

# PHILIPS



# D

# Chemie Experimentierkasten CE 1401



© Philips GmbH, Bereich Technische Spielwaren, Hamburg — 1976/7

Alle Rechte vorbehalten. Nachdruck und fotomechanische Wiedergabe — auch auszugsweise — nicht gestattet.

Wir übernehmen keine Gewähr, daß die in diesem Buch enthaltenen Angaben frei von Schutzrechten sind.

Technische Änderungen vorbehalten.

## **Anleitung zum Chemie-Experimentierkasten CE 1401**

## Vorwort

Lieber Jung-Chemiker,

gewiß hast du in der Schule oder in einem Buch von Paracelsus, dem Begründer der eigentlichen Chemie, gehört oder gelesen. Ihm folgten viele große Wissenschaftler, die ihr Leben der Erforschung der Naturwissenschaften widmeten. Und für manchen von ihnen mag am Beginn einer weltbewegenden Entdeckung das simple Wort „warum“ gestanden haben. Ihnen genügte die Antwort „das ist nun einmal so“ eben nicht; sie wollten es genau wissen. So wie du. Du möchtest selbst erforschen, warum Feuer brennt, warum Eis leichter ist als Wasser, wie man chemische Stoffe analysieren, verändern und neue Stoffe entstehen lassen kann.

Mit diesem Chemie-Experimentierkasten hast du eine fundierte Ausrüstung für deine Forschungen und für erste eigene Experimente. Er enthält die Ausstattung eines richtigen Labors: Brenner, Reagenzgläser, Erlenmeyerkolben und Chemikalien. Halte dich bei deinen ersten Arbeiten an dieses Anleitungsbuch — und deinem Erfolg als Jung-Chemiker steht nichts mehr im Wege. Du wirst feststellen: hier hast du ein ungemein aufregendes Hobby gefunden, spannend und immer interessant. Vielleicht wird dieses Hobby zur Anregung für einen nicht minder lebendigen und interessanten Beruf; den des Chemikers, des Wissenschaftlers überhaupt. Denn viele bedeutende Wissenschaftler haben im gleichen Alter und nicht anders als du heute ihre ersten Forschungen und Experimente begonnen. Allerdings hatte wohl kaum einer von ihnen eine so komplette Grundausrüstung, wie du sie mit deinem Philips Chemie-Experimentierkasten und diesem Anleitungsbuch hast.

Heute sind für diese Männer die mühsamen Anfänge nur noch freundliche Erinnerung — heute verändern diese Männer unsere Welt. Sie entwickeln neue Möglichkeiten der Ernährung, neue Wege auf dem Gebiet der Medizin, und all die Kunststoffe, die dir fast überall begegnen, sind schließlich auf chemischer Basis hergestellt. Und nahezu täglich werden neue, wichtige Ergebnisse erzielt.



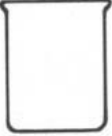




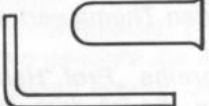
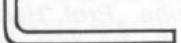



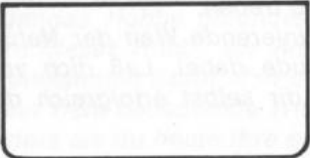
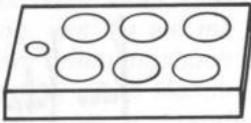



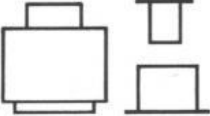

*Ja, den Naturwissenschaften gehört die Zukunft – die Zukunft, in der du leben wirst. Darum halte ich es für ungemein wichtig, daß die moderne Jugend auf praktische und interessante Weise – wie hier mit dem Philips Chemie-Experimentierkasten – mit diesem faszinierenden Thema vertraut gemacht wird.*





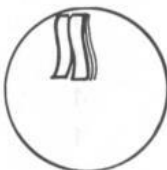












*Vielleicht hast du mich im Fernsehen in meiner Sendereihe „Prof. Haber experimentiert“ gesehen. Die vielen Briefe junger Leute, die ich darauthin bekommen habe, freuten mich ganz besonders und haben mir wieder gezeigt, wie lebhaft unsere Jugend an den Naturwissenschaften interessiert ist. Diese Tatsache wurde und wird mir bei den großen Jugend-Wettbewerben auf besonders eindrucksvolle Art bewiesen. Als Jury-Vorsitzender des Philips-Wettbewerbs „Turnier für junge Forscher und Erfinder“ und als Jury-Mitglied der Stern-Wettbewerbe „Jugend forscht“ habe ich immer wieder Gelegenheit, über die stolzen Ergebnisse unserer „Jung-Wissenschaftler“ zu staunen und mich darüber zu freuen.*

*Wenn du jetzt deine ersten Schritte in die faszinierende Welt der Naturwissenschaften tust, wünsche ich dir viel Freude dabei. Laß dich von diesem Anleitungsbuch führen – so wirst du dir selbst erfolgreich die großen Geheimnisse unserer Welt erschließen.*



Professor Dr. Heinz Haber

Teil	Bestell-Nr.	Bezeichnung	Inhalt
	349.4001	Becherglas (Jenaer Glas)	1
	4002	Erlenmeyerkolben (Jenaer Glas)	1
	4003	Standzylinder	1
	4004	Deckglas zum Standzylinder	1
	4005	Reagenzglas, groß (Jenaer Glas)	3
	4006	Reagenzglas	7
	4007	Winkelrohr	2
	4008	Glasrohr	1
	4009	Uhrglas	1
	4010	Porzellanschale	1
	4011	Wanne	1
	4012	Grundplatte	1
	4013	Ständerstab	1
	4014	Federklammer	1
	4015	Reagenzglasklammer	1
	4016	Spiritusbrenner	1
	4018	Docht	1

Teil	Bestell-Nr.	Bezeichnung	Inhalt
   	349.4019	Asbestplatte 10 x 10 cm	1
	4020	Verbrennungslöffel	1
	4022	Löffel	1
	4023	Pinzette	1
	4024	Trichter	1
	4025	Filterpapier	10
	4025	Lackmuspapier, blau in Streifen*)	10
	4025	Lackmuspapier, rot in Streifen*)	10
	*) am Filterpapier		
	4026	Reagenzglasbürste	1
	4027	Etiketten, selbstklebend	6
   	4028	Korkscheibe	1
	4029	Verschlußstopfen	1
	4030	Gummistopfen, einfach durchbohrt	1
	4031	Gummistopfen, doppelt durchbohrt	1
 	4032	Gummschlauch, 20 cm lang	1
	4033	Kohleelektrode	2
	4034	isolierter Draht	3
	4035	Glühlampe 4,5 V	1
	4036	Fassung	1
 	4037	Stabmagnet	1
	5119	Glashalter	1

Bestell-Nr.	Bezeichnung	Inhalt
349.4038	Vorratsröhrchen mit Ammoniumchlorid	1
4039	Vorratsröhrchen mit Kaliumpermanganat	1
4040	Vorratsröhrchen mit gebranntem Kalk	1
4041	Vorratsröhrchen mit Kochsalz	1
4042	Vorratsröhrchen mit Kupfersulfat	1
4043	Vorratsröhrchen mit Natron	1
4044	Vorratsröhrchen mit Natriumsulfat	1
4045	Vorratsröhrchen mit Saponin	1
4046	Vorratsröhrchen mit Schwefel	1
4047	Vorratsröhrchen mit Soda	1
4048	Vorratsröhrchen mit Wein- oder Zitronensäure	1
4049	Vorratsröhrchen mit Calciumchlorid	1
4050	Vorratsröhrchen mit Eisen-III-chlorid	1
4051	Vorratsröhrchen mit Eisenpulver	1
4052	Vorratsröhrchen mit Holzkohle	1
4053	Vorratsröhrchen mit Mangansulfat	1
4054	Vorratsröhrchen mit Magnesiumsulfat	1
4055	Vorratsröhrchen mit Nickelsulfat	1
4056	Vorratsröhrchen mit Gerbsäure	1
4057	Vorratsröhrchen mit Zink	1
4058	Vorratsröhrchen für Bariumchlorid	1
4059	Vorratsröhrchen für Chromalaun	1
4060	Vorratsröhrchen mit gelb. Blutlaugensalz	1
4061	Vorratsröhrchen mit Calciummetall	1
4062	Vorratsröhrchen mit Kobaltchlorid	1
4063	Vorratsröhrchen mit Borax	1
4064	Vorratsröhrchen für Silbernitrat	1
4065	Plastik-Flasche für Salzsäure	1
4066	Plastik-Flasche für Schwefelsäure	1
4067	Plastik-Flasche für Natronlauge	1
4068	Plastik-Flasche für div. Flüssigkeiten	1
wie Flasche	Verschuß für Flaschen	4
4069	Bleiplatte (für Akku)	2
4070	Blei zum Gießen	1
4072	Kupferblech	1
4073	Nickelblech	1
4074	Lötzinn	1
4075	Magnesiastäbchen	2
4076	Magnesiumband, 20 cm lang	1
4084	Anleitungsbuch	1

## Hinweise für die Arbeit

Ganz bestimmt drängt es dich, mit deinem neuen Chemiekasten nun sofort die ersten Experimente auszuführen. Doch bevor du mit den Versuchen beginnst, solltest du die folgenden Hinweise aufmerksam lesen. Du kannst dir dadurch unnötige Fehler beim Experimentieren ersparen, und außerdem bereiten lediglich die erfolgreich durchgeführten Versuche Freude. Nur durch gelungene Experimente kannst du chemische Erkenntnisse gewinnen.

### Und nun beachte:

1. Am günstigsten richtest du dir deinen Arbeitsplatz in der Küche, in einem Keller- oder Bodenraum ein. Sprich mit deinen Eltern darüber, wo bei euch der beste Platz dafür ist. Sehr praktisch wäre es, wenn du einen Wasseranschluß in der Nähe deines Arbeitsplatzes hättest.
2. Schütze deinen Arbeitsplatz durch eine Auflage. Das kann eine nicht mehr benötigte Platte oder ein altes Wachstuch sein. Auch eine große Plastikfolie ist gut geeignet. Trage bei der Durchführung der Experimente für alle Fälle eine alte Schürze oder einen Kittel. Außerdem ist es ratsam, daß du stets einen Lappen bereitlegst, mit dem du jederzeit vergossene Flüssigkeiten schnell aufwischen kannst. Wasche dir die Hände, wenn du die Experimente beendet hast.
3. Vor der Ausführung eines Versuches solltest du die Anweisung erst immer **ganz** lesen, damit dir die einzelnen Arbeitsschritte klar werden. Du kannst dir dann vorher schon die Geräte und Chemikalien bereitstellen und verlierst während des Experiments keine Zeit damit. Wenn du erst einmal eigene Schlußfolgerungen aus dem Versuchsablauf ziehen willst, so kannst du zunächst die *kursiv* gedruckten Erklärungen abdecken und erst nach der Durchführung des Experiments mit deinem Ergebnis vergleichen.
4. Führe nur **einen** Versuch durch und räume dann erst wieder deinen Arbeitsplatz auf, bevor du mit dem nächsten Experiment beginnst. Halte den Chemiekasten gut verschlossen, wenn du nicht damit arbeitest. Hast du noch kleinere Geschwister, so stelle ihn immer so gut weg, daß sie ihn nicht erreichen können. Schließe ihn am besten ein.
5. Verwende bei den Experimenten stets nur die angegebenen Chemikalienmengen. Durch größere Mengen erzielst du keine besseren Ergebnisse. Im Gegenteil, der Versuch kann eventuell mißlingen. Nicht gebrauchte Proben fülle am besten sofort wieder in die Vorratsröhrchen zurück. Bewahre Chemikalien aber **niemals** in Eß- oder Trinkgefäßen auf. Nur dann, wenn es in der Versuchsanleitung angegeben ist, darfst du einmal Chemikalien vorsichtig kosten. Sonst dürfen sie **auf keinen Fall** probiert werden.
6. Wenn du an einem Reagenzglas oder Vorratsröhrchen mit unbekanntem Inhalt riechen willst, halte niemals die Nase direkt darüber. Fächele dir mit der Hand über dem Gefäß etwas Luft zu. Manche Chemikalien haben nämlich einen sehr stechenden Geruch.

7. Soll in einem Reagenzglas etwas erwärmt werden, so verwende dazu nur die großen, hitzebeständigen Reagenzgläser, die mit der Aufschrift „Fiolax – Jenaer Glas“ gekennzeichnet sind. In den Versuchsanleitungen werden sie kurz „große Reagenzgläser“ genannt. Spanne sie immer in die Reagenzglasklammer. Halte das Glas schräg, so daß die Öffnung von dir fortzeigt und auch auf keinen anderen Menschen gerichtet ist. Erwärme dann den Boden des Glases und bewege es dabei leicht in der Spiritusflamme hin und her. Die Reagenzgläser ohne Aufschrift, in den Anleitungen nur Reagenzgläser genannt, **dürfen nicht erwärmt** werden.

8. Glasgefäße, auch solche, die als hitzebeständig gelten, müssen beim Erhitzen sorgfältig behandelt werden, damit sie nicht zerspringen. Achte deshalb immer darauf, daß sie außen trocken sind, bevor sie in die Flamme gehalten werden. Besonders empfindlich sind Glasgeräte gegenüber plötzlichen Temperaturschwankungen. Erhitztes Glas darf also niemals in kaltes Wasser getaucht werden!

9. Zur Durchführung einiger Versuche muß du ein Glasrohr durch die Bohrung eines Gummistopfens schieben. Um Verletzungen der Hand zu vermeiden, solltest du das Rohr mit einem Lappen anfassen. Wenn es sich dann noch schwer in die Bohrung schieben läßt, so genügt häufig schon das Anfeuchten des Glases mit Wasser.



10. Vor dem ersten Experiment muß du den Spiritusbrenner mit Brennspritus füllen, den du in jeder Drogerie erhältst. Benutze dazu den beiliegenden Trichter. Außerdem muß du den Docht durch den Dochthalter ziehen und in den Brenner einsetzen. Soll der Brenner später nachgefüllt werden, so muß du **auf jeden Fall** vorher die Flamme löschen. Stelle vor dem Entzünden die Spiritusflasche beiseite.

11. Aus Sicherheitsgründen sind diesem Chemie-Experimentierkasten keine Säuren und Laugen beigegeben worden, da die Flaschen eventuell beim Transport beschädigt werden könnten und der Inhalt des Chemiekastens dann verdorben wäre. Du mußt dir die Säuren, die Lauge und das Wasserglas (Natriumsilikat) in einer Apotheke oder Drogerie kaufen und in der angegebenen Konzentration in die beiliegenden Flaschen füllen lassen. Außerdem sind die Vorratsröhrchen mit der Aufschrift „Bariumchlorid“, „Chromalaun“ und „Silbernitrat“ ohne Inhalt. Da sie nach den Bestimmungen als leichte Gifte gelten, sprich mit deinen Eltern, ob du sie verwenden darfst. Du kannst sie dann ebenfalls – eventuell auf Bestellung – in einer Apotheke, Drogerie oder Chemikalienhandlung kaufen.

12. Alle Experimente sollten nur mit sauberen Geräten durchgeführt werden. Glas- und Porzellangegefäße können leicht mit Wasser gereinigt werden, dem du etwas Spülmittel beigibst. Hartnäckige Verschmutzungen, besonders Kalkrückstände, lassen sich mit verdünnter Salzsäure entfernen. Du mußt allerdings immer mit klarem Wasser nachspülen.



Ein guter Rat zum Schluß: Am einfachsten lassen sich die Geräte sofort nach dem Experiment reinigen.



## Der Philips Chemie-Experimentierkasten CE 1401

Dieser Chemie-Experimentierkasten soll dich in das für viele so geheimnisvolle Reich der Chemie einführen oder aber auch dein Wissen vervollständigen. Der eine oder andere deiner Freunde wird dich glühend um diese Möglichkeit beneiden, wieder andere werden warnend den Zeigefinger heben und auf die Gefahren hinweisen, die bei chemischen Experimenten auftreten können. Was diesen Einwand betrifft, so wirst du alle Zweifler nach der Durchführung der Versuche eines Besseren belehren können: Selbstverständlich kannst du nicht wild darauflos experimentieren, aber wenn du dich an die ganz einfachen Regeln hältst, die das Handeln jedes Chemikers bestimmen, so wirst du bald merken:

**Alle Experimente, die dieser Chemiekasten ermöglicht, sind völlig ungefährlich!**

Für viele besteht die Chemie aus zerstörenden Explosionen, aus Glasgefäßen mit brodelnden und geheimnisvollen Mixturen, aus übelriechenden oder gar giftigen Gasen und aus mancherlei unerklärlichen Vorgängen. Du, der du dich dieser faszinierenden Wissenschaft zuwenden willst, bist sicher besser informiert: Natürlich fällt alles das auch in den Bereich der Chemie, aber das ist nur ein winziger Teil. Und so wirst du trotzdem vieles über dieses Gebiet erfahren, was dich begeistern wird, auch wenn du **keine explosiven Gemische und keine Giftgase herstellen** wirst.



Aufbau des Stativs:

4001 Becherglas

5119 Glashalter

4014 Federklammer

4013 Ständerstab

4016 Spiritusbrenner

4012 Grundplatte

INHALTSVERZEICHNIS		Seite		Seite
<b>Vorwort</b>		II	4.3. Unser Trinkwasser	28
<b>Abbildung der Einzelteile und Inhaltsverzeichnis</b>		IV	4.4. Wasser kann viele Stoffe lösen	29
<b>Hinweise für die Arbeit</b>		VII	4.5. Können gelöste Stoffe auch wieder- gewonnen werden?	29
<b>1. Luft und Sauerstoff</b>	4	4.6. Eine farbige Lösung	29	
1.1. Ohne Luft kein Feuer	5	4.7. Wolken im Wasser	29	
1.2. Luft enthält Sauerstoff	5	4.8. Auch Fische müssen atmen	29	
1.3. Genauere Sauerstoffbestimmung	5	4.9. Löst Wasser andere Flüssigkeiten?	30	
1.4. Kalkwasser, ein Nachweismittel	6	4.10. Schmutzwasser	30	
1.5. Nachweis von Kohlendioxid	6	4.11. Schmutzwasser wird gereinigt	30	
1.6. Luft strömt durch Kalkwasser	6	4.12. Filtrieren von Grabenwasser	31	
1.7. Kohlendioxid in der Atemluft	7	4.13. Farbiges Salz verunreinigt Wasser	31	
1.8. Reiner Sauerstoff – selbst hergestellt	7	4.14. Holzkohle entfärbt	31	
1.9. Ob Sauerstoff brennt?	8	4.15. Chemisch reines Wasser	32	
1.10. Holzkohle im Sauerstoff	8	4.16. Wasserdistillation	32	
1.11. Sogar Stahl brennt	8	4.17. Nun arbeite einmal ohne Versuchsanleitung	32	
1.12. Unsichtbar ausgegossen	8	4.18. Auch in der Wüste ist Wasser	33	
<b>2. Neue Stoffe entstehen</b>	9	4.19. Elektrischer Strom kann Wasser zerlegen	33	
2.1. Chemische Elemente	10	4.20. „Gekochtes“ Eis	34	
2.2. Gemenge	11	4.21. Sprengkraft des Eises	34	
2.3. Eine einfache Trennung	11	4.22. Eis-Turm	34	
2.4. Eine chemische Verbindung	11	4.23. Der Eisberg schmilzt	35	
2.5. Untersuchen einer Verbindung	12	4.24. Kältemischung	35	
2.6. Zerlegen einer Verbindung	12	4.25. Salzwasser trägt besser	35	
2.7. Flüssiger Schwefel	13	4.26. Das schwebende Ei	36	
2.8. Schwefeldampf	13	4.27. Glas – zur Spitze ausgezogen	36	
2.9. Sublimierter Schwefel	13	4.28. Ein Springbrunnen	37	
2.10. Am Geruch erkannt	13	<b>5. Essig und andere Säuren</b>	38	
2.11. Plastischer Schwefel	14	5.1. Eine saure Angelegenheit	39	
2.12. Trennungsmethoden	14	5.2. Zitronensaft	39	
2.13. Lösung oder chemische Reaktion?	15	5.3. Säuren – chemisch erkannt	39	
2.14. Die Eigenschaften bleiben erhalten	15	5.4. Rotkohlsaft und Säure	39	
<b>3. Verbrennung und Oxydation</b>	16	5.5. Indikatorpapier – selbst hergestellt	40	
3.1. Gemeinsamer Bestandteil der Brennstoffe	17	5.6. Säuren in Nahrungsmitteln	40	
3.2. Verbrennung – chemisch betrachtet	17	5.7. Selterwasser enthält Säure	41	
3.3. Schwarzer Kohlenstoff in einer weißen Kerze?	18	5.8. Du kannst selbst Kohlensäure herstellen	41	
3.4. Kohlenstoff aufgespürt	18	5.9. Aus Kohlendioxid wird Kohlensäure	41	
3.5. Ein brennbares Material	19	5.10. Lackmusprobe als Beweis	42	
3.6. Verbrennung in Kohlendioxid?	19	5.11. Ein Gas wird unschädlich gemacht	42	
3.7. Ein schweres Gas	20	5.12. Du kannst noch eine Säure herstellen	43	
3.8. „Kohlendioxid umgießen“	20	5.13. Auch Schwefeldioxid bildet eine Säure	43	
3.9. Ein schwebender Zylinder	20	5.14. Farblose Blüten	44	
3.10. Kalkwasser wird überlistet	21	5.15. Salzsäure zersetzt Magnesium	44	
3.11. Kohlendioxid entweicht	21	5.16. Verbrennung ohne Knall	45	
3.12. Doch eine Verbrennung in Kohlendioxid!	21	5.17. Wasserstoffballons	45	
3.13. Veränderung von Kupferblech in der Flamme	22	5.18. Zink und Salzsäure	45	
3.14. Auch Eisen verändert sich	23	5.19. Kieselsäuregel	46	
3.15. Stelle Eisenoxid her	23	5.20. Eine kolloide Lösung	46	
3.16. Trockene oder feuchte Luft?	23	5.21. Quarz – selbst hergestellt	47	
3.17. Stille Verbrennung	24	5.22. Glastinten	47	
3.18. Brennt Zucker?	24	5.23. Glaskitt	47	
3.19. Und er brennt doch!	24	5.24. Eine Autobatterie in Kleinformat	48	
3.20. Brennender Rauch	25	5.25. Der Akku wird geladen	48	
3.21. Brennspritus brennt nicht!	25	5.26. Nun liefert der Akku Strom	49	
3.22. Entzündungstemperatur	25	5.27. Weinsäure, eine feste Säure	49	
3.23. Abkühlen unter die Entzündungstemperatur	25	5.28. Auch Tiere erzeugen Säure	49	
3.24. Eine Flamme erstickt	26	<b>6. Laugen</b>	50	
3.25. Ein Feuerlöscher	26	6.1. Stelle Seifenlauge her	51	
3.26. „Feuerschutz“	26	6.2. Und wieder hilft uns Lackmus	51	
3.27. Ein kleiner Streich	26	6.3. Laugen greifen an	51	
<b>4. Vom Wasser</b>	27	6.4. Laugenprobe mit Rotkohlsaft	52	
4.1. Wasser verdunstet an der Luft	28	6.5. Laugen im Haushalt?	52	
4.2. Luftfeuchtigkeit	28	6.6. Ein sicherer Beweis	52	
		6.7. Kalkmilch, eine Lauge	52	
		6.8. Aus Kalkmilch wird Kalkwasser	52	
		6.9. Kalkwasser aus metallischem Calcium	53	
		6.10. Knallgasprobe	54	
		6.11. Wir stellen noch eine Lauge her	54	

6.12. Eine komplizierte Verbindung	Seite 55
6.13. Ein Hydroxid	56
6.14. Blutlaugensalz und Zinkchlorid	56
6.15. Aus Blaßblau wird Dunkelblau	56
6.16. Ein sonderbarer Springbrunnen	57
6.17. Mit Lauge reinigen	57
6.18. Ein Urwald im Chemielabor	57

<b>7. Salze</b>	58
7.1. Lackmus kann nicht entscheiden	59
7.2. Streit zwischen Säure und Lauge	59
7.3. Unentschieden	59
7.4. Was ist aus Salzsäure und Natronlauge geworden?	60

7.5. Kochsalzlösung	61
7.6. Natron wird gespalten	61
7.7. Ein saures Salz	62
7.8. Salz aus Metall und Säure	62
7.9. Ein Eisennagel in Schwefelsäure	63
7.10. Magnesium und Schwefelsäure	64
7.11. Kupferblech wird gereinigt	64
7.12. Kupfermünzen in neuem Glanz	64
7.13. Gelöstes Salz kann wiedergewonnen werden	65
7.14. Kristalle	65
7.15. Kann Wasser unbegrenzt Salz aufnehmen?	65
7.16. Aschenseil	65
7.17. Ionenbewegung sichtbar gemacht	65
7.18. Kristalle gewinnen und züchten	66
7.19. Salz fällt aus der Lösung	67
7.20. Verborgenes Wasser	67
7.21. Noch einmal Kristallwasser	68
7.22. Unsichtbare Schrift	68
7.23. Die Schrift verschwindet erneut	68
7.24. Ein Feuchtigkeitsmesser	68
7.25. Tinte selbst gemacht	68
7.26. Eine weitere Tinte	69
7.27. Eiweißgerinnung	69
7.28. Die Zeit macht Tinte haltbar	69
7.29. Gerbsäure nachgewiesen	69
7.30. Geheimtinte	69
7.31. Eisenhydroxid	70
7.32. Weinsäure greift mit ein	70
7.33. Kupferhydroxid	70
7.34. Und wieder schützt Weinsäure	70
7.35. Kohlensäurespender	70
7.36. Backpulver wird geprüft	70
7.37. Kohlendioxid aus Soda	71
7.38. Brausepulver selbst hergestellt	72
7.39. Marmor und Salzsäure	72
7.40. Original oder Fälschung	73
7.41. Das Schneckengehäuse – ein Carbonat?	73
7.42. Gelöschter Kalk	73
7.43. Kalk erstarrt	73
7.44. Kohlendioxid nachgewiesen	74
7.45. Ein chemischer Garten	74
7.46. Wasserglas als Schutzüberzug	74

