

Hilfsbuch  
für den  
chemischen Unterricht  
an  
höheren Lehranstalten.

---

Entworfen  
von  
**Prof. Dr. Max Nordmann,**  
Oberlehrer am Realgymnasium zu Halberstadt.

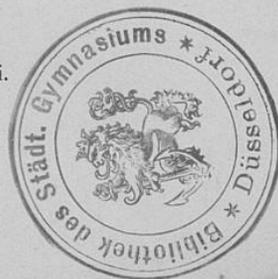
---

**U n t e r s t u f e .**

---

HALBERSTADT,  
Druck von H. Meyer's Buchdruckerei.  
1900.

1900. Programm-Nr. 274.



9ha  
9  
(1900)

274

HT000740984



## I. Verhalten der Körper zu den Lösungsmitteln.

### § 1.

Auflösung von Kochsalz in Wasser; verdünnte und konzentrierte (gesättigte) Lösungen. Abscheidung der unlöslichen Körperchen durch Filtration. Faltenfilter und glatte Filter, letztere für Trichteröffnungen von 60°. Bequeme Herstellung der gesättigten Lösungen mittels eines Mullbeutels. Prüfung von verdünnten und gesättigten Lösungen durch die Sinneswerkzeuge; geringe Empfindlichkeit des Geschmacks.

Verhalten eines Eies in verschiedenen starken Salzlösungen; Wägung von 100 cem Wasser und 100 cem gesättigter Soole; Begriff des spezifischen Gewichts (Volumgewichts). Zunahme des absoluten und spezifischen Gewichts bei der Auflösung des Salzes. Das Gewicht der Lösung ist gleich der Summe der Gewichte der Bestandteile; für die entsprechenden Rauminhalte gilt die gleiche Beziehung nicht. — Temperaturerhöhung verstärkt das Lösungsvermögen des Wassers für Salz nur unbedeutend.

Abdampfen der gesättigten und filtrierten Lösung in einer Porzellanschale; Wasserbad, Bunsenbrenner. Beobachtung der Salzhaut; der Rückstand ist nach Menge (Gewicht) und Beschaffenheit (Geschmack, vollständige Löslichkeit u. s. w.) identisch mit dem zur Lösung verwendeten Kochsalz. — Freiwillige Verdunstung der gesättigten Lösung im Uhrglas; Bildung und Wachstum kleiner Würfelchen. Krystallisation; Ziehen grösserer Krystalle in einer Glasschale (Krystallisierschale) unter häufigem Wenden. Von dem Gesamt-Rückstand gilt das gleiche wie oben. Wie unterscheidet sich ein Kochsalzwürfelchen vom mathematischen Würfel? Die 9 Symmetrie-Ebenen des Würfels. Bildung der Steinsalzlager.

Schmelzbarkeit und Flüchtigkeit des Steinsalzes in Gluthitze. Flammenfärbung; Beleuchtung von Kaliumdichromat- und Kupfervitriollösung im verfinsterten Zimmer.

## § 2.

Auflösen von Kupfervitriol in (destilliertem) Wasser; Vorsicht wegen der Giftigkeit der Lösung! Einfluss der Wärme. Filtration der heissgesättigten Lösung und langsame Abkühlung mit eingehängtem Holzstäbchen (Garnfaden). Bildung schöner Krystalldrusen; die einzelnen Krystallspiesse haben auch hier glatte spiegelnde Flächen, scharfe Kanten und spitze Ecken, sind aber von minder einfacher Gestalt; Mangel einer Symmetrieebene. — Gestörte Krystallisation einer heissgesättigten Kupfervitriollösung; Bildung von Krystallmehl; Reinigung des Vitrioles durch Umkrystallisieren. Vollständige Löslichkeit und unveränderte Beschaffenheit der einzelnen Rückstände.

Verhalten von frischen Kupfervitriolkrystallen bei erhöhter Temperatur (Brennen des Kupfervitriols) im Porzellantiegel oder Probierringläschen. Die blauen Krystalle zerfallen unter Geräusch zu einem weissen Pulver, das erheblich weniger wiegt als die Krystalle; gleichzeitige Bildung von Dampf Wolken und farblosen Tropfen in den kälteren Teilen des Gefässes. Wiederholung des Versuches mit Retorte und Vorlage; die entweichende farblose Flüssigkeit ist (chemisch reines) Wasser: Prüfung auf Farbe, Geruch, Geschmack, spezifisches Gewicht, Gefrierpunkt u. s. w. Der gebrannte Kupfervitriol nimmt sein „Krystallwasser“ unter starker Erhitzung (Zischen) und Blaufärbung wieder auf. Wichtiges Mittel zur Erkennung kleiner Wassermengen. — Unabänderliches Gewichtsverhältnis des Krystallwassers und des „wasserfreien“ Rückstandes; keine Aenderung des Gesamtgewichtes. Ein Teil des Krystallwassers entweicht freiwillig auch bei gewöhnlicher Temperatur; langsame „Verwitterung“ der Vitriolkrystalle.

Zerfliessen von Chlorecalcium, Pottasche oder Stassfurter Salzen an der Luft unter beträchtlicher Gewichtsvermehrung; Wiederherstellung der ursprünglichen Körper durch Abdampfen

des aus der Luft aufgenommenen Wassers. Trockenapparate für Gase.

### § 3.

Destillation von Brunnen-(Leitungs-)Wasser, Liebig'scher Kühler, destilliertes Wasser. Entweichen von Gasbläschen lange vor dem eigentlichen „Sieden“; gleichzeitige Trübung des Wassers in der Retorte, Bildung des Kesselsteins. Abdampfen eines Liters Leitungswasser in einer gewogenen Platinschale: der Rückstand (etwa 0,5 g) ist nicht mehr vollständig wasserlöslich, also nicht mehr identisch mit den im Wasser ursprünglich gelösten Körpern. Das destillierte Wasser ist ohne Rückstand flüchtig und (bei geeigneter Vorsicht) ohne Gewichtsverlust kondensierbar. Fader Geschmack des destillierten Wassers; 1 cem desselben bei 4° C. wiegt 1 g. Regenwasser, Quell- und Flusswasser.

### § 4.

Untertauchen eines umgekehrten Trinkglases in einem wassergefüllten Gefäße. Eingiessen von Wasser durch einen Trichter in ein sonst luftdicht (hermetisch) verschlossenes Gefäß. Raumerfüllende Kraft (Undurchdringlichkeit, Elastizität) der Luft; Luftschläuche der Zweiräder. Austreibung der Luft aus einem Literkolben durch Wasserdampf: Schwere der Luft (1 l wiegt bei mittlerer Temperatur etwas mehr als 1 g, bei 0° und 760 mm Barometerstand 1,293 g).

Wegen der leichten Beweglichkeit der Luftteilchen allseitige Fortpflanzung des ursprünglich senkrechten Schweredruckes: Umkehrung eines vollständig mit Wasser gefüllten und mit Deckplatte verschlossenen Fusseylinders. Pneumatische Wanne; gleicher Überdruck (beim Einblasen von Luft) an allen Punkten gleicher Tiefe, auch unter dem Fusseylinder. Unterdruck im Fusseylinder oberhalb des äusseren Wasserspiegels: die pneumatische Wanne als Saugvorrichtung.

Eintauchen einer beiderseits offenen (sog. böhmischen) Glasröhre in einen wassergefüllten Fusseylinder; Wirkung des Verschlusses der oberen Öffnung, auch beim Herausziehen des Rohres.

Wiederholung des Versuches mit einer Bürette, Gummischlauch, Spitze und Quetschhahn.

Auffangen von Leuchtgas (aus der Leitung) in der pneumatischen Wanne, Prüfung der Druckverhältnisse. Geruch des Leuchtgases. Leuchtgas ist etwa halb so schwer als Luft (Luftballon); Füllung von Seifenblasen mit Leuchtgas und Entzündung derselben. Brennen von Leuchtgas aus einer Medizinflasche unter Zugießen von Wasser. Brennen von Luft in Leuchtgas, sog. umgekehrte Flamme. Verlöschen einer Kerze in Leuchtgas. Die Verbrennung findet nur da statt, wo der brennbare Körper mit Luft in Berührung kommt: die Luft ist zur Unterhaltung der Verbrennung unentbehrlich. Beim Verbrennen verschwindet das Leuchtgas (Geruch!) unter Feuererscheinung scheinbar spurlos.

#### § 5.

Auflösen von Kupfer in Salpetersäure, von Zink in verdünnter Schwefelsäure. Die Metalle — und die Säuren — verschwinden bis auf geringe Mengen von Fremdkörpern unter Wärmeentbindung und Entwicklung von Gasen. Abdampfen der filtrierten Lösungen zur Krystallisation. Bildung durchaus neuer Körper, stoffliche Veränderungen, chemische Vorgänge.

Darstellung und Eigenschaften des Wasserstoffs; leichtestes Gas (Seifenblasen!), deshalb Vergleichskörper für die Eigengewichte (Volumgewichte) der Gase. Annähernde Bestimmung des Volumgewichts des Wasserstoffs mit einem tarierten Literkolben: 1 l Wasserstoffgas wiegt bei 0° und 760 mm Barstd. 0,0895 g, also etwa  $\frac{1}{14}$  eines gleichen Luftvolums. Wasserstoff (Hydrogenium, H) ist luftförmig, ohne Farbe, Geruch und Geschmack; er brennt an der Luft (s. § 4) mit schwach leuchtender, aber sehr heisser Flamme, d. h. er verschwindet unter Feuererscheinung scheinbar spurlos, vergl. übrigens § 8. Erlöschen brennender Körper in Wasserstoff.

Einrichtung und Gebrauch des Gasometers, Waschen und Trocknen eines Gases, vollständiger Gasentwicklungsapparat. Kontaktwirkungen des Platins im kompakten und porösen Zustande auf Wasserstoff und Leuchtgas.

## II. Veränderung der Körper beim Erhitzen an der Luft, Verbrennungserscheinungen, Oxyde.

### § 6.

Erhitzen von Zinn, Eisen, Kupfer, Quecksilber und Magnesium an der Luft; Beobachtung der Veränderungen bezw. der neugebildeten Körper (Metallaschen; Metallkalke, Hammerschlag). Die Veränderung der Metalle beginnt ausnahmslos an der Oberfläche derselben, d. h. da, wo die Metalle mit Luft in Berührung sind (vgl. §§ 4 und 5); daher die Mitwirkung der Luft wahrscheinlich.

