

Zeitschrift: Jahrbuch der Sekundarlehrerkonferenz des Kantons Zürich
Herausgeber: Sekundarlehrerkonferenz des Kantons Zürich
Band: - (1917)

Artikel: Entwurf zu einem Lehrmittel für den Unterricht in der Chemie an der Sekundarschule
Autor: Rutishauser, F.
DOI: <https://doi.org/10.5169/seals-819584>

Nutzungsbedingungen

Die ETH-Bibliothek ist die Anbieterin der digitalisierten Zeitschriften auf E-Periodica. Sie besitzt keine Urheberrechte an den Zeitschriften und ist nicht verantwortlich für deren Inhalte. Die Rechte liegen in der Regel bei den Herausgebern beziehungsweise den externen Rechteinhabern. Das Veröffentlichen von Bildern in Print- und Online-Publikationen sowie auf Social Media-Kanälen oder Webseiten ist nur mit vorheriger Genehmigung der Rechteinhaber erlaubt. [Mehr erfahren](#)

Conditions d'utilisation

L'ETH Library est le fournisseur des revues numérisées. Elle ne détient aucun droit d'auteur sur les revues et n'est pas responsable de leur contenu. En règle générale, les droits sont détenus par les éditeurs ou les détenteurs de droits externes. La reproduction d'images dans des publications imprimées ou en ligne ainsi que sur des canaux de médias sociaux ou des sites web n'est autorisée qu'avec l'accord préalable des détenteurs des droits. [En savoir plus](#)

Terms of use

The ETH Library is the provider of the digitised journals. It does not own any copyrights to the journals and is not responsible for their content. The rights usually lie with the publishers or the external rights holders. Publishing images in print and online publications, as well as on social media channels or websites, is only permitted with the prior consent of the rights holders. [Find out more](#)

Download PDF: 16.01.2026

ETH-Bibliothek Zürich, E-Periodica, <https://www.e-periodica.ch>

Entwurf zu einem Lehrmittel für den Unterricht in der Chemie an der Sekundarschule.

Von Fr. Rutishauser, Zürich.

Dem Unterricht in der Naturkunde wird neuerdings wieder mehr Interesse entgegengebracht. Allerorten und nicht zum mindesten in den kriegführenden Ländern dringt die Erkenntnis durch, daß gerade dieser Zweig des Unterrichtes dem werdenden Menschen Kenntnisse vermittele, die sich im täglichen Leben und im harten Wirtschaftskampfe ganz besonders wertvoll erweisen. Handelt es sich jetzt weniger mehr um die Auswahl der einzelnen Wissensgebiete, die in der Schule gepflegt werden sollen, so ist dafür die Frage nach der Art des Unterrichtsbetriebes um so mehr umstritten. Die Verfechter des Arbeitsprinzips vor allen sind es, die den naturkundlichen Unterricht auf einen ganz anderen Boden stellen wollen und vielerorts bereits auch die praktische Durchführung von Schülerübungen mit Geschick und Erfolg angepackt haben.

Im Kanton Zürich freilich ist man in dieser Beziehung über einzelne Versuche verhältnismäßig weniger Kollegen nicht herausgekommen. Seit Seminardirektor Wettstein die naturkundlichen Fächer so meisterhaft in unsern Schulorganismus eingeführt hatte, daß die zürcherischen Einrichtungen als Vorbild dienten, ist von Seiten der Behörden für den Ausbau dieser Disziplin wenig mehr getan worden. Und doch zwingt die rapide Entwicklung der Technik und die verblüffend schnelle, allgemeine Einführung der technischen Neuerungen ins letzte Bauerndorf die Volksschule geradezu, auch solche Dinge, die heute unsere Jugend täglich umgeben, in den Kreis der Belehrungen im Unterrichte zu ziehen. Hochspannungsleitungen durchziehen das Land wie Spinnengewebe, Erzeugnisse der chemischen Industrie halten ihren Einzug in Küche und Werkstatt. Ist es da nicht Pflicht der Schule, die heranwachsende Jugend auch mit dem Wesen dieser Dinge bekannt zu machen, selbst wenn man dafür manches Ereignis aus der Geschichte der Phönizier, Babilonier etc. etwas kürzen oder gar weglassen müßte?

Mit der Erkenntnis der größeren Wichtigkeit der naturkundlichen Belehrungen in der Volksschule ist eine Vertiefung der Methode parallel gegangen. Einerseits wurden Unterrichtsmethoden, die sich an höheren Schulen ausgebildet und wertvoll erwiesen hatten, in immer tiefere Schuljahre verlegt (Laboratorien für Mittelschüler), anderseits begann man, namentlich auf den Unterstufen, die Schüler mehr und mehr zur Mitarbeit durch Entwicklung des manuellen Gestaltungstriebes heranzuziehen. So kam man gleichsam von zwei Seiten her zu denselben Forderungen,

die je nach örtlichen Verhältnissen verschieden gefaßt wurden, aber allgemein sich etwa so ausdrücken lassen: Es ist unpsychologisch und darum unrationell, dem Schüler immer nur die Rolle des körperlich untätigen und darum oft geistig unaufmerksamen Zuschauers zuzuweisen; es ist weit eher bildend, neue Wahrheiten von Lehrer und Schüler gemeinsam mit Auge, Ohr und Hand zu erarbeiten. Der Lernende soll selber gestalten, an seiner Arbeit kontrollieren und beobachten; dann wird das neu Gewonnene wertvolles geistiges Eigentum.

Gegen solche Gedankengänge wird kein Pädagoge viel einwenden können und auch die Behörden werden sich der Wahrheit nicht verschließen, daß, auf solche Weise betrieben, der Unterricht fruchtbringender sein muß. Ebenso sicher ist, daß die Verwirklichung solcher Arbeitsmethoden gerade in den naturkundlichen Fächern am aller ersten ausführbar ist. Für die praktische Durchführung ist in unserem Kantone noch nicht viel geschehen. Einzelne Lehrer haben Schülerübungen eingeführt und haben auch das Interesse der lokalen Schulbehörden zu wecken verstanden. Die Behörde aber, die dazu berufen wäre, sich der neuzeitlichen Fortentwicklung des Unterrichtsbetriebes ganz besonders anzunehmen, hat sich in dieser Richtung bis jetzt sehr zurückhaltend gezeigt, wohl von der Erwägung ausgehend, daß eine solche Neuerung Kosten verursache. Ohne einheitliche Förderung von Seiten des Staates ist die Durchführung dieser Arbeitsmethode aber kaum möglich.

Sollen Schülerübungen nach und nach zu einem wesentlichen Bestandteil des naturkundlichen (vor allem chemischen und physikalischen) Unterrichtes werden, so sollten auch die Lehrbücher so aufgebaut sein, daß die Einführung derselben möglichst erleichtert wird. Es wäre darum zu begrüßen gewesen, wenn diese Auffassung bei der jetzt erscheinenden Neuauflage unseres naturkundlichen Lehrmittels berücksichtigt worden wäre; um so eher, weil gerade der Verfasser des Physik-Teiles in dieser Richtung über reiche Erfahrung und anerkanntes Geschick verfügt. Vom Erziehungsrate aus ist dem Verfasser aber keine diesbezügliche, verbindliche Anweisung erteilt worden. So werden wir uns auf eine Neuauflage vertrösten müssen. Wir hoffen aber, inzwischen werde die Durchführung von Schülerübungen von recht vielen Lehrern aus eigener Initiative erprobt werden, so daß dannzumal eine Lösung dieser Frage in fortschrittlicher Richtung sich aus den Verhältnissen heraus ergeben muß.

Damit soll aber nicht gesagt sein, daß die Schülerübungen im Lehrbuche der Schüler enthalten sein sollen. Diese Lehrbücher sind bereits dickleibig genug und sollten eher gekürzt als erweitert werden. Die Auswahl der Übungen und Anleitung zu deren Durchführung gehören vielmehr in ein besonderes Buch für die Hand des Lehrers. Eine solche Ausgabe für den Lehrer wäre unbedingt wünschenswert, und es ist nicht einzusehen, daß das nicht ebensogut geschehen könnte wie bei den Lehrmitteln für Rechnen, Geometrie, Buchführung etc.; einmal, um einen gleichmäßigen Unterrichtsbetrieb in allen Schulen zu fördern, sodann auch, um den überlasteten Lehrern an ungeteilten Schulen die Vorbereitungsarbeit zu erleichtern. Der für die Schüler bestimmte Leitfaden sollte den ganzen Stoff in knapper Form enthalten und nur da, wo es sich um die Beschreibung wichtiger, technischer Vorgänge handelt, in Text und Illustration reichlicher bedacht sein.

Der Verfasser hat sich auf Ersuchen der Schriftleitung die Aufgabe gestellt, eine Darstellung zu versuchen, die für ein Lehrmittel für den Unterricht in der Chemie für unsere Schulstufe passen könnte, und hat aus den angedeuteten Erwägungen heraus eine Trennung in Lehrerheft und Schülerheft durchgeführt. Natürlich konnte er die Arbeit nicht als Ganzes ausführen und hat, um doch etwas Zusammenhängendes zu bieten, die ersten Kapitel ausgewählt, obwohl später auftretende Abschnitte (z. B. Kohlenstoff, Kalzium, Eisen) dankbarer gewesen wären. Er ist nicht der Meinung, daß seine Arbeit den einzigen richtigen Weg darstelle, denn wichtiger als das Buch ist auf alle Fälle der Lehrer; er übergibt die kleine Arbeit der Kritik seiner Kollegen und hofft, daß durch eine allseitige Meinungsäußerung die Angelegenheit der Lehrmittelerstellung in Fluß komme, damit es der Lehrerschaft später möglich sei, bei Erstellung neuer oder Neuauflage bestehender Lehrmittel eher einen bestimmenden Einfluß auszuüben, als es jetzt der Fall ist. Wenn wir das mit Erfolg tun wollen, müssen wir erst in unseren Reihen selber über Ziel und Weg einig und klar sein.

Schülerheft.

I. Zur Einführung.

Wasser kann zu Eis erstarren oder in Dampf verwandelt werden, aber immer wieder ist es in die ursprüngliche Form zurückzuführen. Blei und andere Metalle sind schmelzbar, in gewöhnlicher Temperatur werden sie aber bald wieder fest und zeigen auch die genau gleichen Eigenschaften wie vorher. Salz löst sich in Wasser auf und scheint verschwunden. Durch Destillation kann das Wasser aber wieder aus der Lösung entfernt werden; von dem aufgelösten Salze ist kein Gramm verloren gegangen. Solche Vorgänge haben wir schon viele kennen gelernt; wir nennen sie *physikalische*.

Wenn aber Kohlen verbrennen, Milch sauer wird, pflanzliche oder tierische Stoffe verfaulen, haben wir es mit einer Veränderung der Stoffe zu tun, die dauert und deren Umkehrung unmöglich ist. Solche dauernden Veränderungen der Stoffe heißen wir *chemische Vorgänge*. Der Platindraht glüht nur in der Flamme, während der Magnesiumdraht verbrennt. Jenes ist ein physikalischer, dieses ein chemischer Vorgang.