<b>8. Von den Metallen</b>	75
8.1. Eiserne Sternchen	76
8.2. Metallischer Glanz	76
8.3. Eisen muß nicht rosten	76
8.4. Auf die Luft kommt es an	76
8.5. Eine gemeinsame Eigenschaft aller Metalle	77
8.6. Eisen – nicht wiederzuerkennen	78
8.7. Kupfergewinnung durch elektrischen Strom	78
8.8. Atome werden zu Ionen	79

8.9. Ungleiche Kräfteverhältnisse	Seite 79
8.10. Spannungsreihe der Elemente	79
8.11. Vernickeln durch Elektroplattierung	80
8.12. Verbirgt sich Eisen hinter einer Elektroplattierung?	81
8.13. Noch ein Metallüberzug	81
8.14. Metallguß in Gipsformen	81
8.15. Eisen – chemisch erkannt	81
8.16. Eisen in Leitungswasser?	82
8.17. Leicht festzustellen	82
8.18. Geheimnisvolle Botschaft	83
8.19. Eisen im Blumentopf	83
8.20. Zigaretten mit Eisen?	83
8.21. Leiter oder Nichtleiter?	83
8.22. Wasser ist notwendig	84
8.23. Zerfällt Zucker auch in Ionen?	84
8.24. Kupfersulfat als Stromtransporteur	84

<b>9. Chemische Analysen</b>	85
9.1. Metalle färben Flammen	86
9.2. Beilstein – Probe	86
9.3. Zeige, was du gelernt hast	86
9.4. Ein anderer Metall-Nachweis	87
9.5. Eisen-, Nickel- und Chromnachweis	87
9.6. Auch Säurereste lassen sich nachweisen	87
9.7. Sulfat – in Salz nachgewiesen	87
9.8. Kohlensäurerest	88
9.9. Herstellen einer Silbernitratlösung	88
9.10. Salzsäure – chemisch nachgewiesen	88
9.11. Licht bewirkt chemische Reaktionen	88
9.12. Silbernitrat zeigt auch die Salze der Salzsäure an	89
9.13. Chlorid im Leitungswasser?	89
9.14. Silbernitrat – eine besondere Tinte	89

<b>10. Waschen und Reinigen</b>	90
10.1. Gelöste Seife	91
10.2. Fett und Seife	91
10.3. Erprobung der Waschkraft	91
10.4. Spannung im Wasser	92
10.5. Eisen kann schwimmen	92
10.6. Ein kleiner Wasserberg	92
10.7. Die Entspannung wird sichtbar	93
10.8. Seife und Kohle	93
10.9. Ein Filter hilft hier nicht	93
10.10. Unterschiedliches Wasser	93
10.11. Kalkwasser und Seife	94
10.12. Nachweis der Kalksalze im Leitungswasser	94
10.13. Enthärtung durch Kochen	95
10.14. Eine Vergleichsuntersuchung	95
10.15. Soda als Enthärter	95
10.16. Enthärtung von Kalkwasser	96
10.17. Seife und enthärtetes Kalkwasser	96
10.18. Seife selbst hergestellt	96
10.19. Seife aus Seifenleim	96
10.20. Ein bequemerer Verfahren	97
10.21. Flammenfärbung durch Seife	97
10.22. Seife und Essig	97
10.23. Waschpulver wird erwärmt	98
10.24. Entfärbung durch Waschpulver	98
10.25. Flammenprobe mit Fewa	98
10.26. Prüfung auf Bleichmittel	98
10.27. Fewa in hartem Wasser	99
10.28. Fewa und Essig	99
10.29. Ein Lösungsmittel für Fette	99
10.30. Fettflecke auf Papier	99

## 1. Luft und Sauerstoff

Nur selten macht man sich Gedanken über die Luft. Wenn sie uns auch unsichtbar überall umgibt, ist sie doch für jedes Lebewesen unbedingt notwendig. Obwohl wir sie nicht sehen können, spüren wir bewegte Luft als Wind, der bis zum zerstörenden Orkan anwachsen kann.

Die Erde ist von einer Lufthülle umgeben, die wir auch Atmosphäre nennen. Von der Erdoberfläche bis zu einer Höhe von etwa 400 km nimmt die Dichte der Luft allmählich ab.

Jahrtausende hielten die Forscher des Altertums die Luft für einen einheitlichen Stoff. Heute wissen wir, daß sie sich aus mehreren Gasen zusammensetzt.

In den folgenden Versuchen kannst du etwas über die Zusammensetzung und die Eigenschaften der Luft erfahren.



Schwerer Wintersturm

Abb. 1



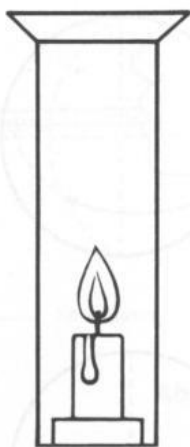


Abb. 2

### 1.1. Ohne Luft kein Feuer

Für jede Verbrennung ist Luft erforderlich. Befestige eine brennende Kerze mit etwas abgetropftem Wachs auf der Korkscheibe und stülpe den Standzylinder darüber (Abb. 2). Beobachte dann die Kerze!

*Nach kurzer Zeit beginnt die Kerzenflamme zu flackern, wird kleiner und erlischt schließlich. Für die Verbrennung ist nicht mehr genügend Luft vorhanden. Die Flamme benötigt jedoch nicht die gesamte Luft, sondern nur einen Bestandteil, den Sauerstoff. Ist er verbraucht, erstickt die Flamme.*

### 1.2. Luft enthält Sauerstoff

Um den Sauerstoffanteil in der Luft nachzuweisen, fülle eine Plastikwanne zur Hälfte mit Wasser und setze die Korkscheibe mit der Kerze aus Versuch 1 in die Wanne. Entzünde die Kerze und stülpe den Standzylinder vorsichtig darüber, so daß die Scheibe weiterhin schwimmt (Abb. 3). Beobachte die Kerze und achte zusätzlich auf den Wasserstand im Zylinder!

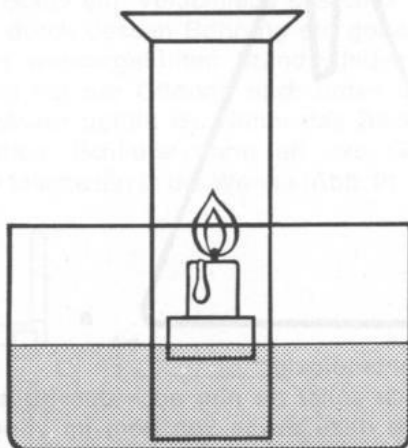


Abb. 3

*Nachdem der Luftsauerstoff durch die Kerze fast verbraucht ist, erlischt sie. Den Raum des verbrauchten Sauerstoffes nimmt jetzt weitgehend das Wasser ein; dadurch steigt der Wasserspiegel im Zylinder. Die genaue Menge des verbrauchten Sauerstoffes läßt sich allerdings so nicht ermitteln.*

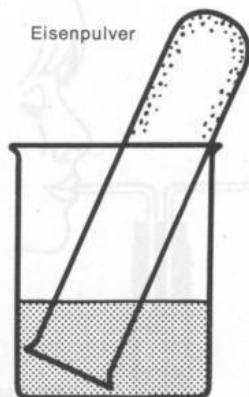


Abb. 4

### 1.3. Genauere Sauerstoffbestimmung

Streue dazu in ein angefeuchtetes Reagenzglas Eisenpulver, so daß etwa zwei Drittel der Glashöhe rundum bedeckt sind. Stelle das Reagenzglas mit der Öffnung nach unten in ein wassergefülltes Becherglas (Abb. 4) und lasse die Versuchsanordnung einige Tage stehen!

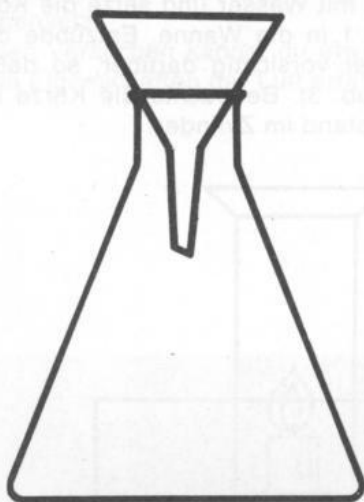
*Nach geraumer Zeit kannst du am Eisenpulver Rostbildung feststellen. Beim Rosten wird, genau wie bei einer Verbrennung, Sauerstoff verbraucht. Dabei steigt das Wasser zu etwa  $\frac{1}{5}$  in das Reagenzglas. Die Höhe des Wasserstandes gibt den Sauerstoffanteil der Luft an. Luft besteht also zu  $\frac{1}{5}$  aus Sauerstoff, der Rest ist überwiegend Stickstoff, ein Gas, das die Flamme zum Erlöschen bringt. (Vergl. Versuch 1.1.) Außerdem sind in der Luft zu geringen Teilen noch Edelgase\*) und Kohlendioxid enthalten.*

\*) Edelgase sind: Helium, Neon, Argon, Krypton, Xenon und Radon. Einige dieser Gase werden zum Füllen von Glühlampen und Leuchtstoffröhren verwendet.

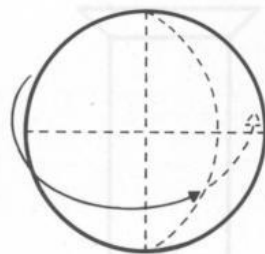
#### 1.4. Kalkwasser, ein Nachweismittel

Stelle dir Kalkwasser her, das du für die beiden nächsten Versuche als Nachweismittel benötigst. Fülle den Erlenmeyerkolben zu drei-viertel mit Wasser und löse nach und nach soviel gebrannten Kalk (Calciumoxid), daß er sich am Boden absetzt. Um dann die Lösung zu filtrieren, stelle dir einen Filter her, indem du ein Rundfilterblatt zweimal faltest, so daß ein Viertelkreis entsteht. Öffne dann das gefaltete Papier so, daß drei Blätter zur einen und ein Blatt zur anderen Seite gelegt werden (Abb. 5). Nun paßt das Filterpapier in den Trichter; es schmiegt sich noch besser an, wenn du es etwas mit Wasser anfeuchtest.

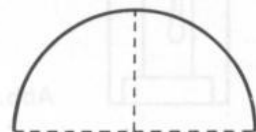
Filtrierte nun die Lösung und fülle das klare Filtrat in die Flasche ohne Aufschrift, die diesem Chemiekasten beiliegt.



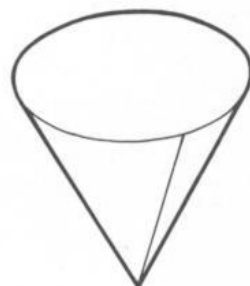
a



b



c



d

Abb. 5

#### 1.5. Nachweis von Kohlendioxid

In diesem Versuch sollst du nun auch das Kohlendioxid der Luft nachweisen. Fülle dazu etwas von dem im vorigen Versuch hergestellten Kalkwasser auf ein Uhrglas (Abb. 6) und prüfe nach einigen Tagen!

*Du wirst feststellen, daß sich das Kalkwasser milchig verfärbt hat. Kalkwasser wird als Nachweismittel (Reagenz) für Kohlendioxid verwendet. Es trübt sich bei Anwesenheit dieses Gases.*

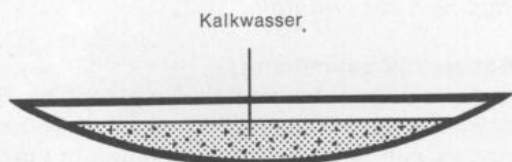


Abb. 6

#### 1.6. Luft strömt durch Kalkwasser

Fülle ein Reagenzglas zu einem Drittel mit Wasser und verschließe es mit einem doppelt durchbohrten Stopfen. In die Bohrungen stecke die beiden Winkelrohre. Dabei soll der Schenkel des einen Winkelrohres in das Kalkwasser eintauchen, der Schenkel des zweiten muß frei über der Flüssigkeit enden. Nun sauge an diesem Rohr. Nach einiger Zeit – etwas Geduld muß du schon aufbringen – trübt sich das Kalkwasser. Beim Saugen entsteht im Reagenzglas ein Unterdruck. Durch das Winkelrohr, dessen Schenkel ins Kalkwasser ragt, dringt Luft nach, die durch das Kalkwasser strömt. Das in der Luft enthaltene Kohlendioxid bewirkt die Trübung des Kalkwassers.

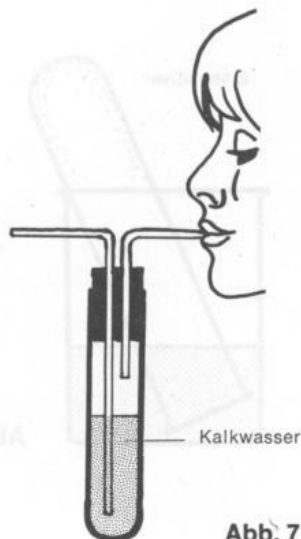


Abb. 7



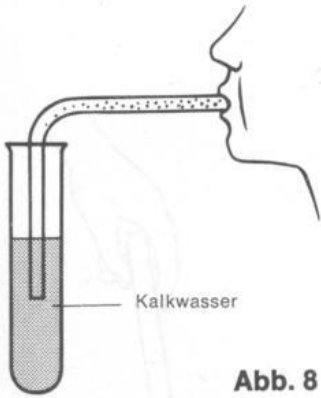


Abb. 8

### 1.7. Kohlendioxid in der Atemluft

Ausgeatmete Luft enthält größere Mengen Kohlendioxid. Blase zum Nachweis deine Atemluft durch Kalkwasser. Benutze dazu ein rechtwinklig gebogenes Glasrohr, das in ein zur Hälfte mit Kalkwasser gefülltes Reagenzglas ragt (Abb. 8).

Schon bald trübt sich das Kalkwasser und zeigt dir dadurch den Kohlendioxidgehalt der ausgeatmeten Luft an.

### 1.8. Reiner Sauerstoff – selbst hergestellt

Sauerstoff ist nicht nur ein Bestandteil der Luft, sondern er kommt auch in vielen chemischen Verbindungen vor. Eine solche Verbindung, aus der du Sauerstoff gewinnen sollst, ist Kaliumpermanganat. Es gibt beim Erhitzen leicht Sauerstoff ab.

Fülle zwei Hornlöffel voll Kaliumpermanganat in ein großes Reagenzglas und spanne es mit der Reagenzglasklammer waagrecht in das Stativ ein. Verschließe das Glas mit einem durchbohrten Stopfen, durch dessen Bohrung ein gebogenes Glasrohr führt. Bedecke den wassergefüllten Standzylinder mit einem Deckglas und stelle ihn mit der Öffnung nach unten in die Wanne, die zur Hälfte mit Wasser gefüllt ist. Nimm das Deckglas ab und laß den Zylinder stehen. Schließe dann an das Glasrohr den Gummischlauch und tauche ihn in die Wanne (Abb. 9).

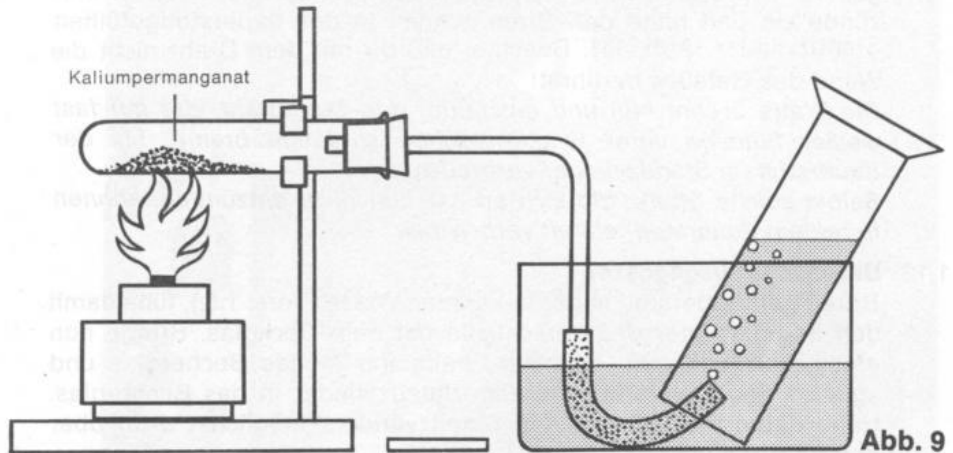


Abb. 9

Entzünde den Spiritusbrenner. Wenn aus dem Schlauch Gasblasen aufsteigen, halte das Ende unter die Öffnung des Standzylinders und warte, bis das Gas fast das Wasser aus dem Zylinder verdrängt hat. Verschließe ihn dann wieder unter Wasser mit dem Deckglas und nimm ihn heraus.

Nimm anschließend unbedingt erst den Schlauch aus dem Wasser und entferne dann den Brenner unter dem Reagenzglas!

Du kannst den Rest des Kaliumpermanganats im Reagenzglas für eine weitere Sauerstoffgewinnung noch einmal verwenden, wenn du es umschüttelst. Steigen schließlich keine Gasblasen mehr auf, so mußt du neues Kaliumpermanganat verwenden.

In dem Standzylinder wird das Wasser durch ein Gas verdrängt, den Sauerstoff. Du benötigst ihn für den nächsten Versuch.

### 1.9. Ob Sauerstoff brennt?

Nimm das Deckglas ab und tauche sofort einen glimmenden Holzspan in den Standzylinder, den du nach Versuch 1.7. mit Sauerstoff gefüllt hast (Abb. 10). Prüfe mehrfach, indem du die Flamme wieder ausbläst!

*Der glimmende Holzspan flammt beim Eintauchen in den Zylinder hell auf. Nach einigen Versuchen ist diese Erscheinung nicht mehr zu beobachten. In reinem Sauerstoff erfolgt jede Verbrennung viel rascher und intensiver als an der Luft; der Sauerstoff selbst brennt jedoch nicht. Er fördert aber jede Verbrennung.*

### 1.10. Holzkohle im Sauerstoff

Fülle den Standzylinder wieder mit Sauerstoff, den du wie in Vers. 1.8. herstellst, und verschließe den Zylinder mit dem Deckglas. Befestige an einem ca. 10 cm langen Eisendraht ein Stück Holzkohle. Halte die Holzkohle in die Spiritusflamme. Du wirst feststellen, daß sich die Holzkohle nur schwer entzündet und auch dann nur ganz schwach glimmt.

Bringe die glimmende Holzkohle schnell in den sauerstoffgefüllten Zylinder.

*Die glimmende Holzkohle brennt sofort, weil reiner Sauerstoff die Verbrennung sehr schnell fördert.*

### 1.11. Sogar Stahl brennt!

Fülle den Standzylinder mit Sauerstoff, den du wie in Versuch 1.7. herstellst. Achte darauf, daß noch ein wenig Wasser den Boden des Zylinders bedeckt. Befestige an einem Ende eines 10 cm langen dünnen Stahldrahtes ein etwa erbsengroßes Stück Watte. Entzünde sie und halte den Draht schnell in den sauerstoffgefüllten Standzylinder (Abb. 11). Beachte, daß du mit dem Draht nicht die Wand des Gefäßes berührst!

*Die Watte brennt hell und entzündet den Stahldraht, der mit fast weißer Flamme unter Funkensprühen so lange brennt, bis der Sauerstoff im Standzylinder verbraucht ist.*

*Selbst solche Stoffe, die sich an der Luft nicht entzünden, können in reinem Sauerstoff lebhaft verbrennen.*

### 1.12. Unsichtbar ausgegossen

Bereite dir Sauerstoff in der bekannten Weise (Vers. 1.8.), fülle damit den Standzylinder und verschließe mit dem Deckglas. Bringe nun einen Holzspan zum Glimmen, halte ihn in das Becherglas und „gieße“ den Sauerstoff aus dem Standzylinder in das Becherglas. Halte dabei die Öffnung des Standzylinders möglichst dicht über das Becherglas.

*Wenn du den Standzylinder über das Becherglas neigst, flammt der glimmende Holzspan auf. Reiner Sauerstoff ist nämlich schwerer als Luft. Beim Neigen des Standzylinders strömt der Sauerstoff – unsichtbar für dich – in das Becherglas und läßt den glimmenden Holzspan aufflammen.*

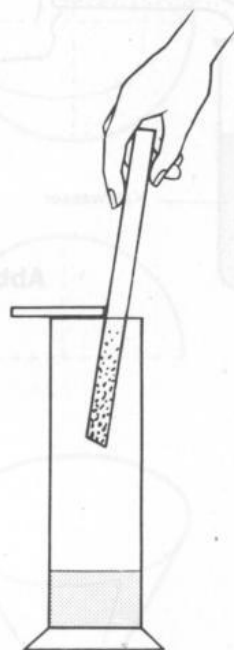


Abb. 10



Abb. 11

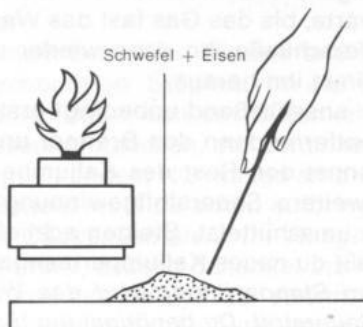


Abb. 12

## 2. Neue Stoffe entstehen

Du hast bereits im vorigen Kapitel erfahren, daß Luft kein einheitlicher Stoff ist, sondern ein Gemisch aus verschiedenen Gasen. Die meisten Stoffe auf der Erde kommen nur selten allein vor. Sehr oft treten sie mit anderen zusammen auf.

Im Altertum nahmen die Griechen an, daß sich alle Dinge auf der Erde aus nur vier Stoffen zusammensetzen, nämlich Feuer, Wasser, Luft und Erde. Man erkannte aber bald, daß diese Auffassung falsch war. Seitdem haben sich viele Forscher Gedanken über die Zusammensetzung der Stoffe gemacht, doch erst seit einigen Jahrzehnten kennt man ihren genauen Aufbau.



Der Alchimist

Abb. 13

## 2.1. Chemische Elemente

Nimm je einen Löffel Eisenpulver und Schwefel aus den Vorratsröhrchen und häufe sie nebeneinander auf die Asbestpappe. Vergleiche die beiden Stoffe! Streiche über beide mit dem Magneten, um den du vorher ein Stück Papier gewickelt hast. Beobachte! Bewahre die beiden Proben für den nächsten Versuch auf.

Eisenpulver wird vom Magneten angezogen, Schwefel nicht. Schwefel und Eisen sehen sehr verschieden aus, und doch haben sie etwas gemeinsam: Wenn man die Schwefel- und Eisenteilchen noch mehr zerkleinert, mußst du dir vorstellen, daß einmal ein so winziges Teilchen Schwefel oder Eisen nachbleibt, das man nicht mehr teilen kann. Ein solches Teilchen bezeichnet man als *A t o m*. Stoffe, die sich bis zum Atom zerlegen lassen und die sich trotzdem nicht verändern, werden Grundstoffe oder Elemente genannt. Schwefel und Eisen sind solche Elemente oder Grundstoffe. Außer diesen beiden gibt es noch eine Vielzahl anderer, nämlich insgesamt 104.

Um für die Chemiker in aller Welt eine einheitliche Benennung der Elemente zu schaffen, hat man für jedes ein Zeichen, auch Symbol genannt, als Abkürzung festgelegt. Es gibt also 104 chemische Symbole. Sie sind häufig von den lateinischen oder griechischen Namen der Elemente abgeleitet.

In der folgenden Tabelle kannst du einige Elemente mit ihren chemischen Zeichen kennenlernen.

Alle Dinge dieser Erde setzen sich aus den Elementen zusammen.

Name des Elements	Chemisches Symbol
Aluminium	Al
Blei (Plumbum)	Pb
Calcium	Ca
Eisen (Ferrum)	Fe
Gold (Aurum)	Au
Kalium	K
Kohlenstoff (Carboneum)	C
Kupfer (Cuprum)	Cu
Magnesium	Mg
Mangan	Mn
Natrium	Na
Nickel	Ni
Sauerstoff (Oxygenium)	O
Schwefel (Sulfur)	S
Silber (Argentum)	Ag
Silicium	Si
Stickstoff (Nitrogenium)	N
Wasserstoff (Hydrogenium)	H
Zink	Zn
Zinn (Stannum)	Sn

## 2.2. **Gemenge**

Mische die beiden Elemente aus Versuch 2.1. gut miteinander. Vergleiche das Gemisch mit den einzelnen Grundstoffen. Streiche wieder mit dem Magneten über die Mischung.

*Ein Gemisch aus Schwefel und Eisen hat ein anderes Aussehen als die Grundstoffe für sich. Beim Bestreichen mit einem Magneten wird Eisenpulver aufgenommen, Schwefel dagegen nicht.*

*In einem Gemisch behalten die Elemente ihre Eigenschaften. Sie lassen sich leicht wieder voneinander trennen.*

Nach Beendigung des Versuchs streife das Eisenpulver vom Magneten ab und hebe das Gemisch für Versuch 2.3. auf.

## 2.3. **Eine einfache Trennung**

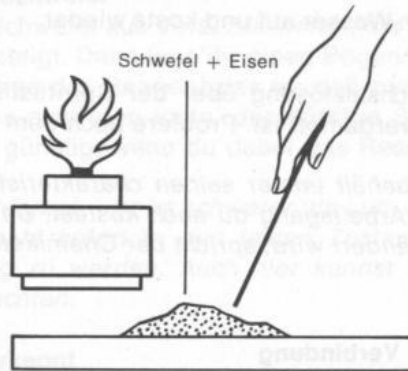
Mische in einer Porzellanschale je einen Löffel Eisenpulver und Kochsalz. Wieder entsteht ein Gemenge, in dem die beteiligten Stoffe aufgrund des farblichen Unterschieds noch deutlich zu erkennen sind.