Die Erhitzung der Metalle im luftleeren Raume ist unthunlich, daher Entscheidung der Frage durch Erhitzung eines blanken Kupferstreifens in einer Atmosphäre von Wasserstoffgas, wobei weder das Metall noch das Gas eine Aenderung erleidet. Augenblickliches „Anlaufen“ des noch heißen Kupferbleches bei nachfolgendem Luftzutritt. Abweichendes Verhalten des Platinas; edle Metalle.

Wägung von geglähten Kupferspänen im Porzellantiegel, von verbranntem Eisenpulver am Magneten: Gewichtszunahme bei der Veraschung (Verkalkung) der Metalle. Bestätigung des vermuteten Luftverbrauchs (s. § 4) durch Leitung einer gemessenen Luftmenge über glühende Kupferspäne; Volumverminderung um  $\frac{1}{5}$  des ursprünglichen Luftraumes. Die übrigen  $\frac{4}{5}$  sind keine „Luft“ mehr, sie erleiden beim abermaligen Leiten über glühendes Metall keine Veränderung, ein brennender Span erlischt augenblicklich darin. Daher besteht die Luft aus (mindestens) zwei Bestandteilen;  $\frac{1}{5}$  dem Raume nach sind Stickstoff (Nitrogenium, N), farbloses Gas ohne Geruch und Geschmack, ein wenig leichter als Luft, Flammen und lebende Wesen erstickend.

### § 7.

Zersetzung von roter Quecksilberasche durch Erhitzen: Entdeckung des bei der Veraschung verbrauchten Luftbestand-

teiles, des Sauerstoffs. Darstellung grösserer Mengen aus chlor-saurem Kalium und Braunstein; Fällung eines Gasometers. Sauerstoff (Oxygenium, O) ist luftförmig, ohne Farbe, Geruch und Geschmack, etwas schwerer als Luft. Normalgewicht eines Liters 1,4 g, 16 mal so schwer als ein gleiches Volumen Wasserstoff. Die Verbrennung erhält er vorzüglich, indem er selbst während der Verbrennung verschwindet. Augenblickliches Entflammen eines glimmenden Spanes; erhitzte Metalle werden energisch verzehrt (Eisen Magnesium), wobei der Sauerstoff ebenfalls verschwindet. Erhitzen von Eisenpulver im wasserge-sperren Sauerstoffraume. Oxydation, Identität der Metallkalke und der Oxyde. Begriff der chemischen Verbindung; das Oxyd wiegt so viel als der verschwundene Körper und der verbrauchte Sauerstoff zusammen wogen.

Künstliche Luft (durch Mischen von 4 Raumteilen Stickstoff und 1 Rtl. Sauerstoff) zeigt alle Eigenschaften der atmosphärischen Luft. Beim Zusammenbringen der Gase findet weder Erwärmung noch Licht- oder Schallerscheinung statt, das neue Volumen ist gleich der Summe der Teilvolumina. Daher ist die Luft nur als ein mechanisches Gemenge (Gemisch) von Sauerstoff und Stickstoff, nicht als eine chemische Verbindung dieser Gase anzusehen.

Von dem Wassergasgehalt der Luft und anderen geringen Beimengungen (s. § 9) ist hier abgesehen.

Eine weitere Zerlegung des Sauerstoffs in noch nähere Bestandteile, von denen jeder weniger wöge als der verwendete Sauerstoff, und die beim Zusammenbringen unter geeigneten Bedingungen nur Sauerstoff ergeben dürften, ist bis jetzt nicht möglich gewesen. Sauerstoff ist ein chemischer Grundstoff (ein Element); das gleiche gilt für Stickstoff, Wasserstoff und die in § 6 erwähnten Metalle. Bekannt sind einige 70 Elemente (s. § 20).

#### § 8.

Verpuffen verschiedener Gemenge von Wasserstoff und Sauerstoff: Knallgas. Beste Mischung aus 2 Raumteilen Wasser-

stoff und 1 Raumteil Sauerstoff (oder 2 Gewichtsteilen W. und 16 Gewichtsteilen S.). Beide Körper verschwinden augenblicklich unter Licht- und Schallerscheinung (Explosion), ohne dass ein neuer Körper wahrnehmbar würde. Hohe Temperatur der Knallgasflamme (Daniellscher Hahn): Verbrennen von Eisendraht, Schmelzen von Platin, Weissglut von Kalk- oder Zirkonerde.

Brennen einer Wasserstoffflamme in Sauerstoff und einer Sauerstoffflamme in Wasserstoff (umgekehrte Flamme, vergl. § 4); auch hier schnelles Verschwinden beider Gase. Das zu vermutende Verbrennungsprodukt (Wasserstoffoxyd) muss ein farbloses Gas sein; der gasförmige Zustand ist vielleicht nur Folge der hohen Flammentemperatur. Synthese einiger cem flüssigen Wassers aus getrocknetem Wasserstoff und desgl. Sauerstoff (Daniellscher Hahn, Vorstoss mit Marmorbrocken, gekühltes U-Rohr als Vorlage). Prüfung der farblosen Flüssigkeit mit gebranntem Kupfervitriol u. s. w. Es wird nur Wasser gebildet; ein etwaiger Ueberschuss des einen oder anderen Gases kann durch passende Hahnstellung der Gasometer vermieden werden. Ein Raumteil Wasserstoff (Wasserstandsglas des Gasometers) verzehrt  $\frac{1}{2}$  Raumteil Sauerstoff. Wasser = Wasserstoffoxyd = chemische Verbindung von Wasserstoff und Sauerstoff. Bedeutung des Namens „Wasser-“Stoff.

Beschlagen (Schwitzen) kalter Glaswände über einer an freier Luft brennenden Wasserstoffflamme; Becherglas, chemische Harmonika. Absaugen der Verbrennungsprodukte mittels eines Gasometers durch ein gekühltes U-Rohr. Beschlagen der Zuggläser beim Anzünden von Petroleum- und Gaslampen: Wasserstoffgehalt des Petroleums, des Leuchtgases, der Kerzen, überhaupt der brennbaren Körper organischen Ursprunges (Holz, Kohlen, Spiritus u. s. w.). Trägheit des Stickstoffes. Bei tiefen Wintertemperaturen lassen die Schornsteine das im Ofen gebildete Wasser sichtbar entweichen.

Starker Wassergasgehalt der Ausatemluft; Sichtbarkeit des „Hauches“ bei tiefen Temperaturen; Hautatmung (Transpiration); fortdauernder Gewichtsverlust des lebenden Körpers.

Weshalb ist der Wasserverlust des lebenden Körpers durch Lungen- und Hautatmung keine bloße Verdunstung des aufgenommenen Wassers? Übertemperatur des lebenden Körpers.

Erweiterung des Begriffes Brennbarkeit. Entzündungstemperatur und Verbrennungswärme. Weshalb verhalten sich ein brennendes Streichhölzchen und eine brennende Scheune gegen denselben Sturmwind (Sauerstoffzufuhr) verschieden?

### § 9.

Erhitzen von verschiedenen Körpern organischen Ursprunges (auch von Braunkohle und Steinkohle) bei Luftabschluss (Porzellan-tiegel, Retorte). Nach beendetem Entweichen der brennbaren Gase und Dämpfe hinterbleibt ein scheinbar gleichartiger, schwarzer, unerschmelzbarer und (bei Luftabschluss) nicht vergasbarer Körper, der Kohlenstoff (Carbonicum, Carboneum, C). Lampenruss, Holzkohle, Cokes, Tierkohle u. s. w. nur verschieden durch den Zerteilungsgrad (Struktur) und Beimengung feuerfester Fremdkörper. Absorptionsversuche mit Farbstoffen (Lakmus, Rotholz) und Ammoniakgas. Kohlenstoff ist ein Element.

Synthese von Kohlendioxyd (sog. Kohlensäure) aus den Elementen im platingepanzerten Glasrohr. Farbloses Gas von prickelndem Geruch, und (in wässriger Lösung) von scharfem, säuerlichem Geschmack; 22 mal so schwer als Wasserstoff ( $1\frac{1}{2}$  mal so schwer als Luft), daher bequemes Auffangen ohne pneumatische Wanne. 1 Raumteil Sauerstoff liefert 1 Rtl. Kohlendioxyd. Flammen und glühende Kohlen verlöschen augenblicklich, lebende Tiere ersticken sehr rasch in dem Gase; Kohlendioxyd ist für die Lunge starkes Gift. Verhalten des Kohlendioxyds zu blauer Lakmuslösung und klarem Kalkwasser. Löslichkeit des Gases in kaltem Wasser, mit dem Druck zunehmend (künstliches Selterswasser). Schnelle Absorption durch Kali- oder Natronlauge über Quecksilber. Bei niedriger Temperatur und starkem Druck ist Kohlendioxyd eine tropfbare Flüssigkeit; die flüssige „Kohlensäure“ ist Handelsartikel. Versuche mit flüssigem und festem Kohlendioxyd, starke Verdunstungskälte.

Graphit (Reissblei) und Diamant liefern beim Verbrennen in Sauerstoff ebenfalls Kohlendioxyd; daher drei „allotrope Modifikationen“ des Kohlenstoffs, eine amorphe und zwei krystallinische; der Kohlenstoff ist also auch noch „dimorph“ oder zweigestaltig. Grundform der natürlichen Diamanten das Oktaëder mit 9 Symmetrieebenen.

Gewichtszunahme beim Verbrennen von Holzkohlenpulver im Kugelrohr.

Bildung von Kohlendioxyd beim Brennen von Leuchtgas, Petroleum, Kerzen, überhaupt von Körpern organischen Ursprunges. Nachweis durch Absaugen der Verbrennungsgase durch Kalkwasser. Gewichtszunahme beim Brennen von Kerzen etc. Kohlenstoffgehalt aller organischen Körper. Unvollständige Verbrennung mit freiwilliger Russ- (Kohlenstoff-) Abscheidung; Zersetzung der Flammengase durch eine kalte Porzellanscherbe.

Welche Gase entweichen aus dem Zugglase einer brennenden Lampe? Woher das sofortige Erlöschen bei nur kurzer Hemmung des Gasstroms (Ausblasen)?

Durchblasen von Ausatemungsluft durch Kalkwasser. Ein Mensch atmet stündlich etwa 22 l Kohlendioxyd aus. Wer liefert den Kohlenstoff? Weshalb ist die atmosphärische Luft nicht schon längst untauglich zum atmen? Zusammensetzung der eingeatmeten und ausgeatmeten Luft; langsame Verbrennung des tierischen Körpers, Ersatz durch die kohlenstoff- und wasserstoffhaltige Nahrung; Stoffwechsel.

