol = $2(FeO,SO^3 + 7HO)$ = 278 Th. nimmt man 1 Aeq. Schwefelsäure = HO,SO^3 = 49 Th.), das Gemisch mit Salpetersäure bis zur Ueberführung alles Eisenoxyduls in Eisenoxyd erhitzt, dann durch wiederholtes Abdunsten und Wiederauflösen die überschüssig zugesetzte Salpetersäure entfernt. Sobald die Lösung gelbroth erscheint, bei'm Erhitzen keine gelbrothen Dämpfe von Untersalpetersäure mehr liefert, eine Probe derselben weder durch Kaliumeisencyanid gebläut, noch mit Eisenvitriol und concentrirter Schwefelsäure grünbraun wird, ist die Operation als beendigt anzusehen. Zur Bereitung von Liquor ferri sulphurici oxydati wird die Lösung mit Wasser bis zum gehörigen spec. Gewicht verdünnt, zur Gewinnung des trocknen Salzes aber weiter eingedampft. Es bleibt ein gelbbrauner Syrup, der bei'm Stehen zu einer blassgelben bis weissen Masse erstarrt, weiter abgedampft, aber braun und harzartig wird und zuletzt nach völliger Entwässerung ein schmutzig-weisses Pulver liefert.

Eigenschaften. Weisses Pulver, welches leicht Feuchtigkeit aus der Luft anzieht und damit zu einer braunen Flüssigkeit zerfliesst. Anfangs von schwachem, bald aber stark eisenhaften Geschmack. Unlöslich in concentrirter Schwefelsäure, durch welche es als weisses Pulver gefällt wird.

Die concentrirte wässrige Lösung trübt sich nicht bei'm Sieden, wohl aber die verdünnte, unter Abscheidung von drittel schwefelsaurem Eisenoxyd = $3Fe^2O^3,SO^3 + 4HO$, einem lockeren, dunkel-orangegelben Pulver.

Das normale schwefelsaure Eisenoxyd löst sich auch im Weingeist.

Bei'm Glühen entwickelt es wasserfreie Schwefelsäure. Mit schwefelsauren Alkalien vereinigt es sich zu Doppelsalzen, z. B. mit schwefelsaurem Kali zu Eisenoxydalaun = $KO,SO^3 + Fe^2O^3,3SO^3 + 24HO$, blassvioletten regulären Octaëdern.

Auch die basischen Salze des Eisenoxyds mit Schwefelsäure gehen solche Doppelverbindungen ein, so ist das Gelbeisenerz = $KO,SO^3 + 4(Fe^2O^3,SO^3) + 9HO$, eine im Wasser unlösliche ochergelbe erdige Masse.

Prüfung des schwefelsauren Eisenoxyds. Sie muss sich auf etwaigen Gehalt an Eisenoxydul und Salpetersäure, sowie auf die Verunreinigungen des Eisenvitriols und der Schwefelsäure richten, namentlich auf Arsenik.

Anwendung. Dient zur Bereitung des Gegenmittels bei Arsenikvergiftungen, des Eisenoxydhydrats von Berthold und Bunsen.

Schwefelsaures Zinkoxyd.

Zincum sulfuricum. Sulfate de Zinc. Sulfate of Zinc.

Syn.: Schwefelsaures Zink. Sulfas zincicus. Weisser Vitriol. Vitriolum album. White vitriol. Zinkvitriol. Weisser Galitzenstein. Kupferrauch. Couperose blanche. White Copperas.

Formel. $ZnO,SO^3 + 7HO$. Aequivalent = 143,5.

Entdecker. Basilius Valentinus kannte den weissen Vitriol, doch erst Brandt erkannte (1735) dessen Bestandtheile.

Vorkommen. In Bergwerken findet sich der Zinkvitriol als Product der Verwitterung des Schwefelzinks (der Zinkblende).

Darstellung. Der Zinkvitriol wird im Grossen aus der Zinkblende gewonnen. Man röstet dieselbe zu diesem Zwecke, wie die Schwefelkiese, damit sich sowohl Schwefel als Metall oxydire, laugt die gerösteten Massen aus und dampft die Laugen zur Krystallisation ab. Die gewonnenen Krystalle lässt man in ihrem Krystallwasser zergehen, schäumt die Flüssigkeit ab, lässt sie in hölzerne Tröge ablaufen und rührt sie in diesen bis fast zum Erkalten. Die so gewonnene Masse drückt man in Formen und bringt die zuckerhutähnlichen Massen in den Handel. Dieser käufliche Zinkvitriol ist gewöhnlich mit mehreren anderen Salzen, als Eisenoxyd- und oxydul-, Kupferoxyd-, Magnesia- und Kalksalzen verunreinigt, enthält auch häufig Mangan- und Thonerdesalz, sowie arsenige Säure.

Zur Darstellung eines reinen Zinkvitriols löst man metallisches Zink in verdünnter Schwefelsäure so, dass ein Ueberschuss metallischen Zinkes vorhanden bleibt. Die gewonnene klar filtrirte Lösung wird mit etwas Schwefelsäure angesäuert und durch Schwefelwasserstoffgas von allen hierdurch fällbaren Metallen befreit. Die abermals filtrirte Flüssigkeit versetzt man mit so viel kohlensaurem Natron, dass ein geringer Niederschlag von kohlensaurem Zinkoxyd entsteht, und leitet in die Flüssigkeit, welche diesen Niederschlag suspendirt enthält, Chlorgas so lange, bis eine abfiltrirte Probe mit Schwefelammonium einen rein weissen Niederschlag erzeugt. Sollte während der Behandlung mit Chlor der Niederschlag verschwunden sein, so erzeugt man ihn auf's Neue durch geringen Zusatz von kohlensaurem Natron. Nach beendigtem Einleiten und kurzem Hinstellen, bis aller Chlorgeruch verschwunden ist, filtrirt man die farblose Flüssigkeit auf's Neue, setzt eine kleine Menge reiner verdünnter Schwefelsäure hinzu, dampft zur Krystallisation ab und lässt erkalten; die erhaltenen Krystalle löst man in Wasser auf und bringt sie wieder zur Krystallisation, indem man jedesmal die letzten Mutterlaugen als unbrauchbar entfernt.

Erklärung. Bei'm Lösen des Zinks in verdünnter Schwefelsäure findet die bei'm Wasserstoff erklärte Wasserzersetzung statt. Durch einen Ueberschuss von Zink hält man schon einen grossen Theil der das Zink verunreinigenden Metalle zurück, z. B. Kupfer, Arsenik und Blei. Die angesäuerte Auflösung wird durch Schwefelwasserstoff von den Resten derselben und besonders vom Cadmium

vollkommen befreit, welche als Schwefelmetalle niederfallen. Die von diesen getrennte Flüssigkeit enthält aber noch Eisen, Mangan u. s. w. in Lösung. Das in der Flüssigkeit als schwefelsaures Eisenoxydul enthaltene Eisen wird durch das hineingeleitete Chlorgas zu Eisenoxydsalz umgeändert, indem sich durch Wasserzerlegung Salzsäure bildet und der Sauerstoff des Wassers das Eisen höher oxydirt. Die Eisenoxydsalze werden aber sowohl durch reines als kohlensaures Zinkoxyd zersetzt, indem sich Eisenoxydhydrat abscheidet und Zinkoxyd sich dafür auflöst. Aus diesem Grunde wird vorher durch kohlensaures Natron ein Antheil Zinkoxyd präcipitirt; es ist aber einleuchtend, dass diese Präcipitation auch vorgenommen werden kann, wenn das Eisen schon durch die Chloreinwirkung höher oxydirt worden ist; man setzt dann so lange der gelb gewordenen Flüssigkeit kohlensaures Natron hinzu, bis hierdurch ein rein weisser Niederschlag, oder bis in einer abfiltrirten Probe durch Schwefelammonium ein reiner weisser Niederschlag von Schwefelzink entsteht. Noch zweckmässiger ist es, aus der mit Chlor behandelten Flüssigkeit das Eisenoxyd durch Digestion mit etwas vorher frisch bereitetem hydratischem kohlensauren Zinkoxyd zu trennen, weil man dann der Gefahr überhoben wird, den Zinkvitriol mit einem Doppelsalze von schwefelsaurem Zinkoxyd-Natron zu verunreinigen, zu dessen Bildung das schwefelsaure Zinkoxyd sehr geneigt ist. In der Mutterlauge bleibt sowohl etwas gebildetes Chlorzink, als auch das etwa vorhandene Chlormangan gelöst, daher eine zweimalige Krystallisation zu empfehlen ist. Die Oxydation des Eisenoxyduls der Zinkvitriollösung kann auch durch sehr kleine Mengen rauchender Salpetersäure bewirkt werden.

Eigenschaften. Das schwefelsaure Zinkoxyd krystallisirt in der Ruhe in sehr grossen, farblos durchsichtigen Krystallen, welche Säulen des rhombischen Systems bilden, die oft durch Abstumpfung der Seitenkanten sechs- und achtseitig erscheinen. Das schwefelsaure Zinkoxyd schmeckt unangenehm metallisch und wirkt giftig, brechenerregend. Es verwittert nur langsam an der Luft; das zu Pulver zerfallene schwefelsaure Zinkoxyd hat 6 Aeq. Wasser verloren und 1 Aeq. HO zurückbehalten, welches Halbydratwasser ist und durch andere schwefelsaure Salze, z. B. schwefelsaures Kali, Natron oder Ammoniak ersetzt werden kann. Mit diesen bildet das schwefelsaure Zinkoxyd, gleich der schwefelsauren Talkerde, Doppelsalze, welche nur 6 Aeq. Krystallwasser enthalten. Im Wasser

ist der Zinkvitriol leicht löslich, indem bei gewöhnlicher Temperatur einGewichtstheil Salz 2¼ Th. Wasser zur Lösung erfordert. Nach Karsten löst sich 1 Th. der Krystalle in 0,923 Th. Wassers von 17°,5 C., heisses Wasset löst noch mehr; die Lösung reagirt sauer. Bei gelindem Erhitzen schmilzt das Salz in seinem Krystallwasser. Durch längeres Erhitzen lässt es alles Krystallwasser fahren und wird hierbei gleichzeitig zersetzt, indem ein Antheil Schwefelsäure ausgetrieben wird. In Alkohol ist es kaum löslich. Der Zinkvitriol liefert leicht basische Salze, wenn er mit Zinkoxydhydrat zusammentrifft. Man kennt halb-, viertel-, sechstel- und achtel schwefelsaures Zinkoxyd; die letzteren sind im Wasser unlösliche weisse Pulver, welche Zincum oxydat. via humida paratum häufig verunreinigen.

Prüfung. Der Zinkvitriol muss vollkommen weiss sein und keine Beimischungen fremder Salze zeigen. Die etwas angesäuerte Lösung darf mit Schwefelwasserstoffgas keinen Niederschlag erzeugen; ein gelber in Ammoniak unlöslicher Niederschlag wird einen Cadmiumgehalt anzeigen. Die wässerige neutrale Lösung mit Schwefelammonium versetzt, muss einen rein weissen Niederschlag geben; ein geringer Stich desselben ins Graue zeigt die Beimischung von Eisen an, wenn nicht schon durch Schwefelwasserstoffgas ein anderes Metall angedeutet worden ist. In der mit Schwefelammonium völlig gefällten Lösung darf nichts Feuerbeständiges mehr enthalten sein, welches sich zu erkennen gibt, wenn eine abfiltrirte Probe der Flüssigkeit bei'm Verdunsten und Erhitzen auf Platinblech einen Rückstand hinterlässt.

Anwendung. Das schwefelsaure Zinkoxyd wird für sich als Arzneimittel angewandt; innerlich mit besonderer Vorsicht. Es dient ferner zur Darstellung reinen Zinkoxydes und anderer officineller Zinkpräparate.

Man erkennt das schwefelsaure Zinkoxyd an seinem Schwefelsäuregehalt durch Barytsalze und an dem weissen, durch Aetzammoniak entstehenden Niederschlage, der sich in einem Ueberschusse des Fällungsmittels wieder löst, ferner an dem weissen Niederschlage, den Schwefelammonium in seiner Auflösung hervorbringt. Wird Zinkvitriol auf der Kohle vor dem Löthrohre erhitzt, so schmilzt er, später entwickelt sich schweflige Säure, während das Zinkoxyd hellgrünlich-weiss glüht, ausser der Flamme in der Hitze gelb erscheint und nach dem Erkalten weiss wird. Wird die geglühte Probe mit

Kobaltsolution befeuchtet und abermals stark geglüht, so färbt sie sich grün.

Schwefelsaures Kadmiumoxyd.

Cadmium sulfuricum. Sulfate de Cadmium. Sulfas cadmicus.

Formel. $CdO,SO^3 + 4HO$. Aequivalent = 140.

Entdecker. Stromeyer und Hermann, 1817.

Darstellung. Reines Kadmium, oder Kadmiumoxyd, oder kohlensaures Kadmiumoxyd wird in Schwefelsäure bis zur Sättigung der letzteren aufgelöst und die Lösung durch gelindes Verdunsten zur Krystallisation gebracht.

Erklärung. Kadmium löst sich unter Wasserzersetzung und Wasserstoffentwickelung, Kadmiumoxyd ohne weiteres, kohlensaures Kadmiumoxyd unter Kohlensäure-Entwickelung in der verdünnten Schwefelsäure.

Eigenschaften. Das schwefelsaure Kadmiumoxyd krystallisirt in farblosen Säulen, löst sich leicht im Wasser, nicht im Weingeist und schmeckt unangenehm metallisch. Es verwittert an der Luft und lässt leicht das Krystallwasser fahren, ohne in demselben zu schmelzen.

Erkennung und Prüfung. Seine wässrige mit Salzsäure versetzte Lösung gibt mit Chlorbaryum einen weissen und mit HS einen gelben Niederschlag, letzterer unlöslich in Ammoniak.

Anwendung. Aeusserlich zu Augenwässern.

Schwefelsaures Kupferoxyd.

Cuprum sulfuricum. Sulfate de Cuivre. Sulfate of copper.

Syn.: Sulfas cupricus. Kupfervitriol. Blauer oder cyprischer Vitriol. Vitriolum coeruleum seu de Cypro. Blauer Galitzenstein. Couperose bleue. Blue vitriol. Blue stone. Mortooth.

Formel. $CuO,SO^3 + 5HO$. Aequivalent = 124,75.

Geschichtliches. Schon dem Dioscorides bekannt.

Vorkommen. Findet sich in der Natur, gebildet durch Verwitterung von Kupferkies.

Darstellung des Kupfervitriols.

1) Man erhitzt 1 Aeq. Kupfer (31,75 Gewichtstheile) mit höchstens 2 Aeq. concentrirter Schwefelsäure (98 Theilen), die mit $^1/_3$ ihres Gewichts (33 Theilen) Wasser verdünnt sind, dampft die Lösung zur Trockne, zieht die rückständige Salzmasse mit heissem Wasser aus, filtrirt vom entstandenen schwarzen Schwefelkupfer und dem ungelöst gebliebenen metallischen Kupfer ab und erkältet das Filtrat, wo dann Kupfervitriol krystallisirt.

$Cu + 2SO^3 = CuO,SO^3 + SO^2$ (Kupfer kann das Wasser nicht zerlegen).

Das Schwefelkupfer entsteht nach der Gleichung:

$$4Cu + 4SO^3 + 3(CuO,SO^3) + CuS.$$

2) Man setzt Kupfer längere Zeit der Einwirkung der atmosphärischen Luft und der verdünnten Schwefelsäure aus (Berard). Hier ist

es der Sauerstoff der Luft, welcher das Kupfer in Kupferoxyd verwandelt. Was man aber an Schwefelsäure dabei erspart, geht an Zeit verloren.

3) Man erhitzt 3 Aeq. Kupfer (95,25 Gewichtstheile) mit 3 Aeq. Schwefelsäurehydrat (147 Gewichtstheil.), 1 Aeq. Salpetersäure (63 Gewichtstheil. $HO,NO^5 = 167,1$ Gewichtstheilen Salpetersäure von 1,26 spec. Gew.) und 450 Gewichtstheilen Wasser bis zur Lösung des Kupfers, filtrirt, concentrirt und lässt krystallisiren. So erhält man gegen 120 Theile krystallisirten Kupfervitriol (Anthon).

Hier oxydirt die Salpetersäure das Kupfer.

$$3Cu + 3SO^3 + NO^5 = 3(CuO,SO^3) + NO^2.$$

4) Schwefelkupfer wird geröstet und aus dem Röstproduct durch Wasser der gebildete Kupfervitriol ausgelaugt

$$CuS + 4O = CuO,SO^3.$$

Als Schwefelkupfer dient entweder das aus Kupfer und Schwefel künstlich bereitete, oder der Kupferkies, dessen Schwefeleisen bei der starken Röstung in Eisenoxyd übergeht, oder der sogenannte Kupferstein, ein Gemenge von Schwefelkupfer und Schwefeleisen, welches bei'm Kupferhüttenprocesse abfällt.