Fülle jetzt die Porzellanschale zur Hälfte mit Wasser auf und rühre gut um. Anschließend filtriere.

*Im Filter bleibt das Eisenpulver zurück. Das Kochsalz, das sich im Wasser gelöst hat, dringt durch die Poren des Filterpapiers und wird als Salzwasser aufgefangen werden. Diese Möglichkeit der Trennung kann aber nur angewendet werden, wenn einer der beiden Stoffe in Wasser löslich ist, der andere unlöslich. Willst du auch das Kochsalz wiedergewinnen, kannst du das Wasser der Salzlösung verdampfen.*

## 2.4. **Eine chemische Verbindung**

Entzünde das Gemisch aus dem vorigen Versuch mit einem glühenden Stahldraht auf der Asbestpappe, die auf der Grundplatte liegen soll. Was beobachtest du? Wiederhole mit dem Magneten (Abb. 15)! Nach dem Verglühen ist aus dem Gemisch eine grauschwarze, feste Masse mit sehr poröser Oberfläche entstanden. Sie läßt sich nicht mehr mit dem Magneten aufnehmen. (Sollte das dennoch der Fall sein, so hast du zu viel Eisenpulver verwendet. Versuche es noch einmal mit weniger Eisenpulver.)



**Abb. 15**

*Aus den Elementen Schwefel und Eisen ist eine Verbindung entstanden, die sich völlig von den beiden Grundstoffen unterscheidet. Diese Verbindung aus Schwefel und Eisen, sie heißt Schwefeleisen, bildet eine feste Einheit. Sie kann nur durch einen anderen chemischen Umwandlungsprozeß wieder aufgebrochen werden.*

*Chemische Verbindungen entstehen durch den Zusammenschluß zweier oder mehrerer Elemente. Sie haben andere Eigenschaften als die beteiligten Elemente.*



**Abb. 14**

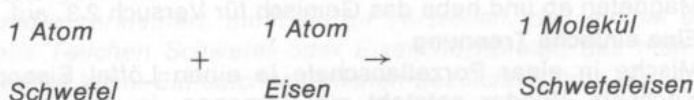


Die Symbole der chemischen Elemente bezeichnen aber nicht nur das betreffende Element selbst, sondern auch die Menge 1 Atom dieses Grundstoffes.

$\text{Fe}$  = Eisen      oder 1 Atom Eisen  
 $\text{S}$  = Schwefel    oder 1 Atom Schwefel

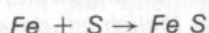
Bei der Verbrennung von Schwefel mit Eisen verbindet sich immer 1 Atom Schwefel mit 1 Atom Eisen.

Wir können also schreiben:



Wie du aus der Gleichung ersehen kannst, müssen sich für eine Verbindung Atome zusammenschließen, die dann eine Einheit bilden. Diese kleinste Einheit einer Verbindung nennt man *M o l e k ü l*. Mindestens zwei Atome müssen sich also in einem Molekül verbunden haben.

Der Chemiker benutzt, um das Entstehen einer Verbindung auszudrücken, die Symbole der Elemente und schreibt:



Alle chemischen Vorgänge können so dargestellt werden.

## 2.5. Untersuchen einer Verbindung

Weitere Beispiele für einen physikalischen Vorgang sollst du in den folgenden Versuchen kennenlernen.

2.5.1. Gib in die saubere Porzellanschale zwei Löffel Kochsalz. Probiere davon. Versuche nun, die Kochsalzkörnchen mit einem Löffel zu pulverisieren, und probiere dann erneut.

2.5.2. Löse das Salz in Wasser auf und koste wieder.

2.5.3. Erhitze die Kochsalzlösung über der Spiritusflamme, bis das gesamte Wasser verdampft ist. Probiere nach dem Abkühlen noch einmal.

Das Kochsalz behält immer seinen charakteristischen Geschmack, nach welchem Arbeitsgang du auch kostest. Da das Salz chemisch dabei nicht verändert wird, spricht der Chemiker von physikalischen Vorgängen.

## 2.6. Zerlegen einer Verbindung

Erhitze in einem großen Reagenzglas eine Löffelspitze Kaliumpermanganat, bis die Kristalle völlig zersprungen sind. Gib dann wenig von dem entstandenen feinen Pulver in ein angefeuchtetes Reagenzglas, in ein anderes feuchtes Reagenzglas einige frische Kristalle Kaliumpermanganat.

Vergleiche!

Kaliumpermanganat färbt Wasser intensiv rot, nach dem Erhitzen dieser Verbindung dagegen wird Wasser grün gefärbt.

Du hast im Versuch 1.8. gelernt, daß Kaliumpermanganat beim Erhitzen Sauerstoff abgibt. Die Verbindung Kaliumpermanganat wird also auf diese Weise zerstört.



Abb. 16



### 2.7. Flüssiger Schwefel

Gib in ein großes Reagenzglas eine Löffelspitze voll Schwefel. Spanne das Glas in den Halter ein und schüttele es leicht über dem Spiritusbrenner hin und her. Nimm das Reagenzglas sofort aus der Flamme, wenn du eine Veränderung des Schwefels wahrnehmen kannst. Betrachte ihn dann noch einen Augenblick, indem du das Reagenzglas dabei leicht schüttelst!

*Der Schwefel schmilzt beim Erwärmen zu einer leichten, gelben Flüssigkeit. Kühlt man ihn dann ab, so erhältst du ihn wieder in gelber, fester Form. Wenn du diesen Schwefel aus dem Glas herauskratzen und zerkleinern würdest, so hättest du ihn in derselben Form vorliegen wie vor dem Beginn des Versuches.*

### 2.8. Schwefeldampf

Erhitze im selben Glas den Schwefel aus dem vorigen Versuch, dieses Mal aber stärker. Achte auf die Flüssigkeit und später auch auf den oberen Teil des Reagenzglases!

*Bei stärkerem Erhitzen färbt sich der Schwefel zunächst gelbbraun, dann aber immer dunkler, bis er schließlich fast dunkelbraun wird. Nachdem er bei leichtem Erwärmen zunächst dünnflüssig ist, wird er bei höheren Temperaturen zäh, dann aber wieder dünnflüssiger. Am oberen Teil des Reagenzglases hat sich gleichzeitig eine gelbe Schicht niedergeschlagen, die auch aus Schwefel besteht. Dieser Schwefel hat sich aus der festen Form in Schwefeldampf umgewandelt, ohne vorher als Flüssigkeit im unteren Teil des Reagenzglases aufzutreten.*

*Der Schwefel verhält sich beim Erhitzen anders als das Wasser: Erwärmst du die feste Form des Wassers, das Eis, so wird es immer zunächst flüssig, um dann bei 100° C in den dampfförmigen Zustand überzugehen. Der Schwefel am oberen Rand des Reagenzglases überspringt aber die flüssige Phase und geht gleich in Dampf über. Diesen Vorgang nennt man *S u b l i m a t i o n*.*

### 2.9. Sublimierter Schwefel

Erhitze den Schwefel aus Vers. 2.8. weiter, bis wieder gelber Schwefeldampf aufsteigt. Dann lege dir einen Bogen weißes Schreibpapier bereit und neige das Reagenzglas so, daß zwar der Schwefeldampf aus dem Glas austreten kann, der flüssige Schwefel aber zurückbleibt. Es ist günstig, wenn du dabei das Reagenzglas immer noch weiter erhitzt.

*Der Schwefeldampf – er ist schwerer als Luft – fällt auf den Papierbogen und geht sofort in den festen Zustand über, ohne vorher wieder flüssig zu werden. Auch hier kannst du wieder die Sublimation beobachten.*

### 2.10. Am Geruch erkannt

Wenn du die Möglichkeit hast, dir eine Mottenkugel zu besorgen, lege sie in die Porzellanschale. Stelle die Porzellanschale in den Raum, in dem du deine Versuche ausführst, etwa 2 m entfernt von dir auf.

Nach einiger Zeit wirst du den typischen Geruch von Mottenpulver wahrnehmen, obwohl die Kugel in einiger Entfernung von dir in der Porzellanschale liegt.

*Die Ausbreitung des Geruches zeigt an, daß die festen Bestandteile der Mottenkugel in gasförmigen Zustand übergehen, ohne vorher den flüssigen Zustand anzunehmen. Auch hier handelt es sich um Sublimation, denn der flüssige Zustand wird übersprungen.*

### 2.11. Plastischer Schwefel

Erhitze den Schwefel aus dem vorigen Versuch erneut, dieses Mal aber bis zum Sieden. Achte darauf, daß er nicht herausspritzt! Gieße dann das flüssige Element schnell in die wassergefüllte Porzellanschale.

*Der Schwefel erstarrt sofort zu einer gelben bis braunen Masse, die du aus dem Wasser herausnehmen und zwischen den Fingern kneten kannst. Sie ist klebrig und zäh. Weil man diesen Schwefel so gut formen kann, spricht man von **plastischem Schwefel**. Bei allen Erscheinungsformen, in denen der Schwefel in diesen Versuchen aufgetreten ist, hat sich wohl das Aussehen geändert, das Element Schwefel dagegen blieb immer erhalten. Die chemischen Eigenschaften sind gleich geblieben.*

### 2.12. Trennungsmethoden

Die Aufgabe des Chemikers ist es u. a., die Eigenschaften der Elemente und Verbindungen, die Zusammensetzung und Umwandlung der Stoffe zu erforschen. Daneben muß er viele Tätigkeiten verrichten, die eigentlich physikalischer Natur sind. Die Unterschiede zwischen diesen Aufgaben sollst du nun kennenlernen.

- 2.12.1. Gib in ein Reagenzglas eine Löffelspitze Eisenpulver und dazu die gleiche Menge Schwefel. Fülle das Glas zur Hälfte mit Wasser und schüttele kräftig um. Betrachte danach den Inhalt.

*Auch nach langem Schütteln lösen sich Eisen und Schwefel nicht in Wasser. Da aber das Eisen zu Boden sinkt, der Schwefel aber an der Oberfläche schwimmt, kann das Eisen-Schwefel-Gemisch auf diese Weise wieder getrennt werden.*

- 2.12.2. Mische in einem Reagenzglas drei Löffel voll trockenen weißen Sand und einen Löffel voll Eisenpulver. Anschließend schüttele das Reagenzglas.

*Bald sammelt sich das Eisenpulver am Boden des Reagenzglases, der Sand schichtet sich darüber. Beim Schütteln bewegen sich die schweren Eisenteile nach unten, während sich die leichteren Sandteilchen über dem Eisen ablagern. Auch auf diese Weise kann ein Gemisch wieder getrennt werden.*

- 2.12.3. Gib etwa zwei Löffel voll Sand und die gleiche Menge Kochsalz in das Becherglas und vermische beide Stoffe gut miteinander. Wieder erhältst du ein Gemenge – die einzelnen Bestandteile sind noch gut erkennbar. Fülle nun das Reagenzglas bis zur Hälfte mit Wasser auf und rühre gut um. Anschließend filtriere.

*Der Sand bleibt im Filter zurück, während das aufgelöste Salz mit dem Wasser durchläuft. Die Trennung der beiden Stoffe ist möglich, da Sand im Wasser unlöslich ist, Kochsalz sich auflöst und mit dem Wasser weggeschwemmt wird.*



Abb. 17

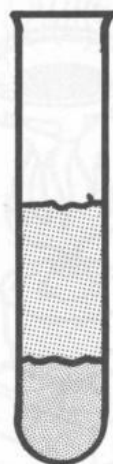
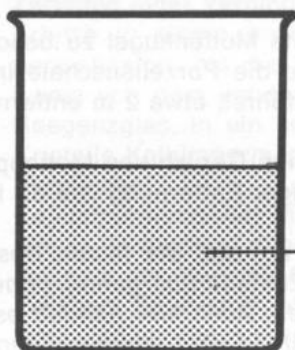


Abb. 18



Wasser + Sand + Kochsalz

Abb. 19

### 2.13. Lösung oder chemische Reaktion?

Wiederhole Vers. 2.12.1. Verwende nur sehr wenig Schwefel und Eisen, gib aber bei diesem Experiment zu jeder Probe verdünnte Salzsäure. Betrachte den Inhalt einige Minuten und vergleiche dann. Erwärme auch leicht über der Spiritusflamme!

*Das Eisen löst sich auf, der Schwefel dagegen nicht. Bei diesem Versuch spielt sich zwischen dem Eisen und der Salzsäure eine chemische Reaktion ab, die einen völlig neuen Stoff entstehen läßt. Es ist also ein chemischer Vorgang.*

Mehr darüber erfährst du in Kap. 5. Weil der Schwefel unverändert erhalten bleibt, können wir dabei nicht von einem chemischen Vorgang sprechen.

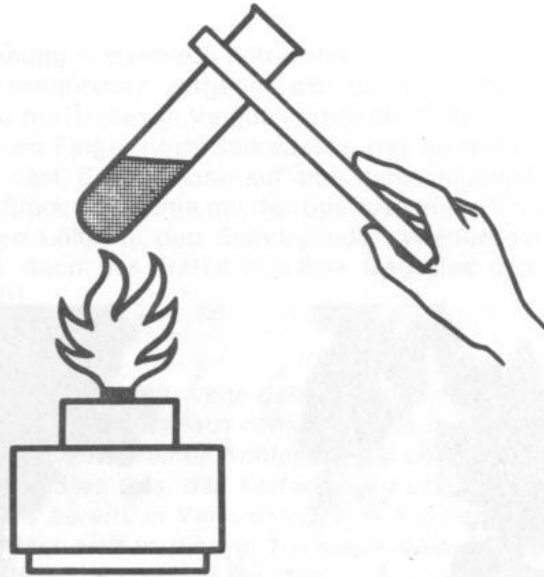


Abb. 20

### 2.14. Die Eigenschaften bleiben erhalten

Ein weiteres Beispiel für einen typischen physikalischen Vorgang sollst du in diesem Versuch kennenlernen.

Gib in die saubere Porzellanschale ein wenig Kochsalz. Probiere davon. Versuche nun, die Kochsalzkörnchen mit einem Löffel zu pulverisieren, und probiere dann erneut. Löse nun das Salz in Wasser auf und koste dann wieder. Erhitze anschließend die Lösung über der Spiritusflamme, bis das gesamte Wasser verdampft ist. Probiere nach dem Abkühlen noch einmal!

*Das Kochsalz behält immer seinen charakteristischen Geschmack, nach welcher der durchgeführten Tätigkeiten du auch kostest. Da das Salz chemisch nicht verändert wird, spricht der Chemiker dabei immer nur von physikalischen Vorgängen.*

### 3. Verbrennung und Oxydation

Im Kapitel über die Luft und den Sauerstoff hast du durch einige Versuche schon erfahren, daß bei jeder Verbrennung Sauerstoff benötigt wird. Wenn du in eurer Wohnung noch einen Ofen hast, dann weißt du, daß der Ofen „ziehen“ muß, d. h., er muß Luft und damit Sauerstoff bekommen. Die Brennstoffe Papier, Holz, Kohle und Koks, die in den Ofen gefüllt werden, verbrennen und verändern sich dabei, so daß sie nach dem Erlöschen des Ofens nicht mehr in ihrer ursprünglichen Form vorhanden sind.

Welche chemischen Vorgänge sich bei der Verbrennung abspielen, sollst du durch die nächsten Versuche erfahren.



Großfeuer

Abb. 21

### 3.1. Gemeinsamer Bestandteil der Brennstoffe

Versuche, etwas über die chemische Zusammensetzung einiger Brennstoffe zu erfahren. Entzünde nacheinander einen Streifen Papier und einen kleinen Holzspan an der Spiritusflamme und blase dann die Flammen sofort wieder aus!

*Das Papier und der Holzspan „verkohlen“, bevor sie verbrennen. Beide Brennstoffe enthalten denselben schwarzen Bestandteil wie Koks und Briketts. Der Chemiker nennt ihn Kohlenstoff. Das chemische Symbol dafür ist C.*

*Holz enthält etwa 40 %, Braunkohle 30–50 % und Koks 85–90 % Kohlenstoff.*

### 3.2. Verbrennung – chemisch betrachtet

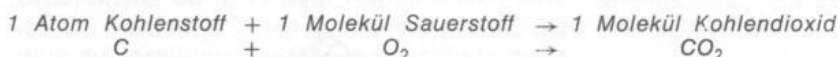
Welche chemischen Vorgänge sich bei der Verbrennung abspielen, sollst du durch diesen Versuch erfahren. Fülle in den Standzylinder etwa einen Finger hoch Kalkwasser, das du nach Versuch 1.4. hergestellt hast. Erhitze dann auf dem Verbrennungslöffel ein erbsengroßes Stück Holzkohle mit der Spiritusflamme bis zum Glühen und halte den Löffel in den Standzylinder. Wiederhole mehrfach! Verschließe dann das Gefäß mit dem Deckglas und schüttle kräftig (Abb. 22)!



Abb. 22

*Die Holzkohle erlischt, wenn der Sauerstoff verbraucht ist. Das klare Kalkwasser trübt sich nach dem Schütteln.*

*Holzkohle ist fast reiner Kohlenstoff. Wenn er verbrennt, entsteht ein unsichtbares Gas, das Kalkwasser trübt. Es ist Kohlendioxid\*). Du hast es bereits in Versuch 1.5. und 1.6. kennengelernt. Kohlendioxid bildet sich in diesem Falle aus dem Kohlenstoff der Holzkohle und dem Sauerstoff der Luft.*



*Kohlenstoff und Sauerstoff verbinden sich unter Wärmeabgabe zu Kohlendioxid.*

*Bei der Verbrennung aller Brennstoffe entsteht unter Wärmeabgabe Kohlendioxid.*

*Sicher ist dir in der Gleichung aufgefallen, daß sich bei der Entstehung von Kohlendioxid ein Atom Kohlenstoff mit einem Molekül Sauerstoff verbindet. Im Gegensatz zum Kohlenstoff kommt das Gas Sauerstoff in der Luft nicht in einzelnen Atomen vor, sondern zwei Atome haben sich zu einem Molekül zusammengeschlossen. Trotzdem ist der Sauerstoff noch ein Element und hat auch die Eigenschaften des Elements behalten (vgl. Versuch 2.1. und 2.4.). So wie bei Sauerstoff verbinden sich auch bei allen anderen Gasen je zwei Atome zu einem Molekül.*

\*) gr. di = zwei

-oxid ist von dem gr. Wort Oxygenium abgeleitet. Es heißt auch Sauerstoff.



### 3.3. Schwarzer Kohlenstoff in einer weißen Kerze?

Untersuche, ob auch beim Brennen einer Kerze Kohlendioxid entsteht. Fülle wieder die gleiche Menge klaren Kalkwasser wie in Versuch 3.2. in den Standzylinder. Stecke eine kleine Kerze auf einen gebogenen Stahldraht. Entzünde die Kerze und tauche sie in das Gefäß (Abb. 23). Verfahre nach dem Erlöschen wie in Versuch 3.2!

*Das Kalkwasser trübt sich wieder. Es entsteht auch durch eine Kerzenflamme Kohlendioxid. Es muß also in einer weißen Kerze schwarzer Kohlenstoff enthalten sein. Das erscheint dir sicher verwunderlich, doch du kannst es durch den nächsten Versuch beweisen.*

### 3.4. Kohlenstoff aufgespürt

Die folgenden Versuche sollen dir zeigen, daß sehr viele Stoffe in unserer Umgebung Kohlenstoff enthalten.

3.4.1. Entzünde eine Kerze und halte eine Porzellanscherbe oder eine Glasscheibe über die Flamme.

3.4.2. Entzünde ein Streichholz und verfahre wie in Vers. 3.4.1.

3.4.3. Auch die Flamme eines Benzinfeuerzeuges kannst du auf diese Weise prüfen.

3.4.4. Zum Unterschied untersuche, was geschieht, wenn du die Glascheibe über die Flamme eines Gasfeuerzeuges hältst.

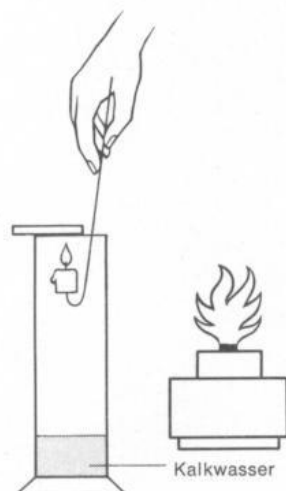


Abb. 23

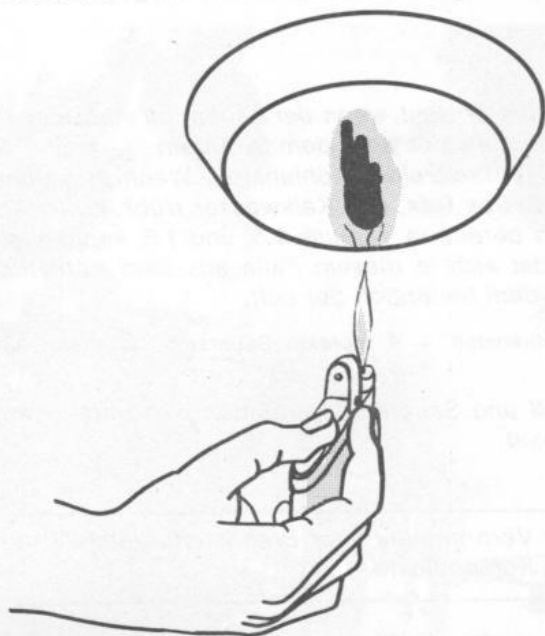


Abb. 24

3.4.5. Gib ein Stück Plastik in die Porzellanschale und entzünde es. Führe die gleiche Prüfung durch.

3.4.6. Zum Schluß gib einen Wollfaden in die Porzellanschale und entzünde ihn. Verfahre wieder genauso.

*In allen Fällen bildet sich über der Flamme an der Porzellanscherbe oder der Glasplatte ein schwarzer, fettiger Überzug, den wir als Ruß bezeichnen. Ruß ist fast reiner Kohlenstoff. In allen geprüften Stoffen kommt der Kohlenstoff allerdings nicht rein vor, sondern er ist chemisch gebunden. Diese Verbindungen werden beim Verbrennen zerstört, so daß der Kohlenstoff als Ruß nachgewiesen werden kann.*

*Der schwarze Staub, der sich in einem Ofen oder Schornstein an den Wänden niederschlägt, ist auch nichts weiter als Kohlenstoff.*

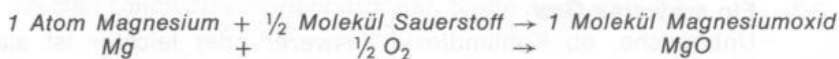


### 3.5. Ein brennbares Metall

Auch Metalle brennen. Halte ein etwas 2 cm langes Stückchen Magnesiumband in die Spiritusflamme (Abb. 25). Erschrick nicht! Hat es sich entzündet, nimm es heraus und beobachte!

*Das Metall Magnesium verbrennt mit greller Flamme. Es entsteht ein weißes Pulver.*

*Auch Magnesium benötigt für die Verbrennung Sauerstoff, mit dem es sich verbindet. Der weiße Rückstand heißt Magnesiumoxid.*



Bei allen Verbrennungsvorgängen verbindet sich der verbrennende Stoff mit Sauerstoff.

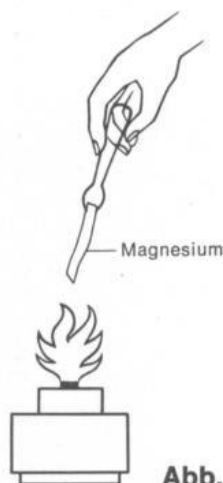


Abb. 25

Wenn sich zwei chemische Elemente miteinander verbinden, so sind immer bestimmte Mengen jedes Elements dafür notwendig. In Versuch 3.2. hast du erfahren, daß sich ein Atom Kohlenstoff mit einem Molekül Sauerstoff zu Kohlendioxid verbindet. Magnesium dagegen zerstört die vorhandenen Sauerstoffmoleküle, und es verbindet sich immer ein Atom Magnesium mit einem Atom Sauerstoff. Der Chemiker sagt allerdings, es verbindet sich mit  $\frac{1}{2}$  Molekül Sauerstoff. Du weißt inzwischen aber, daß 1 Atom Sauerstoff dieselbe Menge ist wie  $\frac{1}{2}$  Molekül Sauerstoff.

Turner kennen Magnesiumoxid unter dem Namen Magnesia. Sie verwenden es beim Geräteturnen, um das Schwitzen der Handflächen zu verhindern.

### 3.6. Verbrennung in Kohlendioxid?

Untersuche, ob in reinem Kohlendioxid eine Verbrennung möglich ist. Du kannst größere Mengen Kohlendioxid leicht herstellen, indem du verdünnte Salzsäure über Soda gießt.

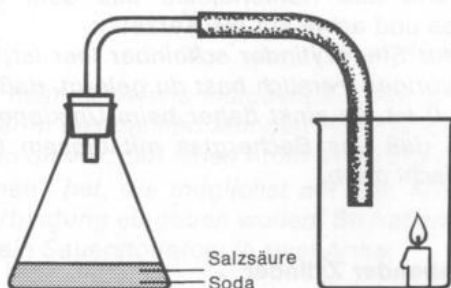


Abb. 26

Fülle in den Erlenmeyerkolben etwa zwei Löffel Soda und gib soviel verdünnte Salzsäure hinzu, daß der Boden bedeckt ist. Verschließe das Gefäß sofort mit einem durchbohrten Gummistopfen, in dessen Bohrung ein Glasrohr mit einem Gummischlauch steckt. Leite nun schnell das entstehende Gas in das Becherglas, in dem ein brennender Kerzenstummel steht (Abb. 26).

Nach kurzer Zeit erlischt die Kerze. In Kohlendioxid kann eine Kerze also nicht brennen; sie erstickt.