### III. Fortsetzung. Sulfide und Chloride.

#### § 10.

Sprödigkeit des Stangenschwefels, krystallinische Bruchflächen, Knistern der Schwefelstangen in der warmen Hand. Auflösen von Stangenschwefel in Schwefelkohlenstoff und Verdunsten der filtrierten Lösung liefert schön gelbe, durchscheinende rhombische Doppelpyramiden. Spröde Krystalle mit 3 Symmetrieebenen.  $\alpha$ -Schwefel, s. G. 2,06. Der rhombische S. schmilzt bei  $114,5^{\circ}$

zu einer goldgelben, dünnen Flüssigkeit; beim weiteren Erhitzen auf etwa 250° (Luftabschluss) zähe, rotbraune Masse, die bei abermaliger Temperaturerhöhung wieder dünnflüssig, aber ganz dunkelrotbraun und undurchsichtig wird und bei 450° unter Bildung braungelben Dampfes siedet.

Schmelzen von Schwefelstangen in einem irdenen Töpfchen, Abkühlung bis zur beginnenden Erstarrung der Oberfläche und Ausgießen des noch flüssigen Schwefels liefert goldbraune, glänzende, biegsame Krystallnadeln des monoklinen Systems (eine Symmetrieebene):  $\beta$ -Schwefel, s. G. 1,96, löslich in Schwefelkohlenstoff; die Lösung liefert beim Verdunsten wieder rhombische Krystalle. Die  $\beta$ -Krystalle werden nach kurzer Zeit hellgelb und undurchsichtig und bestehen dann trotz der Erhaltung der äusseren Form aus einem Haufwerk von  $\alpha$ -Kryställchen (Stangenschwefel).

Erhitzen von Stangenschwefel über den zähflüssigen Zustand hinaus und Eingiessen in kaltes Wasser:  $\gamma$ -Schwefel (amorpher S.), braungelbe elastische, durchsichtige Masse, ähnlich dem Kirschgummi, unlöslich in Schwefelkohlenstoff. Nach längerem Stehen spröde, gelb, undurchsichtig, Haufwerk von  $\alpha$ -Kryställchen.

Destillation und Sublimation des Schwefels; Schwefelblumen (Schwefelblüte, *flores sulfuris*).

Drei allotrope Modifikationen des Schwefels, 2 krystallinische und eine amorphe; Dimorphismus des Schwefels, vgl. § 9. Der Schwefel ist ein chemischer Grundstoff (Sulfur, S).

Brennbarkeit des Schwefels an der Luft, der „Schwefel“-Geruch vermutlich einem Oxyde zugehörig. Synthese des Schwefeldioxydes (der sog. schwefeligen Säure) aus Schwefel und Sauerstoff; hierbei liefert jeder Raumteil Sauerstoff einen Raumteil Schwefeldioxyd. Hohes Eigengewicht des Gases (Art der Aufsammlung!), augenblickliches Ersticken von Flammen und organischen Wesen; starke Wirkung auch des sehr verdünnten Gases auf Geruchsnerven und Schleimhäute. Stärkstes Pflanzengift, selbst bei sehr starker Verdünnung wirksam: Schwefeln der Weinfässer u. s. w., Absterben der Vegetation in der Nähe der Röstöfen.

Starke Löslichkeit in Wasser (1 l Wasser von Zimmertemperatur 40 l S.-dioxyd), Nebelbildung an feuchter Luft. Saure Reaktion (Geschmack, Lakmusfärbung) der wässrigen Lösung. Bleichen vieler Farbstoffe (Rosen, Heidelbeeren, Obstflecke); Bleichen von Seide, Wolle, Holzgeflechten. Schwefeldioxyd bei niedriger Temperatur (Eiskochsalzgemisch) farblose, sehr flüchtige Flüssigkeit.

## § 11.

Synthese der Schwefelverbindungen (Sulfide) von Eisen, Kupfer und Silber. Schwefeleisen = Eisensulfid u. s. w. — Synthese des Schwefelwasserstoffs (Wasserstoffsulfides) aus den Elementen. Geruch und Wasserlöslichkeit des Gases, Zersetzung desselben durch blankes Silber.

Synthese des Schwefelkohlenstoffs = Verbrennung von Kohle in Schwefelgas. Lösungsmittel für Schwefel, Fette u. s. w. Starke Verdunstungskälte.

## § 12.

Natrium; Eigenschaften (geringes spezifisches Gewicht!) und Aufbewahrung. Schnelles Anlaufen der blanken Schnittflächen. Erhitzen des Metalles in Luft oder in Sauerstoff. Gelbe Flammenfärbung. Verhalten des Natriumoxydes (des Natrons) zu wenig Wasser; sehr heftige Reaktion: Neubildung eines weissen, festen Körpers, des „Ätznatrons.“ Lösung des Ätznatrons durch weiteren Wasserzusatz; ätzende Flüssigkeit, Natronlauge. „Alkalischer“ Geschmack der stark verdünnten Lösung, Blaufärbung von rotem Lakmusfarbstoff, Bräunung des gelben Kurkumafarbstoffs, Grünfärbung des dunkelvioletten Farbstoffs der schwarzen Malve.

Entsprechendes, noch energischeres Verhalten des Kaliummetalles. Kaliumoxyd = Kali. Bildung des Ätzkalis. Violette Flammentfärbung. Alkalien.

Verbrennung von Magnesiumband (-draht) oder Magnesiumpulver; die „alkalische“ Reaktion des Magnesiumoxydes (der Magnesia) verlangsamt durch die Schwerlöslichkeit desselben.

Löschen von gebranntem Marmor mit wenig Wasser. Heftige Reaktion. Löslichkeit des erhaltenen „gelöschten Kalkes“;

des „Ätzkalkes“ in Wasser. Ätzende Wirkung und alkalische Reaktion des Kalkwassers. Der gebrannte Kalk verhält sich wie die Oxyde der leichten Metalle. Kalk i. e. S. = gebrannter Kalk = Calciumoxyd. Kalkbrei und Kalkmilch.

### § 13.

Darstellung von Chlor aus Salzsäure und Braunstein. Grünliches Gas von erstickendem Geruch, sehr giftig, die Schleimhäute aufs äusserste angreifend. Zerstörung aller Farbstoffe (Indigo) und organischen Körper überhaupt. Ueber doppelt so schwer als Luft, 35,5 mal so schwer als Wasserstoff (Auffangen des Gases!); ziemlich löslich in Wasser zu grünlichem, energisch wirkenden Chlorwasser. Das Chlor ist ein Element (Cl).

Zweifache Synthese der Chloride von Kupfer und Natrium. Lösung des Natriumchlorides (des Chlornatriums) in Wasser (Vorsicht!) und Verdunsten der Lösung. Chlornatrium = Kochsalz. Synthese des Chlorsilbers. Synthese des Chlorzinkes (Zinkbutter).

Brennen einer Wasserstoffflamme in Chlor, Brennbarkeit des Chlors in Wasserstoff. Verpuffen eines Gemisches gleicher Raunteile durch Sonnenlicht, künstliche Beleuchtung oder Erhitzung. Die Gase verschwinden; das Ergebnis ist ein farbloses, an feuchter Luft Nebel bildendes Gas von stechend saurem Geruch; Chlorwasserstoff. Schwierige Synthese grösserer Mengen; leichtere Herstellung durch Erhitzen starker Salzsäure, die das gleiche Gas entweichen lässt. Schwerer als Luft; überaus grosse Wasserlöslichkeit (Springbrunnen!), stark saure Eigenschaften und ätzende Wirkung der wässrigen Lösung. Die Salzsäure des Handels eine Lösung von Chlorwasserstoffgas in Wasser.

## IV. Substitutionsprozesse.

### § 14.

Gehen die Elemente bei der Bildung chemischer Verbindungen zu Grunde? Das Verhalten des roten Quecksilberoxydes macht das Gegenteil wahrscheinlich. Reduktion von trockenem

Kupferoxyd im Kugelrohr durch trocknen Wasserstoff = Verbrennung des Wasserstoffs durch „gebundenen“ Sauerstoff:

Kupferoxyd + Wasserstoff = Wasserstoffoxyd + Kupfer.  
Prüfung der erhaltenen Produkte. Auffassung des Vorganges als Platzwechsel von „Metall“ und Wasserstoff: Substitutionsprozess; der praktisch wichtige Erfolg ist die „Reduktion“ (Wiederherstellung) des metallischen Kupfers aus dem Oxyde.

Reduktion von Kupferoxyd durch Holzkohlenpulver im Glasrohr; stürmische Bildung von Kohlendioxyd und zusammengesetzten Kupferkörnchen unter heftiger Glüherscheinung. — Reduktion von Bleioxyd auf Kohle vor dem Lötrohr. Oxydations- und Reduktionsflamme. Woher das Aufbrausen bei der Bildung des Bleikornes? Darstellung des Roheisens, Hüttenprozesse, Metallurgie.

## § 15.

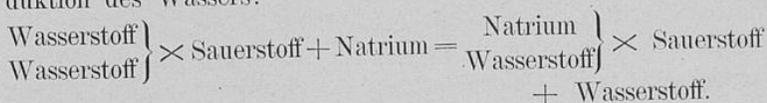
Zersetzung von Wassergas durch glühendes Eisen in einer Platin- oder Eisenröhre:

Wasserstoffoxyd + Eisen = Eisenoxyd + Wasserstoff.

Reduktion des Wassers durch metallisches Natrium; Prüfung des entwickelten Gases, bzw. der Lösung; der Rückstand ist Ätznatron (§ 12).

Wasserstoffoxyd + Natrium = Ätznatron + Wasserstoff.

Demnach enthält das Ätznatron sicher Natrium und Sauerstoff. Erhitzen von gepulvertem Ätznatron mit Eisenpulver: Wasserstoffgehalt des Ätznatrons. Daher unvollständige Reduktion des Wassers:



Darstellung von Natriumamalgam; Einwirkung desselben auf Wasser. Verhalten des Chlorwassers im Sonnenlicht:

Wasserstoffoxyd + Chlor = Wasserstoffchlorid + Sauerstoff.

## § 16.

Einwirkung\* von trockenem Chlorwasserstoff auf trocknes Kupferoxyd im Zweikugelrohr:

Kupferoxyd + Wasserstoffchlorid = Wasserstoffoxyd + Kupferchlorid.

Auflösen des Kupferchlorides und Abdampfen zur Trockne. Farbenwechsel des Kupferchlorides beim Verlust des Krystallwassers; sympathetische Tinte. Wiederholung des Versuches mit wässriger Salzsäure und Abdampfen. Die Neubildung von Wasser entzieht sich hier der Beobachtung.

Einwirkung von wässriger Salzsäure auf Schwefeleisen (§11): Eisensulfid + Wasserstoffchlorid = Wasserstoffsulfid + Eisenchlorür.

