

Chemische Schülerübungen

Autor(en): **Rutishauser, Fr.**

Objektyp: **Article**

Zeitschrift: **Schweizerische pädagogische Zeitschrift**

Band (Jahr): **23 (1913)**

Heft 1

PDF erstellt am: **22.07.2024**

Persistenter Link: <https://doi.org/10.5169/seals-788771>

Nutzungsbedingungen

Die ETH-Bibliothek ist Anbieterin der digitalisierten Zeitschriften. Sie besitzt keine Urheberrechte an den Inhalten der Zeitschriften. Die Rechte liegen in der Regel bei den Herausgebern.

Die auf der Plattform e-periodica veröffentlichten Dokumente stehen für nicht-kommerzielle Zwecke in Lehre und Forschung sowie für die private Nutzung frei zur Verfügung. Einzelne Dateien oder Ausdrucke aus diesem Angebot können zusammen mit diesen Nutzungsbedingungen und den korrekten Herkunftsbezeichnungen weitergegeben werden.

Das Veröffentlichen von Bildern in Print- und Online-Publikationen ist nur mit vorheriger Genehmigung der Rechteinhaber erlaubt. Die systematische Speicherung von Teilen des elektronischen Angebots auf anderen Servern bedarf ebenfalls des schriftlichen Einverständnisses der Rechteinhaber.

Haftungsausschluss

Alle Angaben erfolgen ohne Gewähr für Vollständigkeit oder Richtigkeit. Es wird keine Haftung übernommen für Schäden durch die Verwendung von Informationen aus diesem Online-Angebot oder durch das Fehlen von Informationen. Dies gilt auch für Inhalte Dritter, die über dieses Angebot zugänglich sind.

Chemische Schülerübungen.

Von Fr. Rutishauser, Andelfingen.

Über die Notwendigkeit, im naturkundlichen Unterricht den Schüler so weit als möglich selbst arbeiten und suchen zu lassen, wird heute wohl kaum mehr gestritten. Gab es leider eine Zeit, in der man Naturkunde zumeist nach dem Buch erteilte, so folgte doch bald die Forderung, dass man das Experiment in den Mittelpunkt des Unterrichtes stelle, das die gefundenen Gesetze bestätige und neue Folgerungen ziehen lasse. Es verstand sich von selbst, dass der Lehrer das Experiment ausführe, der Schüler aber beobachte und kontrolliere. So glaubte man den Anforderungen eines richtigen Anschauungsunterrichtes Genüge getan zu haben. Es kam der Ruf nach dem Arbeitsprinzip, der in der Volksschule mannigfache Umsetzung in die Tat fand. Was lag näher, als zu verlangen, die physikalischen und chemischen Experimente müssen aus der Hand des Lehrers in die des Schülers verlegt werden. Nur dann sei ein Geschehnis für den Schüler ein wirkliches Erlebnis, wenn sich die gewünschten Veränderungen nicht bloss vor seinen Augen, sondern unter seinen Händen, unter der Kontrolle aller seiner Sinne vollziehe. — Kein ernsthafter Pädagoge und Psychologe wird gegen einen solchen Gedankengang etwas einzuwenden haben. Aber die praktische Ausführung? Kann man das, was dem Lehrer oft misslang, ohne weiteres dem Schüler zumuten? Ist es nicht unvorsichtig, ja vielleicht gefährlich, den Schüler mit Stoffen arbeiten zu lassen, die in der Hand des Lehrers schon Unglück in der Klasse anrichteten?

Selbstverständlich können nicht alle Experimente, die bis anhin der Lehrer ausführte, einfach vom Schüler durchgeführt werden. Eine weise Auswahl nach verschiedenen Gesichtspunkten muss stattfinden, und wenn das zu erstrebende Ziel durch Schülerübungen allein nicht erreicht werden kann, so hat der Demonstrationsversuch des Lehrers in die Lücke zu treten. Was aber der Schüler ausführen kann, das soll er ausführen dürfen. Selber suchen, selber beobachten und selber finden, das hält sein Interesse wach und spornt ihn zum arbeiten an. „Alles recht“, wird mancher sagen, „aber in den Verhältnissen, in denen ich zu unterrichten genötigt bin, geht das nicht, es mangelt an Platz, an Material, an Zeit!“ Nur gemacht! Man braucht nicht gleich alles auf einmal einzuführen. Man beginne mit den aller-einfachsten Versuchen; eine grosse Zahl derselben lassen sich im

Reagenzglas, in freier Hand und in jedem Schulzimmer ausführen. Gar bald werden das lebhafteste Interesse, das in der Klasse erwacht und die vermehrten Leistungen, die zu Tage treten, den Lehrer veranlassen, Mittel und Wege zu suchen, die es seinen Schülern erlauben, weitere Versuche selber vorzunehmen. Alte Teller, Trinkgläser, Abfälle von Metallen, Soda, Kochsalz, Kupfervitriol, Holzasche etc. schleppen die Schüler gerne von Hause mit, und diese Dinge sind gar prächtig zu verwenden.

Ich arbeitete mit meinen Schülern ein ganzes Jahr lang mit Spirituslampen, welche die Schüler selber aus Tintengefässen hergestellt hatten, und ohne Stativ. Erst nach und nach haben wir uns besser eingerichtet. Gerne hat die Behörde, nachdem sie den Nutzen der neuen Arbeitsmethode kennen lernen konnte, die bescheidenen Mittel gewährt, die zur Ausrüstung der einzelnen Gruppen nötig waren. An Material (Säuren, Lakmus etc.) ist für Schülerübungen durchaus nicht mehr nötig, als für Demonstrationsversuche, da man bei diesen, der grossen Entfernungen wegen, in welchen sich die Schüler befinden, mit Pfundmengen und Literkolben arbeiten muss, während es bei den Schülerübungen viel kleinerer Mengen bedarf. Den Gebrauch von teuren oder giftigen Chemikalien schliesst man selbstverständlich möglichst aus. Nach meinen Erfahrungen beläuft sich der Verbrauch an Chemikalien im Jahr und auf den Schüler auf höchstens 1 Fr., selbst bei ausgiebiger Verwendung von Silbersalzen.

Wie soll gearbeitet werden? Die Schüler arbeiten in „gleicher Front“, d. h. alle Gruppen machen gleichzeitig genau dasselbe. Der Versuch wird, je nach dem Zweck, dem er dienen soll, zuerst besprochen und dann ausgeführt; oder, was noch besser ist, man stellt eine Frage, auf die der Versuch Antwort geben soll. Wenn immer möglich, lasse man die Schüler die Wege suchen, die zum Ziele führen könnten. Nachdem sie sich erst an die neue Unterrichtsmethode gewöhnt haben, sind sie recht eifrig im Angeben von Mitteln und Wegen, die zu einer befriedigenden Lösung führen könnten. Von den Schülern sei abwechselnd einer Experimentator, der andere Assistent, ein dritter übe Kontrolle aus. Natürlich wechseln die Schüler nach jedem Versuch oder nach jeder Unterrichtsstunde ihre Plätze.

Ist der Versuch durchgeführt, so wird das Ergebnis von Lehrer und Schülern gemeinsam scharf gefasst, mit den schon gemachten Erfahrungen in Zusammenhang gebracht und neue Ziele gesteckt. Versuch und Ergebnis werden, event. mit einer Skizze des verwendeten Apparates in ein Heft notiert. — Am Schluss der Übungsstunde

wird sämtliches Material sorgfältig gereinigt und an seinen Ort gebracht.

In welchem Verhältnis sollen die Übungen zum übrigen Unterricht stehen?

Die besten Erfolge zeitigt wohl der verwebende Unterricht, ein fortwährendes Ineinandergreifen von Schülerübungen, Demonstrationsversuchen und theoretischen Erörterungen. Nach dieser Methode kann man schon mit der bescheidensten Zahl von Schülerübungen beginnen und sie zum Ausgangspunkt der folgenden Erklärungen machen. Versuche, zu deren Ausführung die Ausstattung der Schüler nicht genügt, mache der Lehrer; er soll sie aber sofort den Schülerübungen zuweisen, sobald die nötigen Apparate in Vielzahl vorhanden sind. Immer stelle man ein *E r l e b n i s* in den Mittelpunkt der Erörterungen und ziehe von diesem aus Fäden zu dem schon früher Erarbeiteten und stecke wieder neue Ziele, die durch neue Versuche erreicht werden können.

Man unterlasse ja nicht, so viel wie möglich Vorgänge aus dem täglichen Leben in den Kreis der Belehrungen zu ziehen, alltägliche Vorgänge (Flamme, Kalklöschchen, Gipsarbeiten) unter genauer Kontrolle wiederholen zu lassen und zu erklären, Stoffe, mit denen man in Haus, Werkstatt und Feld zu tun hat, (Soda, Seife, Kupfervitriol etc.) mit allen zu Gebote stehenden Mitteln zu untersuchen und mit ihnen zu arbeiten, damit sie den Schülern in ihren Eigenschaften und Wirkungen vertraut werden. Können technische Anlagen, (Glas-, Seifen-, Ziegelfabriken) mit den Schülern besucht werden und werden die gewonnenen Anschauungsbilder im Unterricht gründlich verwertet, so wird der Unterricht erst recht bildend und für das praktische Leben wertvoll.

Im folgenden stelle ich eine bescheidene Auswahl chemischer Schülerübungen aus dem Stoffgebiete dar, das in den Lehrplänen der Sekundarschule gefordert wird. Die Übungen sind so ausgewählt, dass sie mit einem Minimum an Zeit- und Geldaufwand durchgeführt werden können und doch den ganzen Stoff ziemlich lückenlos beschlagen. Versuche, die zum Verständnis gewisser Vorgänge unumgänglich nötig sind, aber vom Schüler nicht ausgeführt werden können, mache der Lehrer als Demonstrationsversuch. In den betreffenden Abschnitten finden sich die entsprechenden Hinweise. Die sämtlichen Versuche sind sorgfältig erprobt und von mehreren dritten Sekundarklassen durchgeführt worden. — Meinem Kollegen, Herrn Th. Gubler, spreche ich für die mannigfache Förderung, die er meiner Arbeit hat angedeihen lassen, den aufrichtigsten Dank aus.

Wenn, angeregt durch diese Sammlung, recht viele Lehrer ihren Schülern schon im Elementarunterricht in der Chemie Reagenzgläser in die Hände geben und die jungen Leute dadurch ein Stück Forscherfreude geniessen dürfen, so ist der Verfasser vollauf befriedigt.

Abkürzungen: M. = Material; R.G. = Reagenzglas.

* * *

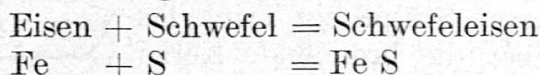
I. Zur Einführung.

1. Darstellung von Schwefeleisen. [M: Eisenpulver, Schwefelblumen. — Wage, Gewichtsatz, Becherglas, Magnet, Lupe, Tellercherben, 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 über ein Blatt Papier, klopfe leicht und beobachte. (Schwefel fällt ab, Eisen bleibt hängen.) 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 (Tellercherbe) 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. Untersuehe 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).



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 verfare ebenso. Vergleiche die neue Beobachtung mit der vorigen und erkläre. (Magnesium verbrennt, der Körper ist durch die Hitze dauernd verändert worden.)

Um die Schüler recht eindringlich von den Veränderungen der Stoffe zu überzeugen, die bei chemischen Reaktionen vor sich gehen und um ihr ganzes

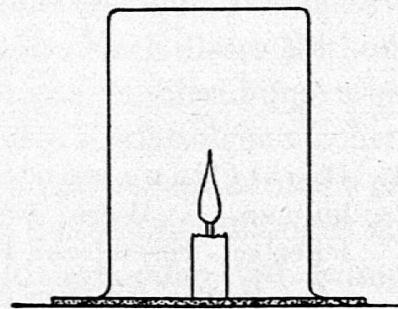
Interesse wachzurufen, mag der Lehrer jetzt schon nach freier Wahl etwa folgende Versuche selber ausführen: VII B 5, VIII A 3 und 4, VIII D 2, VIII F 3.

