

14.0 Praktische Versuchsvorschläge

Allgemeine Bemerkungen:

Viele dieser Versuche wurden im Kurs EHB BAU -10-232/2010 erarbeitet oder überarbeitet. Auf Anregung mehrerer Kollegen verzichtete ich bewusst auf Arbeitsblätter für Lernende, damit die didaktische Freiheit der einzelnen Lehrer und Lehrerinnen gewährleistet ist. Im Weiteren kann man feststellen, dass bei diversen Vorschlägen mit wenig Aufwand ein Arbeitsblatt erarbeitet werden kann; teilweise können die Vorschläge direkt als Arbeitsblatt benutzt werden.

Zu Kapitel 1

Versuch 1: Eindünsten / Eindampfen

**Materialien:**

3-Bein-Ständer mit feuerfestem Gitter
Kartuschenbrenner
Anzünder
Erlenmeyerkolben
Messzylinder
kleine Waage
Petrischale

Chemikalien:

Kochsalz (NaCl)
Hahnenwasser

Vorgehen:

1. Füllen Sie in den Erlenmeyerkolben 20 ml Wasser ab.
2. Geben Sie dem Wasser 5 gr. Salz dazu und lösen dieses im Wasser auf.
3. Erwärmen Sie die Lösung, bis diese siedet und beobachten Sie das Trennverfahren.

Beobachtung:

Erklärung:

Bei ca. 100°C fängt das Salzwasser an zu kochen. Da der Siedepunkt von Kochsalz bei über 1400°C ist, verdampft das Wasser komplett und zurück bleibt Kochsalz.

Zu Kapitel 1

Versuch 2: Filtrieren

**Materialien:**

Glastrichter
Erlenmeyerkolben
Messzylinder
Becherglas
Papierfilter
kleine Waage

Chemikalien:

Quarzsand
Hahnenwasser

Vorgehen:

1. Füllen Sie in einem Becherglas 50 ml Wasser ab.
2. Geben Sie 10 gr. Sand dazu und vermischen diesen mit dem Wasser.
3. Schütten Sie den Sandschlamm durch den Filter und beobachten Sie das Trennverfahren.

Beobachtung:

Erklärung:

Die Korngrösse des Quarzsandes ist so gross, dass es im Papierfilter zurück gehalten wird. Damit ist es möglich, auf einfache Art Wasser von Sand zu trennen.

Zu Kapitel 1

Versuch 3: Dekantieren



Materialien:
2 Bechergläser

Chemikalien:
Speiseöl
Hahnenwasser

Vorgehen:

1. Füllen Sie in einem Becherglas 100 ml Wasser ab.
2. Füllen Sie im zweiten Becherglas 50 ml Oel ab.
3. Schütten Sie das Speiseoel zum Wasser, vermischen es, warten nun einen Moment bis sich das Oel vom Wasser scheidet.
4. Dekantieren Sie das Oel vom Wasser in das Becherglas zurück und beobachten Sie das Trennverfahren.

Beobachtung:

Erklärung:

Da die Dichte von Speiseöl viel kleiner ist als von Hahnenwasser, schwimmt das Speiseöl obenauf. Durch vorsichtiges Abgiessen der obersten Ölschicht, ist es möglich das Speiseöl vom Wasser zu trennen.

Zu Kapitel 1

Versuch 4: Destillieren

**Materialien:**

2 Stative mit Halter
Kartuschenbrenner mit Anzünder
Messzylinder
2 Messbecher
Glaskolben
Thermometer
Glasaufsatz für Thermometer
Destillierkolben mit 2
Wasserschläuchen

Chemikalien:

Alkohol oder Spiritus
Hahnenwasser

Vorgehen:

1. Füllen Sie im ersten Becherglas 50 ml Wasser und im zweiten Becherglas 50 ml Alkohol ab.
2. Geben Sie beide Flüssigkeiten in den Glaskolben und vermischen Sie diese.
3. Erhitzen Sie die Lösung langsam bis auf ca. 80°C, d.h. bis die ersten Dampfblasen am kühlen Kolben kondensieren. Fangen Sie mit dem ersten Becherglas das Kondensat auf.
4. Halten Sie die Temperatur nun so lange konstant, bis sich kein Destillat mehr bildet.
5. Erhöhen Sie die Temperatur auf ca. 100°C und wiederholen Sie den Vorgang mit dem nächsten Kondensat.

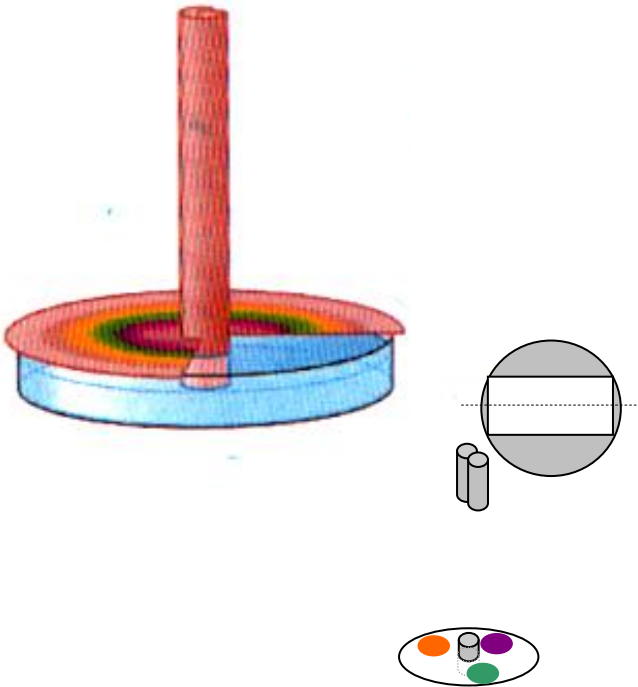
Beobachtung:

Erklärung:

Da der Siedepunkt von Alkohol bedeutend tiefer ist als von Wasser, siedet der Alkohol bereits bei ca. 80°C, verdampft und kondensiert anschliessend. Durch die Erhöhung der Temperatur auf ca. 100°C kann nun auch das Wasser verdampfen und kondensieren. Damit ist es möglich, Alkohol von Wasser zu trennen.

Zu Kapitel 1

Versuch 5: Chromatographie

**Materialien:**

3 Rundfilter
2 Petrischalen

Chemikalien:

3 Filzstifte (grün, braun, violett)
Hahnenwasser

Vorgehen:

1. Schneiden Sie ein Rundfilterpapier in einen ca. 7 cm breiten Streifen. Halbieren Sie diesen und rollen Sie daraus zwei Dochte.
2. Stanzen Sie in die 2 anderen Rund-Filter ein Loch in die Mitte und malen Sie mit verschiedenfarbigen Filzstiften Punkte darauf.
3. Die beiden Dochte steckt man nun durch das Loch in jedem der beiden Rundfilter.
4. Füllen Sie in jede Petrischale mit ca. 1cm hoch Wasser.
5. Setzen Sie den vorbereiteten Rund-Filter auf die Petrischale, so dass der Filter auf dem Rand aufliegt ohne Nass zu werden, und der Docht in der Mitte im Wasser steht.

Beobachtung:

Erklärung:

Basis der Auftrennung der Stoffe ist die unterschiedliche Verteilung der Stoffe in zwei Phasen. Die mobile Phase (Flüssigkeit oder Gas) bewegt sich an der stationären Phase (Feststoff oder Flüssigkeit) vorbei und nimmt die Stoffe dabei unterschiedlich schnell mit. Die mobile Phase wandert durch Kapillarwirkung und Schwerkraft den Papierstreifen entlang. Die einzelnen Stoffe der Probe nimmt sie dabei verschieden weit mit.

Zu Kapitel 5

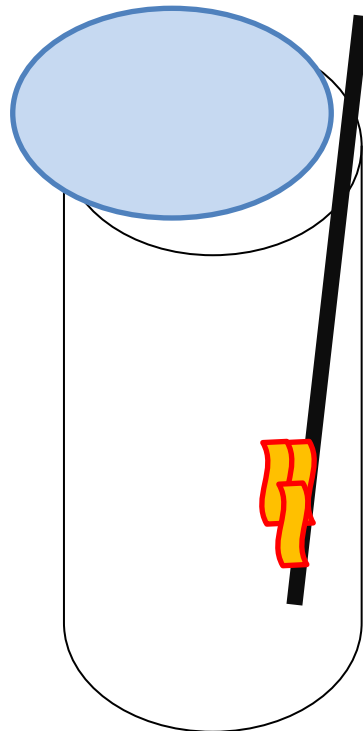
Versuch:1 Wirkung von Sauerstoff

Material:

- 1 Holzstäbchen
- 1 Glaszylinder ca. 30 cm hoch
- 1 Feuerzeug mit langem Hals
- 1 Sauerstoffflasche
- 1 Glasschale

Vorgehen Versuch:

Füllen Sie langsam den Glaszylinder mit Sauerstoff und decken Sie anschliessend die Öffnung mit der Glasschale ab. Zünden Sie nun mit dem Feuerzeug das Holzstäbchen an, blasen Sie die Flamme aus, bis Sie eine schöne Glut haben, tauchen Sie jetzt das Holzstäbchen vorsichtig in den Glaskolben ein, bis Sie den Boden erreichen.



Beobachtung und Erkenntnis:

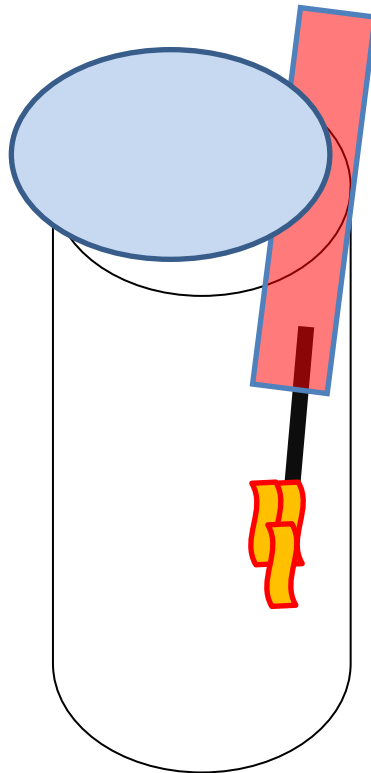
Das glühende Holzstäbchen fängt an zu brennen. Damit kann gezeigt werden, dass der Sauerstoff eine Verbrennung fördert.