Mischen wir Eisenpulver und Schwefelblumen noch so innig, so ist es uns doch ein leichtes, die beiden verschiedenen Körper entweder nach dem spezifischen Gewicht oder mittelst des Mag-

neten zu trennen. Sie sind eben nur physikalisch gemischt, haben aber alle ihre besonderen Eigenschaften unverändert beibehalten. Berühren wir das Gemenge mit einem heißen Glasstab, so veranlassen wir folgenden Vorgang: Die Masse gerät ins Glühen, das Glühen setzt sich nach dem erfolgten Anstoß fort und es entsteht eine zusammenhängende, schwarze Masse. Das neue Produkt läßt sich nicht mehr in seine Bestandteile zerlegen. Die Eigenschaften der zwei Einzelkörper: Brennbarkeit, magnetische Anziehung, Farbe sind verschwunden. Wir haben es mit einem vollständig neuen Körper zu tun, der auch ganz neue Eigenschaften aufweist und darum einen besonderen Namen — Schwefeleisen — erhalten hat. Jenes Glühen des Körpers war ein chemischer Vorgang, der Eisen und Schwefel dauernd verändert hat. Schwefeleisen ist eine chemische Verbindung, die aus zwei Elementen zusammengesetzt ist, welche sich durch keinen physikalischen Vorgang mehr trennen lassen.

II. Luft, Sauerstoff, Oxyde.

Die Luft ist ein Körper und hat scharf bestimmbare Eigenschaften. Das haben uns viele Versuche in den Physikstunden gezeigt. Untersuchen wir, ob an ihr auch chemische Veränderungen wahrzunehmen sind.

Das Volumen der Luft in der Glasglocke, unter der wir eine Kerze brennen ließen, ist geringer geworden. Ein Teil der Luft wurde verbraucht. Weiteres Brennen in diesem Luft-raum ist unmöglich, also muß die Luft aus 2 Bestandteilen bestehen, die verschiedene Eigenschaften haben. Jener Teil, der durch die Verbrennung aufgezehrt wurde und, wie am Steigen des Wasserspiegels ersichtlich ist, zirka $\frac{1}{5}$ der Menge ausmacht, nennen wir Sauerstoff. Seine hauptsächlichste Eigenschaft muß sein, daß er die Verbrennung unterhält. Der Rest von $\frac{4}{5}$, in dem jede Flamme erlischt, ist Stickstoff. Von den Eigenschaften dieses Körpers können wir nur sagen, daß er die Verbrennung nicht unterhält.

Jetzt verstehen wir, daß überall, wo Verbrennung stattfinden soll, Luft zuströmen muß. Zwar nützen die $\frac{4}{5}$ Stickstoff gar nichts, wohl aber der Sauerstoff. Der Sauerstoff ist durch den Stickstoff verdünnt, die Luft ist ein Gemenge von Stickstoff und Sauerstoff.

Sauerstoff kommt aber nicht nur in der Luft vor, er steckt gleichsam in fester Form in manchen anderen Körpern, aus

denen man ihn rein gewinnen kann. Der reine Sauerstoff muß die hervorstechendste Eigenschaft der Luft — das Unterhalten von Verbrennungen — in erhöhtem Maße besitzen. Darum verbrennen Kohle, Schwefel, deren Flammen in der gewöhnlichen Luft nur unscheinbar sind, im reinen Sauerstoff mit leuchtenden Lichterscheinungen. Selbst Eisen, das in gewöhnlicher Luft nicht brennen kann, verbrennt in Sauerstoffgas mit auffallender Lichtwirkung.

Diese glänzenden Wirkungen des Sauerstoffs sind aber nicht die einzigen. Schon bei gewöhnlicher Temperatur greift der Sauerstoff der Luft manche Körper an. Unedle Metalle, namentlich Blei, bleiben nicht blank. Wie der Magnesiumdraht, sobald der chemische Vorgang begonnen hat, rasch zu weißer Asche verbrennt, so verändern sich auch andere Metalle an der Luft. Blei hat immer einen dunklen Überzug. Der frische Schnitt ist silberglänzend, aber nach kurzer Zeit trübt er sich, die Schnittfläche wird dunkelgrau. Noch schneller geht diese Vereinigung der Metalle mit dem Sauerstoff der Luft bei erhöhter Temperatur vor sich. Geschmolzenes Blei überzieht sich mit einer erdigen Haut, geglühtes Kupfer und Eisen wird schwarz. Diese Färbung rührt her von einer feinen Schicht eines neuen Stoffes, der sich aus der Verbindung des Metalls mit Sauerstoff bildet. Diese Sauerstoffverbindungen bezeichnet man mit dem gemeinsamen Namen Oxyd.

Die prächtigen Farben, die beim raschen Oxydieren von Kupfer und Eisen entstehen, nennt man Anlauffarben. Sie werden hervorgerufen, weil durch das dünne Häutchen des dunklen Oxyds zunächst noch die helle Farbe des Metalls durchschimmert. Dem Schmiede geben diese Farben ein Maß für die Temperatur des Stückes, das er in Bearbeitung hat. Er achtet darauf beim Härten des Stahls. Beim Klopfen auf harter Unterlage springt die spröde Oxydschicht ab. „Hammerschlag“.

Natürlich findet Oxydation nur statt, wo Sauerstoff hinzutreten kann. Darum bleiben die innern Flächen eines zusammengefalteten Kupferbleches, auch wenn man es noch so stark erhitzt, blank. Metalle schützt man vor unerwünschter Oxydation durch einen Überzug (Streichen von Eisenkonstruktionen mit Ölfarbe, Vernickeln) oder man umgibt sie mit einem sauerstofffreien Raum (Metalldrähte der Glühlampen).

Oxydiert ein Metall, nimmt es also Sauerstoff aus der Luft auf, so muß es notwendigerweise schwerer werden, wie der Versuch mit Eisen und Kupfer auf der Wage zeigt. Durch geeig-

nete Maßnahmen, z. B. starkes Erhitzen, läßt sich der Sauerstoff wieder aus dem Oxyd austreiben und so rein gewinnen, wie aus Quecksilberoxyd. Ebenso müssen sich die Metalle verhältnismäßig leicht aus ihren Oxyden gewinnen lassen, man braucht nur dafür zu sorgen, daß der frei werdende Sauerstoff sich aufs neue mit einem anderen Körper verbinden kann. Auf diese Weise gewinnen wir im kleinen Blei aus Bleioxyd auf Kohle und gewinnt man viele Metalle aus ihren Erzen.

III. Das Wasser. Der Wasserstoff.

Im Wasserzersetzungsgesetz wird Wasser durch den elektrischen Strom in 2 Gase zerlegt, deren Volumen sich verhalten wie 1 : 2. Beide Gase sind farb- und geruchlos. Bei der Untersuchung auf Brennbarkeit zeigt sich, daß die kleinere Menge zwar nicht brennt, aber die Verbrennung unterhält und fördert. Aus diesem Verhalten müssen wir schließen, daß es sich hier um das uns schon bekannte Gas Sauerstoff handelt. Die andere Gasart ist brennbar, unterscheidet sich also deutlich vom Sauerstoff. Wir nennen diesen Körper Wasserstoff. Sonach wäre das Wasser eine Verbindung von Wasserstoff und Sauerstoff. Das Volumenverhältnis der beiden Gasarten ist 1 : 2; wir sagen also: 2 Atome Wasserstoff und ein Atom Sauerstoff ergeben 1 Molekül Wasser, wobei zu beachten ist, daß das angegebene Verhältnis unter allen Umständen dasselbe ist. Die Chemiker bezeichnen die Atome je mit entsprechenden Buchstaben, geben die Anzahl der Atome durch Ziffern an und bekommen so für alle Verbindungen Zeichen, die sofort über die Natur des Körpers Auskunft geben. Das Zeichen für Wasser muß also sein

$$\text{H}_2 \text{O},$$

denn 2 Volumen (Atome) Wasserstoff (H) sind mit einem Volumen (Atom) Sauerstoff (O) zu einer Verbindung zusammengetreten.

Leichter als aus Wasser läßt sich Wasserstoff aus anderen Wasserstoffverbindungen herstellen. Bringt man Metalle in Säuren, z. B. Zink in Schwefelsäure, so beobachtet man ein starkes Aufbrausen. Gasbläschen bilden sich dort, wo Metall und Säure sich berühren, und steigen in die Höhe. Fangen wir diese Bläschen auf, so erhalten wir Wasserstoffgas. Auf diese Weise lassen sich leicht große Mengen des Gases herstellen und so seine Eigenschaften untersuchen. Der Versuch mit Kolben und Wage und die Art, wie das Gas von einem Gefäß in ein anderes „gegossen“ werden muß, zeigen uns, daß

Wasserstoff leichter ist als Luft. Es ist zirka 14 mal leichter, überhaupt der leichteste Körper, den wir kennen, darum die Verwendung zum Füllen von Ballons. Ferner ist das Gas brennbar. Die reine Wasserstoffflamme ist vollständig farblos und rußt nie.

Das Brennen des Wasserstoffes stellt einen chemischen Vorgang, die Vereinigung dieses Gases mit Sauerstoff, dar. Das Produkt dieser Vereinigung muß Wasser sein, das wir ja auch in feinen Tröpfchen an einem kalten Glase sehen können, welches wir über eine Wasserstoffflamme stülpen. Wasser ist also nichts anderes als Wasserstoffoxyd.

Werden Wasserstoff und Sauerstoff als Gase gemischt und entzündet, so geschieht das mit heftiger Explosion, die arge zertrümmernde Wirkungen ausübt. Dieses Gasgemisch nennt man Knallgas. Auch die Mischung von Wasserstoff und Luft gibt Knallgas, darum ist bei allen Versuchen mit Wasserstoff Vorsicht geboten. Die Wasserstoffflamme ist schon beim Brennen in Luft sehr heiß. Ihre Temperatur kann aber noch wesentlich gesteigert werden, wenn noch reiner Sauerstoff hineingeleitet wird. Es erfolgt dann nicht eine Explosion, sondern eine sehr rasche Verbrennung mit einer Temperatur bis 2000° , so daß in dieser Gebläseflamme selbst das widerstandsfähigste Metall, das Platin, schmilzt. Ein Stück Kreide wird darin weißglühend und sendet ein sehr starkes Licht aus (Drummond'sches Kalklicht). In der Technik dient das Knallgasgebläse zum Durchschneiden (Durchschmelzen) von Eisenbalken und Stahlplatten.

IV. Säuren — Basen — Salze.

Unter den fast unzähligen chemischen Verbindungen gibt es viele, die trotz innerer Verschiedenheit äußerlich ganz ähnliche Eigenschaften aufweisen, die man darum gleichsam zu Familien vereinigt und mit gemeinsamen Namen bezeichnet hat.

Eine solche Familie bilden die Säuren. Es sind sauer schmeckende Flüssigkeiten, welche die meisten Metalle angreifen und auch sonst fast alle Stoffe zerfressen. Darum hüte dich, Säuretropfen auf deine Kleider fallen zu lassen, und denke auch daran, daß jede Säure wie ein Gift wirkt. Bewahre also Säure nur in einer Flasche mit Aufschrift auf und koste nie den Inhalt einer Flasche, wenn du nicht ganz sicher bist, was sich darin befindet. Die Säuren finden mannigfache Verwendung in Küche, Werkstatt und in der Industrie.