II. Luft, Sauerstoff, Oxyde.

A. Zusammensetzung der atmosphärischen Luft.

1. Die Kerze erlischt im abgeschlossenen Luftraum. [M.: Kerzenstüpfchen, Tuchlappen, Trinkglas.]

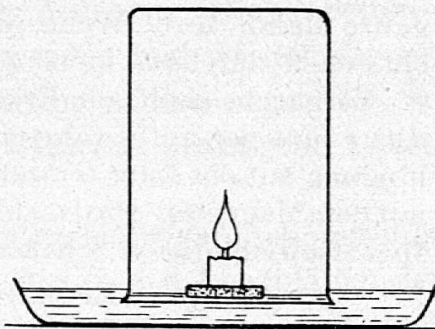
Auf einem Leder- oder Tuchlappen befestige mittelst eines Tropfens Stearin ein Kerzenstüpfchen. Entzünde die Kerze. Stülpe ein Trinkglas über dieselbe und presse auf die Unterlage, damit die innere Luft vollständig abgeschlossen ist. Beobachte. (Die Flamme wird kleiner und kleiner und erlischt dann.)



2. Beim Brennen wird etwas verbraucht. [M.: Kerzenstüpfchen, 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, Kerzenstüpfchen, Trinkglas.] Fülle den Teller mit Wasser. Befestige ein dünnes Kerzenstüpfchen 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 abgeschlossen 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. ein Fünftel der Höhe).



Wiederholung dieses Versuches durch den Lehrer mit Flasche ohne Boden und Phosphor zur genaueren Bestimmung der Volumenverhältnisse. Stickstoff und seine Eigenschaften!

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. $Pb + O = PbO$.

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 ($5 \times cm$) und beobachte die Reihenfolge der Anlauffarben (Oxydhäutchen). $Cu + O = CuO$.

4. **Oxydation von Eisen.** [M.: Blankes Eisen, Dreifuss, Brenner, Teller.]

Erhitze blanke Eisenstücke wie Nägel, Drahtstücke, Stricknadeln u. drgl. 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 lass 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 Magnesiumband. Beobachte und vergleiche.

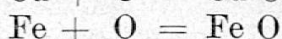
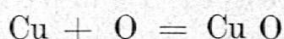
7. **Oxydation ist nur möglich, wo Sauerstoff hinzutreten kann.** [M.: Kupferfolie; Pinzette, Brenner, Hammer.]

Falte ein blankes Stück Kupferfolie ($8 \times 4 cm$), 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 innern und äusseren Flächen. (Die äusseren stark oxydiert, die inneren vollständig blank.)

8. **Gewichtsvermehrung durch Oxydation.** [M.: Kupferfolie $6 \times 4 cm$, Eisenpulver, Dreifuss, Pinzette, Wage, Brenner.]

Biege die Ränder eines Stückes Kupferfolie ($6 \times 4 cm$) $\frac{1}{2} cm$ 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 Röhren, 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 Röhrens. (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. $\text{Hg O} = \text{Hg} + \text{O} \nearrow$.

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. $\text{Pb O} - \text{O} \nearrow = \text{Pb}$.

11. Sauerstoff fördert die Verbrennung. [M.: Kaliumchlorat, Holzkohle, Brenner, Teller.]

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

b) *Im reinen Sauerstoff verbrenne Eisen, Kohle, Schwefel, Phosphor. (Demonstrationsversuch des Lehrers.)*

III. Zerlegung des Wassers. Der Wasserstoff.

A. Zerlegung des Wassers.

1. Durch den elektrischen Strom.

Demonstrationsversuch mit Wasserzersetzungsapparat, Batterie, Akkumulator oder Gleichrichter.

2. Durch metallisches Kalzium. [M.: Kalzium met., Teller, Regenwasser, Brenner.]

Fülle den Teller mit Regenwasser oder dest. Wasser, wirf ein erbsengrosses Stück Kalzium hinein und beobachte. (Gasentwicklung.)

Verschliesse ein *vollständig* mit dest. Wasser gefülltes R. G. mit dem Daumen, bringe es verkehrt ins Wasser, öffne unter dem Wasserspiegel und fange die aufsteigenden Gasblasen im R. G. auf. Ist alles Wasser durch Gas verdrängt, so verschliesse unter Wasser wieder mit dem Daumen, hebe das R. G. heraus und nähere die freie Öffnung einer Flamme. Beobachte. (Das Gas brennt ohne Knall ab.)

3. Zerlegung von Wasserdampf durch Magnesium. (Demonstrationsversuch.) [M.: Magnesiumband, Kolben, Dreifuss mit Drahtnetz, Brenner, Pinzette.]

Erhitze in weithalsigem Kolben wenig Wasser zu lebhaftem Sieden. Tauche ein brennendes Magnesiumband, ohne die Wände des Kolbens zu berühren, in den entweichenden Wasserdampf. Beobachte. (Metall brennt fort, aus dem Kolben dringt eine Flamme brennenden Wasserstoffes.)

B. Darstellung von Wasserstoff aus Metall und Säure.

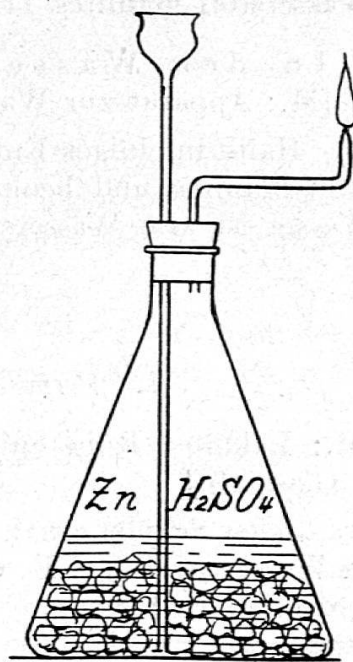
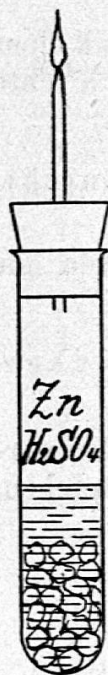
1. [M.: Zink, Schwefelsäure, Pfropf, Glasrohr, Stativ.] In ein R. G. bringe ca. 2 cm hoch granuliertes Zink. (Auch Zinkblechabfälle sind zu verwenden, doch sind sie nicht immer Arsen-frei.) Giesse so viel verdünnte rohe Schwefelsäure hinzu, bis das Metall überdeckt ist und schliesse rasch mit Kautschukpfropf und einseitig ausgezogener Glasröhre.

Erst nachdem die Gasentwicklung *einige Zeit* gedauert hat, 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.

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 (s. Skizze rechts). Man Sorge aber ja dafür, dass die Trichterröhre in die Säure *eintaucht* und warte *längere Zeit*, bis man entzündet. (Verwendet man ganz reine Chemikalien, so will etwa die Gasentwicklung nicht gleich in Gang kommen. Das Hinzufügen einer Spur Kpfervitriol als Katalysator bewirkt sofortiges Einsetzen der Gasentwicklung.)



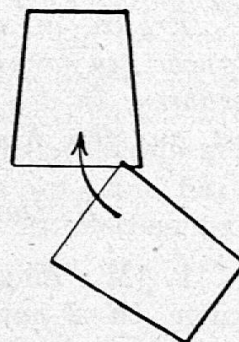
C. Eigenschaften des Wasserstoffes.

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 Kipp'schen 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.]

Zeige, dass ein brennendes Kerzenstümpfchen erlischt, wenn ein mit Wasserstoff gefülltes Trinkglas darüber gestülpt wird.

3. In der Wasserstoff-Flamme entsteht Wasser. [M.: Apparat zur Wasserstoffentwicklung, Trinkglas.]

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

IV. Säuren und Salze. *)

A. Verhalten von Säure und Base zu Lakmus.

[M.: Lakmus, Rohe Salzsäure, Natriumhydroxyd in Lösung, Becherglas Glasstab.]

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

*) Reste von Säuren sollen stets in viel Wasser gegossen werden!

Füge der Lakmuslösung 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 Lakmus als Reagens auf Säure und Base erkannt ist.

B. Salzsäure, Chloride.

1. Wirkung der Salzsäure auf Zunge und Lakmuspapier. [M.: Reine konz. Salzsäure, Lakmuspapier.]

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

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).

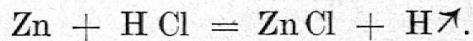
Bezeichne die R.G.; beobachte bei gewöhnlicher Temperatur und bei gelinder Erwärmung. Fertige nach deinen Beobachtungen eine Tabelle an, die angibt, welche der verwendeten Metalle in Salzsäure löslich, welche unlöslich sind.

4. Gewinnung eines Chlorids (ZnCl). [M.: Zink, granuliert, verdünnte Salzsäure (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.

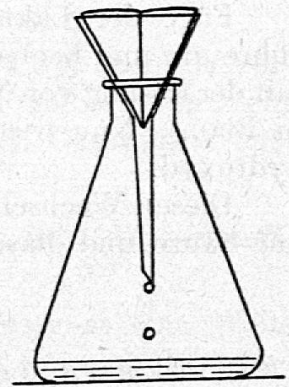
Filtriere die Flüssigkeit und dampfe sie in der Emailschale vorsichtig, unter stetem Umrühren, ein. Ein etwaiger Überschuss an Säure schadet nichts, da HCl mit dem Wasser verdampft. Ist die Lösung ziemlich eingedickt, lasse sie erkalten und das Salz auskristallisieren.

Vergleiche das entstandene Salz mit dem metallischen Zink.



Demonstrationsversuch des Lehrers (vor oder nach den Schülerübungen): Zusammensetzung der Salzsäure.

Fülle den Wasserzersetzungsgapparat mit verdünnter Salzsäure und färbe die Flüssigkeit im Schenkel, der mit der positiven Klemme in Verbindung steht, mit Indigo. Platinelektroden dürfen aber nicht verwendet werden. Chlor im Status nascens vereinigt sich mit Platin und wird restlos aufgebraucht. Man verwende Kohlenelektroden!



C. Schwefelsäure. Sulfate.

1. Wirkung konz. Schwefelsäure auf organische Körper. [M.: Reine konzentrierte Schwefelsäure, Tuschschale, Holzstäbchen, Fasern, Zucker.]

In die Tuschschale 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 cm³ Wasser von bekannter Temperatur unter stetem Umrühren mit dem Thermometer 4 cm³ konzentrierte (rohe) Schwefelsäure. [*Vorsichtig der Glaswand entlang eingiessen!*] Stelle die Temperaturerhöhung fest.

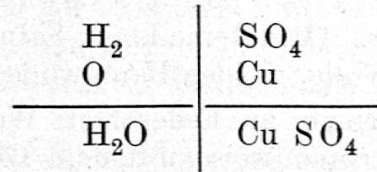
3. Wirkung der Schwefelsäure auf Metalle. [M.: Säure von 2, Blei, Kupfer, Stanniol, Magnesiumband, Nägel.]

Verdünne die durch vorigen Versuch erhaltene Säure durch weitere 20 cm³ 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.]

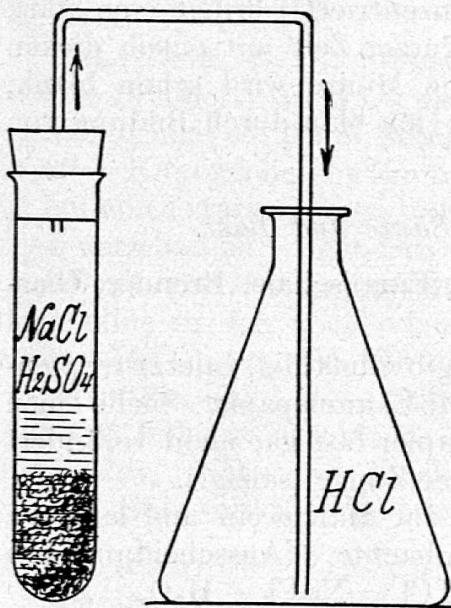
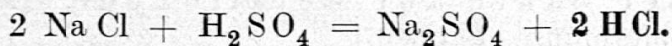
In R. G. mit verdünnter Schwefelsäure (v. 3) gib unter Erwärmen so lange Kupferoxyd, bis weiteres Oxyd nicht mehr gelöst wird. Filtriere und

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, Lakmuspapier, Brenner.]

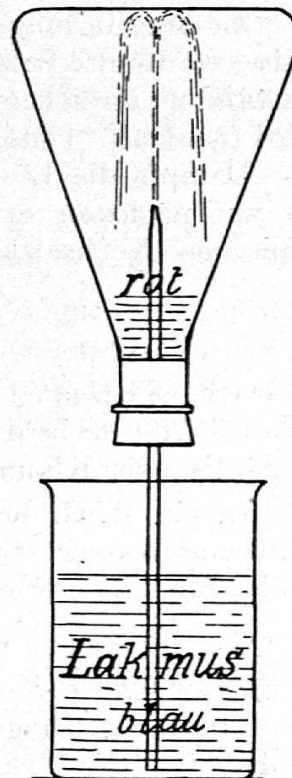
Im R. G. gebe zu ca. 1 cm³ Kochsalz ebensoviel verdünnte Schwefelsäure und erhitze gelinde. Halte einen nassen Streifen Lakmuspapier (blau der neutral) über die Mündung und beobachte. (Entwicklung von HCl Dämpfen, die an der Luft Nebel bilden und nasses Lakmuspapier röten.)