Auch für den Menschen kann Kohlendioxid gefährlich werden, wenn es in zu großer Menge eingeatmet wird. In der Luft sind 0,03 % enthalten. Steigt der Anteil in einem geschlossenen Raum auf etwa 10 % an, so wird dadurch Atemnot hervorgerufen. Bei etwa 20 % tritt der Tod ein.

### 3.7. Ein schweres Gas

Untersuche, ob Kohlendioxid schwerer oder leichter ist als Luft. Stelle in das Becherglas zwei brennende Kerzen verschiedener Größe und leite wie im vorigen Versuch Kohlendioxid in das Becherglas (Abb. 27).

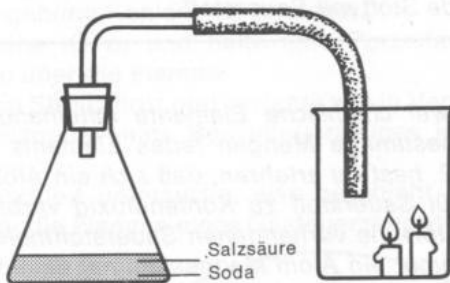


Abb. 27

Die kleine Kerze erlischt zuerst, dann die große. Kohlendioxid ist schwerer als Luft. Es sammelt sich zunächst am Boden des Gefäßes und füllt es schließlich von unten her.

Es überrascht dich sicherlich, zu erfahren, daß auch Luft ein Gewicht hat. 1 l Luft wiegt 1,29 g, 1 l Kohlendioxid dagegen wiegt 1,98 g. Kohlendioxid sinkt daher immer zu Boden.

### 3.8. „Kohlendioxid umgießen“

Mit diesem Versuch kannst du deine Freunde beeindrucken. Stelle dir wie in Vers. 3.7. Kohlendioxid her und leite es in den Standzylinder, der mit dem Deckglas verschlossen wird. Entzünde nun wieder einen kleinen Kerzenstummel in dem Becherglas. „Gieße“ anschließend das Kohlendioxid aus dem Standzylinder in das Becherglas und achte auf die Kerze!

Obwohl der Standzylinder scheinbar leer ist, erlischt die Kerze im Glas. Im vorigen Versuch hast du gelernt, daß Kohlendioxid schwerer als Luft ist. Es sinkt daher beim Umkippen des Zylinders nach unten, so daß das Becherglas mit diesem Gas gefüllt wird. Die Kerze erlischt dann.

### 3.9. Ein schwebender Zylinder

Fülle in den Standzylinder etwa zwei Finger hoch klares Kalkwasser. Leite dann Kohlendioxid nach Vers. 3.7. in das Gefäß. Drücke nun die angefeuchtete Handfläche fest gegen die Öffnung und schüttle etwa eine Minute lang kräftig (Abb. 28)!

Nach dem Schütteln bleibt der Zylinder an der Handfläche hängen, ohne daß er mit der anderen Hand gehalten werden muß. Das Kohlendioxid löst sich im Kalkwasser, so daß über der Flüssigkeit ein „Unterdruck“ entsteht. Dadurch wird der Zylinder gegen die Hand gepreßt.

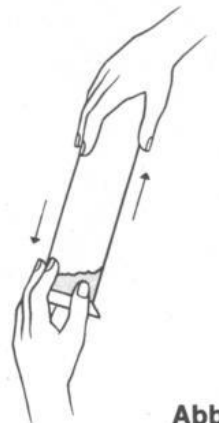


Abb. 28

### 3.10. Kalkwasser wird überlistet

Fülle in das Becherglas etwas klares Kalkwasser und leite dann Kohlendioxid ein, das du dir wieder wie in Vers. 3.7. herstellst. Wenn die bekannte Trübung eingetreten ist, leite weiter Kohlendioxid ein, bis du eine erneute Veränderung bemerkst! Bewahre dazu Inhalt des Becherglases noch für den nächsten Versuch auf! *Beim weiteren Einleiten von Kohlendioxid in das getrübbte Kalkwasser verschwindet nach einiger Zeit der Niederschlag, und dabei entsteht eine wasserklare Flüssigkeit. Es hat sich eine chemische Verbindung gebildet, die in Wasser löslich ist. Sie hat den schwierigen Namen Calciumhydrogencarbonat. Siehe auch Kap. 7.*

### 3.11. Kohlendioxid entweicht

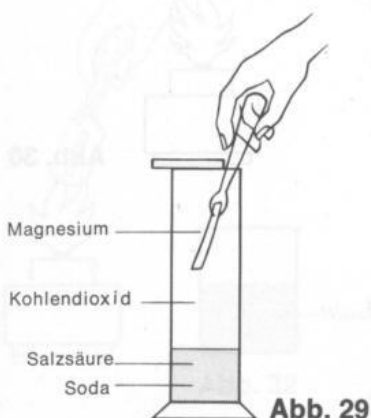
Erhitze die wasserklare Flüssigkeit aus dem vorigen Versuch über der Spiritusflamme. Achte auf den Inhalt des Becherglases! *Nach kurzem Erhitzen kehrt die ursprüngliche Trübung des Kalkwassers zurück. Die im vorigen Versuch entstandene Lösung von Calciumhydrogencarbonat gibt das zusätzliche Kohlendioxid wieder ab. Dabei entsteht erneut die unlösliche Verbindung Calciumcarbonat, die den weißen Niederschlag des Kalkwassers beim Einleiten von Kohlendioxid bildet.*

### 3.12. Doch eine Verbrennung in Kohlendioxid!

Stelle dazu Kohlendioxid nach Versuch 3.7. direkt im Standzylinder her. Nimm dann ein etwa 2 cm langes Stück Magnesiumband mit der Pinzette, entzünde es in der Spiritusflamme und tauche es schnell in den Standzylinder (Abb. 29).

*Im Gegensatz zur Kerze brennt das Magnesium auch im Kohlendioxid weiter. Dabei spritzt Kohlenstoff gegen die Wände des Zylinders.*

*Da das Magnesium unter sehr großer Hitzeentwicklung verbrennt, kann es das Kohlendioxid zerstören und ihm den zur Verbrennung notwendigen Sauerstoff entreißen. Es entstehen Kohlenstoff und Magnesiumoxid.*



*In Versuch 3.5. hast du bereits festgestellt, daß sich die chemischen Elemente immer in bestimmten Mengen miteinander verbinden. Am besten stellst du dir vor, daß jedes Atom eines Elements eine Anzahl von „Bindearmen“ hat, die möglichst mit den Armen der anderen Atome eine Verbindung eingehen wollen. So haben z. B. ein Magnesiumatom und ein Sauerstoffatom je zwei Arme.*

Magnesiumatom



Sauerstoffatom



*1 Kohlenstoffatom dagegen hat vier Arme.*

Kohlenstoffatom



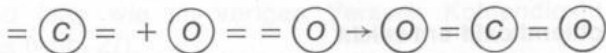
Sollen nun bei einer Verbindung von Magnesium mit Sauerstoff die Arme jedes Atoms mit einem anderen in Verbindung treten, so müssen sich immer je ein Atom Magnesium und Sauerstoff miteinander verbinden.

1 Magnesiumatom + 1 Sauerstoffatom  $\rightarrow$  1 Magnesiumoxidmolekül



Verbinden sich dagegen Kohlenstoff und Sauerstoff miteinander, so braucht jedes Kohlenstoffatom zwei Sauerstoffatome, damit alle Arme verbunden sind.

Kohlenstoff + Sauerstoff  $\rightarrow$  Kohlendioxid



Jetzt weißt du sicherlich auch, warum die Verbindung Kohlendioxid heißt (vergl. Vers. 3.2.); weil sich nämlich 1 Atom Kohlenstoff mit zwei Atomen Sauerstoff verbindet.

### 3.13. Veränderung von Kupferblech in der Flamme

Falte ein kleines Stückchen des Kupferblechs mehrfach zusammen und halte es mit der Pinzette etwa zwei Minuten in die Spitze der Spiritusflamme (Abb. 30).

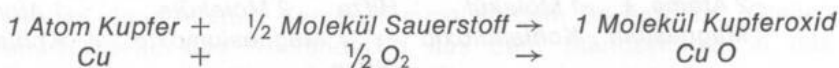
Nach kurzer Zeit ist an der Oberfläche eine Farbveränderung zu erkennen, die allmählich in einen grau-schwarzen Überzug übergeht. Faltest du nach dem Abkühlen das Blech wieder auseinander, so stellst du fest, daß die Flächen, die nicht mit der Luft in Berührung gekommen sind, fast unverändert geblieben sind. (Bewahre dieses Blech gut auf, du benötigst es für einen späteren Versuch.)

Das Kupfer, das nicht ohne weiteres brennt, geht trotzdem beim Erhitzen eine Verbindung mit dem Sauerstoff der Luft ein. Dabei verliert es seinen metallischen Glanz und bildet eine neue Verbindung, das Kupferoxid.

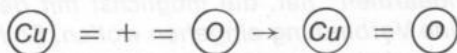


Abb. 30

Das Verbinden mit Sauerstoff heißt Oxydation.



Jedes Kupferatom hat in dieser Verbindung zwei Bindearme. Da ein Sauerstoffatom ebenfalls zwei hat, kann sich jeweils ein Kupferatom mit einem Sauerstoffatom verbinden. Auch hier steht für 1 Atom Sauerstoff  $\frac{1}{2}$  Molekül (vergl. Versuch 3.2.).



Fast alle Metalle haben die Eigenschaft, sich mit dem Luftsauerstoff zu verbinden. Selbst wenn sie nicht erhitzt werden, vollzieht sich dieser Vorgang, wenn auch wesentlich langsamer. Der Chemiker spricht dann von einer „stillen Verbrennung“.

Wird einer Verbindung Sauerstoff entzogen, wie dem Kohlendioxid in Versuch 3.12., so bezeichnet man diesen Vorgang als Reduktion.

Der Entzug von Sauerstoff heißt Reduktion.

### 3.14. Auch Eisen verändert sich

Nimm einen Eisendraht, den du vorher blankgeschmirlgelt hast, und halte ihn in die Flamme des Spiritusbrenners. Untersuche den Draht nach dem Abkühlen.

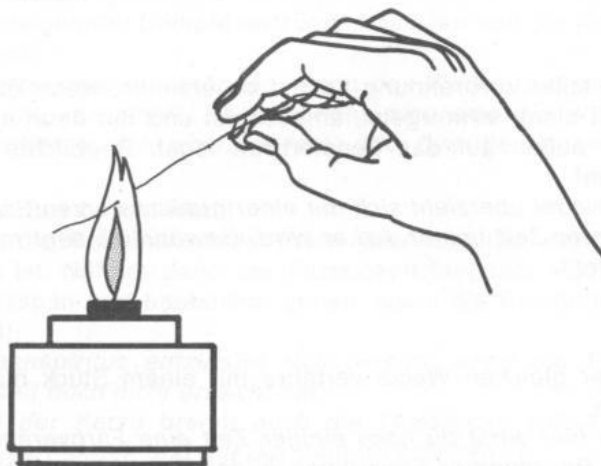


Abb. 31

Auf dem Eisendraht hat sich eine schwarze Schicht gebildet. Es ist Eisenoxid. In der Hitze der Flamme verbindet sich das Eisen mit dem Luftsauerstoff zu Eisenoxid.

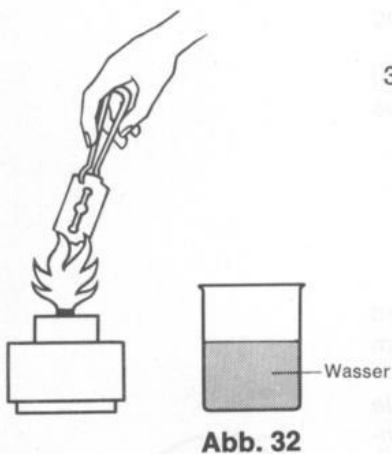


Abb. 32

### 3.15. Stelle Eisenoxid her

Halte eine Rasierklinge oder ein anderes Stück Stahl oder Eisen einige Minuten mit der Pinzette in die Flamme. Tauche es dann sofort in ein Becherglas mit Wasser (Abb. 32). Wiederhole diesen Versuch mehrfach, bis sich auf dem Boden des Becherglases einige schwarze Körnchen angesammelt haben. Gieße dann vorsichtig das Wasser ab. Betrachte!

Die schwarzen Flocken im Becherglas sind Eisenoxid, das durch das plötzliche Abkühlen abplatzt. Durch die Vereinigung des Eisens mit dem Sauerstoff der Luft entsteht eine neue Verbindung, die völlig andere Eigenschaften hat als der Ausgangsstoff, das Element Eisen.

### 3.16. Trockene oder feuchte Luft?

Gib in ein trockenes Reagenzglas einige blank geschmirlgelte Eisennägel und verschließe das Glas mit einem Stopfen. In ein zweites Glas gib ebenfalls blanke Eisennägel und fülle das Glas mit Wasser auf. Dann laß beide Proben einige Tage stehen und vergleiche anschließend.

Während sich die Nägel im trockenen, verschlossenen Reagenzglas kaum verändert haben, hat sich auf den Nägeln im Wasser eine leichte Rostschicht gebildet. Die geringe Sauerstoffmenge im verschlossenen Reagenzglas reicht nicht aus, um auf den Nägeln eine Oxidschicht zu bilden. Im Wasser jedoch ist genügend Sauerstoff vorhanden, so daß sich eine Rostschicht bilden kann. Beim Rosten bildet sich allerdings nicht nur Eisenoxid, sondern die chemischen Vorgänge sind etwas komplizierter.



### 3.17. Stille Verbrennung

Fast alle Metalle haben die Eigenschaft, sich mit Luftsauerstoff zu verbinden. Selbst wenn sie nicht erhitzt werden, vollzieht sich dieser Vorgang, wenn auch wesentlich langsamer. Der Chemiker spricht dann von einer „stillen Verbrennung“.

- 3.17.1. Eine stille Verbrennung kannst du erzielen, wenn du einen Eisennagel blank schmirgelst, anfeuchtest und ihn dann auf den Balkon oder außen auf das Fensterbrett legst. Beobachte nach einigen Tagen!

*Der Nagel überzieht sich mit einer grauschwarzen Schicht, die nach längerer Zeit immer dicker wird. Gewöhnlich sagt man, der Nagel „rostet“.*

- 3.17.2. In der gleichen Weise verfähre mit einem Stück blanken Kupferblech.

*Auch hier wirst du nach einiger Zeit eine Farbveränderung erkennen. Bei längerer Einwirkung bildet sich ein grauschwarzer Überzug.*

- 3.17.3. Setze jetzt ein Stück Nickelblech längere Zeit dem Luftsauerstoff aus.

*Nickel verändert sich nicht, da es sich ohne besondere Behandlung nicht mit dem Luftsauerstoff verbindet.*

*Diese Eigenschaft nutzt man aus, um andere Metalle (z. B. Eisen) durch einen dünnen Überzug von Nickel vor der Einwirkung des Luftsauerstoffes zu schützen.*

*Dieses Verfahren heißt Vernickeln.*

### 3.18. Brennt Zucker?

Gib auf die Asbestplatte getrennt je einen halben Löffel Zucker und Kaliumpermanganat. Versuche, die beiden Stoffe einzeln mit einem glühenden Stahldraht zu entzünden!

*Kaliumpermanganat läßt sich nicht entzünden, sondern die Kristalle zerspringen nur. Zucker brennt ebenfalls nicht. Er schmilzt höchstens und bildet eine braune, feste Masse.*

### 3.19. Und er brennt doch!

Mische auf der Asbestplatte, die auf der Grundplatte liegen soll, einen halben Löffel Zucker mit der gleichen Menge Kaliumpermanganat und versuche, die Mischung wie im vorigen Versuch zu entzünden (Abb.33).

*Ein Gemisch aus Zucker und Kaliumpermanganat brennt, obwohl jeder Bestandteil alleine sich nicht entzünden läßt. Beim Erhitzen gibt Kaliumpermanganat Sauerstoff ab (vergl. Versuch 1.8.). Wie du in Versuch 1.9. kennengelernt hast, fördert Sauerstoff jede Verbrennung. Denke daran: Selbst Stahl verbrennt in reinem Sauerstoff! In einem Gemisch aus Zucker und Kaliumpermanganat werden die Zuckerkristalle beim Erhitzen direkt vom freigewordenen Sauerstoff umgeben. Daher kann auch der Zucker entflammen.*



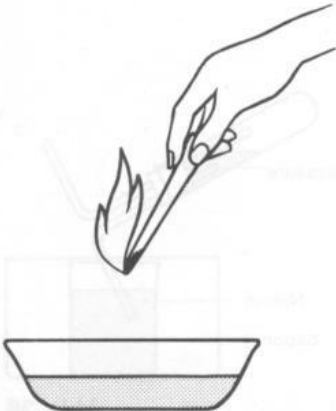
Abb. 33

### 3.20. Brennender Rauch

Entzünde eine Kerze mit einem Holzspan. Blase die Kerzenflamme dann aus und halte das brennende Holz dicht über dem Docht schnell in die Dämpfe, die nach dem Erlöschen aufsteigen. Wiederhole mehrfach!

*Die aufsteigenden Dämpfe entzünden sich, so daß die Kerze wieder entflammt.*

*Eine Kerze kann nur brennen, wenn das Wachs, aus dem sie hergestellt ist, verdampft. Es entzünden sich also die Wachsdämpfe über der Kerze, nicht aber das feste oder flüssige Wachs.*



Brennspiritus **Abb. 34**

### 3.21. Brennspiritus brennt nicht!

Fülle in die Porzellanschale soviel Brennspiritus, daß der Boden bedeckt ist. Nähere dann der Flüssigkeit langsam einen brennenden Holzspan und beobachte genau, wann die Entzündung erfolgt (Abb. 34).

*Der Brennspiritus entzündet sich bereits, wenn die Flamme die Flüssigkeit noch nicht erreicht hat.*

*Wie bei der Kerze brennt auch die Flüssigkeit selbst nicht. Der Spiritus verdampft, und nur die Dämpfe brennen.\*)*

*Du kannst jetzt vielleicht verstehen, warum es äußerst gefährlich ist, dort mit offenen Flammen zu arbeiten, wo Flüssigkeiten wie Brennspiritus, Benzin u. a. aufbewahrt werden. Auch ein Behälter, in dem einmal Benzin aufbewahrt wurde, der aber schon leer ist, kann explodieren, weil noch Dämpfe darin enthalten sind.*

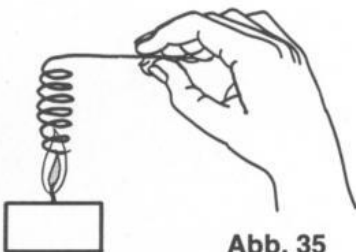
\*) Weil nur sie sich in ausreichendem Maße mit dem Sauerstoff der Luft mischen.

### 3.22. Entzündungstemperatur

Nähere der Spiritusflamme von oben sehr langsam ein Streichholz, ein Stück Papier und einen Holzspan. Beobachte, in welcher Entfernung sich die drei Gegenstände entzünden!

*Am weitesten von der Flamme entfernt entzündet sich das Streichholz, näher daran das Papier, der Holzspan schließlich erst in der Flamme.*

*Alle Brennstoffe müssen auf eine bestimmte Temperatur erhitzt werden, bevor sie sich entzünden. Der Streichholzkopf entzündet sich bereits bei etwa 60° C, einer Temperatur, die schon durch das Streichen an der Reibfläche einer Zündholzschachtel erzeugt wird.*



**Abb. 35**

### 3.23. Abkühlen unter die Entzündungstemperatur

Forme dir aus einem Stück Kupferdraht eine Spirale. Entzünde eine Kerze und halte dann die Kupferspirale in die Flamme.

*Die Kerze erlischt, wenn die Spirale in die Flamme gehalten wird. Die Kupferspirale entzieht der Flamme so viel Wärme — sie wird über das Metall abgeleitet —, daß die Temperatur unter die Entzündungstemperatur des Dochtes absinkt. Deshalb hört die Verbrennung auf.*

### 3.24. Eine Flamme erstickt

Lege dir eine Pappscheibe von etwa 10 x 10 cm bereit. Entzünde in der Porzellanschale einige Tropfen Brennspiritus. Decke dann die Schale schnell mit der Pappscheibe ab!

*Durch das Abdecken mit der Pappe wird die weitere Sauerstoffzufuhr zur Flamme verhindert. Sie erstickt.*

*Ein Feuer kann auch mit Sand oder einer Feuerlöschdecke erstickt werden.*

### 3.25. Ein Feuerlöscher

Wie du in Versuch 3.6. erfahren hast, erstickt auch Kohlendioxid die Flamme. Für die Brandbekämpfung ist Kohlendioxid daher ein wichtiges Gas. In Schaumlöschgeräten findet es Verwendung. Das Prinzip eines Schaum-Feuerlöschers erkennst du im folgenden Versuch:

Löse in dem Becherglas voll Leitungswasser einen Löffel Natron und eine Löffelspitze Saponin. Saponin ist eine stark schäumende Verbindung, die in Seifenkrautwurzeln vorkommt. Stelle dann das Glas in die Kunststoffwanne. Verschließe ein Reagenzglas, das du zu einem Drittel mit verdünnter Salzsäure gefüllt hast, mit einem doppelt durchbohrten Stopfen, in dessen Bohrungen beide Winkelrohre stecken. Tauche ein Rohr in das Becherglas und laß Salzsäure einfließen (Abb. 36).

Erschrick nicht!

Wenn die Salzsäure in das Becherglas fließt, bemerkst du eine starke Schaumbildung. Salzsäure setzt sich mit dem Natron um. Dabei entsteht Kohlendioxid. Da das Kohlendioxid sprudelnd aus der Flüssigkeit entweicht, bringt es das Saponin stark zum Schäumen.

Dieser Schaum hat, wenn er auf brennende Gegenstände trifft, eine dreifache Wirkung:

Kohlendioxid erstickt die Flamme, der Schaum verhindert den weiteren Zutritt von Luftsauerstoff, und er kühlt außerdem den Gegenstand ab.

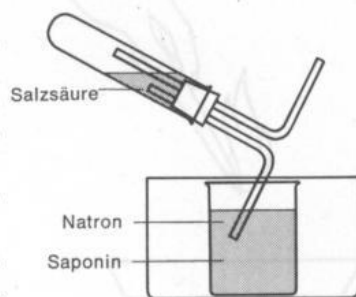


Abb. 36

### 3.26. „Feuerschutz“

Für diesen Versuch und für viele weitere interessante Experimente benötigst du Wasserglas (Natriumsilikat), das du in jeder Drogerie kaufen kannst.

Tauche einen Holzspan zur Hälfte in die öltartige Flüssigkeit und laß das Holz dann trocknen. Entzünde nun die **nicht** getränkte Seite an der Spiritusflamme und achte auf das Holz!

Die nicht getränkte Seite des Holzspans brennt so, wie du es sicher erwartet hattest. Sowie die Flamme jedoch die Mitte erreicht hat, erlischt sie plötzlich. Versuchst du nun, die getränkte Hälfte zu entzünden, so mißlingt dir das immer wieder. Wasserglaslösung ist nämlich ein Flammenschutzmittel für Holz und auch für Gewebe. Deshalb werden Balken und dergl. häufig damit getränkt („imprägniert“), um das Entzünden bei einem Brand zu erschweren.

### 3.27. Ein kleiner Streich

Wenn du zu Sylvester einem Raucher einen kleinen Streich spielen willst, so tauche die Streichhölzer aus einer Schachtel alle in Wasserglas. Laß sie anschließend wieder trocknen und lege sie wieder in die Schachtel.

Wenn nun jemand ein Streichholz entzündet, so entflammt es nur kurz, erlischt aber anschließend sofort wieder.

Damit das neue Jahr dann aber nicht gleich mit Streit beginnt, noch ein guter Rat:

Halte stets eine Schachtel nicht imprägnierter Streichhölzer bereit.

#### 4. Vom Wasser

Von allen Stoffen, die wir auf der Erde kennen, kommt das Wasser am häufigsten vor. Etwa  $\frac{7}{10}$  der Erdoberfläche sind mit Wasser bedeckt, und auch die Landmasse wird von Flüssen durchzogen. In einem ständigen Kreislauf verdunstet es von den Ozeanen, Seen und Flüssen, verdichtet sich in höheren Luftschichten zu kleinen Wassertröpfchen und bildet Wolken. Hat sich in den Wolken genügend Wasser angesammelt, fällt es als Regen, Schnee oder Hagel wieder auf die Erde. Es sickert dann ins Erdreich ein, tritt an anderen Stellen als Quelle wieder zutage und fließt in Bächen und Flüssen dem Meer zu. Alle Lebewesen, wie Pflanzen, Tiere und Menschen, sind auf das Wasser angewiesen. In Gebieten, denen das Wasser fehlt, ist kein Leben möglich; sie werden zu Wüsten.



Oase in der Sahara

Abb. 37



#### 4.1. Wasser verdunstet an der Luft

In der Einleitung hast du schon erfahren, daß Wasser an der Luft verdunstet. Diesen Vorgang wollen wir näher untersuchen.

Fülle dazu in die Porzellanschale und in einen Eierbecher die gleiche Menge Wasser. Über den Eierbecher stülpe ein Einweckglas, die Porzellanschale laß frei stehen (Abb. 38). Kontrolliere beide Proben nach etwa zwei Tagen!