Darstellung grösserer Mengen von Schwefelwasserstoffgas. Geruch und Geschmack des Gases; Vorsicht wegen der Giftigkeit! Brennbarkeit des Gases. Welches sind die Verbrennungsprodukte? Das Schwefeldioxyd ist direkt wahrnehmbar. Abkühlung der Schwefelwasserstoffflamme durch eine kalte Porzellanschale: Abscheidung des Schwefels wegen seiner höheren Entzündungstemperatur. Analogie mit der russenden Flamme (§ 9). Verhalten des Schwefelwasserstoffwassers bei Luftzutritt.

## V. Stöchiometrisches.

### § 17.

Reduktion von reinem, trockenem Kupferoxyd durch desgl. Wasserstoff (§ 14); quantitativer Versuch. Procentische Zusammensetzung (des Kupferoxydes und) des Wassers. Berechnung der Volumverhältnisse aufgrund der spezifischen Gewichte. — Zerlegung von Silberoxyd durch Erhitzen (Dissociation); quantitativer Versuch. — Quantitative Synthese des Chlorsilbers; Reduktion desselben durch trocknen Wasserstoff; procentische Zusammensetzung des Chlorsilbers und der Salzsäure. — Einrichtung und Gebrauch der chemischen Wage.

Es ergeben sich folgende Gewichtsverhältnisse der Grundstoffe:

in der Salzsäure, Chlor	:	Wasserstoff	=	35,4	:	1,	
im Wasser,	Wasserstoff	:	Sauerstoff	=	1	:	8,
im Silberoxyd,	Sauerstoff	:	Silber	=	8	:	108,
im Chlorsilber,	Silber	:	Chlor	=	108	:	35,4

Stete Wiederkehr der Anfangszahl (vgl. aber § 18, d) beim Schliessen einer solchen Kette.

a) Erhaltung der Grundstoffe bei ihrer chemischen Verbindung nach Beschaffenheit und Menge; das Gewicht (die Masse) der Verbindung ist gleich der Summe der Gewichte (der Massen) der elementaren Bestandteile. Unmöglichkeit einen Körper zu vernichten oder aus nichts herzustellen. Gesetz der Erhaltung der Masse; Lavoisier († 1793).

b) Unabänderliches Gewichtsverhältnis der Grundstoffe in einer chemischen Verbindung (sog. konstante Proportionen). Entscheidendes Merkmal der chemischen Verbindung im Gegensatz zum blossen Gemenge.

c) Die (relative) Gewichtsmenge, in welcher sich ein Element mit einem zweiten verbindet, ist zugleich diejenige, in der es sich mit allen übrigen Elementen verbindet (andere Elemente in ihren Verbindungen vertritt). Stöchiometrische Zahlen (stoicheion = Grundstoff), Verbindungsgewichte, Äquivalentgewichte.

### § 18.

Vorkommen und Bildung des roten Kupferoxydes (des Kupferoxyduls), Nachweis der qualitativen Zusammensetzung desselben. Ermittlung der quantitativen Zusammensetzung durch Reduktion (Wasserstoff) und Oxydation (Sauerstoff). Umrechnung der Zusammensetzung auf die Sauerstoffmenge des schwarzen Kupferoxydes:

Kupferoxydul; Kupfer : Sauerstoff = 63,4 : 8 = 31,7 : 4,

Kupferoxyd; Kupfer : Sauerstoff = 31,7 : 8.

Das Kupferoxydul enthält die doppelte Kupfermenge auf die gleiche Sauerstoffmenge oder die gleiche Kupfermenge auf die halbe Sauerstoffmenge des schwarzen Oxydes. Allgemein gilt:

d) die Elemente verbinden sich nicht nur im Verhältnis gewisser unveränderlicher Zahlen (der Verbindungsgewichte), sondern auch nach rationalen Vielfachen dieser Zahlen. Multiple Proportionen.

Wegen d) sind die Verbindungsgewichte nur bis auf einen rationalen Faktor bestimmbar, also bis zu einem gewissen Grade willkürlich. Welches ist nach Verbindungsgewichten die Zusammensetzung des Wassers, wenn das Verbindungsgewicht des Sauerstoffs = 4 oder 8, 12, 16 Gewichtsteilen gesetzt wird (Verbindungsgewicht des Wasserstoffs = 1 Gewichtsteil)?

## § 19.

Daltons Atomtheorie. Molekularer Bau der Verbindungen; Atomgewicht und Molekulargewicht. Bei der Wahl der Atomgewichte (§ 20) sind ausser den Gewichtsverhältnissen (Verbindungsgewichten) noch andere Rücksichten massgebend gewesen. Daher nur bei einzelnen Elementen Uebereinstimmung des Atomgewichts mit dem (möglichst einfach gewählten) Verbindungsgewicht; sonst nur rationale Verhältnisse dieser Zahlen. Atomgewicht und Molekulargewicht sind Verhältniszahlen, deren Einheit das (unbekannte) Atomgewicht des Wasserstoffs  $H = 1$  ist. Berzelius' chemische Zeichensprache.

Valenz (Wertigkeit, Sättigungskapazität) der chemischen Elementaratome. Erläuterung an Chlor und Sauerstoff, an den beiden Oxyden und Chloriden des Kupfers u. s. w. Bedeutung von  $\overset{I}{Cl}$ ,  $\overset{II}{O}$ ,  $\overset{I}{Cu}$ ,  $\overset{II}{Cu}$ . Mehrwertigkeit der meisten Grundstoffe. Auch die Wertigkeit ist eine Verhältniszahl mit der (als unveränderlich angenommenen) Bindekraft des Wasserstoffatoms  $\overset{I}{H}$  als Einheit.

Unabänderlichkeit der chemischen Thatsachen (Gesetze); sekundäre Rolle der Theorien. Ablösung der früheren Wasserformel  $HO$  durch die jetzt übliche Formel  $H_2O$ . Erklärung der Reduktionsprozesse nach der phlogistischen Theorie.

## § 20.

Atomgewichte der wichtigsten Elemente in abgerundeten Zahlen ( $O = 16$ ):

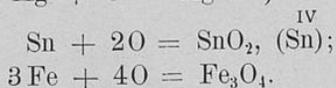
Name	Zeichen	A.G.
1) Blei (Plumbum)	Pb	206,9
2) Calcium	Ca	40,0
2) Chlor	Cl	35,45
4) Eisen (Ferrum)	Fe	56,0
5) Kalium	K	39,15
6) Kohlenstoff (Carboneum)	C	12,00
7) Kupfer (Cuprum)	Cu	63,6
8) Magnesium	Mg	24,36
9) Natrium	Na	23,05
10) Platin	Pt	194,8
11) Quecksilber (Hydrargyrum)	Hg	200,3
12) Sauerstoff (Oxygenium)	O	16,0
13) Schwefel (Sulfur)	S	32,06
14) Silber (Argentum)	Ag	107,93
15) Stickstoff (Nitrogenium)	N	14,04
16) Wasserstoff (Hydrogenium)	H	1,01
17) Zink (Zincum)	Zn	65,4
18) Zinn (Stannum)	Sn	118,5

Symbolische Darstellung der chemischen Vorgänge durch die chemische Zeichensprache. Übersetzen der chemischen Gleichungen mit und ohne Benutzung der atomistischen Vorstellung; Unabhängigkeit der chemischen Kurzschrift von theoretischen Vorstellungen.

### § 21.

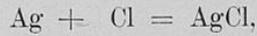
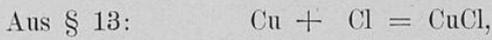
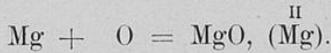
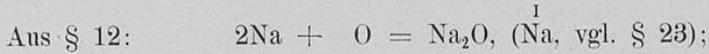
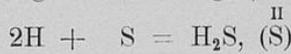
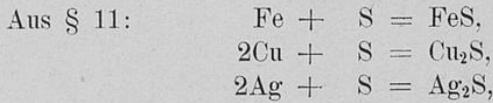
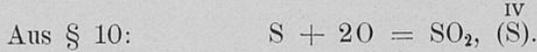
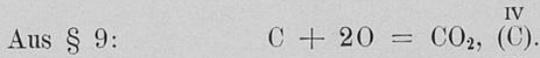
Anwendung der chemischen Zeichensprache auf die bisher betrachteten chemischen Vorgänge.

Beispiele aus § 6:  $\left. \begin{array}{l} \text{Cu} + \text{O} = \text{Cu O}, \\ \text{Hg} + \text{O} = \text{Hg O}, \\ \text{Mg} + \text{O} = \text{Mg O}. \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{Cu, Hg, Mg zweiwertig,} \\ \text{s. die Beispiele aus § 8.} \end{array}$



Aus § 7:  $\text{Hg} + \text{O} = \text{HgO}.$

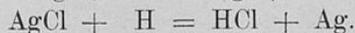
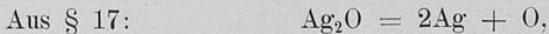
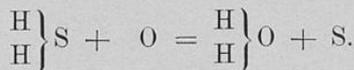
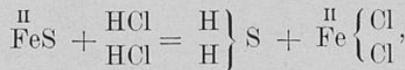
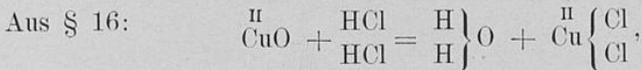
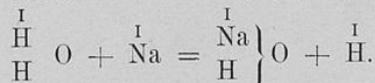
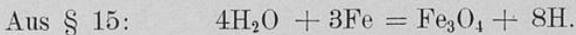
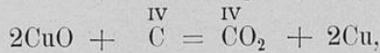
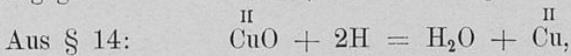
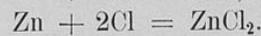
Aus § 8:  $2\text{H} + \text{O} = \text{H}_2\text{O}, \text{ (O)}^{\text{II}}.$

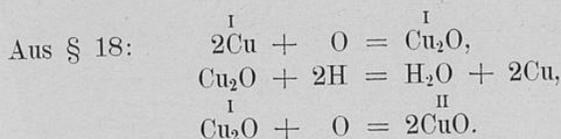


Diese Metalle sind hier einwertig, denn:



dagegen

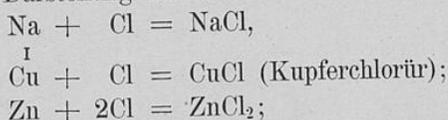




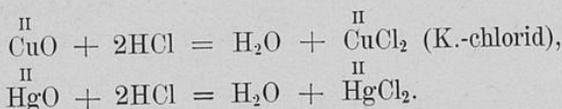
## VI. Säuren, Basen, Salze.