Die Darstellung der Salzsäure kann auch folgendermassen vorgenommen werden. [M.: Kochsalz, verd. Schwefelsäure, Stativ, Brenner, Erlenmeyer, Becherglas, U-förmiges und gerades Glasrohr, durchbohrter Pfropf, Lakmuslösung.]

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 Lakmuslösung. Beobachte und erkläre. (Das mit Lakmus 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 Lakmus 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.

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%, 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.

E. Darstellung eines Salzes aus Säure und Base.

[M.: Ätznatron, verd. Salzsäure, Becherglas, Emailschale, Brenner, Glasstab, Lakmuspapier.]

Zu einer Lösung von Ätznatron (NaOH) gib allmählig, zuletzt tropfenweise, verdünnte Salzsäure und prüfe öfters mit Lakmuspapier. Suche einen Zustand zu erreichen, wo neutrales Lakmuspapier fast gar nicht verändert wird (neutral). Untersuche die Lösung mit der Zunge (salzig!).

Dampfe die Lösung in der Emailschale zur Hälfte ein und lasse sie bis zur nächsten Stunde ruhig stehen. Beobachte. (Ausscheidung von typischen Kochsalzkristallen). $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.

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. Herstellung von Metallsulfiden.

a) Quecksilbersulfid. [M.: Quecksilber, Schwefelblumen, Tuschschale, Glasstab.] In der Tuschschale verreihe 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 verreihe mit Watte oder Tuchlappen eine kleine Probe Schwefelblumen, bis aller Schwefel verschwunden ist. $\text{Cu} + \text{S} = \text{Cu S}$.

[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 spiralg 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. $\text{Cu} + \text{S} = \text{Cu S}$.

c) Silbersulfid. [M.: Silbermünze, Schwefelblumen, Dreifuss, Brenner.] Auf eine Silbermünze bringe *ganz wenig* Schwefel und erhitze die Münze. Beobachte. (Schwarzer Fleck von Silbersulfid.) $\text{Ag} + \text{S} = \text{Ag S}$.

d) Eisensulfid. Wiederhole Versuch I I.

4. Bleichende Wirkung von 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.

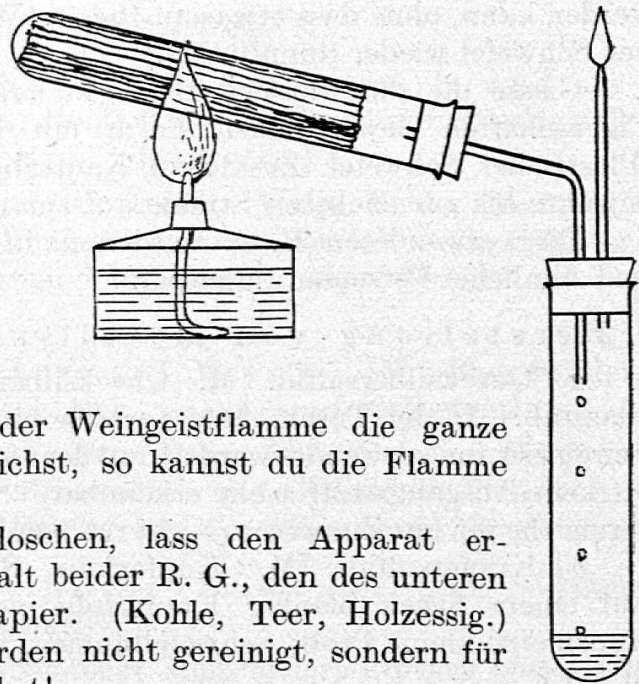
VI. Kohlenstoff. Flamme.

A. Der Kohlenstoff.

1. Trockene Destillation. [M.: Tannenholz, ganz trocken, Glasröhren, Pfropfen. Stativ und Brenner. Gebrauchtes R. G.]

In ein (am besten schwer schmelzbares) R. G. bringe *ganz trockene* Holzspäne (nicht Sägespäne) und spanne es schräg, mit der Mündung nach

unten ins Stativ. Schliesse vermittelst Pfropf und Glasrohr und ergänze den Apparat nach nebenstehender Skizze. Das Brennröhr soll oben nur wenig zugespitzt sein. Erhitze nun vorsichtig alle Teile des oberen R. G. Nachdem schon eine reichliche Menge Flüssigkeit ins untere R. G. abgetropft ist, versuche das entweichende Gas zu entzünden. Wenn du mit der Weingeistflamme die ganze Länge des oberen R. G. bestreichst, so kannst du die Flamme einige Minuten unterhalten.



Nachdem die Flamme erloschen, lass den Apparat erkalten und untersuche den Inhalt beider R. G., den des unteren auch mit Zunge und Lakmuspapier. (Kohle, Teer, Holzessig.)

Die gebrauchten R. G. werden nicht gereinigt, sondern für den gleichen Versuch aufbewahrt!

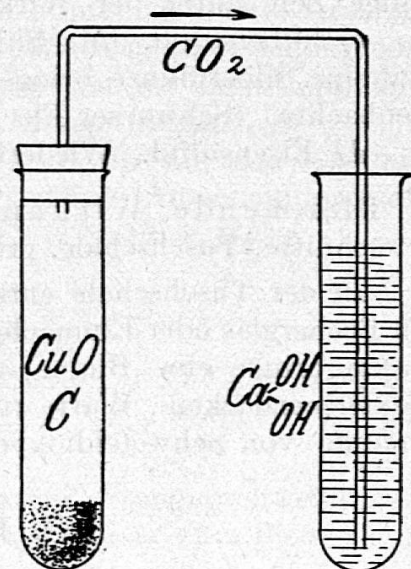
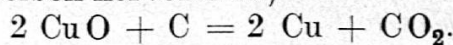
2. Absorptionsvermögen der Kohle. [M.: Kohlepulver, gefärbte Flüssigkeit, Becher, Trichter, Filter.]

Koche im R. G. Wasser, das mittels roter Tinte gefärbt wurde, mit Kohlepulver. (Am besten Knochenkohle, doch gelingt der Versuch auch mit zerriebener Holzkohle.) Filtriere. Wird die Flüssigkeit nicht ganz klar, so ist der Versuch mit frischem Kohlepulver zu wiederholen. (Zuckerraffinade.)

3. Kohle als Reduktionsmittel.

[M.: Kupferoxyd, Kohlepulver, Kalkwasser, Glasrohr (zweimal gebogen), Stativ und Brenner, Tuschschale, Glasstab.)

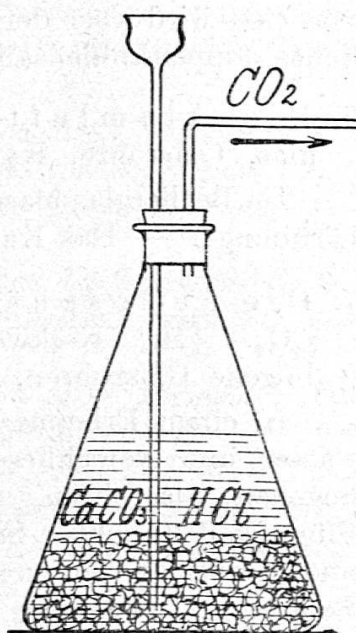
Zu 0,3 g geglühtem Kohlepulver mische die zehnfache Menge Kupferoxyd und bringe die Mischung in R. G. (schwer schmelzbares, da ziemlich viel Hitze nötig). Schliesse mit Pfropf und U-förmig gebogenem Glasrohr, erhitze und leite das entstehende Gas in klares Kalkwasser. Nachdem das Kalkwasser sich getrübt hat, lass den Apparat erkalten, schüttele das Pulver in die Tuschschale und reibe mit dem Glasstab. Beobachte! (Deutlich rote Farbe des Kupfers, die namentlich beim Reiben hervortritt.)



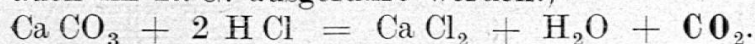
B. Kohlendioxyd.

1. Darstellung von Kohlendioxyd. [M.: Kalkstein, Salzsäure, Erlenmeyer, Trichterröhre, Glasrohr, Pfropf mit zwei Löchern, gr. Flasche.]

In einen Erlenmeyer von 200 cm³ bringe kleine Kalkstein- oder Marmorstücke bis $\frac{1}{4}$ Höhe und verschliese mit Pfropf, Trichterröhre und gebogenem Glasrohr. Giesse rohe, verdünnte Salzsäure hinzu und leite das entstehende Gas in eine grosse offene Flasche. Da das Gas ziemlich viel schwerer ist als atmosphärische Luft, kann man es in der Flasche verschlossen aufbewahren und zu den verschiedenen Versuchen in kleinere Gefässe abgiessen. Auf erneutes Zugiessen von Säure erfolgt auch stets wieder frische lebhaft Gasentwicklung.

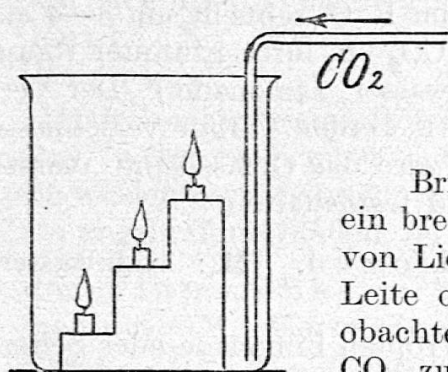


(Verfügt die Schule über einen Kippchen oder permanenten Gasapparat, so können die Schüler den für die nächsten Versuche nötigen Vorrat dort holen. Der obige Versuch kann dann auch im R. G. ausgeführt werden.)



2. Kohlendioxyd ist nicht brennbar. [M.: CO₂, Holzspäne.]

Halte einen brennenden Span an die Mündung des Gasrohrs, während CO₂ ausströmt und beobachte. (Das Gas brennt nicht.)



3. Kohlendioxyd unterhält die Verbrennung nicht. [M.: CO₂, Kerzenstümpfen, Holzstücke u. dergl., grosses Glas.]

Bringe auf den Boden eines weiten Glases ein brennendes Kerzenstümpfen oder eine Treppe von Lichtern und lasse eine Weile ruhig brennen. Leite oder giesse vom Rande her CO₂ ein und beobachte. (Die Flamme erlischt. Verwendung von CO₂ zu Feuerlöschzwecken!)

4. Kohlendioxyd ist schwerer als Luft.

a) [M.: CO₂, zwei Gläser, Kerzenstümpfen am Draht.] Giesse CO₂ aus einem Glase in ein anderes (wie eine Flüssigkeit) und weise durch Eintauchen einer brennenden Kerze nach, dass das Gas sich wirklich im zweiten Glase befindet.

b) [M.: CO₂, Wage, Becherglas.] Bringe auf deiner Wage ein Becherglas genau ins Gleichgewicht und giesse oder leite, ohne das Glas zu berühren, CO₂ ein. (Die Wagschale mit dem Becherglas wird sich rasch senken.)

5. Kohlendioxyd trübt klares Kalkwasser. [M.: CO₂, Glasrohr.]

Leite CO₂ in klares Kalkwasser und beobachte. (Starke Trübung durch Bildung von unlöslichem Kalziumkarbonat. Durch weiteres Hinzufügen

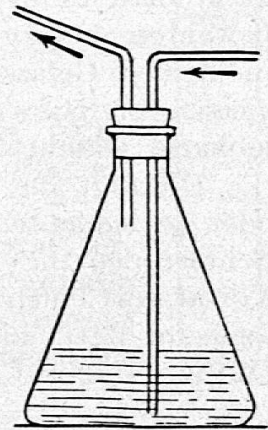
von CO_2 wird aber der milchige Niederschlag vollständig gelöst, weil lösliches doppeltkohlensaures Kalzium gebildet wird.)

6. Die Atemluft enthält Kohlendioxyd. [M.: Becherglas, Glasröhre, Kalkwasser.]

Im Becherglas blase Atemluft durch klares Kalkwasser und beobachte. (Trübung!) — Das Kalkwasser muss frisch bereitet sein. —

7. Die atmosphärische Luft enthält CO_2 . [M.: Kalkwasser, Erlenmeyer, zwei gebogene Glasröhren, Pfropf.]

In einen Erlenmeyer bringe bis $\frac{1}{4}$ Höhe Kalkwasser und verschliese mit Pfropf und zwei gebogenen Glasröhren, von denen die eine in die Flüssigkeit taucht. Saug an der kürzeren Röhre und treibe so Zimmerluft durch das Kalkwasser. Beobachte. (Trübung tritt erst später ein als bei Versuch 6. Erkläre das!)