Zu Kapitel 5

Versuch 2: Brennt Sauerstoff?

Vorgehen Versuch

Füllen Sie den Glaszylinder erneut mit Sauerstoff und decken Sie anschliessend die Öffnung mit der Glasschale ab. Decken Sie nun die Glasschale vorsichtig ab und versuchen Sie mit dem Feuerzeug den Sauerstoff im Glaszylinder zu entzünden.



Beobachtung und Erkenntnis:

Sauerstoff lässt sich nicht entzünden und ist nicht brennbar.
Sauerstoff fördert aber die Verbrennung.

Zu Kapitel 5

Versuch 3: Sauerstoff Nachweis im Metalloxid

Material:

- Silberoxidpulver Ag_2O oder Magnesium-, resp. Aluminiumoxid
- 1 Spatel (kleiner langer Löffel)
- 1 Reagenzglas hitzebeständig
- 1 Bunsenbrenner
- 1 Feuerzeug
- 1 Holzstäbchen

Vorgehen Versuch:

Erhitzen Sie in einem RG eine Spatelspitze Silberoxid Ag_2O mit dem Bunsenbrenner solange, bis sich das gesamte Oxid zersetzt hat. Führen Sie während des Erhitzens das glimmende Holzstäbchen in das Reagenzglas ein.



Beobachtung und Erkenntnis:

Das Holzstäbchen im Reagenzglas glüht intensiver und heller. Es bildet sich ein flüssiges Metall.

Der Glimmversuch zeigt, dass durch die Erwärmung Sauerstoff aus dem Metalloxid freigesetzt wurde. Durch Reduktion ist ein Metall (Silber) entstanden.

Zu Kapitel 5

Versuch 4: Zusammensetzung der Luft

Dieser Versuch zeigt, die Kerze brennt nur solange, bis der Luftsauerstoff im Glas zu einem grossen Teil aufgebraucht ist, danach erlischt sie.

Der Versuch eignet sich sowohl als Lehrerdemo und als Lernendenversuch

Materialien:

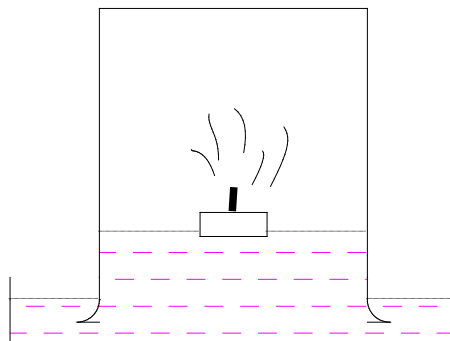
- Becherglas mit Skala (ohne Auslauf)
- Petrischale
- Kerze

Chemikalien:

- keine

Vorgehen:

1. Füllen Sie Wasser in die Petrischale
2. Legen Sie die Kerze ins Wasser (sollte schwimmen).
3. Zünden Sie die Kerze an.
4. Stülpen Sie das Trinkglas darüber.



Beobachtung:

Erklärung:

Damit die Kerze brennen kann, braucht sie Sauerstoff von der eingeschlossenen Luft. Durch die Reduktion des Luftsauerstoffes, entsteht ein kleines Manko im Luftvolumen, welches durch das Hochsteigen des Wassers ersetzt wird.

Zu Kapitel 7

Versuch 1: Benzin löschen mit Wasser

Dieser Versuch eignet sich zur Veranschaulichung der Verbrennung.

Der Versuch eignet sich nur als Lehrerdemo.

Materialien:

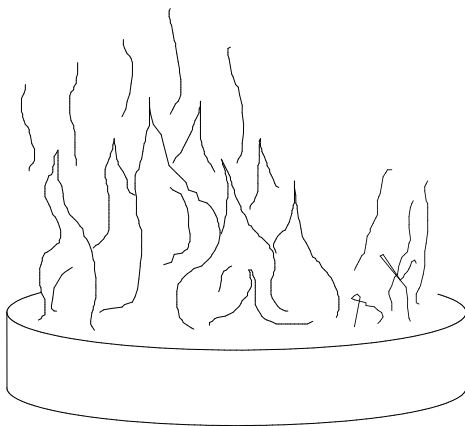
- Streichhölzer
- Abdampfschale
- Spritzflasche mit Wasser gefüllt
- Feuerfeste Decke
- Schutzbrille
- Handschuhe

Chemikalien:

- Leichtbenzin

Vorgehen:

1. Füllen Sie wenig (ca. 20 ml) Leichtbenzin in eine Abdampfschale.
2. Entzünden Sie ein Streichholz und halten Sie es ins Leichtbenzin bis es brennt.
3. Versuchen Sie das Feuer mit der Spritzflasche zu löschen. (Vorsicht Stichflamme)

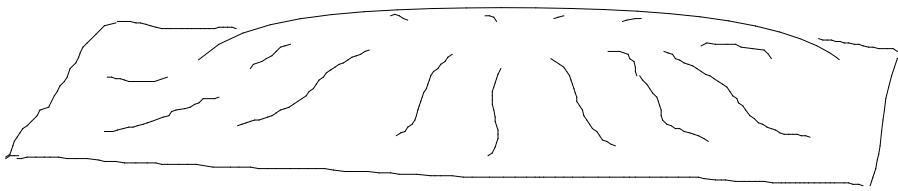


Zu Kapitel 7

Versuch 2: Benzin löschen mit Tuch

Vorgehen:

1. Überdecken Sie die Flamme mit einer feuerfesten Decke (evtl. mit feuchtem Tuch;
Achtung: Brandgefahr)



Eigene Bemerkungen:

Erklärung:

Das Feuer lässt sich mit Wasser nicht löschen, da bei der Zugabe von Wasser auch Luftsauerstoff mit strömt. Somit wird der Verbrennung Oxidationsmittel (Sauerstoff) zugeführt und die Verbrennung gefördert.

Mit der Decke wird beim Löschvorgang dem Feuer das Oxidationsmittel (Sauerstoff) entzogen.

Zu Kapitel 7

Versuch 3: Glühen von Eisenwolle

Dieser Versuch eignet sich zur Veranschaulichung des Massenerhaltungsgesetzes. Er kann auch als Einstieg in das Thema Redoxreaktionen dienen.

Der Versuch eignet sich sowohl als Lehrerdemo wie als Lernendenversuch
Vorkenntnisse: Verbrennungsreaktionen, chemisches Gleichgewicht

Materialien:

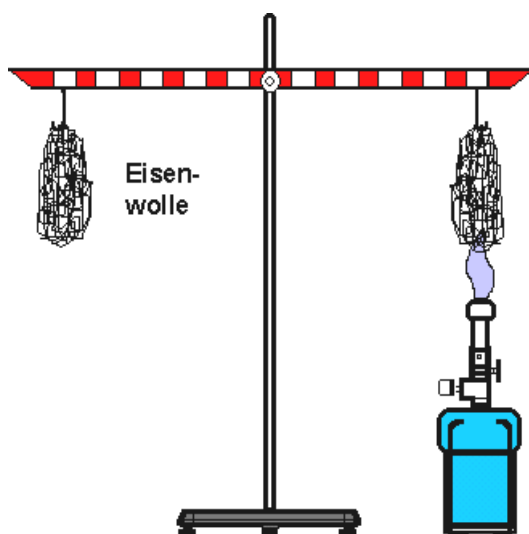
- Balkenwaage
- Bunsenbrenner

Chemikalien:

- Eisenwolle (nicht fettend und ohne Seife, erhältlich in Hauswarengeschäften)

Vorgehen:

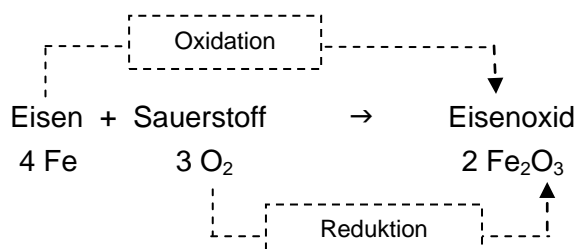
- 1) Sie bestücken eine Balkenwaage mit zwei gleich schweren Büscheln Eisenwolle (austarieren).
- 2) Arretieren Sie die Waage und entnehmen Sie eines der Büschel, legen Sie dieses auf eine feuerfeste Unterlage und bringen Sie ihn mit dem Bunsenbrenner zum Glühen.
- 3) Nachdem das ganze Büschel ausgeglüht ist, hängen Sie es zurück an die Balkenwaage und lösen die Arretierung.



Beobachtung:

Erklärung:

Wird die Eisenwolle geglüht, wird sie schwerer. Das Reaktionsprodukt hat eine grössere Masse als die eingesetzte Eisenportion. Eisenwolle reagiert mit dem Sauerstoff aus der Luft zu Eisenoxid. Der zugrunde liegende Vorgang ist eine Redoxreaktion.



Oxidation: Abgabe von Elektronen ($4 \text{ Fe} \rightarrow 4 \text{ Fe}^{3+} + 12 \text{ e}^-$)

Reduktion: Aufnahme von Elektronen ($3 \text{ O}_2 + 12 \text{ e}^- \rightarrow 6 \text{ O}^{2-}$)

Zu Kapitel 7

Versuch 4: Reduktion Kupfer – Oxid

Dieser Versuch eignet sich zur Veranschaulichung der Reduktion.

Der Versuch eignet sich nicht als Lernendenversuch, sondern nur als Lehrerdemo.