Alle Säuren sind Wasserstoffverbindungen. Wir erkennen sie am besten daran, daß sie gewisse Farbstoffe verändern, z. B. blauen Lackmus rot färben. Die wichtigsten Säuren sind:

1. Die Schwefelsäure (H_2SO_4). Sie wird in besonderen Fabriken aus einer Schwefelverbindung oder aus reinem Schwefel hergestellt (siehe Kap. V). Vollständig konzentriert hat sie ein hohes spezifisches Gewicht (1,84) und heißt darum auch Vitriolöl. Wird Schwefelsäure mit Wasser vermischt, so werden große Wärmemengen frei, so daß wegen der Temperaturerhöhung das Glasgefäß springen kann. Darum Vorsicht beim Mischen von Schwefelsäure und Wasser; gieße stets geringe Mengen der Säure der Gefäßwand entlang ins Wasser, aber nie Wasser in die Säure. Mit Hilfe der Schwefelsäure werden die meisten andern Säuren hergestellt.

2. Die Salzsäure (HCl). Sie ist die billigste Säure und wird aus Kochsalz und Schwefelsäure hergestellt. Durch Zusammenbringen dieser beiden Stoffe wird Chlorwasserstoffgas erzeugt, das sich gierig in Wasser löst (500 Volumen Gas in 1 Volumen Wasser). Das mit HCl -Gas vollständig gesättigte Wasser ist die Salzsäure.

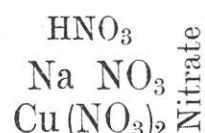
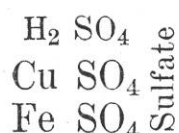
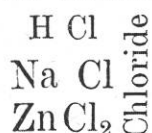
3. Die Salpetersäure (HNO_3) ist die teuerste der genannten Säuren. Darum wird sie nur dann verwendet, wenn man mit anderen Säuren nicht auskommen kann. Man gewinnt sie hauptsächlich aus Salpeter (daher ihr Name) mit Hilfe der Schwefelsäure. In neuerer Zeit stellt man sie auch aus dem Luftstickstoff her. Sie findet ausgedehnte Verwendung bei der Herstellung von Sprengmitteln wegen ihres Reichtums an Sauerstoff.

Körper mit Eigenschaften, die denen der Säuren gleichsam entgegengesetzt sind, heißen Basen. Sie enthalten alle die beiden Atome Sauerstoff und Wasserstoff zu einer unlösbaren Gruppe vereinigt. Lackmus wird durch Basen blau gefärbt, Lackmus ist also ein Reagens für Säuren und Basen.

Säure — rot; Base — blau.

Im täglichen Leben nennt man die Basen auch Laugen. Da sie Fette auflösen, braucht man sie vielfach zum Reinigen: Ablaugen von Farbe, Politur etc. Man muß die Laugen aber mit Wasser verdünnen, sonst greifen sie die Haut, auch Stoffe und selbst Holz an. Wichtig ist ihre Verwendung zur Seifenfabrikation. Die wichtigsten Basen sind: Natronlauge [$\text{Na}(\text{OH})$] und Kalilauge [$\text{K}(\text{OH})$].

Werden Metalle in Säuren aufgelöst, so entweicht Wasserstoff. An die Stelle des Wasserstoffatoms tritt ein Metallatom. Wird eine solche Lösung eingedampft, so erhält man einen festen, oft farbigen Körper. Solche Körper, die also Abkömmlinge einer Säure und eines Metalls sind, nennt man Salze. Sie haben weder saure noch basische Eigenschaften; sie heißen darum neutral. Aus jeder der genannten Säuren muß sich demnach eine Reihe von Salzen ableiten lassen, die auch einheitlich benannt werden.



V. Der Schwefel.

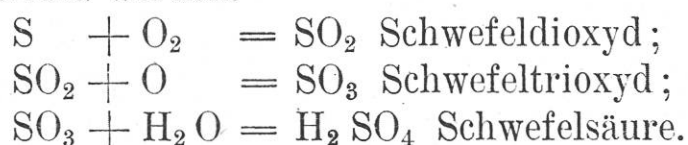
Dieses spröde Nichtmetall kommt in vulkanischen Gegenden in reinem Zustande vor. Weit häufiger sind aber die Schwefelverbindungen: Sulfide [Zinkblende (Zn S), Bleiglanz (Pb S), Eisenkies (Fe S_2)] und natürliche Sulfate (Gips). Manche Mineralwässer führen Schwefelwasserstoff ($\text{H}_2 \text{S}$). Zur Gewinnung des reinen Schwefels eignen sich nur die Vorkommen in vulkanischen Gegenden. Sulfide werden oft auf Schwefelsäure verarbeitet.

Bei gewöhnlicher Temperatur ist der Schwefel eine feste, gelbe, spröde Masse ohne Geruch mit dem spezifischen Gewicht 2,05; in Wasser ist er unlöslich. Schwefelkristalle erhält man aus einer Lösung von Schwefel in Schwefelkohlenstoff oder auch in einem Tiegel mit flüssigem Schwefel. Schon bei 112° schmilzt der Schwefel, geht aber merkwürdigerweise nicht gleich in den gasförmigen Zustand über, sondern wird bei weiterer Erhitzung wieder ganz dickflüssig. Bei noch höherer Temperatur wird er wieder dünnflüssig, ändert seine Farbe und erst bei 450° verwandelt er sich in braune Dämpfe. Werden diese abgekühlt, so kehren sie unmittelbar in den festen Zustand zurück; der Schwefel ist sublimierbar. Das feine gelbe Pulver, das auf diese Weise entsteht, heißt man Schwefelblumen (Atome). Gießt man dünnflüssigen Schwefel hoher Temperatur in kaltes Wasser, so erhält man eine honiggelbe Masse, die außerordentlich elastisch ist. Diese plastische Form unterscheidet sich sehr von der festen, spröden Form, man spricht daher von verschiedenen Formarten des Schwefels. Die plastische Form läßt uns verstehen, warum Schwefel mit Kautschuk (Veloreifen, Radiergummi) vermischt wird (vulkanisieren). Diese plastische

Form ist aber nicht stabil, denn schon nach wenigen Tagen werden solche elastischen Massen wieder spröde.

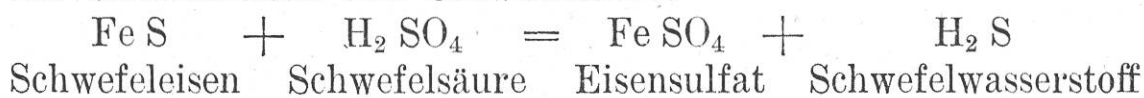
Wichtig sind die Schwefelverbindungen. Wird Schwefel verbrannt, so entsteht Schwefeldioxyd (SO_2), ein Gas, das stark zum Husten reizt (Schwefelzündhölzchen!) und in größeren Mengen giftig wirkt. Das Gas zerstört manche Farbstoffe und wird darum zum Bleichen benutzt. Auch beim Einschweifeln von Fässern wird SO_2 erzeugt; hier wünscht man eine desinfizierende Wirkung.

SO_2 bildet auch das Ausgangsmaterial für die wichtige Fabrikation von H_2SO_4 . Es wird erzeugt durch Verbrennen von Eisenkies oder reinem Schwefel. SO_2 soll zunächst übergeführt werden in SO_3 (Schwefeltrioxyd). Das weitere Atom Sauerstoff wird herangebracht durch Berührung des SO_2 -Gases mit der sauerstoffreichen Salpetersäure. Man läßt die SO_2 -Dämpfe in einem hohen Turme aufsteigen und gleichzeitig flüssige HNO_3 abwärts tropfen. Durch Berührung mit der Salpetersäure bei geeigneter Temperatur nimmt das SO_2 Molekül aus der Säure ein O-Atom auf und verwandelt sich so in SO_3 . Diese Verbindung muß nun nur noch mit Wasser vereinigt werden. Dies geschieht in riesigen, aus Blei gebauten Gefäßen (Bleikammern), in die man SO_3 und Wasserdampf einströmen läßt. Die so gewonnene Rohsäure ist für viele Zwecke der Industrie direkt verwendbar, kann aber auch noch gereinigt und konzentriert werden.



Salze der Schwefelsäure (Sulfate) kommen in der Natur häufig vor und sind wichtig, z. B. Gips (CaSO_4), Glaubersalz (Na_2SO_4), Bittersalz (MgSO_4). Kupfersulfat (CuSO_4), zur Bekämpfung verschiedener Pilze verwendet, wird künstlich hergestellt.

Eine häufig vorkommende Schwefelverbindung ist auch der Schwefelwasserstoff (H_2S). Er ist leicht herzustellen aus Schwefeleisen und Schwefelsäure.



H_2S ist ein farbloses Gas, das stark nach faulen Eiern riecht, giftig wirkt und in der Natur überall da entsteht, wo Eiweißstoffe verfaulen (faule Eier, faulendes Fleisch). Im Wasser ist H_2S löslich; manche Heilwässer (Lenk, Baden, Schinznach) enthalten dieses Gas in geringer Menge gelöst.

Schwefelkohlenstoff (CS_2) ist eine farblose, schlecht riechende Flüssigkeit mit großem Lösungsvermögen (Phosphor, Kautschuk, Harz).

Lehrerheft.

I. Zur Einführung.

1. Darstellung von Schwefeleisen.

M.: Eisenpulver, Schwefelblumen. — Wage, Gewichtsatz, Becherglas, Magnet, Lupe, Tellerscherven, Eisendraht 40 cm, Brenner.

Auf Papierblättchen genau 7 g Eisenpulver und 4 g Schwefelblumen wägen. Gib die wichtigsten Eigenschaften der beiden Körper an. (Brennbarkeit. — Anziehung durch den Magneten.) Mische sie gut mittelst einer Feder und untersuche das Gemisch daraufhin, ob die beiden vermischten Körper mit dem Auge (oder der Lupe) noch zu unterscheiden sind. Tauche den Magneten in die Masse, halte ihn über ein Blatt Papier, klopfe leicht und beobachte. (Schwefel fällt ab, Eisen bleibt hangen.) Wirf eine Prise der Mischung ins Wasser und beobachte. (Schwefel schwimmt, Eisen sinkt sofort. — Trennung nach dem spez. Gew.)

Häufe die Mischung, nachdem du eine Probe zur spätern Vergleichung aufgehoben hast, an eine Mahde auf einer Porzellanscherbe (Tellerscherbe) und berühre an einem Ende mit einem glühenden Drahte. Beobachte. (Die Masse gerät ins Glühen und das Glühen setzt sich durch die ganze Mahde fort. Wenn die Masse genau gewogen und gut gemischt ist, entstehen durchaus keine reizenden Schwefeldämpfe!)

Vergleiche nach dem Erkalten die feste Masse der chemischen Verbindung mit der aufbewahrten Probe der Mischung. Untersuche die Verbindung mit der Lupe (einzelne Elemente sind nicht mehr zu unterscheiden), mit dem Magneten (wird nicht angezogen), auf Brennbarkeit (nicht brennbar), spez. Gewicht (nach Schätzung: leichter als Eisen, schwerer als Schwefel).

Eisen + Schwefel = Schwefeleisen

$\text{Fe} + \text{S} = \text{Fe S}$

Bringe das gewonnene Schwefeleisen in ein Fläschchen mit Aufschrift und bewahre es für spätere Versuche auf.

2. Verschiedenes Verhalten zweier Metalle in der Hitze.

M.: Platindraht, Pinzette, Brenner, Magnesiumband.

Halte deinen Platindraht längere Zeit in die Flamme und beobachte. (Wird glühend, hat sich aber nach dem Erkalten nicht verändert.) Fasse ein Stück Magnesiumband mit der Pinzette und verfahre ebenso. Vergleiche die neue Beobachtung mit der vorigen und erkläre. (Magnesium verbrennt, der Körper ist durch die Hitze dauernd verändert worden.)

