

Versuche zur Anorganischen Chemie (Sekundarstufe I)

von Werner Schötschel

Einführung in die Chemie; Abgrenzung der Chemie gegenüber der Physik

1. Chemische Zaubertränke
2. Unterschied zwischen einem physikalischen und einem chemischen Vorgang
3. Beispiele für chemische Vorgänge

Metalle und Legierungen

4. Silberglänzendes Natrium
5. Schmelzen eines Löffels aus Wood-Legierung
6. „Versilbern“ und „Vergolden“ von Kupfermünzen

Gemenge und Verbindungen

7. Herstellung von Schwefeleisen

Oxidationen von Metallen und Brennstoffen und die Zusammensetzung der Luft

8. Verhalten von Metallen beim Erhitzen an der Luft
9. Untersuchung der Zusammensetzung der Luft
10. Verbrennung von Eisenwolle auf der Waage
11. Versuch zur Demonstration des Gesetzes von der Erhaltung der Masse

Bunsenbrenner und Flammenfärbung

12. Versuche zur Funktion des Bunsenbrenners
13. Versuche zur Flammenfärbung

Zerlegung von Oxiden und der Sauerstoff

14. Zerlegung von Quecksilberoxid (oder Silberoxid)
15. Verbrennung von Eisen in reinem Sauerstoff
16. Darstellung von Sauerstoff aus Kaliumchlorat
17. Verbrauch von Sauerstoff beim Atmen

Säuren und Laugen

18. Eigenschaften von Säuren und Laugen
19. Verwendung von Rotkrautbrühe als Säure-Base-Indikator
20. Verbrennung von Schwefel und Herstellung von Schwefliger Säure
21. Verbrennung von Phosphor und Herstellung von Phosphorsäure
22. Verbrennung von Holzkohle und Herstellung von Kohlensäure
23. Verbrennung von Natrium und Herstellung von Natronlauge
24. Verbrennung von Kalium und Herstellung von Kalilauge
25. Verbrennung von Magnesium und Blaufärbung von Lackmuspapier durch Magnesiumoxid
26. Unlöslichkeit von Eisenoxid und Kupferoxid

Das Wasser

27. Lösefähigkeit des Wassers für Gase und Flüssigkeiten
28. Unterschiedliche Lösefähigkeit des Wassers für feste Stoffe
29. Eigenschaften von gesättigten Lösungen
30. Abkühlung von Wasser beim Auflösen von Salmiak
31. Dichte von Lösungen (Schlierenbildung)

32. Diffusion von Lösungen
33. Destillation einer Kaliumpermanganat-Lösung
34. Hygroskopische Eigenschaft verschiedener Stoffe
35. Reduktion von Wasserdampf durch erhitztes Magnesium
36. Wasser als Verbrennungsprodukt des Wasserstoffs

Wasserstoff

37. Eigenschaften des Wasserstoffs
38. Knallgasprobe
39. Arbeiten mit dem Schneidbrenner-Modell

Reduktionen

40. Reduktion von Wasser mit Calcium
41. Reduktion von Wasser mit Natrium
42. Reduktion von Wasser mit Kalium
43. Reduktion von Wasser mit Natrium (und Selbstentzündung des Wasserstoffs)
44. Reduktion von Wasserdampf mit Eisenpulver
45. Vergleich der Reaktion von erhitztem Eisen bzw. Magnesium mit Wasser
46. Thermitversuch
47. Reduktion von Kupferoxid mit Eisen
48. Reduktion von Kupferoxid mit Wasserstoff

Der Schwefel

49. Physikalische Eigenschaften des Schwefels
50. Bestimmung der Schmelztemperatur des Schwefels
51. Herstellung rhombischer Schwefelkristalle
52. Herstellung monokliner Schwefelkristalle
53. Zähflüssiger Schwefel
54. Plastischer Schwefel
55. Sublimation des Schwefels
Ergänzung: Sublimation von Iod
56. Endotherme Reaktion („Festfrieren“)
57. Reaktion von Kupfer mit Schwefel
58. Reaktion von Zink mit Schwefel
59. Reaktion von Quecksilber mit Schwefel
60. Analyse von Pyrit mit dem Lötrohr

Grundtatsachen der Kristallographie

61. Beobachtung von Kristallwachstum
62. Züchten großer Alaunkristalle

Hydroxide und einführende Betrachtung zu Säuren und Salzen

63. Hygroskopische Eigenschaft von Natriumhydroxid
64. Verseifung von Olivenöl mit Natriumhydroxid
65. Darstellung und Eigenschaften des Ammoniaks
66. Entwicklung von Wasserstoff aus Magnesium und Phosphorsäure
67. Saure bzw. alkalische bzw. neutrale Reaktion von Salzen in Wasser
68. Nachweis von Kristallwasser in Kristallsoda

Die Schwefelsäure und ihre Salze; Katalysatoren

69. Platin als Katalysator für die Entzündung von Wasserstoff
70. Palladium als Katalysator für die Entzündung von Wasserstoff
71. Entzündung von Wasserstoff mit Hilfe eines Schüttgutkatalysators
72. Ascorbinsäure (Vitamin C) als Antioxidans (Oxidationsinhibitor)
73. Wirkung des Enzyms Katalase
74. Katalytische Oxidation von Schwefeldioxid zu Schwefeltrioxid (Kontaktverfahren)
75. Bleikammerverfahren
76. Dichte der konzentrierten Schwefelsäure
77. Hygroskopische Eigenschaft der konzentrierten Schwefelsäure
78. Einwirkung von konzentrierter Schwefelsäure auf Kupfervitriol
79. Einwirkung von konzentrierter Schwefelsäure auf organische Substanzen
80. Herstellung von Zuckerkohle
81. Erhitzung und Volumenkontraktion beim Verdünnen von konzentrierter Schwefelsäure
82. Oxidation von Holzkohle durch konzentrierte Schwefelsäure

Die Salzsäure und ihre Salze

83. Geschmack von Kochsalz
84. Nebelbildung von „Salzsäuregas“ an feuchter Luft
85. Springbrunnenversuch
86. Reaktion von „Salzsäuregas“ mit erhitztem Natrium (Analyse von Salzsäuregas)
87. Elektrolyse von verdünnter Salzsäure im Hofmann-Apparat
88. Darstellung von Chlor aus Kaliumpermanganat
89. Chlorknallgasreaktion
90. Verbrennung von Wasserstoff in Chlor
91. Salmiak als „Lötstein“

Die Salpetersäure und ihre Salze

92. Qualitative Analyse des Kalisalpers
93. Darstellung von Salpetersäure aus Kalisalper und konzentrierter Schwefelsäure
94. „Luftverbrennung“ nach Birkeland und Eyde
95. Verpuffung eines NH_3/O_2 -Gemisches
96. Ostwald-Verfahren
97. Modellversuch zur Rauchgasentstickung
98. Schießbaumwolle
99. Xanthoproteinreaktion
100. Reaktion von konzentrierter Salpetersäure mit Schwefel
101. Reaktion von konzentrierter Salpetersäure mit unedlen und halbedlen Metallen
102. Oxidation von NO zu NO_2
103. Reaktion von konzentrierter Salpetersäure mit Silber
104. Auflösung von Gold in Königswasser
105. Passivierung von Eisennägeln durch konzentrierte Salpetersäure
106. Einwirkung von verdünnter Salpetersäure auf unedle Metalle
107. Schießen mit Schwarzpulver

Anhang: Versuche zum Thema „Oxide des Stickstoffs“

Die Kieselsäuren und ihre Salze

108. Reduktion von Siliciumdioxid mit Magnesium
109. Herstellung von Natriumsilicat aus Quarzpulver und Natriumhydroxid

110. Verwendung von Wasserglas als Kittsubstanz
111. Verwendung von Wasserglas zum Entflammungsschutz
112. Bildung von Kieselsäuregel

Die Schwefelwasserstoffsäure und ihre Salze

113. Darstellung von Schwefelwasserstoff aus Schwefeleisen und Salzsäure
114. Claus-Verfahren (Herstellung von Schwefel aus Schwefeldioxid und Schwefelwasserstoff)
115. Schwefelwasserstoffsäure als Lösung des Schwefelwasserstoffgases in Wasser
116. Fällung von Sulfiden

Die Kohlensäure und ihre Salze

117. Rettungsringe aus Kohlenstoffdioxid
118. Nachweis von Kohlenstoffdioxid mit Kalkwasser (oder Barytwasser)
119. Nachweis von Kohlenstoffdioxid in der Ausatemluft
120. Nachweis von Carbonaten
121. Nachweis von Kristallwasser in Kristallsoda
122. Brausepulver
123. Schaum-Feuerlöscher und Löschen von Bränden
124. Schlangen des Pharaos
125. Bildung und Wiederauflösung eines Niederschlags beim Einleiten von Kohlenstoffdioxid in Kalkwasser
126. Bestimmung der Wasserhärte von Leitungswasser
127. Brennen von Marmor

Die wichtigsten Möglichkeiten der Salzbildung

128. Bildung von Wasser bei der Neutralisation
129. Nachweis von Ammoniumverbindungen
130. Bildung von Chloriden aus Chlor und Metallen

Einführung in die Chemie der wässrigen Lösungen

131. Osmose
132. Chemischer Garten
133. Traubesche Zelle
134. Osmotische Vorgänge in Zellen
135. Leitfähigkeitsmessungen
136. Nachweis der elektrischen Leitfähigkeit einer Salzschieme
137. Elektrolyse einer Lösung von Zinkiodid
138. Nachweis der Ionenwanderung mit dem Nernst-Gerät
139. Versuche zur Ionenwanderung
140. Schmelzflusselektrolyse von Lithiumchlorid
141. Dialyse einer Mischlösung von Stärke und Kaliumiodid
142. Dialyse von Kochsalzhaltigem Tee
143. Tyndall-Effekt
144. Tyndall-Effekt einer angesäuerten Natriumthiosulfat-Lösung
145. Koagulation eines Eisen(III)-hydroxid-Sols durch Gleichstrom
146. Koagulation eines Eisen(III)-hydroxid-Sols durch Zusatz eines Elektrolyten
147. Wirkung eines Schutzkolloids
148. Herstellung von Silicagel
149. Adsorptionsvermögen von Silicagel

Sonderkapitel „Technische Silicate“

V 1: „Hydrolyse“ von Glas

Sonderkapitel „Edelgase“

V 1 Bedeutung der Edelgase in Glühbirnen

Weitere Versuche

V 1 Phosphoreszenz

V 2 Mineralisches Chamäleon (Farbe der verschiedenen Oxidationsstufen des Mangans)

Chemische Zaubertricks

V 1: Limonade und Traubensaft

V 2: Erdbeereis-Becher

V 3: Theaterfeuer (Staubexplosion)

V 4: Bierversuch

Versuche zur Anorganischen Chemie (Sekundarstufe I)

von Werner Schötschel

Einführung in die Chemie; Abgrenzung der Chemie gegenüber der Physik

1. Chemische Zaubertränke

1 Becherglas (600 ml) und 5 Stehkolben (je 500 ml); mehrere Tropfpipetten

Kolben 1: 5 Tropfen Natronlauge oder Kalilauge (Die vorrätige Lösung enthält 16 g NaOH bzw. 21 g KOH in 100 ml Aqua purificata.)

Kolben 2: 3 Tropfen Phenolphthalein

Kolben 3: 10 Tropfen einer Lösung von 1 g Eisen(III)-chlorid-6-hydrat in 10 ml Aqua purificata

Kolben 4: 5 Tropfen einer Lösung von 4 g Kaliumthiocyanat in 10 ml Aqua purificata + 5 Tropfen Natronlauge oder Kalilauge (siehe oben!)

Kolben 5: 4 Tropfen einer Lösung von 1 g gelbem Blutlaugensalz = Kalium-hexacyanoferrat(II) in 10 ml Aqua purificata, daneben (nicht vermischen, da sonst eine weiße Trübung auftritt!) 5 Tropfen konzentrierte Schwefelsäure (Angaben genau einhalten: Verwendet man zu wenig Blutlaugensalz, so entsteht eine grüne Lösung, verwendet man zu viel Blutlaugensalz, so wird die Blaufärbung zu intensiv!)

In Kolben 1 wird aus dem Becherglas Leitungswasser gegeben und dann der Inhalt der einzelnen Kolben jeweils in den nächsten Kolben umgefüllt. Beim Ausgießen behält man in jedem Kolben eine geringe Menge der Flüssigkeit zum späteren Vergleich zurück: farblos - rotviolett - gelb - erdbeerrot - blau. Die Kolben sollten trocken sein, da sonst in Kolben 2 eine milchige Trübung auftritt. In alle Kolben werden die Flüssigkeiten mit Tropfpipetten tropfenweise an verschiedenen Stellen des Kolbenbodens aufgebracht.

2. Unterschied zwischen einem physikalischen und einem chemischen Vorgang

a) Weißes ZnO wird im Reagenzglas trocken erhitzt: gelbe Verfärbung. Beim Abkühlen kehrt die weiße Farbe wieder zurück.

b) Ein Stück Mg-Band wird verbrannt.

3. Beispiele für chemische Vorgänge

a) Je 1 kleine Spatelspitze (!) Schwefelpulver und Kaliumchlorat (beide geruchlos!) werden vorsichtig (!) gemischt: physikalischer Vorgang. Eine geringe Menge des Gemisches wird in einer Reibschale zerrieben: kleine Explosionen, stechender Geruch.

b) Auf ein Gemisch aus feinem Zucker und Kaliumchlorat (je 1 Spatellöffel) lässt man aus einer Pipette konzentrierte Schwefelsäure tropfen: Feuererscheinung, Entstehung von „Kohle“. (Verbundstein oder Ziegelstein als Unterlage; Abzug)

c) Ein Stück weißer Phosphor wird in Kohlenstoffdisulfid gelöst und die Lösung auf Filtrierpapier geschüttet: Nach einiger Zeit entzündet sich der Phosphor.

d) In einem Reagenzglas wird ein Stück Schwefeleisen mit verdünnter Salzsäure übergossen: Unter Aufschäumen entweicht ein Gas, das wie faule Eier riecht.

e) In einem Reagenzglas wird zu einer Kochsalz-Lösung eine Lösung von Silbernitrat gegeben: Es entsteht ein weißer Niederschlag, der sich am Licht dunkel färbt. (2 Gläser; festes AgNO_3 zeigen)

Metalle und Legierungen

4. Silberglänzendes Natrium

In einem verkürzten Reagenzglas (180 mm · 18 mm, Ring von 20 mm Höhe abgesprengt) schmilzt man einige Stückchen Natrium (nur grob von der Kruste befreit) in etwas Petroleum als Schutzflüssigkeit. Man verwendet am besten einen Thermostaten oder einen regulierbaren Elektrobrenner. Durch Rühren mit einem Draht bringt man die Metalltropfen zum Zusammenfließen. Dann taucht man langsam ein kleines Reagenzglas (160 mm · 16 mm) mit durchbohrtem Boden in die Schmelze ein: In das innere Reagenzglas fließt fast reines, silberglänzendes Natrium. Vor dem Erstarren stellt man einen gebogenen Draht ein; mit ihm kann man die Metallstange nach dem Erkalten der Schmelze herausziehen.

oder: In die Schmelze wird ein Reagenzglas oder ein zugeschmolzenes Rohr oder ein Glasstab eingetaucht und erst nach dem Erstarren der Schmelze herausgezogen. Das herausgequetschte Metall liegt der Glaswand an; es zeigt und behält seinen Silberglanz sehr gut.

Literatur: MNU, 24. Band (1971), Heft 3, S. 158-159

5. Schmelzen eines Löffels aus Wood-Legierung

In ein Becherglas wird heißes Wasser gefüllt und ein aus Wood-Legierung gegossener Löffel eingetaucht. (Der Löffel wird in einer aus Gips hergestellten zweiteiligen Gussform hergestellt.)

6. „Versilbern“ und „Vergolden“ von Kupfermünzen

Einige Kupfermünzen werden mit verdünnter Salzsäure gereinigt. Die Münzen übergießt man in einem kleinen Becherglas mit einigen ml Natronlauge, gibt eine Spatelspitze Zinkstaub hinzu und erhitzt bis zum Sieden (Umrühren mit einem Glasstab!). Nach etwa einer Minute nimmt man die Münzen mit einer Tiegelszange aus dem Glas, spült sie mit Wasser gut ab und reibt sie mit einem Tuch blank. Die Münzen haben sich mit einer silberglänzenden Zinkschicht überzogen.

Hält man nun eine verzinkte Münze mit der Tiegelszange kurz in die Flamme des Bunsenbrenners, so bildet sich ein „goldener“ Messingüberzug. (Wechsel der Farbe beobachten und nicht zu lange erhitzen!)

Gemenge und Verbindungen

7. Herstellung von Schwefeleisen

14 g Eisenpulver und 8 g Schwefelpulver werden so lange in einer Reibschale gerieben, bis ein gleichmäßig graues Pulver entsteht: Lupe; Magnet; mit Wasser schütteln; mit CS₂ übergießen und filtrieren; mit Salzsäure übergießen.

Ein Reagenzglas wird etwa zur Hälfte mit dem Eisen-Schwefel-Gemisch gefüllt und der obere (!) Teil der Mischung mit dem Bunsenbrenner erhitzt. Nach der Zündung des Gemisches wird die Flamme entfernt. Das Gemisch glüht durch: Magnet; Schlämmen; CS₂; Salzsäure.

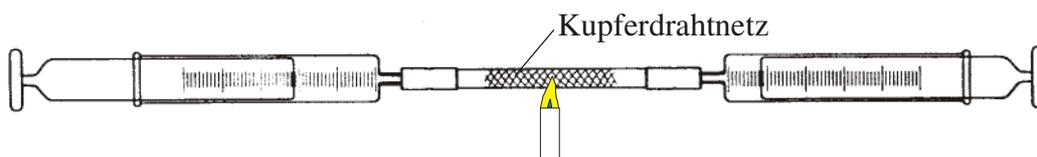
Oxidationen von Metallen und Brennstoffen und die Zusammensetzung der Luft

8. Verhalten von Metallen beim Erhitzen an der Luft

Drähte aus Cu, Fe, Pt und Mg werden in der Bunsenflamme erhitzt.

9. Untersuchung der Zusammensetzung der Luft

2 Kolbenprober; Quarzrohr mit Kupferdrahtnetz



Nach dem Versuch wird das Restgas in einen Kolbenprober gezogen und über Wasser in einem kleinen Standzylinder aufgefangen (Abdeckplatte!): Stickstoffnachweis mit einem brennenden Span.

Anmerkung zum Versuch mit der schwimmenden Kerze für den Nachweis der Zusammensetzung der Luft:

Das Experiment ist grundsätzlich falsch!

1.) Wenn die Kerze erlischt, ist der Sauerstoffgehalt der Verbrennungsluft erst von 21 % auf 16 % gesunken.