### § 22.

Chloride. Darstellung aus Chlor und Metall:



durch Wechselersetzung zwischen Metalloxyd und Chlorwasserstoff:

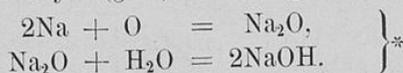


Quecksilberchlorid = Ätzsublimat; stärkstes Metall-Gift, deswegen hervorragendes Antiseptikum. — Der Wasserstoff der Salzsäure durch Metalle ersetzbar; wegen der Doppelwertigkeit des Kupfers und des Quecksilbers sind zwei Molekeln Chlorwasserstoff notwendig.

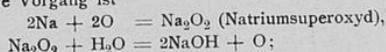
Auffassung der Chloride als Abkömmlinge (Derivate) der Salzsäure: Wasserstoffchlorid, Natriumchlorid, Kupferchlorid u. s. w.; chemische „Ähnlichkeit“ dieser Verbindungen.

### § 23.

Synthese von Natriumhydroxyd (Natriumoxydhydrat, Ätznatron) aus dem Oxyde (§ 12) und wenig Wasser:

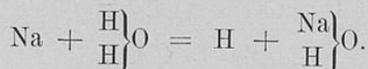


\*) Der vollständige Vorgang ist



es entsteht also ausser Ätznatron noch Sauerstoff.

Derselbe Körper entsteht direkt aus Natrium und Wasser und Abdampfen:

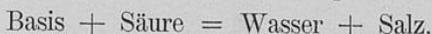


Der erhaltene Rückstand identisch mit dem käuflichen Ätznatron. Ätzende Eigenschaften der gesättigten Lösung; alkalische Reaktion (Geschmack und Lakmusfärbung) der verdünnten Natronlauge. Einwirkung von starker wässriger Salzsäure auf festes Ätznatron oder Einleiten von gasf. Salzsäure in konzentrierte Ätznatronlösung:



Die Neubildung von Wasser folgt aus der chemischen Zusammensetzung des Rückstandes (NaCl). Derselbe Vorgang beim Vermischen wässriger Lösungen von Ätznatron und Salzsäure; der geringste Überschuss des einen oder des anderen Körpers durch Lakmusfarbstoff nachweisbar. Analoges Verhalten des Ätzkalis KOH.

Vergleichung der neugebildeten „neutralen“ Körper (Wasser und Kochsalz) mit den ursprünglichen Körpern (Ätznatron und Säure); die starke Wärmetönung bei der Wechselersetzung dieser Körper (der Neutralisation) ein Massstab für die verlorene chemische Energie. Basis und Säure als Wechselbegriffe:

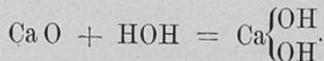


Volumetrische Untersuchung von Säuren und Basen durch geaichte (titrierte) Lösungen. Normallösungen. Farbenzeiger (Lakmus, Farbstoff der schwarzen Malve oder des Rotkrautes, Phenolphthalein).

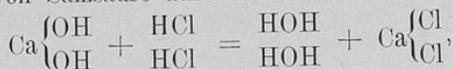
Ausdehnung der Begriffe Basis, Neutralisation und Salz auf die entsprechenden Vorgänge mit den Oxyden der schweren Metalle (§ 16):



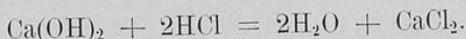
Löschen von gebranntem Kalk (Marmor); quantitativer Versuch:



Einwirkung von Salzsäure auf Aetzkalk:



oder



Bequeme Beschreibung der Vorgänge durch Annahme der einwertigen Hydroxylgruppe (OH).

#### § 24.

Zersetzung von trockenem Chlorwasserstoffgas durch Natrium (oder Natriumamalgam):



und Prüfung der erhaltenen Körper.

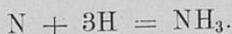
Zersetzung von trockenem Chlorwasserstoffgas durch Eisen:



Derselbe Vorgang beim Auflösen von Eisen (oder Zink) in wässriger Salzsäure. Leichtere Löslichkeit der unreinen Metalle (s. u. § 44), Geruch des entwickelten „Wasserstoffs“. Eindampfen der filtrierten Lösungen zur Krystallisation; beide Chloride krystallwasserhaltig. Abweichendes Verhalten von Blei und Kupfer; daher Putzen kupferner Gegenstände (Metallknöpfe) mit verdünnter Salzsäure.

#### § 25.

Synthese des Ammoniakgases ( $\text{NH}_3$ ) aus den Elementen. Einwirkung von Eisenpulver auf Aetzkali (Wasserstoff), auf Salpeter (Stickstoff) und ein Gemenge beider Körper. Prüfung des neuen Körpers durch den Geruch und rotes Lakmuspapier. Der Status nascendi.



Ammoniakgas entsteht als Nebenprodukt bei der trocknen Destillation der stickstoff- und wasserstoffhaltigen Steinkohlen (Leuchtgasbereitung). Darstellung des Gases durch Erhitzen von starkem Ammoniakliquor (Salmiakspiritus) und Trocknen mit Aetzkalk. Auffangen über Quecksilber oder durch Verdrängung

der Luft aus umgekehrten Gefässen; s. G. des Gases =  $\frac{3}{5}$  der Luft. Stechender Geruch und brennender Geschmack des farblosen Gases bzw. der Lösung, energische Bläuung des roten Lakmusfarbstoffes. Enorme Löslichkeit des Gases in Wasser: 1 l Wasser von Zimmertemperatur löst etwa 800 l Gas; Springbrunnenversuch. Geringes spezifisches Gewicht des Salmiakgeistes.

## § 26.

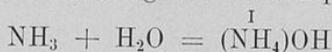
Synthese von Salmiak aus trockenem Ammoniakgas und desgl. Chlorwasserstoff:



Sehr starke Wärmetönung. Mischen von Ammoniakflüssigkeit mit wässriger Salzsäure und Abdampfen giebt denselben Körper. Der Salmiakspiritus verhält sich also für sich, wie gegenüber der Salzsäure wie eine Basis; auch der Salmiak hat nach Krystallform, Löslichkeit, Geschmack und „neutraler“ Reaktion grosse Ähnlichkeit mit Natriumchlorid. Die Atomgruppe  $\text{NH}_4$  verhält sich demnach wie ein Metall „Ammonium“.

Salmiak =  $(\text{NH}_4)\text{Cl}$  = Ammoniumchlorid = Chlorammonium.

Entsprechende Auffassung des Salmiakspiritus als



= Ammoniumhydroxyd = Ammoniumoxyhydrat. Indessen zerfällt dieses „Hydrat“ schon beim Kochen vollständig in Ammoniak und Wasser. Flüchtigkeit des Salmiaks. Drei- und Fünfwertigkeit des Stickstoffs.

## § 27.

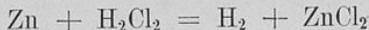
Schwefelsäure (englische S., Vitriolöl) ist eine farb- und geruchlose, ölähnliche, höchst ätzende Flüssigkeit, fast doppelt so schwer als Wasser (s. G. 1,85), von sehr hohem Siedepunkt (350). Volum- und Gewichtszunahme beim Stehen an der Luft durch absorbiertes Wassergas. Ausgezeichnetes Trockenmittel für viele Gase; Exsikkatoren. Starke Erhitzung beim Eingiessen von S. in Wasser (nicht umgekehrt!); erhebliche Raumverminderung des Gemisches. Verkohlung von Holz, Zucker, Stärke

u. s. w. durch Entziehung von Sauerstoff und Wasserstoff (Wasserbildung); Mischen gleicher Raunteile S. und Syrupus simplex.

Auch stark verdünnte S. schmeckt noch sehr sauer und rötet Lakmusfarbstoff sofort. Neutralisation der verdünnten Säure durch Zinkoxyd oder Kupferoxyd und Krystallisation der eingengten Flüssigkeiten: Zinkvitriol, Kupfervitriol. Scheuern kupferner Geräte. Vgl. das entsprechende Verhalten des Kupferoxydes zur Salzsäure.

### § 28.

Einwirkung von Zink und Eisen auf verdünnte Schwefelsäure; Säure und Metall verschwinden unter Wasserstoffentwicklung; die filtrierten Lösungen geben beim Abkühlen krystallisierte Vitriole. Da Zink und Eisen Elemente sind, und das Wasser bei niederer Temperatur nicht zersetzen, so ist der Wasserstoff ein Bestandteil der Schwefelsäure. Der Vergleich mit dem Vorgange (§ 24)



lässt folgenden Substitutionsprozess vermuten:



wo X auch eine Gruppe von mehreren Elementen sein könnte.

Erhitzen von Kupfer (Zink, Eisen) mit konzentrierter Schwefelsäure; es entweicht Schwefeldioxyd, der Rückstand enthält u. a. Kupfervitriol. Der „Säurerest“ X enthält also Schwefel und Sauerstoff. Bestätigung des vermuteten Substitutionsprozesses durch Glühen von Kupfervitriol.

### § 29.

Enthält die Schwefelsäure ausser H, S und O noch andere Elemente? Bildung der Schwefelsäure durch tagelanges Verweilen einer wässrigen Lösung von Schwefeldioxyd im sauerstoffgefüllten Raume (Medizinflasche mit Kork- und Wasserverschluss). Nachweis der Absorption des Sauerstoffs und der neugebildeten Schwefelsäure (Zuckerkrümchen). Die Schwefelsäure besteht lediglich aus Wasserstoff, Sauerstoff und Schwefel:  $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$

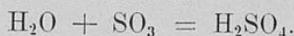
+ O = H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Die fabrikmässige Herstellung der „englischen“ Schwefelsäure (Oker, Hettstedt) geschieht ebenfalls durch Oxydation von feuchtem Schwefeldioxyd durch (den atmosphärischen) Sauerstoff, jedoch unter komplizierten Bedingungen.

Synthese von Schwefeltrioxyd (Schwefelsäure-Anhydrid, sog. wasserfreier Schwefelsäure) aus trockenem Schwefeldioxyd und desgl. Sauerstoff mittels platinirten Asbestes:



Bequemere Herstellung grösserer Mengen durch Destillation von rauchender (sog. Nordhäuser) Schwefelsäure und Eiskühlung der Vorlage. In der Retorte bleibt gewöhnliche Schwefelsäure, in der Vorlage SO<sub>3</sub> als feste weisse krystallinische Masse, an der Luft (Wasseranziehung) gewaltig rauchend.

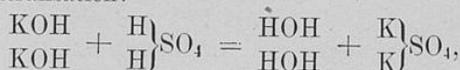
Mischen von Schwefeltrioxyd und Wasser; Vorsicht wegen der grossen Heftigkeit der Reaktion



Zusammensetzung der rauchenden Schwefelsäure.