M. = Material; R. G. = Reagensglas; D = nur Demonstrationsversuch. Alle nicht mit einem „D“ ausgezeichneten Versuche eignen sich als Schülerübungen.

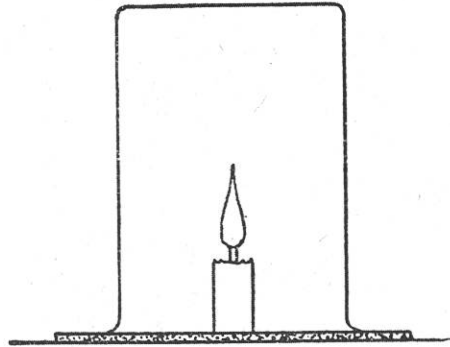
II. Luft, Sauerstoff, Oxyde.

A. Zusammensetzung der atmosphärischen Luft.

1. Die Kerze erlischt im abgeschlossenen Luftraum.

M.: Kerzenstümpfchen, Tuchlappen, Trinkglas.

Auf einem Leder- oder Tuchlappen befestige mittelst eines Tropfens Stearin ein Kerzenstümpfchen. Entzünde die Kerze. Stülpe ein Trinkglas über dieselbe und presse auf die Unterlage, damit die innere Luft vollständig abgeschlossen ist. Beobachte. (Die Flamme wird kleiner und kleiner und erlischt dann.)

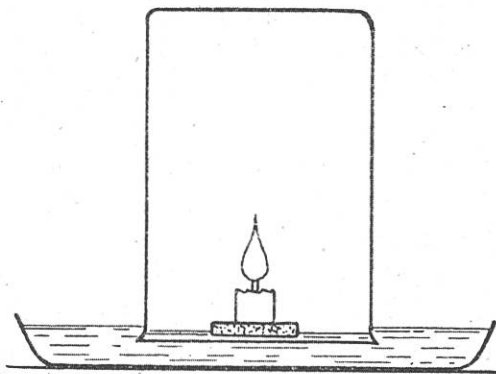


2. Beim Brennen wird etwas verbraucht.

M.: Kerzenstümpfchen, Tuchlappen, Trinkglas.

a) Wiederhole obigen Versuch (nachdem du das Trinkglas kräftig durch die Luft geschwenkt hast) und miß durch Zählen die Zeit, die vergeht, bis die Kerze erlischt. Hebe nun das Glas vorsichtig ab und stelle es in gleicher Lage auf einen zweiten Lappen; entzünde die Kerze wieder und stülpe neuerdings darüber. Bestimme auch jetzt die Zeit, die vergeht, bis zum Erlöschen. (Die Kerze erlischt aus Mangel an Sauerstoff fast sofort.)

b) M.: Teller, Korkscheibe oder Brettchen, ca. 4×4 cm, Kerzenstümpfchen, Trinkglas.



Fülle den Teller mit Wasser. Befestige ein dünnes Kerzenstümpfchen von höchstens 2 cm Länge mittelst eines Tropfens Stearin auf einer Korkscheibe oder einem kleinen Brettchen von 4×4 cm, so daß das Ganze frei schwimmt. Entzünde und lasse eine Weile ruhig brennen. Stülpe ein Trinkglas oder Becherglas über die brennende Kerze samt Schwimmer, so daß der Innenraum des Glases vollständig abge-

schlossen ist und halte ruhig, bis die Kerze erlischt. Beobachte. (Das Wasser steht im Glase höher.) Senke das Glas so tief, daß der Wasserspiegel innen und außen gleich hoch steht und miß, wie tief das Glas im Wasser steht (ca. 1 cm).

D. 3. Mengenverhältnis von Sauerstoff und Stickstoff.

M.: Großes, flaches Glasgefäß; Glasglocke 3—5 l, mit Stöpsel, kleine Porzellanschale, gelber Phosphor, Glasstab, Späne.

In einem größeren Glasgefäße lasse eine leichte Porzellanschale schwimmen und beschicke sie mit einem erbsengroßen Stück gelben Phosphors, der gut getrocknet ist. (Phosphor unter Wasser schneiden und nicht direkt mit der Haut in Berührung bringen!) Stülpe darüber eine Glasglocke von 3—5 l Inhalt mit eingeschliffenem Stöpsel und bezeichne die Höhe des Wasserspiegels im äußeren Gefäße durch Aufkleben einer

Papiermarke. Lege auf den Boden des Glasgefäßes unter den Rand der Glocke Metallstäbchen oder Steinplättchen, damit während des Versuches das Wasser ungehindert nachströmen kann. Nun berühre das Phosphorstück mit einem heißen Glasstab und schließe, sobald es sich entzündet, rasch mit dem Stöpsel, der leicht mit Vaseline eingerieben ist. Nachdem die Flamme erloschen, warte erst, bis sich die entstandenen Nebel im Wasser gelöst, stelle im äußeren Gefäße durch Zugießen von Wasser den vorherigen Stand wieder her und bestimme nun die Menge der verbrauchten Luft. — Statt eines Stückes Phosphor kann in der Porzellschale auch eine kleine Menge Alkohol abgebrannt werden.

Will man zeigen, daß im entstandenen Stickstoffraum Verbrennung unmöglich ist, so muß erst innen und außen gleich hoher Wasserstand hergestellt werden, sonst sinkt beim Öffnen des Stöpsels die innere Wassersäule und reißt frische, sauerstoffhaltige Luft in die Glocke. Erst wenn das geschehen, führe brennenden Span oder Zwirn, oder Kerze am Draht ein.

B. Wirkungen des Sauerstoffes.

1. Oxydation bei gewöhnlicher Temperatur.

M.: Blei, Messer.

Schabe von einem Stück Blei feine Späne ab. Vergleiche den Glanz der vorherigen Oberfläche mit der frischen Fläche. Beobachte nach einiger Zeit wieder. (Der helle Glanz verschwindet.)

2. Oxydation bei erhöhter Temperatur.

M.: Blei, Eisenlöffel, Draht.

In einem Eisenlöffel schmelze ein erbsengroßes Stück Blei. Schiebe mit einem Stäbchen oder Draht das braune Häutchen, das sich bildet, weg, so daß das geschmolzene Metall sichtbar wird. Wiederhole das so lange, bis alles Metall in Asche (Oxyd) verwandelt ist. Vergleiche Farbe, Volumen, Festigkeit des Oxyds mit dem ursprünglichen Metall. Bewahre das Bleioxyd auf. $\text{Pb} + \text{O} = \text{PbO}$.

3. Oxydation von Kupfer.

M.: Kupferfolie, Asbestplatte, Dreifuß oder Pinzette, Brenner.

Erhitze auf Asbestpapier oder halte mit der Pinzette in die Flamme ein Stück Kupferfolie (5×5 cm) und beobachte die Reihenfolge der Anlauffarben (Oxydhäutchen). $\text{Cu} + \text{O} = \text{CuO}$.

4. Oxydation von Eisen.

M.: Blankes Eisen, Dreifuß, Brenner, Teller.

Erhitze blanke Eisenstücke, wie Nägel, Drahtstücke, Stricknadeln u. dgl. und beobachte. Tauche das Metall, wenn es sich mit einer Oxydschicht überzogen hat, in kaltes Wasser und beobachte. (Oxydflocken werden abgesprengt und schwimmen auf der Oberfläche. Hammerschlag = Eisenoxyd.)

5. Oxydation von Magnesium.

M.: Magnesiumband, Pinzette, Brenner, Teller.

Fasse ca. 3 cm Magnesiumband mit der Pinzette, halte in die Flamme und lasse über dem trockenen Teller abbrennen. Vergleiche das entstandene Oxyd mit dem Metall. („Asche“ = Oxyd.)

6. Oxydation von Zink.

M.: Zinkspäne, Pinzette, Brenner, Teller.

Verfahre mit feinen Zinkspänen genau wie mit dem Magnesiumband. Beobachte und vergleiche.

7. Oxydation ist nur möglich, wo Sauerstoff hinzutreten kann.

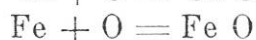
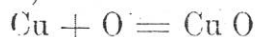
M.: Kupferfolie, Pinzette, Brenner, Hammer.

Falte ein blankes Stück Kupferfolie (8×4 cm), lege die Ränder über und Sorge durch leichte Hammerschläge dafür, daß die inneren Flächen sich vollständig berühren. Erhitze nun, bis die Oberfläche schwarz geworden. Laß erkalten, falte auseinander und vergleiche die inneren und äußeren Flächen. (Die äußeren stark oxydiert, die inneren vollständig blank.)

8. Gewichtsvermehrung durch Oxydation.

M.: Kupferfolie 6×4 cm, Eisenpulver, Dreifuß, Pinzette, Wage, Brenner.

Biege die Ränder eines Stückes Kupferfolie (6×4 cm) $\frac{1}{2}$ cm hoch auf, so daß ein schachtelartiges Gefäß entsteht. In den Hohlraum schütte ca. 5 g Eisenpulver und bringe das Ganze auf der Wage ins Gleichgewicht. Lege es dann mit der Pinzette auf den Dreifuß und erhitze kräftig, bis Kupfer und Eisen oxydiert sind. Bringe die oxydierten Metalle sorgfältig auf die Wagschale zurück, beobachte und erkläre. (Die Wagschale sinkt, da durch das Hinzutreten von Sauerstoff eine Gewichtsvermehrung von bis 5 % eintritt.)



9. Zerlegung eines Oxyds in Metall und Sauerstoff.

M.: Quecksilberoxyd, R. G. oder Röhrchen, Stativ, Brenner, Federfahne.

In R. G. oder einseitig zugeschmolzene Glasröhre von 10 cm Länge und 8 mm Lichtweite bringe eine erbsengroße Menge Quecksilberoxyd und verteile es an den Wänden. Erhitze kräftig und achte auf die Farbe des Oxyds. Prüfe, wenn das Oxyd sich dunkel färbt, die ausströmende Luft mit glimmendem Span oder Bindfaden. (Aufflammen, Sauerstoff.) Achte auf die nicht erhitzten Teile des Röhrchens. (Quecksilberspiegel.)

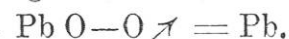
Klopfe das nicht zersetzte Pulver heraus und achte auf seine Farbe beim Erkalten (wieder rot). Reibe mit einer, aus einer Hühnerfeder geschnittenen Fahne den Quecksilberspiegel aus und sammle das Metall zur Verwendung bei späteren Versuchen.



10. Gewinnung von Blei aus Bleioxyd.

M.: Bleioxyd, Lötrohr, Brenner, Holzkohle.

Bringe Bleioxyd (B 2!) in ein Grübchen eines ziemlich großen Stückes Holzkohle. Lenke mittelst Lötrohr die Flamme der Weingeistlampe oder des mit leuchtender Flamme brennenden Bunsenbrenners auf das Oxyd, indem du die Spitze des Lötrohrs nicht in die Flamme, sondern nur an die Flamme hältst. (Reduktionsflamme.) Erhitze so lange, bis im Grübchen ein Tröpfchen Metall blinkt. Untersuche das erhaltene Metallkorn durch Hammerschläge auf seine Festigkeit.



11. Sauerstoff fördert die Verbrennung.

M.: Kaliumchlorat, Holzkohle, Brenner, Teller.

Auf glühende Kohle streue pulverisiertes Kaliumchlorat, beobachte und erkläre. (Sehr lebhaftes Brennen, da Kaliumchlorat bei Erwärmung Sauerstoff abgibt.)