2.) z.B. $2 \text{C}_{20}\text{H}_{42} (\text{s}) + 61 \text{O}_2 (\text{g}) \longrightarrow 40 \text{CO}_2 (\text{g}) + 42 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

Die Volumina des festen Paraffins und des nach der Abkühlung wieder flüssigen Wassers können vernachlässigt werden. Da keine Durchmischung erfolgt, löst sich kaum CO_2 in der Sperrflüssigkeit. Die Volumenverminderung würde also nur rund $\frac{1}{3}$ des Sauerstoffvolumens bzw. $\frac{1}{15}$ des Luftvolumens betragen, das sind rund 7 % (unter der falschen Annahme, dass der Sauerstoff in der Luft durch die Kerze restlos verbraucht wird!).

3.) Das Ansteigen des Wasserspiegels ist hauptsächlich darauf zurückzuführen, dass die Kerzenflamme die Luft in dem Abdeckgefäß vor dem Verschließen des Gefäßes erwärmt und sich der Gasinhalt in dem Gefäß nach dem Erlöschen der Kerze wieder zusammenzieht.

10. Verbrennung von Eisenwolle auf der Waage

Ein Bausch Eisenwolle wird fein auseinandergezupft und an dem einen Ende eines Waagebalkens befestigt. Die Waage wird austariert und dann der lockere Bausch mit einem Streichholz oder einer Taschenlampenbatterie entzündet. Die Eisenwolle verfärbt sich blauschwarz und wird deutlich schwerer. (Es bildet sich Fe_3O_4 .)

11. Versuch zur Demonstration des Gesetzes von der Erhaltung der Masse

Ein Blitzlichtbirnchen (Drahtgespinst einer Aluminiumlegierung in Sauerstoff) erfährt durch das Abbrennen keine Massenänderung.

Bunsenbrenner und Flammenfärbung

12. Versuche zur Funktion des Bunsenbrenners

a) Versuche zum Durchschlagen und Wegblasen der Flamme mit dem Bunsenbrennermodell (langes, senkrecht eingespanntes Glasrohr von 2 cm Durchmesser und rund 25 cm Länge, dessen unteres Ende mit einem durchbohrten Stopfen verschlossen ist, in dem ein Glasröhrchen zur Gaszufuhr steckt)

ferner: Das Brennerrohr eines Bunsenbrenners wird abgeschraubt und das Gas an der Düse entzündet.

Hinweis: Wenn noch ein alter Kokereigasbrenner vorhanden ist, kann damit das Durchschlagen und Wegblasen der Flamme sehr gut gezeigt werden.

b) Versuche über die Temperaturverteilung in der nicht leuchtenden Flamme: Drahtnetz waagrecht und senkrecht in die Flamme halten (Raum verdunkeln!); Holzstab in die Flamme halten; Streichholz rasch mit dem Köpfchen in den Innenkegel einführen.

Rußende Flamme: Eine Porzellanschale wird dicht über dem Brennerrohr in den Saum einer mittelgroßen (ca. 15 cm hohen), leuchtenden Flamme eines Teclubrenners gehalten.

13. Versuche zur Flammenfärbung

Mit einer Platinöse werden Spuren von Verbindungen der Metalle Lithium, Natrium, Kalium, Calcium und Kupfer in den Saum der nicht leuchtenden Bunsenflamme gebracht. Zur Betrachtung der roten „Lithiumflamme“ und der gelben „Natriumflamme“ werden Taschenspektroskope ausgeteilt.

Zerlegung von Oxiden und der Sauerstoff

14. Zerlegung von Quecksilberoxid (oder Silberoxid)

2 g Quecksilberoxid werden in einem schwer schmelzbaren „Bajonettrohr“ mit einem Frankebrenner stark erhitzt (Ableitungsrohr, pneumatische Wanne) und der Sauerstoff in einem mittelgroßen (ca. 75 ml fassenden) Standzylinder aufgefangen. (Die stöchiometrische Berechnung ergibt, dass man zur Herstellung von 100 ml Sauerstoff im Normzustand rund 1,94 g Quecksilberoxid benötigt!) Ein glimmender Span wird mehrmals und dabei immer tiefer in den Sauerstoff eingeführt: Der Span flammt auf.

Die Quecksilberkügelchen und die Reste von Quecksilberoxid werden nach der Versuchsauswertung in konzentrierter Salpetersäure gelöst und die Lösung in die Flasche für Abfälle mit Schwermetall-Ionen gefüllt.

Anmerkung: Das Quecksilberoxid kann durch das nicht giftige Silberoxid ersetzt werden. Man kann dann statt des Bajonettrohrs ein schwer schmelzbares Reagenzglas verwenden und kommt mit einem normalen Teclubrenner aus. Man wiegt 2 g Silberoxid ein. (Die stöchiometrische Berechnung ergibt, dass man zur Herstellung von 100 ml Sauerstoff im Normzustand rund 2,07 g Silberoxid benötigt!) In dem Reagenzglas erhält man ein weißgraues Pulver, das verhältnismäßig fest an dem Glas angebacken ist. Mit einem langen Spatel kratzt man das Pulver vom Glasboden ab, gibt es in einen Metallmörser und glättet das Pulver mit dem Pistill so lange, bis die Oberfläche silbernen Glanz zeigt.

15. Verbrennung von Eisen in reinem Sauerstoff

In einem hohen Obstglas mit Schraubverschluss wird der Boden mit einer Sandschicht bedeckt. Das Glas wird mit Sauerstoff aus der Stahlflasche gefüllt und dann ein Bausch entzündete Eisenwolle in das Glas geworfen.

16. Darstellung von Sauerstoff aus Kaliumchlorat

In ein Reagenzglas werden 1 g KClO_3 und 0,7 g MnO_2 eingefüllt und durch Schütteln im Reagenzglas gemischt (nicht in der Reibschale zusammenreiben!). Das Gemisch wird schwach erwärmt. Das entweichende Gas wird über Wasser in einem mittelgroßen Standzylinder aufgefangen und mit einem glimmenden Span als Sauerstoff identifiziert.

Anmerkung: Der aufgefangene Sauerstoff enthält einen weißen Rauch. Hierbei dürfte es sich um sublimiertes Kaliumchlorid handeln, denn beim Schütteln mit Wasser und Hinzufügen von Silbernitrat-Lösung entsteht eine Trübung!

Hinweis: Erhitzung von KClO_3 ohne MnO_2 kann zu explosionsartiger Gasentwicklung führen!

17. Verbrauch von Sauerstoff beim Atmen

Bei gefüllten Lungen wird längere Zeit der Atem angehalten und dann die ausgeatmete Luft über Wasser in einem Standzylinder aufgefangen. Ein brennender Span erlischt.

Säuren und Laugen

18. Eigenschaften von Säuren und Laugen

a) Stark verdünnte Salzsäure oder Essig von einigen Schülern schmecken lassen; in die Flüssigkeit Lackmus-Lösung geben.

b) Verdünnte Natronlauge bzw. Seifenlösung fühlt sich „schlüpfrig“ an: Unebenheiten der Haut werden weggeätzt. Lackmus-Lösung hinzugeben.

19. Verwendung von Rotkrautbrühe als Säure-Base-Indikator

Zu Hause werden einige Rotkohlblätter gekocht und gut ausgedrückt.

a) Einige Tropfen Rotkrautbrühe werden in verdünnte Salzsäure gegeben: Rotfärbung.

b) Einige Tropfen Rotkrautbrühe werden in Seifenlösung gegeben: Blaufärbung. (Verwendet man verdünnte Natronlauge, so tritt eine grüne Farbe auf, die bald nach Gelb umschlägt.)

20. Verbrennung von Schwefel und Herstellung von Schwefliger Säure

In einem Verbrennungslöffel wird Schwefel verbrannt (hellblaue Flamme, stechender Geruch). Der brennende Schwefel wird in einen mit Sauerstoff gefüllten Standzylinder eingeführt. Er brennt mit hellerer Flamme weiter. In den Standzylinder gibt man einige Milliliter Wasser. Dann wird der Standzylinder mit einer Abdeckscheibe verschlossen und geschüttelt: Die Scheibe haftet fest (Unterdruck, d.h. das Oxid des Schwefels muss sich im Wasser gelöst haben!); blaues Lackmuspapier wird durch die Lösung rot gefärbt.

21. Verbrennung von Phosphor und Herstellung von Phosphorsäure

Ein erbsengroßes Stück weißer Phosphor wird abgeschnitten, mit Filtrierpapier abgetrocknet und in einem Verbrennungslöffel entzündet. Der Löffel wird in einen mit Sauerstoff gefüllten Standzylinder eingeführt und der Standzylinder mit einer Scheibe abgedeckt. An der Wand des Zylinders entsteht ein weißer Niederschlag. In den Standzylinder gibt man einige Milliliter Wasser, schüttelt und prüft mit Lackmuspapier.

22. Verbrennung von Holzkohle und Herstellung von Kohlensäure

Ein Stück Holzkohle wird an einem Draht befestigt, in die Bunsenflamme gehalten und dann die glimmende Holzkohle in einen mit Sauerstoff gefüllten Standzylinder eingeführt. Die Holzkohle glüht hell auf. In den Standzylinder gibt man einige Milliliter Eiswasser und ein Stück blaues Lackmuspapier und verschließt ihn mit einer Abdeckscheibe. Wird der Standzylinder längere Zeit kräftig geschüttelt, so haftet die Abdeckscheibe fest, und das Lackmuspapier färbt sich schwach rot.

23. Verbrennung von Natrium und Herstellung von Natronlauge

Ein erbsengroßes Stück Natrium wird abgeschnitten, entrinde und das anhaftende Petroleum sauber mit einem Filtrierpapier entfernt. Anschließend wird das Natriumstückchen in etwas Benzin geschwenkt, mit Filtrierpapier abgetupft, auf einen Porzellanscherben gebracht und von oben erhitzt. Nach dem Erkalten wird das Oxid in Wasser gelöst: Die Lösung ätzt die Haut und färbt rotes Lackmuspapier blau.

24. Verbrennung von Kalium und Herstellung von Kalilauge

Der Versuch 13.1. wird mit Kalium wiederholt. (Das Kaliumstück darf nicht zu klein sein, d.h. gut erbsengroß; es wird nur so lange langsam von oben erhitzt, bis die Bildung des gelben Oxids beginnt; dann wird von unten weiter erhitzt.)

Hinweis: Die Verbrennung von Calcium kann nicht gezeigt werden, da die im Handel erhältlichen Calciumspäne zu dick sind und auch mit einem Frankebrenner nicht zur Entzündung gebracht werden können. Dünne Calciumspäne - wie sie früher von der französischen Firma Prolabo bezogen werden konnten - werden im deutschen Chemikalienhandel nicht angeboten.

25. Verbrennung von Magnesium und Blaufärbung von Lackmuspapier durch Magnesiumoxid

Ein Stück blank geschmirgeltes Magnesiumband wird mit der Tiegelzange in die Bunsenflamme gehalten. Das entstehende weiße Oxid wird dann in ein kleines Becherglas gebracht, in dem sich etwas Wasser befindet: Rotes Lackmuspapier zeigt keinen Farbumschlag! Drückt man aber ein Bröckchen des Oxids mit dem Spatel auf feuchtes, rotes Lackmuspapier, so zeigt sich eine Blaufärbung.

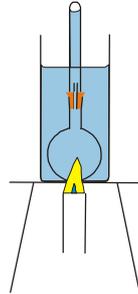
26. Unlöslichkeit von Eisenoxid und Kupferoxid

In 2 kleinen Bechergläsern wird etwas Eisenoxid bzw. Kupferoxid mit jeweils einigen Millilitern Wasser verrührt. Die Oxide lösen sich nicht. Auch wenn die Oxide auf feuchtes, rotes Lackmuspapier gedrückt werden, zeigt sich kein Farbumschlag.

Das Wasser

27. Lösefähigkeit des Wassers für Gase und Flüssigkeiten

- a) Frisches Leitungswasser wird in einem Reagenzglas erwärmt: Es steigen Luftbläschen auf.
b)



Ein Stehkolben wird mit Leitungswasser gefüllt, in ein mit Wasser gefülltes hohes Becherglas eingeführt und ein Stopfen mit weitem Glasrohr so aufgesetzt, dass keine Luftblase zurückbleibt. (Das Glasrohr darf nicht über den inneren Stopfenrand hervorragen, sonst sammeln sich die Gasblasen unter dem Stopfen an!) Dann wird ein größeres Reagenzglas mit Wasser gefüllt, ohne Luftblaseeinschluss mit einem Stopfen verschlossen, mit der Mündung nach unten in das wassergefüllte Becherglas eingetaucht und nach Entfernen des Stopfens über das Glasrohr gesetzt. Anschließend wird das Becherglas auf einem Vierfuß erhitzt. (Versuch zu Beginn der Stunde ansetzen!)

- c) Ein Eiswürfel wird gezeigt: zahlreiche Luftblasen.
d) Eine Sprudelflasche wird geöffnet: Es entweichen Bläschen von Kohlenstoffdioxid. - Wird abgestandener Sprudel erwärmt, so steigen erneut CO₂-Bläschen auf.
e) Essigessenz und Alkohol lösen sich in Wasser, Benzin und Olivenöl dagegen nicht.

28. Unterschiedliche Lösefähigkeit des Wassers für feste Stoffe

In ein großes Reagenzglas mit Schraubverschluss werden 8 g Kochsalz, in ein anderes 8 g Kalialaun gegeben. Mit einem Messzylinder füllt man in jedes Glas 20 ml Leitungswasser. Man schüttelt den Inhalt der beiden Gläser gut durch und lässt absetzen. Vom Kochsalz löst sich mehr auf als vom Kalialaun.

Werden beide Gläser in einem Wasserbad erwärmt, so löst sich der Kalialaun vollständig auf; vom Kochsalz bleibt auch in heißem Wasser ein Teil ungelöst.

Beim Abkühlen scheidet sich - bis zur nächsten Unterrichtsstunde - wieder Kalialaun aus. (Beide Reagenzgläser zuschrauben!)

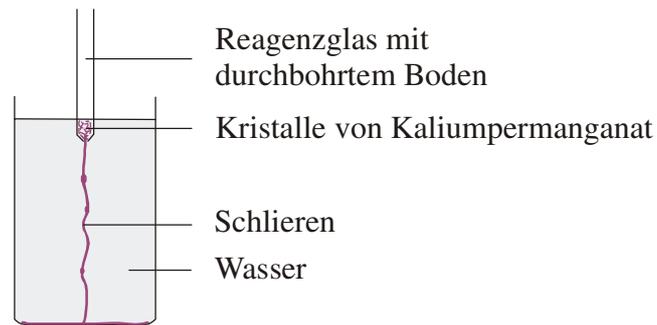
29. Eigenschaften von gesättigten Lösungen

Es wird eine gesättigte Kochsalz-Lösung hergestellt, die klare Lösung in ein Becherglas dekantiert und ein Stück Würfelzucker darin gelöst.

30. Abkühlung von Wasser beim Auflösen von Salmiak

Einige Löffel Salmiak werden in wenig Wasser aufgelöst. Die Lösung kühlt sich stark ab (Demonstrationsthermometer!).

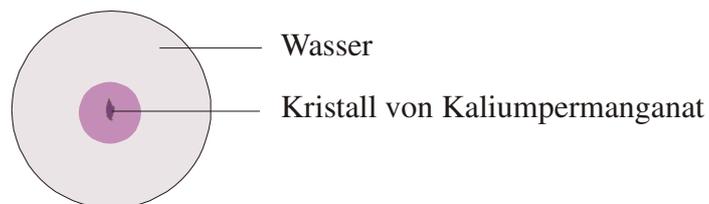
31. Dichte von Lösungen (Schlierenbildung)



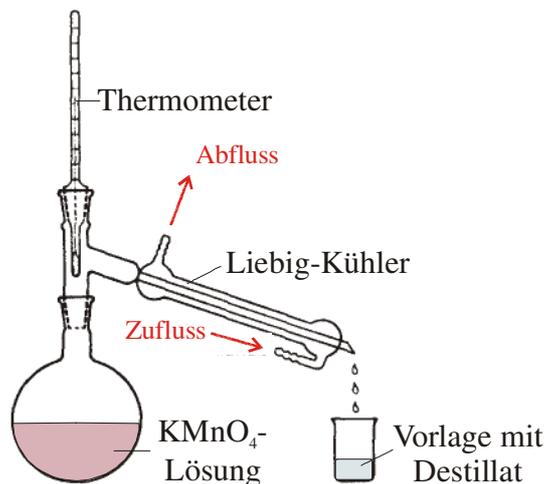
In ein Reagenzglas mit durchbohrtem Boden werden einige große Kristalle von Kaliumpermanganat gegeben, das Reagenzglas senkrecht in einem Stativ gehalten und ein mit Wasser gefülltes Becherglas mit Hilfe eines Laborlifts langsam von unten an das Reagenzglas herangeführt, bis die Bodenöffnung des Reagenzglases in das Wasser eintaucht: Die Kaliumpermanganat-Kristalle lösen sich, und violette Schlieren sinken auf den Boden des Becherglases.

32. Diffusion von Lösungen

(kleine Petrischale auf Overhead-Projektor!)



33. Destillation einer Kaliumpermanganat-Lösung

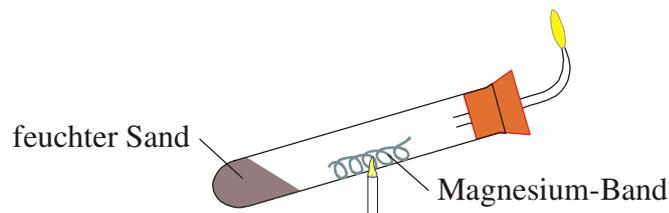


(Eine nur schwach rot gefärbte Kaliumpermanganat-Lösung verwenden!)

34. Hygroskopische Eigenschaft verschiedener Stoffe

- Einige Plätzchen Ätznatron werden auf eine Uhrglasschale gelegt: Sie ziehen die Feuchtigkeit aus der Luft an und zerfließen.
- Tetraphosphordecaoxid wird in dünner Schicht (!) auf einen Spatel gegeben und nach einiger Zeit der Spatel umgedreht: Das Pulver haftet an dem Spatel.