5) Als Nebenproduct der Silberscheidung gewinnt man Kupfervitriol, indem die Auflösung des Silbers in Schwefelsäure mit Kupferplatten in Berührung gelassen wird, welche Silber fällen und sich in schwefelsaures Kupferoxyd umwandeln.

$$Cu + AgO,SO^3 = Ag + CuO,SO^3.$$

6) Man löst Kupferhammerschlag in verdünnter Schwefelsäure.

$$CuO + HO,SO^3 + 4HO = CuO,SO^3 + 5HO.$$

Reinigung. Der käufliche Kupfervitriol kann schwefelsaures Eisenoxydul, Manganoxydul, Kobaltoxydul und Zinkoxyd enthalten; im natürlichen Salze fand H. Rose auch Eisenoxyd, Thonerde, Talkerde und Kalk. Zu pharmaceutischen Zwecken stellt man das Salz am besten nach der ersten Methode dar und reinigt es durch Umkrystallisiren.

Eigenschaften. Der Kupfervitriol krystallisirt in Formen des ein- und eingliedrigen Systems, gewöhnlich in lasurblauen, schiefen rhomboïdischen Säulen, die durch Entkantung ungleich sechsseitig erscheinen. Frisch durchsichtig, verwittern sie an der Luft oberflächlich und werden matt. — Spec. Gew. = 2,274. Sie brauchen 3 Theile kalten, aber nur ½ Theil siedenden Wassers zur Lösung; im Weingeist sind sie unlöslich. Die Lösung röthet Lacmus. Bei 38° C. verliert der Kupfervitriol 4 Aeq. Krystallwasser und wird zu $CuO,SO^3 + HO$. Das letzte Aequivalent Wasser, das Halbydratwasser, entweicht erst bei 220—240° C. Das hinterbleibende wasserfreie CuO,SO^3 erscheint weiss, pulverig. Bei heftigem Glühen verliert dasselbe alle Schwefelsäure, grösstentheils in SO^2 und Sauerstoff zerlegt, einem kleinen Theile nach als SO^3 und lässt schwarzes CuO zurück.

Concentrirte Kupfervitriollösung, mit frischgefälltem Kupferoxydhydrat oder kohlensaurem Kupferoxyd digerirt, liefert unlösliche grüne pulvrige Verbindungen, welche wasserhaltige basische Salze von den Formeln $3CuO,SO^3$ und $4CuO,SO^3$ sind.

Mischt man eine Kupfervitriollösung mit so viel Kalilauge, dass alles CuO gefällt, aber die Flüssigkeit noch nicht alkalisch geworden ist, so besitzt der entstandene apfelgrüne Niederschlag die Formel $8CuO,SO^3 + 12HO$. Lösungen von Kochsalz und Kupfervitriol geben gemischt Glaubersalz und Kupferchlorid; auch Salzsäure bildet mit Kupfervitriol eine grüne Lösung, welche Kupferchlorid neben freier Schwefelsäure enthält (Analogien mit Quecksilber- und Silbersalzen).

Prüfung. Der gewöhnliche Kupfervitriol des Handels ist häufig mit den schwefelsauren Salzen des Eisenoxyduls und Zinkoxyds verunreinigt. Nach Entfernung des Kupfers durch Schwefelwasserstoff bleiben diese Verunreinigungen in Lösung.

Anwendung. Innerlich als brechenerregendes Mittel; auch äusserlich. Zur Darstellung anderer Kupferpräparate, sowie zur Darstellung metallischer Abdrücke auf galvanoplastischem Wege.

Erkennung. Durch Chlorbaryum wird aus seiner wässrigen Lösung die Schwefelsäure gefällt, durch blankes Eisen das Kupfer.

Schwefelsaures Quecksilberoxydul.

Hydrargyrum sulfuricum oxydulatum.

Formel $= Hg^2O,SO^3$. Aequivalent $= 248$.

Darstellung:

1) Man erwärmt 1 Theil Quecksilber mit $^1/_2$ bis 1 Theil concentrirter Schwefelsäure gelinde, bis etwas über die Hälfte des Quecksilbers in festes Salz übergegangen ist, giesst das ungelöste Quecksilber und die flüssige Säure ab und wäscht das Salz mit wenig kaltem Wasser. Man darf nicht bis zur Trockne abdampfen, weil sich sonst dem Oxydulsalz auch Oxydsalz beimengt.

$$Hg^2 + 2SO^3 = Hg^2O,SO^3 + SO^2.$$

2) Man zerlegt salpetersaures Quecksilberoxydul mit Schwefelsäure oder schwefelsaurem Natron und entfernt die abgeschiedene Salpetersäure oder das gebildete salpetersaure Natron durch Waschen mit kaltem Wasser.

Nach H. Rose mengt man das gepulverte krystallisirte salpetersaure Quecksiberoxydul $Hg^2O,NO^5 + 2HO$ (280 Theile) mit zerfallenem Glaubersalz NaO,SO^3 (71 Theilen) und zieht durch kaltes Wasser das salpetersaure Natron aus.

$$Hg^2O,NO^5 + NaO,SO^3 = Hg^2O,SO^3 + NaO,NO^5.$$

Eigenschaften. Wasserfreie weisse Kryställchen, unlöslich in kaltem Wasser, löslich in verdünnter Salpetersäure, aus welcher Lösung es durch Schwefelsäure wieder gefällt wird; reichlich löslich in heisser concentrirter Schwefelsäure, daraus bei'm Erkalten oder bei'm Verdünnen mit Wasser wieder krystallinisch niederfallend. Bei längerem Kochen mit vielem Wasser wird es zersetzt in freie Schwefelsäure und schwefelsaures Quecksilberoxyd, die in Lösung übergehen und in ein graugelbes pulvriges Gemenge von metallischem Quecksilber und drittel schwefelsaurem Quecksilberoxyd.

$$4(Hg^2O,SO^3) = HgO,SO^3 + 2SO^3 + 4Hg + (3HgO,SO^3).$$

Das schwefelsaure Quecksilberoxydul schmilzt in schwacher Glühhitze und zerfällt bald darauf in metallisches Quecksilber, schweflige Säure und Sauerstoffgas; kleine Mengen von Schwefelsäure und unzersetztem Salze finden sich unter den Zersetzungsprodukten.

Prüfung. Das Salz muss sich bei Glühen vollständig verflüchtigen und mit Natronlauge behandelt schwarzes Quecksilberoxydul und schwefelsaures Natron geben.

Anwendung. Nicht officinell, aber wegen seiner Bildung neben dem officinellen schwefelsauren Quecksilberoxyd beachtenswerth.

Schwefelsaures Quecksilberoxyd.

Hydrargyrum sulfuricum oxydatum. Sulfate d'oxyde de Mercure. Sulfate of Mercury.

Syn.: Quecksilbervitriol. Sulfas hydrargyricus. Normales oder neutrales oder einfach schwefelsaures Quecksilberoxyd.

Formel. HgO,SO^3. Aequivalent = 148.

Geschichtliches. Schon dem Jean de Rocquetaillade im 14. Jahrhundert bekannt.

Darstellung. Zwei Theile metallisches Quecksilber und 3 Theile Schwefelsäurehydrat werden in einem Glaskolben im Sandbade so lange gekocht, bis Alles in eine weisse Salzmasse übergegangen ist.

Erklärung. In der Kälte und mit Wasser verdünnt greift die Schwefelsäure das Quecksilber nicht an. Im concentrirten Zustande und in der Siedehitze wird ein Theil der Schwefelsäure zur Oxydation des Quecksilbers verwendet, wobei schweflige Säure entweicht. Nach der Gleichung:

$$Hg + 2(HO,SO^3) = HgO,SO^3 + SO^2 + 2HO$$

sollten für 100 Theile Quecksilber 98 Theile concentrirte Schwefelsäure ausreichen, allein bei diesem Mengenverhältniss bleibt dem Präparate noch schwefelsaures Quecksilberoxydul beigemengt;

deshalb sind auf 1 Theil Quecksilber $1\frac{1}{2}$ Theil concentrirte Schwefelsäure vorgeschrieben, um vollständige Oxydation des Hg zu bewirken.

Eigenschaften. Eine weisse lichtbeständige Salzmasse, die sich bei jedesmaligem Glühen erst gelb, dann roth färbt. In verdünnter Schwefelsäure löslich; auf 1 Aequivalent HgO,SO^3 gehören 4 Aequivalente HO,SO^3 zur Lösung. Mit vielem Wasser gekocht zerfällt es in drittel schwefelsaures Quecksilberoxyd = $3HgO,SO^3$ und in eine Lösung von übersaurem schwefelsauren Quecksilberoxyd.

Mit Salzsäure liefert es Quecksilberchlorid und Schwefelsäurehydrat

$$HgO,SO^3 + HCl = HgCl + HO,SO^3.$$

Mit Kochsalz gibt es sowohl auf nassem, als auf trocknen Wege Quecksilberchlorid und Glaubersalz.

$$HgO,SO^3 + NaCl = HgCl + NaO,SO^3.$$

Mit Jodwasserstoffsäure zerlegt es sich in Quecksilberjodid und Schwefelsäure.

$$HgO,SO^3 + HJ = HgJ + HO,SO^3.$$

Mit Blausäure bildet es Cyanquecksilber und saures schwefelsaures Quecksilberoxyd; dabei wird ein Theil des Quecksilberoxyds zu Quecksilberoxydul reducirt.

In der Rothglühhitze wird das Salz in Quecksilber, schweflige Säure und Sauerstoffgas zerlegt; etwas schwefelsaures Quecksilberoxydul entsteht als Nebenprodukt.

Prüfung. Das Salz muss sich bei'm Glühen völlig verflüchtigen. Mit Natronlauge gekocht gibt es gelbes Quecksilberoxyd und in Lösung übergehendes schwefelsaures Natron. Mit Kochsalz und Wasser erwärmt muss es sich völlig im Wasser zu neutraler Flüssigkeit auflösen, sonst enthält es freie Schwefelsäure.

Anwendung. Vorzüglich zur Darstellung des Quecksilberchlorids.

Drittel schwefelsaures Quecksilberoxyd.

Syn.: Basisches schwefelsaures Quecksilberoxyd. Mineralturpith. Turpethum minerale.

Formel = $3HgO,SO^3$. Aequivalent = 364.

Entdecker. Basilius Valentinus.

Darstellung:

1) Man behandelt feinzerriebenes eimfach schwefelsaures Quecksilberoxyd mit grösseren Mengen kochenden Wassers längere Zeit, bis der Rückstand lebhaft citronengelb geworden ist, wäscht ihn mit warmem Wasser aus und trocknet denselben.

Erklärung. Das Wasser entzieht dem Salze HgO,SO^3 zwei Drittel seiner Schwefelsäure, in welcher sich dann eine kleine Menge unverändertes HgO,SO^3 auflöst und es hinterbleibt $3HgO,SO^3$.

2) Eine Lösung des salpetersauren Quecksilberoxyds, welche keine überschüssige Salpetersäure enthält, wird in der Hitze mit einer Lösung von Glaubersalz gefällt.

$$3(HgO,NO^5) + (NaO,SO^3) + 2HO = 3HgO,SO^3 + NaO,NO^5 + 2(HO,NO^5).$$

Eigenschaften. Ein lebhaft citronengelbes Pulver, welches bei'm jedesmaligen Erhitzen sich roth färbt; von hohem spec. Gew. (= 6,45). Es löst sich in 2000 Theilen kaltem und in 600 Theilen siedendem Wasser.

Prüfung. Das Präparat muss rein gelb erscheinen, sich bei'm Glühen völlig verflüchtigen und mit Natronlauge gekocht gelbes Quecksilberoxyd geben, während schwefelsaures Natron entsteht, erkennbar durch Barytsalze.

Anwendung. Selten als Arzneimittel.

e) Salpetrigsaure Salze.

Sie entwickeln mit verdünnter Schwefelsäure angesäuert orangefarbene Dämpfe von salpetriger Säure, die aus KJ das J abscheiden.

Salpetrigsaures Kali.

Formel = KO,NO^3. Aequivalent = 85,1.

Darstellung:

1) Man erhitzt Stärkemehl mit Salpetersäure und leitet die entweichenden salpetrigen Dämpfe in Kalilauge, bis diese neutralisirt ist (Fritzsche). Die in der Retorte rückständige Flüssigkeit wird auf Oxalsäure verarbeitet. Der so gewonnenen Lösung von salpetrigsaurem Kali ist salpetersaures Kali beigemengt, was für die Anwendung als Reagens auf Jod nichts schadet.

2) Man glüht salpetersaures Kali längere Zeit stark im hessischen Tiegel, löst im Wasser, lässt den unzersetzt gebliebenen Salpeter auskrystallisiren, neutralisirt die Mutterlauge mit Essigsäure und fügt das doppelte Volum 90procentigen Weingeist hinzu. Bei ruhigem Stehen krystallisirt noch Salpeter heraus, über diesem befindet sich eine ölige Schicht, welche eine Lösung des salpetrigsauren Kalis ist und über dieser liegt eine Lösung von essigsaurem Kali, welche man abgiesst. Aus der öligen gelblichen Flüssigkeit krystallisirt bei'm Stehen neben HO,SO^3 unter einer Glocke das salpetrigsaure Kali (N. W. Fischer).

Eigenschaften. Farblose, nicht alkalische Kryställchen, die leicht zerfliessen.

Anwendung. Als Reageus auf Jodwasserstoffsäure und Jodmetalle, wie das folgende Salz.

Salpetrigsaures Natron.

Formel = NaO,NO^3. Aequivalent = 69.

Wird in ähnlicher Weise dargestellt, wie das Kalisalz; die Zersetzung des salpetersauren Natrons findet leichter statt, als die des Kalisalpeters.

Das Salz bildet luftbeständige Rhomboëder, leicht löslich in Wasser, unlöslich in Weingeist.

Die Zersetzung des Jodkaliums durch salpetrigsaures Natron findet bei Zusatz von etwas freier Salpetersäure nach der Gleichung statt:

$$KJ + NaO,NO^3 + 2(HO,NO^5) = KO,NO^5 + NaO,NO^5 + 2HO + J + NO^2.$$

Das abgeschiedene Jod wird dann an seiner Reaction gegen Stärkekleister, oder gegen Schwefelkohlenstoff oder Chloroform erkannt.

Salpetrigsaures Ammoniumoxyd.

Formel. H^4NO,NO^3. Aequivalent = 64.

Darstellung. Man leitet salpetrigsaure Dämpfe in eine Aetzammoniakflüssigkeit hütet sich, diese letztere sauer werden zu lassen und dunstet unter einer Glocke neben Aetzkalk ein (Millon).

Eigenschaften. Undeutlich krystallisirte Salzmasse, deren wässrige Auflösung sich schon bei 50° C. unter Entwickelung von Stickgas zerlegt, wobei neutrales Wasser hinterbleibt. Eine Spur freier Säure (NO^5,HCl oder SO^3) bewirkt, dass diese Zersetzung plötzlich eintritt, während freies Ammoniak dieselbe verzögert.

Erklärung. Die beschriebene Zersetzung wird durch die Gleichung $H^3N,HO,NO^3 = 2N + 4HO$ veranschaulicht.

Anwendung. Zur Stickgasgewinnung.

f) Salpetersaure Salze.

Sie verpuffen auf glühenden Kohlen; die salpetersauren Alkalien hinterlassen dabei einen alkalischen Rückstand von kohlensaurem Salz.

In einer Glasröhre mit concentrirter Schwefelsäure und Kupferspähnen erhitzt, entwickeln sie gelbrothe salpetrige Dämpfe.

Ihre wässrige Lösung, mit Schwefelsäure und einem Tropfen Indiglösung versetzt, zerstört die blaue Farbe des Indigos. Ihre

wässrige Lösung, mit überschüssiger concentrirter Schwefelsäure gemengt und auf das Gemisch eine Eisenvitriollösung gegossen, bewirkt dunkle Färbung der Berührungsstelle beider Flüssigkeiten (bei viel NO^5 eine braunschwarze, bei wenig eine violette Färbung). Mit Phenolschwefelsäure erwärmt färben sie dieselbe gelb bis braun.

Salpetersaures Ammoniumoxyd.

Ammonium nitricum.

Syn.: Nitras ammonii. Nitrum flammans.

Formel = H^4NO,NO^5. Aequivalent = 80.