D. 12. Verbrennung von Schwefel, Phosphor, Kohle, Eisen in reinem Sauerstoff.

M.: Erlenmeyer 300 cm³, Pfropf, Glasrohr, Schlauch, pneumatische Wanne, Brenner, Drahtnetz, Kaliumchlorat, Braunstein, Schwefellöffel, Stangenschwefel, Phosphor, Holzkohle, dünner Eisendraht (Uhrfeder), Zunder.

Die Verbrennungserscheinungen in reinem Sauerstoff sollten den Schülern unbedingt gezeigt werden. Weitaus am bequemsten und billigsten beschafft man sich Sauerstoffgas aus einer Bombe. Die Stahlflasche selbst ist zwar etwas teuer, die Füllungen aber sind sehr billig (1 l ca. 6 Cts.). In größeren Schulhäusern wäre darum eine Stahlflasche mit Sauerstoff-Füllung durchaus am Platze; sie ist auch darum vorteilhaft, weil man in ihr zu jeder Zeit für die verschiedenen chemischen und auch biologischen Versuche Sauerstoffgas stets rasch zur Hand hat. Muß aber Sauerstoffgas aus Chemikalien hergestellt werden, so soll das nicht im Beisein der Schüler geschehen. Gefährlich ist das Experiment ja nicht, aber außergewöhnliche Vorkommnisse sind doch nicht ausgeschlossen (z. B. infolge unreiner Chemikalien). In der Lektion halte man die schon gefüllten Zylinder bereit und beschränke sich auf die ganz ungefährlichen Verbrennungserscheinungen. Die Schüler haben die Gewinnung von Sauerstoff im kleinen (Vers. 9) bereits beobachtet.

Mische ca. 30 g* Kaliumchlorat mit der halben Menge trockenem, staubfreiem Braunstein. Bringe die Mischung in einen Erlenmeyerkolben von 200–300 cm³ Inhalt, verschließe mit Pfropf, Glasrohr und Schlauch. Setze den Erlenmeyer auf Dreifuß mit Drahtnetz und erwärme recht vorsichtig. In der pneumatischen Wanne sind die mit Wasser gefüllten Zylinder zur Füllung bereit. Braunstein muß nicht eigentlich Sauerstoff abgeben; er dient mehr als Katalysator, der dafür sorgt, daß der ganze Prozeß schon bei niedrigerer Temperatur abläuft. Wenn in der Gasentwicklungsflasche etwa Funken aufblitzen, so ist das nicht gefährlich; es sind das organische Substanzen (Staub), die im Braunstein enthalten sind und die nun im reinen Sauerstoff verbrennen.

In bekannter Art fülle die Zylinder mit dem Gase. Du kannst sie unter Wasser mit einer Glasplatte decken, herausheben und gedeckt längere Zeit stehen lassen. Besser aber ist es, sie unter Wasserabschluß in der Wanne bis zur Verwendung stehen zu lassen. Nachdem der letzte Zylinder gefüllt, nimm erst die Gasleitung aus dem Wasser und dann entferne die Flamme, sonst wird durch den plötzlichen Unterbruch in der Gasentwicklung Wasser in die Gasentwicklungsflasche zurückgesaugt und diese zerstört. Die Reste von Kaliumchlorat und Braunstein, die sich noch im Erlenmeyer finden, lassen sich nach dem Erkalten leicht lösen und werden am besten weggeworfen. Die Zylinder sollen nicht ganz mit Sauerstoffgas gefüllt sein, der Boden soll nach dem Wenden 1–2 cm hoch mit Wasser überdeckt sein.

* ergibt eine Ausbeute von ca. 8 Litern.

In den ersten Zylinder führe, an einem Draht befestigt, eine glühende Holzkohle; in den zweiten auf einem Näpfchen oder gebogenen Löffel ein kleines Stück Schwefel, das vor dem Einführen entzündet werden muß. Während der Versuche decke die Zylinder mit einem starken Karton (in der Mitte durchbohrt für den Einführungsdraht) und vermeide es, mit den brennenden Stoffen die Glaswand zu berühren.

In einem anderen Näpfchen, das du dir auch aus Kreide schnitzen kannst, führe in eine noch unverbrauchte Flasche ein erbsengroßes Stück gelben Phosphors. Es wird sich selbst entzünden, wenn es gut getrocknet (Vorsicht!) war; will das nicht gelingen, so berühre rasch mit heißem Glasstab.

In einer vierten Flasche endlich verbrenne Eisen. Der Boden der Flasche muß unbedingt von 2–3 cm Wasser überdeckt sein, sonst wird er durch flüssige Eisenmassen zum Springen gebracht. Verwende dünnen Eisendraht (Blumendraht) oder eine geglühte Uhrfeder, auf einem Glasstab zu einer Spirale gewunden. Am untern Ende befestige ein Stück Zunder, aber nicht zu groß, sonst verbraucht seine Verbrennung schon sehr viel Sauerstoff. Führe den Draht durch die Kartonscheibe, bringe den Zunder ins Glühen. Entferne rasch die Glasscheibe über dem Sauerstoffgefäß und bringe an deren Stelle den Karton so, daß der Eisendraht sich schön inmitten der Sauerstoffatmosphäre befindet.

III. Wasser, Wasserstoff.

A. Zerlegung des Wassers.

D. 1. Durch den elektrischen Strom.

Die Zerlegung des Wassers durch den elektrischen Strom erfordert eine ziemlich starke Stromquelle; am besten eignet sich als solche der Gleichrichter (s. Gubler, Physikalische Schülerübungen), doch genügt auch die in unseren Sammlungen vorhandene Batterie sehr wohl, wenn sie frisch gefüllt und in gutem Zustande ist. Ebenso günstig sind zwei Akkumulatorenzellen, die wegen des großen Widerstandes hintereinander geschaltet werden müssen.

Das der Zersetzung unterworfenene Wasser muß mit einer kleinen Menge Schwefelsäure angesäuert werden, da reines Wasser den Strom nicht leitet. Es ist wohl vorteilhafter, den Schülern hievon vorerst nichts zu sagen, da der Versuch nicht ganz eindeutig ist; anderseits aber den Schülern doch eine so anschauliche Vorstellung von der Zusammensetzung des Wassermoleküles gibt, daß man nicht gerne auf den Versuch verzichtet. Die beste Übersicht über den Vorgang bietet jener Apparatentyp, der aus 3 unter sich in Verbindung stehenden, lotrechten Glasröhren besteht, von denen 2 die Elektroden enthalten und oben mit Hahn und Spitze versehen sind, während die 3. zu einer Kugel als Reservoir aufgeblasen ist. Achte beim Füllen mit angesäuertem Wasser sorgfältig darauf, daß keine Flüssigkeit in die ausgezogene Spitze eindringt (sonst verhindert das Wassertröpfchen das Anzünden des Wasserstoffs und löscht den glimmenden Span bei der Sauerstoff-Probe) und Sorge auch dafür, daß sich unter dem Hahn nicht noch Luft befindet (Knallgas!). Der Strom muß längere Zeit (15–20 Minuten) wirken, da die Ausbeute gering ist. Laß die ersten Gasmengen unbenutzt ausströmen, da die im Wasser befindliche Luft zunächst durch die aufsteigenden Gasblasen mitgerissen wird und das Verhältnis der Gasvolumen stört.

D. 2. Durch brennenden Magnesiumdraht.

In einer weithalsigen Kochflasche von 1000 cm³ lasse eine geringe Menge Wasser (100–200 cm³) stark sieden, bis durch den Wasserdampf alle Luft ausgetrieben ist und reichlich Dampf ausströmt. Dann führe mit einer langen Zange einen brennenden Magnesiumstreifen vorsichtig in den Dampfraum. Magnesium brennt fort, entzieht dem Dampf den Sauerstoff. Der freie Wasserstoff entzündet sich und bildet über der Flaschenöffnung eine gut sichtbare Flamme. Übe die Durchführung des Versuches vor der Stunde bis zum Gelingen.

B. Darstellung von Wasserstoff aus Metall und Säure.

1. M.: Zink, Schwefelsäure, Pfropf, Glasrohr, Stativ.

In ein R. G. bringe ca. 2 cm hoch granuliertes Zink. (Auch Zinkblechabfälle sind zu verwenden, doch sind sie nicht immer Arsen-frei.) Gieße so viel verdünnte rohe Schwefelsäure hinzu, bis das Metall überdeckt ist und schließe rasch mit Kautschukpfropf und einseitig ausgezogener Glasröhre. (Fig. 1.)

Erst nachdem die Gasentwicklung einige Zeit gedauert hat, fülle mit dem Gase ein R. G. und nähere das freie Ende desselben einer Flamme. Erfolgt ein Abbrennen ohne Knall, so versuche das ausströmende Gas zu entzünden. (Als Glasröhre verwendet man vorteilhaft Bleiglas, dann wird die Flamme vollständig farblos; bei Verwendung von Natronglas immer gelb.)

Prüfe die Hitze der Stichflamme an Holzstücken, Glasröhren, Drahtstücken.

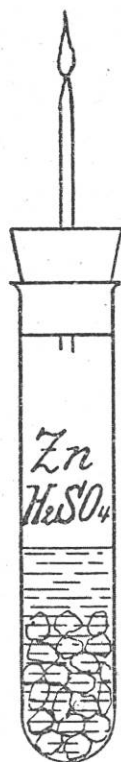


Fig. 1

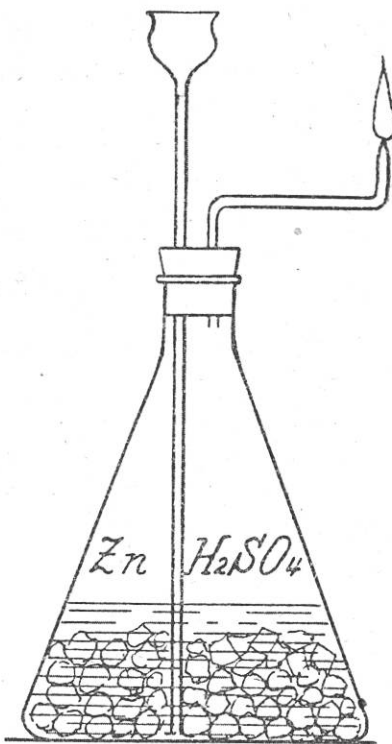


Fig. 2

2. M.: Erlenmeyer, Trichterröhre, zweimal gebogenes Glasrohr, Pfropf (doppelt durchbohrt), Zink, Schwefelsäure verd.

Noch übersichtlicher gestaltet sich die Durchführung des Versuches bei Verwendung eines Erlenmeyers und einer Trichterröhre (siehe Fig. 2). Man Sorge aber ja dafür, daß die Trichterröhre in die Säure eintaucht und warte längere Zeit (Prüfung wie oben!), bis man entzündet. Verwendet man ganz reine Chemikalien, so will etwa die Gasentwicklung nicht gleich in Gang kommen. Das Hinzufügen einer Spur Kupfervitriol als Katalysator bewirkt sofortiges Einsetzen der Gasentwicklung.