*Aus der freistehenden Porzellanschale verdunstet das Wasser völlig, während aus dem Eierbecher unter dem Einweckglas kaum etwas verdunstet.*

*Verdunstetes Wasser wird immer von der Luft aufgenommen. Es wird dann als Luftfeuchtigkeit bezeichnet. Hat die unter dem Einweckglas eingeschlossene Luft eine gewisse Menge Wasser aufgenommen, ist sie gesättigt. Sie kann dann kein Wasser mehr aufnehmen, und die Verdunstung hört auf.*

*Im freien Raum ist die Luft in ständiger Bewegung; mit Wasser gesättigte Luft strömt fort, ungesättigte folgt nach und nimmt weiteres Wasser auf. Deshalb konnte das Wasser in der Porzellanschale verdunsten. Bei bewegter Luft (Wind) verdunstet Wasser schneller als bei ruhiger. Diese Tatsache wird z. B. beim Wäschetrocknen genutzt. Die Hausfrau hängt die Wäsche lieber im Freien auf als im Trockenraum.*

*Immer, wenn der Übergang vom flüssigen in den gasförmigen Zustand bei niedriger Temperatur erfolgt, sprechen wir vom Verdunsten, im Gegensatz zum Verdampfen, wobei die Flüssigkeit erst zum Sieden gebracht werden muß, um in den gasförmigen Zustand überzugehen.*

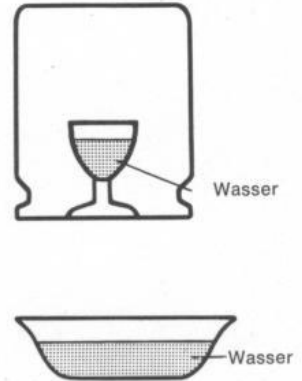


Abb. 38

#### 4.2. Luftfeuchtigkeit

In Versuch 4.1. hast du erfahren, daß Wasser an der Luft verdunstet. Um die Luftfeuchtigkeit nachzuweisen, gib etwa zwei Löffel voll Calciumchlorid auf ein Uhrglas und laß es offen stehen.

*Nach einiger Zeit wird das Calciumchlorid feucht – es kann sich sogar etwas Wasser auf dem Uhrglas sammeln. Das in der Luft als Luftfeuchtigkeit enthaltene Wasser wird vom Calciumchlorid angezogen – sozusagen herausgerissen. Diese Eigenschaft bezeichnet man als hygroskopisch (wasseranziehend).*

#### 4.3. Unser Trinkwasser

Wasser kommt in der Natur selten rein vor. Auch das klare Trinkwasser enthält einige Stoffe, die du in einem einfachen Versuch sichtbar machen kannst. Gib auf das Uhrglas etwas Leitungswasser und laß die Probe an einem ruhigen Ort stehen, bis alles Wasser verdunstet ist (Abb. 39).

Untersuche, ob auf dem Uhrglas ein Rückstand verbleibt!

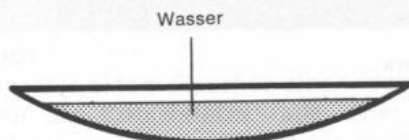


Abb. 39

*Nach dem Verdunsten des Wassers ist ein sehr feiner, grauer Belag auf dem Uhrglas festzustellen. Natürlich ist es nur wenig, aber die Wassermenge war ja auch gering. Beim Durchsickern des Erdreichs nimmt Wasser verschiedene Stoffe auf, vorwiegend Salze, die beim Verdunsten des Wassers zurückbleiben.*



#### 4.4. Wasser kann viele Stoffe lösen

Untersuche die Löslichkeit fester Stoffe in Wasser! Gib dazu einen Löffel Kochsalz (verwende Haushaltssalz) in ein Reagenzglas, in ein zweites einen halben Löffel Zucker und fülle jeweils zu drei-viertel mit Wasser auf. Verschließe beide Gläser mit dem Daumen und schüttele kräftig.

Prüfe anschließend auf Farbe und Geschmack!

*Du erhältst wasserklare Flüssigkeiten. Beide Stoffe haben sich gelöst, wie du auch am Geschmack der Lösungen feststellen kannst.*

*Sehr viele Stoffe sind in Wasser löslich, daher wird es in der Chemie oft als Lösungsmittel verwendet. Es gibt jedoch auch solche Stoffe, die in Wasser unlöslich sind, z. B. Sand.*



Abb. 40

#### 4.5. Können gelöste Stoffe auch wiedergewonnen werden?

Um das zu untersuchen, gieße etwas von der Salzlösung in das Porzellanschälchen und erhitze über der Spiritusflamme bis zum Sieden (Abb. 40). Ist die Flüssigkeit verdampft, beende den Versuch und prüfe den Rückstand. Du darfst auch kosten!

*Beim Sieden verdampft nur das Wasser, der gelöste Stoff, in unserem Falle das Kochsalz, bleibt zurück.*

*Bei einer Lösung entsteht also kein neuer Stoff mit neuen Eigenschaften wie bei einer Verbindung, denn die Eigenschaften des gelösten Stoffes und des Lösungsmittels gehen nicht verloren.*

#### 4.6. Eine farbige Lösung

Besonders deutlich kann man den Lösungsvorgang am Kaliumpermanganat beobachten.

Fülle dazu das Becherglas zur Hälfte mit Wasser und gib mit der Pinzette einige Kaliumpermanganatkristalle hinzu. Schüttele zunächst das Becherglas vorsichtig und beobachte die Kristalle.

*Die Kristalle lösen sich langsam, das Wasser in der Umgebung wird violett gefärbt. Bei stärkerem Umschütteln löst sich das Kaliumpermanganat ganz auf und färbt die Lösung vollständig.*

#### 4.7. Wolken im Wasser

Fülle das Becherglas zur Hälfte mit Wasser. Gib nochmals einige Kaliumpermanganatkristalle mit der Pinzette hinein, vermeide aber jedes Schütteln. Laß das Gefäß ruhig stehen und beobachte die Kristalle.

*Auch ohne Schütteln bzw. Umrühren lösen sich die Kristalle allmählich. Von den Kristallen gehen farbige Stränge aus. Nach einer gewissen Zeit verteilt sich die Färbung über die gesamte Flüssigkeit.*

#### 4.8. Auch Fische müssen atmen

Menschen und Tiere benötigen Luft zum Atmen. Das gilt nicht nur für Landtiere, sondern auch für die Lebewesen im Wasser. Woher die Fische die zur Atmung notwendige Luft nehmen, sollst du im folgenden Versuch erfahren.

Fülle dazu ein großes Reagenzglas bis zum Rand mit Wasser und verschließe es mit einem durchbohrten Stopfen, durch dessen Bohrung du vorher schon ein Winkelrohr geschoben hast. Achte darauf, daß keine Luft im Reagenzglas bleibt!

Da Wasser sich beim Erwärmen ausdehnt, tritt etwas aus der Öffnung des Winkelrohres heraus. Du mußt deshalb die Porzellanschale unter die Biegung des Rohres stellen. Erhitze dann das Glas über der Spiritusflamme so, daß der Boden des Reagenzglases leicht nach oben zeigt, und beobachte (Abb. 41)!

Vermeide auf jeden Fall, daß es zum Sieden des Wassers kommt, da sonst siedendes Wasser durch das Winkelrohr herausspritzt!

*Beim Erwärmen steigen aus dem Wasser Luftbläschen auf, die sich in der Bodenrundung des Reagenzglases sammeln.*

*Wasser kann also auch Luft lösen. Sie reicht für die Atmung der Fische aus.*

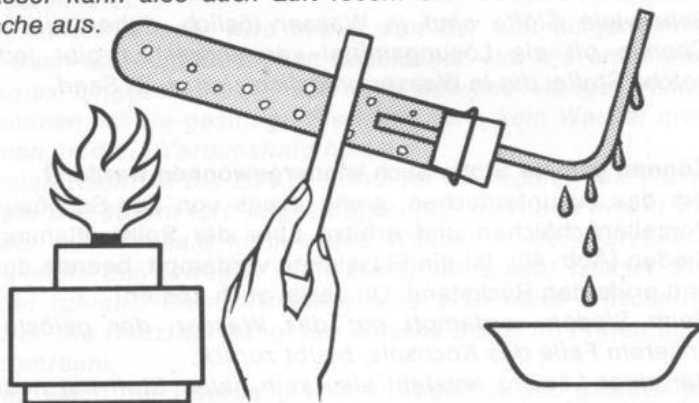


Abb. 41

#### 4.9. Löst Wasser andere Flüssigkeiten?

In diesem Versuch sollst du feststellen, ob sich auch andere Flüssigkeiten in Wasser „lösen“. Fülle dazu ein Reagenzglas zur Hälfte mit Wasser und gib dann Brennspritus hinzu. Verschließe das Glas mit dem Daumen und schüttle nun!

*Nach dem Schütteln ist dem gefüllten Reagenzglas nicht anzusehen, daß sich Brennspritus im Wasser „gelöst“ hat. Tatsächlich aber lassen sich diese beiden Flüssigkeiten in jedem beliebigen Verhältnis miteinander mischen.*

*Das ist nicht bei allen Flüssigkeiten der Fall. Wenn du ein paar Tropfen Benzin hast, so gib sie in ein mit Wasser gefülltes Reagenzglas und schüttle kräftig. Nach kurzer Zeit sammelt sich dann das Benzin wieder auf dem Wasser.*

#### 4.10. Schmutzwasser

Mitunter ist das Wasser, das wir verwenden müssen, verschmutzt. Es muß deshalb vor dem Gebrauch gereinigt werden.

Stelle dir für einen Reinigungsversuch Schmutzwasser her, indem du das Becherglas etwa zu dreiviertel mit Leitungswasser füllst. Jetzt entnimm einem Blumentopf einen Löffel voll Blumenerde. Gib sie in das Becherglas, rühre gut um und beobachte!

*Durch die Zugabe von Blumenerde entsteht eine trübe Flüssigkeit. Grobe Teilchen sinken zu Boden, aber viele kleinere Teilchen bleiben in der Schwebe. So hast du stark verunreinigtes Wasser.*

#### 4.11. Schmutzwasser wird gereinigt

Um diese Reinigung durchzuführen, benutze das Schmutzwasser aus dem vorigen Versuch.

Baue dir eine Filteranlage nach Versuch 1.4. zusammen. Setze den Filter auf ein Reagenzglas und gieße vorsichtig einen Teil des Schmutzwassers in den Trichter (Abb. 42).

Achte darauf, daß kein verunreinigtes Wasser über den Rand des Papierfilters läuft!

Vergleiche anschließend die in das Reagenzglas eingetropfte Flüssigkeit – Filtrat genannt – mit dem Rest des Schmutzwassers!

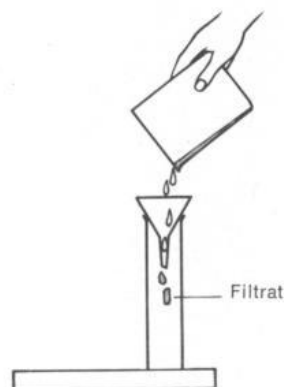


Abb. 42

Das Filtrat ist wieder klar. Das Filterpapier wirkt wie ein feinporiges Sieb. Die Schwebeteilchen, die die Verunreinigung des Wassers verursacht haben, werden zurückgehalten. Durch Filtrieren können feste Stoffe aus Flüssigkeiten entfernt werden.

#### 4.12. Filtrieren von Grabenwasser

Besorge dir aus einem nahegelegenen Teich, einem Graben oder einer Pfütze etwas natürlich verunreinigtes Wasser und versuche, es durch Filtrieren wie im vorigen Versuch zu reinigen.

Auch hier wirst du erkennen, daß durch diese Methode Verunreinigungen aus dem Wasser entfernt werden können.

#### 4.13. Farbiges Salz verunreinigt Wasser

Für diesen Versuch fülle den Erlenmeyerkolben zur Hälfte mit Wasser. Als künstliche Verunreinigung gib einige Kristalle Kaliumpermanganat dazu. Schon wenige Kristalle bewirken beim Lösen eine intensive violette Färbung der Flüssigkeit (vgl. Versuch 4.6.). Nun filtriere wie in Versuch 4.11. und beobachte das Filtrat!

Auch das Filtrat ist noch violett gefärbt. Die Teilchen der Verunreinigung durch gelöstes Kaliumpermanganat sind so fein, daß sie durch die Poren des Filterpapiers hindurchlaufen. Solche Stoffe lassen sich auf diese Weise nicht vom Wasser trennen. (Sollten die Filtrate aus Versuch 4.11. und 4.12. noch Trübungen aufweisen, so hat das die gleiche Ursache.) Wie man sie entfernen kann, zeigt dir der nächste Versuch.

#### 4.14. Holzkohle entfärbt

Lege zwischen zwei Blätter Papier ein nußgroßes Stück Holzkohle und zerdrücke es mit einem Löffel. Du mußt so lange reiben, bis du sehr feines Pulver erhalten hast. Gib nun zu einem halben Reagenzglas voll Wasser zwei bis drei Tropfen Tinte und fülle deine pulverisierte Holzkohle hinein. Verschließe das Reagenzglas mit dem Daumen und schüttle kräftig. Baue dir dann einen Filter wie in Versuch 1.4. auf und gieße die trübe Flüssigkeit in den Trichter (Abb. 43). Wie sieht das Filtrat aus?

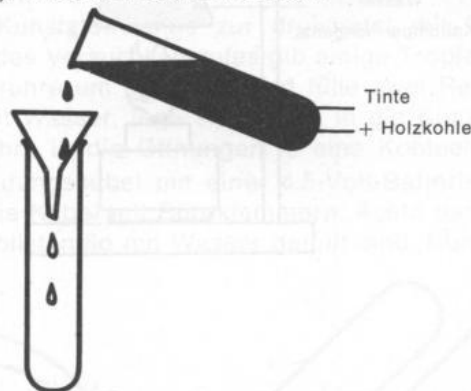


Abb. 43

Das gefärbte Wasser ist nach dem Filtrieren so gut wie farblos. Im Versuch 4.13. hast du erfahren, daß mit Kaliumpermanganat gefärbtes Wasser durch Filtrieren nicht entfärbt werden kann. Da es nun doch fast farblos ist, muß also die Holzkohle die Farbstoffe der Tinte aus dem Wasser binden. Tatsächlich hält sie alle Farbstoffe fest, ohne daß sich dabei eine chemische Umwandlung abspielt. Diesen Vorgang nennt man *Absorption*. Die Farbstoffe dringen in viele kleine Kanäle in der Holzkohle, die Poren, ein und werden dort festgehalten.

#### 4.15. Chemisch reines Wasser

Um chemisch reines Wasser zu gewinnen, baue dir aus einem Erlenmeyerkolben, zwei rechtwinklig gebogenen Glasröhren, einem Schlauchverbindungsstück, einem großen Reagenzglas, einem Becherglas und einem durchbohrten Gummistopfen eine Apparatur gemäß Abb. 44 auf.

Beachte, daß die beiden Winkelrohre in dem Schlauchstück aneinanderstoßen. Fülle das durch Kaliumpermanganat violett gefärbte Wasser aus dem vorigen Versuch in den Erlenmeyerkolben und verschließe ihn mit einem durchbohrten Stopfen, durch dessen Bohrung das Glasrohr ragt.

Erhitze die Lösung mit dem Spiritusbrenner bis zum Sieden und fange das überdampfende Wasser im Reagenzglas (Vorlage) auf! Eine größere Kühlwirkung für den entweichenden Dampf kannst du erreichen, wenn du über das Glasrohr angefeuchtetes Löschpapier legst. Es sollte mehrere Male erneuert werden. Beende den Versuch, wenn noch der Boden des Erlenmeyerkolbens mit Flüssigkeit bedeckt ist! (Ist die Flüssigkeit weitgehend verdampft, kann der Kolben zerspringen.)

Prüfe anschließend die Farbe des Wassers in der Vorlage und den Geschmack!

*Das aufgefangene Wasser ist farblos und schmeckt fade. Beim Verdampfen bleiben alle gelösten Bestandteile zurück, selbst die im Leitungswasser gelösten Salze (vergl. Versuch 4.3.). Beim Abkühlen kondensiert der Dampf wieder zu Wasser.*

*Das Verdampfen von Wasser und anderen Flüssigkeiten und das anschließende Kondensieren durch Abkühlung nennt man **Destillation**. Auf diese Weise erhält man chemisch reines Wasser, auch destilliertes Wasser genannt.*

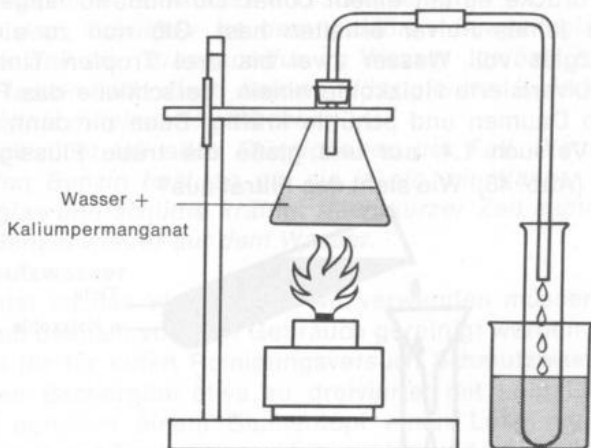


Abb. 44

#### 4.16. Wasserdessillation

In Vers. 4.15. hast du erfahren, wie man chemisch reines Wasser gewinnen kann. Die folgenden Versuche zeigen einige Anwendungsmöglichkeiten.

4.16.1. Besorge dir etwas Fluß- oder Seewasser und destilliere es wie in Vers. 4.15.

4.16.2. Die gleiche Untersuchung kannst du auch einmal mit salzhaltigem Meerwasser durchführen, wenn du Gelegenheit hast, dir Meerwasser zu besorgen.

Bei der Destillation erhältst du wieder chemisch reines Wasser, das auch zur Trinkwasserbereitung genutzt werden kann.

Es ist also durchaus möglich, nach diesem Verfahren aus dem Meerwasser Trinkwasser zu gewinnen, jedoch entstehen sehr hohe Kosten, weil das Wasser immer erst verdampft werden muß. Es ist aus diesem Grund unwirtschaftlich und wird nur in Notfällen angewandt.

#### 4.17. Nun arbeite einmal ohne Versuchsanleitung

Fülle das Becherglas zu dreiviertel mit Wasser und gib einen Löffel Mehl, einen Löffel Salz und einige Tropfen Tinte dazu. Kannst du das Wasser wieder reinigen? Wenn du nicht zurechtkommst, lies noch einmal Versuch 4.11. und 4.15.

#### 4.18. Auch in der Wüste ist Wasser

Es erscheint dir sicher etwas unglaublich. Aber auch der Sand der Wüste enthält noch eine gewisse Menge Feuchtigkeit. Der folgende Versuch zeigt dir, wie man Wasser aus der Bodenfeuchtigkeit gewinnen kann. Der Versuch kann allerdings nur im Freien ausgeführt werden.

Du mußt zunächst eine Grube ausheben. Stelle dann das Becherglas in die Mitte und breite über die Grube eine Plastikfolie. Auf die Plastikfolie lege einen Stein, so daß sie wie ein Trichter über dem Becher hängt. Die Ränder mußt du im Erdreich befestigen. Nun warte ab, bis die Plastikfolie von der Sonne beschienen wird.

An der Unterseite der Folie bilden sich kleine Wassertröpfchen, die größer werden und schließlich in den Becher fließen. Durch die Sonnenbestrahlung wird der Boden unter der Plastikfolie stark erwärmt. Dabei verdunstet das im Boden als Feuchtigkeit enthaltene Wasser, das sich dann an der Folie niederschlägt.

Abb. 45

#### 4.19. Elektrischer Strom kann Wasser zerlegen

Lange Zeit wurde das Wasser als einheitlicher Stoff angesehen. Heute weiß man, daß es eine Verbindung aus zwei Elementen ist. Mit Hilfe des elektrischen Stromes läßt sich Wasser in seine Bestandteile zerlegen.

Fülle dazu die Kunststoffwanne zur dreiviertel mit Wasser. Zur Beschleunigung des Versuchsablaufes gib einige Tropfen Schwefelsäure dazu und rühre um. Anschließend fülle zwei Reagenzgläser bis zum Rand mit Wasser, lege sie schräg in die Kunststoffwanne (Abb. 46) und führe in die Öffnungen je eine Kohleelektrode ein, die durch Verbindungskabel mit einer 4,5-Volt-Batterie verbunden sind. Befestige die Kabel mit Büroklammern. Achte darauf, daß die Reagenzgläser vollständig mit Wasser gefüllt sind. Nun beobachte!

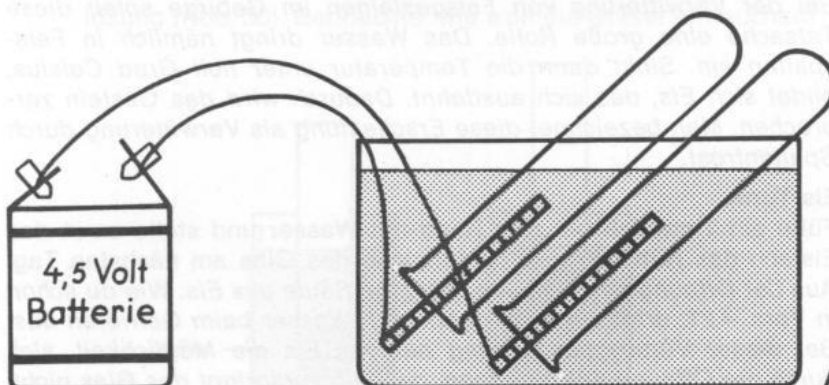


Abb. 46



Nach kurzer Zeit steigen in beiden Reagenzgläsern Gasbläschen auf. Bei längerer Versuchsdauer sammelt sich in dem einen Reagenzglas mehr Gas als in dem anderen.

Das Wasser wird in die beiden Gase Wasserstoff und Sauerstoff zerlegt. Die Verbindung Wasser besteht aus zwei Teilen Wasserstoff und einem Teil Sauerstoff. Da Wasserstoff das chemische Zeichen H und Sauerstoff das Zeichen O hat, heißt die Formel für die Verbindung Wasser  $H_2O$ .

#### 4.20. „Gekochtes“ Eis

Bereite dir zunächst im Eisfach des Kühlschranks Eiswürfel. Zerkleinere sie und gib einige Eisstückchen in ein großes Reagenzglas. Beschwere sie mit einem Stein, so daß sie am Boden gehalten werden. Fülle das Reagenzglas bis fast zum Rand mit Wasser. Spanne es in der Mitte in die Reagenzglasklammer und erwärme nur den oberen Teil des Glases mit der Spiritusflamme (Abb. 47)!

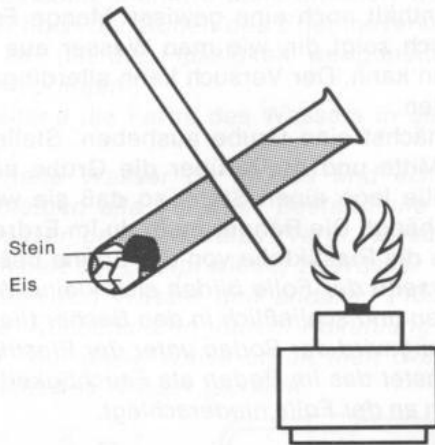


Abb. 47

Bald siedet das Wasser im oberen Teil des Glases, die Eisstückchen schmelzen aber nicht. Da Wasser die Wärme schlecht leitet, bleibt der untere Teil des Reagenzglases kalt. Deswegen schmelzen auch die Eisstückchen nicht.

#### 4.21. Sprengkraft des Eises

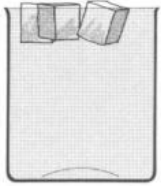
Fülle ein Marmeladenglas bis an den Rand mit Wasser. Verschließe es mit dem Deckel und stelle es in einem Plastikbeutel in das Eisfach des Kühlschranks. Nach ein bis zwei Tagen untersuche das Glas!

Während alle anderen Körper sich in der Kälte zusammenziehen, bildet Wasser eine Ausnahme. Beim Abkühlen unter null Grad Celsius dehnt es sich in Form von Eis aus. Dabei entwickelt es eine so starke Kraft, daß das Glas zerspringt.

Bei der Verwitterung von Felsgesteinen im Gebirge spielt diese Tatsache eine große Rolle. Das Wasser dringt nämlich in Felspalten ein. Sinkt dann die Temperatur unter null Grad Celsius, bildet sich Eis, das sich ausdehnt. Dadurch wird das Gestein zerbrochen. Man bezeichnet diese Erscheinung als Verwitterung durch Spaltenfrost.

#### 4.22. Eis-Turm

Fülle ein Tintenfaß bis zum Rand mit Wasser und stelle es in das Eisfach des Kühlschranks. Untersuche das Glas am nächsten Tag. Aus der Öffnung des Gefäßes ragt eine Säule aus Eis. Wie du schon in Vers. 4.21. erfahren hast, dehnt sich Wasser beim Gefrieren aus. Bei dieser Versuchsanordnung hat das Eis die Möglichkeit, sich durch die Öffnung auszudehnen, deshalb zerspringt das Glas nicht.



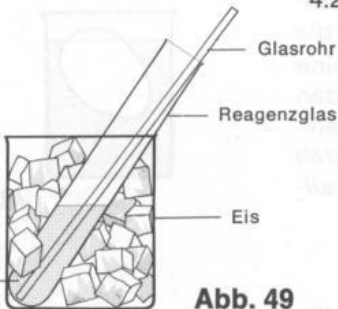
**Abb. 48**

#### 4.23. Der Eisberg schmilzt

Bereite dir im Eisfach des Kühlschranks Eiswürfel. Lege einen Eiswürfel in das Becherglas und fülle das Glas bis zum Rand mit Wasser auf. Dann warte ab, bis der Eiswürfel geschmolzen ist, und beobachte, ob Wasser aus dem Becherglas überläuft.

*Der Eiswürfel schwimmt auf der Wasseroberfläche und ragt etwas über die Oberfläche hinaus.*

*Beim Schmelzen läuft kein Wasser über, weil das Eis beim Auftauen an Ausdehnung verliert. Es nimmt nur den Raum ein, den vorher der Eiswürfel ausgefüllt hat.*



**Abb. 49**

#### 4.24. Kältemischung

Bereite dir im Eisfach des Kühlschranks Eiswürfel. Zerkleinere die Würfel und fülle das Becherglas zu Dreiviertel mit Eis. Dann gib in ein Reagenzglas etwa fingerbreit kaltes Leitungswasser und stelle ein Glasrohr hinein. Anschließend bringe das Reagenzglas zwischen die Eisstückchen im Becherglas und streue nach und nach mit dem Löffel Haushaltssalz in das Eis (Abb. 49). Es ist günstig, wenn du das Eis mit Salz noch durchmischst.