Darstellung. Man neutralisirt wässrige Salpetersäure mit Aetzammoniakflüssigkeit oder kohlensaurem Ammoniak und dunstet zur Krystallisation ab.

Eigenschaften. Farblose, zerfliessliche, sechsseitige Säulen, neutral, von scharfem und bitteren Geschmack. Spec. Gew. = 1,707. Verliert an der Luft Ammoniak und nimmt saure Reaction an. Schmilzt vollständig bei 108° C. Bei 200° C. siedet es unter Zersetzung und Entwickelung weisser Nebel; es zerfällt dabei in Stickoxydulgas und Wasserdampf.

$$H^4NO,NO^5 = 2NO + 4HO.$$

Auf glühenden Kohlen verpufft es; auf eine glühende Porzellanplatte gestreut, zerlegt es sich in HO, Stickgas und salpetrige Säure.

Es braucht ½ Theil Wasser von 18° C. zur Auflösung. Mit viel concentrirter Schwefelsäure erhitzt zerlegt sich das Salz in Salpetersäuredampf, Untersalpetersäure, Stickoxydulgas und Stickgas, während Wasser an die Schwefelsäure tritt.

Im geschmolzenen Zustande oxydirt das Salz das Zink, Antimon, Wismuth und Silber.

Prüfung. Es muss bei'm Erhitzen völlig sich verflüchtigen, mit Kalilauge Ammoniak entwickeln, muss sich gegen HO,SO^3 und Eisenvitriol oder Indiglösung, wie oben im Allgemeinen angegeben, verhalten. Seine wässrige Lösung darf durch salpetersaures Silberoxyd nicht getrübt werden.

Anwendung. Selten als Arzneimittel.

Salpetersaures Kali.

Kali nitricum. Nitrate de potasse. Nitrate of Potass.

Syn.: Nitras kalicus. Nitras potassae. Salpeter. Nitrum. Nitre. Kalisalpeter. Ostindischer Salpeter. Prismatischer Salpeter.

Formel. KO,NO^5. Aequivalent = 101,1.

Geschichtliches. Nitrum der Alten war kohlensaures Natron. Der Salpeter wurde schon im 8. Jahrhundert von Geber zur Bereitung der Salpetersäure benutzt.

Vorkommen. Er findet sich in der Natur gebildet, wo stickstoffhaltige organische Körper bei Gegenwart starker Basen verwesen. In Ostindien findet er sich häufig; bei uns seltener, in lehmigem Boden.

Darstellung. Man laugt den salpeterhaltigen Boden mit Wasser aus und gewinnt durch Eindampfen der Lauge den rohen Salpeter. In gemässigten Gegenden gewinnt man Salpeter in den sogenannten Salpeterplantagen. Zu diesem Zweck bereitet man grosse Haufen aus lockerer Dammerde, kalireichen Pflanzen, thierischen Körpern, Dünger, Stroh, ausgelaugter Asche, Kalkschutt u. s. w. und befeuchtet dieselben von Zeit zu Zeit mit Urin. Sie werden so hergerichtet, dass die Luft freien Zutritt hat, das Regenwasser aber abgehalten bleibt. Man schaufelt die Haufen öfter um und laugt die Erde, nachdem ein solcher Haufen mehre Jahre alt ist, mit Wasser aus. Die ausgelaugte Erde wird nun auf's Neue zur Construirung von Haufen oder Wänden benutzt und die Lauge, welche meist durch organische Stoffe gelb gefärbt ist und salpetersauren Kalk, salpetersaures Kali, salpetersaure Talkerde, Kochsalz u. s. w. enthält, durch Zusatz von Pottaschenlösung, oder durch Kochen mit Holzaschenlauge von den Erdsalzen befreit. Die so vorbereitete und zum Eindampfen beförderte Lauge setzt ihren Gehalt an Kochsalz krystallinisch ab und wird davon, so wie von den sie trübenden Theilen befreit, noch warm abgezapft und zum Krystallisiren abgekühlt.

Der ausgeschiedene rohe Salpeter, Nitrum crudum, ist noch sehr unrein; man löst ihn in der geringsten Menge siedenden Wassers, befreit die Lösung vom Ungelösten und rührt sie bis zum Erkalten um. Durch diese Operation scheidet sich der Salpeter pulverförmig aus, Salpetermehl; dieses wird durch Pressen von der Mutterlauge befreit, nochmals in heissem Wasser gelöst und durch ruhiges Abkühlen zum Krystallisiren befördert. Der auf diese Weise gewonnene Salpeter des Handels wird auch nicht selten geschmolzen und in kuchenförmige Massen ausgegossen. Er ist immer noch mehr oder weniger mit Chlornatrium verunreinigt und wird auf verschiedene Weise chemisch-rein dargestellt.

Gewöhnlich wiederholt man die zuletzt erwähnte Operation noch einigemal mit dem Salpeter, wäscht das gewonnene Salpetermehl mit einer concentrirten Lösung von salpetersaurem Kali aus und

bringt das gereinigte Salpetermehl durch Auflösen in heissem Wasser und Abkühlen wieder zur Krystallisation.

Oder, man besprengt den pulverisirten Salpeter in einer Porzellanschale mit Salpetersäure, erwärmt das Ganze gelinde, löst das Salz im Wasser und krystallisirt. Bei allen diesen Operationen muss, wenn man ein durchaus chlorfreies Salz gewinnen will, besondere Rücksicht auf das benutzte Filtrirpapier verwandt werden, welches gewöhnlich chlorhaltig ist und das eben gereinigte Salz wieder damit verunreinigt. Jetzt wird aus Chilisalpeter (NaO,NO^5) durch Wechselzersetzung mit KCl viel Kalisalpeter gewonnen.

Erklärung. Ueber die Entstehung der Salpetersäure in der salpeterhaltigen Erde Indiens oder in unsern Salpeterplantagen ist man nicht einerlei Meinung. Einige glauben, dass sich der bei'm Verwesen stickstoffhaltiger Körper ausscheidende Stickstoff mit dem Sauerstoff der Luft verbinde, bevor er Gasgestalt angenommen habe; wahrscheinlicher ist es aber, dass sich die Salpetersäure bilde durch Oxydation des bei'm Verwesungsprocesse frei werdenden Ammoniaks. Sie verbindet sich dann mit den vorhandenen Basen, Kalk, Kali u. s. w. Aus der rohen Salpeterlauge werden die Erdsalze als unlösliche kohlensaure Salze gefällt, wenn jene mit Pottaschenlösung versetzt oder mit Holzaschenlauge behandelt wird, welche letztere stets kohlensaures Kali enthält. Das vorhandene Chlornatrium des verbrauchten Urins kann durch diese Operation nicht entfernt werden, scheidet sich aber grösstentheils bei'm Concentriren der Lauge ab; ein anderer Theil bleibt aufgelöst und verunreinigt auch noch die zuerst erhaltenen Krystalle des rohen Salpeters, indem es mit der Mutterlauge sich zwischen den Krystalllamellen vorfindet. Bei'm Lösen des Salpeters in möglichst wenig Wasser und Rühren bis zum Erkalten, damit er sich nicht in Krystallen, sondern als Pulver abscheide, bleibt wieder ein grosser Theil Chlornatrium in der Mutterlauge gelöst und durch mehrmaliges Behandeln auf diese Weise ist es endlich möglich, alle Chloride zu entfernen, besonders wenn man das Salpeterpulver mit einer kalt gesättigten Lösung von Salpeter wäscht, welche alle fremden löslichen Salze, aber keinen Salpeter auswaschen kann. Die zuletzt angegebene Reinigung des Salpeters durch Besprengen mit Salpetersäure beruht darauf, dass sich die Chloride mit freier Salpetersäure durch Erwärmung zersetzen, indem Chlor und Untersalpetersäure entweichen, während sich salpetersaures Salz bildet.

Eigenschaften. Das salpetersaure Kali krystallisirt in farblosen, durchsichtigen, gestreiften, unregelmässig 6seitigen Säulen des rhombischen Systems, deren 2 Seitenkanten mehr oder weniger abgestumpft sind; an den Enden finden sich zwei, vier oder sechs Zuschärfungsflächen. Zuweilen krystallisirt es in stumpfen Rhomboëdern, ist also dimorph. Die Krystalle sind wasserfrei, luftbeständig, geruchlos und schmecken kühlend, bitterlich und salzig. Ihr spec. Gew. ist = 2,06. 1 Theil Salpeter löst sich bei 0° C. in 13,32, bei 18° C. in 3,45, bei 45° C. in 1,34 und bei 97° C. in 0,424 Theilen Wasser (Gay-Lussac). Die Lösung reagirt neutral. Im Weingeist ist der Salpeter wenig löslich. Er schmilzt in gelinder Rothglühhitze und erstarrt bei'm Erkalten zu einer strahlig-krystallinischen Masse. Wird der geschmolzene Salpeter auf ein kaltes Blech getröpfelt, so bildet er erkaltet weisse Zeltchen, das Nitrum tabulatum der Officinen, welches früher unter dem Namen Sal Prunellae gebräuchlich war. In starker Rothglühhitze wird der Salpeter zersetzt; anfangs entwickelt er ziemlich reines Sauerstoffgas, später ein mit Stickgas gemengtes Sauerstoffgas und als Rückstand bleibt salpetrigsaures Kali. Mit Kohle und kohlenhaltigen Körpern erhitzt, verpufft der Salpeter und hinterlässt kohlensaures Kali.

Prüfung. Der Salpeter muss farblos und trocken sein; feuchter Salpeter enthält gewöhnlich Chlornatrium oder Chlorkalium, ebenso der nach dem Schmelzen und Erstarren im Innern nicht faserig krystallinische. Die wässrige Lösung darf mit salpetersaurem Silberoxyd keinen Niederschlag geben, ebenso wenig mit Chlorbaryum. Schwefelammonium und kohlensaures Natron dürfen diese Lösung nicht färben und nicht trüben.

Anwendung. In Pulverform und in Auflösung innerlich. Mit Salmiak zugleich in kaltem Wasser aufgelöst, erniedrigt er die Temperatur desselben noch mehr und wird diese frischbereitete Mischung zu kühlenden Umschlägen benutzt. Dient zur Darstellung der Salpetersäure, bei der Schwefelsäurefabrikation, zur Schiesspulverbereitung, zur Kunstfeuerwerkerei, zum Einsalzen des Fleisches neben Kochsalz u. s. w.

Erkennung. Auf der Kohle vor dem Löthrohre durch seine Verpuffung und violette Färbung der Flamme; er hinterlässt dabei alkalisch reagirendes kohlensaures Kali. Seine wässrige Lösung

gibt mit Weinsäure Weinsteinniederschlag und entfärbt Indigolösung nach Zusatz von concentrirter Schwefelsäure.

Salpetersaures Natron.

Natrum nitricum. Nitrate de Soude. Nitrate of Soda.

Syn : Rhomboidalsalpeter (fälschlich cubischer Salpeter). Chilisalpeter. Nitras natricus seu Sodae. Natronsalpeter.

Formel. NaO,NO^5. Aequivalent = 85.

Entdecker. Johann Bohn, 1638; er erhielt dasselbe durch Erhitzung des Kochsalzes mit Salpetersäure.

Vorkommen. In grosser Menge in der Provinz Atakama in Peru im Boden unter einer Lage von Thon. Dieser sogenannte Chilisalpeter ist mit schwefelsaurem Kali, Kalisalpeter, salpetersaurer Talkerde, jodsaurem Natron, Chlornatrium, Chlorcalcium, erdigen Theilen und Wasser verunreinigt.

Darstellung. Durch Umkrystallisiren aus Chilisalpeter, oder direct durch Neutralisiren von kohlensaurem Natron mit Salpetersäure und Krystallisation.

Eigenschaften. Rhomboëdrische Krystalle, farblos durchsichtig, von 2,20 spec. Gewicht. Im Geschmack dem Kalisalpeter ähnlich. Wird in feuchter Luft feucht. Löst sich bei 0° C. in 1,25 Th., bei 18°,5 C. in 1,14 Th. und bei Siedehitze in 0,46 Th. Wasser. Die Krystalle zeigen doppelte Strahlenbrechung.

Prüfung. Auf Kohle geglüht verpufft der Natronsalpeter schwächer als der Kalisalpeter und färbt die Flamme gelb. Der Glührückstand reagirt alkalisch und verhält sich wie kohlensaures Natron; die wässrige Lösung wird durch Weinsäure nicht gefällt.

Anwendung. Innerlich, wie Kalisalpeter. Untauglich zu Schiesspulver, da er leicht feucht wird. Als Düngesalz.

Erkennung der Salpetersäure wie bei Kalisalpeter.

Salpetersaurer Baryt.

Baryta nitrica.

Formel = BaO,NO^5. Aequivalent = 130,5.

Reiner kohlensaurer Baryt wird in verdünnter Salpetersäure bis zur Sättigung gelöst und die Lösung zur Krystallisation verdampft.

Farblos durchsichtige Octaëder, unveränderlich an der Luft. Von scharfem, herben und salzigen Geschmack. Giftig. 1 Theil desselben erfordert bei 0° C. 20, bei 15° C. 12,5, bei 101°,6 C. 2,8 Th. Wasser zur Lösung.

Viel weniger löslich in salpetersäurehaltigem Wasser; unlöslich in concentrirter Salpetersäure. Deshalb wird kohlensaurer Baryt von concentrirter Salpetersäure nicht angegriffen und eine wässrige Lösung des salpetersauren Baryts durch concentrirte Salpetersäure gefällt. Unlöslich in Weingeist. In der Hitze verknistert er und verpufft mit organischen Körpern. Dient als Reagenz auf Schwefelsäure.

Salpetersaurer Kalk = $CaO,NO^5 + 4HO$ und salpetersaure Talkerde = $MgO,NO^5 + 6HO$ bilden zerfliessliche Kryställchen. Der erstere führt den Namen Mauersalpeter; beide sind Bestandtheile der Brunnenwässer und Salpeterplantagen.

Salpetersaures Bleioxyd.

Plumbum nitricum.

Syn.: Bleisalpeter.

Formel = PbO,NO^5. Aequivalent = 165,5.

Darstellung. Man löst Blei, oder Bleioxyd, oder kohlensaures Bleioxyd in verdünnter Salpetersäure und dunstet zur Krystallisation ab.

Eigenschaften. Krystallisirt in Formen des regulären Systems, z. B. in Octaëdern; die Krystalle sind weiss, fettglänzend, von 4,4 spec. Gew., wasserfrei und luftbeständig. 1 Th. Bleisalpeter löst sich in 2 Theilen Wasser von 18° C. Salpetersäure schlägt aus dieser Lösung das Salz nieder. In Weingeist unlöslich. Hat grosse Neigung sich anderen gefällten Bleisalzen beizumengen. Bei'm Glühen hinterlässt es Bleioxyd und verliert die Salpetersäure, zu NO^4 und Sauerstoffgas zersetzt. Verpufft auf glühenden Kohlen unter Funkensprühen.

Anwendung. Zur Vermehrung der Entzündlichkeit verbrennlicher Körper, wie Zunder etc.

Prüfung. Muss auf Kohle geglüht nach der Verpuffung reines Blei hinterlassen.

Man kennt folgende basische Salze:

Halbsalpetersaures Bleioxyd = $2PbO,NO^5$. Perlglänzende Blättchen von süssem und schrumpfenden Geschmack.

Drittelsalpetersaures Bleioxyd = $3PbO,NO^5$, weisses Pulver,

Sechstelsalpetersaures Bleioxyd = $6PbO,NO^5$ desgl.

Sämmtlich schwerlöslich in Wasser; entstehen bei'm Zusammentreffen von Bleioxyd mit dem PbO,NO^5. Nicht officinell, aber der Analogie mit dem basisch-essigsauren Bleioxyde wegen erwähnenswerth.

Basisch salpetersaures Wismuthoyd.

Bismuthum subnitricum. Sous-nitrate de Bismuth. Subnitrate of Bismuth.

Syn.: Bismuthum nitricum praecipitatum. Subnitras bismuthicus. Magisterium bismuthi. Wismuthweiss. Blanc d'Espagne. Pearl White.

Formel. $BiO^3,NO^5 + 2HO$. Aequivalent = 306.

Entdecker. Libavius, um 1600.

Darstellung. In mässig erwärmte reine Salpetersäure von 1,18 bis 1,20 spec. Gew. trägt man nach und nach so lange gröblich zerkleinertes Wismuth, als dasselbe noch aufgelöst wird; mischt die Lösung mit so viel destillirtem Wasser, als sie, ohne sich zu trüben, aufnehmen kann und filtrirt.