C. Eigenschaften des Wasserstoffes.

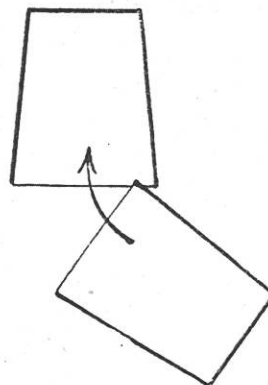
Der für die folgenden Versuche nötige Wasserstoff kann nach der vorhin genannten Versuchsanordnung von jeder Gruppe selber hergestellt werden, oder aber von allen Schülern einem permanenten Gasapparat entnommen werden.

1. Wasserstoff ist leichter als Luft.

M.: Wasserstoff, Trinkglas, Flamme.

a) Fülle ein Trinkglas mit Wasserstoffgas und lasse es eine Weile offen stehen. Untersuche den Inhalt durch Nähern an eine Flamme. (Es ist kein Wasserstoffgas mehr drin: leichter als Luft.)

b) M.: Wasserstoff, zwei Trinkgläser, Flamme. Gieße Wasserstoff aus einem Trinkglas in ein anderes, indem du berücksichtigst, daß er leichter ist als atmosphärische Luft. Stelle fest, daß der Wasserstoff sich wirklich im zweiten Glase befindet, indem du es in gleicher Lage einer Flamme näherst. (Es entsteht ein leichter Knall; die kleine Explosion ist aber absolut ungefährlich. Knallgas!)



c) M.: Wasserstoff, Erlenmeyer 500 cm³, Wage. Fülle einen Erlenmeyer von 500 cm³ mit Wasserstoffgas und stelle ihn verkehrt auf die eine Wagschale. Bringe ins Gleichgewicht. Kehre das Gefäß nun um und trage Sorge, daß keiner der anhaftenden Wassertropfen neben die Wagschale fällt. (Der leichte Wasserstoff entweicht, die Wagschale mit dem Erlenmeyer sinkt.)

2. Wasserstoff unterhält die Verbrennung nicht.

M.: Wasserstoff, Kerze, Trinkglas.

a) Zeige, daß ein brennendes Kerzenstümpfchen erlischt, wenn ein mit Wasserstoff gefülltes Trinkglas darüber gestülpt wird.

b) M.: Hohes Standglas, Kerze an Draht, Wasserstoff.

Fülle ein hohes Standglas mit Wasserstoffgas, halte es mit der Öffnung nach unten in der Linken und führe mit der Rechten eine brennende Kerze, die an einem Draht oder Stab befestigt ist, in den Gasraum. Die Kerze erlischt, dafür brennt der Wasserstoff am Rande des Glasgefäßes. Dort entzündet sich die Kerze beim Zurückziehen wieder. Beim Wiedereinführen erlischt sie wieder. Der Vorgang läßt sich in einer Füllung mehrmals wiederholen.

3. In der Wasserstofflamme entsteht Wasser.

M.: Apparat zur Wasserstoffentwicklung, Trinkglas.

Halte in einiger Entfernung ein trockenes Trinkglas über die Wasserstofflamme und beobachte. (Es beschlägt sich mit Wassertropfchen. Wasser ist also Wasserstoffoxyd.) $2\text{H} + \text{O} = \text{H}_2\text{O}$.

4. Versuche mit Knallgas.

M.: Wasserstoffgas, Zylinder, Brenner.

a) Fülle einen hohen Zylinder zu $\frac{1}{3}$ mit Wasserstoffgas, den Rest mit Luft. Verschließe die Öffnung mit der Handfläche und mische Gas und Luft durch mehrmaliges Wenden. Nähere nun die Zylinderöffnung einer Flamme. (Leichte Explosion.)

b) M.: Zylinder 100—200 cm³, Wasserstoffgas, Sauerstoffgas, Brenner. Fülle einen Zylinder von 100—200 cm³ unter Wasser zu $\frac{2}{3}$ mit Wasserstoffgas, zu $\frac{1}{3}$ mit Sauerstoff, mische die Gase wie oben und nähere die Zylinderöffnung einer Flamme. (Heftige, aber ungefährliche Explosion. Die Öffnung muß so weit sein wie das ganze Gefäß!)

c) M.: Pneumatische Wanne, Glasglocke mit Pfropf, Gasrohr und Schlauch, Emailbecken mit Seifenwasser, Kerze an Stab befestigt.

Verwende die große Glasglocke unter Wasserabschluß als Reservoir und fülle sie im richtigen Verhältnis (2 : 1) mit Wasserstoff und Sauerstoff. Laß das Gasgemisch durch den Schlauch ausströmen, indem du die Glocke immer tiefer ins Wasser drückst. Die Gasblasen leite in ein großes Emailbecken mit Seifenwasser. (Geschabte Marseillanerseife in heißem Wasser lösen und etwas Glyzerin zusetzen.) Wenn sich im Gefäß ein „Berg“ von Seifenblasen gebildet hat, entferne allenfalls noch überschüssige Gasmenge, sowie die Zuleitung und entzünde die Blasen mittelst brennender Kerze, die an langem Stocke befestigt ist. (Auch diese heftige Explosion ist ganz ungefährlich.) — Bei Versuchen mit Knallgas soll auf dem Arbeitstisch keine Flamme brennen und sollen Gasentwicklungsapparate, Gasometer, Sauerstoffflaschen ja weggetragen werden, bevor man Knallgas explodieren läßt.

IV. Säuren*, Salze. Basen.

A. Verhalten von Säure und Base zu Lackmus.

M.: Lackmus, Rohe Salzsäure, Natriumhydroxyd in Lösung, Becherglas, Glasstab.

Jeder Schüler erhält im Becherglas ca. 100 cm³ Lackmuslösung (Lackmus in Wasser gelöst), 1 R. G. verdünnte rohe Salzsäure und 1 R. G. Natriumhydroxyd in Lösung.

Füge der Lackmuslösung mit dem Glasstab tropfenweise Säure zu, rühre um und beobachte. (Deutliche Rot-Färbung.) Verfahre nun ebenso mit der Lösung von Natriumhydroxyd und beobachte. (Übergehen der Farbe in Blau.) Nun wieder Säure bis zur Rotfärbung, dann wieder Natriumhydroxyd.

Diesen Wechsel lasse man so oft wiederholen, bis Lackmus als Reagens auf Säure und Base erkannt ist.

B. Salzsäure, Chloride.

1. Wirkung der Salzsäure auf Zunge und Lackmuspapier.

M.: Reine konz. Salzsäure, Lackmuspapier.

In 1 R. G. voll Wasser gebe der Lehrer zwei Tropfen reine, konzentrierte Salzsäure. Der Schüler prüfe mit Zunge und Lackmuspapier und vergleiche mit Essig.

2. Herstellung verdünnter Säure.

M.: Rohe, konz. Salzsäure, Erlenmeyer, „geeichtes“ R. G.

Bereite im Erlenmeyer ca. 150 cm³ verdünnte, rohe Salzsäure, indem du 4 Teile Wasser mit 1 Teil roher konz. Säure mischest und die Säure zum Wasser gießest. (Als Meßgefäß „eiche“ jede Gruppe ein R. G. durch Aufkleben einer Papiermarke auf 10 cm³.)

* Reste von Säuren sollen stets in viel Wasser gegossen werden! Sollten trotz aller Vorsicht etwa Säureflecken auf den Kleidern oder der Haut der Arbeitenden entstehen, so betupfe der Lehrer solche Stellen sofort mit Ammoniakwasser (Salmiakgeist) und lasse mit Wasser nachwaschen. Ammoniakwasser soll beim Arbeiten mit Säuren immer zur Hand sein!

3. Wirkung der Salzsäure auf Metalle.

M.: Verdünnte Salzsäure von Versuch 2, Bleifolie, Kupferfolie, Stanniol, Magnesiumband, Zinkblech, Nägel etc.

Gieße in 6 R. G. je 4 cm hoch von der nach 2 hergestellten Säure und bringe hinein:

1. Blei (Folie oder Späne).
2. Kupfer (Folie oder Drahtabschnitte).
3. Zinn (Stanniol).
4. Magnesiumband (ca. 4 cm).
5. Zink (Blechschnitzel).
6. Eisen (Nägel, Drahtstücke).

Bezeichne die R. G.; beobachte bei gewöhnlicher Temperatur und bei gelinder Erwärmung. Fertige nach deinen Beobachtungen eine Tabelle an, die angibt, welche der verwendeten Metalle in Salzsäure löslich, welche unlöslich sind.

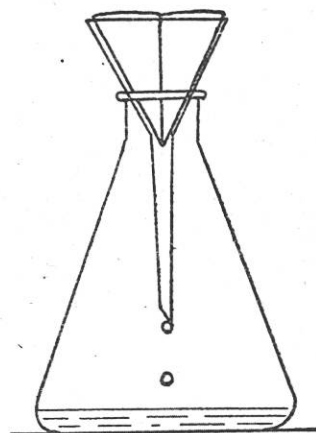
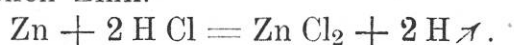
4. Gewinnung eines Chlorids (Zn Cl_2).

M.: Zink, granuliert, verdünnte Salzsäure (von Versuch 2), Emailschale, Dreifuß, Glasstab, Brenner, Teller.

In R. G. bringe ca. 2 cm³ Zinkspäne und die dreifache Menge verdünnte Salzsäure (von Versuch 2). Schließe mit Pfropf, Glasrohr und kurzem Schlauch und fange das entstehende Gas im R. G. unter Wasser auf. Verschließe das mit Gas gefüllte R. G. mit dem Daumen und nähere es einer Flamme. (Entzündung, Wasserstoff.) In das erste R. G. bringe, falls alles Zink gelöst ist, noch einen Überschuß an Metall und warte, bis die Gasentwicklung aufhört.

Filtrierte die Flüssigkeit und dampfe sie in der Emailschale vorsichtig, unter stetem Umrühren, ein. Ein etwaiger Überschuß an Säure schadet nichts, da HCl mit dem Wasser verdampft. Ist die Lösung ziemlich eingedickt, lasse sie erkalten und das Salz auskristallisieren.

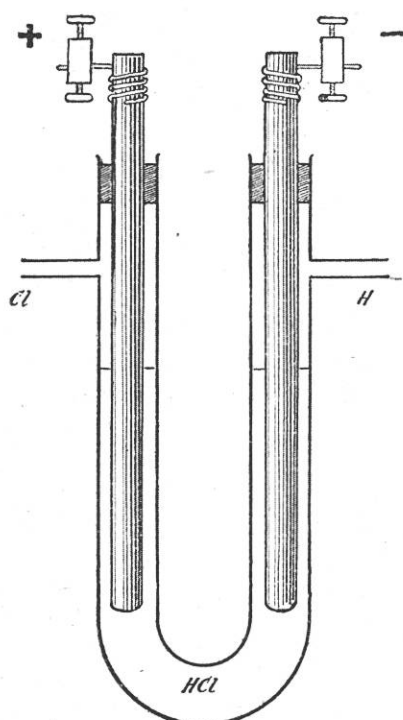
Vergleiche das entstandene Salz mit dem metallischen Zink.