8. Wasser absorbiert Kohlendioxyd. [M.: CO_2 , Teller mit Wasser.]

Fülle ein R. G. zu $\frac{1}{3}$ mit Wasser. In dem Raum über dem Wasser leite reichlich CO_2 . Verschliese mit dem Daumen, schüttle mehrmals kräftig und beobachte. (Das R. G. saugt sich fest.) Öffne unter Wasser und beobachte wieder. (Der Wasserspiegel im R. G. schnell um 3—4 cm in die Höhe, da durch die Absorption von CO_2 ein luftverdünnter Raum entstanden ist.) Koste das Wasser. (Selterwasser, Limonade.) Der Versuch kann auch im Erlenmeyer ausgeführt werden. Man verschliese mit der Handfläche. Nach dem Schütteln wird das Gefäß samt Wasser durch den äusseren Luftdruck an der Hand festgehalten.

9. Limonade enthält Kohlendioxyd. [M.: Kalkwasser, Limonade.]

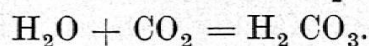
In ein R. G. Kalkwasser giesse einige Tropfen Limonade oder Selterwasser oder saures Mineralwasser und beobachte. (Trübung.)

10. Darstellung von Limonade. [M.: Weinsäure, Natriumbicarbonat, Zucker, Trinkglas, Glasstab.]

In einem Trinkglas Wasser löse einen Teelöffel Zucker und eine Messerspitze doppeltkohlensaures Natron. (Na H CO_3) Wirf eine kleinere Messerspitze Weinsäure hinein; rühre mit dem Glasstab um und koste das schäumende Getränk. (Brausepulver: 1,5 g Weinsäure, 2 g Natriumbicarbonat. Getrennt aufbewahren!)

11. Nachweis der Kohlensäure. [M.: CO_2 , Lakmuslösung.]

In R. G. oder Becherglas bringe Wasser, das durch Lakmus blau gefärbt ist. Leite Kohlendioxyd in die Flüssigkeit und beobachte. (Die Lösung wird rot, da sich Kohlensäure $\text{H}_2 \text{CO}_3$ bildet.)

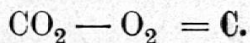


12. Zerlegung von Kohlendioxyd. (Demonstrationsversuch.)
[M.: CO₂, Magnesiumband, Glaszylinder, Pinzette, Becherglas, Trichter, Filter.]

Fülle ein Standglas vollständig mit Kohlendioxydgas und decke mit einer Glasplatte. Fasse einen Streifen Magnesiumband von 15—20 cm Länge mit Zange oder Pinzette, entzünde ihn und senke ihn brennend in das Gas. Beobachte. (Brennt fort.)

Sammle das weisse Pulver, das du auf dem Boden des Zylinders findest im Becherglas, füge reine verd. Salzsäure hinzu und filtriere. Beobachte nach erfolgter Filtration den Filter genau.

(Brennendes Magnesium zerlegt Kohlenoxyd in seine Elemente. Der Sauerstoff verbindet sich mit Magnesium zu Magnesiumoxyd. Der frei werdende Kohlenstoff mischt sich in Flocken mit dem Oxyd und kann, da er sich in Salzsäure nicht löst, auf dem Filter beobachtet werden. — Die schwarzen Flecken an den Wänden des verwendeten Glaszylinders sind nicht Kohlenstoff, sondern ausgeschiedenes Magnesium! —



C. Die Flamme.

1. An jeder Flamme sind Schichten zu unterscheiden. [M.: Kerze, Brenner.]

Beobachte (zeichne) die Schichten einer Kerzen-, Weingeistflamme.

2. In den verschiedenen Schichten der Flamme herrscht verschiedene Temperatur. [M.: Kerze, Holzspäne.]

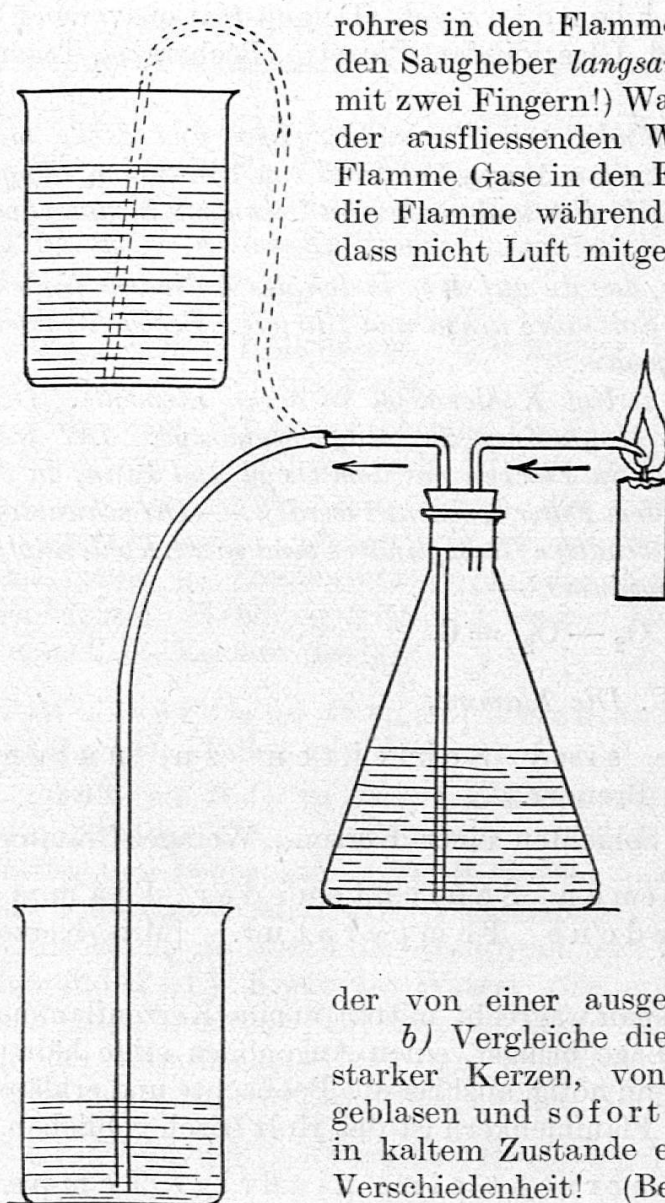
Halte einen weissen Holzspan wagrecht mitten in eine Kerzenflamme, indem du ihn rasch in seine Lage bringst, einen Augenblick stille hältst, rasch wieder wegziehst und, wenn nötig, ausbläsest. Beobachte und erkläre. (Zwei angebrannte Stellen; im Flammenkern ist das Holz frisch geblieben.)

3. Im Flammenkern herrscht eine niedrige Temperatur. [M.: Kerze, Streichholz.]

Führe einen Streichholzkopf mit einem Ruck in den untern Teil einer Kerzen- oder Weingeistflamme. Sobald das Holz sich entzünden will, ziehe rasch zurück und blase aus. Beobachte und erkläre. (Der Kopf hat sich im Flammenkern nicht entzünden können, also herrscht dort eine niedrige Temperatur.)

4. Die Kerze stellt eine Gasfabrik im Kleinen dar. [M.: Kerze, Erlenmeyer 200 cm³, Becherglas 200 cm³, zwei gebogene Glasröhren, ein Stück Schlauch, Pfropf mit zwei Löchern.]

Stelle aus einem Erlenmeyer und einem Becherglas von je 200 cm³ Inhalt, zwei gebogenen Glasröhren, einem doppelt durchbohrten Pfropf und einem Stück Gummischlauch von ca. 40 cm Länge einen Apparat nach Skizze auf Seite 48 zusammen. Der Erlenmeyer sei ganz mit warmem Wasser gefüllt, das Rohr mit den kurzen Schenkeln am freien Ende etwas zugeschmolzen. Platziere die Kerze so, dass das zugespitzte Ende des Glas-



rohres in den Flammenkern reicht. Nun lass durch den Saugheber *langsam* (drücke den Schlauch etwas mit zwei Fingern!) Wasser ausfliessen. Entsprechend der ausfliessenden Wassermenge werden aus der Flamme Gase in den Erlenmeyer gesogen. Beobachte die Flamme während des Vorganges. Sorge dafür, dass nicht Luft mitgerissen wird.

Ist das Wasser aus dem Erlenmeyer fast ganz ausgeflossen, so hebe das Becherglas hoch und entferne die Flamme. Es fliesst Wasser in das Gefäss zurück und treibt das Gas heraus, das an der Spitze der Glasröhre eine schöne Stichflamme bildet. Das Experiment kann beliebig oft wiederholt werden. Statt einer Kerze kann auch eine Weingeistflamme verwendet werden.

5. Eine Kerze entwickelt brennbare Gase. [M.: Kerze.]

a) Entzünde den Rauch, der von einer ausgeblasenen Kerze aufsteigt.

b) Vergleiche die Flammengrösse zweier gleich starker Kerzen, von denen die eine frisch ausgeblasen und sofort wieder entzündet, die andere in kaltem Zustande entzündet wurde. Erkläre die Verschiedenheit! (Bei der kalten Kerze muss die Gasentwicklung erst in Gang kommen.)

6. In der Flamme findet sich Kohlenstoff. [M.: Kerze, Porzellanscherben.]

Halte eine Porzellanscherbe in den Kern einer leuchtenden Flamme. Beobachte und erkläre. (Abscheidung von Russ = Kohlenstoff, weil durch die kalte Scherbe die Temperatur sehr erniedrigt wird.)

7. In der Flamme wird Kohlendioxyd gebildet. [M.: Brenner, R. G., Kalkwasser.]

Fange die Verbrennungsgase einer Flamme (gleich welcher Art) mittelst eines darüber gehaltenen R. G. oder Becherglases auf. Giesse klares Kalkwasser in das Glas, schüttele und beobachte. (Trübung. Das Glas soll nicht zu lange über die Flamme gehalten werden, sonst werden die Ränder heiss!)

8. In der Flamme findet sich Wasserdampf. [M.: Brenner, Dreifuss, Becherglas, Drahtnetz.]

Fülle das Becherglas mit kaltem Wasser und Sorge dafür, dass die Aussenwände vollständig trocken bleiben. Bringe es auf Dreifuss und Drahtnetz und stelle die Weingeistflamme einige Zeit darunter. Beobachte die Aussenwände des Gefässes. (Der in der Flamme sich bildende Wasserdampf kondensiert am kalten Glase.)

9. Wirkung eines Drahtnetzes. [M.: Brenner, Drahtnetz, Streichholz.]

Zeige die Wirkung eines Drahtnetzes auf die Flamme, indem du in geringer Entfernung ein Streichholz über Drahtnetz und Flamme hältst. Beobachte. (Das Streichholz entzündet sich erst nach verhältnismässig langer Zeit. Das Drahtnetz ist ein guter Wärmeleiter.)

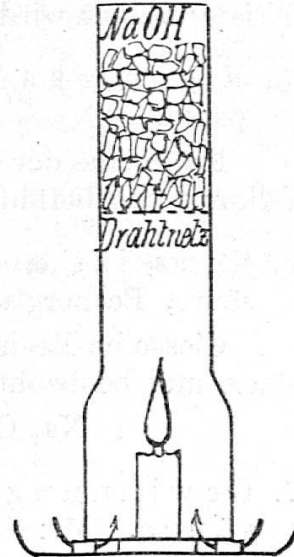
10. Oxydations- und Reduktionszone in der Flamme. [M.: Kupferfolie 5×5 cm, Brenner, Pinzette.]

Halte ein Stück oxydierter Kupferfolie (5×5 cm) mittelst Pinzette senkrecht mitten in die Weingeistflamme und beobachte.

[Der Schnitt des Flammenkerns wird sofort blank (Reduktionszone), während die Ränder noch mehr oxydieren (Oxydationszone). Verschiebt man die Folie, so verschieben sich sofort auch die blanken und dunkeln Stellen und geben so ein prächtiges Bild der verschiedenen Flammenzonen.]

11. Die Verbrennungsprodukte einer Kerze sind schwerer als die Teile derselben, die beim Brennen verbraucht wurden. (Demonstrationsversuch.) [M.: Ätznatron, Lampenzylinder, Drahtnetzstück, Kerze, Brettchen, Leisten, Wage mit Gewichten.]