Prüfe dann von Zeit zu Zeit mit der Hand die Temperatur an der Außenwandung des Becherglases. Nach ca. 15–20 Minuten kannst du versuchen, das Glasrohr aus dem Reagenzglas zu entfernen.

Das Becherglas fühlt sich sehr kalt an. Wenn du nach der angegebenen Zeit versuchst, das Glasrohr zu entfernen, ziehst du das Reagenzglas aus dem Becherglas. Das Wasser im Reagenzglas ist zu Eis geworden.

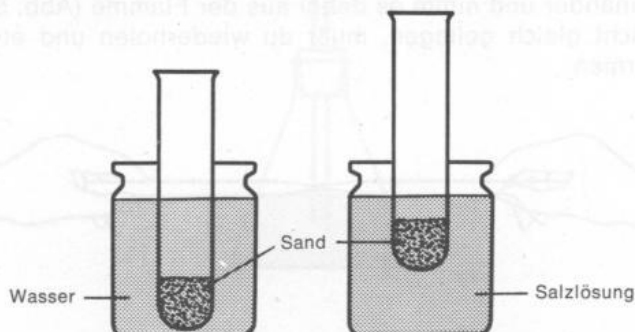
*Wenn Salz zu Eis gegeben wird, sinkt der Gefrierpunkt erheblich ab, bis ca.  $-10^{\circ}\text{C}$ . Daher schmilzt das Eis und entzieht der Umgebung Wärme, also auch dem Wasser im Reagenzglas. Dabei sinkt die Temperatur unter  $0^{\circ}\text{C}$  ab, das Wasser gefriert.*

*Da man mit einer Mischung aus Eis und Salz sehr tiefe Temperaturen erzeugen kann, bezeichnet man sie auch als **Kältemischung**.*

#### 4.25. Salzwasser trägt besser

Sicherlich hast du schon einmal gehört, daß das Wasser des Meeres besser „trägt“ als das Wasser in Badeanstalten des Binnenlandes. Durch den folgenden Versuch kannst du das nachprüfen.

Fülle ein Einweckglas (1 Liter) bis fast zum Rand mit Wasser, ein zweites mit der gleichen Menge einer starken Salzlösung. Dazu mußt du etwa fünf bis sechs gehäufte Eßlöffel Haushaltssalz lösen. Dann bereite zwei Reagenzgläser vor, in die du gleich viel – etwa zu einem Drittel – Sand oder Kies gibst. Setze dann das eine Reagenzglas in das Gefäß mit Wasser, das andere in die Salzlösung (Abb. 50). Beobachte, wie weit die Gläser eintauchen!



**Abb. 50**

Obwohl in beiden Gläsern die gleiche Menge Kies oder Sand enthalten ist, taucht das Reagenzglas im Salzwasser nicht so tief ein. Die Fähigkeit des Wassers, andere Stoffe zu tragen, bezeichnet man als *Auftrieb*. Das Salzwasser kann tatsächlich mehr tragen. Ist Salz im Wasser gelöst, wird das Wasser schwerer. Sein Auftrieb wird dadurch größer.

#### 4.26. Das schwebende Ei

Wie du im vorigen Versuch erfahren hast, erhöht gelöstes Salz die Auftriebskraft des Wassers. Hier noch ein Beispiel:

Fülle ein Einweckglas mit Wasser und gib ein frisches Ei hinein. Das Ei sinkt zu Boden. Jetzt gib nach und nach Kochsalz (Haushaltssalz) hinzu und beobachte das Ei (Abb. 51)! Sollte sich die Lösung bei Zugabe von Kochsalz zunächst trüben, laß sie eine Weile stehen. Das überschüssige Salz setzt sich dann am Boden ab, die Lösung wird wieder klar, und du kannst besser beobachten. Bei einer bestimmten Salzmenge steigt das Ei nach oben. Durch die Zugabe von Kochsalz wird die Auftriebskraft des Wassers allmählich so weit erhöht, daß das Ei in der Lösung schwebt.

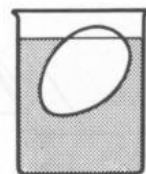


Abb. 51

#### 4.27. Glas — zur Spitze ausgezogen

Du bist sicher erstaunt, daß jetzt Glas bearbeitet werden soll, nachdem wir uns in diesem Abschnitt bisher mit Wasser beschäftigt haben. Für den nächsten Versuch benötigst du jedoch ein besonderes Glasformstück, eine Glasspitze, die du dir selbst anfertigen sollst.

Fasse dazu das 20 cm lange gerade Glasrohr mit beiden Händen an den Enden und erwärme es in der Mitte über der Spiritusflamme, wobei du es mit Daumen und Zeigefinger ständig drehen mußt (Abb. 52 a).

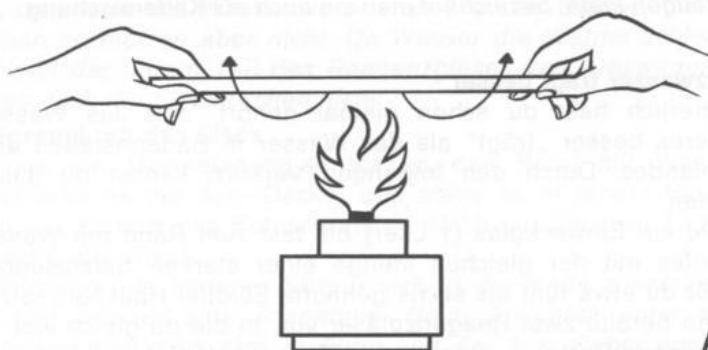


Abb. 52 a

Wenn sich die Flamme intensiv gelb färbt, ziehe das Glas schnell auseinander und nimm es dabei aus der Flamme (Abb. 52 b). Sollte es nicht gleich gelingen, mußt du wiederholen und etwas länger erwärmen.

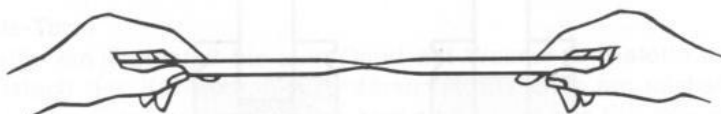
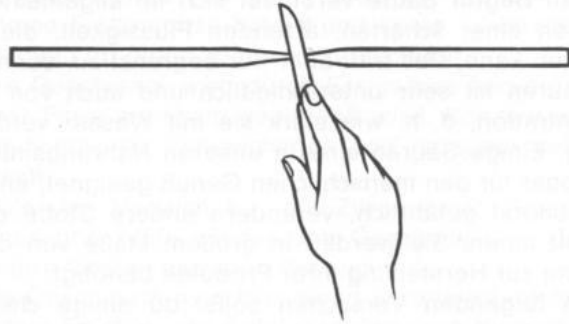


Abb. 52 b

Nach dem Abkühlen ritze das auseinandergezogene Glasrohr mit einer Feile oder einem scharfen Messer an der Stelle, wo das Glas noch einen Durchmesser von etwa 1 mm hat (Abb. 52 c). Brich



**Abb. 52 c**

es dort auseinander, indem du die Daumnägel an die Ritzstelle hältst. Du hast nun eine Glasspitze erhalten.

Aus dem verbleibenden Glasstück kannst du eine zweite Glasspitze anfertigen.

#### 4.28. Ein Springbrunnen

Fülle den Erlenmeyerkolben zur Hälfte mit Wasser und verschließe ihn mit einem Stopfen, durch dessen Bohrung du vorher die im vorigen Versuch hergestellte Glasspitze führst. Das innere, nicht zur Spitze ausgezogene Rohrende soll bis fast auf den Boden des Erlenmeyerkolbens reichen (Abb. 53). Die Fortsetzung des Versuches sollte möglichst über dem Waschbecken oder der Badewanne erfolgen.

Blase durch die Glasspitze kräftig Luft in den Erlenmeyerkolben. Dann gib die Röhrchenmündung schnell wieder frei und beobachte! *Das Wasser spritzt in hohem Strahl heraus.*

*Durch das Einblasen der Luft wird im Erlenmeyerkolben ein Überdruck erzeugt, der auf den Wasserspiegel im Gefäß wirkt. Dadurch wird das Wasser durch das Röhrchen hinausgedrückt.*



**Abb. 53**

## 5. Essig und andere Säuren

Mit dem Begriff Säure verbindet sich im allgemeinen die Vorstellung von einer scharfen, ätzenden Flüssigkeit, die andere Stoffe zerstören kann. Das trifft aber nur begrenzt zu, denn das Verhalten der Säuren ist sehr unterschiedlich und auch von der jeweiligen Konzentration, d. h. wie stark sie mit Wasser verdünnt sind, abhängig. Einige Säuren sind in unseren Nahrungsmitteln enthalten, also sogar für den menschlichen Genuß geeignet, andere wiederum sind äußerst gefährlich, verändern andere Stoffe oder verbinden sich mit ihnen. Sie werden in großem Maße von der chemischen Industrie zur Herstellung ihrer Produkte benötigt.

In den folgenden Versuchen sollst du einige chemische Eigenschaften der Säuren kennenlernen.

### Hinweis

Da man die Gefährlichkeit einer Säure nicht ohne weiteres erkennen kann, ist beim Umgang mit Säuren stets besondere Vorsicht geboten.

Trage zum Schutz deiner Kleidung einen Kittel oder eine Schürze! Säurespritzer auf der Haut müssen mit reichlich Wasser sofort abgespült werden!

Auch Säure auf der Kleidung muß sofort durch kräftiges Spülen mit Wasser entfernt werden, da sonst Löcher entstehen.

Säuren dürfen niemals in Trinkgefäßen aufbewahrt werden.



DB-Bildarchiv

Abb. 54



### 5.1. Eine saure Angelegenheit

Um den Geschmack von Essig zu prüfen, gib etwa fingerbreit handelsüblichen Essig in ein Reagenzglas, fülle zur Hälfte mit Wasser auf und gieße etwas von der Flüssigkeit auf ein Uhrglas. Nun tauche deine Fingerspitze hinein und koste. — Bewahre den Rest der Flüssigkeit für einen späteren Versuch auf.

*Der saure Geschmack wird durch Essigsäure hervorgerufen, die in verdünnter Form als Essig gehandelt wird. Konzentriert hat Essigsäure stark ätzende Eigenschaften und ist somit sehr gefährlich.*

### 5.2. Zitronensaft

Wiederhole den Versuch 5.1. mit Zitronensaft. Presse dazu eine Zitrone aus und prüfe wieder den Geschmack. — Den restlichen Saft bewahre für den nächsten Versuch auf.

*Der saure Geschmack wird hier durch Zitronensäure hervorgerufen. Auch andere Früchte, wie Äpfel, Trauben und Johannisbeeren, enthalten eine Reihe von verschiedenen Säuren.*

*Der Name Säure kommt von sauer, denn auch die stärkeren Säuren, die wir auf Grund ihrer Gefährlichkeit jedoch nicht kosten dürfen, haben diesen typischen sauren Geschmack.*

### 5.3. Säuren — chemisch erkannt

Neben dem Geschmack haben Säuren noch weitere gemeinsame Eigenschaften. Sie lassen sich z. B. alle mit dem gleichen Erkennungsmittel (Indikator) nachweisen.

Fülle dazu Reagenzgläser zu etwa einem Drittel mit Essigsäure (Rest aus Versuch 5.1.), Zitronensäure (Versuch 5.2.), verdünnter Salzsäure und verdünnter Schwefelsäure. Gib dann in jedes Reagenzglas einen Streifen blaues Lackmuspapier (Abb. 56) und beobachte! (Du kannst Lackmuspapier sparen, wenn du die Streifen vorher noch teilst.)

*Das Lackmuspapier färbt sich rot. Mit Lackmuspapier läßt sich also eine Säure chemisch erkennen, denn alle Säuren färben Lackmus rot. Lackmus ist ein natürlicher Farbstoff.*

Lackmus ist ein Erkennungsmittel (Indikator) für Säuren.

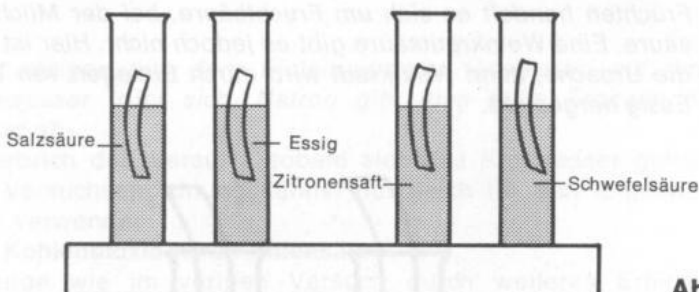


Abb. 56

### 5.4. Rotkohlsaft und Säure

Wenn deine Mutter Rotkohl kocht, laß dir etwas Rotkohlsaft in ein Reagenzglas füllen. Bei genauer Betrachtung wirst du feststellen, daß er seinen Namen eigentlich nicht zu Recht führt. Blaukohl wäre fast ein richtigerer Name.

Verteile den Rotkohlsaft auf drei Reagenzgläser. Gib dann ins erste einige Tropfen Essig, ins zweite Zitronensaft und ins dritte verdünnte Salzsäure. Beobachte!

*Der blaue Rotkohlsaft wird durch die Säure rötlich gefärbt. Er kann, genau wie Lackmus, als Indikator (Erkennungsmittel) benutzt werden. Allerdings ist die Reaktion mit Lackmuspapier deutlicher. Es wird darum für den Säurenachweis vorgezogen.*



Abb. 55

### 5.5. Indikatorpapier — selbst hergestellt

Da deine Mutter sicherlich nicht immer gerade dann Rotkohl kocht, wenn du den Saft für deine Versuche benötigst, sollst du dir auf Vorrat ein Indikatorpapier mit Rotkohlsaft herstellen.

Fülle die Porzellanschale mit Rotkohlsaft und erhitze die Flüssigkeit über dem Spiritusbrenner. Laß soviel Wasser verdampfen, bis nur noch die Hälfte der ursprünglich vorhandenen Lösung nachbleibt. Tauche nun in diesen konzentrierten Rotkohlsaft weißes Löschpapier oder Filtrierpapier, das du vorher in Streifen geschnitten hast. Wenn das Papier getrocknet ist, tauche es erneut ein. Wiederhole so lange, bis es sich intensiv verfärbt hat. Nun kannst du dein Indikatorpapier immer für den Säurenachweis verwenden.



### 5.6. Säuren in Nahrungsmitteln

5.6.1. Um Säure in Äpfeln nachzuweisen, lege ein Stück angefeuchtetes blaues Lackmuspapier auf ein kleines Apfelstück, das du von einem Apfel abgeschnitten hast.

5.6.2. Mit Apfelsinensaft läßt sich die Prüfung leichter durchführen. Fülle etwas in ein Reagenzglas und gib einen Streifen blaues Lackmuspapier hinzu.

5.6.3. Laß frische Milch so lange warm stehen, bis sie sauer wird. Das kannst du natürlich durch Probieren feststellen. Aber da saure Milch nicht gerade angenehm schmeckt, solltest du lieber die dir bekannte Prüfung mit Lackmus vornehmen.

5.6.4. Verschiedene Fruchtsäfte — z. B. aus Pampelmusen, Kirschen, Trauben usw. — lassen sich in derselben Weise auf Säuren untersuchen wie der Apfelsinensaft in Vers. 5.6.2.

5.6.5. Auch Wein enthält Säure. Wenn deine Eltern gerade eine Flasche angebrochen haben, laß dir ein paar Tropfen abgeben und untersuche.

5.6.6. Wein- oder Sauerkraut solltest du auch bei passender Gelegenheit einmal mit Lackmus untersuchen.

*Immer, wenn eine Rotfärbung eintritt, ist eine Säure vorhanden. Bei Früchten handelt es sich um Fruchtsäure, bei der Milch um Milchsäure. Eine Weinkrautsäure gibt es jedoch nicht. Hier ist Essigsäure die Ursache, denn Weinkraut wird durch Einlegen von Weißkohl in Essig hergestellt.*

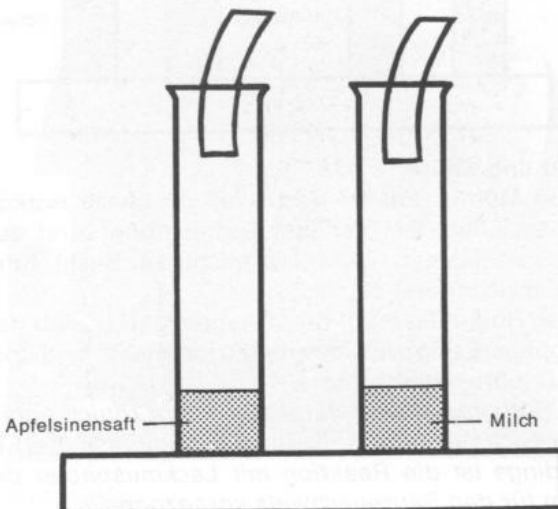


Abb. 57

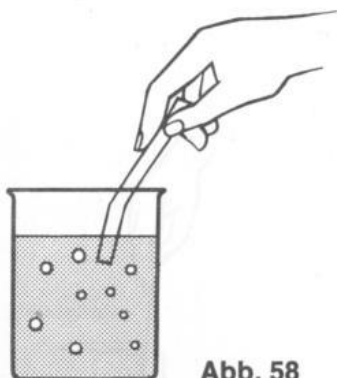


Abb. 58

### 5.7. Selterwasser enthält Säure

Gieße etwas frisches Selterwasser in das Becherglas und tauche einen Streifen blaues Lackmuspapier hinein (Abb. 58).

*Der Streifen färbt sich rot. – Auch Selterwasser enthält also eine Säure, die Kohlensäure.*

*Kohlensäure und Fruchtsäuren haben eine erfrischende Wirkung. Sie werden deshalb bei der Herstellung von Erfrischungsgetränken verwendet.*

*Vielleicht prüfst du noch andere Getränke mit blauem Lackmuspapier.*

### 5.8. Du kannst selbst Kohlensäure herstellen

Dazu benötigst du aber zunächst Kohlendioxid. Zur Herstellung von Kohlendioxid fülle ein großes Reagenzglas 2 cm hoch mit Natron, verschließe das Glas mit einem Stopfen, durch dessen Bohrung ein rechtwinklig gebogenes Glasrohr führt. Nun spanne das Glas in das Stativ ein, so daß die Öffnung des Reagenzglases etwas nach unten geneigt ist und der lange Schenkel des Glasrohres in ein mit Kalkwasser gefülltes Reagenzglas ragt (Abb. 59). Erhitze nun vorsichtig das Reagenzglas!

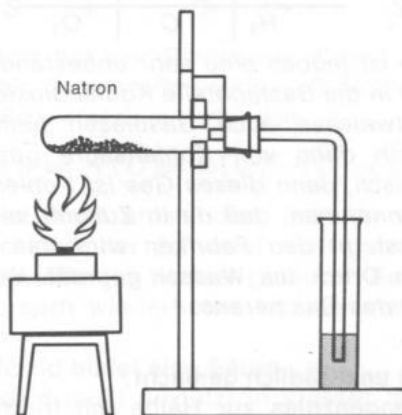


Abb. 59

*Bald steigen aus dem Einleitungsrohr Gasblasen auf, und das Kalkwasser trübt sich. Natron gibt also beim Erhitzen Kohlendioxid ab.*

Unterbrich den Versuch, sobald sich das Kalkwasser getrübt hat. Die Versuchsanordnung kannst du gleich für den folgenden Versuch verwenden.

### 5.9. Aus Kohlendioxid wird Kohlensäure

Erzeuge wie im vorigen Versuch durch weiteres Erhitzen des Natrons Kohlendioxid. Da Kohlendioxid schwerer ist als Luft (vgl. Versuch 3.7.), kannst du es in ein leeres, senkrecht gestelltes Reagenzglas leiten und auffangen. Erlischt ein brennendes Streichholz, das du in die Öffnung des Glases hältst, ist es mit Kohlendioxid gefüllt. Nimm jetzt dieses Glas vorsichtig ab, verschließe es mit dem Daumen und halte es mit der Öffnung nach unten in die mit Wasser gefüllte Plastikwanne (Abb. 60). Nachdem du nun die Öffnung des Reagenzglases unter Wasser freigegeben hast, bewege es leicht wenige Male hin und her. Achte darauf, daß die Reagenzglas­mündung immer senkrecht nach unten zeigt und beobachte! *Der Wasserspiegel im Reagenzglas steigt etwas an. Kohlendioxid hat sich zu einem Teil in Wasser aufgelöst und sich zu Kohlensäure verbunden.*

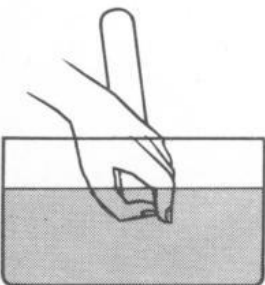


Abb. 60

Zum weiteren Nachweis (Versuch 5.10.) verschließe das Reagenzglas mit dem Daumen unter Wasser so, daß etwas Flüssigkeit im Glase verbleibt. Nimm es aus der Wanne und setze es in eine Bohrung der Grundplatte.

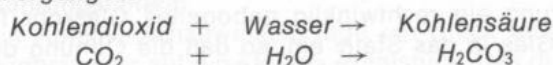
### 5.10. Lackmusprobe als Beweis

Für den Nachweis, ob wirklich eine Säure entstanden ist, gib in das Reagenzglas mit der Flüssigkeit aus dem vorigen Versuch einen Streifen blaues Lackmuspapier.

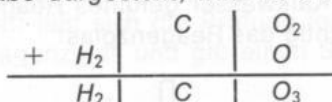
Die Rotfärbung zeigt dir Säure an.

Sollte das nicht eintreten, hast du das Reagenzglas zu lange in der Plastikwanne belassen. Du mußt dann wiederholen!

Wie du schon aus Versuch 5.9. weißt, kann es sich nur um Kohlensäure handeln. Die folgende Gleichung zeigt dir den chemischen Ablauf des Vorganges.



Als Rechenaufgabe dargestellt, wird es dir sicher noch deutlicher:



Kohlensäure ist jedoch eine sehr unbeständige Säure. Sie zerfällt leicht wieder in die Bestandteile Kohlendioxid und Wasser.

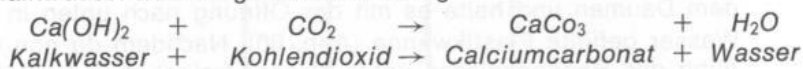
Deshalb entweichen auch Gasblasen beim Öffnen der Selterflasche. Wenn dann von Kohlensäure gesprochen wird, ist es eigentlich falsch, denn dieses Gas ist Kohlendioxid. Du darfst nun aber nicht annehmen, daß du in Zukunft selbst Selterwasser herstellen kannst. In den Fabriken wird das Kohlendioxid nämlich unter hohem Druck ins Wasser gepreßt. Wird die Flasche geöffnet, sprudelt das Gas heraus.

### 5.11. Ein Gas wird unschädlich gemacht

Fülle ein Reagenzglas zur Hälfte mit frischem Selterwasser und prüfe mit blauem Lackmuspapier. In Versuch 5.7. hast du bereits erfahren, daß das Erfrischungsgetränk Kohlensäure enthält. Das Lackmuspapier färbt sich deshalb rot. Gib nun tropfenweise Kalkwasser hinzu, das du nach Versuch 1.4. hergestellt hast. Beobachte den Inhalt des Reagenzglases und prüfe wieder mit blauem Lackmuspapier!

Das Selterwasser wird trübe, und der Niederschlag setzt sich bei längerem Stehen auf dem Boden des Reagenzglases ab. Die Prüfung mit Lackmuspapier zeigt nun keine Säure mehr an.

Die Kohlensäure im Selterwasser zerfällt sehr leicht in Wasser und Kohlendioxid (vgl. Vers. 5.10.), das beim Öffnen der Sprudelflasche entweicht. Das Kohlendioxid reagiert in diesem Versuch mit dem Kalkwasser nach folgender Gleichung:



Calciumcarbonat ist der chemische Name für Kalkstein oder Kreide, die dir sicher bekannt ist.

Durch die Zugabe von Kalkwasser kann Brunnenwasser entsäuert werden. Das ist deshalb wichtig, weil kohlensäurehaltiges Wasser die Rohrleitungen angreift.

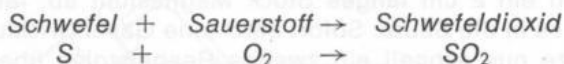
### 5.12. Du kannst noch eine Säure herstellen

Es geht aber auch diesmal nicht ohne Oxid. Zur Herstellung dieses Oxides erzeuge dir nach Versuch 1.8. Sauerstoff. Fülle damit den Standzylinder und verschließe ihn mit dem Deckglas. Etwas Wasser muß im Standzylinder verbleiben.

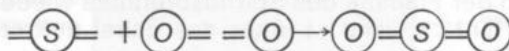
Dann gib auf den Verbrennungslöffel etwas Schwefel und entzünde ihn an der Spiritusflamme. Schiebe jetzt das Deckglas über dem Standzylinder ein wenig zur Seite und führe den Verbrennungslöffel mit dem brennenden Schwefel in den Zylinder ein; er darf jedoch nicht ins Wasser tauchen! Während des Abbrennens verschließe den Zylinder so weit wie möglich mit dem Deckglas (Abb. 61) und beobachte!

Wenn der Schwefel nicht mehr brennt, nimm den Verbrennungslöffel heraus und verschließe den Zylinder sorgfältig mit dem Deckglas!

*Der Schwefel verbrennt mit blauleuchtender Flamme, und es bilden sich weiße Nebel im Zylinder. Dieser Nebel ist Schwefeldioxid. Er entsteht, wenn sich ein Schwefelatom mit zwei Atomen Sauerstoff verbindet:*



Das Schwefelatom hat vier Bindearme. Damit alle gebunden werden, muß sich ein Sauerstoffmolekül – 2 Atome – (vergl. Versuch 3.2.) mit einem Schwefelatom verbinden.