D. 5. Zersetzung der Salzsäure durch den elektrischen Strom.

Zur Zersetzung der Salzsäure mit Hilfe des elektrischen Stromes darf nur ein Apparat mit Kohlen-Elektroden verwendet werden, denn freies Chlor greift Platinelektroden an. Einen solchen Apparat kann man sich für wenig Geld selber herstellen. Man beschaffe sich ein U-förmig gebogenes Glasrohr von ca. 2 cm Lichtweite und 20 cm Schenkellänge mit zwei Gasentbindungsröhren. (Jeder Glasbläser liefert eine solche zu 80 bis 100 Rp.) In die Schenkel führe man durch Kork- oder Gummipfropfen zwei Lichtkohlen von 8–10 mm Stärke und Sorge durch Paraffin- oder Siegelackaufguß dafür, daß die Einführungsstellen luftdicht abschließen. Die über die Glasröhre hinausragenden Kohlenenden umwickle man straff mit blanken Kupferdrähten, an denen Klemmen zur Einführung des Stromes befestigt werden. (s. Skizze!) Nun fülle man die Röhre durch eine seitliche Öffnung mittelst Schlauchstück und Trichter etwa zur Hälfte mit starker Salzsäure und schließe die Stromquelle an: Vier

Elemente oder zwei Akkumulatorenzellen oder Gleichrichter. An beiden Kohlen setzt sofort starke Gasentwicklung ein, doch gewinnt man vorerst kein Chlor. Das Ergebnis ist wenigstens scheinbar nur eine Wasser-



zersetzung, wenn gleich man in vielen Lehrbüchern immer wieder die allgemeine Angabe findet, auf diese Weise lasse sich HCl zersetzen, und sogar gesagt wird, man könne noch die übereinstimmenden Volumenverhältnisse von H und Cl konstatieren. Das am positiven Pol erzeugte Chlorgas wird nämlich von der Säure im betreffenden Schenkel absorbiert, was sich durch eine grünliche Färbung der Flüssigkeit anzeigt. Erst nach längerem Stromdurchgang (d. h. wenn die Flüssigkeit mit Chlorgas gesättigt ist), macht sich zunächst der typische Chlorgeruch bemerkbar und zeigt sich auch die Färbung im Luftraum des positiven Schenkels. Nun leite man das entstehende Gas in ein Becherglas mit gefärbtem Wasser (Lackmus oder Indigo), tauche aber den Schlauch nur wenig in die Flüssigkeit, weil sonst die Gasblasen den Druck der Flüssigkeit nicht zu über-

winden vermögen. Die gefärbte Flüssigkeit wird sich unter Wirkung des Chlors entfärben. Am andern Schenkel fange das entweichende Gas ebenfalls auf und weise nach, daß es Wasserstoff ist. Nun soll der Versuch abgebrochen werden. Zur Erzeugung großer Mengen von Chlor eignet sich der Apparat nicht. Besser gelingt der Versuch dann, wenn man zur Füllung der Röhre eine Mischung von konzentrierter Kochsalzlösung und konzentrierter Salzsäure verwendet, da die Salzlösung kein Chlorgas aufnimmt. Auf diese Weise ist er aber weniger eindeutig und daher für den elementaren Chemieunterricht nicht zu empfehlen.

D. 6. Versuche mit Chlor.

Versuche mit Chlor eignen sich nur als Demonstrationsversuche und sollen nie als Schülerübungen durchgeführt werden. Man verwende hierfür wenn immer möglich die letzte Stunde der Tagesarbeit.

M.: Erlenmeyer 500 cm³, Braunstein, Salzsäure, Trichterröhre, Pfropf, Gasrohr und Schlauch, Standgläser.

Erlenmeyer oder Kochflasche von 500 cm³ wird mit gekörntem Braunstein beschickt, sodann mit gutsitzendem Pfropf geschlossen, durch den eine Trichterröhre und ein rechtwinklig gebogenes Gasleitungsrohr führen. Die Trichterröhre muß fast bis zum Boden reichen, so daß sie später eintaucht. Nachdem rohe Salzsäure zugegossen, muß die Flasche vorsichtig erwärmt werden. Zum Auffangen des Gases halte eine Anzahl hoher Standzylinder bereit, die trocken sein sollen. Da das Chlorgas bedeutend schwerer ist als atmosphärische Luft, kann es von oben mittelst Schlauch eingeleitet werden, doch soll dieser bis zum Grunde des Zylinders reichen. Der Stand des Gases ist an der Färbung gut zu erkennen. Fülle die Zylinder nicht mehr als zur Hälfte, decke dann mit einer Glasplatte und führe den Schlauch rasch auf den Boden eines zweiten Zylinders usf., bis die gewünschte Menge erreicht ist. Dann unterbrich die

Erwärmung, schiebe den Ableitungsschlauch noch in ein weiteres Glasgefäß und trage den Entwicklungsapparat samt jenem letzten Glasgefäß sofort ins Freie.

Mit den Chlorzylindern können folgende Versuche vorgenommen werden:

1. Einführen einer Wasserstoffflamme mittelst langer, zweimal gebogener Glasröhre. Hinweis auf die entstehenden Nebel von HCl . Feuchtes Lackmuspapier einführen! Glasstab mit Ammoniaktröpfen über die Mündung des Zylinders halten!

2. Bleichende Wirkung des Chlors. In einen zweiten Zylinder bringe feuchte farbige Stofflappen, Blumen, Tinten-, Tusch- und Bleistiftschrift (z. B. ein Kuvert). Tintenschrift wird ausgelöscht, Poststempel (weil aus Kohlenstoff bestehend) bleibt unverändert, Briefmarke wird gebleicht.

3. Einstreuen von Antimon, unechtem Blattgold. Die Metalle verbinden sich unter Feuererscheinung mit Chlor.

Nach jedem Versuche soll der betreffende Zylinder sofort wieder verschlossen, ins Freie getragen oder wenigstens vor das Fenster gestellt werden. Das Reinigen der Entwicklungsflasche und der Standgläser überlasse nicht einem Schüler. Verwende recht viel Wasser; fülle alle Gefäße mehrmals wieder frisch auf, damit die noch vorhandenen Gasmengen absorbiert werden. Nur im Freien oder in der Kapelle versuche „Eau de javelle“ (Bleichwasser) herzustellen, indem du längere Zeit Chlorgas in Wasser leitest. — Geht man in der geschilderten Weise und mit großer Sorgfalt zu Werke, so lassen sich die Chlorversuche ganz wohl in jedem Schulzimmer ohne nachteilige Folgen durchführen.

C. Schwefelsäure. Sulfate.

1. Wirkung konz. Schwefelsäure auf organische Körper.

M.: Reine konzentrierte Schwefelsäure, Tuschkale, Holzstäbchen, Fasern, Zucker.

In die Tuschkale gebe der Lehrer einige Tropfen reine, konzentrierte Schwefelsäure. Tauche ein weißes Holzstäbchen, Baumwoll- und Wollenfasern, ein Stückchen Zucker in die Säure und beobachte. (Verkohlung, dunkle Farbe roher Säure.)

2. Temperaturerhöhung bei Mischung von Säure und Wasser.

M.: Rohe, konz. Schwefelsäure, Becherglas, Thermometer.

Im Becherglas gebe zu 20 cm^3 Wasser von bekannter Temperatur unter stetem Umrühren mit dem Thermometer 4 cm^3 konzentrierte (rohe) Schwefelsäure. (Vorsichtig der Glaswand entlang eingießen!) Stelle die Temperaturerhöhung fest.

3. Wirkung der Schwefelsäure auf Metalle.

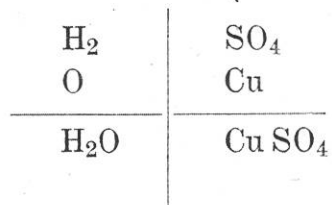
M.: Säure von 2, Blei, Kupfer, Stanniol, Magnesiumband, Nägel.

Verdünne die durch vorigen Versuch erhaltene Säure durch weitere 20 cm^3 Wasser und prüfe die Metalle: Blei, Kupfer, Zinn, Magnesium, Zink und Eisen auf ihre Löslichkeit analog dem Versuche IV B 3. Ergänze die dort begonnene Tabelle mit den neuen Erfahrungen.

4. Kupfersulfat aus Kupferoxyd und Schwefelsäure.

M.: Verdünnte Schwefelsäure von 3, Kupferoxyd, Emailschale, Filter, Brenner.

In R. G. mit verdünnter Schwefelsäure (v. 3) gib unter Erwärmen so lange Kupferoxyd, bis weiteres Oxyd nicht mehr gelöst wird. Filtriere und dampfe in der Emailschale ein bis zur tiefblauen Färbung. Bewahre die Lösung auf und beobachte öfters. (Kristallbildung.)



5. Darstellung von Salzsäure aus Kochsalz und Schwefelsäure. — Austreiben der schwachen Säure aus ihrem Salze durch eine stärkere.

M.: Kochsalz, verdünnte Schwefelsäure, Lackmuspapier, Brenner.

Im R. G. gebe zu ca. 1 cm³ Kochsalz ebensoviel verdünnte Schwefelsäure und erhitze gelinde. Halte einen nassen Streifen Lackmuspapier (blau oder neutral) über die Mündung und beobachte. (Entwicklung von HCl Dämpfen, die an der Luft Nebel bilden und nasses Lackmuspapier röten.)



Die Darstellung der Salzsäure kann auch folgendermaßen vorgenommen werden.

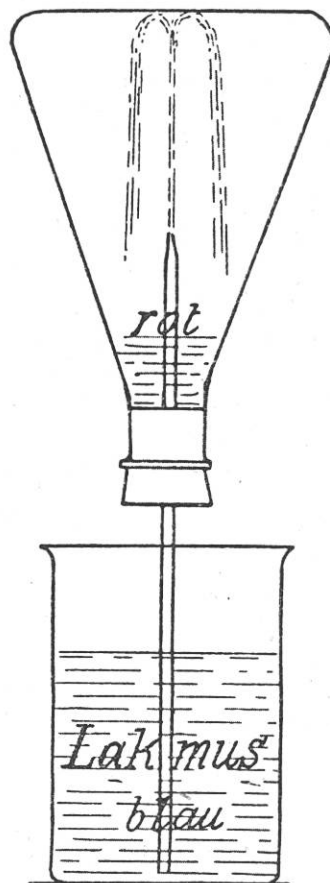
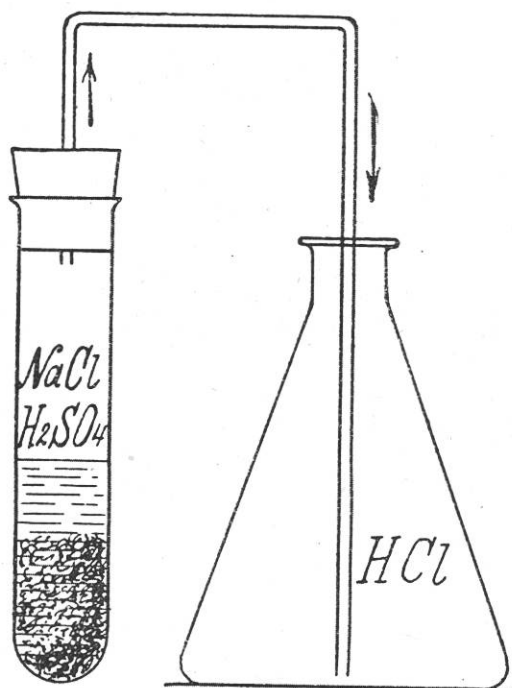
M.: Kochsalz, verdünnte Schwefelsäure, Stativ, Brenner, Erlenmeyer, Becherglas, U-förmiges und gerades Gasrohr,

durchbohrter Pfropf, Lackmuslösung.