Presse ein passendes Stück Drahtnetz in einen Lampenzylinder, so dass es in der Mitte festsitzt. Fülle den obern Teil des Zylinders mit Ätznatron-Stücken. Auf einem Brettchen befestige ein Kerzenstümpfchen und stülpe den Zylinder darüber, doch so, dass durch unterlegte Leisten für Luftzufluss von unten her gesorgt ist. Bringe das Ganze auf einer Wagschale ins Gleichgewicht. Entzünde die Kerze und beobachte. (Die Wagschale mit dem Apparat sinkt gar bald, da die Ätznatronstücke das entstehende Kohlendioxyd und den Wasserdampf aufnehmen. Die Verbrennungsgase sind durch das Hinzutreten des Sauerstoffes schwerer als die an der Kerze verbrauchten Stoffe.)



VII. Die Leichtmetalle.

A. Natrium.

1. Soda enthält Kristallwasser. [M.: Soda, Tellerschale, Brenner, Dreifuss.]

Erhitze einen Sodakristall auf einer Porzellan-(Teller-)-Scherbe und beobachte. (Er schmilzt im Kristallwasser.)

2. Bestimmung des Gehalts an Kristallwasser von Soda. [M.: Soda krist., Stativ-Brenner, Wage mit Gewichtssatz.]

Wäge ein R. G. genau. Beschicke es mit 3 — 4 g krist. Soda und stelle das Gewicht wieder genau fest. Erhitze nun vorsichtig so lange, bis alles Kristallwasser verdampft ist. Wäge nach dem Erkalten wieder und berechne den Gewichtsverlust in Prozent.

(Das Gruppenmittel wird dem theoretischen Wert von 63% sehr nahe kommen. Wägungen auf $\frac{1}{100}$ g genau.)

3. Temperaturerniedrigung beim Auflösen eines kristallisierten Salzes. [M.: Soda krist., Thermometer.]

Zerreibe klare Sodakristalle und bringe ca. 4 cm hoch in R. G. Giesse bis zu $\frac{3}{4}$ Höhe Wasser von bekannter Temperatur dazu und rühre mit Glasstab oder Thermometer um. Bestimme die Temperatur der Lösung. (Die Temperaturerniedrigung beträgt mehrere Grade. Energieverbrauch beim Lösen.)

4. Temperaturerhöhung beim Auflösen eines wasserfreien Salzes. [M.: Soda kalziniert, Thermometer.]

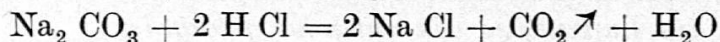
Wiederhole den vorigen Versuch ganz genau; verwende aber kalzinierte (wasserfreie) Soda. (Die Temperaturerhöhung ist ziemlich bedeutend. Kristallwasser wird dem Salze wieder zugeführt, Energie wird frei!)

5. Eigenschaften der Sodalösung. [M.: Becherglas, Lakmuspapier.]

Prüfe eine der unter 4 oder 5 erhaltenen Sodalösungen mit Zunge und Lakmus und befühle sie mit den Fingerspitzen. (Basisch, seifig.)

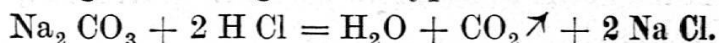
6. Soda ist ein Karbonat. [M.: Sodalösung von 4 oder 5, Salzsäure, Becherglas, Teller.]

Giesse im Becherglas zu einer Sodalösung (Versuch 4 und 5) rohe Salzsäure und beobachte. (Teller unterstellen, lebhaftes Aufbrausen.)



7. Gewinnung von Kochsalz aus Soda und Salzsäure. [M.: Soda, Salzsäure, Emailschale, Dreifuss, Brenner.]

Zu einer starken Sodalösung giesse in der Emailschale verdünnte Salzsäure. Beobachte und erkläre. Füge unter stetem Umrühren so lang reine Salzsäure hinzu, bis kein Aufbrausen mehr erfolgt, und erhitze. (Ein allfälliger Überschuss an Säure schadet nichts, da HCl verdampft.) Nachdem fast alles Wasser verdampft ist, löse nochmals in reinem (destilliertem oder Regenwasser), filtriere und dampfe nochmals teilweise ein. Prüfe die eingedickte Flüssigkeit mit der Zunge und lass sie zur Beobachtung ruhig stehen. Nach einiger Zeit zeigen sich typische Kochsalzkristalle.



Auf analoge Weise lassen sich durch Zusatz von H_2SO_4 das Sulfat, durch HNO_3 das Nitrat gewinnen.

8. **Flammenfärbung der Natriumsalze.** [M.: Kochsalz, Lösung, Platindraht, Brenner.]

Tauche einen Platindraht mit Schlinge in eine konz. Kochsalzlösung, führe ihn in die Weingeist- oder nichtleuchtende Bunsenflamme und beobachte. (Gelbfärbung.)

9. **Kochsalzkristalle enthalten auch Kristallwasser.** [M.: Kochsalz, Porzellanscherbe, Brenner.]

Erhitze Kochsalzkristalle auf einer Porzellanscherbe. Erkläre das Springen der Kristalle. (Kristallwasser.)

10. **Darstellung von Natronseife.** [M.: Ätznatron, Rizinusöl, Nitrobenzol, Emailschale, Dreifuss, Brenner, Glasstab.]

In der Emailschale erhitze 60 cm^3 Wasser und löse darin $\frac{1}{2}$ Stange Ätznatron. Ist letzteres vollständig gelöst, so füge 10 cm^3 Rizinusöl hinzu und koche unter öfterem Umrühren ca. 15 Minuten. Die gleichmässig leimige Masse kühle ab, indem du die Schale in den Teller mit kaltem Wasser stellst. Durch Hinzufügen eines Tropfens Nitrobenzol kann die Seife parfümiert werden. Presse die festwerdende Seifenmasse in ein Büchlein oder in die Tuschschale. In kurzer Zeit wird die Seife hart.

Diese einfache Art der Darstellung hat den Nachteil, dass kein Glycerin gewonnen wird, doch wird sie für die Stufe, für welche diese Übungen berechnet sind, genügen. Jede andere Versuchsanordnung ist komplizierter und erfordert zur Durchführung des Experimentes weit mehr Zeit.

Seife = fettsaures Natron.

11. **Käufliche Kernseife besteht auch aus Natrium und Fettsäure.** [M.: Kernseife, konz. Schwefelsäure, Platindraht, Klammer, Brenner.]

Schabe harte Kernseife und löse in wenig heissem Wasser. Tauche den Platindraht in diese Lösung und führe ihn in die Flamme. (Gelbfärbung, also Natrium.)

Füge zu dieser Seifenlösung einige Tropfen konz. Salzsäure und beobachte. (Ausscheidung der Fettsäure, die auf der Oberfläche schwimmt.)

B. Kalium.

1. **Flammenfärbung durch Kaliumsalze.** [M.: Kalisalpeter, Platindraht, Brenner.]

Netze die Schleife deines Platindrahtes, tauche sie in pulverisierten Kalisalpeter und führe in die Flamme. Beobachte. Vergleiche mit der Färbung der Flamme hervorgerufen durch Natriumsalze. (Lebhaft violette Flamme.)

2. **Holzäsche enthält Kalisalze.** [M.: Holzäsche, Lakmuspapier, Emailschale, Glasstab, Filter und Trichter, Dreifuss, Brenner.]

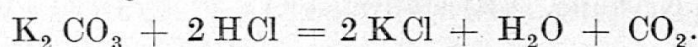
Füge in der Emailschale eine Handvoll reiner Holzasche zu ca. 200 cm³ Wasser, erhitze und erhalte einige Minuten kochend.

Filtriere und untersuche das Filtrat mit Lakmus, Zunge und Fingerspitzen. Dicke die Flüssigkeit ein und zeige deren Flammenfärbung. (Basisch, seifig, sodaähnlich, violette Flammenfärbung.)

Gewinnung von Pottasche, K₂CO₃. Verwendung in früherer Zeit zum Waschen an Stelle von Soda. „Sechten“.

3. Pottasche ist ein Karbonat. [M.: Lösung von 2, Salzsäure, Becherglas.]

Giesse Salzsäure zur gewonnenen Lösung von Pottasche und vergleiche mit Sodalösung.



4. Ackererde hält Kalisalze zurück. [M.: Ackererde, Pottasche, Trichter, Filter, Erlenmeyer.]

In den Filter bringe eine reichliche Menge ganz trockener, feiner Ackererde. Filtriere durch die Masse eine 1% starke Lösung von Pottasche. Prüfe ursprüngliche Lösung und Filtrat mit Lakmus und vergleiche. (Ackererde absorbiert Kalisalze, die für die Ernährung der Pflanzen so wichtig sind, nicht aber Natriumsalze.)

5. Kalisalpeter ein Abgeber von Sauerstoff.

a) [M.: Kalisalpeter, Stativ, Brenner, Holzspan.] Im senkrecht eingespannten R. G. erhitze 2 cm³ Kalisalpeter bis zum Schmelzen. Führe einen glimmenden Holzspan in das R. G. bis er in die Flüssigkeit taucht und beobachte. (Der Span flammt auf, da KNO₃ Sauerstoff abgibt.)

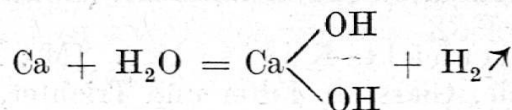
b) [M.: Schwefel.] Erhitze im nämlichen R. G. den geschmolzenen Kalisalpeter zum Sieden, entferne den Brenner, wirf ein stecknadelkopfgrosses Korn Schwefel hinein und beobachte. (Der Schwefel verbrennt mit blendend heller Flamme. Salpeter, Abgeber von Sauerstoff, Bestandteil des Schiesspulvers.) Teller unterstellen, da das R. G. wegen der bedeutenden Wärmeentwicklung abschmelzen kann.

C. Kalzium.

1. Kalzium zerlegt Wasser und bildet eine Base. [M.: Kalzium-Metall, Teller, Brenner.]

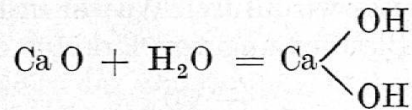
Wirf einige Späne oder Körner Kalzium in Wasser und beobachte. Fange die Gasblasen auf und untersuche das Gas. Prüfe das Wasser mit Lakmuspapier.

(Die Trübung des Wassers hat ihre Ursache im Vorhandensein von Kohlendioxyd, das mit Kalziumhydroxyd das unlösliche Karbonat bildet. In destilliertem oder Regenwasser erfolgt keine Trübung.)



2. Kalziumoxyd verwandelt sich durch Aufnahme von Wasser in Kalziumhydroxyd. [M.: Gebrannter Kalk, Emailschale, Glasstab, Becherglas.]

In der Emailschale gib zu einem nussgrossen Stück gebrannten Kalkes (Kalziumoxyd) mit dem Glasstab erst tropfenweise Wasser und beobachte. (Hitze, Aufsaugen, Zerfallen.) Füge viel Wasser hinzu und rühre um. Die milchige Flüssigkeit lasse bis zur nächsten Stunde absitzen und benutze das klare Kalkwasser dann für weitere Versuche.



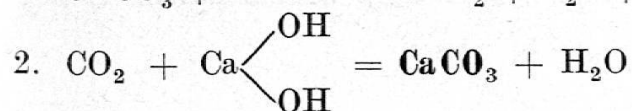
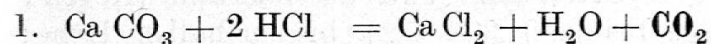
Sollte Kalkwasser sofort verwendet werden müssen, so kann jener Brei filtriert und das Filtrat gebraucht werden; es ist, frisch zubereitet, sehr empfindlich. —

3. Kalkstein ist ein Karbonat. [M.: Kalkstücke, Salzsäure, Teller.]

Übergiesse Kalkstücke (Jurakalk) mit verdünnter Salzsäure; beobachte und erkläre. (Aufbrausen; Entwicklung von Kohlendioxyd, also Karbonat. Vergleiche mit Soda und Pottasche.)

4. Zerlegung und Bildung von Kalziumkarbonat. [M. Kalkstücke, Salzsäure, R. G., Trichterröhre, U-förmig gebogene Glasröhre mit ungleichen Schenkeln. Pfropf.]