Ist kein Schwefeldioxid entstanden, hast du nicht sorgfältig gearbeitet. Vielleicht hat der Schwefel nicht gebrannt, oder du hast den Verbrennungslöffel ins Wasser getaucht. Auf alle Fälle mußt du dann diesen Versuch wiederholen, um den nächsten durchführen zu können.

### 5.13. Auch Schwefeldioxid bildet eine Säure

Das Schwefeldioxid mußt du jetzt in Wasser lösen. Dazu schüttle den verschlossenen Zylinder mehrere Male kräftig (Abb. 62). Anschließend gib einen Streifen blaues Lackmuspapier hinein und beobachte, ob eine Verfärbung eintritt!

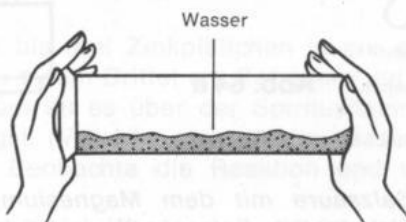
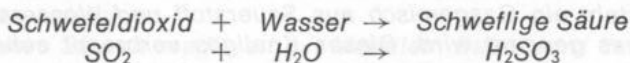


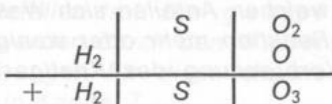
Abb. 62

Das Lackmuspapier färbt sich rot. Es ist also wieder eine Säure entstanden.

Schwefeldioxid hat sich mit Wasser zu schwefliger Säure verbunden.



Auch hier hilft uns noch einmal die Rechenaufgabe

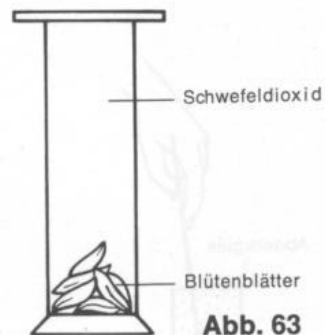




#### 5.14. Farblose Blüten

Stelle wie in Versuch 5.12. Schwefeldioxid her. Achte aber darauf, daß sich im Gegensatz zur Herstellung von Schwefelsäure kein Wasser mehr im Standzylinder befindet! Wenn der Schwefel verbrannt ist, nimm den Verbrennungslöffel heraus, verschließe das Gefäß aber sofort wieder mit dem Deckglas. Lege dann ein paar bunte Blütenblätter in den Zylinder, ohne daß viel Schwefeldioxid entweicht (Abb. 63). Betrachte nach einiger Zeit den Inhalt!

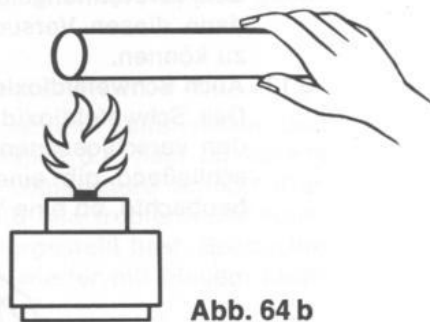
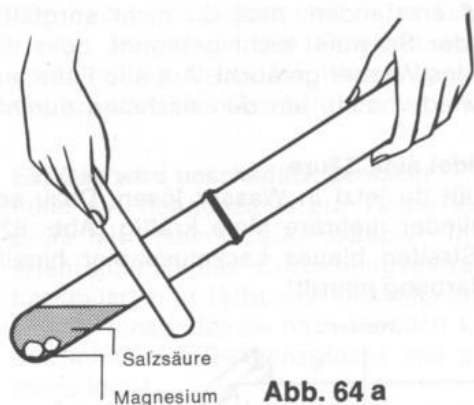
*Die Blütenblätter verlieren allmählich ihre Farbe; sie werden gebleicht. Schwefeldioxid kann viele Farbstoffe, so auch die in den Blüten, in farblose Verbindungen umwandeln. Zusätzlich ist es noch in der Lage, Bakterien und Keime abzutöten. Deshalb werden auch Weinfässer ausgeschwefelt, d. h. Schwefelfäden werden darin abgebrannt. Das entstehende Schwefeldioxid macht die Fässer somit keimfrei.*



#### 5.15. Salzsäure zersetzt Magnesium

Fülle ein Reagenzglas zu einem Drittel mit Salzsäure. Schneide dann ein 2 cm langes Stück Magnesium ab, falte es einmal und gib es in die Säure. Sofort setzt eine Gasentwicklung ein.

Setze nun schnell ein zweites Reagenzglas über die Öffnung, so daß die entstehenden Gase dort einströmen können (Abb. 64 a). Laß die Reaktion noch einen Moment andauern. Verschließe dann sofort das aufgesetzte Glas mit dem Daumen und gib die Mündung erst an der Flamme des Spiritusbrenners wieder frei (Abb. 64 b). Erschrick nicht über das dabei auftretende Pfeifgeräusch!



Wie die Salzsäure mit dem Magnesiummetall in Berührung kommt, entwickelt sich unter heftiger Reaktion ein Gas. Es ist Wasserstoff, ein brennbares Gas. Das Magnesium wird dabei von der Salzsäure völlig zersetzt.

Strömt dieser Wasserstoff in das aufgesetzte Reagenzglas, so vermischt er sich mit dem darin enthaltenen Luftsauerstoff. Es entsteht ein Gasgemisch aus Sauerstoff und Wasserstoff, das Knallgas genannt wird. Dieses Knallgas verbrennt sehr schnell, wenn du die Reagenzglasöffnung an die Spiritusflamme hältst; dadurch entsteht das pfeifende Geräusch.

Je nach dem zu welchen Anteilen sich Wasserstoff und Sauerstoff mischen, ist die Reaktion mehr oder weniger stark. Nur in dieser Menge ist die Verbrennung des Knallgasgemisches absolut ungefährlich.

### 5.16. Verbrennung ohne Knall

Wiederhole den Versuch 5.15., indem du dasselbe Reagenzglas mit Wasserstoff füllst. Halte es dann wieder an die Spiritusflamme. Betrachte dieses Mal genau das Glas!

*Im Gegensatz zum vorigen Versuch ist das Geräusch sehr leise, in manchen Fällen verbrennt der Wasserstoff auch ohne Explosion. Reiner Wasserstoff, also Wasserstoff ohne Luftanteile, verbrennt ziemlich gleichmäßig. Nur Knallgas, das Luft-Wasserstoff-Gemisch, verbrennt explosionsartig.*

### 5.17. Wasserstoffballons

Fülle die Plastikwanne zur Hälfte mit Wasser und gib dann Spülmittel hinzu. Rühre kräftig um, damit „Seifenblasen“ entstehen. Stelle nun wieder Wasserstoff her wie in Vers. 5.15., leite das Gas aber durch das Winkelrohr, das durch den durchbohrten Stopfen führt, in die Wanne. Die Spitze des Rohres soll aber nur in den Schaum ragen, nicht in die Flüssigkeit (Abb. 65). Nimm nach einem Augenblick das Reagenzglas fort und halte einen brennenden Holzspan an die Seifenblasen!

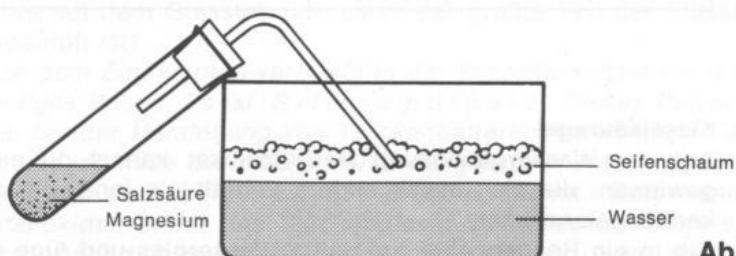


Abb. 65

*Die Wasserstoffblasen platzen, und das Gas verbrennt mit einem leisen Geräusch.*

Wasserstoffgefüllte „Ballons“ kannst du steigen lassen, wenn du statt des Spülmittels im Wasser eine käufliche Seifenblasenlösung verwendest. Dann steigen die Blasen sogar empor und können, in der Luft schwebend, angezündet werden.

### 5.18. Zink und Salzsäure

Du sollst nun untersuchen, ob auch Zink von Salzsäure zersetzt wird.

Gib dazu zwei bis drei Zinkplättchen in ein großes Reagenzglas und fülle bis zu einem Drittel mit Salzsäure auf. Erwärme das Glas vorsichtig, indem du es über der Spiritusflamme einige Male hin und her bewegst. (Vorsicht, nicht kochen lassen, die Säure spritzt sonst heraus! Beobachte die Reaktion und vergleiche mit Versuch 5.15.!

*Wieder entwickelt sich Wasserstoff, sichtbar als aufsteigende Gasblasen. Dabei wird auch das Zink von der Säure zersetzt. Die Säuremenge reicht jedoch nicht aus, es völlig zu zersetzen. Das kannst du nur erreichen, indem du den Versuch sehr lange andauern lässt und immer neue Salzsäure zugibst, wenn kaum noch Gasblasen aufsteigen.*

*Auch andere Säuren reagieren mit Metallen. Dabei wird das Metall zersetzt, und es entsteht immer wieder Wasserstoffgas. Wasserstoff ist der gemeinsame Bestandteil aller Säuren. Er wird bei Umsetzungen mit Metallen frei. Die gemeinsamen Eigenschaften der Säuren werden durch den Wasserstoff hervorgerufen. Die genaueren Erklärungen für diese chemischen Umwandlungsprozesse findest du in Kapitel 7.*

Vielleicht versuchst du zusätzlich noch einmal, Magnesium oder Calcium durch Essig zu zersetzen.

Außer dem gemeinsamen Bestandteil aller Säuren, dem Wasserstoff, enthält jede Säure eine chemische Gruppe, die die besonderen Eigenschaften der Säure hervorruft. Diese Gruppe wird Säurerest genannt.

Eine Säure besteht aus Wasserstoff und einem Säurerest.

In der nachstehenden Tabelle findest du die wichtigsten Säuren mit ihren chemischen Formeln:

Säurename	Formel	Säurerest
Schwefelsäure	$H_2SO_4$	$-SO_4$ : Sulfat
Schweflige Säure	$H_2SO_3$	$-SO_3$ : Sulfit
Salzsäure	$HCl$	$-Cl$ : Chlorid
Salpetersäure	$HNO_3$	$-NO_3$ : Nitrat
Phosphorsäure	$H_3PO_4$	$-PO_4$ : Phosphat
Kohlensäure	$H_2CO_3$	$-CO_3$ : Carbonat

#### 5.19. Kieselsäuregel

Aus der Wasserglaslösung Natriumsilikat kannst du eine Säure gewinnen, die sich etwas anders verhält als jene, die du bisher kennengelernt hast.

Gib in ein Reagenzglas zur Hälfte Wasserglas und füge dann verdünnte Salzsäure hinzu. Warte einen Augenblick und schüttle dabei leicht das Glas hin und her. Achte dann beim Schütteln auf die Lösung! Hebe das Glas noch für die nächsten Versuche auf.

In dem Reagenzglas bildet sich nach einiger Zeit eine leicht bewegliche gallertartige Flüssigkeit. Sie wird *Kieselsäuregel* genannt, manchmal auch nur *Kieselsäure*, was aber nicht ganz richtig ist. Die Flüssigkeit reagiert anders als die Säuren, mit denen du in den vorigen Versuchen gearbeitet hast.

#### 5.20. Eine kolloide Lösung

Löse in einem Reagenzglas voll Wasser etwas Kochsalz. Stelle diese Lösung neben das Glas mit dem Kieselsäuregel aus dem vorigen Versuch. Halte nun eine Taschenlampe vor ein schwarzes Stück Papier, in das du ein Loch von wenigen Millimetern Durchmesser geschnitten hast. Richte diesen dünnen Lichtstrahl möglichst in einem verdunkelten Raum nacheinander auf die beiden Reagenzgläser (Abb. 66). Vergleiche sie miteinander! (Bewahre das Kieselsäuregel noch weiter auf.)

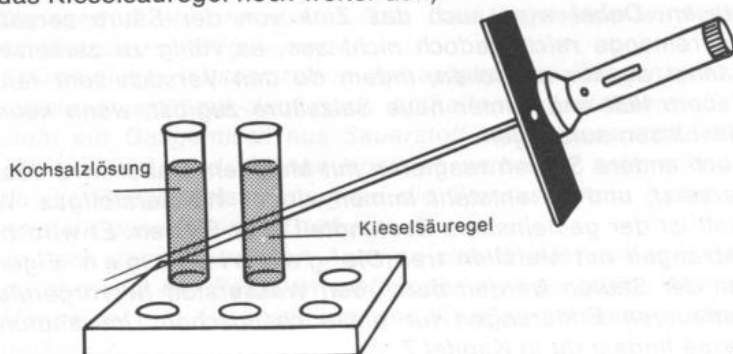


Abb. 66

In der Kochsalzlösung ist der Lichtstrahl kaum zu erkennen; er fällt ohne besondere Erscheinungen hindurch. In dem Reagenzglas mit dem Kieselsäuregel dagegen ist der Lichtstrahl deutlich zu sehen. Es scheint, als schwebten in der Lösung winzig kleine Teilchen.

Wird Kochsalz in Wasser gelöst, so spricht man von einer *echten Lösung* (vgl. Vers. 4.4.). Bei Kieselsäuregel dagegen sind die einzelnen Teilchen zu groß, um solche echten Lösungen zu bilden. Sie „schweben“ deshalb in dem Lösungsmittel. Man bezeichnet sie als *kolloidal* oder *kolloide Lösungen*.

Auch Mehl, Eiweiß und Leim bilden keine echten Lösungen, sondern nur kolloide. Das kannst du mit der abgeblendeten Taschenlampe leicht nachprüfen.



#### 5.21. Quarz – selbst hergestellt

Fülle das Kieselsäuregel aus dem vorigen Versuch in die Porzellanschale und erhitze den Inhalt über der Spiritusflamme (Abb. 67). Rühre mit dem Glasstab um, wenn der größte Teil der Flüssigkeit verdampft ist!

Nach dem Eindampfen verbleibt in der Porzellanschale ein weißes, sandiges Pulver. Es ist *Siliciumdioxid*. Dieses Pulver wird u. a. bei der Herstellung von Trockenbatterien verwendet. Viel bekannter ist diese chemische Verbindung jedoch unter dem Namen *Quarz*, der überall auf der Erde vorkommt. Zusammen mit Metalloxiden bildet das *Siliciumdioxid* verschiedene *Silicate*. Dadurch gehört das chemische Element *Silicium* nach dem Sauerstoff zu dem am weitesten auf der Erde verbreiteten Element.

#### 5.22. Glastinten

Mit der gewöhnlichen Schreibtinte kannst du auf Glasflächen nicht schreiben. Willst du auf Glas schreiben, so kannst du dafür Wasserglas verwenden. Du mußt es nur noch färben.

Vermische wenig Wasserglas in der Porzellanschale mit etwas Ruß (eine Kerze unter eine Glasplatte halten und den Ruß abkratzen). Nun kannst du mit einem Tuschpinsel auf Glasflächen oder auch auf Tellern und dergleichen schreiben. Willst du andere Farben verwenden, so mußt du andersfarbige chemische Verbindungen dafür benutzen. Du mußt aber immer sofort den Pinsel und die Geräte auswaschen sowie Verschmutzungen mit Wasser entfernen.

#### 5.23. Glaskitt

Wenn in eurem Haushalt einmal von einem Porzellanteiler ein Stück abgebrochen ist, kannst du dich als Helfer hervortun. Dann mußt du etwas Wasserglas mit Kalk zu einem Brei verrühren. Bestreiche die Bruchstellen mit diesem Brei, wische aber die überschüssige Masse sofort ab. Presse die Teile fest gegeneinander. Stelle dann das reparierte Stück einige Stunden an einen warmen Platz, z. B. in die Nähe der Heizung.

Nach einiger Zeit ist der Wasserglasbrei zu einer steinharten Masse erstarrt. Dabei hat er die Stücke fest zusammengekittet.

Weil Wasserglas an der Luft zu einer festen Masse erstarrt, darfst du es nie in einem offenen Gefäß stehen lassen.

#### 5.24. Eine Autobatterie in Kleinformat

In Kraftfahrzeugen werden zum Starten Batterien verwendet, die sich auch bei ständigem Betrieb nicht verbrauchen, sondern durch Aufladen für lange Zeit einsatzbereit sind. Eine solche Batterie heißt Bleiakkumulator oder kurz Akku. Um einen kleinen Akku zusammenzubauen, reinige die beiden Bleiplatten mit Schmirgelpapier und schiebe über jede Platte eine Büroklammer.

Fertige dir nun eine runde Pappscheibe von 8 cm Durchmesser an und schneide zwei enge Schlitzte im Abstand von 2 cm hinein. Stecke die Bleiplatten hindurch, bis die Büroklammern auf der Pappe aufliegen. Setze nun den Pappdeckel mit den Bleiplatten auf das Becherglas, das du vorher mit verdünnter Schwefelsäure fast gefüllt hast. Verbinde die Bleiplatten durch zwei Kabel mit den Anschlußstellen der Glühlampenfassung (Abb. 68). Kontrolliere, ob die Glühlampe aufleuchtet!

*Die Glühlampe leuchtet nicht. Die kleinste Zelle eines Bleiakkumulators besteht aus zwei Bleiplatten und verdünnter Schwefelsäure. Sie kann aber nur Strom liefern, wenn sie zunächst mit Hilfe einer anderen Stromquelle aufgeladen wird.*

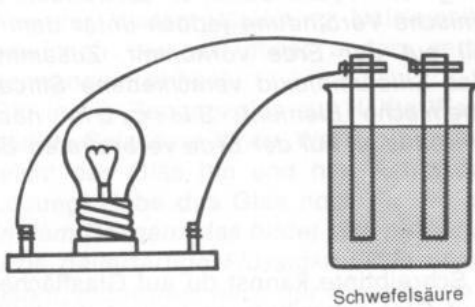


Abb. 68

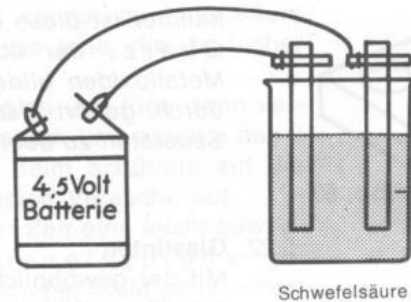


Abb. 69

#### 5.25. Der Akku wird geladen

Verbinde dazu die Bleiplatten durch die Anschlußkabel mit den Messingstreifen (Polen) einer Flachbatterie (4,5 Volt) und laß den Strom ca. fünf Minuten wirken (Abb. 69). Beobachte dabei die Bleiplatten!

*Die eine Platte (Pluspol) färbt sich braun, die andere (Minuspole) bleibt grau. Plus- und Minuspole kannst du durch die Kennzeichnung an der Batterie erkennen. An der Plusplatte bildet sich Bleioxid (braun), an der Minusplatte bleibt Blei (grau) erhalten. Diesen Vorgang nennt man L a d e n. Ein geladener Akku ist eine Batterie, die aus Blei, Bleioxid und Schwefelsäure besteht.*

*Die einzelne Zelle einer Autobatterie liefert nur eine Spannung von 2 Volt. Für höhere Spannungen benötigt man daher 3, 6 oder 12 Zellen in einer Batterie, die dann eine Spannung von 6, 12 oder 24 Volt liefert.*



#### 5.26. Nun liefert der Akku Strom

Löse die Verbindungskabel (Versuch 5.25.) von der Batterie und schließe sie wieder an die Anschlußstelle der Lampenfassung an. Beobachte, ob und wie lange die Lampe leuchtet.

*Die Lampe leuchtet nach dem Anschluß an den Akku auf. Der Strom fließt jetzt vom Minuspol der Stromquelle (Akku) durch die Glühlampe zum Pluspol der Stromquelle zurück und bringt dadurch die Lampe zum Brennen. Diesen Kreislauf des elektrischen Stroms bezeichnet man als Stromkreis. Nur wenn so eine durchgehende Verbindung von einem Pol der Stromquelle zum anderen vorhanden ist, kann der Strom fließen. Dabei entlädt sich der Akku wieder. Durch erneutes Aufladen mit der Batterie kannst du den Vorgang wiederholen.*

#### 5.27. Weinsäure, eine feste Säure

Löse in einem Reagenzglas eine Löffelspitze Weinsäure in Wasser und prüfe mit blauem Lackmuspapier!

*Das Lackmuspapier färbt sich rot.*

*Weinsäure ist eine feste Säure, im Gegensatz zu den anderen Säuren, die du bisher kennengelernt hast. In Wasser gelöst, zeigt sie aber auch die typischen Eigenschaften einer Säure.*

#### 5.28. Auch Tiere erzeugen Säure

Diesen Versuch mußt du einplanen, wenn du einmal einen Waldspaziergang unternimmst. Stecke dir einen Streifen blaues Lackmuspapier ein und such im Wald einen Ameisenhaufen. Bringe den Lackmusstreifen in den Ameisenhaufen, warte einige Minuten und prüfe anschließend, ob er sich verfärbt hat. – Vielleicht reicht es auch schon, wenn du den Lackmusstreifen dicht über die Ameisen hältst.

Du wirst feststellen, daß sich der Lackmusstreifen an einigen Stellen – eventuell auch ganz – rot gefärbt hat.

*Ameisen bilden in ihrem Hinterleib als Abwehrmittel eine Säure, nämlich Ameisensäure. Wenn sie sich angegriffen fühlen, verspritzen sie diese Säure. Den Beweis liefert die Rotfärbung des Lackmusstreifens. Übrigens kann man das auf unangenehme Weise auch feststellen, wenn man sich versehentlich in einen Ameisenhaufen setzt. Die Tiere beißen dann und spritzen winzige Mengen der Säure in die Haut. Unser Körper reagiert mit rötlichen Schwellungen, die wir gewöhnlich als „Stiche“ bezeichnen.*

## 6. Laugen

Sicherlich hast du beim Waschen schon einmal Seife in die Augen bekommen und dabei einen brennenden Schmerz empfunden. Wenn sich Seife in Wasser auflöst, entsteht eine Flüssigkeit, die man als **L a u g e** bezeichnet. Laugen haben eine ätzende Wirkung. Da Seifenlauge eine schwache Lauge ist, spüren wir diese ätzende Wirkung nur an besonders empfindlichen Stellen, wie z. B. an den Augen oder an Wunden.

Andere Laugen dagegen sind **s t a r k** ätzende Flüssigkeiten. Sie greifen die Haut an, zerlegen Fette und zerstören Textilfasern tierischer Herkunft (Wolle).

Wie die Säuren haben auch die Laugen gemeinsame chemische Eigenschaften, von denen du einige kennenlernen sollst.

### Hinweis

Da man die Gefährlichkeit einer Lauge nicht ohne weiteres erkennen kann, ist beim Umgang mit Laugen stets besondere Vorsicht geboten.

Trage zum Schutz deiner Kleidung einen Kittel oder eine Schürze! Laugenspritzer auf der Haut müssen mit **r e i c h - l i c h** Wasser sofort abgespült werden!

Auch Lauge auf der Kleidung muß sofort durch kräftiges Spülen mit Wasser entfernt werden, da sonst Löcher entstehen.

Laugen dürfen **n i e m a l s** in Trinkgefäßen aufbewahrt werden.



Abb. 70

### 6.1. Stelle Seifenlauge her

Schabe dazu von einem Stück Seife einige Flocken und gib sie in das Becherglas. Löse sie in wenig Wasser auf. Prüfe die entstandene Lauge, indem du etwas von der Flüssigkeit zwischen den Fingern verreibst.

*Haben sich die Flocken gelöst, fühlt sich die Lösung „glitschig“ an. Das ist eine Eigenschaft, die alle Laugen gemeinsam haben. Wegen der stark ätzenden Wirkung anderer Laugen soll diese Untersuchung nur auf Seifenlauge beschränkt bleiben.*

### 6.2. Und wieder hilft uns Lackmus

Um Säuren chemisch zu erkennen, hat uns das blaue Lackmuspapier gute Dienste geleistet, denn es wird von allen Säuren rot gefärbt (vergl. Versuch 5.3.). Nun soll auch das rote Lackmuspapier seine Verwendung finden.

Fülle dazu in ein Reagenzglas etwa fingerbreit Seifenlauge aus dem vorigen Versuch, in ein zweites die gleiche Menge verdünnte Natronlauge. Gib dann in jedes Glas einen halben Streifen rotes Lackmuspapier (Abb. 71). Beobachte, ob eine Verfärbung eintritt!

*Das rote Lackmuspapier färbt sich bei beiden Proben blau. Dies ist ein sicheres Kennzeichen, daß eine Lauge vorhanden ist, denn:*

*Laugen färben rotes Lackmus blau.*

*Rotes Lackmuspapier ist ein Indikator (Erkennungsmittel) für Laugen. Die Reaktion ist umgekehrt wie bei Säuren. Auch sonst ist das chemische Verhalten der Laugen dem der Säuren entgegengesetzt.*

### Hinweis

Lackmuspapier niemals wegwerfen, es kann immer für entgegengesetzte Proben benutzt werden!

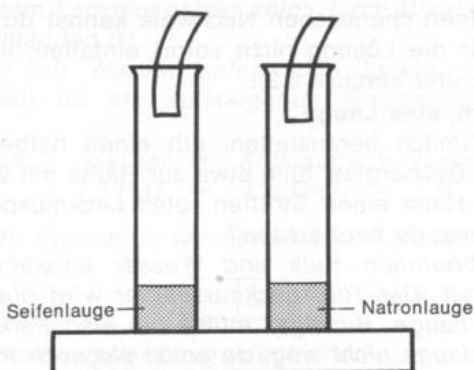


Abb. 71

### 6.3. Laugen greifen an

6.3.1. Um die Wirkung auf Naturfasern zu untersuchen, erhitze in einem großen Reagenzglas einige Wollfasern in verdünnter Natronlauge. Lege am besten einen oder zwei kleine Kieselsteine mit in das Glas, damit die Lauge nicht herausspritzt. Erhitze ca. 5 Minuten.