Das R. G., das mit größeren Mengen Kochsalz und Schwefelsäure beschickt ist, wird mit Pfropf und U-förmigem

Gasrohr geschlossen, und

das sich entwickelnde Gas in einen trockenen Erlenmeyer geleitet. Das Gas sammelt sich dort an. Sobald das Gefäß gefüllt ist, zeigen sich an der Mündung Nebel. Ist dies der Fall, so schließe den Erlenmeyer rasch mit Pfropf und geradem Gasrohr und tauche (s. Skizze rechts) in blaue Lackmuslösung. Beobachte und erkläre. (Das mit Lackmus gefärbte Wasser steigt im Rohr, springt zuletzt in einem Strahl in den Erlenmeyer und färbt sich rot. Weil die ersten Wassertropfen schon



einen großen Teil des Gasvolumens absorbieren, entsteht im Erlenmeyer ein luftverdünnter Raum, der weitere Flüssigkeitsmengen nachsaugt. Im Erlenmeyer ist aus der Vereinigung von Gas und Wasser eine sehr verdünnte Salzsäure entstanden, die Lackmus rötet.)

D. Salpetersäure. Nitrate.

1. Wirkungen reiner konz. Salpetersäure auf organische Körper.

M.: Reine konz. Salpetersäure, Tuschschale, Glasstab, Federchen, Wolle, Seide, Baumwolle.

In der Tuschschale bringe zu Federchen, Wolle, Seide, Baumwolle erst wenig Wasser, dann tropfenweise mit dem Glasstab konz. Salpetersäure und beobachte. Betupfe auch deine Haut mittelst Glasstab mit der Säure aus der Tuschschale. (Organische Körper werden zerstört.)

2. Wirkung von Salpetersäure auf Metalle.

M.: Blei, Kupfer, Stanniol, Magnesiumband, Zinkblech, Nägel, verd. Salpetersäure.

Prüfe die Metalle Blei, Kupfer, Zinn, Magnesium, Zink und Eisen auf ihre Löslichkeit in verdünnter Salpetersäure und ergänze die Tabelle mit den Angaben über Salzsäure und Schwefelsäure mit den neuen Ergebnissen.

3. Wirkung der Säure auf Metalloxyde.

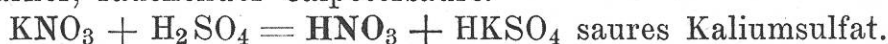
M.: Salpetersäure 50 0/0, Kupfermünze, Lappen.

In ziemlich starke Säure (aber nicht konzentriert!) bringe eine stark oxydierte Kupfermünze und reibe sie nach kurzer Zeit mit einem dicken Lappen blank. Beobachte und erkläre. (Die Münze wird schön blank, da die Oxyde gelöst werden. Die Säure färbt sich blau durch Bildung von Kupfernitrat.

D. 4. Darstellung von Salpetersäure aus Salpeter und Schwefelsäure.

M.: KNO_3 , H_2SO_4 konz., Retorte und Vorlage Dreifuß mit Sandbad, Brenner.

Besricke eine Retorte mit 25 g gepulvertem Salpeter und 25 cm³ konz. Schwefelsäure und versehe sie mit einer Vorlage. Erhitze die Retorte vorsichtig im Sandbad* und tauche die Vorlage in kaltes Wasser. Die entstehenden bräunlichen Dämpfe verdichten sich in der Vorlage zu sehr starker, rauchender Salpetersäure.

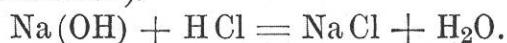


E. Darstellung eines Salzes aus Säure und Base.

M.: Ätznatron, verd. Salzsäure, Becherglas, Emailschele, Brenner, Glasstab, Lackmuspapier.

Zu einer Lösung von Ätznatron $[\text{Na}(\text{OH})]$ gib allmählig, zuletzt tropfenweise, verdünnte Salzsäure und prüfe öfters mit Lackmuspapier. Suche einen Zustand zu erreichen, wo neutrales Lackmuspapier fast gar nicht verändert wird (neutral). Untersuche die Lösung mit der Zunge (salzig!).

Dampfe die Lösung in der Emailschele zur Hälfte ein und lasse sie bis zur nächsten Stunde ruhig stehen. Beobachte. (Ausscheidung von typischen Kochsalzkristallen).



* Eisenschale mit Sandfüllung. Als Füllung eignet sich auch sehr gut Eisenfeile.

V. Der Schwefel.

1. Der Schmelzpunkt des Schwefels liegt höher als der Siedepunkt des Wassers.

M.: Stangenschwefel, Stativ oder Klammer, Brenner.

In ein R. G. bringe ein bohngroßes Stück Stangenschwefel und ca. 3 cm³ Wasser. Spanne ins Stativ, bringe das Wasser zum Sieden und beobachte. (Schwefel schmilzt nicht.)

2. Die „Formarten“ des Schwefels.

M.: Stangenschwefel, gebrauchtes R. G., Becherglas, Brenner, Klammer.

In R. G. bringe ca. 3 cm³ Stangenschwefel, erhitze vorsichtig und beobachte. (Erst ist die Masse gelblich und dünnflüssig, durch weiteres Erhitzen wird sie braun und so dickflüssig, daß das R. G. ganz gewendet werden kann, ohne daß etwas ausfließt. Wird noch weiter erhitzt, so wird der Schwefel wieder dünnflüssig.)

Gieße die dünnflüssige Masse in kaltes Wasser und vergleiche die Eigenschaften dieser neuen Form mit dem ursprünglichen Schwefel. (Plastischer Schwefel, Zusatz zu Kautschuk.) Den plastischen Schwefel bewahre bis zur nächsten Stunde auf zur neuen Vergleichung.

Die verwendeten R. G. werden nicht gereinigt, sondern für gleiche und ähnliche Versuche aufgespart!

3. Bildung von Schwefelkristallen.

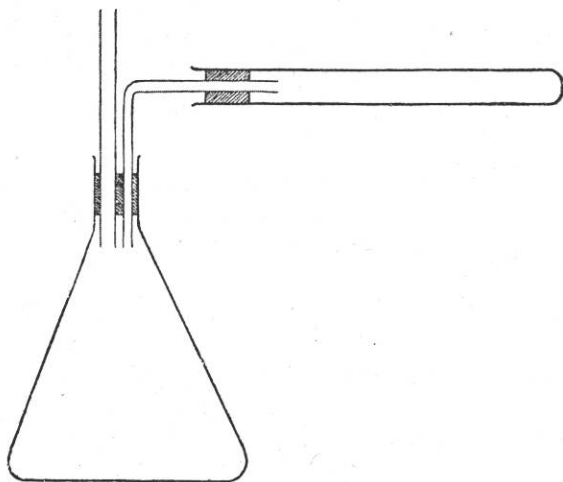
M.: kleine Porzellanschale, Dreifuß, Drahtnetz, Brenner, Schwefel.

In Porzellanschale oder Tiegel bringe ca. 100 g Schwefel zum Schmelzen. Entferne die Flamme und beobachte. Sobald sich auf der Oberfläche eine dünne Rinde gebildet hat, durchstoße sie und gieße den noch flüssigen Schwefel aus. Nach vollständigem Erkalten löse die Rinde ab. (Die Höhlung ist voll säulenartiger Kristalle.)

4. Sublimation von Schwefel.

M.: R. G. gebraucht, 2 Pfropfen, 2 Glasröhren, Erlenmeyer 500 cm³, Schwefel.

Besricke ein R. G. mit ca. 10 g Schwefel und stelle einen Apparat zusammen nach nebenstehender Skizze. Erhitze den Schwefel zum Schmelzen und erwärme auch das gebogene Verbindungsrohr. Beobachte. (Die Schwefeldämpfe verdichten sich an der Wand des Erlenmeyers zu Schwefelblumen.)



5. Herstellung von Metallsulfiden.

a) Quecksilbersulfid. M.: Quecksilber, Schwefelblumen, Tuschschale, Glasstab.

In der Tuschschale verreise ein kleines Tröpfchen Quecksilber (unreines kann verwendet werden) mit der vierfachen Menge Schwefelblumen, bis kein Ausgangsstoff mehr erkennbar. Sammle den neuen Körper und vergleiche ihn mit Zinnober. (Nicht rot, sondern schwarz.) $\text{Hg} + \text{S} = \text{Hg S}$.

b) Kupfersulfid. M.: Kupferfolie, Schwefelblumen, Watte, Tuch. Auf einem Stück blanker Kupferfolie verreibe mit Watte oder Tuchlappen eine kleine Probe Schwefelblumen, bis aller Schwefel verschwunden ist. $\text{Cu} + \text{S} = \text{Cu S}$.

D. M.: Gebr. R. G., Stangenschwefel, starker Eisendraht, Kupferfolie, Stativ, Brenner. In R. G., das schon für Versuche mit Schwefel verwendet wurde, bringe ca. 1 cm^3 Stangenschwefel. Schneide mit der Schere einen Streifen Kupferfolie von 5 mm Breite und 10 cm Länge und wickle ihn spiralig um einen starken Eisendraht von 30 cm Länge, der unten mit einem Häkchen versehen ist. Nachdem der Schwefel zum Sieden erhitzt ist, schiebe den Draht mit der Kupferspirale nach vorheriger Erwärmung in das R. G., doch ohne in den kochenden Schwefel zu tauchen, und lasse das Metall einige Zeit unter der Wirkung der Schwefeldämpfe.

c) Silbersulfid. M.: Silbermünze, Schwefelblumen, Dreifuß, Brenner. Auf eine Silbermünze bringe ganz wenig Schwefel und erhitze die Münze. Beobachte. (Schwarzer Fleck von Silbersulfid.)

d) Eisensulfid. Wiederhole Versuche I 1.

6. Bleichende Wirkung für Schwefeloxyd.

M.: Schwefelschnitte, Tuschschale, großes Glas, Blume, Zeug mit Flecken.

In der Tuschschale entzünde ca. 1 cm^2 Schwefelschnitte und stülpe ein Becherglas oder Einmachglas verkehrt darüber. In den abgeschlossenen Raum bringe eine Blume, ein Stück Zeug (feucht) mit Kirschen- oder Heidelbeerflecken. Warte ruhig, bis aller Schwefel verbrannt ist und die Dämpfe von Schwefeldioxyd die Farbe zerstört haben.

7. Schwefelwasserstoff.

M.: Schwefeleisen von Versuch I 1, verd. Schwefelsäure, R. G.

Übergieße ca. 10 g Schwefeleisen im R. G. mit verdünnter Schwefelsäure. Beobachte und achte auf den Geruch des entstehenden Gases. (Schwefelwasserstoff H_2S riecht nach faulen Eiern. Nicht einatmen!)

Übergieße in einem andern R. G. auch noch eine Probe des Gemisches von Eisenpulver und Schwefelblumen mit Schwefelsäure. Vergleiche. (Es entsteht nicht H_2S , sondern nur H . Neues Unterscheidungsmerkmal für „Gemisch“ und „Verbindung“.)

8. Bildung von Bleisulfid durch Schwefelwasserstoff.

M.: R. G. mit Schwefeleisen und Schwefelsäure vom vorigen Versuch, Filtrierpapier, Bleizuckerlösung.

Schreibe mit klarer Bleizuckerlösung mittelst breitem Holzspan einige Buchstaben oder eine Zahl auf einen Viertelbogen Filtrierpapier und bestreiche die ganze Papierfläche mit der Öffnung jenes R. G., in dem sich Schwefelwasserstoff entwickelt. Beobachte und erkläre. (Die benetzten Stellen werden schwarz durch Bildung von Bleisulfid.)