35. Reduktion von Wasserdampf durch erhitztes Magnesium

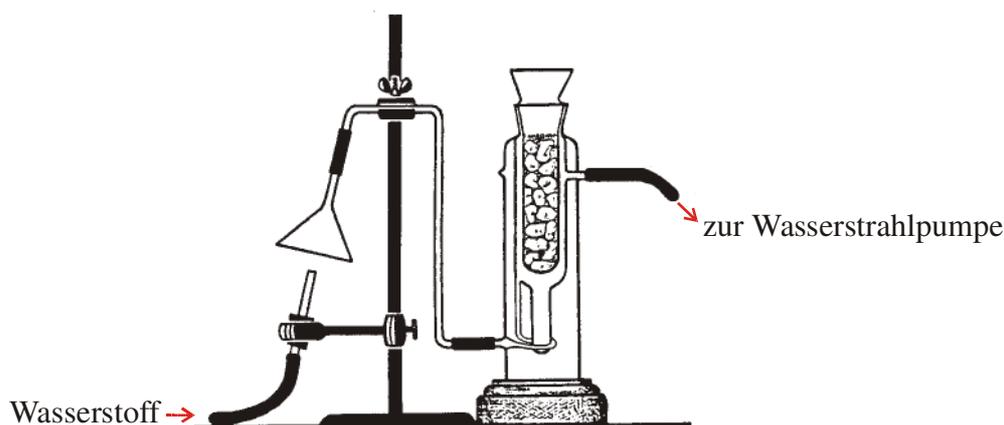


(Hinweise: schwer schmelzbares Reagenzglas; Sand mit einer langen Pipette anfeuchten, ohne die Wand des Reagenzglases oberhalb des Sandes zu benetzen; Magnesiumband blank schmirgeln und um einen Bleistift wickeln; Glas in Stativ einspannen; Magnesium sehr stark erhitzen, dann Sand schwach erwärmen: Magnesium glüht auf; Wasserstoff entzünden; Rückstand an Farbe und Zerreibbarkeit sowie durch Aufdrücken auf feuchtes rotes Lackmuspapier als Magnesiumoxid identifizieren.)

oder: In einen Rundkolben (250 ml) werden ca. 100 ml Aqua purificata und einige Siedesteinchen gegeben. Der Rundkolben wird über ein rechtwinklig gebogenes Glasröhrchen mit einem ca. 30 cm langen, schwer schmelzbaren Glasrohr verbunden, in dem zwischen zwei Pfropfen aus Glaswolle ein mit Magnesiumpulver gefülltes Porzellanschiffchen steht. Das andere Ende des Reaktionsrohres wird mit einem durchbohrten Stopfen verschlossen, in dem ein rechtwinklig gebogenes Glasröhrchen steckt. Dann wird das Wasser im Rundkolben mit einem Teclubrenner aufgeheizt. Wenn es gleichmäßig kocht, wird mit einem zweiten Teclubrenner das Porzellanschiffchen von unten kräftig erhitzt. Das Magnesium glüht hell auf und verwandelt sich in ein weißes Pulver. Das aus dem Ableitungsrohr entströmende Gas kann nun entzündet werden.

(Die Glaswolle zwischen Porzellanschiffchen und Ableitungsröhrchen dient als Rückschlagsicherung, die Glaswolle vor dem Porzellanschiffchen verhindert, dass größere Wassertropfen mit dem Wasserdampf über das Porzellanschiffchen geführt werden.)

36. Wasser als Verbrennungsprodukt des Wasserstoffs



An eine Wasserstoffflasche wird über eine mit konzentrierter Schwefelsäure beschickte Drehselsche Waschflasche durch einen langen Gummischlauch ein 10 cm langes, etwa 15 mm weites Glasrohr angeschlossen, dessen Mündung nur wenig (auf etwa 12 mm) verengt sein darf. In das Glasrohr, das in einem Korkstopfen steckt, stopft man einen festen Bausch von Glaswolle. Der über der Mündung des Glasrohres hängende Trichter - aus Blech oder Glas - soll eine Weite von 6 bis 8 cm besitzen. Von dem Trichter führt ein weites (!) Glasrohr zu dem Gasverflüssigungsapparat. Dieses Rohr wird mit dem Trichterrohr, dessen Ende gerade abgeschnitten sein muss, durch ein mit Isolierpapier ausgelegtes Stück Gummischlauch verbunden. Das Ableitungsrohr des Gasverflüssigers wird durch einen Schlauch mit einer Wasserstrahlpumpe verbunden. Der Kühl-Einsatz des Gasver-

flüssiger wird mit Eiswasser gefüllt. Man entfernt das Brennerrohr aus der Klammer, schickt einen Wasserstoffstrom durch die Waschflasche und prüft das ausströmende Gas auf Knallgasfreiheit. Darauf wird der Wasserstoff entzündet und zunächst eine kleine Flamme eingestellt. Der Brenner wird in der Klammer so befestigt, dass die Flamme schräg nach oben gerichtet ist. Nun setzt man die Wasserstrahlpumpe in Gang (Wasser nicht zu schnell laufen lassen!) und vergrößert allmählich die Wasserstoffflamme. Nach wenigen Augenblicken beginnt die Kondensation des Wasserdampfes in dem Gasverflüssiger. Wenn sich eine ausreichende Menge Wasser angesammelt hat, werden Wasserstrahlpumpe und Wasserstoffstrom abgestellt. Man entfernt den Gasverflüssiger aus der Apparatur und identifiziert das Reaktionsprodukt z.B. mit wasserfreiem Kupfersulfat.

Literatur: H. Rheinboldt: Chemische Unterrichtsversuche, 2. Auflage, S. 117, Versuch 69

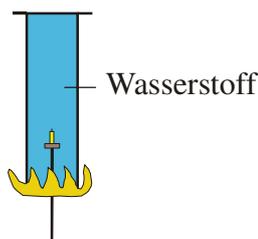
Wasserstoff

37. Eigenschaften des Wasserstoffs

a) Unter ein Becherglas, das mit der Öffnung nach unten auf einer austarierten Balkenwaage steht, wird Wasserstoff geleitet. Der das Becherglas tragende Arm der Waage hebt sich.

ferner: Ein Kunststoffbeutel oder Luftballon wird mit Wasserstoff gefüllt: Er schwebt zur Decke.

b)



Ein Standzylinder wird unter Wasser mit Wasserstoff gefüllt, mit einem Stopfen verschlossen und mit der Mündung nach unten in ein Stativ eingespannt. Nach Entfernung des Stopfens und Verdunklung des Raums wird langsam von unten eine an einem Draht befestigte brennende Kerze in den Zylinder eingeführt. Das Gas entzündet sich und brennt an der Öffnung, die Kerze aber erlischt im Innern des Gefäßes. Wird die Kerze langsam wieder herausgezogen, so entzündet sie sich an der Wasserstoffflamme.

c) Aus einem Specksteinbrenner verbrennt Wasserstoff mit farbloser Flamme.

d) 4 Reagenzgläser werden zu $\frac{2}{3}$, $\frac{1}{2}$, $\frac{1}{3}$ und $\frac{1}{6}$ mit Wasser gefüllt. In einer pneumatischen Wanne wird das Wasser in den Gläsern langsam (!) durch Wasserstoff verdrängt. Nacheinander wird bei jedem Reagenzglas die Mündung unter Wasser mit dem Daumen verschlossen, der Inhalt durch mehrmaliges Kippen des Glases gemischt und die Gasmischung an einer Bunsenflamme entzündet. Die Wasserstoff-Luft-Gemische explodieren mit pfeifendem, unterschiedlich lautem Knall.

Anteile			Verhältnis	
H ₂	Luft	O ₂	H ₂ : O ₂	
$\frac{2}{3}$ (67 %)	$\frac{1}{3}$	$\frac{1}{15}$	10 : 1	
$\frac{1}{2}$ (50 %)	$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{10}$	5 : 1	
$\frac{1}{3}$ (33 %)	$\frac{2}{3}$	$\frac{2}{15}$	2,5 : 1	<u>stärkster Knall</u>
$\frac{1}{6}$ (17 %)	$\frac{5}{6}$	$\frac{1}{6}$	1 : 1	

e) In einer flachen Blechdose wird eine Seifenlösung hergestellt (z.B. mit Palmolive-Geschirrspülmittel). In einen Kolbenprober lässt man zunächst 20 ml Sauerstoff und anschließend 40 ml Wasserstoff einströmen. Das Gasgemisch drückt man in die Seifenlösung und entzündet die entstehenden Seifenblasen mit einer an einem Stock befestigten Kerze.

oder: Ein Luftballon wird aus einem Kolbenprober mit einer Mischung von 1 Volumenanteil Sauerstoff und 2 Volumenanteilen Wasserstoff gefüllt und der an der Decke schwebende Luftballon mit einer an einem Stock befestigten Kerze zur Explosion gebracht.

f) In die Mitte des Bodens einer leeren Getränkedose wird mit einem dünnen Nagel ein feines Loch geschlagen. Man stellt die Dose mit dieser Öffnung nach oben auf ein über einem Dreifuß liegendes Tondreieck und füllt die Dose von unten durch die große Trinköffnung mit Wasserstoff. Entzündet man den ausströmenden Wasserstoff, so hört man nach einigen Sekunden einen pfeifenden Ton, der zunehmend lauter wird, bis plötzlich eine Explosion erfolgt und die Dose hochgeschleudert wird.

(Erklärung: Durch das Abbrennen des Wasserstoffs entsteht in der Dose ein Unterdruck, der durch die untere Dosenöffnung Luft nachströmen lässt. Es bilden sich Wasserstoff-Luft-Gemische, die mit zunehmendem Luftanteil mit immer lauter werdendem Pfeifen reagieren. Ist im Doseninnern ein Wasserstoff-Luft-Volumenverhältnis von 2 : 5 erreicht (was einem Wasserstoff-Sauerstoff-Volumenverhältnis von 2 : 1 entspricht), so explodiert das Gasgemisch schlagartig.)

g). Eine Pappröhre mit einer Länge von 60 bis 80 cm und einem Durchmesser von etwa 8 cm wird an der einen Öffnung unter Verwendung von Klebeband fest verschlossen. Etwa 10 cm vom verschlossenen Ende bringt man ein Zündloch an. Anschließend wird die Röhre mit der Öffnung schräg nach oben an einem Stativ befestigt und mit einer Styroporkugel locker verschlossen. Man leitet bei deutlich vernehmbarem Strömungsgeräusch etwa 20 s Wasserstoff in die Röhre und zündet anschließend das Wasserstoff-Luft-Gemisch mit Hilfe einer an einem langen Stock befestigten brennenden Kerze.

Hinweis: Die richtige Einfülldauer muss durch Vorversuche ausprobiert werden, da sie von den Maßen der Pappröhre abhängt. Die Pappröhre ist so auszurichten, dass weder ihr verschlossenes Ende noch die Styroporkugel auf Personen zeigen. Die Schüler werden vor der Zündung aufgefordert, den Mund zu öffnen.

38. Knallgasprobe

In ein mit der Mündung nach unten gehaltenes Reagenzglas lässt man eine geringe Menge Wasserstoff aus der Stahlflasche einströmen, verschließt das Glas mit dem Daumen, kippt es mehrmals hin und her und nähert die Mündung des Reagenzglases dem Saum einer Bunsenflamme.

39. Arbeiten mit dem Schneidbrenner-Modell (Firma Hedinger, Stuttgart)

Mit dem Funktionsmodell eines Schneidbrenners wird ein dünnes Eisenblech „durchgebrannt“.

Reduktionen

40. Reduktion von Wasser mit Calcium

Ein großer Calciumspan wird mit einem Messer an einigen Stellen blank geschabt und in ein zur Hälfte mit Wasser gefülltes Reagenzglas geworfen. Es entweicht ein Gas. Nimmt man das Glas in einen Reagenzlashalter und hält die Mündung des Glases einige Sekunden in die Bunsenflamme, so lässt sich zeigen, dass das Gas brennbar ist. Die milchig getrübe Flüssigkeit wird filtriert. Das Filtrat färbt Lackmusfarbstoff blau.

Hinweis: evtl. Vergleich der Reaktion von Mg und Ca mit Wasser: 2 Petrischalen auf Overhead-Projektor; zu dem Wasser einige Tropfen Phenolphthalein geben.

41. Reduktion von Wasser mit Natrium

Ein Stückchen Natrium wird mit Filterpapier sorgfältig von anhaftendem Petroleum gesäubert, entrindet, ein erbsengroßes Stückchen abgeschnitten und in eine mit Wasser gefüllte, runde (!) Glaswanne geworfen (Schutzscheibe aufstellen oder Becken mit einem Blatt Papier zudecken!). Das Natriumstückchen fährt unter Zischen auf dem Wasser umher, wird dabei zu einer Kugel, die immer kleiner wird und schließlich vollständig verschwindet. Im Wasser sinken Schlieren nach unten. Die Lösung färbt Lackmusfarbstoff blau.

42. Reduktion von Wasser mit Kalium

Der Versuch 41 wird mit Kalium wiederholt. Der entweichende Wasserstoff entzündet sich von selbst und brennt mit violetter Flamme.

43. Reduktion von Wasser mit Natrium (und Selbstentzündung des Wasserstoffs)

Der Versuch 41 wird noch einmal durchgeführt, das Natriumstückchen aber auf ein Stück Filterpapier gelegt, das auf dem Wasser schwimmt. Das Natriumstückchen wird dadurch an dem (seiner Temperatur herabsetzenden) Umherschwimmen gehindert, und der Wasserstoff entzündet sich.

44. Reduktion von Wasserdampf mit Eisenpulver

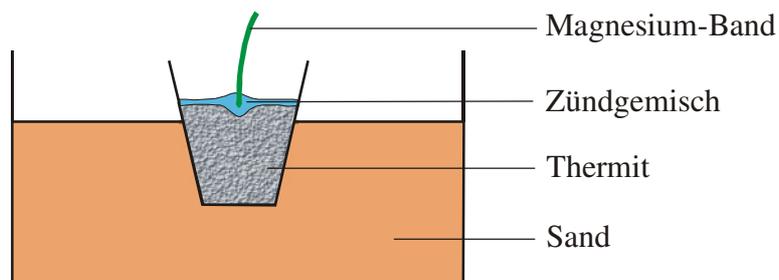
In ein schwer schmelzbares Reagenzglas gibt man etwa 2 cm hoch Sand, befeuchtet ihn mit einer Pipette und gibt etwa in die Mitte des Reagenzglases 2 Spatel Eisenpulver (Ferrum reductum), stopft einen kleinen Bausch Glaswolle in das Reagenzglas und verschließt es mit einem durchbohrten Stopfen (Ableitungsrohr, kleine pneumatische Wanne). Man erhitzt zunächst stark den oberen Teil des Eisenpulvers. Durch die Wärmeleitung wird auch der feuchte Sand heiß, und es entweicht ein farbloses Gas. Man fängt das Gas in mit Wasser gefüllten Reagenzgläsern auf (1 Glas vorher zur Hälfte mit Luft füllen!) und führt die Knallgasprobe durch. (Bei der Reaktion ist kein Aufglühen des Eisens zu beobachten. Nach der Reaktion ist das Eisenpulver schwarz.)

45. Vergleich der Reaktion von erhitztem Eisen bzw. Magnesium mit Wasser

Auf einer feuerfesten Unterlage werden nebeneinander je 2 Spatel Eisenpulver (Ferrum reductum) und Magnesiumpulver aufgehäuft, stark erhitzt und dann vorsichtig (!) aus einer Pipette mit Wasser betropft. Das bis zur Rotglut erhitzte Eisen reagiert mit dem Wasser nur unter Zischen. Das Magnesium beginnt nach kurzem Erhitzen unter heller Weißglut zu brennen und reagiert mit dem aufgetropften Wasser äußerst heftig.

46. Thermitversuch

kleiner Blumentopf mit zugespitztem Loch, Sandkasten, Kartuschen-Lötlampe mit Spezialaufsatz



Zündgemisch: 2 g BaO_2 + 5 g Magnesiumpulver werden vorsichtig gemischt.

(Herstellung von Thermit: 25 g Fe_2O_3 + 8,5 g Al-Pulver in einer Reibschale sorgfältig mischen.)

47. Reduktion von Kupferoxid mit Eisen

3 g Ferrum reductum und 6 g CuO werden in einer Reibschale gut gemischt und in einem Reagenzglas erhitzt: Das Gemisch glüht auf, und es entsteht rotes Kupfer.

48. Reduktion von Kupferoxid mit Wasserstoff

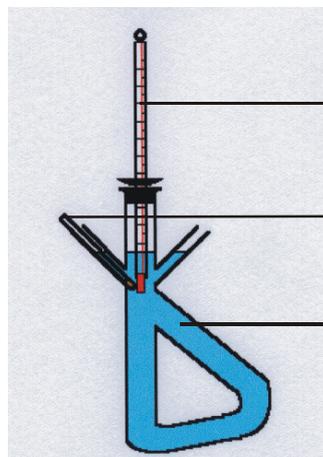
In einem schwer schmelzbaren Glasrohr, das von 2 Gabelstativen leicht nach unten geneigt gehalten wird, leitet man Wasserstoff in langsamem Strom über schwarzes Kupferoxid und entzündet das ausströmende Gas (vorher Knallgasprobe, außerdem einen kleinen Bausch Glaswolle als Rückschlagsicherung in das Ableitungsrohr!). Wird jetzt das Oxid erhitzt, so glüht es auf. Die auftretende rote Farbe des Pulvers zeigt, dass Kupfer entsteht. Das Kleinerwerden der Flamme lässt erkennen, dass Wasserstoff verbraucht wird. Gleichzeitig schlagen sich an den kalten Wänden des Rohres Wassertropfen nieder. (Wird bald nach Beendigung des Versuchs das Porzellanschiffchen herausgezogen, so glüht das noch heiße Kupfer an der Luft auf und verfärbt sich schwarz.)

Der Schwefel

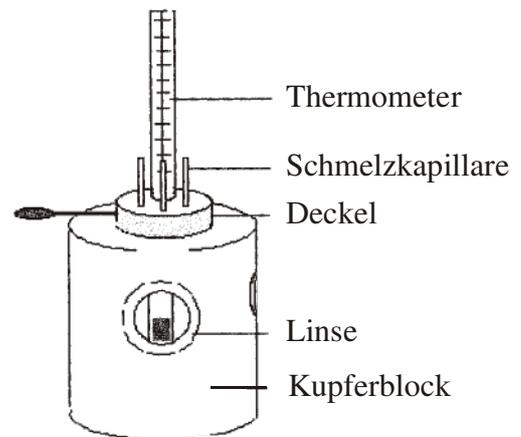
49. Physikalische Eigenschaften des Schwefels

(Aggregatzustand bei Zimmertemperatur, Farbe, Geruch, Geschmack, Sprödigkeit, Isolationswirkung, Löslichkeit in Wasser und in Kohlenstoffdisulfid)

50. Bestimmung der Schmelztemperatur des Schwefels



Apparat nach Thiele



Apparat nach Lindstroem

Die Schmelzkapillare wird etwa 3 mm hoch mit Schwefel gefüllt (mit dem zugeschmolzenen Ende vorsichtig auf den Tisch klopfen!)

Das Paraffinöl bzw. der Kupferblock wird zunächst bis in die Nähe der Schmelztemperatur relativ rasch aufgeheizt, dann wird die Temperatur nur langsam gesteigert (Vorversuch!). Als Schmelztemperatur gilt die Temperatur, bei der die letzten kristallinen Teilchen in die flüssige Phase übergegangen sind.

51. Herstellung rhombischer Schwefelkristalle

Ein Bröckchen Schwefel wird in Kohlenstoffdisulfid gelöst, die Lösung in eine Uhrglasschale gegossen und mit einem Stück Karton zugedeckt. In der nächsten Unterrichtsstunde werden einzelne gute Kristalle des Verdunstungsrückstandes mit der Lupe betrachtet.