Das Filtrat wird in einer Porzellanschale so weit verdunstet, dass sich bei'm Erkalten Krystalle von $BiO^3,3NO^5 + 10HO$ abscheiden.

Die Mutterlauge verdunstet, gibt auf's Neue Krystalle; diese werden auf einen Glastrichter zum Abtröpfeln gegeben und mit reiner Salpetersäure (nicht mit Wasser) abgespült.

Sämmtliche Krystalle löst man in ihrem 4fachen Gewichte destillirten Wassers, filtrirt die Lösung und giesst sie unter Umrühren in 24 Theile heissen destillirten Wassers. Den entstandenen weissen Niederschlag lässt man absetzen und befreit ihn durch Abgiessen von der klaren Flüssigkeit. Man übergiesst ihn von Neuem mit der gleichen Menge destillirten Wassers zum Auswaschen, rührt um und trennt dasselbe, wie angegeben; diese Auswasch-Operation wird noch einmal wiederholt. Der Niederschlag wird nun auf einem Filter gesammelt und zwischen Fliesspapier in gelinder Wärme getrocknet.

Manche Pharmacopöen, z. B. die hannoversche von 1861, lassen den Niederschlag, ohne ihn auszuwaschen sammeln und trocknen.

Erklärung. Das Wismuth löst sich unter Entwickelung salpetriger Dämpfe in der Salpetersäure; man muss deshalb die Lösung an einem Orte vor sich gehen lassen, von welchem aus die entweichenden Untersalpetersäuredämpfe ungehindert in's Freie gelangen können. Ein Ueberschuss des Wismuths muss vermieden werden, damit sich kein, nur in vieler überschüssiger Säure lösliches basisch salpetersaures Wismuthoxyd bilde.

Bei'm Auflösen scheidet sich aus dem käuflichen Wismuth gewöhnlich ein schwarzes Pulver ab, welches durch Filtriren getrennt

werden muss; da die concentrirte Lösung aber das Filtrirpapier zerstört, verdünnt man sie vorher mit so viel Wasser, als möglich, ohne dass sich basisches Salz als weisses Pulver abscheidet. Man verdampft diese Lösung nachher zur Krystallisation, um ein bestimmtes Verhältniss von Wasser zum Zersetzen des Salzes anwenden zu können und die allenfalls zu viel angewandte Salpetersäure in der Mutterlauge zu behalten. Die erhaltenen Krystalle sind normales salpetersaures Wismuthoxyd = $BiO^3,3NO^5 + 10HO$ (Säulen des 1- und 1gliedrigen Systems). Giesst man die Lösung desselben in mehr Wasser, so zersetzt sich das Salz, dem Charakter der Wismuthsalze gemäss, in ein basisches unlösliches und ein saures auflösliches Salz, welches erstere bei angegebenen Verhältnissen gleich zusammengesetzt ist, aber durch längeres Auswaschen immer basischer werden würde. So erhielt Becker ein Präparat von der Formel $5BiO^3,4NO^5 + 9HO$, welches nach ihm das wahre Magisterium Bismuthi ist. E. Ruge erklärt es für BiO^3,NO^5+2HO, mit wechselnden Mengen von $2BiO^3,NO^5 + HO$.

In der vom Niederschlage abgegossenen Flüssigkeit finden sich nicht allein noch kleine Mengen von Wismuthoxyd als saures salpetersaures Salz aufgelöst, sondern auch alle die Metalle, welche das Wismuth gewöhnlich verunreinigen, wenn sie nicht der Art sind, dass sie schon bei'm Auflösen des Wismuths in der Salpetersäure ungelöst hinterblieben. Man darf sowohl zum Fällen als zum Auswaschen des Wismuthniederschlags nur destillirtes Wasser verwenden und kann aus der zuerst abgegossenen Flüssigkeit und der von den Krystallen erhaltenen Mutterlauge durch Fällen mit kohlensaurem Kali oder Natron ein unreines kohlensaures Wismuthoxyd wieder gewinnen, das sich auf zweckmässige Weise wieder zur Darstellung krystallisirten Salzes benutzen lässt. Das Präparat muss vor HS-gas bewahrt werden, da es durch dieses gebräunt wird.

Eigenschaften. Das basisch salpetersaure Wismuthoxyd ist ein blendend weisses, aus höchst feinen glänzenden nadelförmigen Krystallen bestehendes Pulver. Es schmeckt sehr schwach metallisch, wird durch kaltes Wasser nach und nach, durch heisses Wasser leichter zersetzt, so dass ein immer basischeres Salz zurückbleibt. Auf feuchtes Lacmuspapier gebracht, röthet es dasselbe. In Salpetersäure löst es sich leicht und ohne Brausen auf. In der Hitze verliert es Wasser und Salpetersäure und lässt reines Wismuthoxyd zurück. Am Sonnenlichte erleidet es keine Veränderung seiner Farbe (Wittstein).

Prüfung. Der Wismuthniederschlag muss völlig frei sein von As, Sb, Pb, Cu, Ni, Fe, Zn und CaO. Zur Prüfung desselben auf Arsen muss durch Erhitzen mit reiner HO,SO^3 zuvor alle NO^5 entfernt, die erhaltene Lösung mit Wasser verdünnt und in den Marsh'schen Apparat gebracht werden. SbO^3 bleibt bei'm Lösen des Präparats in verdünnter NO^5 zurück; PbO würde aus der Lösung durch verdünnte SO^3 gefällt werden; CuO und NiO würden nach Zusatz von überschüssigem H^3N in Lösung bleiben und diese bläuen. Bei Eisengehalt erschiene der durch H^3N bewirkte Niederschlag bräunlich, nicht weiss; in der amoniakalischen Lösung bleiben Zinkoxyd und Kalk, erkennbar durch H^4NS und Oxalsäure. Wenn das Präparat sich in Salpetersäure unter Brausen auflöst, so enthält es Kohlensäure. Die salpetersaure Lösung des Niederschlags darf durch Silbersolution keinen Chlorgehalt, durch BaO,NO^5 keine SO^3 zu erkennen geben. Das Dunkelwerden des Wismuthniederschlags am Lichte hat man einem zufälligen Gehalte von kleinen Mengen Chlorsilbers zugeschrieben. Gewöhnlich rührt die dunkle Färbung des Präparats von Schwefelwismuth her, welches durch Einwirkung einer HS-haltigen Luft auf dasselbe entstand. Eine gelbliche Färbung könnte von einem Gehalte an Jodwismuth herrühren, dessen Jod aus der NO^5 stammte.

Anwendung. Man benutzt den Wismuthniederschlag zum innerlichen Gebrauche in Pulverform.

Auf Kohle vor dem Löthrohre reducirt er sich zu einem spröden Metallkorne ohne Knoblauchgeruch und die Kohle wird gelb beschlagen. Die salpetersaure Auflösung verhält sich wie die der Wismuthoxydsalze.

Salpetersaures Kupferoxyd.

Cuprum nitricum oxydatum.

Formel. $CuO,NO^5 + 6HO$. Aequivalent = 147,75.

Darstellung. Man löst metallisches Kupfer oder Kupferoxyd, Kupferoxydhydrat, oder kohlensaures Kupferoxyd in nicht zu concentrirter Salpetersäure und lässt langsam bei gewöhnlicher Temperatur verdunsten, wo das Salz mit 6 Aeq. Wasser krystallisirt. Bei höherer Temperatur erhält man Krystalle mit 3HO.

Eigenschaften. Beide Salze sind blau, das 6fach gewässerte bildet Tafeln, das 3fach gewässerte hingegen Säulen. Das erstere schmilzt bei 38° C.; bis 65° C. geht es schon in drittel salpetersaures Kupferoxyd = $3CuO,NO^5 + HO$ über, welches ein grünes, im Wasser unlösliches Pulver darstellt. In stärkerer Hitze entweicht alle Salpetersäure und es bleibt schwarzes Kupferoxyd zurück.

Das einfach salpetersaure Kupferoxyd zerfliesst an der Luft, löst sich leicht im Wasser und in verdünnter Salpetersäure; concentrirte Salpetersäure fällt dasselbe als Krystallpulver.

Dampft man eine Lösung aus salpetersaurem Kupferoxyd und salpetersaurem Ammoniak ein, so verpufft die Masse bei einer gewissen Concentration.

Anwendung. Nicht als Arzneimittel; ist aber hier aufzunehmen, da es bei der Gewinnung des salpetersauren Silberoxyds als Nebenproduct entsteht und zur Bereitung des Kupferoxyds dient.

Salpetersaures Quecksilberoxydul.

Hydrargyrum oxydulatum nitricum. Nitrate de protoxyde de Mercure. Nitrate of black oxyde of Mercury.

Syn.: Nitras hydrargyrosus. Mercurius nitrosus crystallisatus.

Formel. $Hg^2O,NO^5 + 2HO$. Aequivalent = 280.

Geschichtliches. Dass das Quecksilber in Salpetersäure löslich sei, wussten schon Lull und Basilius Valentinus. Die Verschiedenheit des kalkbereiteten von der heissbereiteten Quecksilberlösung erkannte erst T. Bergman gegen Ende des 18. Jahrhunderts.

Darstellung. Einen Gewichtstheil reinen Quecksilbers übergiesst man in einem Kolben mit einer Mischung aus 1 Th. medicinischer Salpetersäure und 1½ Th. Wasser und lässt das Ganze leicht bedeckt an einem kühlen Orte so lange stehen, als Salzkrusten entstehen und sich rothe Dämpfe von Untersalpetersäure entwickeln. Nach diesem Zeitpunkte erwärmt man den Kolben ganz gelinde, entweder im Sand- oder Wasserbade, damit die Krystalle in der überstehenden Flüssigkeit zergehen und trennt diese, wenn es nothwendig, mit Hülfe eines Filters vom ungelösten Quecksilber. Nach dem Erkalten wird sich das Salz in Krystallen aus derselben abscheiden. Die hiervon abgegossene Flüssigkeit verdunstet man unter Hinzufügung des nicht gelösten Quecksilbers sehr gelinde und giesst die Flüssigkeit vom Quecksilber abermals ab, damit sie krystallisire.

Erklärung. Die Salpetersäure wirkt schon in der Kälte auf das Quecksilber ein, indem ein Theil Salpetersäure sich zersetzt, ihren Sauerstoff zur Oxydation des Quecksilbers abgibt, während Stickoxydgas entweicht, das sich bei Berührung der atmosphärischen Luft zu Untersalpetersäure umändert. Das gebildete Quecksilberoxydul löst sich dann in der übrigen unzersetzten Salpetersäure auf.

Je nachdem die Salpetersäure in kleinerer oder grösserer Menge, mehr oder minder concentrirt angewandt, oder die Temperatur höher oder niedriger gehalten wird, bildet sich Quecksilberoxydsalz oder Quecksilberoxydulsalz, oder auch ein Gemisch beider.

Nach obiger Methode bei niedriger Temperatur, bei mässig verdünnter Salpetersäure und überschüssigem Quecksilber erzeugt sich nur Oxydulsalz.

Eigenschaften. Das Salz bildet dichte weisse, schwere Krusten, welche aus vierseitigen Säulen zusammengesetzt sind, herbe metallisch schmecken und giftig wirken. Sie lösen sich in wenig Wasser auf, wenn man die Mischung erwärmt und zerfallen mit mehr Wasser in ein lösliches saures und ein unlösliches basisches Salz; wird dem Wasser wenig Salpetersäure vorher zugemischt, so löst sich das Salz leicht auf. Eine Auflösung desselben Liquor Hydrargyri oxydulati nitrici, wird bereitet, indem man 8 Th. krystallisirtes salpetersaures Quecksilberoxydul, 1 Th. Salpetersäure und so viel Wasser mit einander vermischt, dass eine Auflösung entsteht, welche ein spec. Gew. = 1,100 hat. Sie ist nach dem Filtriren farblos, reagirt sauer und besitzt den widrig metallischen Geschmack des Salzes. Man pflegt sie über etwas metallischem Quecksilber im verstopften Glase aufzubewahren.

Wird das salpetersaure Quecksilberoxydul mit verbrennlichen Körpern erhitzt, so verpufft es; für sich erhitzt, verflüchtigt es sich unter Zersetzung.

Prüfung. Das salpetersaure Quecksilberoxydul in salpetersaurem Wasser gelöst, muss, mit Kochsalzlösung vermischt, einen weissen Niederschlag von Quecksilberchlorür geben und in der abfiltrirten Flüssigkeit darf durch Schwefelwasserstoff kein weiterer Metallgehalt angezeigt werden, sonst enthielt es Quecksilberoxydsalz oder andere metallische Verunreinigungen, die näher zu ermitteln sind. Wenn man überschüssiges metallisches Quecksilber lange Zeit mit Salpetersäure kocht, so bildet sich basisch salpetersaures Quecksilberoxydul = $3Hg^2O,2NO^5 + 3HO$, welches in farblosen Säulen anschiesst. Dieses unterscheidet man durch Zusammenreiben mit einer Kochsalzlösung vom neutralen Salz, indem es hierbei einen grauen, während das neutrale Salz dabei einen weissen Niederschlag bildet.

Anwendung. Das salpetersaure Quecksilberoxydul wird selten als Arzneimittel benutzt; die Auflösung dient als Aetzmittel und zur Bereitung des Quecksilberchlorürs auf nassem Wege, sowie des folgenden Arzneimittels.

Man erkennt das salpetersaure Quecksilberoxydul an dem weissen Niederschlage, welchen Kochsalz in der Lösung hervorbringt. Wenn die Fällung ganz genau vorgenommen wird, findet sich in der Flüssigkeit nur salpetersaures Natron. Ausser den Quecksilberoxydulsalzen

werden auch Silbersalze durch Kochsalz weiss gefällt; von diesen unterscheidet man das Quecksilberoxydulsalz durch sein Verhalten zum Salmiakgeist, welcher einen schwarzen Niederschlag in der Lösung des letzteren erzeugt.

Salpetersaures Quecksilberoxyd.

Hydrargyrum oxydatum nitricum. Nitrate d'oxyde rouge de Mercure. Nitrate of red oxyde of Mercury.

Syn.: Nitras hydrargyricus

Formel des wasserfreien Salzes = HgO,NO^5, Aeq. = 162; des wasserhaltigen = $2(HgO,NO^5) + HO$ bis $HgO,NO^5 + 2HO$, Aeq. des letzteren = 180.

Darstellung:

1) Man löst Quecksilber in überschüssiger heisser starker Salpetersäure und kocht die Lösung, bis eine mit Wasser verdünnte Probe durch eine Lösung von Chlornatrium nicht mehr getrübt wird und damit im Ueberschuss versetzt blaues Lacmuspapier nicht mehr röthet.

2) Rothes Quecksilberoxyd reibt man mit Wasser sehr fein und setzt dann nach und nach so viel Salpetersäure hinzu, bis alles Quecksilberoxyd gelöst ist; den Ueberschuss der Salpetersäure entfernt man durch Abdampfen.

Eigenschaften. Gewöhnlich stellt das Salz eine syrupartige farblose Lösung dar, die in concentrirtester Gestalt = $HgO,NO^5 + 2HO$ ist und das hohe spec. Gew. = 3,47 besitzt, sehr scharf metallisch schmeckt, höchst giftig wirkt und die Haut bei Lichteinwirkung schwarzroth färbt. Nach Millon krystallisirt sie unter Umständen; die Krystalle enthalten dann auf 1 Aeq. HgO,NO^5 ½ bis 2 Aeq. HO.

Bei weiterem Abdampfen verliert das Salz Salpetersäurehydrat und gibt nadelförmige Krystalle des halb-salpetersauren Quecksilberoxyds = $2HgO,NO^5 + HO$. Aus der concentrirten Lösung desselben fällt Wasser gelbes drittel-salpetersaures Salz = $3HgO,NO^5 + HO$, welches mit heissem Wasser gewaschen, gelbes Quecksilberoxyd zurücklässt. Bei 120° C. bleibt $3HgO,NO^5$ zurück; bei 250° C. verliert dasselbe seine Salpetersäure zu NO^4 und O zersetzt und gibt Quecksilberoxyd, welches bei stärkerer Hitze in Quecksilber und Sauerstoffgas zerfällt.

Das salpetersaure Quecksilberoxyd löst Hg^2J, Hg^2Br, Hg^2Cl, AgCl, AgCy und $AgCyS^2$ auf.

Die Wirkung des Aetzammoniaks auf das salpetersaure Quecksilberoxyd ist zum Verständniss der Vorgänge bei Bereitung des Hahnemann'schen löslichen Quecksilber-Niederschlags hier zu erörtern:

1) Vermischt man eine concentrirte salpetersaure Quecksilberoxyd-Lösung mit Aetzammoniakflüssigkeit in starkem Ueberschuss, so erhält man einen gelbweissen Niederschlag, dessen Formel = $5HgO, HgH^2N,NO^5 = Hg^2H^2NO,4HgO,NO^5$ ist.