Materialien:

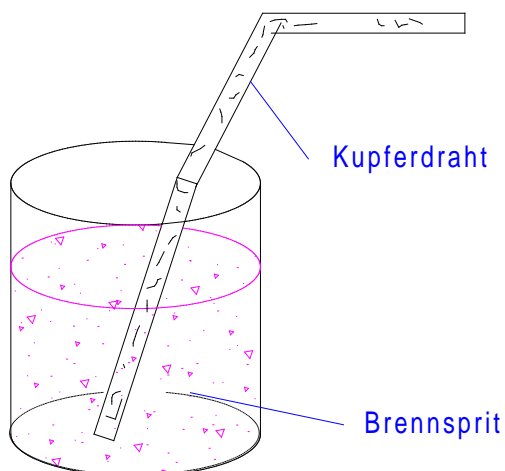
- Blitzschutzdraht Kupfer oder Blechstreifen Kupfer (blank)
- Bunsenbrenner
- Kombizange
- Becherglas
- Haushaltspapier

Chemikalien:

- Brennsprit 1dl

Vorgehen.

1. Brennsprit in das Becherglas abfüllen.
2. Blitzschutzdraht oder Blechstreifen mit dem Bunsenbrenner erhitzen.
3. Den erhitzten (nicht glühenden) Draht / Blechstreifen in den Brennsprit eintauchen und stehen lassen.



Der Draht soll in noch erhitztem (nicht glühendem!) Zustand in Brennsprit eingetaucht werden.

Beobachtung:

Erklärung:

Reduktion nennt man den Vorgang, bei dem Sauerstoff entzogen wird.

Fast alle unedlen Metalle werden durch Reduktionsprozesse aus den Erzen gewonnen.

Karbonate und sulfidische Erze werden zuerst geröstet und anschliessend reduziert.

Eigene Bemerkungen:

Zu Kapitel 7

Versuch 5:

Dieser eindrückliche Versuch zeigt das Thermitgeschweissverfahren – einem historisch bedeutsamen Herstellungsverfahren zur Gewinnung von reinen Metallen aus Metalloxiden

Der Versuch eignet sich nur als Lehrerdemo!
Vorkenntnisse: PSE (Metalle); Redoxreaktionen

Materialien:

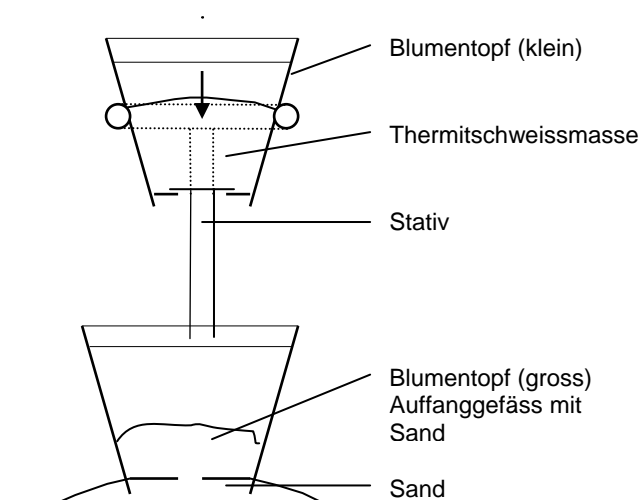
- 2 Blumentöpfe (gross und klein)
- Stativmaterial
- feuerfeste Unterlage
- Sand
- Kartonstück
- Pistill
- Magnet

Chemikalien:

- Thermitgeschweissmasse (Eisen(III)-oxid, Aluminiumgries im Gewichtsverhältnis von 3:1)
die Masse muss t r o c k e n sein!
- Thermit-Zünder (Wunderkerze)

Vorgehen:

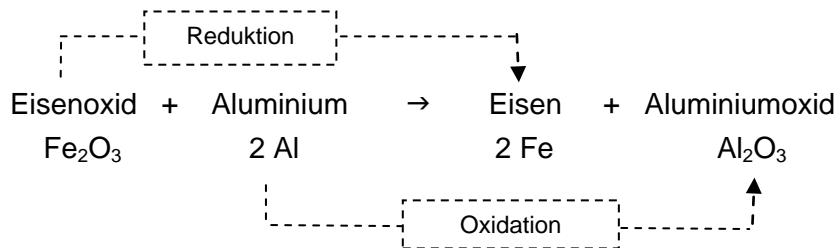
1. Füllen Sie etwa 50 g der Thermitgeschweissmasse in den Blumentopf. Den Wasserablauf des Topfes haben Sie vorher mit dem Kartonstück abgedeckt. Drücken Sie die Schweissmasse mit einem Pistill fest.



- Der Topf wird in etwa 30 cm Höhe über dem zweiten Blumentopf (Auffanggefäss) aufgestellt. Dieser steht auf Sand, der Sand wiederum liegt auf einer feuerfesten Unterlage.
- Zünden Sie die Wunderkerze an und stecken Sie diese möglichst gerade in die Thermitschweissmasse. Die Reaktion startet langsam!

Erklärung:

Dieser Vorgang ist ebenfalls eine klassische *Redoxreaktion*.



Oxidation: Abgabe von Elektronen ($2\text{Al} \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 6\text{e}^-$)

Reduktion: Aufnahme von Elektronen ($2\text{Fe}^{3+} + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Fe}$)

Das Verfahren, aus Metalloxiden (z.B. Eisenoxid Fe_2O_3) reine Metalle zu gewinnen, beruht auf der reduzierenden Wirkung von Aluminium (d.h. reines Aluminium wirkt als Reduktionsmittel, wird dabei selber oxidiert und „entnimmt“ den Metalloxiden so den Sauerstoff). Auf diese Weise wurden – bevor Elektrolyseverfahren bekannt waren – reine Metalle wie Cr, Mn, Ti, V, Mo, W, Ni und Co hergestellt, die vor allem in der Stahlindustrie für Legierungszwecke gebraucht wurden.

Noch heute wird das Thermitverfahren bei den SBB täglich zum Schweißen von Eisenbahnschienen eingesetzt.

Entsorgung:

Die Eisenschlacke kann mit dem normalen Hauskehricht entsorgt werden.

Eigene Bemerkungen:

Zu Kapitel 7

Versuch 6: Verbrennung Flüssiggas

Dieser Versuch eignet sich zur Veranschaulichung der Verbrennung.

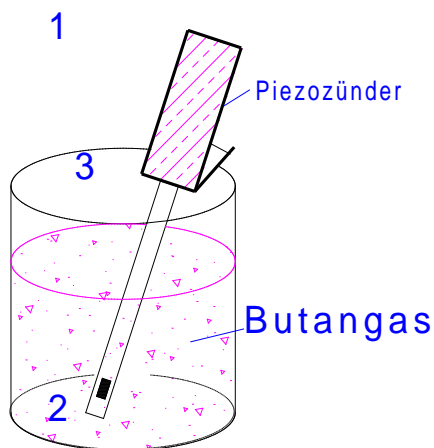
Der Versuch eignet sich als Lehrerdemo.

Materialien:

- Becherglas 1000 ml
- Kartuschenbrenner
- Piezozünder
- Feuerfeste Unterlage

Vorgehen:

1. Öffnen des Kartuschenbrenners mit Stellung schräg nach unten, damit das Flüssiggas in das Becherglas tropfen kann.
2. Das Flüssiggas-Luftgemisch mittels Piezozünder in der Reihenfolge und bei den Stellen 1, 2 und 3 zünden.
3. Versuch nur bei geöffnetem Fenster durchführen.



Erklärungen:

Das Flüssiggas tropft in das Becherglas

Stelle 1: Das Luft-Gasgemisch ist zu mager

Stelle 3: Das Luft-Gasgemisch ist zündbar

Stelle 2: Das Luft-Gasgemisch ist zu fett

Eigene Bemerkungen:

Zu Kapitel 8

Versuch 1: Verbrennung Holzkohle

Dieser Versuch eignet sich zur Veranschaulichung der Entstehung von Luftschadstoffen

Der Versuch eignet sich sowohl als Lehrerdemo und als Lernendenversuch.
Vorkenntnisse: Brennstoffzusammensetzung und Redoxreaktionen

Materialien:

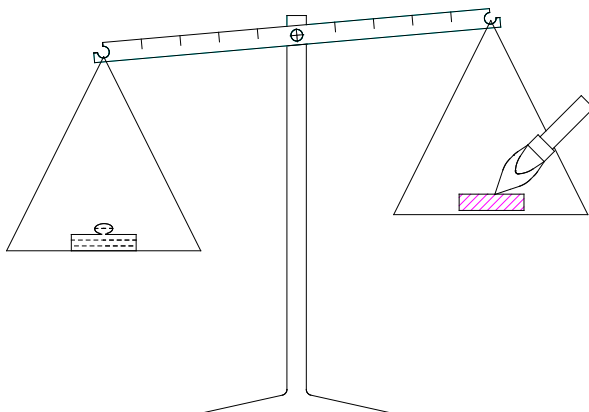
- Hebelwaage inkl. Gewichtssteine
- Bunsenbrenner

Chemikalien / Verbrauchsmaterial:

- Holzkohle oder Holz

Vorgehen:

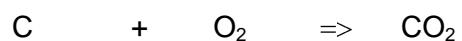
1. Aufstellen der Hebelwaage
2. Holzkohle mit Gewichtssteine ins Gleichgewicht bringen
3. Bunsenbrenner anzünden
4. Holzkohle verbrennen



Erklärung:

Bei der Verbrennung von Holzkohle bilden sich Oxide z.B. Kohlendioxid. Diese sind gasförmig, somit wird die Holzkohle leichter.

Kohlenstoff + Sauerstoff => Kohlendioxid



Eigene Bemerkungen:

Zu Kapitel 8

Versuch 2: Untersuchung der Abgasprodukte.

Der Versuch eignet sich als Lehrerdemo.