52. Herstellung monokliner Schwefelkristalle

Ein zu $\frac{2}{3}$ mit Schwefel gefüllter großer Porzellantiegel wird vorsichtig erhitzt, bis der Schwefel dünnflüssig geworden ist (Dreifuß, Tondreieck). Dann wird die Flamme entfernt. Sobald an der Oberfläche Nadeln von 1 bis 2 cm Länge entstanden sind, wird der Porzellantiegel mit einer speziellen, den Tiegel umgreifenden Zange gefasst und der noch flüssige Schwefel in eine Porzellanschale ausgegossen. (Der in der Porzellanschale erstarrte Schwefelkuchen wird beim nächsten Mal wieder eingeschmolzen.)

53. Zähflüssiger Schwefel

Schwefelstücke werden in einem Reagenzglas mit kleiner Flamme erhitzt. Der Schwefel schmilzt zu einer hellgelben, leicht beweglichen Flüssigkeit. Bei steigender Temperatur wird die Schmelze dunkelbraun und schließlich so dickflüssig, dass sie sich nicht mehr gießen lässt. Bei weiterem Erhitzen wird der Schwefel wieder dünnflüssig und siedet schließlich.

54. Plastischer Schwefel

Schwefelstückchen werden in einem Reagenzglas bis zum zweiten dünnflüssigen Zustand erhitzt. Die Schmelze wird in Wasser gegossen. Die entstehende gummiartige Substanz wird aufbewahrt und in der nächsten Unterrichtsstunde erneut betrachtet.

55. Sublimation des Schwefels

Man lässt Schwefeldämpfe aus einem schräg eingespannten Reagenzglas in ein kleines, kaltes Becherglas einströmen.

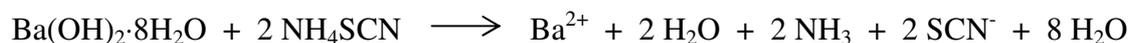
Ergänzung: Sublimation von Iod

Man gibt einige Iodkristalle in ein Becherglas (100 ml, hohe Form), deckt mit einer Uhrglasschale ab und erwärmt das kleine Becherglas in einem mit Wasser gefüllten, nur wenig breiteren Becherglas (150 ml). In das Uhrglas gibt man etwas kaltes Wasser. Das Iod sublimiert und kristallisiert an der Unterseite des Uhrglases wieder aus.

56. Endotherme Reaktion („Festfrieren“)

Ein kleiner Erlenmeyerkolben (100 ml) wird zu je $\frac{1}{4}$ seines Inhalts mit Bariumhydroxid-octahydrat und Ammoniumthiocyanat gefüllt. Nachdem die beiden Substanzen durch Schütteln gründlich vermischt worden sind, wird der Kolben auf einen nassen Holzklötz (oder auf einen nassen, etwas ausgedrückten Schwamm) gestellt. Nach etwa 5 Minuten ist der Erlenmeyerkolben auf dem Holzklötz bzw. dem Schwamm angefroren. Sein Inhalt hat sich verflüssigt.

Erklärung: Es handelt sich um eine Protolyse:



Die zu dieser endothermen Reaktion erforderliche Energie wird der Umgebung entzogen.

57. Reaktion von Kupfer mit Schwefel

In einem senkrecht eingespannten Reagenzglas wird ein Schwefelbröckchen bis zum Sieden erhitzt. In den Schwefeldampf wird an einem gebogenen Draht ein Kupferblechstreifen getaucht (mit einem Nagel ein Loch in den Blechstreifen schlagen!). Das Kupfer glüht auf und verwandelt sich in einen blauschwarzen, spröden Stoff.

evtl. zusätzlich: 4 g Kupferpulver und 1 g Schwefelblüte werden vorsichtig gemischt, auf einer feuerfesten Unterlage aufgehäuft und mit einer glühenden Stricknadel gezündet: Unter leichtem Aufglühen entsteht ein blauschwarzer Stoff.

58. Reaktion von Zink mit Schwefel

Ein Gemenge von 6 g Zinkstaub und 3 g Schwefelblüte wird auf einem Blechdeckel von oben erhitzt (große Schutzunterlage auf den Tisch und Schutzscheibe!). Hierbei muss die Flamme längere Zeit auf die gleiche Stelle des Gemisches gerichtet werden. Unter starker Feuererscheinung und Raumentwicklung entsteht ein hellgelber Stoff.

59. Reaktion von Quecksilber mit Schwefel

In einer Reibschale wird ein Tropfen Quecksilber mit etwas Schwefelblüte zerrieben. Es entsteht ein schwarzes Pulver.

60. Analyse von Pyrit mit dem Lötrohr

Ein Pyritkörnchen wird auf Holzkohle mit dem Lötrohr erhitzt. Es wird zunächst oxidierend, dann reduzierend geblasen: stechender Geruch; der entstehende Stoff wird von einem Magneten angezogen.

Grundtatsachen der Kristallographie

61. Beobachtung von Kristallwachstum

Overhead-Projektor, Petrischalen

- a) Methanol + Salicylsäure (langsam; nach einiger Zeit bilden sich Nadeln)
- b) Harnstoff in heißgesättigter Lösung (evtl. impfen!)

62. Züchten großer Alaunkristalle

200 g Kalialaun werden in 800 ml heißem Wasser gelöst. Nachdem die Lösung auf 40 °C abgekühlt ist, wird sie in ein breites Thermosgefäß von 1 Liter Inhalt gegossen. In die Lösung wird ein an einem Faden befestigter Alaunkristall gehängt. Im Verlauf von 1 bis 2 Tagen wächst ein großer Kristall von Oktaederform heran. (Der Kristall sollte nicht zu lange in der Lösung belassen werden, da sonst auf seiner Oberfläche kleinere Kristalle wachsen.)

Hydroxide und einführende Betrachtung zu Säuren und Salzen

63. Hygroskopische Eigenschaft von Natriumhydroxid

Einige Natriumhydroxid-Pastillen werden auf eine Uhrglasschale gelegt. Nach einigen Minuten ist um die Pastillen ein feuchter Hof zu erkennen.

64. Verseifung von Olivenöl mit Natriumhydroxid

In einem Reagenzglas werden 2 ml Olivenöl mit 2 Natriumhydroxid-Pastillen gekocht. Die Flüssigkeit schäumt stark auf. Nach dem Abkühlen erhält man einen festen Stoff (unter dem sich evtl. noch etwas Flüssigkeit befindet). Bringt man eine geringe Menge des Reaktionsproduktes in ein mit Wasser gefülltes Reagenzglas und schüttelt das Glas kräftig, so bildet sich ein Schaum.

65. Darstellung und Eigenschaften des Ammoniaks

In einem Reagenzglas werden 2 ml Ammoniakwasser erhitzt. Das entweichende Gas prüft man vorsichtig auf seinen Geruch und lässt es auf feuchtes, rotes Lackmuspapier einwirken.

66. Entwicklung von Wasserstoff aus Magnesium und Phosphorsäure

In einem Reagenzglas löst man einen halben Spatel Tetraphosphordecaoxid in Wasser auf (Vorsicht!) und verdünnt die entstandene Phosphorsäure, bis das Glas zu etwa ein Viertel gefüllt ist. Dann gibt man einen halben Spatel Magnesiumpulver hinzu. Es entweicht ein farbloses Gas. - Man wiederholt den Versuch, befestigt das Glas in einem Reagenzglashalter und bringt die Flamme eines Teclubrenners in die Nähe der Mündung des Glases. Die Knallgasprobe verläuft positiv, lässt sich aber meistens nicht wiederholen, da die frei werdende Reaktionswärme die Phosphorsäure zum Sieden bringt und durch die Beimischung des Wasserdampfes der Wasserstoff nicht mehr brennt.

67. Saure bzw. alkalische bzw. neutrale Reaktion von Salzen in Wasser

In 3 kleinen Bechergläsern werden

- (1) Aluminiumsulfat
- (2) Natriumcarbonat
- (3) Natriumsulfat

in Aqua purificata gelöst. Die Reaktion der Lösungen wird mit Lackmuspapier überprüft.

68. Nachweis von Kristallwasser in Kristallsoda

Eine Spatelspitze Kristallsoda oder ein Sodakristall wird in einem Reagenzglas schwach erwärmt. Schon nach kurzer Zeit (bei 32,5 °C!) scheint die Soda zu schmelzen, denn es entsteht eine Flüssigkeit. Aber auch nach dem Abkühlen bleibt der Inhalt des Glases flüssig! Bei stärkerem Erhitzen verdampft Wasser, und es bildet sich eine feste, weiße Substanz. (identisch mit Versuch 121)

Die Schwefelsäure und ihre Salze; Katalysatoren

69. Platin als Katalysator für die Entzündung von Wasserstoff

Wasserstoff aus der Stahlflasche (Glasspitze mit einem Bausch Glaswolle als Rückschlagsicherung!) wird mit einem Gasselbstzünder (mehrere feine Platindrähtchen) entzündet. (Ist der Gasselbstzünder längere Zeit nicht benutzt worden, so muss er vor dem Versuch kurz durch eine Bunsenflamme gezogen werden!)

70. Palladium als Katalysator für die Entzündung von Wasserstoff

Wasserstoff aus der Stahlflasche wird auf ein Häufchen Palladium-Aktivkohle geleitet (Glasspitze mit einem Bausch Glaswolle als Rückschlagsicherung!). Nach kurzer Zeit beginnt die Kohle zu glimmen, und der Wasserstoff entzündet sich.

71. Entzündung von Wasserstoff mit Hilfe eines Schüttgutkatalysators

Auf ein Kaffeesieb aus Metall werden ca. 30 Kügelchen des Schüttgutkatalysators der Firma Degussa gegeben. Aus etwa 10 bis 12 cm Entfernung leitet man Wasserstoff aus der Stahlflasche in verhältnismäßig starkem Strom auf die Katalysatorperlen (Glasspitze mit einem Bausch Glaswolle als Rückschlagsicherung!). Die Perlen beginnen zu glühen, und der Wasserstoff entzündet sich.

Hinweis: Bei dem Schüttgutkatalysator der Firma Degussa handelt es sich um einen Dreiweg-Katalysator (Platin und Rhodium - etwa 5 : 1 - auf Aluminiumoxid-Perlen; bewirkt Oxidation von Kohlenwasserstoffen, Oxidation von CO und Reduktion von Stickstoffoxiden).

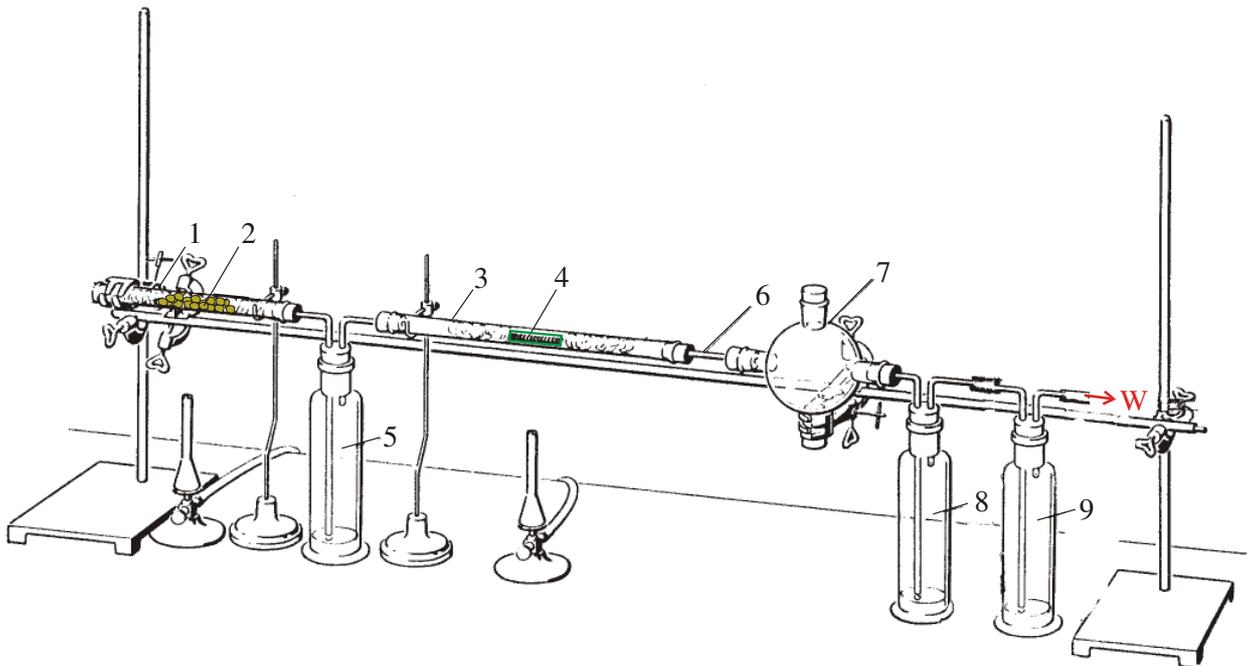
72. Ascorbinsäure (Vitamin C) als Antioxidans (Oxidationsinhibitor)

Zwei Viertel eines Apfels werden geschält. Das eine Stück wird mit einer Obstreibe zerrieben und der geriebene Apfel in eine Porzellanschale oder auf einen kleinen Teller gegeben. Dann wird auf die Obstreibe etwas Ascorbinsäure gestreut und der Versuch mit dem zweiten Apfelstück wiederholt. Der ohne Zusatz von Ascorbinsäure zerriebene Apfel verfärbt sich innerhalb von 15 bis 20 Minuten braun (enzymatische Reaktion unter Mitwirkung des Luftsauerstoffs!). Bei Zusatz von Ascorbinsäure unterbleibt die Braunfärbung zunächst und setzt erst viel später ein.

73. Wirkung des Enzyms Katalase

5 ml Perhydrol (30 %iges Wasserstoffperoxid) werden mit 15 ml Aqua purificata verdünnt und in einen mittelgroßen (20 cm hohen) Standzylinder gefüllt. Gibt man einige Hefekrümel hinzu, so entwickelt sich ein Gas, das mit einem glimmenden Span als Sauerstoff identifiziert werden kann. (Der Versuch gelingt sehr gut mit einer Spatelspitze Trockenbackhefe. Es bildet sich dann ein Schaum, in dem ein glimmender Span hell aufflammt.)

74. Katalytische Oxidation von Schwefeldioxid zu Schwefeltrioxid (Kontaktverfahren)



In das Verbrennungsrohr (1) aus Quarzglas wird vor einem Pflöpfen aus Quarzglaswolle eine etwa 30 mm lange Schicht Schwefelkies (Pyrit) (2) gepackt. Im Verbrennungsrohr (3) (ebenfalls aus Quarzglas) befindet sich zwischen 2 Pflöpfen aus Quarzglaswolle ein Platinasbestnetz (4). Die Verbrennungsrohre (1) und (3) werden über eine Gaswaschflasche (5) miteinander verbunden. Sie ist so weit mit Wasser gefüllt, dass das Einleitungsrohr eben darin eintaucht. An das Verbrennungsrohr (3) schließt sich über das Glasröhrchen (6) die Glaskugel (7) mit 4 Tuben (Scheidtsche Kugel) an. Zwei Tuben dieser Kugel werden mit Stopfen verschlossen. In den Stopfen des vierten Tubus führt die Gaswaschflasche (8), in der sich Wasser befindet, das mit Universalindikator angefärbt ist. An diese Gaswaschflasche schließt sich die Gaswaschflasche (9) an, die zur Absorption des SO_3 mit konzentrierter Schwefelsäure gefüllt ist. Sie ist über einen Gummischlauch mit einer Wasserstrahlpumpe (W) verbunden. Zwischen den Gaswaschflaschen (8) und (9) kann eine weitere Gaswaschflasche eingefügt werden. Diese wird mit einer Bariumchlorid-Lösung gefüllt, die mit verdünnter Salzsäure stark angesäuert worden ist.

Zum Erhitzen des Pyrits und des Platinasbestnetzes sind 2 Brenner bereitzustellen. Durch Einschalten der Wasserstrahlpumpe saugt man einen gleichmäßigen Luftstrom durch die Apparatur. Mit mittelstarker Bunsenflamme wird der Pyrit erhitzt, bis die Reaktion einsetzt. Das Platinasbestnetz wird stark erhitzt. Hier erfolgt das Erhitzen während der gesamten Reaktion.

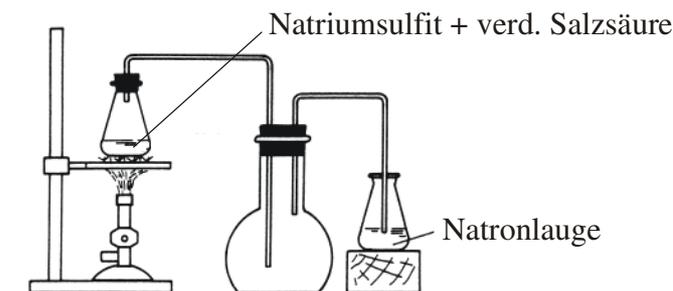
Literatur: Flügel: „Die Chemie in Versuchen, Anorganische Chemie“ (PHYWE-Schriftenreihe), Versuch 7.12.

Als Ersatz für das Netz aus Platinasbest wird **Platinquarzwolle** empfohlen (vergl. <http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/tip/november.htm>)

Herstellung von Platinquarzwolle: Man gibt 0,5 g Quarzglaswolle in ein Becherglas (50 ml) und dazu 20 ml einer Lösung von Natrium-hexachloroplatinat(IV)-hexahydrat ($w = 0,01 \%$). Anschließend werden 10 ml einer Ascorbinlösung ($w = 5 \%$) hinzugegeben. (Man muss ein mildes Reduktionsmittel verwenden, um einen ausreichend feinkristallinen und gut haftenden Niederschlag von Platin zu erhalten.) Man rührt gut um. Nach einigen Stunden färbt sich die Lösung durch das ausfallende Platin dunkel. Es ist darauf zu achten, dass die Quarzglaswolle immer von Flüssigkeit bedeckt ist. Die Mischung bleibt mindestens über Nacht stehen. Anschließend nutschts man ab und wäscht mit Aqua purificata gut nach. Nach dem Trocknen ist die platinierete Quarzglaswolle einsatzbereit. Vor jeder Verwendung muss sie kurz ausgeglüht werden.

Auch die Firma PHYWE bietet in ihrem Lieferprogramm Platinquarzwolle an.

75. Bleikammerverfahren



Ein Stehkolben (500 ml) wird mit braunem Stickstoffdioxid gefüllt (einfachstes Verfahren: in dem Kolben auf Kupferspäne konzentrierte Salpetersäure geben und die Flüssigkeit abgießen, sobald sich genügend Stickstoffdioxid entwickelt hat). Dann wird gemäß der Abbildung Schwefeldioxid in den Kolben geleitet. Es kommt zu einer Farbaufhellung, und nach einiger Zeit überziehen sich die Wände des Kolbens mit eisblumenartigen „Bleikammerkristallen“ aus Nitrosylschwefelsäure $(\text{NO})\text{HSO}_4$. Wird der Stopfen vom Stehkolben entfernt, so bildet sich langsam wieder braunes Stickstoffdioxid zurück. Gibt man in den Kolben einige Milliliter Aqua purificata, so lassen sich mit Bariumchlorid-Lösung Sulfat-Ionen nachweisen. Der mit Natronlauge gefüllte Erlenmeyerkolben dient zur Absorption der gesundheitsschädlichen Gase.