2) Fällt man hingegen die verdünnte Lösung des salpetersauren Quecksilberoxyds mit einem kleinen Ueberschuss von Ammoniak, so ist der weisse körnig pulvrige Niederschlag nach der Formel zusammengesetzt:

$$3HgO,HgH^2N,NO^5 = Hg^2H^2NO,2HgO,NO^5.$$

Er löst sich im wässrigen salpetersauren Ammoniumoxyd auf und diese Lösung gibt bei'm Verdunsten Krystalle der Formel:

$$3HgO,HgH^2N,NO^5 + H^4NO,NO^5.$$

3) Fällt man endlich die verdünnte, möglichst wenig saure Lösung des salpetersauren Quecksilberoxyds mit verdünntem, nicht überschüssigem Ammoniak, so entsteht ein zarter, weisser Niederschlag, dessen Formel = $2HgO,HgH^2N,NO^5 = Hg^2H^2NO,HgO,NO^5$.

Alle drei Niederschläge sind also basisch salpetersaures Quecksilberoxyd, mit welchem entweder Quecksilberamid = HgH^2N verbunden ist, oder in welchem ein Theil des Quecksilberoxyds durch die Basis Biquecksilberammoniumoxyd = Hg^2H^2NO ersetzt ist, die ihrerseits als H^4NO betrachtet werden kann, in welchem 2H durch 2Hg ersetzt sind.

Prüfung. Die Lösung des salpetersauren Quecksilberoxyds darf mit Salzsäure keine Trübung geben.

Erkennung. Kalilauge scheidet gelbes Quecksilberoxyd daraus ab, concentrirte Schwefelsäure die Salpetersäure.

Anwendung. Selten innerlich, meistens äusserlich zum Aetzen. Dient zur Darstellung anderer Quecksilberpräparate.

Salpetersaures Silberoxyd.

Argentum oxydatum nitricum. Nitrate d'Argent. Nitrate of Silver.

Syn.: Salpetersaures Silber. Nitras argenticus. Silbersalpeter.

Formel. AgO,NO^5. Aequivalent = 170.

Entdecker. Das salpetersaure Silberoxyd im krystallisirten Zustande darzustellen, lehrte schon Geber.

Darstellung. Reines metallisches Silber löst man in mässig verdünnter reiner Salpetersäure auf, so dass die Säure nur wenig im Ueberschuss vorhanden ist und dunstet die klar filtrirte Lösung in einer Porzellanschale zur Krystallisation ab.

Selten findet man aber im Handel ganz reines Silber; gewöhnlich ist das sogenannte feine Silber, sowie einige Münzsorten noch mit wenigem Kupfer versetzt, welches als CuO,NO^5 in der Mutterlauge bleibt und durch nochmaliges Auflösen der Krystalle im Wasser und neue Krystallisation getrennt werden kann. Aus der Mutterlauge gewinnt man das noch vorhandene Silber durch Fällen mit Kochsalz und Reduction, wie bei'm metallischen Silber angegeben worden ist.

Eine nur mit wenigem Kupfer verunreinigte Silberlösung kann man auch durch Abdampfen in einer Porzellanschale zur Trockne und gelindes Schmelzen des Rückstandes reinigen, wenn man die geschmolzene, erkaltete Masse wieder in destillirtem Wasser löst, filtrirt und zum Krystallisiren verdunstet.

Erklärung. Bei'm Auflösen des Silbers in Salpetersäure geht der schon oft erwähnte Process vor sich. Das Silber oxydirt sich auf Kosten eines Theiles der angewandten Salpetersäure, welche dadurch zu Stickoxyd reducirt entweicht, während die übrige Salpetersäure sich mit dem gebildeten Silberoxyde vereinigt. So wie das Stickoxyd mit der atmosphärischen Luft in Berührung tritt, verbindet es sich mit dem Sauerstoff derselben zu Untersalpetersäure und tritt als die bekannten gelbrothen Dämpfe auf.

Wenn das Silber etwas kupferhaltig war, so bleibt das salpetersaure Kupferoxyd als ein schwer krystallisirbares Salz in der Mutterlauge zurück und das Silbersalz lässt sich, wenn auch nicht bei'm ersten, doch bei'm wiederholten Krystallisiren rein gewinnen.

Wenn man die nur wenig kupferhaltige Silberlösung zur Trockne verdunstet und über der Spiritusflamme zum Schmelzen bringt, so zersetzt sich das salpetersaure Kupferoxyd unter Abscheidung von schwarzem Kupferoxyd, welches durch Auflösen und Filtriren getrennt werden kann. Bei zu schwachem oder ungleichem Erhitzen bleibt salpetersaures Kupferoxyd unzersetzt, bei zu starkem Erhitzen wird auch Silbersalpeter zersetzt und metallisches Silber ausgeschieden. Bei grossem Kupfergehalt wiederholt man die Schmelzung mit dem aus dem erkalteten Rückstande der ersten Schmelzung ausgelaugten Salze. Kocht man frisch gefälltes Silberoxyd mit der salpetersauren Lösung

des kupferhaltigen Silbers, so wird dadurch alles CuO niedergeschlagen. So lässt sich ebenfalls reiner Silbersalpeter gewinnen.

Eigenschaften. Das salpetersaure Silberoxyd krystallisirt in wasserhellen niedrigen geraden rhombischen Säulen, welche durch Abstumpfung der Seitenkanten gewöhnlich sechsseitig erscheinen. Es schmeckt bitter scharf, unangenehm metallisch und wirkt ätzend giftig. Es bleibt in trockner Luft unverändert und wird durch organische Substanzen geschwärzt, daher sowohl bei Bereitung als bei Aufbewahrung desselben die Einwirkung organischer Stoffe vermieden werden muss. Vom Wasser bedarf das salpetersaure Silberoxyd bei gewöhnlicher Temperatur gleiche Theile zur Auflösung, von heissem Wasser nur ½ Theil; auch im Weingeist ist es löslich. Die Lösungen reagiren neutral. In starker Hitze zersetzt sich das salpetersaure Silberoxyd, indem metallisches Silber im Rückstande bleibt. In gelinder Wärme schmilzt das salpetersaure Silberoxyd und fliesst ruhig zu einer farblosen Flüssigkeit, welche in die bekannte Höllensteinform gegossen, nach dem Erkalten das geschmolzene salpetersaure Silberoxyd, Argentum nitricum fusum, den Höllenstein, Lapis infernalis, Pierre infernale, Lunar caustic liefert. Man nimmt dieses Schmelzen am sichersten über der Spiritusflamme in Porzellangefässen vor und wischt die Höllensteinform vorher mit einem Papierläppchen aus, das mit reinem Mandelöl kaum etwas genetzt war. Bei diesem Schmelzen erleidet das salpetersaure Silberoxyd als wasserfreies Salz keinen Gewichtsverlust.

Der Höllenstein stellt Cylinder von verschiedener Dicke dar, welche blendend weiss sind und auf dem Querbruche ein strahliges Gefüge zeigen, im Uebrigen die Eigenschaften des krystallisirten Salzes haben.

Prüfung. Der käufliche Höllenstein kann als Verunreinigungen enthalten: Kupferoxyd, salpeters. Kupferoxyd, salpeters. Kali, salpeters. Zinkoxyd, salpeters. Bleioxyd, — Wismuthoxyd und Zinnoxyd. Ein luftbeständiges, farbloses salpetersaures Silberoxyd ist schon als rein anzunehmen; kupferhaltiges krystallisirtes ist feucht und geschmolzenes von dunkler bis schwarzer Farbe, doch kann diese auch von durch zu starkes Schmelzen ausgeschiedenem metallischen Silber herrühren. Salpetersaures Silberoxyd muss sich klar in destillirtem Wasser lösen. Die mit Salzsäure vollkommen gefällte Lösung darf nach dem Filtriren und Verdunsten keinen festen Rückstand hin-

terlassen; wird sie durch Schwefelwasserstoff dunkel gefällt und durch Aetzammoniak blau gefärbt, so enthielt das Präparat Kupfer; bleibt nach dem Verdunsten ein weisser salziger Rückstand, der durch kohlensaures Kali keine Veränderung seiner Lösung erleidet, so enthielt es muthmasslich Salpeter, wie durch Verhalten dieser Lösung zu Weinsäure ermittelt werden kann. Das salpetersaure Silberoxyd wird gleich dem salpetersauren Baryt und salpetersauren Bleioxyd durch concentrirte Salpetersäure aus seiner concentrirten wässrigen Lösung gefällt.

Anwendung. Man benutzt das salpetersaure Silberoxyd mit grosser Vorsicht innerlich und äusserlich als Arzneimittel, sowohl in Substanz, als aufgelöst. Es zersetzt sich in Verbindung mit den mehrsten organischen Substanzen, daher es am sichersten in der Auflösung mit destillirtem Wasser benutzt wird. Zum Aetzen dient das geschmolzene Salz; da das salpetersaure Silberoxyd bei'm Berühren die Haut schwarz färbt, so hält man die Stängelchen mit Federspulen oder eigenen Haltern, und überzieht sie mit einer weingeistigen Auflösung von rothem Siegellack. Argentum nitricum mitigatum ist ein in Stangenform zum Aetzen dienendes Präparat, welches durch Zusammenschmelzen von 1 Th. salpetersaurem Silberoxyd mit 1, 2 bis 3 Theilen Kalisalpeter bereitet wird.

Auch zum Zeichnen der Leinwand benutzt man das salpetersaure Silberoxyd, indem die Leinwand, da wo sie gezeichnet werden soll, mit einer verdünnten Auflösung von kohlensaurem Natron und arabischen Gummi getränkt, getrocknet und geglättet wird. Zum Schreiben mischt man die Auflösung des salpetersauren Silberoxyds noch mit etwas Gummischleim und Indigo und hängt die noch nasse Schrift in die Sonne zum Trocknen. Wiewohl diese Schrift in der gewöhnlichen Wäsche nicht zerstört wird, so lässt sie sich doch, ebenso wie auch Silberflecken aus der Haut, durch Waschen mit Jodkalium entfernen. Man erkennt das salpetersaure Silberoxyd in der Auflösung an dem weissen käsigen, am Lichte violett werdenden Niederschlage von Chlorsilber, welcher durch Salzsäure darin erzeugt wird. Die von diesem abfiltrirte Flüssigkeit, gibt die Reactionen der Salpetersäure.

g) Unterchlorigsaure Salze.

Ihre mit Chlormetall gemengte Lösung entwickelt mit Säuren, selbst mit schwachen, wie z. B. schon mit Kohlensäure, Chlorgas;

sie bleicht Indigolösung und Lacmusblau und mit Aetzammoniakflüssigkeit entwickelt sie Stickgas.

Unterchlorigsaures Kali.

Kali hypochlorosum.

Syn.: Hypochloris kalicus. Kali chloratum. Chlorkali.

Formel = KO,ClO. Aequivalent = 90,5.

Entdecker. Balard 1835.

Darstellung. Die Lösung dieses Salzes mit einer Beimengung von KCl ist die kalihaltige Bleichflüssigkeit, das Javelle'sche Wasser, Eau de Javelle. Man erhält sie, indem man in eine kalte Lösung von 1 Theil kohlensauren Kalis in 10 Th. Wasser so lange Chlorgas einleitet, bis dieselbe nur noch schwach alkalisch reagirt; oder indem man Chlorkalk mit kaltem Wasser anreibt, filtrirt, das Filtrat so lange mit einer kalten Auflösung von kohlensaurem Kali vermischt, als noch ein Niederschlag entsteht und abermals filtrirt.

Erklärung.

Aus $2(KO,CO^2) + 2Cl$ werden $KCl + KO,ClO + 2CO^2$
und aus $CaO,ClO + KO,CO^2$ werden CaO,CO^2 und KO,ClO.

Neben KO,ClO sind in dieser Bleichflüssigkeit auch KCl und $KO,2CO^2$ vorhanden.

Eigenschaften. Farblose Flüssigkeit, von schwach alkalischer Reaction und schwachem Geruch nach unterchloriger Säure; sie wirkt kräftig zerstörend auf organische Farben und Gerüche.

Anwendung. Aeusserlich; zum Fleckenausmachen und zur Zerstörung fauliger Gerüche.

Unterchlorigsaures Natron.

Natrum hypochlorosum.

Syn.: Hypochloris natricus. Bleichnatron. Chlornatron. Natrum chloratum.

Formel = NaO,ClO. Aequivalent = 74,5.

Darstellung. Das unterchlorigsaure Natron ist der wesentliche Bestandtheil der Natronbleichflüssigkeit oder Labarraque'schen Flüssigkeit, Eau de Labarraque. Sie wird wie

die kalihaltige Bleichflüssigkeit bereitet, indem man statt kohlensauren Kalis, kohlensaures Natron nimmt.

Erklärung, Eigenschaften und Anwendung wie bei der Vorigen, nur dass man Natron statt Kali setzt. Dient zur Unterscheidung der Arsenflecken von Antimonflecken bei gerichtlich-chemischen Analysen.

Unterchlorigsaurer Kalk.

Calcaria hypochlorosa.

Syn.: Unterchlorigsaures Calciumoxyd. Hypochloris calcicus.

Formel = CaO,ClO. Aequivalent = 71,5.

Entdecker. Balard lehrte 1835 die Constitution der unterchlorigsauren Salze kennen.

Vorkommen. Er macht einen Bestandtheil der unter dem Namen Chlorkalk gebräuchlichen Verbindung aus.

Darstellung. Reiner unterchlorigsaurer Kalk wird gewonnen, indem Kalkhydrat mit unterchloriger Säure gesättigt wird. Dieser ist im reinen Zustande nicht gebräuchlich, findet sich aber gemengt mit Chlorcalcium und Kalkhydrat (basischem Chlorcalcium) im

Chlorkalk.

Calcaria chlorata. Chlorure de Chaux. Chloride of Lime.

Syn.: Bleichkalk. Oxydirt salzsaurer Kalk. Calcaria oxymuriatica. Bleaching powder.

Formel = CaCl + CaO,ClO + 2HO. Aequivalent = 145 (L. Gmelin). Nach Fresenius ist der beste käufliche Chlorkalk = (CaO,ClO) + (CaCl,2CaO + 4HO). Aeq. = 219. Darin 31 Proc. Chlor.

Entdecker. Tennant in Glasgow, im Jahre 1799.

Darstellung. Der Chlorkalk wird fabrikmässig dargestellt, indem man schwach feuchtes Kalkhydrat auf Hürden dünn ausbreitet, und diese in luftdichten kühlen Kammern aufstellt. In die letzteren leitet man salzsäurefreies Chlorgas so lange, als dasselbe noch vom Kalk absorbirt wird, jedoch in einem so schwachen Strome, dass

die Erhitzung, welche durch die Absorption desselben entsteht, nicht über 18° C. steigt.

Erklärung. Wenn Chlorgas mit Kalkhydrat unter den angegebenen Verhältnissen in Berührung kommt, so entsteht unterchlorigsaurer Kalk und Chlorcalcium: $2CaO + 2Cl = CaO,ClO + CaCl$. Geht die Operation indessen zu rasch vor sich, entwickeln sich zu hohe Wärmegrade, so bildet sich auch chlorsaurer Kalk, welcher dem gewöhnlichen Chlorkalk nie fehlt. Ausserdem enthält der Chlorkalk auch stets einen Ueberschuss von Kalkhydrat. Nach Ure nehmen 28 Theile Kalk, als Hydrat dem Chlorgas dargeboten, 24 bis 28 Theile Chlor auf, also noch nicht ganz gleiche Aequivalente.

Eigenschaften. Guter Chlorkalk erscheint als ein nicht ganz trocknes weisses Pulver, er wird an der Luft feucht, riecht nach Chlor bei Einwirkung der Kohlensäure der Luft, schmeckt schrumpfend und löst sich nur theilweise im Wasser auf, indem das überschüssige Calciumoxydhydrat zurückbleibt. Bei Gegenwart von Säuren, welche Chlor aus demselben frei machen, zerstört er organische Farben und Gerüche wie freies Chlor.

Reine unterchlorigsaure Salze entwickeln mit verdünnter Schwefelsäure behandelt unterchlorige Säure. Chlorkalk aber (ebenso Chlorkali und Chlornatron) d. h. Gemenge von Chlormetall und unterchlorigsaurem Salz entwickeln mit verdünnter Schwefelsäure Chlor nach der Gleichung:

$$CaCl + CaO,ClO + 2(HO,SO^3) = 2(CaO,SO^3) + 2HO + 2Cl.$$

Bei längerem Erhitzen zerlegt sich der Chlorkalk in Chlorcalcium und chlorsauren Kalk. Zuweilen entbindet der in verstopften Flaschen aufbewahrte Chlorkalk Sauerstoffgas, welches die zu fest verstopften Aufbewahrungsgefässe zersprengt.