Vorkenntnisse: Brennstoffzusammensetzung und Redoxreaktionen

Materialien:

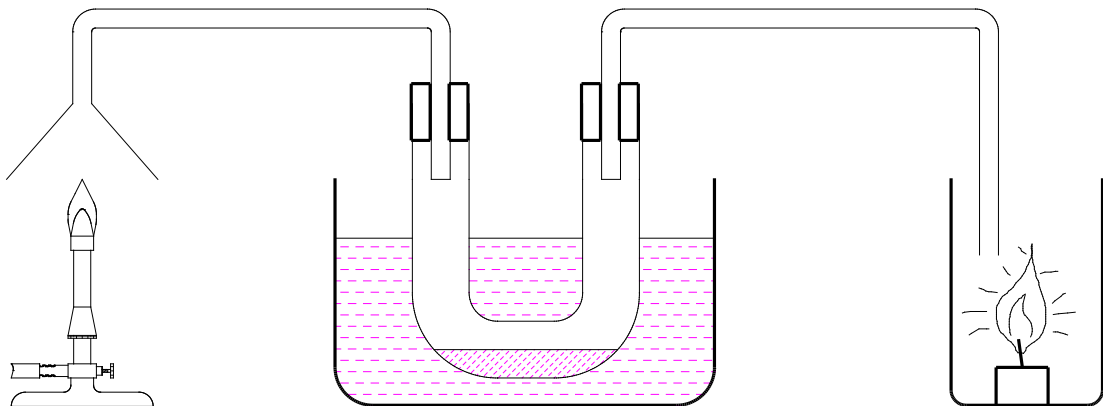
- Gasbrenner
- Glastrichter
- U-Rohr mit zwei Anschlusszapfen
- Glasbassin
- Kleiner Glasbehälter
- Zwei temperaturbeständige Schläuche
- Stative

Chemikalien / Verbrauchsmaterial:

- Kleine Kerze
- Zündhölzer

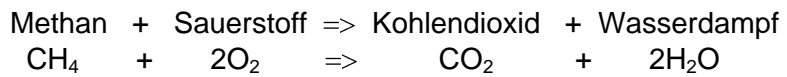
Vorgehen:

1. Aufstellen des Gasbrenners (Erdgas oder Flüssiggas)
2. Füllen des Glasbassins mit kühlem Wasser
3. Installieren der Versuchsanordnung gemäss Abbildung ohne Kerze
4. Versuch in Betrieb nehmen
5. Laufen lassen, bis sich im U-Rohr Kondenswasser bildet, Kerze anzünden und in den kleinen Glasbehälter stellen
6. Abgase in den kleinen Glasbehälter leiten



Erklärung:

Bei der Verbrennung von Erdgas (Methan) entsteht z.B. Wasserdampf und Kohlendioxid. Beim Abkühlen der Abgase kondensiert der Wasserdampf im U-Rohr. Das unbrennbare Kohlendioxid erstickt die Flamme der Kerze.

**Eigene Bemerkungen:**

Zu Kapitel 9

Versuch 1: Galvanisation – Verkupfern von Gegenständen

Der Versuch eignet sich sowohl als Lehrerdemo und als Lernendenversuch
Vorkenntnisse: Elektrochemische Spannungsreihe, Redoxreaktionen

Materialien:

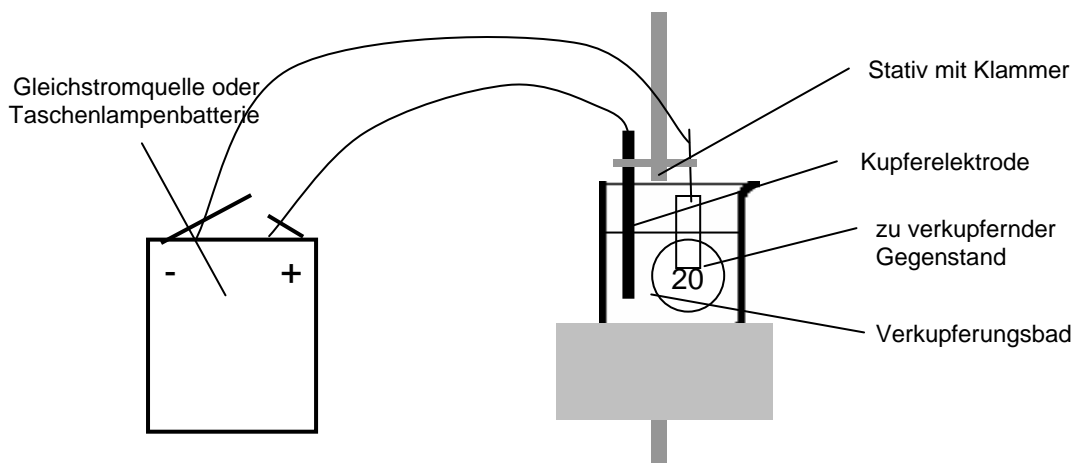
- Gleichstromquelle oder Taschenlampenbatterie
- Stromkabel
- Stativ mit Klammer
- Becherglas
- Kupferelektrode (z.B. Stück Kupferblech)
- Schlüssel oder Münze

Chemikalien:

- Kupfersulfat ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$)
 - konzentrierte Schwefelsäure (H_2SO_4)
- Lösung zum Verkupfern = *Verkupferungsbad*: 240 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ + 20 g H_2SO_4 konz. werden in einem Liter Wasser aufgelöst.
- Brennsprit

Vorgehen:

1. Reinigen und entfetten Sie einen Schlüssel oder eine Münze gründlich (z.B. mit Brennsprit).
2. Bauen Sie den Versuch zum Galvanisieren wie in der folgenden Abbildung nach:



3. Füllen Sie so viel Verkupferungsbad in das Becherglas, bis der zu verkupfernde Gegenstand vollständig eingetaucht ist.

4. Tauchen Sie die Kupferelektrode und den zu verkupfernden Gegenstand in das Verkupferungsbad.
5. Verbinden Sie den Schlüssel oder die Münze mit dem Minuspol der Stromquelle und die Kupferelektrode mit dem Pluspol. Die Spannung sollte etwa 5 V betragen.

Erklärung:

Als Galvanisieren bezeichnet man das Überziehen eines Metallstückes mit einer dünnen Schicht eines anderen Metalls mit Hilfe von Strom. Dieser Überzug besteht aus Metallen, die härter oder widerstandsfähiger gegen Umwelteinflüsse sind als das zu schützende Metall. Außerdem kann einem Metallgegenstand durch Galvanisieren auch ein schönes Äußeres verliehen werden, wie z.B. ein besonderer Glanz.

**Entsorgung:**

Das Verkupferungsbad kann mehrere Male wieder verwendet werden (aufbewahren).

Eigene Bemerkungen:

Zu Kapitel 9

Versuch 2:

Dieser Versuch eignet sich zur Untersuchung der Abgasprodukte.

Der Versuch eignet sich als Lehrerdemo.

Vorkenntnisse: Redoxreaktionen.

Materialien:

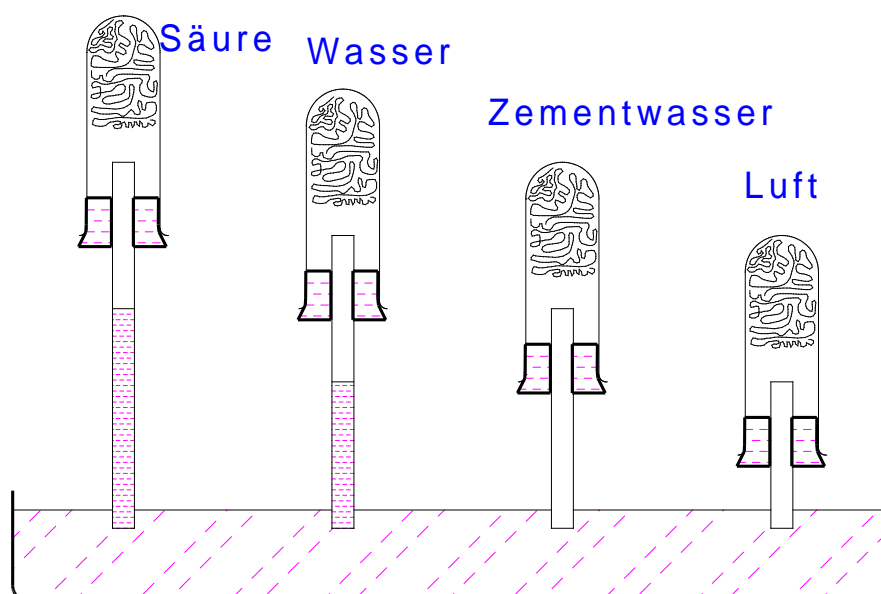
- Glaswanne
- Vier Reagenzgläser
- Vier Glasröhrchen mit Gummizapfen
- Stativ

Chemikalien / Verbrauchsmaterial:

- Farbstoff
- Stahlwolle
- Verdünnte Säure
- Zementpulver

Vorgehen:

1. Stahlwolle in alle vier Reagenzgläser stopfen
2. In einem Reagenzglas die Stahlwolle mit verdünnter Säure befeuchten
3. In einem Reagenzglas die Stahlwolle mit Wasser befeuchten
4. In einem Reagenzglas die Stahlwolle mit Zementwasser befeuchten
5. Füllen des Glasbassins mit eingefärbtem Wasser
6. Aufstellen der Versuchsanordnung gemäss Abbildung



Erklärung:

Stahlwolle, die korrodiert, verbraucht Sauerstoff. Dadurch entsteht im Reagenzglas ein Unterdruck. Das eingefärbte Wasser aus dem Glasbassin steigt im Glasröhrchen hoch. Bei der mit verdünnter Säure befeuchteten Stahlwolle ergibt sich eine sehr starke Korrosion. Bei der mit Wasser befeuchteten Stahlwolle zeigt sich ebenfalls eine starke Korrosion. Bei den anderen zwei Reagenzgläsern (Zementwasser und Luft) zeigt sich keine Reaktion.

Eisen + Sauerstoff => Eisenoxid

**Entsorgung:**

Die Stahlwolle kann mit dem Hauskehricht entsorgt werden.

Eigene Bemerkungen:**des Korrosionsschutzes mit einer Magnesium-Opferanode.**

Zu Kapitel 9

Versuch 3: Dieser Versuch eignet sich zur Veranschaulichung des galvanischen Elementes.

Der Versuch eignet sich als Lehrerdemo.