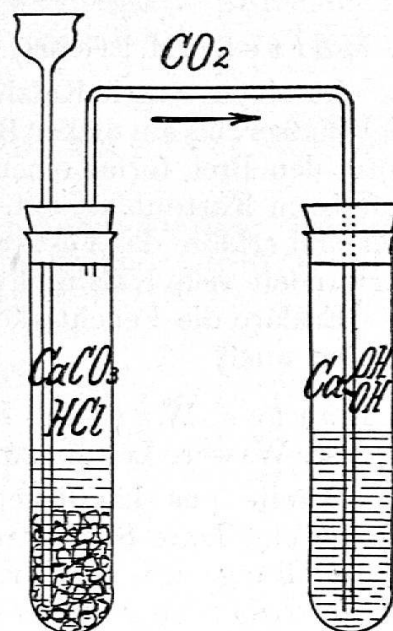
Stelle einen Apparat nach nebenstehender Skizze zusammen. In das eine R. G. bringe kleine Kalkstücke, das andere fülle zur Hälfte mit klarem Kalkwasser. Giesse durch die Trichterröhre rohe, verdünnte Salzsäure, beobachte und erkläre den Vorgang. (Im 1. R. G. bildet sich Kohlendioxyd, das im 2. R. G. das Kalziumhydroxyd in unlösliches Kalziumkarbonat überführt und so Trübung verursacht.)



Siehe auch Versuche VI B 6 und 7.

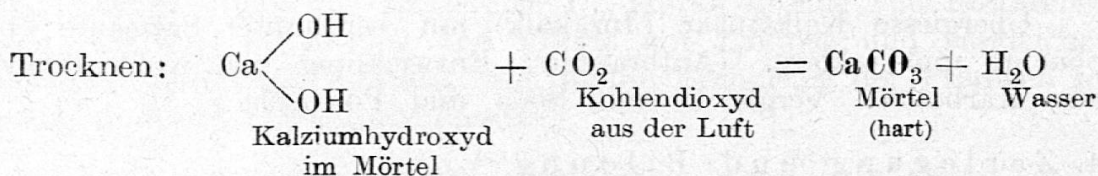
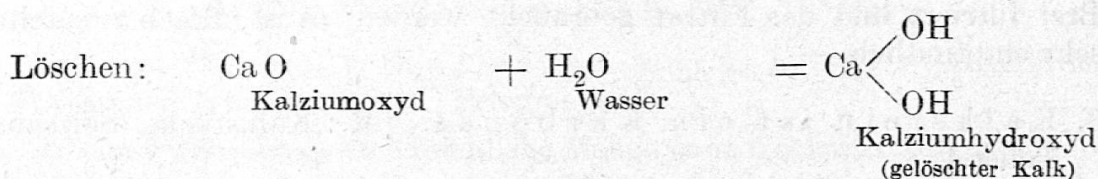
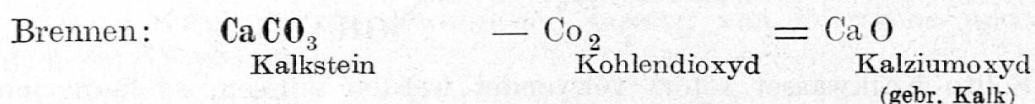
5. Kalziumkarbonate im Haushalte der Natur. [M.: Eierschalen, Schneckenhäuschen etc., Salzsäure, Teller.]

Übergiesse Kreide, Eierschalen, gebrannte Knochen, Schneckenhäuschen, Krebschalen, Tropfsteine, Kesselsteine, Kieselsteine mit roher Salzsäure, beobachte und erkläre. (Aufbrausen, also Karbonate.)



6. Durch „Brennen“ wird Kalziumkarbonat in Kalziumoxyd verwandelt. [M.: Kalkstein, Brenner, Lötrohr, Pinzette, Uhrglas, Glasstab, Lakmuspapier.]

Fasse ein höchstens erbsengrosses Stück Kalkstein mit der Pinzette und blase die Spitze der Lötrohrflamme längere Zeit (1—2 Minuten) scharf darauf. Achte auf die Änderung in Farbe und Festigkeit. Das gebrannte Stück lege auf das Uhrglas, gib mit dem Glasstab wenig Wasser darauf und untersuche mit Lakmuspapier. (Durch das Brennen ist Kalziumoxyd entstanden, dieses wird durch Wasser in Kalziumhydroxyd übergeführt, was sich durch Blaufärbung von Lakmus anzeigt.)



7. M ö r t e l. [M.: Gebrannter Kalk, Sand, Emailschale, Kartonblatt.]

Zu einem Stück Kalziumoxyd (gebr. Kalk) gib in der Emailschale so viel Wasser, bis ein dicker Brei entsteht. Mische ein gleiches Quantum Sand unter den Brei, forme einen Würfel und hebe ihn bis zur nächsten Stunde auf einem Kartonblatt auf. Untersuche den Würfel dann auf seine Festigkeit und erkläre das Festwerden. (Durch Aufnahme von CO_2 aus der Luft verwandelt sich Kalziumhydroxyd wieder in Kalziumkarbonat.)

Erkläre die Feuchtigkeit neuer Häuser. (CO_2 tritt in den Mörtel ein, Wasser aus!)

8. H a r t e s W a s s e r — W e i c h e s W a s s e r. [M.: Seifenlösung, dest. Wasser, Leitungswasser, Kalkwasser.]

Bereite aus käuflicher guter Kernseife und destilliertem (Regen-) Wasser eine klare Seifenlösung. Bringe in 3 R. G. je bis zur halben Höhe:

- a) R e g e n w a s s e r,
- b) L e i t u n g s w a s s e r,
- c) K a l k w a s s e r

und 1 cm^3 dieser Seifenlösung.

Schüttele, beobachte und vergleiche.

(Im 1. R. G. alles löslich, im 2. fast alles, im 3. gar nichts. Zusatz von Kalziumverbindungen macht Wasser „hart“, für Seife unlöslich, ungeeignet zum Waschen.)

9. V e r h a l t e n v o n G i p s g e g e n S a l z s ä u r e. [M.: Gipsstein, Salzsäure, Teller.]

Übergiesse Gipsstein (Ca SO_4) mit verdünnter Salzsäure und beobachte. (Kein Aufbrausen, also kein Karbonat.)

10. Gips gibt beim Erhitzen Kristallwasser ab. [M.: Gips, Stativ, Brenner, Glasstab, Uhrschale.]

Erhitze im trockenen R. G. kleine Stücke Gipsstein, Alabaster oder Marienglas. Achte auf die Verwandlung des Gesteins und die kalten Teile des R. G. (Das Gestein zerfällt in weisses Pulver, an den kalten Teilen des R. G. kondensiert ausgetriebenes Kristallwasser.)

Nachdem das R. G. durch allmähliges Hinaufrücken der Flamme trocken gemacht ist, schütte das entstandene Pulver auf das Uhrglas. Gib mit dem Glasstab wenig Wasser dazu, forme aus dem Brei einen Kegel und beobachte nach einiger Zeit wieder. (Der Kegel wird wieder hart; Kristallwasser ist wieder eingetreten. — Beim Gips spielt das Kristallwasser dieselbe Rolle, wie Kohlendioxyd beim Kalk.)

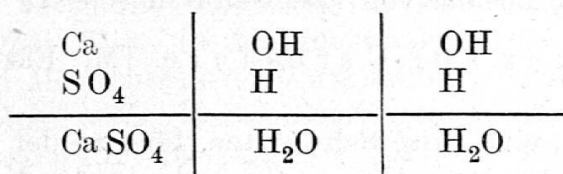
11. Herstellung von Gipsabgüssen. [M.: Gips, Münze, Papierstreifen, Leim.]

Fette eine grössere Münze oder Medaille leicht ein und umgebe sie mit einem Rand aus einem Papierstreifen. Knete feinen Stukkaturgips mit Wasser zu einem dicken Brei und fülle ihn in den Raum oberhalb der Münze. Drücke die weiche Masse fest auf.

Schon nach kurzer Zeit kann man den Abguss (Negativ) wegnehmen. Bis zur nächsten Stunde wird er völlig hart; man kann mit ihm verfahren, wie mit der Münze und so ein Positiv gewinnen.

12. Schwefelsäure erzeugt in Kalkwasser einen Niederschlag.

Zu Kalkwasser gebe im R. G. einige Tropfen Schwefelsäure. Erkläre die Entstehung des Niederschlages. (Kalziumhydroxyd ist in Wasser löslich, nicht aber das entstehende Kalziumsulfat.)



VIII. Schwermetalle.

A. Eisen.

(Siehe Versuche I 1, IV B 3, IV C 3, IV D 2.)

1. Die Anlauffarben. [M.: Stricknadel, Brenner.]

Halte eine blanke Stricknadel in die Flamme und beobachte die Reihenfolge der Anlauffarben. (Bildung von Oxydhäutchen; jede Farbe entspricht einer bestimmten Temperatur. Auf diese Farben achtet der Schmied beim „Härten“.)

2. Eisen-Stahl. [M.: Drahtstifte, Feile, Glasplatte, Pinzette, Dreifuss, Teller.]

Prüfe die Härte eines (ca. 5 cm langen) Drahtstiftes mit der Feile und auf Glas. Erhitze ihn sehr stark im heissesten Teil der Flamme und tauche ihn in kaltes Wasser. Beobachte. (Schwarze Oxydflocken wurden abgesprengt und schwimmen auf dem Wasserspiegel.) Was ist wohl Hammer-schlag? (Eisenoxyd.)

Prüfe die Härte des Stiftes wieder und vergleiche mit dem früheren Ergebnis. (Zum Ritzen auf Glas kurz fassen!)

Prüfe auch die Härte eines Nagels, der gleichermassen erhitzt wurde, aber langsam erkaltete.

3. Darstellung von Berlinerblau. [M.: Eisenchlorid, gelbes Blutlaugensalz.]

Löse in zwei R. G. je einen erbsengrossen Kristall Eisenchlorid (Fe Cl_3) und gelbes Blutlaugensalz. Gib die Lösungen in verschiedenen Verdünnungen (auch sehr verdünnt!) zusammen und beobachte. (Berlinerblau.)

4. Darstellung von Thurnbullsblau. [M.: Eisensulfat, rotes Blutlaugensalz.]

Löse in zwei R. G. je einen erbsengrossen Kristall Eisensulfat (Fe SO_4) und rotes Blutlaugensalz. Gib die Lösungen in verschiedenen Verdünnungen zusammen und beobachte. (Thurnbullsblau.)

5. Darstellung von Tinte. [M.: Eichenrinde, Galläpfel, Eisensulfat, Gerbsäure, Emailschale.]

Koche zerkleinerte Stücke von Eichenrinde oder Gallusäpfeln in ca. 20 cm³ Wasser und filtriere. Zu dem Filtrate (braun von gelöster Gerbsäure) gib eine dünne Lösung von Eisensulfat. Beobachte. (Schwarzer Niederschlag — Tinte.)

Wiederhole den Versuch, indem du eine Lösung technisch hergestellter Gerbsäure mit einer Lösung von Eisensulfat mischest.

6. Untersuchung auf Gerbsäure. [M.: Eisensulfat, Schwarztee, R. G.]

Koche im R.G. eine Prise Schwarztee, füge zu der Flüssigkeit einen Eisensulfatkristall und beobachte. (Am und um den Kristall bildet sich bald ein schwarzer Niederschlag; was auf Anwesenheit von Gerbsäure schliessen lässt.)

B. Zinn.

1. Oxydschichten verhindern eine Vereinigung von Metallen. [M.: Kupfermünze, Stanniol, Pinzette, Brenner.]

a) Auf nicht blanke Kupfermünze oder ein Kupferblech bringe ein Kügelchen zusammengeballtes Stanniol. Halte mit der Pinzette in die Flamme, bis das Zinn geschmolzen ist. Beobachte. (Nach dem Erkalten haftet das Zinn nicht, da die Oxydschicht die Vereinigung der Metalle hindert.)

b) Wiederhole den Versuch mit blankem Kupfer, S.IVD3, beobachte und erkläre. (Das Zinn haftet wieder nicht, weil sich in der Flamme Oxyde bilden.)

2. **Verzinnen.** [M.: Kupfermünze, Stanniol, Ammoniumchlorid, Pinzette, Brenner, Tuchlappen.]

a) Bestreue eine blanke Kupfermünze mit Ammoniumchlorid (Salmiak, NH_4Cl) und schmelze, wie im vorigen Versuch, Stanniol darauf. Ist das Zinn zu einem Tröpfchen geschmolzen, so verreihe es rasch mit einem Wattebausch oder Tuchlappen. (Das Zinn haftet nach dem Erkalten als fester, glänzender Überzug. Salmiak gibt Salzsäure ab, welche sich mit den störenden Oxyden verbindet.)

b) Wiederhole den Versuch mit nicht blankem Kupfer, beobachte und erkläre. (Der Versuch muss ebenfalls gelingen, da die sich bildende Salzsäure alle Oxyde löst. Lötwasser!)