Anwendung. Man benutzt den Chlorkalk als Mittel, fortwährend gelinde Chlorentwickelung hervorzubringen, indem man ihn mit Wasser befeuchtet offen hinstellt, wobei er durch die Kohlensäure der Luft zersetzt wird. Eine rasche Entwickelung des Chlors aus demselben erzielt man durch verdünnte Schwefelsäure.

Ausserdem wird Chlorkalklösung als äusserliches Arzneimittel und zur Darstellung des Chloroforms gebraucht.

Als Bleichmittel ist der Chlorkalk für die Fabriken von grösster Wichtigkeit.

Prüfung des Chlorkalks.

Man hat bei derselben nur auf diejenige Menge Chlor Rücksicht zu nehmen, welche bleichend wirkt. Nach der Gleichung: $(CaO,ClO + CaCl + 2HO) + 2(HO,SO^3) = 2(CaO,SO^3 + 2HO) + 2Cl$, entstehen bei Einwirkung von 1 Aequivalent freier ClO auf 1 Aequivalent freigewordenen HCl, 2 Aequivalente bleichendes Chlor und 1 Aequivalent HO.

100 Theile Chlorkalk = $CaO,ClO + CaCl + 2HO$ (nach Gmelin) sollten der Theorie nach 49 Procent solchen bleichenden Chlors geben, allein der beste Chlorkalk gibt höchstens 31 Procent Chlor; von letzterem sagt man im gewöhnlichen Verkehr, er besitze 100 Gay-Lussac'sche Grade. Die von Fresenius für den Chlorkalk aufgestellte Formel $(CaO,ClO) + (CaCl,2HO) + 2(CaO,HO)$ verlangt 31,05 Procent Chlor.

Die 6. Ausgabe der preussischen Pharmacopöe bestimmt, dass der in den Officinen vorräthige Chlorkalk 20 Procent wirksamen Chlors enthalten solle.

Die 7. Ausgabe derselben Pharmacopöe verlangt wenigstens 10 Procent wirksamen Chlors darin und schreibt vor, schwefelsaures Eisenoxydul-Ammoniak $H^4NO,SO^3 + FeO,SO^3 + 6HO$ zur Prüfung des Chlorkalks anzuwenden. 100 Theile Chlorkalk müssen 110 Theile dieses Salzes völlig in Eisenoxydsalz verwandeln.

Die hannövrische Pharmacopöe von 1861 verlangt mindestens 25 Procent wirksamen Chlors und lässt diesen Gehalt wie folgt ermitteln:

78 Gran reines kryst. schwefelsaures Eisenoxydul $(FeO,SO^3 + 7HO)$, frei von Oxyd, werden in 2 Unzen destillirten Wassers gelöst und mit 15 Gran reiner concentrirter Schwefelsäure angesäuert.

Es werden ferner 100 Gran des zu prüfenden Chlorkalks in einem Mörser mit destillirtem Wasser zum zartesten Brei zerrieben und es wird dann noch soviel Wasser zugegeben, dass das Gewicht des Ganzen 2000 Gran (= 4 Unzen und 80 Gran) beträgt.

Beide Lösungen werden in mit Körken zu verschliessende Gläser gethan. Von der Chlorkalklösung wird allmälig, zuletzt tropfenweise so viel zu der Eisenvitriollösung gegossen, bis einige Tropfen der letzteren auf einer Porzellantasse mit einigen Tropfen Kaliumeisencyanidlösung zusammengebracht, nicht mehr gebläut werden.

Es ist nöthig, die Chlorkalkmilch vor dem jedesmaligen Zusatz zur Eisenvitriollösung gut durchzuschütteln und mit dieser darauf

ein Gleiches zu thun, damit kein Chlor ungenützt entweiche, dasselbe vielmehr vor dem ferneren Zusatze von jener Lösung absorbirt werde.

78 Gran schwefelsaures Eisenoxydul werden durch 10 Gran Chlor in Oxydsalz übergeführt, denn

$$2(FeO,SO^3 + 7HO) + HO,SO^3 + Cl = Fe^2O^3,3SO^3 + HCl + 14HO,$$

also $2(FeO,SO^3 + 7HO) : Cl = 78 : x$

$278 : 35{,}5 = 78 : x$

$$x = \frac{35{,}5 \cdot 78}{278} = 9{,}96$$ oder abgerundet = 10 Gran Chlor).

Es dürfen also nur 800 Gran der Chlorkalklösung verbraucht sein, wenn in 100 Granen des benutzten Chlorkalks nicht weniger als 25 Gran Chlor enthalten sind (denn 2000 Gran Chlorkalklösung = 100 Gran Chlorkalk = 25 Gran wirksamen Chlors, also in 800 Gran Chlorkalklösung 10 Gran wirksamen Chlors.

Um den Procentgehalt an wirksamen Chlor aus einer beliebigen Menge der verbrauchten Chlorkalklösung zu berechnen, z. B. aus 645 Gran derselben, hat man folgenden Ansatz zu machen:

$645 : 10 = 2000 : x$; $x = 31$ % wirksames Chlor.

h) Chlorsaure Salze.

Sie entwickeln reichlich Sauerstoffgas bei'm Glühen in der Glasröhre. Auf Kohle geglüht verpuffen sie; chlorsaures Kali und chlorsaures Natron hinterlassen dabei neutrales Chlormetall. In kleiner Menge in concentrirte Schwefelsäure geworfen, färben sie diese gelb und entwickeln ein gelbes, Lacmus bleichendes Gas von chlorigem Geruch. Mit Salzsäure erwärmt geben sie gesättigt gelbe Lösung, welche Indigsolution und Lacmusblau bleicht und chlorigen Geruch verbreitet. Mit verbrennlichen Stoffen geben sie schon bei'm Reiben gefährliche Explosionen, weshalb grosse Vorsicht bei'm Experimentiren mit chlorsauren Salzen anzurathen ist.

Chlorsaurer Kali.

Kali chloricum. Chlorate de Potasse. Chlorate of potassa.

Syn.: Chlorsaures Kaliumoxyd. Chloras kalicus. Ueberoxydirt salzsaures Kali. Kali muriaticum oxygenatum.

Formel: $= KO,ClO^5$. Aequivalent = 122,6.

Entdecker. Higgins 1786. Die Natur desselben erkannte Berthellot in demselben Jahre.

Darstellung. In eine concentrirte kochende Lösung von Aetzkali oder kohlensaurem Kali leitet man auf die pag. 162 und 165 angegebene Weise einen Strom Chlorgas, so lange dasselbe noch absorbirt wird. Sollte sich das Kochenderhalten der Lösung nicht gut ausführen lassen, und die Lauge nach beendigtem Einleiten also kalt geworden sein, so erhitzt man sie sammt dem ausgeschiedenen Salze zum Kochen, wobei eine bedeutende Gasentwickelung stattfindet, filtrirt noch warm und stellt das Filtrat in die Kälte zum Krystallisiren; der noch in der Mutterlauge befindliche Rest des Salzes wird durch Abdampfen und Krystallisiren gewonnen.

Oder, man bereitet aus gutem Chlorkalk mit Wasser einen Brei, erhitzt denselben zum Sieden und dampft zur Trockne ab; sollte eine Probe der Lösung organische Farben noch zerstören, so wiederholt man dieselbe Operation bis diese Eigenschaft des Chlorkalks verschwunden ist, löst in Wasser, concentrirt die Lösung durch Abdampfen, vermischt die heisse Lösung mit $^1/_{10}$ des angewandten Chlorkalks an Chlorkalium und lässt erkalten, wodurch sich chlorsaures Kali ausscheiden wird. Das Chlorkalium kann man dem Chlorkalk auch zusetzen, bevor man seine Lösung verdampft.

Das auf die eine oder die andere Weise gewonnene chlorsaure Kali wird in siedendem Wasser aufgelöst, filtrirt und auf's Neue zur Krystallisation befördert.

Erklärung. Wenn Chlorgas in eine concentrirte Lösung von Aetzkali oder kohlensaurem Kali geleitet wird, so geht anfangs der bei'm unterchlorigsauren Kali erklärte Process vor sich, nämlich $2Cl + 2(KO,CO^2) = KCl + KO,ClO + 2CO^2$. Weil sich aus der concentrirten Lösung gewöhnlich bald festes Salz abscheidet, so muss die Gasleitungsröhre sehr weit sein, damit sie sich nicht verstopfe. Bei'm Erhitzen zerfällt das unterchlorigsaure Kali in Chlorkalium und chlorsaures Kali. Bei Anwendung von Aetzkali geht die Bildung des chlorsauren Kalis leichter von Statten als bei Benutzung von kohlensaurem Kali.

Die gleiche Umwandlung findet bei'm Erhitzen des Chlorkalks statt. $3(CaO,ClO) = CaO,ClO^5 + 2CaCl$. Doch entweicht dabei auch Sauerstoffgas, was nicht stattfindet, wenn man gleich anfangs KCl zusetzt.

Wird eine concentrirte heisse Lösung des chlorsauren Kalks mit Chlorkalium vermischt, so entsteht Chlorcalcium und chlorsaures Kali.

$$CaO,ClO^5 + KCl = CaCl + KO,ClO^5.$$

Das schwerlösliche chlorsaure Kali scheidet sich krystallinisch aus und das CaCl bleibt in der Mutterlauge.

Eigenschaften. Das chlorsaure Kali krystallisirt in rhombischen Tafeln des zwei- und eingliedrigen Systems. Sie sind weiss und perlmutterglänzend; schmecken unangenehm salpeterähnlich. Spec. Gew. = 1,989. 1 Theil desselben löst sich in 30 Theilen Wasser bei 0° C., in 16,7 Th. bei 15° C. und bei 104° C. (dem Siedepunkt seiner gesättigten Lösung) in 1,67 Th. Wasser.

1 Th. Salz löst sich in 120 Theilen Weingeist bei 16° C. Es schmilzt vor dem Glühen, entwickelt bei schwacher Rothgluht Sauerstoffgas, wobei Chlorkalium und überchlorsaures Kali entstehen; letzteres zersetzt sich später ebenfalls in Sauerstoff und Chlorkalium. 100 Th. KO,ClO^5 liefern nach Marignac 39,161 Proc. Sauerstoffgas durch Glühen.

Mit brennbaren Körpern zusammengerieben, verpufft es sehr heftig, daher solches Mischen nur mit ganz geringen Mengen und unter gehöriger Vorsicht geschehen muss.

Prüfung. Das Salz darf in seiner wässrigen Lösung durch salpetersaures Silberoxyd nicht getrübt werden, sonst enthält es Chlorkalium. Es darf sich mit Schwefelammonium nicht schwärzen. (Zuweilen enthält es Blei.) Auf Kohle geglüht muss es neutrales Chlorkalium hinterlassen; bei Salpetergehalt hinterlässt es nach dem Glühen auf Kohle alkalisch reagirendes $KO,CO^2 + KCl$.

Anwendung. Innerlich als Arzneimittel, in Pulverform oder in wässriger Lösung. Bei'm Mischen muss auf seine explodirende Eigenschaft Rücksicht genommen werden. Man reibt das Salz stets für sich allein, die beizumengenden Substanzen ebenfalls für sich und mischt nun die Pulver ohne Druck. In der Feuerwerkerei wird es häufig benutzt.

Erkennung. An seinem Verhalten in der Hitze nämlich an der Entwickelung von Sauerstoffgas, sowie an dem Rückstande nach dem Glühen, der die Eigenschaften des Chlorkaliums haben muss.

Chlorsaures Natron.

Natrum chloricum. Chlorate de Soude. Chlorate of Soda.

Syn.: Chlorsaures Natriumoxyd. Chloras natricus. Ueberoxydirt salzsaures Natron. Natrum muriaticum oxygenatum.

Formel = NaO,ClO^5. Aequivalent = 106,5.

Darstellung. Eine beliebige Menge Weinsäure löst man in 2 Theilen heissem Wasser, theilt die Auflösung in zwei gleiche

Theile, sättigt den einen Theil genau mit kohlensaurem Natron, mischt dann den andern Theil der Weinsäurelösung hinzu, filtrirt, wenn die Mischung nicht klar ist und vermischt sie mit einer heiss bereiteten concentrirten Auflösung von chlorsaurem Kali in Wasser, indem man auf 5 Theile angewandte Weinsäure 4 Theile chlorsaures Kali rechnet. Nach dem Erkalten trennt man die Flüssigkeit vom ausgeschiedenen Weinstein, wäscht denselben auf dem Filter mit Weingeist aus, mischt diese Flüssigkeit mit der Salzlauge, concentrirt diese noch durch Verdunsten bis auf die Hälfte des Volumens und vermischt sie mit ihrem gleichen Volumen starken Weingeists. Der hierdurch entstehende Niederschlag wird durch Filtriren getrennt und die Flüssigkeit zum Krystallisiren verdunstet.

Erklärung. Das chlorsaure Natron kann nicht auf die bei'm chlorsauren Kali angegebene Weise erhalten werden, weil es leicht im Wasser löslich ist. Wenn man eine bestimmte Menge Weinsäure zur Hälfte mit kohlensaurem Natron sättigt, so entsteht leicht auflösliches saures weinsaures Natron; vermischt man die Auflösung desselben mit einer heiss bereiteten concentrirten Lösung von chlorsaurem Kali in obigen Gewichts-Verhältnissen, so bildet sich schwerlösliches saures weinsaures Kali und leicht lösliches chlorsaures Natron.

$$KO,ClO^5 + NaO,HO,C^8H^4O^{10} = (KO,HO,C^8H^4O^{10}) + NaO,ClO^5.$$

Das saure weinsaure Kali scheidet sich bei'm Erkalten fast vollständig ab, da es aber im Wasser nicht unlöslich ist, nimmt man das Auswaschen mit etwas Weingeist vor und dampft, um den in der Mutterlauge noch gelöst gebliebenen Rest des sauren weinsauren Kalis abzuscheiden, die Salzlauge noch weiter ein, vermischt sie mit ihrem gleichen Volumen Alkohol, wodurch alles saure weinsaure Kali und das vielleicht zu viel zugesetzte chlorsaure Kali abgeschieden wird. Die weingeistige Flüssigkeit, welche das reine chlorsaure Natron gelöst hält, liefert dasselbe bei'm Verdunsten in Krystallen.

Eigenschaften. Die gewonnenen Krystalle sind meist klein, unkenntlich oder bilden farblos wasserhelle Tetraëder. Sonst kommt es in den meisten Eigenschaften mit dem Kalisalze überein, unterscheidet sich aber von demselben durch leichtere Löslichkeit im Wasser und durch Auflöslichkeit im Weingeist. Es löst sich nämlich schon in 3 Th. kalten Wassers und in 34 Th. 83procentigen Weingeists bei 16°C.

Prüfung. Das chlorsaure Natron muss, wie das chlorsaure Kali, auf einen Gehalt an Chlormetall und salpetersaurem Salz geprüft werden. Sollte es mit chlorsaurem Kali oder mit Weinstein verunreinigt sein, so würden dieselben bei der Auflösung in Weingeist zurückbleiben.

Man erkennt das chlorsaure Natron, wie das chlorsaure Kali, mit dem Unterschiede, dass nach dem Glühen des chlorsauren Natrons die Weingeistflamme gelbfärbendes Chlornatrium zurückbleibt.

i) Borsaure Salze.

Ihre concentrirte wässrige Lösung gibt mit verdünnter Schwefelsäure angesäuert farblose Krystallschuppen von Borsäure, deren Prüfung S. 376 angegeben ist.

Doppelt borsaures Natron.

Natrum biboracicum. Biborate de Soude. Biborate of Soda.

Syn.: Zweifachborsaures Natriumoxyd. Biboras natricus. Boras Sodae. Borax. Borax raffinata.

Formel = $NaO,2BO^3 + 10HO$. Aequivalent = 191.

Geschichtliches. Das Wort Borax findet sich zuerst in lateinischen Uebersetzungen von Geber's Schriften; es soll vom arabischen borak, Baurach (weiss) abstammen (H. Kopp).

Vorkommen. Er findet sich in der Natur gebildet: in grosser Menge in China, Tibet, Ostindien und auch in Südamerika. Der rohe Borax kommt unter dem indischen Namen Tinkal seit uralter Zeit aus Hochasien in den Handel (Quenstädt).