76. Dichte der konzentrierten Schwefelsäure

In einem hohen Standzylinder wird die Dichte von konzentrierter Schwefelsäure mit einem Aräometer bestimmt.

77. Hygroskopische Eigenschaft der konzentrierten Schwefelsäure

Man tariert eine kleine Kristallisierschale mit 20 ml konzentrierter Schwefelsäure auf einer Waage aus, arretiert die Waage und lässt das Gefäß etwa eine halbe Stunde unbedeckt stehen. Eine erneute Wägung zeigt dann, dass der Inhalt des Gefäßes schwerer geworden ist.

78. Einwirkung von konzentrierter Schwefelsäure auf Kupfervitriol

In einem Reagenzglas lässt man konzentrierte Schwefelsäure auf festes Kupfervitriol einwirken: Das blaue Pulver wird hellblau bis weiß.

79. Einwirkung von konzentrierter Schwefelsäure auf organische Substanzen

In Porzellanschalen lässt man konzentrierte Schwefelsäure auf Holz, Papier und Leinen einwirken: Die Substanzen werden geschwärzt und zerfressen.

80. Herstellung von Zuckerkohle

In einem 50 ml-Becherglas lässt man etwa 10 ml konzentrierte Schwefelsäure auf ca. 25 g Rohrzucker einwirken: Das Reaktionsgemisch erhitzt sich, und aus dem Becherglas wächst eine dicke „Wurst“ von Zuckerkohle.

81. Erhitzung und Volumenkontraktion beim Verdünnen von konzentrierter Schwefelsäure

In ein Becherglas gibt man mit einer Pipette 25 ml Aqua purificata und gießt dazu aus einem Messkolben 50 ml konzentrierte Schwefelsäure. Man misst mit einem Demonstrationsthermometer die Temperatur und bestimmt nach dem Abkühlen das Volumen des Gemisches.

82. Oxidation von Holzkohle durch konzentrierte Schwefelsäure

Ein Stückchen Holzkohle wird mit konzentrierter Schwefelsäure erhitzt: Es tritt ein stechender Geruch auf.

Die Salzsäure und ihre Salze

83. Geschmack von Kochsalz

In einer kleinen Abdampfschale aus Glas reicht man etwas Kochsalz herum und lässt es schmecken.

84. Nebelbildung von „Salzsäuregas“ an feuchter Luft

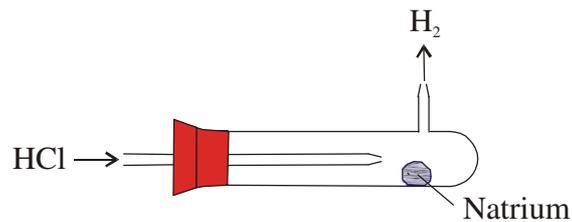
Flaschen mit verdünnter und konzentrierter Salzsäure werden gezeigt. Die Flasche mit konzentrierter Salzsäure wird geöffnet und über die Flasche gehaucht: Es bilden sich weiße Nebel.

85. Springbrunnenversuch

In einem Gasentwickler lässt man auf eine 2 mm hohe Kochsalzschicht konzentrierte Schwefelsäure tropfen (1 Tropfen in 2 bis 3 Sekunden). Das Gas wird in einen trockenen Rundkolben (!) eingeleitet. Das Gaseinleitungsrohr soll bis auf den Boden des Gefäßes reichen. Anschließend wird das Gefäß mit einem Gummistopfen, in dem ein zu einer Spitze ausgezogenes Glasrohr steckt, verschlossen. Die Spitze zeigt ins Innere des Gefäßes. Das Gefäß wird mit dem Hals nach unten so tief in ein wassergefülltes Becherglas (2 l, breite Form, Wasser mit Lackmus-Lösung versetzt) gestaucht, dass einige Wassertropfen ins Innere eindringen (Stopfen vorsichtig etwas lockern!). Kurz darauf schießt das Wasser als Springbrunnen in den Rundkolben.

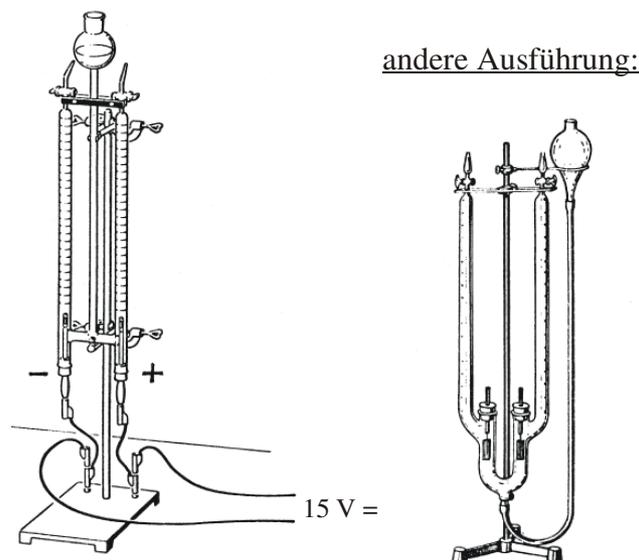
Hinweis: Statt des Becherglases kann man auch eine große, rechteckige Glaswanne verwenden, die bis unter den Rand mit Wasser gefüllt wird. Der Kolben wird mit einer großen Dreifingerklemme an der Auftreibung unter dem Schliff so an einem schweren Dreifußstativ gehalten, dass sich die Öffnung des Glasrohres ca. 0,5 cm über dem Boden der Wanne befindet: Der Stopfen taucht dann in die Wanne ein, kann aber noch gelockert werden.

86. Reaktion von „Salzsäuregas“ mit erhitztem Natrium (Analyse von Salzsäuregas)



In ein schwer schmelzbares Reagenzglas mit einer rechtwinkligen Ableitung dicht über dem Boden gibt man ein ca. 1 cm³ großes Stück sauber entrindetes Natrium, erhitzt das Natrium bis zum Schmelzen und leitet dann Salzsäuregas aus einer langen Glasspitze in langsamem Strom über das erhitzte Natrium. Das Salzsäuregas wird in einem Gleichdruckgasentwickler erzeugt, indem man konzentrierte Schwefelsäure auf Natriumchlorid langsam auftropfen lässt. In dem Reagenzglas bildet sich ein dichter, weißer Rauch, und das aus dem seitlichen Ansatz ausströmende Gas lässt sich entzünden. Der weiße Belag hat einen salzigen Geschmack.

87. Elektrolyse von verdünnter Salzsäure im Hofmann-Apparat



88. Darstellung von Chlor aus Kaliumpermanganat

In einem Gasentwickler lässt man konzentrierte Salzsäure auf Kaliumpermanganat tropfen und fängt das entweichende Gas in einem Standzylinder auf. (Bei Verwendung von Braunstein muss man erwärmen!)

89. Chlorknallgasreaktion

Von 2 Reagenzgläsern wird das eine mit Chlor, das andere über Wasser mit Wasserstoff gefüllt. Die beiden Reagenzgläser werden übereinander gesetzt, die beiden Gase durch mehrfaches Umkippen der Gläser gemischt und dann die beiden Gläser über einer Bunsenflamme auseinander gezogen. Man hört einen scharfen Knall. Man gibt in die beiden Gläser etwas Wasser und versetzt das eine mit Lackmus-Lösung, das andere mit Silbernitrat-Lösung.

Hinweis: Die Chlorknallgasreaktion kann auch durch Blitzlicht gezündet werden (siehe Versuchsanordnung „Fotochemische Blitzreaktion mit Chlorknallgas“ der Firma Renate Zitt, Freiburg im Breisgau).

90. Verbrennung von Wasserstoff in Chlor

Man lässt Wasserstoff aus einem langen, zu einer Spitze ausgezogenen Glasrohr (mit einem Bausch Glaswolle als Rückschlagsicherung!) ausströmen, entzündet ihn und führt die Flamme in einen mit Chlor gefüllten Standzylinder ein (weißer Hintergrund!). Die Wasserstoffflamme färbt sich fahlgrün, die gelbgrüne Farbe des Chlors im Standzylinder verschwindet, und es treten weiße Nebel auf. Die Wasserstoffflamme muss im Standzylinder mehrere Minuten brennen, bis das Chlor restlos verbraucht ist! Nach dem Abstellen der Wasserstoffzufuhr gibt man einige Milliliter Aqua purificata in den Standzylinder, schüttelt gründlich und weist die entstandene Säure mit Lackmusfarbstoff nach. (Falls im Standzylinder noch Chlor enthalten ist, misslingt der Säurenachweis, da Chlor den Indikatorfarbstoff bleicht!)

91. Salmiak als „Lötstein“

Ein Ende eines etwa 15 mm breiten und etwa 100 mm langen Streifens aus dünnem Kupferblech wird mit der Tiegelzange über die Bunsenflamme gehalten, bis es sich mit einer schwarzen Schicht von Kupferoxid überzieht. Dann wird eine dünne Schicht von Ammoniumchlorid (= Salmiak) aufgelegt und das Kupferblech wieder in die Bunsenflamme gehalten. Sobald weißer Rauch entsteht, wird der Kupferblechstreifen aus der Flamme genommen und feuchtes rotes Lackmuspapier dicht über den Streifen gehalten (Blaufärbung!). Werden nun die Reste von Ammoniumchlorid mit einem Spatel entfernt, so zeigt der Kupferstreifen wieder metallischen Glanz. (Nicht mit Wasser abspülen, da sonst der Metallglanz verloren geht!)

Die Salpetersäure und ihre Salze

92. Qualitative Analyse des Kalisalpers

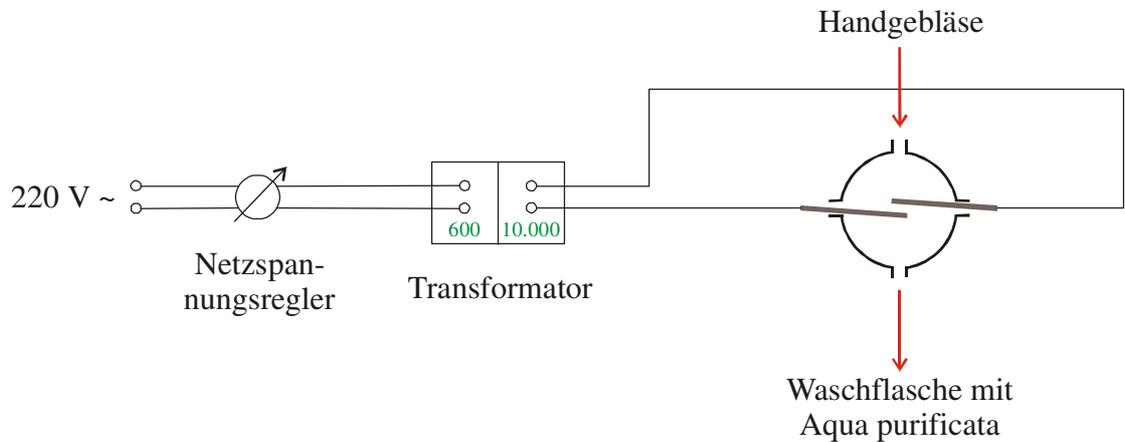
- a) Kalisalper färbt die nicht leuchtende Bunsenflamme hellviolett: Kalium.
- b) Kalisalper wird in einem Reagenzglas geschmolzen. Beim weiteren Erhitzen schäumt die Schmelze, und ein glimmender Span flammt in dem Gas auf: Sauerstoff.
- c) In einem trockenen Reagenzglas mischt man eine Spatelspitze KNO_3 mit 3 Spatelspitzen Eisenstaub durch Schütteln. Das Reagenzglas wird in ein Stativ gespannt und stark erhitzt (Ableitungsröhr, pneumatische Wanne, Standzylinder von 15 cm Höhe und 3 cm Durchmesser). Das Gemenge glüht auf, und es entweicht ein Gas, in dem ein brennender Span erlischt: Stickstoff.

93. Darstellung von Salpetersäure aus Kalisalper und konzentrierter Schwefelsäure

In einer Retorte werden 20 g Kalisalper mit 10 ml konz. Schwefelsäure langsam erwärmt. In einem mit Eiswasser gekühlten Erlenmeyer-Kolben kondensiert eine zunächst farblose, später gelbliche, stechend riechende und an der Luft Nebel bildende Flüssigkeit. Wenn in der Retorte in größerer Menge braune Gase entstehen, wird die Destillation beendet.

94. „Luftverbrennung“ nach Birkeland und Eyde

erforderliche Geräte: Glaskugel mit 4 Tuben (Scheidtsche Kugel) , 1 Paar Hochspannungselektroden, Handgebläse (Doppelgebläse), Waschflasche



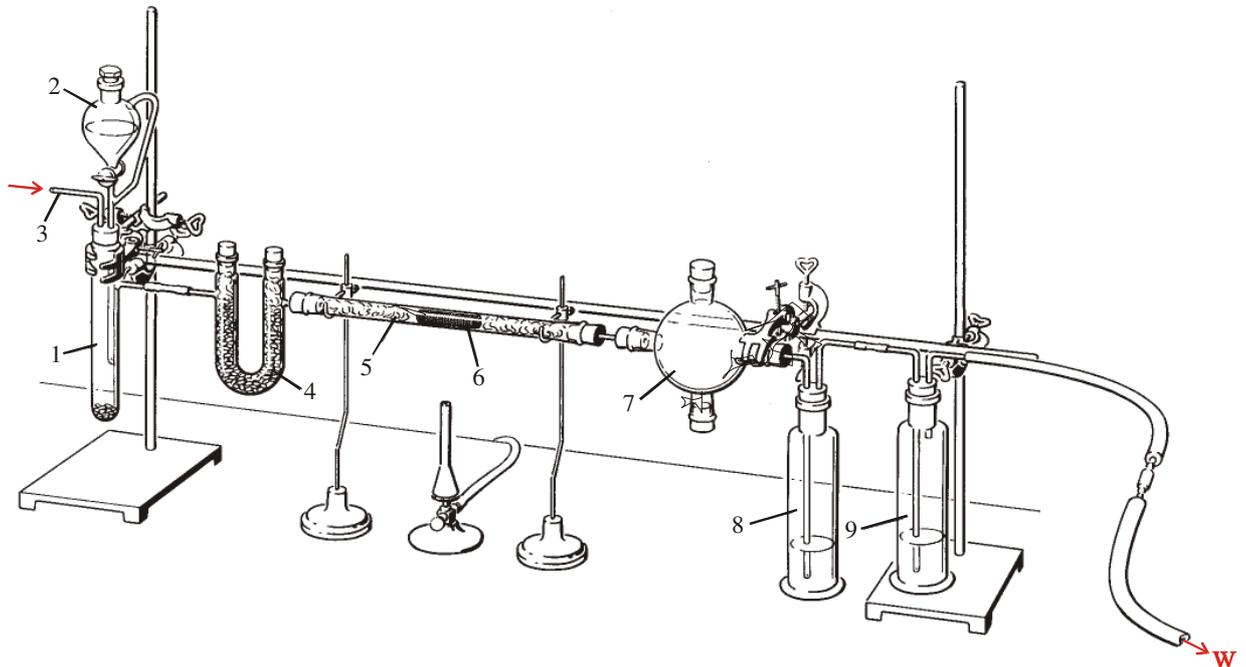
Um eine deutlich sichtbare NO_2 -Bildung zu erreichen, muss der Lichtbogen etwa 5 min eingeschaltet sein. Mit Hilfe des Handgebläses wird das Reaktionsprodukt dann in die Waschflasche gepumpt und die entstandene Säure mit Lackmus-Lösung nachgewiesen. (Statt des Netzspannungsreglers kann auch ein Schiebewiderstand 2,4 A, 100 Ω verwendet werden!)

Literatur: Flügel: „Die Chemie in Versuchen, Anorganische Chemie“ (PHYWE-Schriftenreihe), Versuch 3.7.

95. Verpuffung eines NH_3/O_2 -Gemisches

In ein großes Reagenzglas wird etwa 1 cm hoch konzentriertes Ammoniakwasser gefüllt. Das Reagenzglas wird schräg eingespannt und durch ein bis auf den Grund reichendes Glasrohr ein mäßiger Sauerstoffstrom aus der Vorratsflasche eingeleitet. In Abständen von einigen Sekunden wird die Flamme eines Bunsenbrenners an die Öffnung des Reagenzglases geführt, um Explosionen des entstandenen Gasgemisches hervorzurufen. (Es müssen laute Explosionen zu hören sein; andernfalls ist die Stärke des Sauerstoffstroms zu regulieren!)

96. Ostwald-Verfahren



Das Reagenzglas mit seitlichem Ansatz (1) wird mit 3 bis 4 Spatellöffel Natriumhydroxid, der Tropftrichter (2) etwa zur Hälfte mit einer konzentrierten Ammoniaklösung besetzt. Durch die zweite Bohrung im Gummistopfen führt ein rechtwinklig gebogenes Glasröhrchen (3). Zur Trocknung des Ammoniaks wird das U-Rohr (4) mit Natriumhydroxid gefüllt. In das an das U-Rohr anschließende Verbrennungsröhr (5) wird zwischen zwei Pfropfen aus Quarzglaswolle ein Platin-Rhodium-Netz (6) gebracht. Über ein Glasröhrchen schließt sich an das Verbrennungsröhr eine Glaskugel (7) mit 4 Tuben an (Scheidtsche Kugel). Zwei Tuben werden mit Gummistopfen verschlossen. Auf die Glaskugel folgen 2 Gaswaschflaschen (8) und (9). Die Gaswaschflasche (8) ist zu etwa einem Drittel mit Wasser gefüllt, dem einige Tropfen Lackmus-Lösung zugesetzt sind, die Gaswaschflasche (9) ebenso hoch mit konzentrierter Natronlauge. Das Ableitungsröhr der Gaswaschflasche (9) schließt an eine Wasserstrahlpumpe (W) an.

Mit dem Bunsenbrenner wird das Platin-Rhodium-Netz bis zur Rotglut erhitzt, was etwa 30 s dauert. Dann entfernt man den Brenner und schaltet gleichzeitig die Wasserstrahlpumpe an. Aus dem Tropftrichter lässt man tropfenweise Ammoniaklösung in das Reagenzglas fließen. Das Ammoniak-Luft-Gemisch verbrennt nun am Katalysator zu rotbraunen nitrosen Gasen. (Das entstehende NO wird sofort durch den Luftsauerstoff zu NO₂ weiteroxidiert.) Die dabei frei werdende Energie lässt den Katalysator hell aufleuchten. Wasserstrahlpumpe und Ammoniakentwicklung werden so eingestellt, dass der Katalysator eben noch glüht. (Der bei Versuchsbeginn auftretende weiße Rauch ist auf die Bildung von NH₄NO₂ zurückzuführen.)