3. **Löten.** [M.: Kupfermünzen, Stanniol, Ammoniumchlorid, Pinzette, Brenner.]

Auf eine blanke Kupfermünze streue Ammoniumchlorid, lege darauf ein Blatt Stanniol, streue wieder Ammoniumchlorid und decke mit einer zweiten blanken Münze. Halte das Ganze, wie in den vorigen Versuchen, in die Flamme, bis das Zinn geschmolzen ist. Nach dem Erkalten versuche, die Münzen zu trennen. (Sie haften fest, sind gelötet.)

C. Blei.

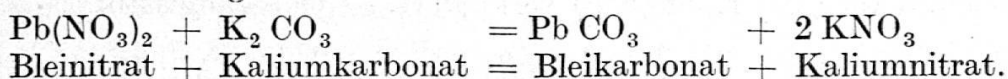
1. **Löslichkeit.** [M.: Blei, dest. Wasser, Salpetersäure, Schwefelsäure, neutrales Lakmuspapier.]

In 4 R. G. bringe je 2 cm³ destilliertes Wasser, Leitungswasser, Salpetersäure und Schwefelsäure. Gib je einen Span blankes Blei hinein und beobachte längere Zeit.

(Das dest. Wasser wird schwach trübe und zeigt, wie mit neutralem Lakmuspapier nachzuweisen ist, basische Eigenschaften. Der Versuch gelingt aber nur bei ganz sorgfältigem Arbeiten: am besten neues R. G., frisch geschnittenes Blei. In Leitungswasser zeigt das Blei keine Veränderung, darum Möglichkeit der Verwendung von Bleiröhren zu Wasserleitungen. In Salpetersäure löst sich das Metall zu Bleinitrat. In Schwefelsäure keine Veränderung: Bleikammern bei der Schwefelsäurefabrikation.)

2. **Bleifarben.**

a) *Bleiweiss.* [M.: Bleinitrat, Pottasche.] Füge im R. G. zu einer Lösung von Bleinitrat eine solche von Pottasche und beobachte. (Dicker, weisser Niederschlag von Bleicarbonat.)



b) *Chromgelb.* [M.: Kaliumbichromat.] Zu der Lösung von Bleinitrat gib eine solche von Kaliumbichromat. (Prächtig gelber Niederschlag.)

3. **Bildung von Bleisulfid.** [M.: Bleiacetat, Eisensulfid, Schwefelsäure, Filtrierpapier.]

Übergieße ein Stück Filtrierpapier mit einer dünnen Lösung von Bleiacetat. Erzeuge aus Eisensulfid und Schwefelsäure im R. G. ganz wenig Schwefelwasserstoff und bringe das präparierte Papier über die Mündung. Beobachte. (Spuren des Gases färben das Papier schwarz. Bleisulfid. Unbeständigkeit der Bleifarben!)

D. Kupfer.

1. Kupfersulfatkristalle enthalten Kristallwasser und dieses verleiht dem Salze seine Farbe. [M.: Kupfersulfat, Stativ, Brenner.]

Beschrifte ein trockenes R. G. mit einigen Kristallen CuSO_4 , spanne ins Stativ und erhitze. Beobachte die Veränderungen am Salze und die kalten Teile des Glases. (Die Kristalle verlieren ihre Farbe und zerfallen; an den kalten Teilen des Glases kondensiert sich Kristallwasser.)

Füge zu dem erkalteten grauen Pulver wieder Wasser und beobachte. (Die Farbe des Salzes erscheint wieder in der Lösung.)

2. Aus einer Lösung von Kupfersulfat scheidet sich auf Eisen oder Zink metallisches Kupfer ab. [M.: Kupfersulfat, Emailschale, Drahtstücke, Nägel, Zinkblech.]

Bereite in der Emailschale eine Lösung von Kupfersulfat und halte blankes Eisen, (Taschenmesser, Nägel, Drahtstücke) auch einen Zinkblechstreifen hinein und beobachte. (Roter Überzug von Kupfer.) Wische den Kupferbelag ab und beobachte das zum Vorschein kommende Metall. Erkläre. (Die Metallflächen sind rau, „angefressen“, weil Eisen oder Zink an Stelle des ausgeschiedenen Kupfers in Lösung übergang. — Elektrolytische Dissoziation!)

3. Unter Wirkung des elektrischen Stromes wird aus Kupfersulfat Kupfer an beliebige Leiter ausgeschieden. [M.: Kupfersulfat, Messingdraht, Element oder Gleichrichter, Lichtkohle, Becherglas oder Uhrglas.]

In die Lösung von Kupfersulfat halte einen Messingdraht und beobachte dann. (Keine Veränderung.) Nun verbinde denselben mit dem neg. Pol einer Stromquelle (Batterie oder Gleichrichter) und tauche auch den andern Pol in die Flüssigkeit, doch so, dass die beiden Drähte sich nicht berühren. Beobachte nach einiger Zeit wieder. (Der Messingdraht ist verkupfert.)

Befestige am neg. Pol ein Stück einer Bogenlampenkohle und verfare wie oben. (Auch die Kohle wird verkupfert. — Galvanoplastik.)

4. Darstellung von Kupferkarbonat. [M.: Kupfersulfat, Soda.]

Zu einer Lösung von Kupfersulfat gib im R. G. eine starke Sodalösung und beobachte. (Dicker grüner Niederschlag von Kupferkarbonat.)



E. Quecksilber.

(Der Lehrer vergesse ja nicht, dass Quecksilber und seine Verbindungen giftig sind und kontrolliere darum bei diesen Versuchen doppelt vorsichtig.)

1. Der „Silberbaum“. [M.: Silbernitrat in Lösung, Quecksilber, ausgezogene Glasröhre.]

In 2 cm³ einer Lösung von Silbernitrat (1 : 20) bringe mit feiner Pipette (ausgezogene Glasröhre) ein einziges Tröpfchen Quecksilber; lasse das R. G. längere Zeit ruhig stehen und beobachte dann. (Prächtige Kristalle von Silberamalgam, die nadelförmig an der Glaswand emporstreben.)

2. Bildung von Schwefeleisen aus Zinnober und Eisen. [M.: Zinnober, Eisenpulver, Schwefelsäure, Filtrierpapier, Bleiacetat in Lösung.]

Erhitze im R. G. eine Messerspitze Zinnober mit der halben Menge Eisenpulver. Beobachte die kalten Wände des R. G. (Bildung eines Quecksilberspiegels.) $\text{Hg S} + \text{Fe} = \text{Fe S} + \text{Hg}$.

Giesse verdünnte Schwefelsäure ins R. G. und halte über die Mündung ein Blatt Filtrierpapier, das mit einer dünnen Lösung von Bleiacetat getränkt ist. Beobachte und erkläre. (Das getränkte Filtrierpapier färbt sich sofort schwarz, da der austretende Schwefelwasserstoff Bleisulfid bildet. S. Versuch VIII C 3.)

3. Herstellung von Quecksilbernitrat. [M.: Salpetersäure, Quecksilber, Brenner.]

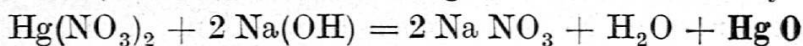
Bringe einen Tropfen Quecksilber zu wenig Salpetersäure und erwärme gelinde. Beobachte. (Das Metall löst sich leicht. Wasserstoffbläschen.) $\text{Hg} + 2 \text{HNO}_3 = \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{H}\uparrow$

4. „Unechte Versilberung.“ [M.: Quecksilbernitrat in Lösung (3), Kupfermünze, Kupferfolie.]

Verreibe einen Tropfen der bei 3 erhaltenen Lösung auf blanker Kupfermünze oder Kupferfolie und beobachte. (Schöner Silberglanz durch Bildung von Kupferamalgam.)

5. Niederschlag von Quecksilberoxyd. [M.: Lösung von 3, Natriumhydroxyd in Lösung.]

Füge im R. G. zur Lösung von 3 einige Tropfen Natriumhydroxyd und beobachte. (Gelbroter Niederschlag von Quecksilberoxyd.)



6. Spiegel mit Zinnamalgam. [M.: Stanniol, Quecksilber, Glasplatten 6×9 oder grösser.]

Lege auf eine Glasplatte mehrere Stanniolblätter schön glatt, verreibe auf dem obersten Blatt rasch einen Tropfen Quecksilber und drücke eine zweite, sorgfältig mit Spiritus gereinigte Glasplatte auf. Nach einiger Zeit ziehe die obere Platte sorgfältig ab und lasse das noch weiche Zinnamalgam bis zur nächsten Stunde erhärten. (Diese zweite Platte spiegelt; Zinnamalgam auf der Rückseite.)

F. Silber.

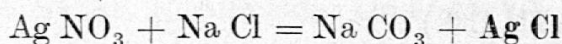
1. **Eigenschaften einer Silbernitratlösung.** [M.: Silbernitrat, dest. Wasser, Uhrglas, Weisser Stoff, Glasstab.]

Löse ein stecknadelkopfgrosses Stück Silbernitrat (Höllenstein) in wenig destilliertem Wasser im Uhrglas. Betupfe mit dieser Lösung deine Haut und schreibe auf weissen Stoff. Beobachte. (Ätzende Wirkung. Chemische, unauslöschliche Tinte.)

2. **Zersetzung von Silbersalzen durch Licht.**

a) [M.: Silbernitrat, Kochsalz, schwarzes Papier, Fixiersalz.] Den Rest der Lösung vom vorigen Versuche (oder vorher vom Lehrer zubereitete Lösung von Silbernitrat) verteile in 2 R. G. und verdünne mit noch mehr destilliertem Wasser. Umhülle das eine R. G. mit schwarzem Papier und wirf in jedes Glas einen Kristall Kochsalz. Beobachte. (Milchiger Niederschlag von Chlorsilber.)

Setze beide R. G. dem Sonnenlichte aus oder, wenn trübes Wetter herrscht, brenne ein Stück Magnesiumband in der Nähe derselben ab. Entferne die Hülle und vergleiche die Farbe der beiden Lösungen. (Schwärzung der nicht umhüllten durch ausgeschiedenes metallisches Silber. Photographische Platte!)



Giesse in beide R. G. Natriumthiosulfat, d. i. käufliches Fixiersalz und beobachte. (Das nicht zersetzte Chlorsilber wird vollständig gelöst. Fixieren der Platte!)

b) [M.: Celloidinpapier, Tonbad, getr. Pflanzenblatt, Stickerei, Glasplatte.] Lege auf käufliches Celloidinpapier ein getrocknetes Pflanzenblatt, ein Stück einer Stickerei, ein Zeitungsblatt, presse mit einer Glasplatte und setze dem direkten Sonnenlichte aus. Beobachte. (Vollständig naturgetreuer, negativer Abdruck. Die Stellen, die am meisten Licht durchlassen, haben sich dunkel gefärbt, unter lichtundurchlässigen Stellen ist das Papier weiss geblieben.)

Fixiere den Abdruck in einer Lösung von Natriumthiosulfat oder käuflichem Tonbad und erkläre die Lichtbeständigkeit des fixierten Papiere. (Die nicht zersetzten Silbersalze sind aufgelöst worden.)

Besitzt einer der Schüler oder der Lehrer einen photographischen Apparat, so mache man nach diesen Versuchen eine Aufnahme. Auf die nächste Stunde wird die Platte entwickelt. Nun fertigen die Schüler nach dem gewonnenen Negativ selber Kopien an. Es macht ihnen das grosse Freude und ist durchaus nicht teuer.

3. **Herstellung des „Silberspiegels“.** [M.: Silbernitrat, Seignettesalz, Salmiakgeist, saubere, neue R. G., Brenner.]

Löse in einem R. G. ein stecknadelkopfgrosses Stück Silbernitrat, in einem andern die doppelte Menge Seignettesalz je in 4 cm³ destilliertem Wasser. Die beiden Lösungen giesse zusammen und arbeite mit ganz sauberen, mit Weingeist gereinigten oder besser noch ungebrauchten Gläsern. Den entstehenden milchigen Niederschlag löse mit wenig

verdünntem Salmiakgeist. Die klare Lösung erwärme gleichmässig in der Flamme oder in ganz heissem Wasser. Beobachte. (Bald färbt sich die Lösung dunkel und dann schlägt sich das Silber als glänzender Spiegel auf dem Glase nieder. Herstellung von Christbaum-Schmuck!)