Darstellung. Man stellt den in den Apotheken gebräuchlichen reinen Borax nur fabrikmässig im Grossen dar, entweder durch Reinigen des natürlich vorkommenden oder durch Verbindung der natürlichen toskanischen Borsäure mit Natron.

Bei'm Reinigen des rohen Borax kommt es darauf an, denselben vor dem Auflösen von einer schmierigen seifenartigen Masse zu befreien, womit er verunreinigt ist. Dies geschieht durch eine vorläufige Behandlung mit Aetznatronlauge oder mit Kalkmilch. Bei'm Auflösen des so vorbereiteten Tinkals in siedendem Wasser werden 12 Proc. des angewandten Tinkals kohlensaures Natron zugesetzt, um vorhandene Erdsalze zu zersetzen. Die Lauge, durch Ruhe geklärt und bis auf das nöthige spec. Gew. (= 1,161 oder 20° B.)

gebracht, wird in hohen Gefässen einem allmäligen ruhigen Erkalten überlassen, wobei der Borax krystallisirt, aber nur bei Bearbeitung vieler Centner in so grossen Krystallen, wie man sie gewöhnlich käuflich erhält.

Der meiste jetzt im Handel befindliche Borax wird im südlichen Frankreich durch Mischen der Auflösungen von roher Borsäure und Soda bereitet. (10 Theile Säure auf 12 Theile kryst. kohlens. Natron.)

Eigenschaften. Der gereinigte Borax stellt ansehnliche farblos durchsichtige schiefe rhombische Säulen des zwei- und eingliedrigen Systems dar, welche meist 6- oder 8seitig sind und mit 3 oder 4 Flächen zugespitzt erscheinen; im Handel kommt er meist in unregelmässigen Bruchstücken vor. Er hat ein spec. Gewicht = 1,76, schmeckt zusammenziehend alkalisch und verwittert an der Luft allmälig. 1 Theil Borax löst sich in 2 Theilen siedenden und 12 Theilen kalten Wassers. Mit SO^3 angesäuert scheidet sich Borsäure in Krystallschuppen aus concentrirten Lösungen der borsauren Salze; diese saure Mischung, mit Weingeist versetzt und angezündet, brennt mit grün gesäumter Flamme. Die salzsaure Lösung auf Curcumapapier eingetrocknet färbt dieses roth. Die Lösung reagirt deutlich alkalisch, obgleich der Borax theoretisch ein saures Salz ist. In Zucker- und Honigsaft löst er sich in der Kälte in viel bedeutenderer Menge. Bei'm Erhitzen bläht sich der Borax zu einer lockeren weissen Masse auf und schmilzt endlich zu einem farblos durchsichtigen Glase, wobei er seinen ganzen Wassergehalt = 47,2 Procent verliert. Dieses Glas wird an der Luft nach und nach undurchsichtig. Es löst in der Hitze die verschiedensten Metalloxyde, häufig unter charakteristischer Färbung (Boraxperlen der Analytiker).

Prüfung. Der Borax muss rein weiss sein und seine Lösung darf durch Schwefelammonium keinen Metallgehalt zu erkennen geben. Die durch Baryt- oder Silbersalze in seinen Lösungen hervorgebrachten Niederschläge müssen sich in freier Salpetersäure leicht lösen, sonst enthielt der Borax schwefelsaure Salze oder Chloride.

Durch Veränderung der Umstände bei'm Krystallisiren, namentlich indem man die Lauge bis auf 30° B. = 1,246 spec. Gew. verdunstet und den Borax bei 79°—56° C. krystallisiren lässt, erhält man den octaëdrischen Borax = $NaO,2BO^3 + 5HO$ in regulären Octaëdern krystallisirt und viel härter und schwerer als der gewöhnliche Borax.

Anwendung. Sowohl innerlich als äusserlich in Pulverform und in Auflösung. Man darf nur den gewöhnlichen prismatischen Borax zum Arzneigebrauche wählen. Noch ist hierbei zu berücksichtigen, dass der Borax manche Flüssigkeiten, z. B. den Schleim des arabischen Gummis und Traganthschleim gallertartig verdickt. Diese Verdickung wird durch Zuckersyrup aufgehoben. Sehr wichtig ist die Anwendung des Borax in der Technik zum Löthen, wozu man den octaëdrischen Borax vorzieht; er ist unentbehrlich bei Löthrohrproben als Flussmittel.

Man erkennt den Borax, wie alle Natronsalze, an seinem negativen Verhalten zu Weinsäure und dem Gelbfärben der Flamme. Die Borsäure ermittelt man wie oben angegeben.

k) Kieselsaure Salze oder Silicate.

(Hierher die Gläser. Siehe bei Kieselerde Seite 378.)

l) Aluminate.

Die Thonerde kann bald die Rolle der Säure, bald die der Basis spielen. Aus ihrer alkalischen Lösung wird die Thonerde durch Salmiak gefällt; der Niederschlag löst sich völlig wieder in Salzsäure.

Natriumoxydaluminat. Thonerdenatron.

Natrum aluminatum seu Soda aluminata.

Formel = NaO,Al^2O^3. Aequivalent = 82,5.

In reiner Aetznatronlauge löst man durch Unterstützung von Wärme so viel reines Thonerdehydrat auf, als die Lauge aufzunehmen vermag, filtrirt und verdünnt sie mit Wasser. Diese Flüssigkeit, welche farblos ist, stark alkalisch schmeckt und reagirt, ist als Heilmittel zum äusseren Gebrauche benuzt worden. Zu diesem Zwecke wird sie nach Vorschrift in verschiedenen Graden der Stärke vorräthig gehalten und mit einer Emulsion aus arabischem Gummi, Eigelb, Terpentin von Chios, Zuckersyrup, Camphor und Weingeist bereitet, vermischt. Sie ist als Lixivium aluminatum seu Soda aluminata Turkii bekannt.

m) Unterphosphorigsaure Salze.

Sie entwickeln bei'm Glühen Phosphorwasserstoffgas und verwandeln sich dabei in phosphorsaure Salze. Z. B.

$$2(BaO,PO) + 3HO = 2BaO,PO^5 + H^3P.$$

Aus Silberoxyd- und Quecksilberoxydulsalzen reduciren sie das Silber und Quecksilber.

Unterphosphorigsaures Natron.

Natrum hypophosphorosum.

Formel = $NaO,PO + 2HO = NaO,PH^2O^3$. Aeq. = 88.

Darstellung.

1) Man zersetzt unterphosphorigsauren Kalk durch kohlensaures Natron und lässt die weingeistige Lösung im Vacuum verdunsten (H. Rose).

2) Man kocht starke Aetznatronlauge mit zerkleinertem Phosphor, bis die Entwickelung von Phosphorwasserstoffgas aufhört, sättigt die Lauge mit Kohlensäure, verdunstet vorsichtig, zieht die trockne Salzmasse mit Alkohol aus und verdunstet die filtrirte weingeistige Lösung neben concentrirter Schwefelsäure unter einer Glasglocke (Hegvaert und Francqui).

3) Man löst 2 Theile kryst. kohlensaures Natron in 5 Theilen heissem Wasser, löscht 2 Theile Aetzkalk mit Wasser, fügt sie zur Natronlösung, setzt dann 1 Theil zerkleinerten Phosphors hinzu und kocht die Mischung, bis eine abfiltrirte Probe durch kohlensaures Natron gefällt wird. Man filtrirt jetzt das Ganze und schlägt aus der Flüssigkeit, welche die unterphosphorigsauren Salze von Natron und Kalk enthält, den letztern durch eine genau hinreichende Menge NaO,CO^2 nieder. Die filtrirte Lösung wird vorsichtig zur Krystallisation verdunste.

Erklärung. Bei Einwirkung von Aetznatron auf Phosphor entstehen unterphosphorigsaures Natron und Phosphorwasserstoff nach folgender Gleichung:

$$6HO + 4P + 3(NaO,HO) = 3(NaO,PO,2HO) + H^3P.$$

Das Abdampfen der Lösung muss sehr vorsichtig und bei gelinder Wärme geschehen, weil sonst ungemein heftige Explosionen entstehen, wie Marquart und Trommsdorff beobachteten.

Nach H. Rose befördert freies Alkali die Zersetzung des Salzes in phosphorsaures Natron und Wasserstoffgas.

Eigenschaften. Das unterphosphorigsaure Natron bildet perlglänzende, rectanguläre Tafeln oder eine weisse Salzmasse. Es zerfliesst an der Luft, löst sich sowohl im Wasser, als auch im absoluten Alkohol sehr leicht Bei'm Glühen entwickelt es leicht entzündliches Phosphorwasserstoffgas (= H^3P mit etwas H^2P).

Anwendung. Wird seit einigen Jahren als Heilmittel angewendet. Bei seiner Bereitung ist mit grösster Vorsicht zu verfahren, um Explosionen zu verhüten.

Unterphospsorigsaurer Kalk.

Calcaria hypophosphorosa. Hypophosphite de chaux. Hypophosphite of Lime.

Formel = $CaO,PO + 2HO = CaO, PH^2O^3$. Aeq. = 85.

Darstellung. Nach H. Rose trägt man in kochende Kalkmilch nach und nach Phosphor in Stückchen ein, unterhält das Kochen unter Ersatz des verdunsteten Wassers, bis der Phosphor verschwunden ist und der starke Geruch nach Phosphorwasserstoff abgenommen hat, filtrirt, leitet Kohlensäure durch das Filtrat, um den Ueberschuss des Kalkes zu entfernen und verdunstet bei gelinder Wärme an der Luft zur Krystallisation.

Nach Wurtz steigt die Mischung bei'm Kochen leicht über, doch muss man sie in anhaltendem Kochen erhalten, weil bei'm Erkalten Luft in den Kolben tritt und mit dem Phosphorwasserstoffgas explodirt.

Nach Neese nimmt man auf 6 Unzen zerkleinerten Phosphor 8 Unzen trocknes Kalkhydrat und 48 Unzen Wasser, welche Mengen man in einem Tage eben aufarbeiten kann. Das Kochen geschieht in einer tubulirten Retorte, die mit Trichterrohr, (durch welches man heisses Wasser nachgiessen kann) und mit einer an den Hals befestigten weiten Röhre versehen ist, die mit dem äussersten Ende in Wasser taucht, das in einer offenen Schale sich befindet, um dem Phosphorwasserstoffgas einen Ausweg zu gestatten.

Erklärung. Aehnlich wie bei'm Natronsalze hat man die Gleichung:

$$6HO + 4P + 3(CaO,HO) = 3(CaO,PO + 2HO) + H^3P.$$

Eigenschaften. Farblose perlglänzende Säulen des 2- und 1gliedrigen Systems, biegsamer als Gyps, luftbeständig, von widrig bitterem Geschmack. Löslich in 6 Theilen kalten Wassers, unlöslich in starkem, sehr wenig löslich in schwachem Weingeist. Bei'm Glühen zerlegt es sich nach der Gleichung:

$$2(CaO,PO + 2HO) = 2CaO,PO^5 + HO + H^3P.$$

Dem hinterbleibenden phosphorsauren Kalke ist etwas rother amorpher Phosphor beigemengt.

Anwendung. Seit Kurzem als Arzneimittel.

n) Phosphorsaure Salze.

Die phosphorsauren Alkalien lösen sich leicht im Wasser, die übrigen phosphorsauren Salze in Salpetersäure. Phosphorsaures Bleioxyd ist unlöslich in Essigsäure, phosphorsaures Eisenoxyd und phosphorsaure Thonerde sind darin schwer löslich; frisch gefällte phosphorsaure Erdalkalien sind leicht löslich in Essigsäure. Salpetersaures Silberoxyd fällt aus der wässrigen Lösung der gemein phosphorsauren Alkalien citronengelbes phosphorsaures Silberoxyd, leicht löslich in Salpetersäure und Ammoniak; aus den salpetersauren Lösungen des phosphorsauren Kalks, Baryts und der phosphorsauren Talkerde fällt es dasselbe gelbe Salz $= 3AgO,cPO^5$, wenn die Salpetersäure vorsichtig durch Ammoniak neutralisirt wird.

Aus den Lösungen phosphorsaurer Alkalien fällt eine ammoniakalische, salmiakhaltige Bittersalzlösung krystallinische weisse phosphorsaure Ammoniak-Talkerde $= H^4NO,2MgO,PO^5 + 12HO$, die vor dem Glühen in Salpetersäure gelöst, durch salpetersaures Silberoxyd-Ammoniak gelb, nach dem Glühen darin gelöst durch dieses Reagens weiss (als $2AgO,bPO^5$) gefällt wird.

Salpetersaures Molybdänsäure-Ammoniak fällt aus salpetersauren Lösungen der phosphorsauren Salze (auch aus denen des phosphorsauren Eisenoxyds und der phosphorsauren Thonerde) eigelbes phosphorsaures Molybdänsäure-Ammoniak. Letztere Reaction ist die empfindlichste auf Phosphorsäure.

Phosphorsaures Ammoniumoxyd.

Ammonium phosphoricum. Phosphate d'Ammoniaque. Phosphate of Ammonia.

Syn.: Gemein phosphorsaures Ammoniak.

Formel. $2H^4NO,HO,cPO_5$. Aequivalent = 132.

Vorkommen. Im Harn der Fleischfresser mit phosphorsaurem Natron und phosphorsaurer Talkerde; auch im Guano.

Darstellung. Man sättigt die Knochenphosphorsäure (Acidum phosphor. ex ossibus) in der Wärme mit kohlensaurem Ammoniak, trennt den Niederschlag von phosphorsaurem Kalk durch Filtration, concentrirt die

Flüssigkeit durch Abdampfen, neutralisirt die dabei wieder sauer gewordene Lauge mit Aetzammoniak und lässt durch Abkühlen krystallisiren.

Erklärung. Die gewöhnlichen Beimengungen der Knochenphosphorsäure, nämlich phosphorsaurer Kalk, kleine Mengen von phosphorsaurer Talkerde und Spuren von phosphorsaurem Eisenoxyd, sind nur in saurer Flüssigkeit löslich und scheiden sich bei'm Neutralisiren mit kohlensaurem Alkali aus.

Eigenschaften. Wasserhelle Krystalle des zwei- und eingliedrigen Systems von kühlendem, stechend salzigen Geschmack und schwach alkalischer Reaction. Sie verlieren schon bei gewöhnlicher Temperatur einen Theil ihres Ammoniaks und verwittern dabei oberflächlich.

Bei'm Erhitzen kommt das Salz zuerst in den wässrigen Fluss, wird dann wieder trocken und verwandelt sich zuletzt bei Glühhitze in feurig-schmelzendes Phosphorsäurehydrat $= HO,aPO^5$, indem es sein Ammoniak verliert, dessen letzte Antheile jedoch ungemein hartnäckig zurückgehalten werden.

Das Salz löst sich in 4 Th. kalten Wassers, reichlicher in heissem. Die Auflösung verliert schon bei'm Kochen einen Theil ihres Ammoniaks. In Weingeist ist es unlöslich.

Prüfung. Das Salz darf durch HS, durch H^4NS, kohlensaures Ammoniak und oxalsaures Kali weder Färbung noch Trübung erleiden; die Niederschläge, welche BaCl und AgO,NO^5 darin geben (ersteres einen weissen, letzteres einen gelben) müssen leicht und vollständig in Salpetersäure sich lösen.

Anwendung. Bildet einen Bestandtheil des als Löthrohr-Reagens wichtigen phosphorsauren Natron-Ammoniaks.

Phosphorsaures Natron.

Natrum phosphoricum. Phosphate de Soude. Phosphate of Soda.

Syn.: Phosphorsaures Natriumoxyd. Phosphas natricus seu Sodae. Soda phosphorata. Alkali minerale phosphoratum. Sal mirabile perlatum.

Formel. $2NaO,HO,cPO^5$. Aequivalent = 142. Das krystallisirte Salz enthält noch 24 Aeq. Krystallwasser und hat die Formel $2NaO,HO,cPO^5 + 24HO$. Aequivalent = 358.

Geschichtliches. Hellot, im Jahre 1737, schied es aus dem Harn. Rouelle 1776, später Klaproth, 1785, in neuster Zeit Graham und Marchand, untersuchten es genauer.

Vorkommen. Es macht einen Bestandtheil des Blutes, der Milch und des Harns aus.