[Statt des Gasentwicklers kann man auch einen Rundkolben (250 ml) mit 2 Tuben verwenden, dessen seitlicher Tubus mit einem durchbohrten Gummistopfen verschlossen ist, in dem ein mit Propantriol befeuchtetes Glasrohr leicht hin- und hergleiten kann. In diesen Kolben werden rund 50 ml konzentrierte Ammoniaklösung gegeben. Bei Versuchsbeginn sollte sich die Öffnung des Glasrohres etwa 1 cm über der Flüssigkeit befinden. Durch Veränderung des Abstands kann der Anteil des Ammoniaks in der angesaugten Luft verändert werden.]

Literatur: Flügel: „Die Chemie in Versuchen, Anorganische Chemie“ (PHYWE-Schriftenreihe), Versuch 8.9. (verändert)

97. Modellversuch zur Rauchgasentstickung

Ein Kolbenprober wird mit 100 ml Ammoniakgas gefüllt (entweder aus einer Vorratsflasche entnommen oder dargestellt, indem man in einem Rundkolben auf ein Gemisch aus Ammoniumchlorid und Natriumhydroxid aus einem Tropftrichter Wasser auftropfen lässt und evtl. etwas erwärmt). Ein zweiter Kolbenprober wird mit 40 ml Stickstoffdioxid gefüllt, das man in einem schwer schmelzbaren Reagenzglas durch Erhitzen von Bleinitrat entwickelt. Die beiden Kolbenprober werden in Stativen gehalten und mit einem kurzen Schlauchstück verbunden. Drückt man nun das Stickstoffdioxid langsam in den mit Ammoniak gefüllten Kolbenprober, so zeigt die Bewegung des Stempels in diesem Kolbenprober eine Volumenverminderung an, und die braune Farbe des einströmenden Stickstoffdioxids verschwindet.

Reaktionsgleichung:



98. Schießbaumwolle

In einer Porzellanschale werden 20 ml konz. Salpetersäure und 40 ml konz. Schwefelsäure gemischt. Nachdem die Mischung abgekühlt ist, werden 2 g Cellulose-Watte mit Hilfe eines Glasstabes etwa 10 min in der Mischung bewegt und gedrückt, dann etwa 2 Stunden in dem Nitriergemisch belassen und anschließend in fließendem Wasser bis zur neutralen Reaktion gespült. Das Wasser wird ausgepresst und der Bausch zerzupft. Die Flöckchen werden in der Nähe der Heizung oder bei 50 °C im Wärmeschrank gut getrocknet. Wird ein Flöckchen der so erhaltenen Schießbaumwolle im Reagenzglas erhitzt, so verpufft es, ohne einen Rückstand zu hinterlassen. Berührt man die Schießbaumwolle mit der Flamme eines Gasbrenners, so brennt sie rasch und ohne Rauch und Rückstand ab. (zum Vergleich: Verbrennen von normaler Watte)

99. Xanthoproteinreaktion

Unverdünntes Eiklar oder mehrere Stücke gekochtes Eiklar werden in einem Reagenzglas mit konz. Salpetersäure übergossen. Nach wenigen Minuten tritt eine Gelbfärbung auf.

weiterer Versuch: Zu einer Eiweiß-Lösung gibt man 3 Tropfen konzentrierte Salpetersäure. Es tritt ein weißer Niederschlag auf, der sich beim Erwärmen gelb färbt. Gibt man nach dem Erkalten Ammoniakwasser im Überschuss hinzu, so schlägt die Farbe nach Orange um.

100. Reaktion von konzentrierter Salpetersäure mit Schwefel

Erhitzt man wenig Schwefelpulver mit konzentrierter Salpetersäure, so lassen sich in der verdünnten und zweimal filtrierten Flüssigkeit mit Bariumchlorid-Lösung Sulfat-Ionen nachweisen. (Flüssigkeit vor dem Bariumchlorid-Zusatz zur Kontrolle aufteilen! Da sehr kleine Kristalle entstehen, muss man etwa 5 Minuten warten!)

Vorversuch: verdünnte Salpetersäure + Bariumchlorid-Lösung

101. Reaktion von konzentrierter Salpetersäure mit unedlen und halbedlen Metallen

Magnesium, Zink, Kupfer und Quecksilber reagieren mit konzentrierter Salpetersäure schon in der Kälte unter Entwicklung von braunrotem NO₂.



Das NO wird an der Luft zu braunem NO₂: vergl. Versuch 102!

102. Oxidation von NO zu NO₂

In einem Gleichdruckgasentwickler lässt man auf Kupferspäne eine Mischung von 1 Volumenanteil konzentrierter Salpetersäure und 3 Volumenanteilen Wasser einwirken, erwärmt den Kolben mit fächernder Flamme, fängt das entweichende farblose Gas über Wasser in einem Standzylinder auf und verschließt den Standzylinder mit einer Abdeckscheibe. Entfernt man die Abdeckscheibe, so verfärbt sich der Inhalt des Standzylinders langsam von oben nach unten braun.

103. Reaktion von konzentrierter Salpetersäure mit Silber

In 2 Reagenzgläser gibt man kleine Stücke Silberblech und setzt konzentrierte Salpetersäure zu: schwache Reaktion mit Aufsteigen von Gasbläschen! Erwärmt man eines der Reagenzgläser, so löst sich das Silber unter Entwicklung von braunrotem NO₂ auf.

104. Auflösung von Gold in Königswasser

In 2 Reagenzgläser gibt man etwas Blattgold und setzt konzentrierte Salpetersäure zu. In der Kälte erfolgt keine Reaktion. Nun wird eines der Reagenzgläser erhitzt: Auch jetzt ist keine Reaktion festzustellen. Gibt man aber in das Reagenzglas mit der kalten Salpetersäure die doppelte bis dreifache Menge konzentrierte Salzsäure, so löst sich das Gold auf.

105. Passivierung von Eisennägeln durch konzentrierte Salpetersäure

Man gibt in die Oberteile von 3 kleinen Petrischalen (4 cm Durchmesser)

(1) konz. Salpetersäure,

(2) und (3) schwach verdünnte Salpetersäure (in einem großen Reagenzglas 10 ml konz. Salpetersäure und 5 ml Aqua purificata mischen!).

In (1) und (2) gibt man jeweils einen kleinen Eisennagel (nicht blank schmirgeln!). In (1) ist evtl. für kurze Zeit die Entwicklung eines braunen Gases zu beobachten, dann erfolgt keine weitere Reaktion. In (2) erfolgt eine heftige Reaktion. Überträgt man nun mit einer stumpfen Pinzette aus Chromnickelstahl den Nagel aus (1) in (3), so erfolgt keine Reaktion. Nimmt man aber den Nagel aus der Schale (3) mit der Pinzette heraus, schabt mit einem Messer an ihm entlang und legt ihn zurück in Schale (3), so erfolgt auch hier eine heftige Reaktion.

Anmerkungen: Versuch nicht auf dem Overhead-Projektor ausführen, da aggressive Gase entstehen!
- In großen Petrischalen braucht man zu viel Säure, in Reagenzgläser kommt man mit der Pinzette nur schwer hinein. Es empfiehlt sich, die Schüler in Gruppen an den Versuchstisch zu holen.

106. Einwirkung von verdünnter Salpetersäure auf unedle Metalle

In 3 große Reagenzgläser, die etwa 4 cm hoch mit verdünnter Salpetersäure (1 Volumenanteil konzentrierte Salpetersäure + 2 Volumenanteile Wasser) gefüllt sind, wird eine Zink-Granalie, ein kleiner Eisennagel bzw. ein etwa 3 cm langes Stückchen Magnesiumband gegeben. In allen Fällen entweicht ein farbloses Gas.

Anmerkung: Konzentration der Salpetersäure genau einhalten: Bei höherer Konzentration entstehen sofort braune Gase, bei zu geringer Konzentration der Salpetersäure reagiert das Zink sehr langsam, und am Eisennagel ist fast keine Gasentwicklung zu sehen. Für den Versuch mit dem Magnesium kann allerdings die Salpetersäure stärker verdünnt werden (1 : 3). Es ist ferner darauf zu achten, dass die Salpetersäure nach der Herstellung der Mischung wieder abgekühlt ist und dass wirklich nur ein Nagel, eine Zink-Granalie bzw. ein nicht zu großes Stück Magnesiumband eingeworfen wird. Andernfalls erfolgt durch die schnellere Erwärmung zu rasch eine Entwicklung von braunen Gasen.

107. Schießen mit Schwarzpulver

In ein schwer schmelzbares Reagenzglas gibt man einen Spatel voll Schwarzpulver, verschließt das Glas mit einem locker sitzenden Stopfen, spannt es schräg in ein Stativ ein und erhitzt es: Der Stopfen wird bei der Explosion herausgeschleudert.

Anmerkung: Selbstherstellung von Schwarzpulver: 1 g Schwefel und 1,5 g Holzkohle werden in einer Reibschale fein zerrieben und dann auf einem Stück Papier mit 7,5 g KNO_3 sorgfältig vermischt, wobei jeder Druck vermieden werden muss.

Anhang: Versuche zum Thema „Oxide des Stickstoffs“

1.) In einem Gleichdruckgasentwickler lässt man auf Kupferspäne eine Mischung von 1 Volumenanteil konz. Salpetersäure und 3 Volumenanteilen Wasser einwirken, erwärmt den Kolben mit fächelnder Flamme, fängt das entweichende farblose Gas über Wasser in einem Standzylinder auf und verschließt diesen mit einer Abdeckscheibe. Entfernt man die Abdeckscheibe, so verfärbt sich der Inhalt des Standzylinders langsam von oben nach unten braun. (identisch mit Versuch 102)

2.) In einem Gleichdruckgasentwickler lässt man konzentrierte Salpetersäure auf Kupferspäne einwirken. Das entweichende NO_2 wird in 3 Erlenmeyerkölbchen aufgefangen.

Kölbchen 1 erwärmt: Farbvertiefung

Kölbchen 2 in Eiswasser gekühlt: Aufhellung

Kölbchen 3 zum Vergleich

3.) In einem Gleichdruckgasentwickler lässt man mittelkonzentrierte Salpetersäure (1 : 1) auf Kupferspäne einwirken. Das Gemisch von NO und NO_2 leitet man durch eine Kondensationsröhre („Ente“), die von einer Kältemischung (Eis + Kochsalz) umgeben ist. Es entsteht eine blaue (bzw. grüne) Flüssigkeit. Gießt man die Flüssigkeit auf Eis, so tritt die blaue Farbe deutlich hervor.

Die Kieselsäuren und ihre Salze

108. Reduktion von Siliciumdioxid mit Magnesium

Ein Gemenge von 1 g Quarzmehl und 1 g Magnesiumpulver wird in einem senkrecht eingespannten schwer schmelzbaren Reagenzglas vorsichtig (!) erhitzt. Die Reaktion verläuft stark exotherm. Nach dem Erkalten gibt man das Reaktionsprodukt in ein zur Hälfte mit verdünnter Salzsäure gefülltes Kelchglas. Es entstehen Gasblasen, die an der Luft sofort unter kleinen Explosionen und Feuererscheinung zerfallen. In dem Kelchglas bleibt ein braunes Pulver zurück, das abfiltriert, mit Wasser gewaschen und im Wärmeschrank getrocknet wird.

109. Herstellung von Natriumsilicat aus Quarzpulver und Natriumhydroxid

In einem Reagenzglas werden etwa 4 g Natriumhydroxid geschmolzen und 1 bis 2 g Quarzpulver in kleinen Portionen dazugegeben (Schutzbrille!). Nachdem die glasige Schmelze abgekühlt ist, kocht man mit Aqua purificata auf, dampft etwas ein und filtriert. Gibt man zu dem Filtrat konzentrierte Salzsäure, so fällt ein gallertiger Niederschlag aus.

110. Verwendung von Wasserglas als Kittsubstanz

Konzentrierte Wasserglas-Lösung wird mit so viel Calciumcarbonat-Pulver verrieben, dass ein dicker Brei entsteht, mit dem man 2 Glasstücke verkittet. An der Luft erhärtet der Kitt zu einer steinharten Masse. (Das Calciumcarbonat-Pulver saugt das Wasser auf und lässt das Wasserglas erstarren. Da sich Wasserglaskitt in warmem Wasser wieder löst, dürfen mit Wasserglas gekittete Glas- oder Porzellan Gegenstände nicht mit heißem Wasser abgewaschen werden.)

111. Verwendung von Wasserglas zum Entflammungsschutz

Ein Streifen Filtrierpapier oder ein Leinenlappen wird mit Wasserglas-Lösung getränkt und getrocknet. Das so behandelte Papier bzw. Gewebe lässt sich nicht entzünden. (Vergleich mit unbehandeltem Papier bzw. Leinen!)

112. Bildung von Kieselsäuregel

a) Man lässt in ein altes Trinkglas, das zur Hälfte mit konzentrierter Wasserglas-Lösung gefüllt ist, aus etwa 20 cm Höhe eine mäßig verdünnte Salzsäure (1 Teil konz. Salzsäure + 1 Teil Wasser) eintropfen oder einfließen. Es scheidet sich eine steife Gallerte in Form von Eiszapfen aus, die noch deutlich den Ort und die Art des Einfließens erkennen lassen.

b) In einem Reagenzglas überschichtet man konzentrierte Wasserglas-Lösung vorsichtig mit konzentrierter Salzsäure. An der Berührungsfläche der beiden Flüssigkeiten bildet sich eine Gallerte, die bald so fest wird, dass man nach Abgießen der überschüssigen Salzsäure das Glas umdrehen kann, ohne dass die noch vorhandene Wasserglas-Lösung herausläuft.

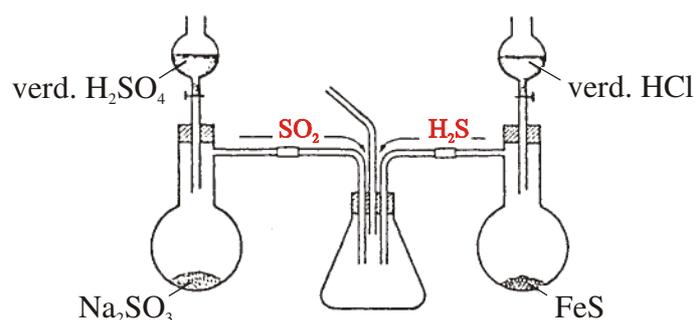
c) In konzentrierte Wasserglas-Lösung wird Kohlenstoffdioxid aus der Stahlflasche eingeblasen: Es bildet sich eine Gallerte.

Die Schwefelwasserstoffsäure und ihre Salze

113. Darstellung von Schwefelwasserstoff aus Schwefeleisen und Salzsäure

In einem senkrecht eingespannten Reagenzglas wird auf Schwefeleisen verdünnte Salzsäure gegeben und schwach erwärmt. Es entweicht ein farbloses, übel riechendes Gas. Wenn ein stetiger Gasstrom aufsteigt und alle Luft verdrängt ist, wird das entweichende Gas entzündet (Glasspitze, Raum verdunkeln oder zumindest dunkler Hintergrund): blaue Flamme, stechender Geruch. Über die Flamme wird ein trockenes Becherglas gehalten: Es beschlägt sich mit Wassertröpfchen. Hält man in die Flamme eine kalte Porzellanschale, so scheidet sich Schwefel ab.

114. Claus-Verfahren (Herstellung von Schwefel aus Schwefeldioxid und Schwefelwasserstoff)



Ein Erlenmeyerkolben wird innen mit warmem Wasser angefeuchtet und mit einem dreifach durchbohrten Stopfen verschlossen. Aus 2 Gasentwicklern wird gleichzeitig Schwefeldioxid (dargestellt aus Natriumsulfit und verdünnter Schwefelsäure) und Schwefelwasserstoff (dargestellt aus Eisen(II)-sulfid und verdünnter Salzsäure) in den Erlenmeyerkolben eingeleitet. Im Kolben entsteht elementarer Schwefel. Die überschüssigen Gase werden mit einem Schlauch in den Abzug geleitet.

115. Schwefelwasserstoffsäure als Lösung des Schwefelwasserstoffgases in Wasser

Schwefelwasserstoffgas wird in Wasser eingeleitet und die Reaktion des „Schwefelwasserstoffwassers“ mit blauem Lackmuspapier geprüft.

116. Fällung von Sulfiden

In 4 Kelchgläsern werden ZnSO_4 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ und $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ in Wasser bzw. SbCl_3 in verdünnter Salzsäure gelöst. In einem Reagenzglas werden 2 kleine Stückchen Schwefeleisen mit verdünnter Salzsäure übergossen und der entstehende Schwefelwasserstoff unter Verwendung eines U-Rohres in die Lösungen eingeleitet (evtl. schwach erwärmen!). Nach jeder Einleitung muss das Einleitungsrohr gesäubert werden.

Hinweis: Antimon(III)-chlorid muss in verdünnter Salzsäure gelöst werden, denn in Wasser entsteht unlösliches, weißes Antimonhydroxid, in zu konzentrierter Salzsäure fällt beim Einleiten von Schwefelwasserstoff kein Sb_2S_3 aus.

Die Kohlensäure und ihre Salze

117. Rettungsringe aus Kohlenstoffdioxid

In ein Wasserglas füllt man „kohlensäurereichen“ Sprudel, lässt ihn etwa 10 Minuten abstehen und gibt dann 3 oder 4 unterschiedlich große Naphthalinkugeln („Mottenkugeln“) hinzu. Diese sinken zunächst auf den Boden des Glases, überziehen sich aber bald mit immer größer werdenden Gasblasen, die wie kleine Rettungsringe wirken und die Kugeln zum Aufsteigen bringen. (Wenn die Mottenkugeln die Oberfläche erreicht haben, platzen gewöhnlich einige der Gasblasen. Die Kugeln geraten dadurch manchmal in eine Drehbewegung, sinken bisweilen nach unten, beladen sich erneut mit Gasblasen und steigen dann wieder auf.)

118. Nachweis von Kohlenstoffdioxid mit Kalkwasser (oder Barytwasser)

Zu einer Calciumhydroxid-Lösung werden einige Tropfen Sprudel gegeben: Es tritt eine Trübung auf. (Ein Überschuss an Sprudel ist zu vermeiden, da sich sonst der Niederschlag wieder auflöst!)

119. Nachweis von Kohlenstoffdioxid in der Ausatemluft

In Calciumhydroxid-Lösung bzw. Bariumhydroxid-Lösung wird durch ein Glasrohr Ausatemluft eingeleitet.

120. Nachweis von Carbonaten

In ein Reagenzglas wird eine Spatelspitze Soda oder ein Sodakristall gegeben und mit verdünnter Salzsäure versetzt. Das entweichende Gas wird in Calciumhydroxid-Lösung oder Bariumhydroxid-Lösung eingeleitet.

121. Nachweis von Kristallwasser in Kristallsoda

Eine Spatelspitze Kristallsoda oder ein Sodakristall wird in einem Reagenzglas schwach erwärmt. Schon nach kurzer Zeit (bei $32,5\text{ }^\circ\text{C}$!) scheint die Soda zu schmelzen, denn es entsteht eine Flüssigkeit. Aber auch nach dem Abkühlen bleibt der Inhalt des Glases flüssig! Bei stärkerem Erhitzen verdampft Wasser, und es bildet sich eine feste, weiße Substanz. (identisch mit Versuch 68)

122. Brausepulver

3 g NaHCO_3 und 3 g Weinsäure werden in einer Reibschale vermischt und in einem Kelchglas mit Wasser übergossen.