IX. Die Stärke.

1. Gewinnung von Stärke aus einer rohen Kartoffel. [M.: Rohe Kartoffel, Reibeisen, Leinwandlappen, Becherglas.]

Schäle eine rohe Kartoffel und zerreiße sie mit einem Reibeisen. Verdünne den erhaltenen Brei mit Wasser, filtriere und presse ihn durch einen Leinwandlappen. Das gewonnene Filtrat lass im Becherglas einige Zeit ruhig stehen und beobachte. (Es bildet sich bald ein dicker, weisser Bodensatz von Stärke.)

2. Jodprobe. [M.: Stärke von 1, Jodlösung.]

Erwärme eine geringe Menge des Filtrates im R. G. und füge einige Tropfen Jodlösung hinzu. Beobachte. (Intensive Blaufärbung.)

3. Überführung der Stärke in Kleister. [M.: Stärke von 1, Brenner.]

Bringe ca. 1 cm³ des dicken Bodensatzes in ein R. G. und koche mit wenig Wasser auf. Beobachte. (Die Masse quillt auf.) Untersuche die Klebekraft der aufgequollenen Masse. (Kleister.)

4. Stärke im Haushalt der Natur. [M.: Jodlösung, käufliche Stärke, Mehl, Brot.]

Versetze Brot, Mehl, gequetschte Körner, auch käufliche Stärke im R. G. mit wenig warmem Wasser und füge geringe Mengen Jodlösung hinzu. Beobachte und erkläre. (Blaufärbung, also darf man auf Stärke schliessen. Untersuchung von Wurstwaren!)

* * *

INHALT:

I. Zur Einführung.

1. Darstellung von Schwefeleisen.
2. Verschiedenes Verhalten zweier Metalle in der Hitze.

II. Luft. Sauerstoff. Oxyde.

A. Zusammensetzung der atmosphärischen Luft.

1. Die Kerze erlischt im abgeschlossenen Luftraum.
- 2 a und b. Beim Brennen wird etwas verbraucht.

B. Wirkungen des Sauerstoffes.

1. Oxydation bei gewöhnlicher Temperatur.
2. „ „ erhöhter Temperatur.
3. „ von Kupfer.
4. „ „ Eisen.
5. „ „ Magnesium.
6. „ „ Zink.

7. Oxydation ist nur möglich, wenn Sauerstoff hinzutreten kann.
8. Gewichtsvermehrung durch Sauerstoff.
9. Zerlegung eines Oxyds in Metall und Sauerstoff.
10. Gewinnung von Blei aus Bleioxyd.
11. *a* und *b*) Sauerstoff fördert die Verbrennung.

III. Zerlegung des Wassers. Der Wasserstoff.

- A. Zerlegung des Wassers.
 1. Durch den elektrischen Strom.
 2. Durch metallisches Kalzium.
 3. Durch Magnesium.
- B. Darstellung von Wasserstoff aus Metall und Säure.
 1. Im Reagenzglas.
 2. Im Erlenmeyer.
- C. Eigenschaften des Wasserstoffes.
 1. *a*, *b* und *c*) Wasserstoff ist leichter als Luft.
 2. Wasserstoff unterhält die Verbrennung nicht.
 3. In der Wasserstoff-Flamme entsteht Wasser.

IV. Säuren und Salze.

- A. Verhalten von Säure und Base zu Lakmus.
- B. Salzsäure. Chloride.
 1. Wirkung von Salzsäure auf Zunge und Lakmuspapier.
 2. Herstellung verdünnter Säure.
 3. Wirkung der Salzsäure auf Metalle.
 4. Gewinnung eines Chlorids ($ZnCl$).
 5. Zusammensetzung der Salzsäure.
- C. Schwefelsäure. Sulfate.
 1. Wirkung der Schwefelsäure auf organische Körper.
 2. Temperaturerhöhung bei Mischung von Säure und Wasser.
 3. Wirkung der Schwefelsäure auf Metalle.
 4. Kupfersulfat aus Kupferoxyd und Schwefelsäure.
 5. Darstellung von Salzsäure aus Kochsalz und Schwefelsäure.
- D. Salpetersäure. Nitrate.
 1. Wirkungen reiner konzentrierter Salpetersäure auf organische Körper.
 2. Wirkung von Salpetersäure auf Metalle.
 3. Wirkung der Säure auf Metalloxyde.
- E. Darstellung eines Salzes aus Säure und Base ($NaCl$).

V. Der Schwefel.

1. Der Schmelzpunkt des Schwefels liegt höher als der Siedepunkt des Wassers.
2. Die „Formarten“ des Schwefels.
3. Herstellung von Metallsulfiden.
 - a*) Quecksilbersulfid.
 - b*) Kupfersulfid.
 - c*) Silbersulfid.
4. Bleichende Wirkung von Schwefeloxyd.

VI. Kohlenstoff. Flamme.

- A. Der Kohlenstoff.
 1. Trockene Destillation.
 2. Absorptionsvermögen der Kohle.
 3. Kohle als Reduktionsmittel.
- B. Kohlendioxyd.
 1. Darstellung von Kohlendioxyd.
 2. Kohlendioxyd ist nicht brennbar.
 3. Kohlendioxyd unterhält die Verbrennung nicht.
 4. *a* und *b*) Kohlendioxyd ist schwerer als Luft.

5. Kohlendioxyd trübt klares Kalkwasser.
 6. Die Atemluft enthält Kohlendioxyd.
 7. Die atmosphärische Luft enthält Kohlendioxyd.
 8. Wasser absorbiert Kohlendioxyd.
 9. Limonade enthält Kohlendioxyd.
 10. Darstellung von Limonade.
 11. Nachweis der Kohlensäure.
 12. Zerlegung von Kohlendioxyd.
- C. Die Flamme.
1. An jeder Flamme sind Schichten zu unterscheiden.
 2. In den verschiedenen Schichten der Flamme herrscht verschiedene Temperatur.
 3. Im Flammenkern herrscht eine niedrige Temperatur.
 4. Die Kerze stellt eine Gasfabrik im Kleinen dar.
 5. a und b) Eine Kerze entwickelt brennbare Gase.
 6. In der Flamme findet sich Kohlenstoff.
 7. „ „ „ wird Kohlendioxyd gebildet.
 8. „ „ „ bildet sich Wasserdampf.
 9. Wirkung eines Drahtnetzes.
 10. Oxydations- und Reduktionszone der Flamme.
 11. Die Verbrennungsprodukte einer Kerze sind schwerer als die Teile derselben, die beim Brennen verbraucht werden.

VII. Die Leichtmetalle.

A. Natrium.

1. Soda enthält Kristallwasser.
2. Bestimmung des Gehalts an Kristallwasser in Soda.
3. Temperaturerniedrigung beim Auflösen eines kristallisierten Salzes.
4. Temperaturerhöhung beim Auflösen eines wasserfreien Salzes.
5. Eigenschaften der Sodalösung.
6. Soda ist ein Carbonat.
7. Gewinnung von Kochsalz aus Soda und Salzsäure.
8. Flammenfärbung der Natriumsalze.
9. Kochsalzkristalle enthalten auch Kristallwasser.
10. Darstellung von Natronseife.
11. Käufliche Kernseife besteht aus Natrium und Fettsäure.

B. Kalium.

1. Flammenfärbung durch Kalisalze.
2. Holzasche enthält Kalium.
3. Pottasche ist ein Karbonat.
4. Ackererde hält Kalisalze zurück.
5. Kalialpeter ist ein Abgeber von Sauerstoff.

C. Kalzium.

1. Kalzium zerlegt Wasser und bildet eine Base.
2. Kalziumoxyd verwandelt sich durch Aufnahme von Wasser in Kalziumhydroxyd.
3. Kalkstein ist ein Karbonat.
4. Zerlegung und Bildung von Kalziumkarbonat.
5. Kalziumkarbonate im Haushalte der Natur.
6. Durch „Brennen“ wird Kalziumkarbonat in Kalziumoxyd verwandelt.
7. Mörtel.
8. Hartes Wasser — weiches Wasser.
9. Verhalten von Gips gegen Salzsäure.
10. Gips gibt beim Erhitzen Kristallwasser ab.
11. Herstellung von Gipsabgüssen.
12. Schwefelsäure erzeugt in Kalkwasser einen Niederschlag.

VIII. Die Schwermetalle.

A. Eisen.

1. Die Anlauffarben.

2. Eisen — Stahl.
 3. Darstellung von Berlinerblau.
 4. „ „ Thurnbullsblau.
 5. „ „ Tinte.
 6. Untersuchung auf Gerbsäure.
- B. Zinn.
- 1 *a* und *b*. Oxydschichten verhindern eine Vereinigung von Metallen
 2. Verzinnen.
 3. Löten.
- C. Blei.
1. Löslichkeit.
 2. Bleifarben.
 - a*) Bleiweiss.
 - b*) Chromgelb.
 3. Bildung von Bleisulfid.
- D. Kupfer.
1. Kupferkristalle enthalten Kristallwasser und dieses verleiht dem Salze seine Farbe.
 2. Aus einer Lösung von Kupfersulfat scheidet sich auf Eisen oder Zink metallisches Kupfer aus.
 3. Unter Wirkung des elektrischen Stromes wird aus Kupfersulfat an beliebige Leiter Kupfer ausgeschieden.
 4. Darstellung von Kupfercarbonat.
- E. Quecksilber.
1. Der „Silberbaum“.
 2. Bildung von Schwefeleisen aus Zinnober und Eisen.
 3. Herstellung von Quecksilbernitrat.
 4. „Unechte Versilberung.“
 5. Niederschlag von Quecksilberoxyd.
 6. Spiegel mit Zinnamalgam.
- F. Silber.
1. Eigenschaften einer Silbernitratlösung.
 2. *a* und *b*) Zersetzung von Silbersalzen durch Licht.
 3. Herstellung des „Silberspiegels“.

IX. Die Stärke.

1. Gewinnung von Stärke aus einer rohen Kartoffel.
2. Jodprobe.
3. Überführung von Stärke in Kleister.
4. Stärke im Haushalt der Natur.

Chemikalien, Reagenzien usw., die zur Durchführung der chemischen Schülerübungen notwendig sind.

Ammoniumchlorid.	Gips (Gebrannter Gips).
Bleifolie.	Gelbes Blutlaugensalz.
Bleioxyd.	Gerbsäure.
Bleinitrat.	Holzkohle.
Bleiacetat.	Jodlösung.
Calcium, Späne.	Kaliumcarbonat (Pottasche).
Calciumcarbonat (Marmorstücke).	Kaliumchlorat.
Calciumoxyd (Gebrannter Kalk).	Kaliumbichromat.
Celloidinpapier.	Kaliumnitrat (Kalisalpeter).
Destilliertes Wasser oder Regenwasser.	Kaliumhydroxyd.
Eisen gepulvert.	Kupferfolie.
„ -Drähte, -Nägel.	Kupferoxyd (Pulver).
Eisenchlorid.	Kupfersulfat.
Eisensulfat.	Lakmus-Papier.
Filtrierpapier.	„ --Lösung
Gips (Gipsenstein).	Magnesiumband.

Natriumbicarbonat.	Schwefelsäure, rein konzentriert.
Natriumcarbonat, wasserfrei.	Salmiakgeist.
„ „ kristallisiert (Soda).	Salzsäure, rch.
Natriumchlorid (Kochsalz).	„ rein konzentriert.
Natriumhydroxyd.	Salpetersäure
Nitrobenzol.	Seignettesalz.
Quecksilber.	Silbernitrat.
Rizinusöl.	Zink, Späne, „Wolle“.
Rotes Blutlaugensalz.	„ granuliert.
Stanniol.	„ Blechabfälle.
Schwefel-Blumen.	Zinnober.
„ Stangen.	Zucker.
Schwefelsäure, rob.	

Ausrüstung jeder Schülergruppe.

10 Reagenzgläser mit einfachem Gestell.	1 Tuschschale.
1 Becherglas, 200—300 cm ³ , mit Ausguss.	1 Bunsenbrenner oder Spiritusbrenner.
1 Trinkglas.	1 Dreifuss mit Unterlagebrettchen.
2 Erlenmeyer 200 und 500 cm ³ .	1 eiserne Pinzette.
1 Glasstab.	1 eiserner Löffel.
1 Uhrglas.	1 Asbestplatte oder Drahtnetz.
1 Trichterröhre.	2 alte Teller.
1 Glastrichter.	Wischlappen.
Glasröhren, verschiedene, leicht schmelzbar.	1 Wage mit Gewichtsatz.
1 Emailschale.	1 Stativ mit Doppelmuffe und Klammer.
	1 Lötrohr.
	1 Platindraht.