Vorkenntnisse: Grundlagen elektrochemische Spannungsreihe

Materialien:

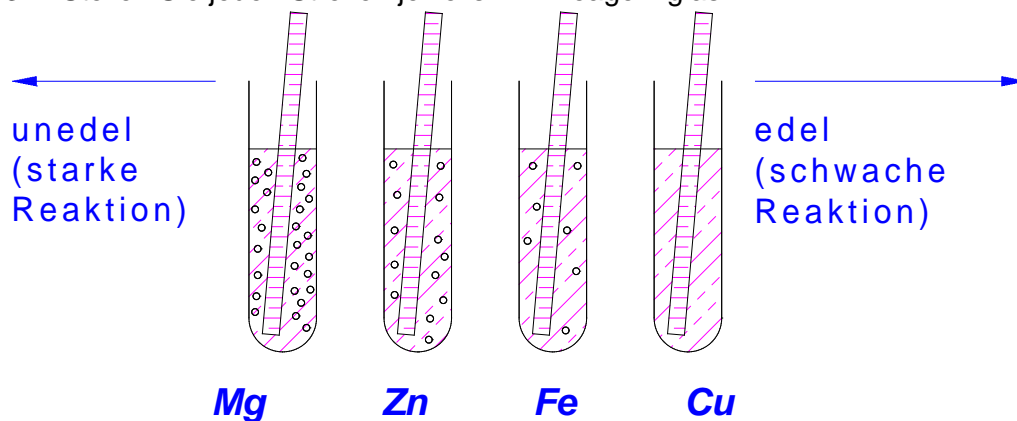
- Streifen aus Zink, Kupfer, Eisen und Magnesium; Länge ca. 22 cm
- 4 Reagenzgläser
- Einweg Pasteurpipette
- Reagenzglashalter
- Schutzbrille
- Handschuhe

Chemikalien:

- Salzsäure (HCl)

Vorgehen:

1. Füllen Sie die 4 Reagenzgläser je mit 40 – 50 ml Salzsäure (HCl).
2. Stellen Sie die 4 Reagenzgläser in den Reagenzglashalter hinein.
3. Stellen Sie jeden Streifen jeweils in 1 Reagenzglas.



Erklärung:

Bedingt durch die elektrochemische Spannungsreihe, werden die unedleren Stoffe schneller zerstört als edlere Stoffe. Siehe Tabelle LM Chemie Haustechnikinstallateure S. 39.

Entsorgung:

Salzsäure mit Natronlauge neutralisieren (PH-Wert ca. 7.0) und salzhaltige Lösung Kanalisation zuführen.

Eigene Bemerkungen:

Zu Kapitel 9

Versuch 4: Korrosionsschutz mit einer Magnesium-Opferanode.

Der Versuch eignet sich als Lehrerdemo.

Vorkenntnisse:

Reaktion von Metallen, Korrosionsbedingungen
elektrochemische Spannungsreihe von Metallen

Materialien:

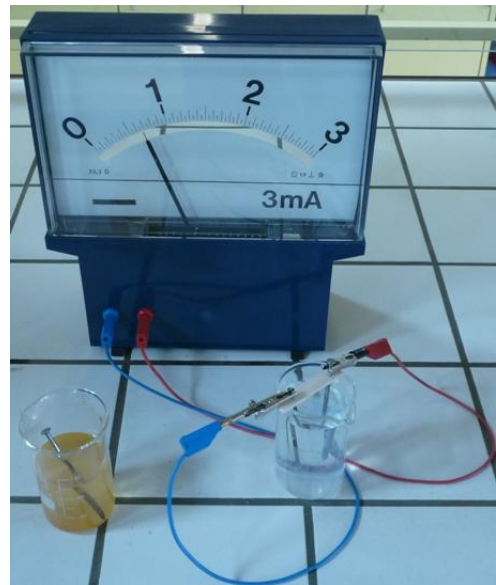
- 2 Bechergläser ca. 200 ml
- 2 Stahlnägel 80 – 100 mm
- 1 Amperemeter mit Verbindungskabel und Krokodilklemmen
- Evtl. kleines Holzstück
- Magnesiumband

Chemikalien:

- Keine

Vorgehen:

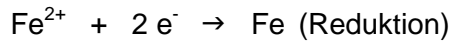
1. Einen Stahlnagel einige Stunden früher in ein mit Trinkwasser gefülltes Becherglas stellen.
2. Magnesiumband und Stahlnagel an die Verbindungskabel mit Krokodilklemmen anschliessen (auf Polarität achten) und in das zweite mit Trinkwasser gefüllte Becherglas stellen.



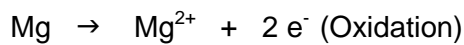
Erklärung:



Der ungeschützte Eisennagel beginnt nach einigen Stunden zu rosten. Stark vereinfacht reagieren Eisenatome an der Oberfläche des Nagels zu Eisenionen (Fe^{2+}). Mit den im Wasser gelösten Hydroxidionen (OH^-) bildet sich $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (Eisenhydroxid). Das Eisenhydroxid reagiert dann weiter zu Eisenoxiden (FeO und $\text{Fe}_2\text{O}_3 = \text{Rost}$). Dieser Vorgang kann verhindert werden, wenn Elektronen zur Verfügung stehen, die mit den Fe^{2+} -Ionen des Nagels reagieren können, bevor sie mit den Sauerstoffionen in Kontakt kommen:



Die Elektronen werden vom unedleren Metall (dem Magnesium) zur Verfügung gestellt:



Das Magnesium wird dadurch langsam abgebaut „geopfert“ – man spricht deshalb auch von Opferanode.

Da Eisennagel und Magnesiumband über ein Stromkabel verbunden sind, kann der Stromfluss durch den Elektrolyten (Leitungswasser) gemessen werden. Wenn der Strom ausbleibt, ist die Opferanode verbraucht und muss ersetzt werden.

Eigene Bemerkungen, Notizen:

Zu Kapitel 9

Versuch 5: Leitfähigkeitsbestimmung

Dieser einfache Versuch eignet sich zur Veranschaulichung von Elektrolyten und Nichtelektrolyten.

Der Versuch eignet sich als Lehrerdemo und als Lernendenversuch
Vorkenntnisse: Ionenverbindungen, Stromfluss

Materialien:

- Batterie
- Stromkabel mit Krokodilklemmen
- Lämpchen
- Becherglas
- zwei Nägel (entfettet)

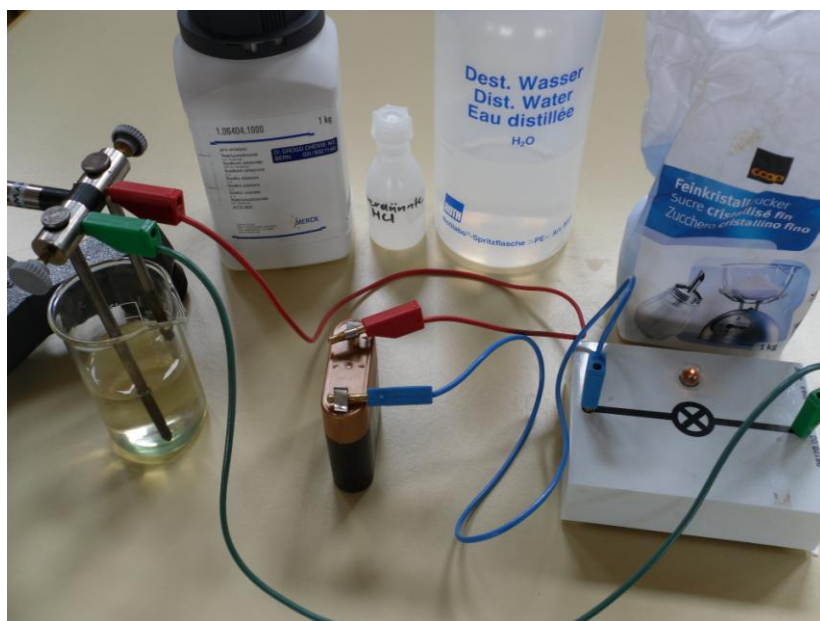
Chemikalien:

- Kochsalz (NaCl)
- Zucker
- Salzsäure verdünnt (HCl)
- destilliertes Wasser

Vorgehen:

1. In ein Glas mit destilliertem Wasser tauchen Sie zwei saubere, entfettete Nägel. Diese werden mit Stromkabeln verbunden. Ein Kabel verbinden Sie mit einer 4.5 Volt-Batterie, das andere Kabel führt über ein Lämpchen zum anderen Pol der Batterie. Achtung! Lämpchen und Batterie müssen die gleiche Spannung haben, da sonst die Birne nicht brennt oder bei zu hoher Spannung durchbrennt! Die Nägel dürfen sich nicht berühren.

Resultat: Das Lämpchen brennt nicht.



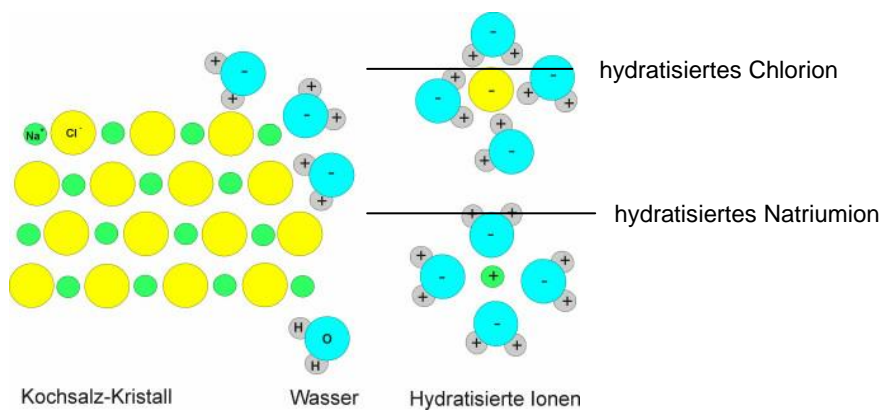
2. Nun rühren Sie etwas Salz in das Wasser.

Beobachtung:

Die Lampe brennt.