123. Schaum-Feuerlöscher und Löschen von Bränden

Vorversuch:

In eine Kristallisierschale von 10 cm Durchmesser gibt man ca. 10 ml Brennspritus, stellt die Schale in eine Schutzwanne aus Zinkblech (34 cm · 24 cm) und entzündet den Spiritus mit einem brennenden Holzspan (Saal abdunkeln!). Wird nun mit einer Spritzflasche (oder aus einer Glasspitze, die durch einen Schlauch an die Wasserleitung angeschlossen ist) vorsichtig Wasser in die Flamme gespritzt, so wird der Spiritus durch das Wasser verdünnt, und schließlich reicht sein Dampfdruck nicht mehr aus, um die Verbrennung weiter zu unterhalten. - Wiederholt man den Versuch mit Benzin, so erlischt die Flamme nicht! Da sich das Benzin nicht mit Wasser mischt, spritzt es über den Rand der Kristallisierschale und brennt außerhalb weiter. (Um einen Benzinbrand zu löschen, muss man die weitere Sauerstoffzufuhr unterbinden, z.B. indem man das brennende Benzin mit einem Schaum abdeckt.)

Hauptversuch:

In eine Spritzflasche (1 l) wird eine Lösung von 50 g NaHCO_3 in 500 ml Wasser gefüllt. Nachdem sich das Salz gelöst hat, gibt man 2 bis 3 ml eines Tensids (z.B. Palmolive) hinzu und schüttelt etwas, damit eine Schaumschicht entsteht. Auf diese Schaumschicht gibt man unter Verwendung eines Pulvertrichters 10 g feste Citronensäure und verschraubt schnell die Spritzflasche. Der Schlauch der Spritzflasche muss vorher so eingestellt worden sein, dass das untere Schlauchstück ca. 8 cm im Gasraum der Flasche hängt. Nun schüttelt man kräftig um und spritzt den entstehenden Schaum in eine bereitgestellte Schale. Mit dem Schaum kann man auch brennendes Benzin löschen (siehe Vorversuch!). Dabei darf man den Schaumstrahl nicht in die Mitte der Flammen richten, sondern muss das brennende Benzin vom Rand her mit dem Schaum abdecken.

124. Schlangen des Pharaos

Auf eine feuerfeste Unterlage gibt man etwas Zigarrenasche, tränkt diese mit Methanol, legt 2 Emser Pastillen darauf und entzündet sie. Aus jeder Pastille entsteht eine schwarze „Schlange“.

Anmerkung: In den Emser Pastillen beträgt der Massenanteil an Emser Quellsalz 10 %, der Rest besteht aus Saccharose und Tablettierhilfsmitteln, z.B. Gelatine. Die Hauptbestandteile des Emser Quellsalzes sind NaHCO_3 (Massenanteil rund 70 %) und NaCl .

125. Bildung und Wiederauflösung eines Niederschlags beim Einleiten von Kohlenstoffdioxid in Kalkwasser

In einen Erlenmeyerkolben (100 ml) gibt man kalte Calciumhydroxid-Lösung (eventuell Zugabe von Eis!) und leitet Kohlenstoffdioxid aus der Stahlflasche ein, bis ein Niederschlag ausfällt. Die Hälfte der Suspension gibt man in einen zweiten Erlenmeyerkolben. Dann wird in einen der beiden Kolben weiter Kohlenstoffdioxid eingeleitet, bis sich der Niederschlag wieder aufgelöst hat.

126. Bestimmung der Wasserhärte von Leitungswasser nach der Durognost-Methode

Vorbemerkung: Die Wasserhärte wird in Härtegraden angegeben: 1 Grad deutscher Härte (1 °d) entspricht 10 mg CaO in 1 l Wasser. Zur Angabe der Wasserhärte werden auch die gelösten Magnesiumverbindungen äquivalent in Calciumverbindungen umgerechnet und alle Werte auf CaO bezogen.

Kaiserslautern(Buntsandstein!):	1 °d
Neunkirchen:	4 bis 6 °d
Saarbrücken:	5 bis 6 °d (Altsaarbrücken, St.Johann, St.Arnual) 12 bis 13 °d (Malstatt, Burbach)
München:	16 °d
Würzburg (Muschelkalk!):	37 °d
neue Bohrung in Ihn bei Dillingen:	51 °d
Schwäbisch Hall:	98 °d
Dietingen bei Rottweil:	162 °d

Aufgrund gesetzlicher Bestimmungen muss die Wasserhärte in Zukunft in mmol·l⁻¹ angegeben werden:

- 1 °d (Gesamthärte) entspricht 0,178 mmol CaO in 1 l Wasser.
- 1 mmol CaO in 1 l Wasser entspricht 5,6 °d (Gesamthärte).

Der Spezialindikator Durognost löst sich in Wasser leuchtend rot. Die Durognost-Härtegrad-Tabletten bewirken einen Umschlag des Farbstoffs nach Grün.

Die weiß eingesiegelten Tabletten entsprechen jeweils 1 °d, die orangefarben eingesiegelten Tabletten entsprechen jeweils 5 °d (bezogen auf eine Wasserprobe von 5 ml). Die Tabletten müssen der Wasserprobe einzeln zugesetzt werden und völlig gelöst sein, bevor die nächste zugegeben wird. Die Tabletten enthalten keine Sprengmittel. Um den Lösungsvorgang zu beschleunigen, werden die Tabletten mit der stempelförmig ausgebildeten Seite des Glasstabes auf dem Boden des Messglases durch leichtes Drehen zerrieben.

Voruntersuchung: Das Messröhrchen wird bis zur 5-ml-Marke mit dem zu untersuchenden Wasser gefüllt und 1 Tropfen Durognost-Spezialindikator hinzugegeben (Rotfärbung!). Anschließend werden so viele Härtegrad-Tabletten zu jeweils 5 °d hinzugegeben, bis der Farbumschlag nach Grün erfolgt. Wurden z.B. 4 Tabletten verbraucht, so liegt die Wasserhärte zwischen 15 und 20 °d.

Hauptuntersuchung: In einer neuen Probe des gleichen Wassers werden nach Zugabe von 1 Tropfen Durognost-Spezialindikator zunächst (für das gegebene Beispiel einer Wasserhärte zwischen 15 und 20 °d) 3 Tabletten zu jeweils 5 °d gelöst und anschließend nacheinander so viele Tabletten zu jeweils 1 °d, bis der Farbumschlag erfolgt.

Mit der Durognost-Methode lässt sich die Wasserhärte auch auf $\frac{1}{2}$ °d genau bestimmen, wenn das Messröhrchen bis zur 10-ml-Marke mit dem zu untersuchenden Wasser gefüllt wird und die doppelte Menge an Durognost-Spezialindikator (2 Tropfen) hinzugegeben wird. Die orangefarben eingesiegelten Tabletten entsprechen dann jeweils 2,5 °d, die weiß eingesiegelten Tabletten 0,5 °d.

127. Brennen von Marmor

Ein Stückchen Marmor (etwa 1 cm lang und 0,5 cm breit) wird auf einer Magnesiumrinne mit dem Frankbrenner zu heller Glut erhitzt. Nach dem Erkalten wird der Glührückstand in einem kleinen Becherglas mit Aqua purificata übergossen. Die Reaktion der entstehenden milchig getrübbten Flüssigkeit wird mit rotem Lackmuspapier geprüft. (Kontrollversuch mit einem ungebrannten Stück Marmor!)

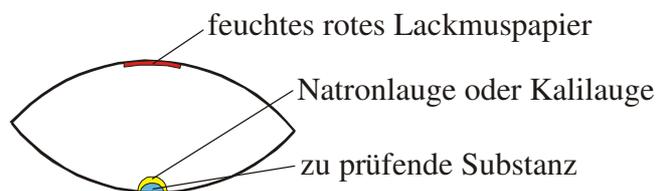
Die wichtigsten Möglichkeiten der Salzbildung

128. Bildung von Wasser bei der Neutralisation

In einem Gasentwickler lässt man konzentrierte Schwefelsäure auf Natriumchlorid einwirken und leitet das entstehende Chlorwasserstoffgas in ein Reagenzglas, in dem sich einige Natriumhydroxid-Plätzchen befinden. Das Reagenzglas erwärmt sich und beschlägt sich innen mit einer farblosen Flüssigkeit, die mit blauem Cobaltchloridpapier als Wasser identifiziert werden kann.

129. Nachweis von Ammoniumverbindungen

Die zu prüfende Substanz wird auf ein Uhrglas gegeben und mit einigen Tropfen Natronlauge oder Kalilauge versetzt. Ein zweites Uhrglas, auf dessen Innenseite ein Streifen feuchtes rotes Lackmuspapier haftet, wird über das untere Uhrglas gestülpt: Falls es sich bei der zu prüfenden Substanz um eine Ammoniumverbindung handelt, färbt sich das rote Lackmuspapier blau.

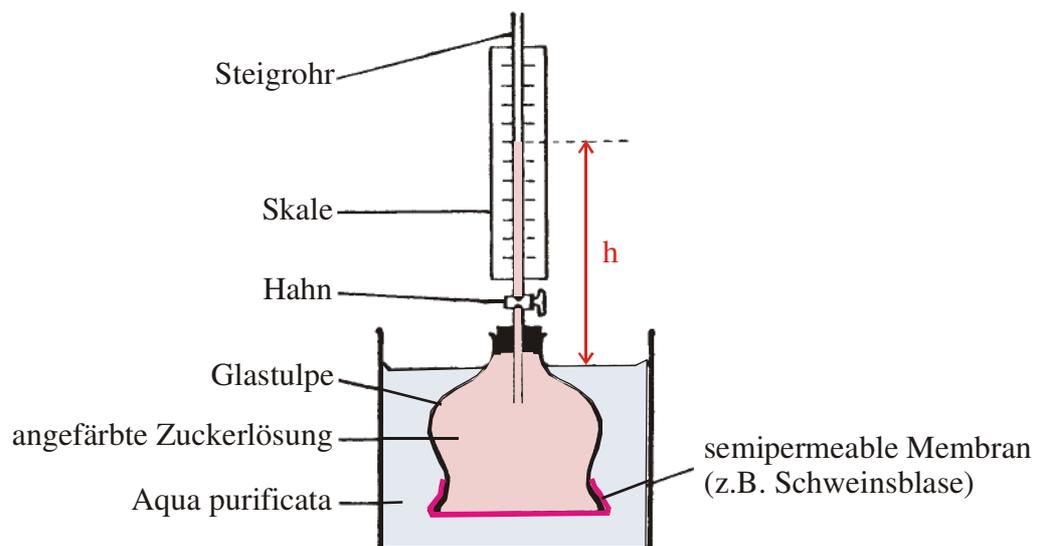


130. Bildung von Chloriden aus Chlor und Metallen

In 2 Standzylindern wird der Boden etwa 1 cm hoch mit Sand bedeckt. Dann leitet man Chlor in die Standzylinder ein und verschließt diese mit Abdeckscheiben. In den einen Zylinder streut man etwas Antimonpulver und verschließt den Zylinder sofort wieder. Das Antimon entzündet sich. In den anderen Zylinder lässt man unter Verwendung einer Tiegelzange einen kleinen Büschel Eisenwolle fallen, an dessen Spitze man etwas Antimonpulver gegeben hat. Die Eisenwolle entzündet sich über das Antimon und reagiert mit dem Chlor unter Feuererscheinung und der Bildung eines braunen Rauchs.

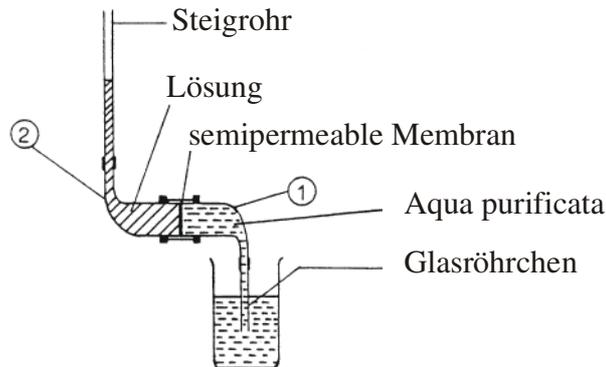
Einführung in die Chemie der wässrigen Lösungen

131. Osmose



Die konzentrierte Rohrzucker-Lösung wird mit Eosin angefärbt.

andere Versuchsdurchführung mit dem Stoye-Gerät:



Die Membran wird zwischen den Glasteilen 1 und 2 mit Hilfe der Dichtungsringe aus Gummi dicht schließend eingesetzt, anschließend werden die Schrauben über Kreuz fest angezogen. Der Glas-teil 1 wird mit Aqua purificata blasenfrei gefüllt, das Glasröhrchen aufgesetzt, ebenfalls mit Wasser gefüllt und in das Wasser im Becherglas eingetaucht. Dann wird der Glasteil 2 mit konzentrierter, durch Eosin angefärbter Rohrzucker-Lösung gefüllt, das Steigrohr aufgesetzt und der Flüssigkeitsstand markiert. Nach etwa 30 min wird der Flüssigkeitsstand erneut abgelesen.

132. Chemischer Garten

In einem Marmeladeglas wird vorrätige Natriumsilicat-Lösung mit der doppelten Menge Aqua purificata verdünnt. Aus einem Pillenglas schüttet man in die Wasserglas-Lösung unter gleichmäßiger Verteilung einige erbsengroße Kristalle der folgenden Salze: FeCl_3 , $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, MgCl_2 , MnCl_2 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, CaCl_2 , $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$.



133. Traubesche Zelle

Eine Petrischale wird auf den Overhead-Projektor gestellt und etwa 1 cm hoch mit einer Kaliumhexacyanoferrat(II)-Lösung ($\beta(\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] = 40\text{g}\cdot\text{l}^{-1}$) gefüllt. In die Lösung legt man einen 1 bis 2 cm langen Kupfersulfatkristall. Um den Kristall bildet sich eine dünne, rotbraune, schwach durchsichtige Haut, die sich immer stärker aufbläht und schließlich platzt. Nach dem Aufplatzen bildet sich sofort wieder eine neue Haut. Im Innern der Haut erkennt man den Kristall und die blaue Kupfersulfat-Lösung

Erklärung: Die entstehende Haut aus Kupfer(II)-hexacyanoferrat(II) ist semipermeabel.

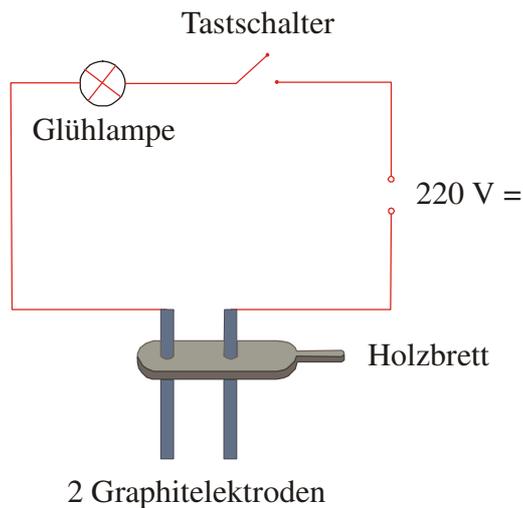
134. Osmotische Vorgänge in Zellen

a) Früchte (z.B. Erdbeeren) werden mit Zucker bestreut. Sie ziehen Saft.

b) Eine Kartoffelscheibe wird mit Salz bestreut. Sie schrumpft zusammen.

c) Zwei Hühnereier werden für 24 Stunden in verdünnte Salzsäure gelegt, bis sich die Kalkschalen aufgelöst haben. Anschließend werden die beiden Eier gut gewässert. Dann wird ein Ei in ein Becherglas mit Aqua purificata gelegt, das andere in ein Becherglas mit einer konzentrierten Kochsalz-Lösung. Nach einigen Tagen ist das erste Ei prall aufgebläht. Sticht man es mit einer Präpariernadel an, so spritzt der Inhalt heraus. Das andere Ei ist zusammengeschrumpft.

135. Leitfähigkeitsmessungen



Um bei der Versuchsserie auch zeigen zu können, dass Leitungswasser eine geringe Leitfähigkeit besitzt, sollte man eine Glühbirne für 220 V verwenden. Dann muss aber sehr vorsichtig experimentiert werden (Graphitelektroden in einem Holzbrett gehalten!). Ferner empfiehlt sich, in den Stromkreis einen Tastschalter einzubauen und ihn erst dann durch einen Schüler betätigen zu lassen, wenn die Elektroden in die richtige Position gebracht worden sind.

Graphit	leitet
Schwefel	leitet nicht
Kupfer	leitet
Messing	leitet
Eisen	leitet
Glas	leitet nicht
Porzellan	leitet nicht
Rohrzucker (kristallin)	leitet nicht
Kochsalz (kristallin)	leitet nicht
Propantriol = Glycerin	leitet nicht
Benzin	leitet nicht
Aqua purificata	leitet nicht
Rohrzucker-Lösung	leitet nicht
Kochsalz-Lösung	leitet
Kaliumnitrat-Lösung	leitet
Leitungswasser	leitet schwach
Natronlauge	leitet
Phosphorsäure	leitet
verdünnte Schwefelsäure	leitet
HCl-Gas in Benzin gelöst	leitet nicht
HCl-Gas in Aqua purificata gelöst = Salzsäure	leitet

136. Nachweis der elektrischen Leitfähigkeit einer Salzsäure

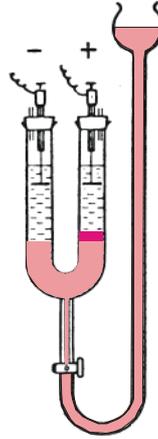
Versuchsaufbau von Versuch 135

Eine Mischung aus gleichen Massenanteilen KNO_3 und NaNO_3 wird in eine kleine Porzellanschale gefüllt und erhitzt. Sobald das Salz zwischen den beiden Kohlestäben geschmolzen ist, fließt ein elektrischer Strom.