Darstellung. Phosphorsäure, aus Knochen bereitet (vergl. S. 365), welche frei von Schwefelsäure ist, wird in der 8fachen Menge Wassers gelöst und mit Schwefelwasserstoffgas auf einen Gehalt an Arsensäure geprüft, falls sie vorhanden, davon auf angegebene Weise vollkommen befreit und mit kohlensaurem Natron so lange versetzt, bis die Lösung schwach alkalisch reagirt. Es wird sich ein Niederschlag gebildet haben, den man durch Filtriren trennt;

die völlig wasserhelle Flüssigkeit dampft man so weit ab, bis ein Tropfen auf kaltes Blech gebracht, Krystalle abscheidet. Um schöne Krystalle zu erhalten, muss die Verdampfung der concentr. Flüssigkeit bei ganz gelinder Wärme vorgenommen werden. Sollte die angewandte Phosphorsäure von Schwefelsäure nicht ganz frei gewesen sein, so löst man das gewonnene Salz von Neuem in warmem Wasser auf und bringt die Lösung durch Abkühlen zum Krystallisiren.

Erklärung. Die Phosphorsäure aus Knochen kann zur Bereitung des phosphorsauren Natrons fast eben so gut, wie die reine Säure angewandt werden, da die noch in derselben aufgelösten Erdsalze bei'm Sättigen mit kohlensaurem Natron als neutrale phosphorsaure Salze gefällt und durch Filtriren getrennt werden können. Doch bleiben dem aus Knochenphosphorsäure dargestellten Salze kleine Mengen von phosphorsaurer Talkerde beigemengt, was bei Anwendung des phosphorsauren Natrons als Reagens auf Talkerde wohl zu beachten ist. Nimmt man Acid. phosphor. e phosphor., so erhält man daraus das Salz völlig rein.

Eigenschaften. Die Phosphorsäure ist eine dreibasische Säure und im phosphorsauren Natron mit 2 Aeq. Natriumoxyd und 1 Aeq. basischem Wasser verbunden. Die Krystalle des Salzes sind schiefe rhombische Säulen des zwei- und eingliedrigen Systems, farblos durchsichtig, von kühlendem, nicht unangenehmen salzigen Geschmack. An der Luft zerfällt es sehr bald, verliert aber sein Krystallwasser nur theilweise. Es hinterbleibt dabei das Salz $2NaO,HO,cPO^5 + 14HO$, wenn die Temperatur zwischen 11 und 17° C. liegt; in sehr trockner Luft hingegen verwittert es zu $2NaO,HO,cPO^5 + 12HO$. Ein Theil phosphorsauren Natrons erfordert 6,7 Th. Wasser von 15° C. zur Lösung (Neese); die Auflösung reagirt schwach alkalisch. Im Weingeist ist es unlöslich. In gelinder Wärme schmilzt es in seinem Krystallwasser und verliert dasselbe zuletzt völlig; noch weiter erhitzt, entweicht auch das Aequivalent basischen Wassers und es bleibt pyrophosphorsaures Natron $2NaO,PO^5$ zurück. Der Gesammtverlust beträgt 62,52 Proc. Wasser.

Prüfung. Das phosphorsaure Natron gibt mit Barytsalzen weisse Niederschläge, welche sich in freier Salpetersäure auflösen müssen; bleibt ein hierin unlöslicher Niederschlag, so enthielt das Salz schwefelsaures Natron. Mit salpetersaurem Silberoxyd entsteht in der Lösung desselben ein hellgelber Niederschlag, der ebenfalls in Salpetersäure löslich sein muss, sonst enthielt das Salz

Chlornatrium. Trübt es sich mit Ammoniak bei'm Stehen krystallinisch weiss, so enthält es Talkerde. Man hat auch arsenige Säure, Arsensäure, Eisenoxyd und CO^2 als Verunreinigungen darin gefunden.

Anwendung. Das phosphorsaure Natron wird innerlich als Abführmittel in Auflösungen angewandt; es schmeckt angenehmer als Glaubersalz, verändert aber manche Pflanzenfarben, so die des Himbeer- und Kirschensaftes, der Klatschrosenblumen u. s. w. durch seine alkalische Reaction in eine unangenehme missfarbige.

Das Natron im phosphorsauren Natron erkennt man wie in den übrigen Natronsalzen durch den Niederschlag mit antimonsaurem Kali und die Phosphorsäure wie oben im Allgemeinen angegeben. Das geglühte phosphorsaure Natron erzeugt mit salpetersaurem Silberoxyd einen weissen Niederschlag.

Phosphorsaurer Kalk.

Calcaria phosphorica. Phosphate de Chaux. Phosphate of Lime.

a) Drittel phosphorsaurer Kalk.

Formel. $3CaO,cPO^5$. Aequivalent = 155.

Entsteht, wenn eine Lösung von gemeinem phosphorsauren Natron $= 2NaO,HO,cPO^5$ in mit Aetzammoniakflüssigkeit vermischte wässrige Chlorcalciumlösung gegossen wird, als weisser schleimiger Niederschlag, der sich schwierig auswaschen lässt, deshalb auf einem Filter gesammelt, bei gelinder Wärme getrocknet und nun erst mit Wasser von seinen löslichen Beimengungen befreit werden muss. Dieser Niederschlag enthält, frisch dargestellt, $5\frac{1}{2}$ Aeq. HO, von denen er bei'm Aufbewahren 2HO verliert; bei 100° C. getrocknet, ist er $= 3CaO,PO^5 + HO$ und nach dem Glühen $= 3CaO,PO^5$.

Einen ähnlichen Niederschlag erhält man durch Fällung einer mit Ammoniak versetzten Lösung von Chlorcalcium mit phosphorsaurem Ammoniak, oder einer heiss bereiteten salpetersauren Lösung der Knochenasche mit überschüssigem Aetzammoniak.

Die Knochenasche selbst enthält $3CaO,PO^5$ aber noch mit kohlensaurem Kalk und andern Salzen verunreinigt.

Der drittel phosphorsaure Kalk findet sich im Mineralreiche als Apatit, und zwar mit CaCl oder CaF oder beiden verbunden, als Chlorapatit $= CaCl,3(3CaO,cPO^5)$, als Fluorapatit $= CaF,3(3CaO,cPO^5)$ und als Chlor-Fluorapatit.

Knochenasche.

Cinis ossium. Phosphate de chaux animale. Bone Phosphate of Lime.

Syn.: Weissgebranntes Hirschhorn. Cornu cervi ustum album. Corne de cerf calcinée. Burnt Hartshorn. Knochenerde. Terra ossium. Basisch phosphorsaurer Kalk mit kohlensaurem Kalk. Subphosphas calcicus cum Carbonate calcico. Calcaria phosphorica animalis.

Geschichtliches. J. G. Gahn erkannte im Jahre 1769 den Gehalt an phosphorsaurem Kalk in den Knochen.

Darstellung. Harte Röhrenknochen von vierfüssigen Thieren werden im offenen Feuer so lange gebrannt, bis sie vollkommen weiss geworden sind. Da sich das Hirschhorn in seiner Zusammensetzung nicht wesentlich von gewöhnlichen Knochen unterscheidet, so ist auch die Asche von beiden als gleich anzusehen.

Erklärung. Die Knochen enthalten ausser den anorganischen Erdsalzen organisch-thierische Bestandtheile, leimgebendes Gewebe, Fett u. s. w., welche durch den Verbrennungsprocess unter Einfluss des Sauerstoffs der Luft zerstört werden.

Eigenschaften. Die Knochenasche ist ein weisses Pulver, welches zu $^4/_5$ aus $3CaO,PO^5$ und zu $^1/_5$ aus CaO,CO^2 besteht, aber auch veränderliche kleine Mengen von phosphorsaurer Talkerde und Spuren von Fluorcalcium enthält. Nach dem Brennen haben die Knochen meist ihre ursprüngliche Gestalt beibehalten, die gebrannten Knochen sind hart und klingend, lassen sich aber leicht zerreiben.

Im Wasser ist die Knochenasche so gut wie unlöslich; sie ist leicht löslich in Salzsäure und Salpetersäure (wegen vorhandenem kohlensauren Kalke darin unter Brausen löslich). Wird diese Lösung mit Aetzammoniak neutralisirt, so bildet sich ein weisser, schleimiger Niederschlag von wasserhaltigem drittel-phosphorsauren Kalk.

Prüfung. Die salpetersaure Lösung gibt, mit Ammoniak neutralisirt, einen schleimigen weissen, mit salpetersaurem Silberoxyd und Ammoniak einen eigelben Niederschlag. Oft ist der Knochenerde betrügerischer Weise kohlensaurer Kalk oder schwefelsaurer Kalk beigemengt, oder sie wird mit Conch. präparat. verwechselt.

Der Gypsgehalt gibt sich an der Schwerlöslichkeit der Knochenerde in Salzsäure und an dem Niederschlage zu erkennen, den BaCl in der salzsauren Lösung derselben gibt. Reiner kohlensaurer Kalk löst sich in Salzsäure unter Brausen völlig auf und wird durch Ammoniak nicht wieder gefällt.

Anwendung. Die Knochenasche wird fein präparirt innerlich und äusserlich angewendet; zu Zahnpulvern, zum Putzen und Poliren. Sie dient zur Bereitung des Phosphors und der Phosphorsäure.

b) Halbphosphorsaurer Kalk.

Formel. $2CaO,HO,cPO^5 + 4HO$. Aequivalent = 172.

Entsteht, wenn eine wässrige Lösung von Chlorcalcium durch einen kleinen Ueberschuss von gewöhnlichem phosphorsauren Natron = $2NaO,HO,cPO^5$ gefällt wird, als weisser gallertartiger Niederschlag. Theilt man die Mischung in 2 gleiche Theile, setzt zu dem einen Theile genau so viel Salpetersäure, dass der Niederschlag ohne Hülfe von Wärme wieder aufgelöst wird und fügt dieser Lösung die andere trübe Hälfte hinzu, so verwandelt sich nach zweitägigem Stehen der Niederschlag in ein schweres krystallinisches Pulver von obiger Zusammensetzung.

Diese Verbindung bildet zarte weisse Schuppen, die unter dem Mikroskop als rhombische Prismen erscheinen. Unlöslich im Wasser, nicht auf blaues Lacmuspapier wirkend. Durch Kochen mit Wasser wird es zersetzt, lockert sich sehr auf und gibt an Wasser sauren phosphorsauren Kalk ab, der Lacmusblau röthet (Boedeker).

Die unter dem Namen Belugensteine bekannten Concretionen aus dem Hausen des Caspischen Meeres besitzen nach Wöhler dieselbe Zusammensetzung.

c) Einfach phosphorsaurer Kalk.

Syn.: Saurer phosphorsaurer Kalk.

Formel. $CaO,2HO,PO^5$. Aequivalent = 117.

Zersetzt man 3 Th. Knochenasche durch 2 Th. concentrirter Schwefelsäure und die nöthige Menge von Wasser, entfernt den gebildeten Gyps und dampft die Lösung ein, so scheiden sich neben einer kleinen Menge noch gelöst gebliebenen Gypses schuppige Krystalle von saurem phosphorsauren Kalk = $CaO,2HO,PO^5$ ab, von saurem Geschmack und an der Luft zerfliessend.

Bei'm Glühen schmelzen sie unter Wasserverlust zu einem durchscheinenden, im Wasser unlöslichen Glase von metaphosphorsaurem Kalk = CaO,aPO^5. Wird der saure phosphorsaure Kalk, mit Kohle gemengt, heftig geglüht, so reducirt sich daraus Phosphor. Darauf beruht die Gewinnung des Phosphors.

d) Uebersaurer phophorsaurer Kalk.

Das sogenante Phosphorglas ist ein Gemenge von Metaphosphorsäure = HO,aPO^5 mit metaphosphorsaurem Kalk = CaO,aPO^5

Ferrum phosphoricum. Die hannöversche Pharm. (1861) lässt Eisenvitriollösung durch phosphorsaure Natronlösung fällen, den anfangs grünlichweissen, bald schmutzig blau werdenden Niederschlag gut auswaschen und bei mässiger Wärme trocknen. Nach Jenzsch hat er die Formel

$$2(FeO,PO^5 + 8HO) + 3(3Fe^2O^3,2PO^5 + 13HO).$$

Es muss sich völlig in HCl lösen; in dieser Lösung darf HS keine fremden Metalle anzeigen.

Ueber pyrophosphorsaures Eisenoxyd — citronensaures Ammoniak siehe bei Citronensäure.

o) Arsenigsaure Salze.

Ihre Erkennung siehe bei arseniger Säure auf Seite 381.

Arsenigsaures Kali.

Kali arsenicosum. Arsenite de Potasse. Arsenite of Potassa.

Nach Pasteur existiren folgende Verbindungen der arsenigen Säure mit Kali:

1) einfach arsenigsaures Kali = KO,AsO^3, eine syrupartige Flüssigkeit;
2) zweifach arsenigsaures Kali = $KO,HO,2AsO^3 + HO$, farblose Prismen, und
3) halb arsenigsaures Kali = $2KO,AsO^3$, ein weisser Niederschlag, der bei'm Vermischen der Lösung des vorigen Salzes mit überschüssiger Kalilauge und Weingeist entsteht.

Solutio arsenicalis Fowleri der Pharmacopöe des Königreichs Hannover (1861) wird bereitet aus je 32 Gran Acid. arsenicosum purum und Kali carbon. purum, die mit 3 Unzen destillirten Wassers in einem Glase bis zur völligen Lösung der arsenigen Säure gekocht werden. Der erkalteten Lösung werden 2 Drachmen Spiritus Lavandulae compositus und so viel destillirtes Wasser zugefügt, dass das Gewicht der ganzen Flüssigkeit 6 Unzen beträgt. In einer und einer halben Drachme der Solution ist 1 Gran Acid. arsenicosum enthalten. Pharmacop. boruss. ed. VII. (1862) lässt 1 Th. reine arsenige Säure, 1 Th. reines kohlensaures Kali und 60 Th. destillirten Wassers kochen bis zur Lösung und die kalt gewordene filtrirte Flüssigkeit mit so viel destillirten Wassers mischen, dass das Gewicht der ganzen Flüssigkeit 90 Th. beträgt.

Das in Lösung befindliche Salz ist ein Gemenge aus KO,AsO^3 und $2KO,AsO^3$. Das Präparat der Hannov. Pharmacopöe ist haltbar, das der Preussischen schimmelt bei'm Aufbewahren und entwickelt Arsenwasserstoffgas. Bei längerer Aufbewahrung in theilweise gefüllten Flaschen entstehen kleine Mengen arsensauren Kalis.

Man erkennt das arsenigsaure Kali an seinem Verhalten gegen salpetersaures Silberoxyd, welches damit einen hellgelben, in Salpetersäure löslichen Niederschlag gibt und an dem citronengelben

Niederschlage, den HS in der mit HCl angesäuerten Lösung bewirkt. Den Kaligehalt erkennt man durch Weinsäure. Wegen seiner Giftigkeit ist das Präparat mit grösster Sorgfalt aufzubewahren.

p) Antimonig- und antimonsaure Salze.

Mit Schwefelammonium digerirt, dann mit Salzsäure angesäuert, liefern sie orangefarbenes Schwefelantimon.

Saures antimonigsaures und antimonsaures Kali.

Kali stibioso-stibicum acidum.

Syn.: Gewaschenes schweisstreibendes Spiessglanz einiger Pharmacopöen. Antimonium diaphoreticum ablutum. Stibium oxydatum album ablutum. Surantimoniate de potasse.

Entdecker. Basilius Valentinus, im 15. Jahrhundert.

Darstellung. Durch Verpuffung von Antimonmetall und Salpeter oder von Schwefelantimon mit Salpeter. Die verpuffte Masse wird zerrieben, mit Wasser ausgelaugt und der Rückstand getrocknet.

Eigenschaften. Ein weisses, im Wasser unlösliches, in Säuren schwer lösliches, geschmack- und geruchloses Pulver.

Anwendung. Selten; innerlich in Pulverform.

Früher brauchte man die unausgewaschene verpuffte Masse als Antimonium diaphoreticum non ablutum, nicht gewaschenen schweisstreibenden Spiessglanz; dieses Präparat enthielt neben antimonigsaurem und antimonsauren Kali auch salpetrigsaures Kali und unzersetzten Salpeter und wenn Schwefelantimon angewendet worden, auch schwefelsaures Kali. Die Masse wird an der Luft feucht.

Das Kali stibicum der Pharm. boruss. ed. VI. $= KO,2SbO^5 + 6HO$ wurde bereitet durch genaues Mischen von 1 Th. auf's Feinste gepulvertem Antimonmetall und 2 Th. gepulvertem Kalisalpeter, portionenweises Eintragen in einen glühenden Tiegel, halbstündiges Glühen, vorsichtiges Eintragen der noch heissen breiigen Masse in Wasser, Auswaschen und Trocknen bei gelinder Wärme. Ein weisses Pulver. Bei Gehalt an Arsensäure verbreitet es, auf Kohle geglüht, Knoblauchgeruch.