### § 30.

Darstellung von schwefelsaurem Kalium (Kaliumsulfat) aus Aetzkali und konzentrierter Schwefelsäure; Vorsicht! Stromweises Entweichen von Wasser, äusserst heftige Reaktion. Beendigung derselben unter Zuhilfenahme von Wasser und Lakmus; vollständige Neutralisation:



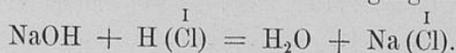
oder kürzer:



Basis + Säure = Wasser + (schwefelsaures) Salz.

Substitution des Wasserstoffes der Schwefelsäure durch Metallatome; Auffassung der Schwefelsäure als ihr eigenes Wasserstoffsalz: Wasserstoffsulfat. Rhombische Krystallform (3 Symmetrieebenen) und violette Flammenfärbung des Kaliumsulfates.

Vergleiche hierzu den chemischen Vorgang aus § 23:



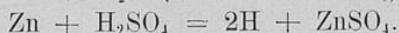
Säurereste. Hydrosäuren und Oxysäuren. Haloïdsalze und Oxy-salze. Ein- und mehrbasische Säuren (mono-, di-, tri-, polyhy-drische Säuren).

Neutralisation von verdünnter Schwefelsäure durch Zinkoxyd oder Kupferoxyd (§ 23):



Die krystallisierten Vitriole sind wasserhaltig ( $\text{ZnSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$  rhombisch,  $\text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$  triklin [asymmetrisch]). Saure Re-aktion dieser „neutralen“ Salze. Entwässerung des festen (blauen) Kupfervitriols durch Erhitzen, der konzentrierten Lösung durch einen Überschuss von konzentrierter Schwefelsäure.

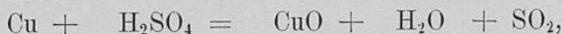
Auflösen von Eisen und Zink in verdünnter Schwefelsäure:



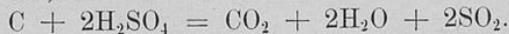
Die Formel des monoklin krystallisierenden grünen Eisenvitriols (Ferrosulfat, schwefelsaures Eisenoxydul) ist  $\text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ . Entwässerung des festen Salzes durch Erhitzen bei Luftabschluss, der konzentrierten Lösung durch konzentrierte Schwefelsäure im Ueberschuss.

### § 31.

Erhitzen von Kupfer (Eisen, Quecksilber) mit konzentrierter Schwefelsäure:

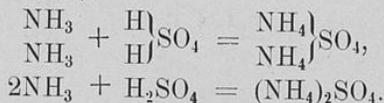


Die letzte Zeile (Summengleichung) stellt Anfangszustand und Endprodukte der Erfahrung gemäss zusammen. Die ersten Zeilen haben nur hypothetische Geltung; die Oxydation des Kupfers durch direkte Reduktion der Schwefelsäure wird wahrscheinlich gemacht durch die gleiche Wirksamkeit von Holzkohlenpulver (oder Schwefel):



Bequemes Mittel zur Herstellung von Schwefeldioxyd auf „nassem“ Wege.

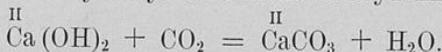
Synthese des schwefelsauren Ammoniums (Ammoniumsulfats) durch Leiten von Ammoniakgas in mässig verdünnte Schwefelsäure (weites Bleirohr!):



Desgleichen durch Einträufeln von konzentrierter Schwefelsäure in Ammoniakliquor (Vorsicht!). Vollständige Neutralisation; die Krystalle ohne Rückstand flüchtig (vgl. § 26).

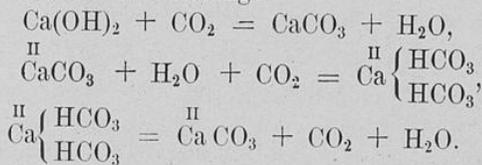
### § 32.

Darstellung von kohlensaurem Calcium (Calciumcarbonat) aus festem Calciumhydroxyd und Kohlendioxyd im Glasrohr:



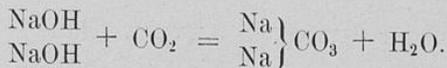
Entsprechendes Verhalten des frischen Kalkputzes (des Mörtels) bei Neubauten; Austreibung des „Hydratwassers“ durch Verbrennung von Kohlen (Kokes). Auch in sehr alten Mörteln (Römerbauten) noch immer ein Kern von Ätzkalk.

Auffangen von Kohlendioxyd über Kalkwasser, schnelle Absorption des Gases unter weisslicher Trübung. Einleiten von Kohlendioxyd in Kalkwasser bis zur Wiederauflösung des anfänglich gebildeten Niederschlages; Zerlegung des gelösten sauren Calciumcarbonates (Calciumhydrocarbonates) durch Erhitzen oder längeres Stehenlassen der Lösung:



Wichtigkeit des sauren Calciumcarbonates für den Aufbau der Erdrinde. Analoge Bildung des Kesselsteins.

Absorption von Kohlendioxyd durch Natronlauge (über Quecksilber):



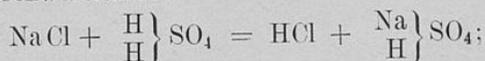
Einleiten von Kohlendioxyd in Natronlauge und Abdampfen zur Krystallisation: Soda =  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 10\text{H}_2\text{O}$ , monokline, stark verwitternde Krystalle.

Die den Carbonaten  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  u. s. w. entsprechende freie Säure  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (Kohlensäure, Wasserstoffcarbonat) ist nicht bekannt, vgl. § 33.

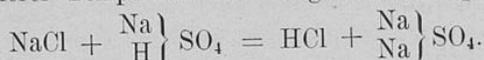
## VII. Zerlegung der Salze.

### § 33.

Zersetzung von Kochsalz durch Erwärmen mit mässig konzentrierter Schwefelsäure:

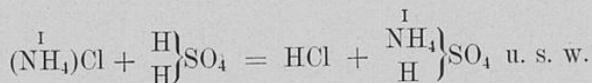


bei noch höherer Temperatur abermalige Zersetzung:



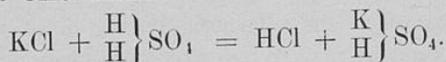
Neutrale (normale) und saure Salze der mehrbasischen Säuren (§ 30). Das monoklin krystallisierende normale Natriumsulfat  $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 10\text{H}_2\text{O}$  ist das Glaubersalz. Die „Salz“-Säure des Handels entsteht auf diesem Wege.

Zersetzung von Salmiak (Ammoniumchlorid) durch Schwefelsäure:

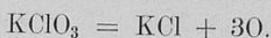


Platzwechsel zwischen einem H-Atom der Schwefelsäure und der einwertigen Atomgruppe  $\text{NH}_4$ , die geschlossen aus einer Verbindung in die andere hinüberwandert;  $\text{NH}_4$  heisst deshalb ein „zusammengesetztes Radikal,“ vgl. § 26.

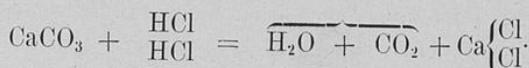
Analoge Zersetzung aller Chloride  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{CuCl}_2$  u. s. w. Untersuchung des Glührückstandes vom chlorsauren Kalium (bei der Sauerstoffbereitung) durch Schwefelsäure. Da nur Chlorwasserstoff und (saurer) Kaliumsulfat entstehen, so bestand der Glührückstand aus Chlorkalium:



Daher ist der Vorgang bei der Sauerstoffbereitung:

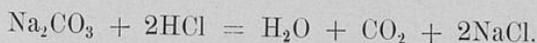


Zersetzung von (reinem) Marmor durch verdünnte Salzsäure und Abdampfen der Lösung:



Die zu erwartende Kohlensäure  $\text{H}_2\text{CO}_3$  zerfällt sofort in Wasser und Kohlendioxyd (Kohlensäure-Anhydrid). Bequeme Darstellung des Kohlendioxydgases. Das Calciumchlorid ein energisches Trockenmittel.

Zersetzung von Soda durch verdünnte Salzsäure und Abdampfen:



Prüfung der erhaltenen Würfelchen (Geschmack, Flammenfärbung). Ausführung der gleichen Zersetzung über Quecksilber (§ 32).

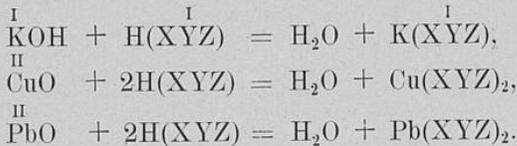
#### § 34.

Salpetersäure ist eine farblose, an der Luft rauchende Flüssigkeit von stechendem Geruch, erheblich schwerer als Wasser (s. G. 1,5), höchst ätzend, die menschliche Haut erst gelb färbend, dann schnell zerstörend (Warzen!). Auch bei starker Verdünnung noch sehr sauer und Lakmus sofort rötend. Sichere Erkennung der S.: Lösung von Kupferspänen zu einer blauen Flüssigkeit unter Entwicklung rotbrauner Dämpfe; Zerstörung des Indigofarbstoffs beim Erwärmen. Die S. des Handels (Scheidewasser) ist gelblich gefärbt und u. a. stark wasserhaltig (s. G. = 1,3—1,4).

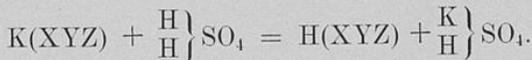
Einwirkung mögl. konzentrierter Salpetersäure auf festes Ätzkali; sehr heftige Reaktion, deshalb Vorsicht! Stromweises Entweichen von Wasserdampf. Beendigung des Vorganges mit Wasser und Lakmus: vollständige Neutralisation, d. h. gegenseitige Zerstörung des Ätzkalis und der Säure. Der Rückstand (Salpeter, Kalisalpeter, Kaliumnitrat) bildet farblose, neutrale, kühlend-salzig schmeckende, rhombische Krystalle. Leichtes Umkrystallisieren aus heissem Wasser; Handelsgegenstand.

Neutralisation verdünnter Salpetersäure durch Kupfer- und Bleioxyd und Abdampfen zur Krystallisation; Kupfernitrat, Bleinitrat.