137. Elektrolyse einer Lösung von Zinkiodid

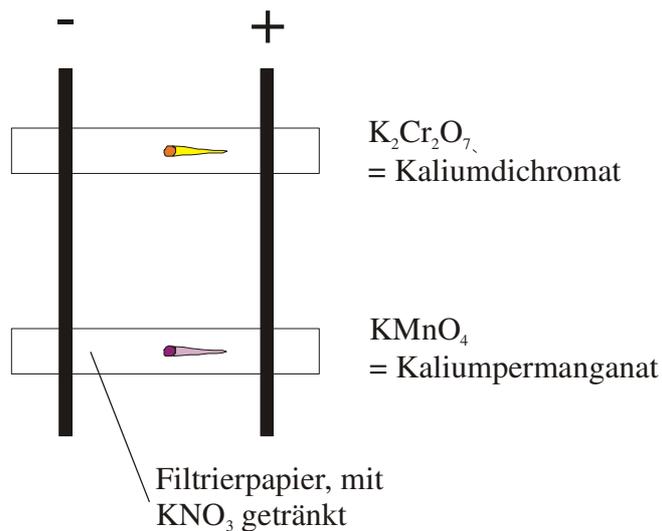
U-Rohr, 3 g ZnI_2 in 100 ml Aqua purificata, Pt-Elektroden, 5 bis 40 V =

138. Nachweis der Ionenwanderung mit dem Nernst-Gerät

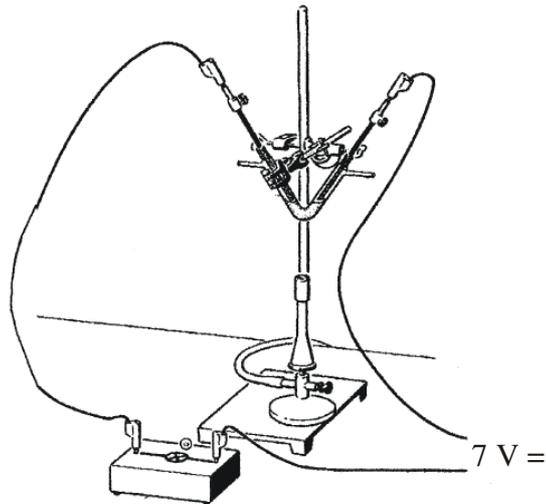


In den Trichter füllt man bei geschlossenem Hahn eine Kaliumpermanganat-Lösung (0,05 g $KMnO_4$ in 100 ml Aqua purificata), die durch Zusatz von 5 g Harnstoff „schwerer“ gemacht worden ist, und öffnet dann den Hahn etwas, so dass die Kaliumpermanganat-Lösung bis zu dem U-Rohr ansteigt. Hierauf füllt man das U-Rohr bis fast an die Elektroden mit einer KNO_3 -Lösung (0,03 g KNO_3 in 100 ml Aqua purificata) und lässt durch langsames Öffnen des Hahnes die $KMnO_4$ -Lösung in das U-Rohr so weit eintreten, dass die KNO_3 -Lösung etwa 1 cm über die Platinelektroden reicht. Legt man eine Gleichspannung von ca. 20 V an, so kann man nach etwa 15 Minuten eine Verschiebung der violetten Grenzlinie zur Anode hin beobachten.

139. Versuche zur Ionenwanderung

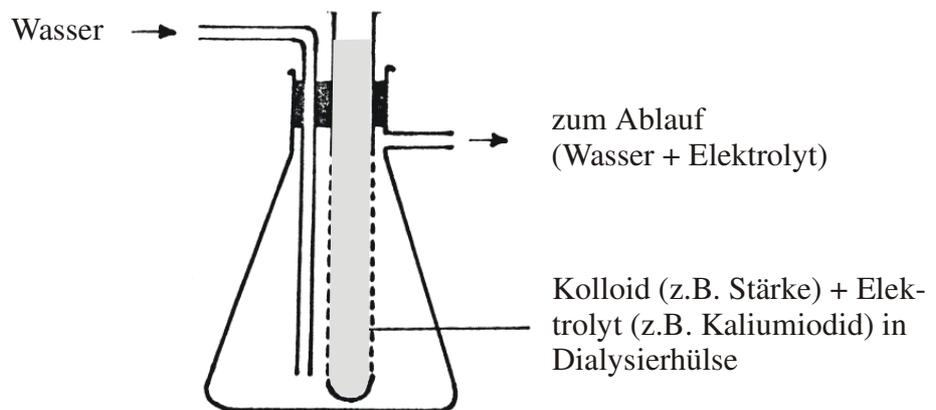


140. Schmelzflusselektrolyse von Lithiumchlorid



Über Nacht im Wärmeschrank bei ca. 60 °C getrocknetes Lithiumchlorid wird in einem V-Rohr aus Quarz geschmolzen (Schmelztemperatur 610 °C). Anschließend wird eine Elektrolyse mit Nickel- oder Eisen-Elektroden durchgeführt (7 V =). Nach etwa 1 min ist an der Anode Chlorgeruch festzustellen. An der Kathode scheidet sich ein Metall ab. Nimmt man die Kathode aus der Schmelze und taucht sie in ein Becherglas, das Wasser mit Phenolphthalein enthält, so entzündet sich der entstehende Wasserstoff, und das Wasser färbt sich rot.

141. Dialyse einer Mischlösung von Stärke und Kaliumiodid



In einem Becherglas (100 ml) kocht man 2,5 g lösliche Stärke in 50 ml Aqua purificata kurz auf und löst darin 5 g Kaliumiodid oder Natriumchlorid. Die in der Mischung enthaltene Stärke weist man mit einer Lösung von Iod in Kaliumiodid, die Halogenid-Ionen mit Silbernitrat-Lösung nach. Dann füllt man unter Verwendung eines Trichters die Mischung in eine Dialysierhülle und hängt diese in eine mit Aqua purificata gefüllte Saugflasche. Nach 10 bis 15 Minuten werden aus der Saugflasche 2 Wasserproben entnommen und auf Stärke bzw. auf Halogenid-Ionen überprüft. (Die vollständige Entfernung des Elektrolyten aus der Mischlösung durch längeres Hindurchleiten von Wasser dauert zu lange!)

142. Dialyse von Kochsalzhaltigem Tee

In eine Tasse mit heißem Wasser hängt man einen Beutel schwarzen Tee, lässt 2 bis 3 Minuten ziehen, gibt dann 2 gehäufte Teelöffel Kochsalz hinzu und rührt gut um. Aus einem zu einem Kreis von etwa 25 cm Durchmesser zurechtgeschnittenen Stück Einmach-Cellophan faltet man einen Beutel, führt in diesen einen Trichter ein und füllt den Beutel zu etwa $\frac{2}{3}$ mit der Tee-Kochsalz-Lösung. Dann wird der Trichter herausgezogen und der Beutel mit einer Schnur oder einem Draht verschlossen. Anschließend wird der Beutel in eine kleine Schale gelegt und so viel kaltes Wasser in die Schale gegeben, dass etwa die Hälfte des Beutels von Wasser umgeben ist. Nach etwa 30 bis 40 Minuten lässt man das Wasser in der Schüssel schmecken: Es schmeckt salzig, hat sich aber nicht braun gefärbt!

143. Tyndall-Effekt

Demonstrationsgerät zum Tyndall-Effekt der Firma Hedinger, Stuttgart

Man verwendet die beiden Plexiglasküvetten mit schwarzer Rückwand und schwarzen Seitenwänden und füllt die eine mit der Versuchslösung, die andere mit einer Vergleichsflüssigkeit. Dann legt man die Abdeckblende auf einen Tageslichtprojektor und stellt die beiden Küvetten auf die runden Öffnungen der Abdeckblende.

Versuchslösung: Stärke-Lösung ($w = 1 \%$)

oder: Eisen(III)-hydroxid-Sol (vergl. Versuch 145!)

oder: Mastix-Lösung (10 g Mastix werden in 90 g vergälltem Ethanol gelöst. Von dieser Lösung gibt man 0,5 ml in 1 Liter Aqua purificata.)

Vergleichslösung: Es ist sehr schwer, eine Vergleichslösung herzustellen, die keinen Tyndall-Effekt zeigt. Man kann eine Lösung von reinem Kochsalz in thermisch destilliertem Wasser verwenden oder eine isotonische Kochsalz-Lösung, wie sie zur Infusion und Injektion verwandt wird ($\beta(\text{NaCl}) = 0,9 \text{ g} \cdot \text{l}^{-1}$; als Lösemittel „Aqua ad iniectabilia“).

144. Tyndall-Effekt einer angesäuerten Natriumthiosulfat-Lösung

Man lässt einen Lichtstrahl durch eine Glaswanne fallen, in der sich 240 ml stark verdünnte Salzsäure befinden (100 ml verdünnte Salzsäure + 140 ml Aqua purificata). Dann vermischt man die Salzsäure mit Natriumthiosulfat-Lösung (1,2 g $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ in 240 ml Aqua purificata) und beobachtet den Lichtstrahl.

145. Koagulation eines Eisen(III)-hydroxid-Sols durch Gleichstrom

Wird in einem U-Rohr mit Platinelektroden durch ein Eisen(III)-hydroxid-Sol Gleichstrom von 20 bis 50 Volt geleitet, so tritt nach etwa 20 bis 30 Minuten an der Anode Farbaufhellung, an der Kathode Farbvertiefung und schließlich Ausscheidung brauner Flocken ein. (Die kolloiden Eisenhydroxid-Teilchen sind durch die Adsorption von Fe^{3+} -Ionen aus der Lösung positiv geladen. Die positiv geladenen Teilchen wandern zur Kathode. Dort werden die Fe^{3+} -Ionen entladen, und das Kolloid flockt aus.)

Herstellung des Eisen(III)-hydroxid-Sols: In siedendes Aqua purificata lässt man unter ständigem Rühren reine FeCl_3 -Lösung (1,3 g in 20 ml Aqua purificata) eintropfen.

146. Koagulation eines Eisen(III)-hydroxid-Sols durch Zusatz eines Elektrolyten

Setzt man in einem Becherglas einem Eisen(III)-hydroxid-Sol etwas Alaun-Lösung zu, so scheiden sich nach etwa 20 Minuten grobe Flocken aus. (Die kolloiden Eisenhydroxid-Teilchen sind durch die Adsorption von Fe^{3+} -Ionen aus der Lösung positiv geladen. Die dadurch erfolgende Abstoßung der Teilchen bedingt eine hohe Stabilität des Sols. Durch die Zugabe von SO_4^{2-} -Ionen wird die positive elektrische Ladung der kolloiden Eisenhydroxid-Teilchen aufgehoben, und das Kolloid flockt aus.)

Herstellung des Eisen(III)-hydroxid-Sols: siehe Versuch 145!

147. Wirkung eines Schutzkolloids

In einem mit einigen Tropfen Gelatine-Lösung versetzten Eisen(III)-hydroxid-Sol tritt beim Zugeben von Alaun-Lösung keine Ausflockung ein.

Herstellung des Eisen(III)-hydroxid-Sols: siehe Versuch 145!

148. Herstellung von Silicagel

In einem kleinen Becherglas lässt man in Wasserglas-Lösung einen Tropfen konzentrierte Salzsäure aus einer Pipette eintropfen.

149. Adsorptionsvermögen von Silicagel

Schüttelt man sehr verdünnte Methylenblau-Lösung mit Silicagel, so erhält man ein farbloses Filtrat (bis zur nächsten Stunde stehen lassen!).

Sonderkapitel „Technische Silicate“

V 1: „Hydrolyse“ von Glas

Aus Glasbruch (Fensterglas bzw. zerbrochene Reagenzgläser aus Jenaer Glas) wird durch Zerstoßen und Zerreiben in einer Reibschale Glaspulver hergestellt. (Schutzbrille! - Reibschale abdecken, indem ein Blatt Papier in der Mitte mit einem Loch versehen und der Griff des Pistills durchgesteckt wird!)

In 3 Reagenzgläser gibt man jeweils etwa 3 ml Aqua purificata und 3 Tropfen Phenolphthalein-Lösung. Das erste Reagenzglas dient zum Vergleich, in das zweite Reagenzglas wird ein Spatel Fensterglaspulver, in das dritte ein Spatel pulverisiertes Jenaer Glas gegeben. Das dritte Reagenzglas wird anschließend bis zum Sieden erhitzt.

Während die Vergleichslösung farblos bleibt, färbt sich in der zweiten Probe die Grenzschicht zwischen der Lösung und dem Glaspulver intensiv rot. In der dritten Probe zeigt sich nur eine schwache Rötung, die auch durch Erhitzen der Lösung nicht stärker wird.

Erklärung: Fensterglas enthält wasserlösliches Natriumsilicat, dessen Lösung alkalisch reagiert. In dem Jenaer Glas sind die Natrium-Ionen weitgehend durch zwei- und dreiwertige Metall-Ionen ersetzt, die wasserunlösliche Silicate bilden.

Sonderkapitel „Edelgase“

V 1 Bedeutung der Edelgase in Glühbirnen

Eine Glühbirne (60 W oder 100 W, klar) wird in einer Fassung über einen Tastschalter ans Netz angeschlossen und auf Funktionstüchtigkeit überprüft. Dann wird die Glühbirne herausgeschraubt und mit der nicht leuchtenden Bunsenflamme eine Stelle des Glaskolbens der Glühbirne erhitzt. Die erwärmte Stelle beult sich nach außen und platzt auf. Nach dem Abkühlen wird die Glühbirne erneut in die Fassung geschraubt und über den Tastschalter ans Netz angeschlossen. Die Glühbirne leuchtet für wenige Sekunden hell auf, und die Glühwendel verbrennt zu weißem Rauch.

Weitere Versuche

V 1 Phosphoreszenz

1 g Fluorescein und 100 g Borsäure werden in einer Reibschale gut zerrieben, auf 3 Reagenzgläser aus Quarz verteilt und so lange erhitzt, bis eine glasartige Schmelze entsteht. Nach einer Bestrahlung mit UV-Licht leuchtet der Inhalt der Gläser noch längere Zeit nach: Phosphoreszenz. Durch Erwärmen des Reagenzglases wird die Dauer der Phosphoreszenz verkürzt, durch Abkühlen des Reagenzglases verlängert (!).

V 2 Mineralisches Chamäleon (Farbe der verschiedenen Oxidationsstufen des Mangans)

Becherglas (1 l, hohe Form), Magnetprüher mit Beleuchtung, 2 Pipetten (20 ml und 10 ml) und 2 Pipettierhilfen

Lösung 1: 300 ml Wasser + 0,5 g KMnO_4

Lösung 2: 75 ml Aqua purificata + 25 g festes NaOH + 0,5 g HCOONa

Lösung 3: 25 ml Aqua purificata + 25 ml konz. Schwefelsäure

Lösung 4: 50 ml Aqua purificata + 0,5 g Na_2SO_3

Man stellt das hohe Becherglas auf den beleuchteten Magnetprüher, gibt 20 ml der Lösung 1 in das Becherglas und füllt mit Wasser bis etwa 5 cm unter dem Rand auf. Man gibt den Rührstab in das Glas, stellt aber den Rührmotor nicht an. Dann gibt man 20 ml der alkalischen Natriummethanoat-Lösung in einem Schwung in die Kaliumpermanganat-Lösung (ohne umzurühren!). Die alkalische Methanoat-Lösung sinkt nach unten, und nach einigen Minuten wird die violette Kaliumpermanganat-Lösung von unten beginnend blau. Die blaue Farbe schlägt allerdings nach einiger Zeit, wieder von unten nach oben fortschreitend, in eine grüne Farbe um. Nur noch ein schmaler, blauer Streifen bleibt zwischen der grünen und der violetten Schicht bestehen.

Sobald die untere Hälfte der Lösung grün gefärbt ist (d.h. nach 5 bis 10 Minuten), unterschichtet man sie mit Hilfe einer Pipette mit 20 ml der Lösung 3 und stellt für wenige Sekunden den Prüher an. Der untere Teil der grünen Farbschicht färbt sich rotbraun. (Oberhalb der rotbraunen Farbe befindet sich eine kaum sichtbare, schmale, braune Zone!) Man unterschichtet dann die rotbraune Schicht mit 5 ml der Lösung 4 und stellt wieder für kurze Zeit den Prüher an (der Rührstab soll nicht mehr als 1 Umdrehung machen!). Der untere Teil der rotbraunen Schicht wird entfärbt, so dass nun folgende Schichtung zu sehen ist:

violett:	MnO_4^-	(Permanganat-Ion	Ox.-zahl: +7
blau:	Mischfarbe von MnO_4^- und MnO_4^{2-}		
grün:	MnO_4^{2-}	(Manganat-Ion	Ox.-zahl: +6
rotbraun:	MnO_4^{4+} bzw. MnO_3^{2-}	(Manganit-Ion	Ox.-zahl: +4
farblos (eigentlich hellrosa!):	Mn^{2+}		Ox.-zahl: +2

(verändert nach Wagner: „Chemie in faszinierenden Experimenten“, 7. Aufl., S. 95-99)

Chemische Zaubertricks

V 1: Limonade und Traubensaft

Man stellt in einem Becherglas (1 l) eine Tannin-Lösung her aus 600 ml Wasser und soviel Tannin, dass die Lösung gerade gelblich erscheint und aussieht wie Limonade. Dann stellt man sechs nummerierte Bechergläser (300 ml) in einer Reihe auf dem Versuchstisch auf. Die Bechergläser 1, 3 und 5 bleiben leer, in das Becherglas 2 gibt man 1 Tropfen gesättigte FeCl_3 -Lösung, in den Bechergläsern 4 und 6 bedeckt man den Boden mit konzentrierter Schwefelsäure.

Dann gießt man die „Limonade“ aus dem großen Becherglas in die Bechergläser 1 bis 3. In den Gläsern 1 und 3 bleibt die „Limonade“ erhalten, während sie sich in Glas 2 in „Traubensaft“ umwandelt. Anschließend wird der Inhalt der 3 Bechergläser wieder in das Vorratsgefäß zurückgegossen, das dann mit „Traubensaft“ gefüllt ist.

Im zweiten Teil des Tricks werden nun die Gläser 4 bis 6 mit „Traubensaft“ gefüllt. In den Gläsern 4 und 6 wird der „Traubensaft“ in „Limonade“ zurückverwandelt, während in Glas 5 der „Traubensaft“ erhalten bleibt. Werden nun die 3 Bechergläser in das Vorratsgefäß zurückgegossen, so wird dessen Inhalt wieder zu „Limonade“.

Erklärung: Tannin ergibt mit FeCl_3 einen blauen Komplex, der durch Schwefelsäure wieder zerstört wird.

V 2: Erdbeereis-Becher

Rinderblut + H_2O_2

V 3: Theaterfeuer (Staubexplosion)

Man dreht aus dünnem Karton unter Verwendung von Klebestreifen eine kegelförmige Tüte mit einer kleinen Öffnung (Durchmesser 4 bis 5 mm) und einer großen Öffnung (Durchmesser ca. 5 cm). Dann hält man die kleine Öffnung mit einem Finger zu und gibt eine Spatelspitze Bärlappsporen (*Lycopodium*) oder Weizenmehl in die Tüte. Man setzt den Mund an die größere Öffnung und pustet möglichst kräftig das Pulver durch die kleinere Öffnung von schräg unten in die Flamme.

V 4: Bierversuch

1 Glasstiefel, 1 l

2 Biergläser oder Bechergläser, 500 ml

In die Spitze des Glasstiefels gibt man 1 bis 2 ml Pril (oder ein anderes farbloses Spülmittel).

Glas A:

500 ml Aqua purificata

0,6 g Na_2SO_3

5 ml Ethanol

2 g konz. Schwefelsäure

Glas B:

500 ml Aqua purificata

3,25 g KIO_3

Man gießt mit Schwung gleichzeitig die Inhalte der beiden Gläser in den Glasstiefel. Die Mischung färbt sich sofort braun, und es bildet sich eine Schaumkrone.