Erklärung:

Salz (NaCl) zerfällt in Wasser in gelöste Ionen (Na^+ = **Kation** und Cl^- = **Anion**):



Eine solche Salzlösung macht Wasser leitend für den elektrischen Strom. Beim Anlegen einer Spannung wandern die Kationen zum negativen, die Anionen zum positiven Pol und transportieren auf diese Weise den elektrischen Strom. Wässrige Salzlösungen, die den elektrischen Strom leiten, nennt man auch **Elektrolyte**. Sie begünstigen die Korrosion von Metallen wie z. B. das Rosten von Eisen.

Den gleichen Effekt zeigen auch Säuren (Zitronensäure), die in wässrigen Lösungen ebenfalls Ladung tragen (sie geben ein H^+ Ion an die Wassermoleküle ab).

Keine Ladung tragen im Gegensatz dazu aber im Wasser gelöste Moleküle (Zucker).

Eigene Bemerkungen:

Zu Kapitel 9

Versuch 6: Elektrochemische Spannungsreihe

Dieser Versuch eignet sich zur Veranschaulichung des Galvanisierens.

Der Versuch eignet sich sowohl als Lehrerdemo und als Lernendenversuch

Vorkenntnisse: Metalle, Elektrizitätslehre

Materialien:..

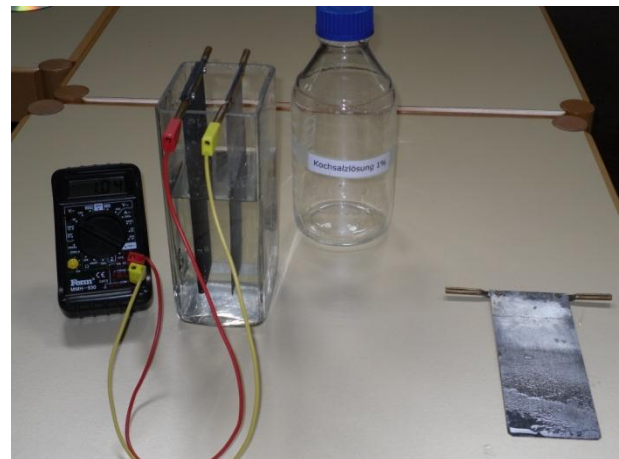
- 2 Stromkabel
- Glasschale 4- eckig
- Voltmeter
- Kohleplatte
- Kupferplatte
- Bleiplatte
- Zinkplatte
- 2 Aluminiumplatte
- Stahlplatte

Chemikalien:

- Kochsalzlösung

Vorgehen:

1. Füllen Sie die Glasschale mit der Kochsalzlösung zu $\frac{3}{4}$ auf.
2. Stecken Sie die Kabel im Voltmeter ein und wählen Sie den Bereich 20 V.



3. Hängen Sie die beiden Aluminium- Platten in die Glasschale und verbinden sie die Kabel mit den Platten.
4. Lesen Sie den angezeigten Wert am Voltmeter ab und tragen sie diesen in die unten stehende Tabelle.

5. Nun wechseln Sie die Platten, führen die aufgeführten Messungen durch und tragen die erhaltenen Werte in die Tabelle ein. Ergänzen Sie die Tabelle mit weiteren Mess-Kombinationen.

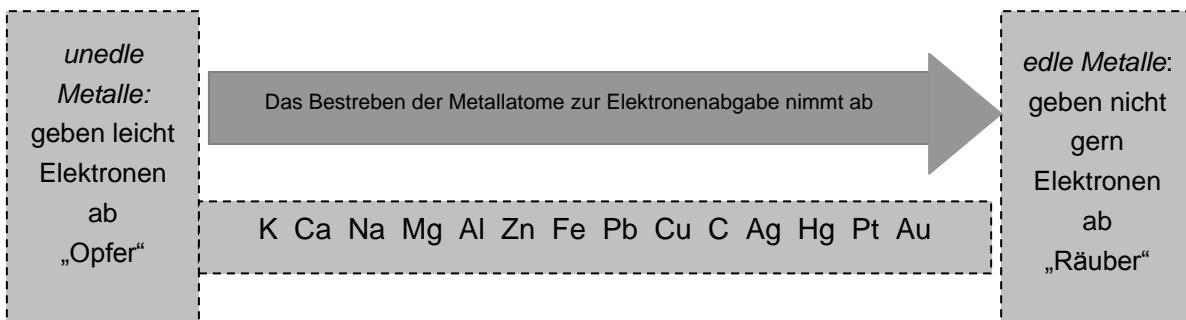
Elektronenpaare	Spannung in Volt
• Aluminium – Aluminium	
• Aluminium – Zink	
• Kohle – Zink	
• Kohle – Stahl	
• Kupfer – Stahl	
•	
•	

6. Versuchen Sie die Elemente anhand der Grösse der Spannung zu sortieren. Machen Sie, wenn nötig, zusätzliche Messungen.

--	--	--	--	--	--

Erklärung:

Entsprechend ihrer Stellung im Periodensystem haben Metalle (aber auch Kohlenstoff) ein unterschiedliches Bestreben, Elektronen abzugeben oder aufzunehmen. Nach der Tendenz, Elektronen abzugeben, können die Metalle in einer Reihe (elektrochemische Spannungsreihe) angeordnet werden.



Je weiter auseinander die Elemente in der elektrochemischen Spannungsreihe stehen, desto grösser ist die Potentialdifferenz (d.h. die von uns gemessene Spannung in Volt) Das bedeutet, dass vom unedleren Metall Elektronen abgegeben werden, resp. vom edleren Elektronen aufgenommen werden.

Die von uns gemessenen Voltzahlen entsprechen allerdings nicht den Zahlen in der Literatur, da unsere Anordnung nicht Standardbedingungen aufweist.

Eigene Bemerkungen:

Zu Kapitel 10

Versuch 1: Gas- und Kalkausscheidung beim Erwärmen von hartem Wasser

Dieser Versuch eignet sich zur Veranschaulichung, dass bei zunehmender Wassertemperatur die Gasausscheidung zunimmt, sowie Ablagerung von Kalk.

Der Versuch eignet sich sowohl als Lehrerdemo wie als Lernendenversuch
Vorkenntnisse: Wasserqualität, Wassereigenschaften.

- Stickstoffe N_2
- Sauerstoff O_2
- Kohlendioxid CO_2 u. a.
- Salzgehalt des Rohwasser (Karbonathärte, temporäre Härte)

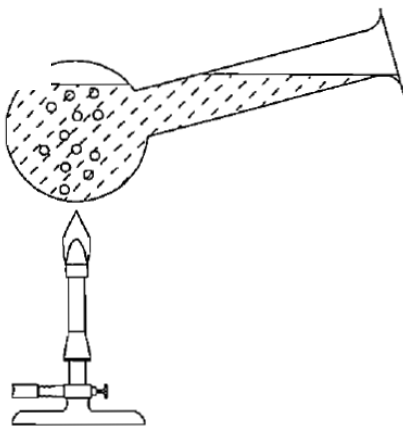
Materialien:

- Rundkolben
- Bunsenbrenner
- Stativhalterung für Befestigung des Rundkolbens

Vorgehen:

Gasausscheidung

1. Füllen Sie den Rundkolben ca. zur Hälfte mit klarem Wasser ("ideal hartes Wasser").
2. Befestigen Sie den Rundkolben liegend schräg nach oben am Stativ. Erwärmen Sie mit dem Bunsenbrenner langsam das Wasser, bis die Gasausscheidungen sichtbar werden.



Erklärung:

Das Wasser scheidet mit zunehmender Temperatur Gase aus. Die Gasbildung nimmt zu.

Kalkausscheidung

3. Erwärmen Sie das Wasser weiter, bis alles restlos verdampft ist. Zurück bleibt ein weißer Belag.

Erklärung:

Die Ausscheidung der temporären Härte (Kalk) nimmt über $60^\circ C$ sprunghaft zu. Das kalkbildende CO_2 entgast. Kalkausscheidungen in Leitungssystemen führen zu Zirkulationsstörungen!

Zu Kapitel 10

Versuch 2: Bestimmung der Wasserhärte mit Seifenlösung

Der Versuch zeigt die unterschiedlichen Reaktionen bei unterschiedlicher Wasserhärte.

Der Versuch eignet sich sowohl als Lehrerdemo und als Lernendenversuch

Materialien:

- Spritze 50 ml oder Messzylinder 50 ml
- 2 grosse Reagenzgläser mit Gummistopfen
- Pipette

Chemikalien:

- Seifenlösung
- destilliertes Wasser (weiches Wasser)
- kohlenstoffhaltiges Mineralwasser (hartes Wasser)

Vorgehen:

1. Ziehen Sie mit der Spritze 40 ml weiches Wasser (destilliertes Wasser ohne Calciumionen) ab und füllen Sie es ins 1. Reagenzglas.
2. Geben Sie ins 2. Reagenzglas 40 ml hartes Wasser (z.B. Leitungswasser oder kohlenstoffhaltiges Mineralwasser).
3. Geben Sie in beide Reagenzgläser mit je 2 ml Seifenlösung, benutzen Sie dafür die Pipette.
4. Schütteln Sie danach bei aufgesetztem Stopfen zehnmals kräftig hin und her. Beobachten Sie die Schaumbildung.

Beobachtung / Erklärung:

Beim harten Wasser ist die Schaumbildung bedeutend geringer als beim weichen Wasser. Für die Schaumbildung sind die in der Seife enthaltenen *Tenside* verantwortlich, die mit Luft Blasen bilden können (Seifenblasen). Sind nun aber im Wasser Calcium (Ca^{2+}) und Magnesiumionen (Mg^{2+}) vorhanden, bilden sich mit den *Tensiden* unlösliche, weisse Niederschläge, die natürlich die Wirksamkeit des Waschvorgangs verringern (da weniger aktive *Tenside* zur Verfügung stehen).

Deshalb bilden sich in hartem Wasser auch weniger Seifenblasen, resp. muss in hartem Wasser mehr Seife zugegeben werden, um eine genügende Waschaktivität zu erreichen.