Entsprechend den Formeln  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  enthält auch die Salpetersäure vermutlich Wasserstoff, und wäre der Neutralisationsvorgang demnach der folgende:



Der direkte Nachweis des Wasserstoffs (§ 28) gelingt hier nicht, deshalb Entscheidung durch Destillation von Kalisalpeter mit Schwefelsäure. Die Vorlage enthält Salpetersäure (Nachweis!), der Inhalt der Retorte erstarrt zu einer massiven Salzmasse von (saurem) Kaliumsulfat (vgl. § 33). Da die Schwefelsäure Wasserstoffsulfat ist, so ist Wasserstoff in der That ein Bestandteil der Salpetersäure und Kalium ein Bestandteil des Salpeters (Flammenfärbung). Daher ist der „Säurerest“ im Salpeter und in der Salpetersäure derselbe:



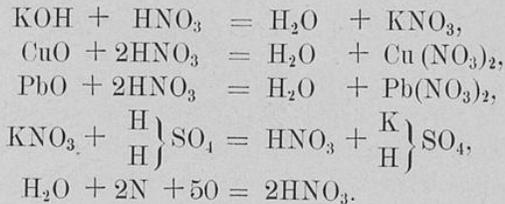
Die übrigen Bestandteile der Salpetersäure daher auch durch Zersetzung der Nitate erhältlich.

### § 35.

Abscheidung von Sauerstoff aus Salpeter bei hoher Temperatur. Verhalten von Kohle, Schwefel, Holzstückchen, Eisenpulver auf geschmolzenem Salpeter, von Salpeter auf glühender Kohle. Zusammensetzung des gewöhnlichen Schiesspulvers; dasselbe verbrennt auch bei Luftabschluss.

Die Erhitzung von wenig Salpeter mit viel Eisenpulver (§ 25) liefert Stickstoff (Unterscheidung von Kohlendioxyd und Schwefeldioxyd!). Stickstoff und Sauerstoff sind neben Wasserstoff Bestandteile der Salpetersäure. Sind es die einzigen?

Synthese der Salpetersäure aus einem feuchten Gemenge von Sauerstoff und Stickstoff unter dem Einfluss des Funkenstroms, am besten über Kalilauge.\*) Nachweis durch Indigo und (salpetersäurefreie!) Schwefelsäure. Die Salpetersäure besteht also nur aus Wasserstoff, Sauerstoff und Stickstoff; ihre Zusammensetzung ist  $\text{HNO}_3$ , (einbasische Säure), die des Kali-Salpeters  $\text{KNO}_3$ . Die chemischen Vorgänge in § 34 u. 35 waren also die folgenden:



Die käufliche Salpetersäure wird sämtlich aus Natronsalpeter (Chilesalpeter  $\text{NaNO}_3$ ) mittels Schwefelsäure hergestellt. Der Salpeter ist das Verwesungsprodukt stickstoffhaltiger organischer Überreste unter dem Einfluss der Salpeterbakterien (Nitromonas). Künstliche Salpeter-„Plantagen.“

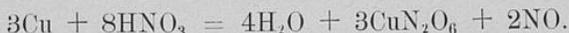
### § 36.

Oxydierung von Zinn, Schwefeldioxyd, Terpentinöl, Kohle durch Salpetersäure. Schnelle Abgabe von Sauerstoff an diese Körper; die roten Dämpfe enthalten also weniger Sauerstoff auf die gleiche Stickstoffmenge als die Salpetersäure.

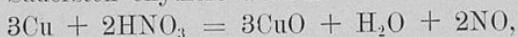
Kupfer und Salpetersäure im Gasentwicklungsapparat. Die anfänglich bräunliche Färbung des entwickelten Gases verschwindet bald; in der pneumatischen Wanne sammelt sich ein farbloses Gas, während Cu mit blauer Farbe in Lösung geht (Kupfernitrat). Beim langsamen Strömen des Gases über hellglühende Kupferspäne werden diese unter Stickstoffbildung oxydiert; das Gas besteht also nur aus Stickstoff und Sauerstoff, nach Ausweis der Wage  $\text{NO} = \text{Stickstoffoxyd}$ ,  $\text{Stickoxyd}$ . Da im  $\text{Stickoxyd}$  das

\*) Die Gegenwart einer Basis beschleunigt den Vorgang ganz erheblich; „Prädisposition“ der älteren Chemie.

Gewichtsverhältnis von Stickstoff : Sauerstoff = 14:16, in der Salpetersäure = N : 30 = 14 : 48 ist, so sind  $48 - 16 = 32$  Gtstle =  $\frac{2}{3}$  des Sauerstoffs einer Salpetersäuremolekel ( $\text{HNO}_3 = 63$  Gtstle) verschwunden. Dennoch ist kein Kupferoxyd als solches wahrnehmbar, vielmehr lehrt die Wage das folgende Ergebnis:



Diese komplizierte Gleichung wird verständlich, wenn man annimmt, dass zunächst Kupfer und Wasserstoff durch den abgegebenen Sauerstoff oxydiert werden:



während das neugebildete Kupferoxyd sofort noch unzersetzte Salpetersäure neutralisiert:



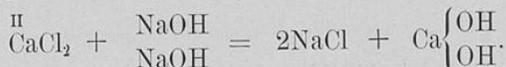
In der That liefert die Summe der beiden letzten Gleichungen das beobachtete Ergebnis. Die Annahme wird noch gestützt durch die Dissoziation des Kupfer- und Bleinitrates, sowie durch den Zerfall, den die Salpetersäure selbst bei Rotglut erleidet (§ 38).

Auflösen von Silber in (chemisch reiner) Salpetersäure; bilde die entsprechenden Gleichungen unter Rücksicht auf die Einwertigkeit des Silberatoms. Silbernitrat = Silbersalpeter = Höllenstein =  $\text{AgNO}_3$ .

Verhalten des Stickoxydes zu Sauerstoff (od. Luft); Bildung von braunroten Dämpfen von Stickstoffdioxid ( $\text{NO}_2$ ) unter Erwärmung. Daher die anfänglich braunrote Färbung des entwickelten Gases. — Entzündung eines Gemisches von Stickoxyd und Schwefelkohlenstoffdampf; teilweise Abscheidung des Schwefels (hohe Entzündungstemperatur, § 16, 21).

### § 37.

Vermischen von Chloreciumlösung (§ 33) mit Kali- oder Natronlauge:

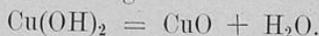


Weisser Niederschlag (Präzipitat) von Calciumhydroxyd, während farbloses Chlornatrium in Lösung geht. Nachweis desselben im Filtrate. Was wird bei starker Verdünnung eintreten?

Einwirkung von Kalilauge auf Kupfervitriollösung:

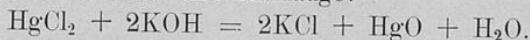


Schwärzung des blauen Kupferhydroxydes (K.-oxydhydrates) beim Erwärmen der Mischung:



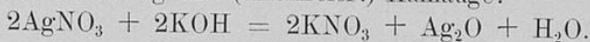
Die Spaltung erst beim Glühen des filtrierten (gewaschenen und getrockneten) Hydroxydes vollständig. Nachweis des Hydrat-Wassers in der blauen Substanz; Prüfung des schwarzen Niederschlages durch Wasserstoff.

Quecksilberchlorid und Kalilauge:



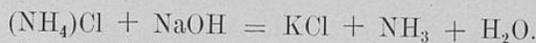
Der gelbe Niederschlag ist hier sofort das Oxyd, ein Zwischenprodukt (Hydroxyd) wird nicht gebildet.

Analog verläuft die Darstellung des braunen Silberoxydes aus Höllensteinlösung und (chlorfreier!) Kalilauge!

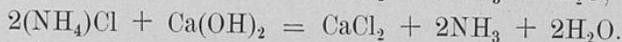
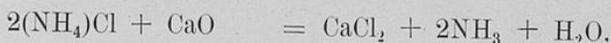


Leichte Erkennung des Silberoxydes (§ 17). Bequeme Herstellung der Metall-Oxyde auf nassem Wege.

Übergiessen von Salmiak mit konzentrierter Ätznatronlösung:

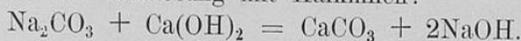


Sofortiger Zerfall des zu erhoffenden Ammoniumhydroxydes in Ammoniakgas und Wasser. Erkennung von Ammonsalzen; Darstellung von Ammoniakgas aus Salmiak und gebranntem oder gelöschtem Kalk:



So auch die Darstellung des Ammoniakgases im grossen.

Kochen von Sodalösung mit Kalkmilch:

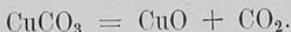


Gewöhnliche Darstellung des Ätznatrons aus Soda (vgl. Beispiel 1 dieses §!). Der Abtausch der Metallatome geschieht, unbekümmert um das sonstige Verhalten der Elemente, stets zu Gunsten der Bildung eines unlöslichen (bzw. noch schwerer löslichen) Körpers oder eines Gases. Zur „vollständigen“ Zersetzung einer Substanz ist ein Ueberschuss der anderen notwendig. Chemisch „äquivalente“ Mengen (§ 17, 18) zersetzen sich nur teilweise.

## § 38.

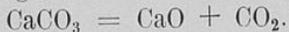
Dissociation der Salze bei höherer Temperatur.

Dissociation von blauem kohlen-sauren Kupfer (Kupferkarbonat):



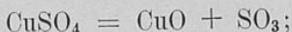
Einfacher Nachweis der Spaltungsprodukte und des ursprünglichen Carbonates. (Das Kupferkarbonat enthält stets K.-hydroxyd (§ 39), daher wird gleichzeitig Wasser gebildet).

„Brennen“ von Marmor vor dem Gebläse, oder im Platintiegel bei heller Gelbglut:



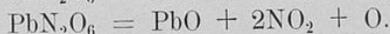
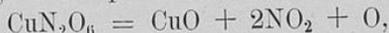
Quantitativer Versuch. Darstellung des gebrannten Kalks im grossen. Kalköfen.

Spaltung von weissgebranntem Kupfervitriol bei starker Rotglut:

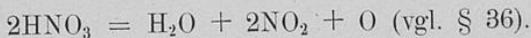


ein Teil von  $\text{SO}_3$  zerfällt dabei in  $\text{SO}_2$  und O.

Zersetzung von Kupfer- oder Bleinitrat:

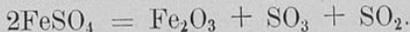


Beide Salze, namentlich das Bleisalz, müssen lange und sorgfältig vorgetrocknet werden (Einschlüsse von Mutterlauge!). Analog verläuft die Zersetzung der Salpetersäure selbst (helle Rotglut):

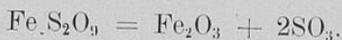


Darstellung der rauchenden Salpetersäure.