Eigene Bemerkungen:

Zu Kapitel 10

Versuch 3: Bestimmung der Wasserhärte mittels Tritrierlösung

Mit diesem Versuch bestimmen Sie die Wasserhärte z.B. in deutsche Härtegrade °dH.

Der Versuch eignet sich sowohl als Lehrerdemo und als Schülerversuch

Materialien:

- Messzylinder 15 ml

Chemikalien:

- Tritrierlösung zur Bestimmung der Wasserhärte (z.B. Firma Christ)
- Regenwasser
- kohlensäurehaltiges Mineralwasser

Vorgehen:

1. Geben Sie mit 10 ml Regenwasser in den Messzylinder
2. Geben Sie einen Tropfen der Tritrierlösung in den Messzylinder und schwenken Sie es hin und her.
3. Beobachten Sie die Farbe (zu Beginn leicht grün).
4. Wiederholen Sie die Punkte zwei und drei bis Sie einen Farbumschlag (rot) feststellen. Zählen Sie dabei die Anzahl Tropfen.

Erklärung:

Die Tritrierlösung reagiert mit den im Wasser enthaltenen härtebildenden Mineralien. Sind alle härtebildenden Mineralien aufgebraucht, so reagiert die Lösung mit einem Farbumschlag.

Anhand der Tropfenzahl kann man mittels Tabelle die Härte bestimmen.

Eigene Bemerkungen:

Zu Kapitel 11

Versuch 1: Säuren und Laugen im Alltag

Dieser Versuch eignet sich zur Veranschaulichung des pH – Wertes von Alltagsprodukten. Wir stellen selber einen Universalindikator (Säure- Laugenzeiger) her (Rotkohlsaft) und untersuchen Alltagsprodukte auf ihren pH – Wert.

Der Versuch eignet sich sowohl als Lehrer- wie auch als Lernendenversuch

Vorkenntnisse: Farbstoffe, Indikatoren

Der Versuch passt zu den Inhalten des Kapitels 11.0 (Säuren, Laugen und Salze)

Materialien:

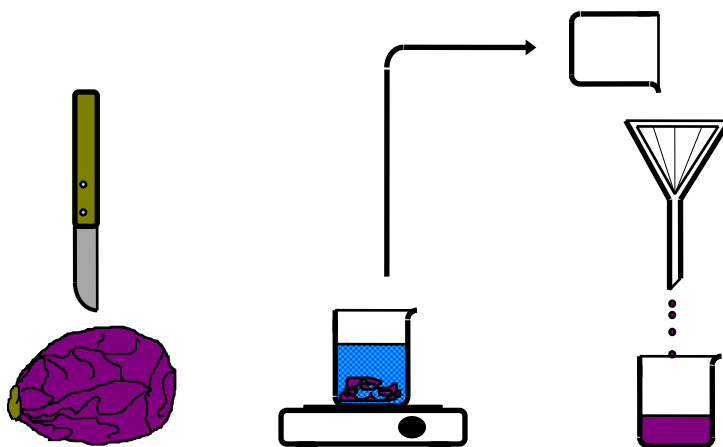
- Heizplatte
- Reagenzglasgestell mit Reagenzgläsern
- Messer
- 2 Bechergläser 250 ml
- Trichter
- Spatel
- Einwegpipetten
- Glasfilter mit Filterpapier

Chemikalien:

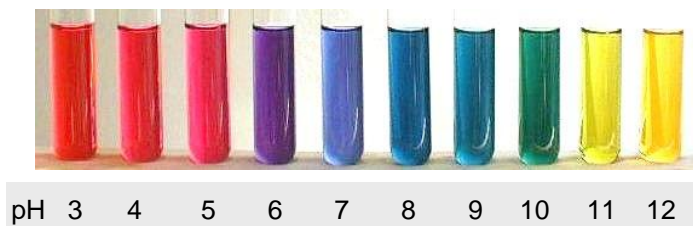
- Rotkohl
- diverse säure- resp. basehaltige Lebensmittel und Alltagsprodukte (gemäss Tabelle auf der nächsten Seite)

Vorgehen:

1. Zerschneiden Sie Rotkohlblätter zu schmalen Streifen und füllen Sie diese in ein 250ml-Becherglas. Geben Sie Wasser dazu und kochen Sie dies während einigen Minuten.
2. Filtrieren Sie die noch heisse Flüssigkeit durch einen Filter.



3. Füllen Sie alle Reagenzgläser im Reagenzglasgestell ca. 2 cm hoch mit dem Filtrat.
4. Geben Sie von den Stoffen jeweils einige Tropfen in die Reagenzgläser (schreiben Sie die Reagenzgläser vorher an). Von den pulverförmigen Substanzen eine Spatel spitze zugeben.
5. Beobachten Sie die Farbänderung und tragen Sie das Ergebnis in die Tabelle ein. Entscheiden Sie, ob eine Säure vorliegt oder nicht. Folgende Farbskala (für den Indikator Cyanidin, der im Rotkohl enthalten ist) hilft Ihnen dabei.



Farbumschlagpunkte von Rotkohlsaft

Als mögliche Produkte eignen sich:

- 1%ige Natronlauge
- 1%ige Salzsäure
- Coca-Cola
- Milch
- Speiseessig
- Waschmittel
- Vitamintablette
- Fensterputzmittel
- Natron
- Mineralwasser
- Oxi-Reiniger

Erklärung:

Rotkohlsaft enthält den Farbstoff Cyanidin – dieser Farbstoff ist gleichzeitig ein Indikator d.h. dieser ändert bei Zugabe von Säuren oder Laugen seine Farbe.

Entsorgung:

Alle Lösungen können im Ausguss entsorgt werden.

Eigene Bemerkungen:

Zu Kapitel 11

Versuch 2: Saurer Regen, so entstehen Säuren

Nichtmetalle reagieren mit Wasser zu Säuren. Dieser Versuch verdeutlicht dies am Beispiel der Bildung von saurem Regen.

Der Versuch eignet sich als Lehrerdemo.
Vorkenntnisse: PSE (Nichtmetalle); Wasser

Materialien:

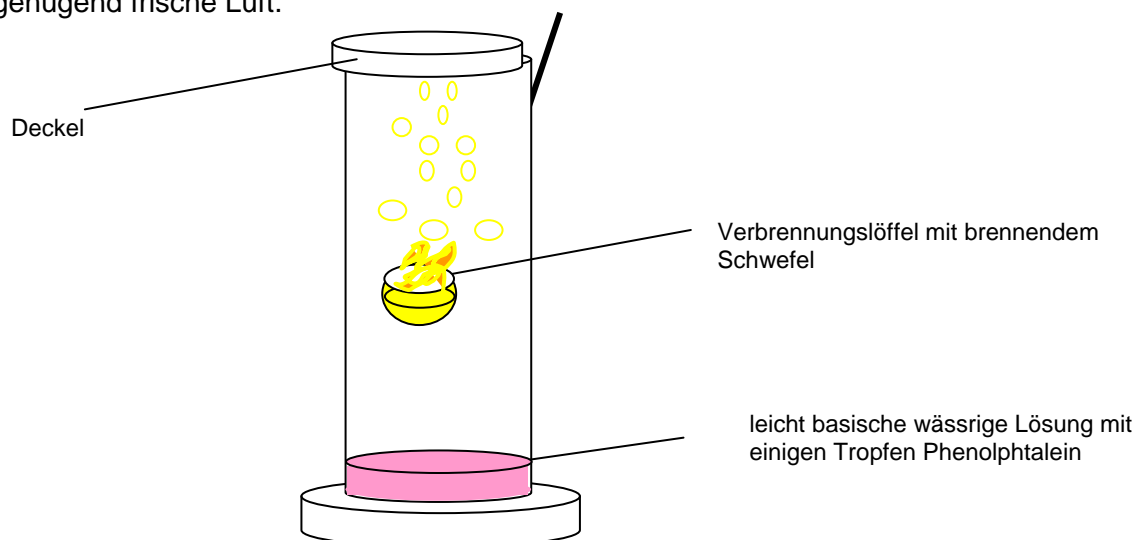
- Standzylinder mit Deckel
- Verbrennungslöffel
- Bunsenbrenner
- Einwegpipette
- pH-Papier

Chemikalien:

- Schwefel sublimiert, gepulvert
- Phenolphthalein (verdünnte Lösung in Ethanol)
- Wasser
- stark verdünnte Natronlauge (1%ig)

Vorgehen:

1. Füllen Sie in einen Standzylinder Wasser auf 1 – 2 cm Höhe ein. Geben Sie einige Tropfen Phenolphthalein zu. Falls sich das Wasser nicht rosa färbt, geben Sie mit einer Einwegpipette ein, max. zwei Tropfen verdünnte Natronlauge zu. Messen Sie den pH-Wert mit einem pH-Papier
2. Verbrennen Sie in einem Löffel eine höchstens erbsengrosse Menge Schwefel (entzünden über der Bunsenflamme). Senken Sie den Löffel in den Standzylinder, so dass wenigstens ein Teil der Verbrennungsgase aufgefangen wird. Sorgen Sie für genügend frische Luft.



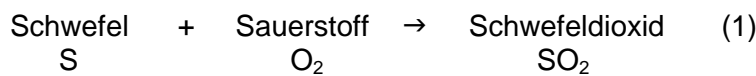
3. Anschliessend decken Sie den Standzylinder mit einem Deckel ab, damit das Wasser durch Schwenken mit dem entstandenen Schwefeldioxid in Kontakt gebracht werden kann.
4. Messen Sie den pH-Wert erneut mit pH-Papier.

Erklärung:

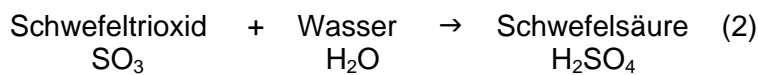
Die Bildung einer Säure aus einem Nichtmetall wird hier am Beispiel der Bildung von saurem Regen verdeutlicht.

Hauptverantwortlich für sauren Regen ist die Luftverschmutzung durch Abgase.

Insbesondere durch Einsatz schwefelhaltiger fossiler Brennstoffe wie Kohle und Heizöl entstehen Schwefeloxide (SO_x) nach folgender Gleichung:

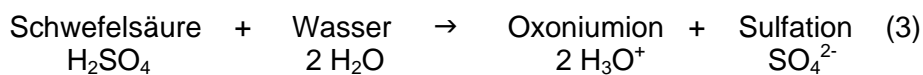


Das Schwefeldioxid reagiert in der Luft mit Sauerstoff weiter zu Schwefeltrioxid (SO_3) dieses wiederum reagiert weiter mit Wasserdampf zu Schwefelsäure:



Wir beobachten in unserem Versuch eine Entfärbung der wässrigen Phenolphthalein-Lösung, d.h. der pH-Wert sinkt in den sauren Bereich, der Indikator Phenolphthalein ändert seine Farbe von rosa zu farblos.

Die Schwefelsäure gelangt bei Niederschlag in den Boden und kann dort Mikroorganismen und Pflanzen schädigen. In Gewässern führt Schwefelsäure ebenfalls zu einer Schädigung der Organismen:

**Entsorgung:**

Alle Lösungen können im Abguss entsorgt werden.

Eigene Bemerkungen:

Zu Kapitel 11

Versuch 3: Neutralisation

Dieser Versuch eignet sich zur Veranschaulichung der Neutralisation von Säuren und Laugen.

Der Versuch eignet sich als Lehrerdemo
Vorkenntnisse: pH-Wert, Säuren und Laugen

Materialien:

- 3 Bechergläser mit Skala
- 1 Abdampfschale
- 1 Bunsenbrenner
- 1 Zündholz
- 1 Dreibeinstativ für die Abdampfschale

Chemikalien:

- Schwefelsäure H_2SO_4
- Natronlauge NaOH
- Indikatorpapier oder Indikatorflüssigkeit

Vorgehen 1. Teil:

1. Füllen Sie ca. 50 ml NaOH in ein Becherglas
2. Giessen Sie so viel H_2SO_4 dazu, bis der pH-Wert von 7 erreicht ist.
3. Evtl. Gemisch (salzhaltig) durch Abschmecken prüfen.

Erkenntnis Teil 1:

Die Lösung schmeckt salzig.

Vorgehen 2. Teil:

1. Giessen Sie einen Teil des Gemisches in die Abdampfschale
2. Erhitzen Sie das Gemisch bis die Flüssigkeit verdampft ist

Erkenntnis Teil 2:

Nach dem Verdampfen bleibt eine weisse Kruste zurück (Kochsalz).

Eigene Bemerkungen:

Zu Kapitel 11

Versuch 4: Entstehung einer Lauge

Metalle reagieren mit Wasser zu Laugen. Dieser Versuch verdeutlicht dies am Beispiel der Bildung von Natronlauge

Der Versuch eignet sich als Lehrerdemonstration (nicht geeignet als Lernendenversuch)
Vorkenntnisse: Periodensystem Elemente (Metalle, Alkalimetalle); Wasser

Versuchsanordnung

Materialien:

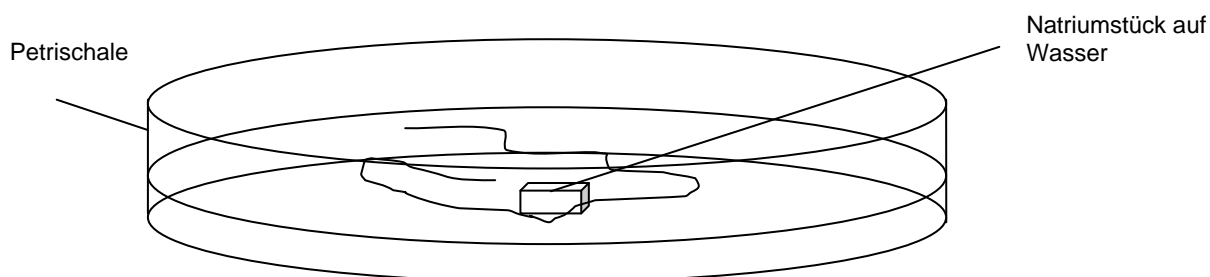
- Grosse Petrischale (hohe Form)
- Messer
- Grosse Pinzette
- Einwegpasteurpipette
- Schutzbrille
- pH-Papier

Chemikalien:

- Natrium (Stangen in Paraffinöl)
- Phenolphthalein (verdünnte Lösung in Ethanol)
- Wasser
- Verdünnte Salzsäure (ca. 1%ig)

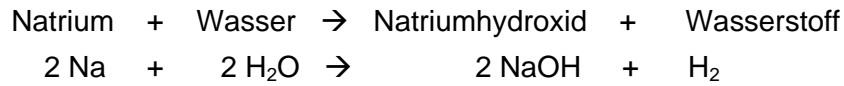
Vorgehen:

1. Sicherheitsmassnahmen
Die Schüler, die den Vorgang beobachten, müssen bei diesem Versuch einen Schutzabstand von rund 2 bis 3 m einhalten oder eine Schutzbrille tragen. Bei der Reaktion des Natriums mit dem Wasser kann das Natrium aus dem Gefäss springen und beim Beobachter Verletzungen verursachen.
2. Füllen Sie in die Petrischale Wasser auf ca. 3 cm Höhe ein. Das Wasser sollte neutral d.h. pH=7 sein. Falls das nicht der Fall ist, geben Sie mit der Einwegpasteurpipette einige Tropfen verdünnte Salzsäure zu. Messen Sie den pH-Wert mit pH-Papier.
3. Entnehmen Sie aus dem Vorratsgefäss mit der grossen Pinzette ein Stück Natrium. Vorsicht: Natrium reagiert bei Kontakt mit Feuchtigkeit oder Wasser heftig! Schneiden Sie vorsichtig ein kleines Stück weg. Den Rest geben Sie sofort wieder in das Vorratsgefäss.
4. Nun geben Sie das Stück Natrium vorsichtig in die Petrischale mit Wasser. Es beginnt eine heftige Reaktion (Feuerentwicklung) – unbedingt Schutzbrille tragen!
5. Messen Sie den pH-Wert erneut mit pH-Papier.

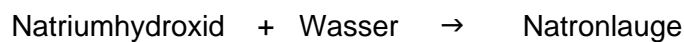


Erklärung:

Bei der Reaktion der Alkalimetalle (zu denen auch das Natrium gehört) mit Wasser entsteht Wasserstoff und eine alkalische Lösung. Die pinkrote Färbung des Phenolphthaleins zeigt dies an. Dampft man die Lösung ein und reinigt man das Produkt, erhält man immer einen weissen, festen Stoff, bei dem es sich um Natriumhydroxid handelt.



Da bei der Reaktion ein Überschuss an Wasser vorliegt, löst sich Natriumhydroxid sofort im Wasser und bildet Natronlauge.

**Entsorgung:**

Alle Lösungen können im Abguss entsorgt werden.

Eigene Bemerkungen:

Zu Kapitel 11

Versuch 5: Wirkung von Säuren und Laugen

Mit diesem Versuch sollen die Anwendung und die Wirkung von Säuren und Laugen auf verschiedene, in der Bau- und Gebäudetechnik verwendete Materialien, veranschaulicht und dokumentiert werden.

Der Versuch eignet sich als Lehrerdemonstration.
Die Schüleraktivität richtet sich vor allem auf die Dokumentation der Wirkung aus

Vorkenntnisse: Bildung von Säuren und Laugen, pH-Wert.

Versuchsanordnung

Materialien:

- Verschiedene Baumaterialien, Metalle, Nichtmetalle, Kunststoffe, Mineralien, organische Stoffe im Doppel.
- Salzsäure ca. 10%ig
- Natronlauge 20%ig
- Schutzbrille
- Gummihandschuhe
- Brennsprit zum entfetten der Proben
- Schleifpapier um Oxidschichten auf Metallen zu entfernen

Sicherheitsmassnahmen:

- Zimmer gut lüften
- Abstand der Schüler von den Versuchen min. 1 m

Vorgehen:

Es empfiehlt sich, einzelne Proben bereits am Vorabend in die saure oder basische Lösung einzulegen und nach erfolgter Wirkung zu spülen und zu trocknen, damit das Exponat den Schülern in die Hand gegeben werden kann, resp. die Wirkung der Flüssigkeit auf die Oberfläche sichtbar ist (z.B. Rost auf Eisen).

Die Lehrperson demonstriert die Wirkung der Lauge und der Säure jeweils auf dasselbe Material.

Die Schüler dokumentieren laufend die Wirkung der Säure und Lauge auf das Material.

Entsorgung:

Die Proben können auf den üblichen Weg entsorgt werden.

Restsäuren und –Laugen können nach erfolgter Neutralisation in den Abfluss gegeben werden.

Arbeitsblatt

Mit diesem Versuch sollen die Anwendung und die Wirkung von Säuren und Laugen auf verschiedene, in der Bau- und Gebäudetechnik verwendete Materialien, veranschaulicht und dokumentiert werden.

Verschiedene Materialien werden einer 10%igen Salzsäure- respektive einer 20%igen Natronlaugen-Lösung ausgesetzt. Beobachten Sie die Wirkung der Lösung auf die Materialien und notieren Sie Ihre Beobachtung in unten stehender Tabelle.

Auftrag:

Notieren Sie die Wirkung der Säuren und Laugen auf verschieden Materialien in Stichworten:

Material	Beobachtung der Wirkung und Reaktion	
	Säure	Lauge

Erkenntnis:

Säuren und Laugen wirken ätzend und zerstören verschiedene Materialien. Allerdings ist die Wirkung auf die verschiedenen Materialien unterschiedlich. Es gibt Materialien, die gegen Säuren- und Laugenangriffe resistent sind (z.B. Glas, Kunststoffe), andere Materialien sind gegen eine der Substanzen resistent oder gegenüber beiden anfällig.

Die Konzentration und Wirkungsdauer der Säuren und Laugen ist ausschlaggebend für die Stärke der Wirkung auf die Proben.