Zerlegung von entwässertem (weissen) Eisenvitriol:



Vorteilhafter ist die Zersetzung des verwitterten (oxydierten) Eisenvitriols:



Das rückständige Eisenoxyd ist der Colcothar (caput mortuum). Darstellung, der rauchenden Schwefelsäure (Lösung von Schwefeltrioxyd in englischer Schwefelsäure):



Auch gewöhnliche Schwefelsäure kann man so herstellen; der Grossbetrieb bevorzugt billigere Methoden.

Zur vollständigen Zersetzung ist die möglichste Entfernung der Spaltungsprodukte erforderlich.

### § 39.

Wechselzersetzung der Salze. Vermischen von Silbernitrat-(Höllenstein-)lösung mit Kochsalzlösung in geringem Überschuss:



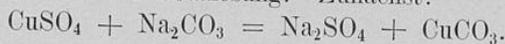
Der Natronsalpeter farblos in Wasser löslich, Nachweis durch Abdampfen des Filtrates. Das Chlorsilber ist in Wasser ganz unlöslich; äusserst empfindlicher Nachweis von gelöstem Silber oder Kochsalz. Einwirkung des Lichtes auf Chlorsilber = Abscheidung von schwärzlichem Silber. Anwendung der Silber-salze in der Photographie.

Chlorcalcium und Sodalösung:

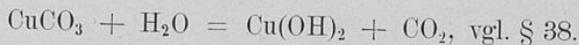


Künstlicher kohlensaurer Kalk (Schlemmkreide). Prüfung des (unvollständigen) Umsatzes mit Salzsäure (§ 33).

Kupfervitriol und Sodalösung. Zunächst:



Sehr bald teilweise Zersetzung des blaugrünen Niederschlages:



Bleinitrat- und Kaliumsulfatlösung:



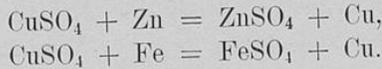
Prüfung des Filtrates auf Kalisalpeter.

Auch hier stete Zersetzung zu Gunsten des unlöslichen (schwerlöslichen) Körpers; auch hier ein Überschuss des Fällungsmittels zur vollständigen Zersetzung unumgänglich (§ 37, Schluss).

Grünfärbung von blauer Kupfervitriollösung beim Auflösen von Kochsalz oder Zugießen von konzentrierter Kochsalzlösung: Bildung von grünem Kupferchlorid. Unvollständige Zersetzung.

## § 40.

Zersetzung von Kupfervitriollösung durch metallisches Eisen oder Zink:



Farbenwechsel der Lösung. Augenblickliche Reduktion durch Zinkstaub oder Ferrum pulveratum (und sehr wenig Essigsäure).

Zersetzung einer sehr verdünnten Lösung von Bleinitrat durch einen Zinkstab:



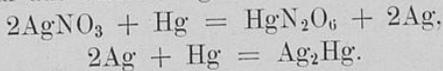
Bleibaum (Saturnbaum).

Zersetzung einer verdünnten Höllensteinlösung durch einen Kupferdraht:



Zierlicher moosartiger Silberbaum (Dianabaum) unter Blaufärbung der Lösung.

Zersetzung von verdünnter Höllensteinlösung durch einen Tropfen Quecksilber; die langen glänzenden Krystallnadeln bestehen diesmal aus Silberamalgam:



Zersetzung von pulverigem Chlorsilber durch Zinkblech in ganz verdünnter Salzsäure:

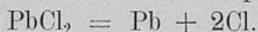


Das Chlorsilber ist in Salzsäure etwas löslich. Chemische Spannungsreihe: Zink, Eisen, Kupfer, Blei, Quecksilber, Silber, Gold.

## VIII. Elektrolyse.

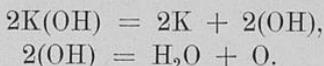
### § 41.

Elektrolyse von geschmolzenem Chlorblei im Kopfe einer Thonpfeife durch den Strom von 6 Bunsenelementen. Mechanische Prüfung des gewonnenen Bleiregulus. Nachweis des Chlors durch Bleichen von rotem Lakmuspapier.

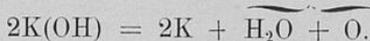


Einführung der Faradayschen Kunstausrücke. Elektrolyse und Elektrolyte; Anode, Kathode, Elektroden; Anion, Kation, Jonten, (Jonen). Weshalb heisst das Blei ein elektropositiver, das Chlor ein elektronegativer Körper? Weshalb ist die Anode ein Kohlenstift?

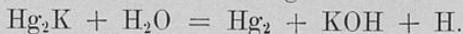
Elektrolyse von geschmolzenem Ätzkali im Platintiegel über Quecksilber. Hülfsvorstellung der primären und sekundären Vorgänge.



Der wirkliche Vorgang wird durch die Summe der beiden Gleichungen dargestellt:

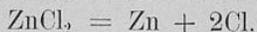


Prüfung des erhaltenen Kaliumamalgams durch Wasser (§ 14):



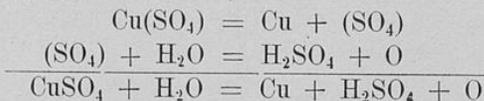
Erstmalige Darstellung von Kalium und Natrium auf diesem Wege.

Elektrolyse von konzentrierter Chlorzinklösung im U-Rohr:



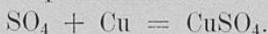
Auch hier wandert das Chlor gegen den (positiven) Strom (Lakmusfarbstoff), das Metall mit dem Strome.

Elektrolyse einer gesättigten Kupfervitriollösung zwischen Platinelektroden:



Kupfer (an der Kathode) und Sauerstoff (an der Anode) sind sofort zu bemerken; die Schwefelsäurebildung (an der Anode)

ist erst nach einiger Zeit durch die blässere Färbung wahrnehmbar. Der Säurerest  $\text{SO}_4$  entspricht elektrolytisch dem Chlor; besonderer Fall einer kupfernen Anode:



Erhaltung der Konzentration der Lösung, Wandern des Kupfers von der Anode zur Kathode.

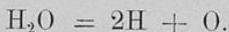
Verkupfern von Leitern erster Klasse, Nachbildung von plastischen Kunstwerken aller Art (Galvanoplastik), metallurgische Darstellung von reinem Kupfer aus Lösungen von Kupferstein.

Elektrolyse von mässig konzentrierter Bleinitratlösung (ev. Bleizuckerlösung) zwischen Elektroden aus dickem Bleidraht, von denen die U-förmig gebogene Anode den geraden Kathodendraht umschliesst. Schnelles Wachsen eines zierlichen Bleibaumes unter Substanzverlust der Anode. (3 Bunsen.)

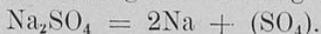
Elektrolyse von Höllesteinlösung zwischen ähnlich gestalteten Drähten aus Feinsilber (2 Bunsen), dicker Anodendraht! Bei Kurzschluss durch die Silberkrystalle prasselnde Funkenentladungen, wie beim Unterbrecher.

#### § 42.

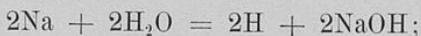
Elektrolyse von schwefelsaurem Natrium (Glaubersalz) im zweiseitenkligen Glasrohre; scheinbare Wasserzersetzung:



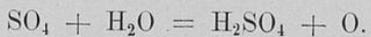
Die Prüfung mit empfindlicher (violetter) Lakmustinktur oder dem grau violetten Farbstoff der schwarzen Malve lehrt das gleichzeitige Auftreten einer Basis (Kathode) und einer Säure. Die Analogie mit den bisherigen Zersetzungen fordert primär:



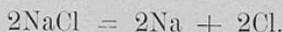
Dazu kommen sekundäre Vorgänge: an der Kathode (vgl. § 14):



an der Anode



Auch die Elektrolyse von verdünnter Kochsalzlösung liefert scheinbar nur Wasserstoff und Sauerstoff; nämlich primär:

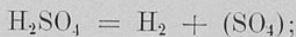


Der sekundäre Vorgang an der Kathode ist der des vorigen Beispiels; an der Anode Wasserzersetzung durch naszierendes Chlor (§ 14):



### § 43.

Elektrolyse der verdünnten Schwefelsäure (sog. Wasserzersetzung) im Hofmannschen Apparate (am besten mit Unterdruck):



dazu an der Anode:



Beobachtung der Volumverhältnisse; Wahl des Atomgewichtes  $\text{O} = 16$  für den Sauerstoff, erweiterte Bedeutung der Formel  $\text{H}_2\text{O}$ . — Versuche mit elektrolytisch gewonnenem „Knallgas“; Voltameter.

Gleichzeitige Elektrolyse von verdünnter Schwefelsäure und mässig verdünnter Kupfervitriollösung durch den gleichen Strom (Platinelektroden). Messung des Wasserstoffs (bei Atmosphärendruck) unter Umrechnung auf  $\text{O}$ ; Wägung des abgeschiedenen Kupfers. Auf 1 mg Wasserstoff erhält man 31,7 mg Kupfer, d. sind chemisch äquivalente Mengen. Allgemein gilt: Derselbe Strom macht in verschiedenen Elektrolyten chemisch gleichwertige Mengen frei. Faradays Gesetz.

Die Kupfersulfatlösung ist bei der langen Dauer des Versuchs (etwa  $\frac{1}{2}$  Stunde) mit Salpetersäure stark anzusäuern. Der Grund ist die Neubildung von  $\text{H}_2\text{SO}_4$  durch den Strom (§ 41) und deren Elektrolyse (naszierender Wasserstoff!).

## § 44.

Passives Verhalten von chemisch reinem (womögl. elektrolitisch gewonnenem) Zink zu verdünnter Schwefelsäure. Kräftige Wasserstoffentwicklung nach Zusatz einiger Tropfen Platinchloridlösung (vgl. § 40). Jedes ausgeschiedene Platinteilchen bildet mit dem metallisch berührten Zink und der verdünnten Säure eine kräftige galvanische Kette (Stromrichtung: Platin- Zink- Flüssigkeit- Platina), daher Elektrolyse der verdünnten Schwefelsäure durch zahllose Strömchen. Das hüttenmännisch gewonnene Zink ist schon mit fremden Leitern 1. Klasse genügend durchsetzt. Häufige Komplikation von rein chemischen und elektrolitischen Prozessen.

---

Pass  
lytisch ge  
Wassersto  
lösung (vg  
mit dem  
eine kräft  
Flüssigkeit  
säure dure  
Zink ist s  
setzt. Hä  
tischen Pr

© The Tiffen Company, 2007

# TIFFEN® Gray Scale



(womögl. elektro-  
elsäure. Kräftige  
ofen Platinchlorid-  
tinteilchen bildet  
verdünnten Säure  
g: Platin- Zink-  
ünnten Schwefel-  
nisch gewonnene  
genügend durch-  
en und elektroly-