6.3.2. Führe dieselbe Untersuchung mit synthetischen Fasern durch. Übergieße dazu in einem Reagenzglas Kunstfasern mit verdünnter Natronlauge und erhitze wie in Vers. 6.3.1.

*Beim Kochen in verdünnter Natronlauge werden Wolle und Naturseide völlig aufgelöst, Baumwolle quillt auf. Kunstfasern dagegen werden gar nicht angegriffen. Zwar wird kaum eine Hausfrau auf den Gedanken kommen, Wolle in verdünnter Natronlauge zu waschen, aber schon eine scharfe Waschlauge kann manchmal eine Wollfaser quellen lassen.*

#### 6.4. Laugenprobe mit Rotkohlsaft

Du erinnerst dich sicher, daß Lackmus nicht der einzige Farbstoff ist, der beim Zusammentreffen mit Säure seine Farbe ändert (vergl. Versuch 5.4.); auch Rotkohlsaft konnten wir für diese Prüfung verwenden. Nun sollst du herausfinden, ob auch mit Laugen eine Reaktion eintritt! Laß dir dazu von deiner Mutter bei der nächsten Gelegenheit Rotkohlsaft in ein Reagenzglas abfüllen. Gib wie in Versuch 6.2. in zwei Reagenzgläser fingerbreit Seifenlauge und Natronlauge und dann ein paar Tropfen Rotkohlsaft dazu. Welche farbliche Veränderung kannst du feststellen?

*Der Rotkohlsaft wird durch Laugen grün gefärbt. Rotkohlsaft kann also auch gut als Indikator (Erkennungsmittel) für Laugen verwendet werden.*

#### 6.5. Laugen im Haushalt?

Ja, im Haushalt werden Laugen verwendet, wenn auch in verdünnter Form. Untersuche einige Wasch- und Reinigungsmittel, die deine Mutter benutzt, mit rotem Lackmuspapier! Du mußt dir aber erst eine Lösung herstellen, denn bei trockenen Pulvern reagiert Lackmus nicht.

*Immer, wenn eine Blaufärbung eintritt, enthält der geprüfte Stoff eine Lauge.*

Du kannst die Prüfungen zusätzlich mit Rotkohlsaft durchführen.

#### 6.6. Ein sicherer Beweis

Nun sollst du zeigen, was du kannst. Fülle dazu ein Reagenzglas zu einem Drittel mit verdünnter Natronlauge, ein zweites mit verdünnter Salzsäure und ein drittes mit der gleichen Menge Leitungswasser.

Laß dir von deinen Eltern, deinen Geschwistern oder vielleicht von deinem Freund die Gläser vertauschen, so daß du selbst nicht mehr weißt, in welchem Glas die einzelnen Flüssigkeiten enthalten sind.

Durch einen chemischen Nachweis kannst du sie leicht erkennen! Sollte dir die Lösung nicht sofort einfallen, lies noch einmal Versuch 5.3. und Versuch 6.2.!

#### 6.7. Kalkmilch, eine Lauge

Um Kalkmilch herzustellen, gib einen halben Löffel gebrannten Kalk ins Becherglas, fülle etwa zur Hälfte mit Wasser auf und rühre gut um. Halte einen Streifen rotes Lackmuspapier in die Lösung. Was kannst du beobachten?

*Aus gebranntem Kalk und Wasser entsteht eine milchig-trübe Flüssigkeit. Das rote Lackmuspapier wird blau gefärbt. Kalkmilch ist eine Lauge. Richtiger müßte sie also Kalklauge heißen. Gieße die Kalklauge nicht weg, du sollst sie noch im folgenden Versuch verwenden.*

#### 6.8. Aus Kalkmilch wird Kalkwasser

Dazu mußt du die Kalkmilch aus dem vorigen Versuch filtrieren (Abb. 72). Bereite dir einen Filter wie in Versuch 1.4. beschrieben. Prüfe das Filtrat mit rotem Lackmuspapier!

*Das Filtrat, eine wasserklare Flüssigkeit, bezeichnet man als Kalkwasser\*), wie du schon aus Versuch 1.4. weißt. Kalkwasser ist ebenfalls Kalklauge, denn das rote Lackmuspapier wird blau gefärbt. Beim Filtrieren werden die ungelösten, überschüssigen Teile des gebrannten Kalks durch das Filtrierpapier zurückgehalten. Eine chemische Veränderung erfolgt jedoch nicht.*

\*) Du kannst damit deinen Kalkwasservorrat ergänzen.

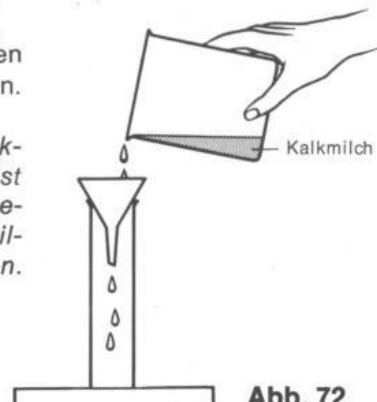
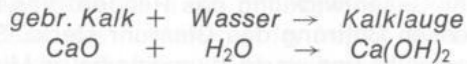


Abb. 72

An der folgenden Gleichung kannst du dir den chemischen Ablauf für die Entstehung der Kalklauge klarmachen:



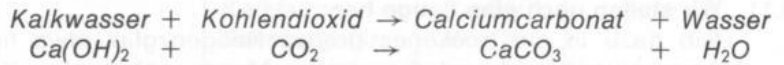
Gebrannter Kalk ist chemisch Calciumoxid ( $\text{CaO}$ ). Mit Wasser bildet er Kalklauge mit der chemischen Formel  $\text{Ca(OH)}_2$ .

Je ein Atom Sauerstoff und Wasserstoff bilden eine ganz besondere Gruppe, die *OH-Gruppe*. Die Chemiker nennen sie auch *Hydroxidgruppe*. Diese OH-Gruppe ist immer am Aufbau einer Lauge beteiligt. Es ist der gemeinsame Bestandteil aller Laugen; dadurch werden auch die gemeinsamen chemischen Eigenschaften hervorgerufen.

Erinnere dich, daß auch Säuren einen gemeinsamen Bestandteil, den Wasserstoff, haben, wodurch sich die typischen Säureeigenschaften ergeben (vergl. dazu Vers. 5.18.).

Außerdem ist am Aufbau einer Lauge immer ein Metall beteiligt, das die besonderen Eigenschaften einer Lauge bedingt.

Kalkwasser hast du nun schon häufig zum Nachweis von Kohlendioxid verwendet. Jetzt kannst du auch die chemischen Vorgänge verstehen, die sich dabei abspielen:



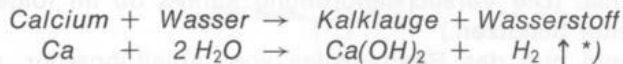
#### 6.9. Kalkwasser aus metallischem Calcium

Fülle das Becherglas etwa zur Hälfte mit Wasser, gib ein bis zwei größere Calciumspäne hinein (Abb. 73) und beobachte!

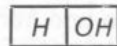
Nach einiger Zeit rühre mit dem Glasstab um und prüfe mit rotem Lackmuspapier!

Bringt man Calciummetall in Wasser, steigen sogleich Bläschen auf; es setzt also eine chemische Reaktion ein. Die anschließende Prüfung mit rotem Lackmuspapier zeigt durch Blaufärbung an, daß eine Lauge entstanden ist.

Calcium bildet mit Wasser sofort eine Lauge, dabei entsteht Wasserstoff, den du als aufsteigende Gasblasen wahrnehmen kannst.

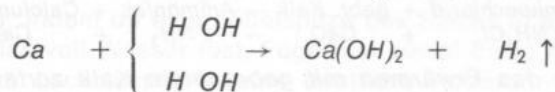
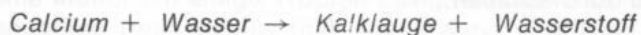


Schreibt man die Formel für Wasser einmal in dieser Form:



so wird die Entstehung der Lauge deutlicher!

1 Atom des Calciummetalls verbindet sich mit zwei OH-Gruppen (Hydroxidgruppen), die es aus 2 Wassermolekülen erhält. Zur Veranschaulichung noch einmal die chemische Reaktion in anderer Schreibweise:



Lies nun noch einmal die Erklärung des vorigen Versuchs und vergleiche die Entstehung der Kalklauge!

\*) Der senkrechte Pfeil hinter dem Wasserstoff bedeutet, daß Wasserstoff als Gas entweicht. Für alle entweichenden Gase verwendet man diese Zeichen.

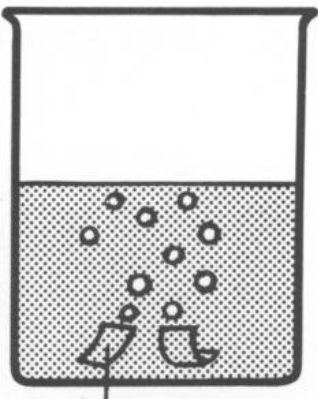


Abb. 73

Calciumspäne



### 6.10. Knallgasprobe

Wiederhole den Vers. 6.9., verschließe jedoch gleich nach dem Einsetzen der Gasentwicklung das Reagenzglas mit dem Gummistopfen, in dessen Bohrung das Glasrohr steckt. Stülpe über das Rohr ein Reagenzglas und warte etwa eine halbe Minute. Nimm dann vorsichtig das Glas hoch. Achte darauf, daß die Öffnung stets nach unten zeigt. In dieser Stellung – Öffnung nach unten – verschließe das Glas mit dem Daumen. Führe es so an die Flamme des Spiritusbrenners heran und nimm kurz vor der Flamme den Daumen weg. Erschrick nicht, falls ein laut pfeifendes Geräusch auftritt. Wenn dir der Versuch nicht sofort gelingt, mußt du mit einem anderen Reagenzglas noch einmal probieren.

*Bei der richtigen Mischung von Wasserstoff und Luft bildet sich im Reagenzglas Knallgas, das explosionsartig verbrennt und das Pfeifgeräusch erzeugt. Mit dieser Reaktion kann der Wasserstoff nachgewiesen werden, der bei der Umsetzung von Calcium mit Wasser frei wird.*

### 6.11. Wir stellen noch eine Lauge her

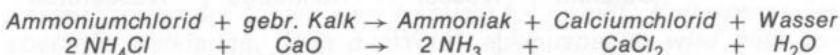
Gib dazu in ein trockenes großes Reagenzglas etwa fingerbreit Ammoniumchlorid und die gleiche Menge gebrannten Kalk (Calciumoxid). Mische beide Stoffe durch Schütteln. Verschließe das Glas mit einem Stopfen, durch dessen Bohrung der kurze Schenkel eines rechtwinklig gebogenen Glasrohres führt. Spanne das Reagenzglas waagrecht in das Stativ ein, so daß der lange Schenkel des Glasrohres nach oben zeigt. Halte nun ein Reagenzglas, in dessen Mündung du einen angefeuchteten Streifen rotes Lackmuspapier gelegt hast, über die Öffnung. Erwärme das Gemisch aus Salmiak und gebranntem Kalk langsam mit der Spiritusflamme (Abb. 74).

Wenn sich das Lackmuspapier in der Reagenzglas­mündung blau färbt, unterbrich den Versuch, indem du den Spiritusbrenner entfernst. (Die Versuchsanordnung kannst du im folgenden Versuch weiter benutzen.)

Nimm nun das Reagenzglas vom Ableitungsrohr, verschließe es mit dem Daumen und tauche es senkrecht in die mit Wasser gefüllte Plastikwanne. Gib die Mündung erst unter Wasser frei und bewege es leicht hin und her. Achte dabei auf den Wasserstand im Reagenzglas und auf das Lackmuspapier!

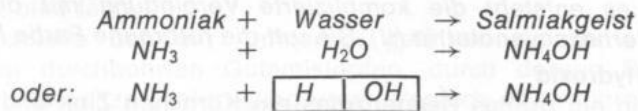
*Beim Erwärmen von Ammoniumchlorid und gebranntem Kalk entweicht ein stechend riechendes Gas. Es heißt Ammoniak und hat die chemische Formel  $\text{NH}_3$ .*

*Ein Atom Stickstoff (N) ist mit 3 Atomen Wasserstoff (H) verbunden. Die chemische Umsetzung, die hierbei stattfindet, ist nicht ganz einfach. Die Reaktionsgleichung kann uns helfen, diesen Vorgang zu durchschauen:*



*Durch das Erwärmen mit gebranntem Kalk zerfällt Salmiak (Ammoniumchlorid). Dabei entweicht Ammoniak ( $\text{NH}_3$ ); die beiden überzähligen Wasserstoffatome verbinden sich mit dem Sauerstoff aus dem Calciumoxid zu Wasser, das Calcium selbst bindet die beiden frei werdenden Chloratome: dadurch entsteht Calciumchlorid.*

Kommt das Ammoniakgas mit Wasser in Berührung, löst es sich darin auf und bildet eine Lauge. Deshalb steigt der Wasserspiegel im Reagenzglas, wenn es in die mit Wasser gefüllte Plastikwanne gehalten wird, und das Lackmuspapier behält die blaue Farbe. Die entstandene Lauge bezeichnet man volkstümlich als Salmiakgeist.



In Versuch 6.7. hast du erfahren, daß am Aufbau einer Lauge außer der OH-Gruppe (Hydroxidgruppe) immer ein Metall beteiligt ist. Salmiakgeist ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ) bildet eine Ausnahme; anstelle des Metalls steht hier die Gruppe  $\text{NH}_4$ . Sie ist ein Metalleratz.

In der nachstehenden Tabelle findest du die wichtigsten Laugen mit ihren chemischen Formeln:

Lauge	Formel
Natronlauge	$\text{NaOH}$
Kalilauge	$\text{KOH}$
Kalklauge	$\text{Ca(OH)}_2$
Salmiakgeist	$\text{NH}_4\text{OH}$

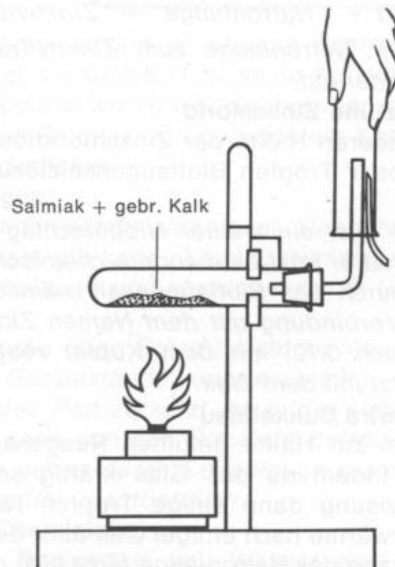


Abb. 74

### 6.12. Eine komplizierte Verbindung

Bitte deine Mutter um einige Tropfen Essig, den sie dir sicher gern in ein sauberes Reagenzglas füllt. Stelle dann eine Kupfersulfatlösung her, indem du eine Löffelspitze des Salzes in einem halben Reagenzglas voll Wasser löst. Füge nun soviel Essig hinzu, bis du mit blauem Lackmuspapier eine deutliche Rotfärbung feststellen kannst.

Löse in einem anderen Reagenzglas wenig gelbes Blutlaugensalz in Wasser und gib ein paar Tropfen davon (hebe den Rest noch auf für weitere Versuche) in das erste Reagenzglas. Was beobachtest du?

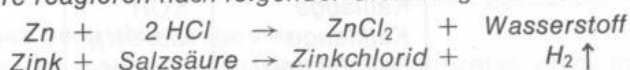
Nach der Zugabe der Lösung des gelben Blutlaugensalzes in Wasser entsteht ein rötlich-brauner Niederschlag.

Gelbes Blutlaugensalz hat den schwierigen chemischen Namen Kaliumhexacyanoferrat (II). Kommt es mit der Kupfersulfatlösung in Berührung, so reagieren die beiden Verbindungen miteinander, und es entsteht die komplizierte Verbindung mit dem Namen Kupferhexacyanoferrat (II). Sie ruft die rotbraune Farbe hervor.

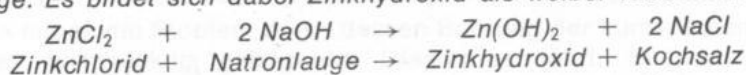
### 6.13. Ein Hydroxid

Gib in ein großes Reagenzglas ein Körnchen Zink und fülle dann bis zu einem Drittel mit verdünnter Salzsäure auf. Erwärme den Inhalt leicht über der Spiritusflamme, ohne daß die Salzsäure siedet! Du hast schon in Versuch 5.18. gelernt, daß Zink und Salzsäure miteinander reagieren. Dabei entsteht u. a. Wasserstoff, den du an den aufsteigenden Gasbläschen erkennen kannst. Wenn kein Wasserstoff mehr entsteht, gieße die Hälfte der Flüssigkeit in ein anderes Reagenzglas und bewahre den Inhalt für den nächsten Versuch auf. Gib zu einer Probe tropfenweise verdünnte Natronlauge und beobachte!

In dem Reagenzglas entsteht ein weißer Niederschlag. Zink und Salzsäure reagieren nach folgender Gleichung miteinander:



Das Zinkchlorid nun reagiert wieder mit der zugegebenen Natronlauge. Es bildet sich dabei Zinkhydroxid als weißer Niederschlag:



Gibst du mehr Natronlauge zum Zinkhydroxid, so löst es sich schließlich wieder auf.

### 6.14. Blutlaugensalz und Zinkchlorid

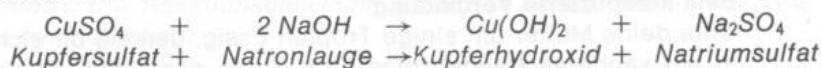
Gib zu der anderen Hälfte der Zinkchloridlösung aus dem vorigen Versuch ein paar Tropfen Blutlaugensalzlösung. Was beobachtest du?

Wieder bildet sich ein weißer Niederschlag wie im vorigen Versuch, jedoch hat er jetzt eine andere chemische Zusammensetzung. Es entsteht durch das Blutlaugensalz nämlich kein Zinkhydroxid, sondern die Verbindung mit dem Namen Zinkhexacyanoferrat (II). Wie im Versuch 6.12. mit dem Kupfer reagiert das gelbe Blutlaugensalz jetzt mit dem Zink.

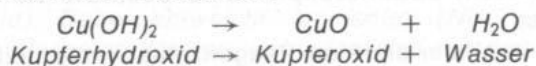
### 6.15. Aus Blaßblau wird Dunkelblau

Löse in einem zur Hälfte gefüllten Reagenzglas eine Löffelspitze Kupfersulfat, indem du das Glas kräftig schüttelst. Füge dieser blaßblauen Lösung dann einige Tropfen Natronlauge hinzu und beobachte. Erwärme nach einiger Zeit über der Spiritusflamme!

Nach der Zugabe der Natronlauge färbt sich die Kupfersulfatlösung tiefblau und wird allmählich immer dunkler. Dabei spielt sich eine chemische Reaktion ab, die das Kupfersulfat umwandelt.



Das tiefdunkelblaue Kupferhydroxid  $\text{Cu(OH)}_2$  zerfällt beim Erwärmen leicht wieder, so daß die blaue Farbe verschwindet. Es spaltet sich in Kupferoxid und Wasser auf.



Das Kupferoxid setzt sich als schwarzer Niederschlag auf dem Boden des Reagenzglases ab.

#### 6.16. Ein sonderbarer Springbrunnen

Entwickle mit dem Aufbau aus dem Versuch 6.11. weiter Ammoniakgas ( $\text{NH}_3$ ), leite es aber in einen trockenen Erlenmeyerkolben. Der Kolben ist gefüllt, wenn sich angefeuchtetes rotes Lackmuspapier, das du vorher in die Öffnung des Kolbens gebracht hast, blau färbt.

Verschließe den mit Ammoniak gefüllten Kolben sofort mit einem durchbohrten Gummistopfen, durch dessen Bohrung du eine Glasspitze (Anfertigung vergl. Versuch 4.27.) führst, und zwar so, daß die Spitze bis zur halben Höhe in den Kolben hineinragt. Anschließend halte die äußere Öffnung der Glasspitze in die mit Wasser gefüllte Plastikwanne. Bewege sie unter Wasser hin und her – die Reaktion setzt nicht sofort ein – und beobachte!

Nach einiger Zeit dringt das Wasser aus der Plastikwanne wie ein Springbrunnen durch die Glasspitze in den Erlenmeyerkolben (Abbildung 75).

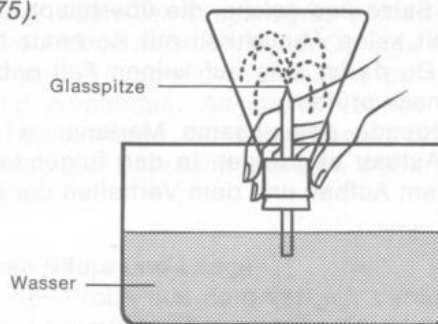


Abb. 75

Das Ammoniakgas hat ein so starkes Bestreben, sich in Wasser aufzulösen (vergl. Versuch 6.11.), daß es das Wasser aus der Plastikwanne saugt. Dadurch wird die Springbrunnenwirkung erzeugt.

Das Gemisch aus Salmiak und gebranntem Kalk reicht aus, um den Versuch zu wiederholen.

#### 6.17. Mit Lauge reinigen

Benetze die Innenwände von zwei Reagenzgläsern mit etwas Speiseöl. Ins erste gib kaltes Leitungswasser, ins zweite ein wenig verdünnte Natronlauge und versuche, durch Umschütteln das Fett zu entfernen.

Wasser vermag die ölige Schicht nicht zu lösen, ist also zur Reinigung fettiger Gegenstände unzureichend. Durch Natronlauge dagegen wird das Fett zersetzt, es bildet sich eine trübe Flüssigkeit. Das Glas kann von der Ölschicht befreit werden. Diese Wirkung wird auch schon durch Seifenlauge erzielt, deshalb ist Seife als Reinigungsmittel unentbehrlich.

#### 6.18. Ein Urwald im Chemielabor

Löse in einem Becherglas voll Wasser eine Löffelspitze gelbes Blutlaugensalz auf. Streue dann in diese Lösung mit den Fingern einige Kupfersulfatkristalle, so daß sie über die gesamte Fläche verteilt werden. Achte auf das Kupfersulfat, wenn es in die Lösung fällt, und betrachte es nach etwa 10–20 Minuten!

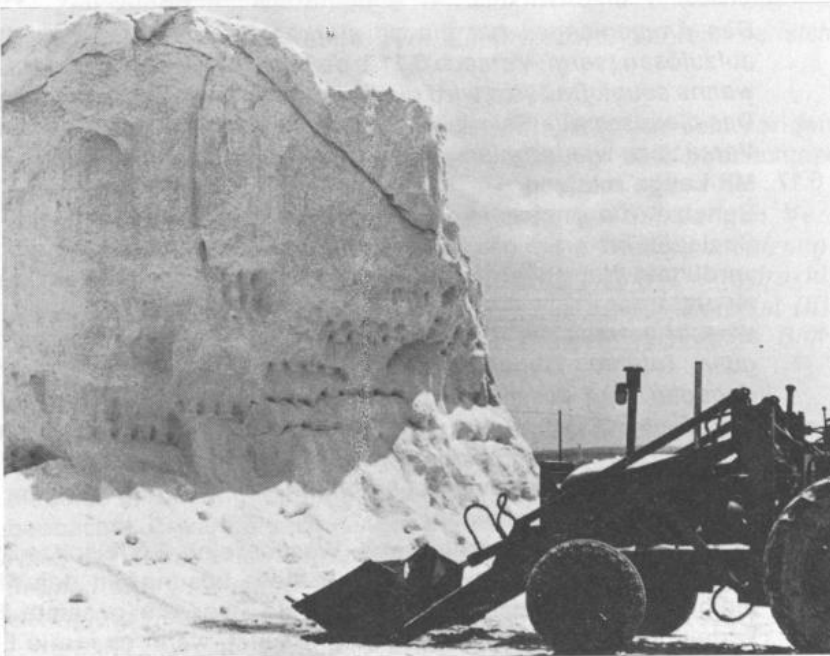
Das Kupfersulfat färbt sich augenblicklich braun, wenn es in die Blutlaugensalzlösung fällt. Es entsteht dabei die chemische Verbindung Kupferhexacyanoferrat (II). Nach etwa 20 Minuten hat sich zusätzlich aus jedem Kristall eine kleine „Pflanze“ gebildet, so daß der Boden wie bewachsen aussieht. Die ursprünglich nur von einer Schicht Kupferhexacyanoferrat (II) überzogenen Kupfersulfatkristalle haben sich allmählich ganz in diese braune Verbindung umgewandelt. Aufgrund komplizierter physikalischer Gesetzmäßigkeiten erfolgt das Wachstum nur nach oben.

## 7. Salze

Wenn du das Wort Salz hörst, denkst du sicherlich an das allgemein bekannte Koch- oder Speisesalz, das deine Mutter zum Würzen von Speisen verwendet. Für den Chemiker aber ist es nur eines von vielen Salzen. Insgesamt kennt man ungefähr 15 000 verschiedene. Ihre Verwendung ist äußerst mannigfaltig.

So stellen z. B. Kalisalze und Phosphate einen wesentlichen Anteil im Kunstdünger; Kochsalz, chemisch: Natriumchlorid, wird von der chemischen Industrie in großen Mengen zur Herstellung ihrer Produkte benötigt. Kochsalz besteht aus weißen Kristallen und schmeckt salzig, daher der Name Salz für alle Verbindungen, die in ihrem chemischen Aufbau dem Kochsalz entsprechen. Einige andere Salze haben ähnliche Eigenschaften. Außerdem gibt es aber viele farbige Salze und solche, die überhaupt nicht salzig schmecken und somit keine Ähnlichkeit mit Kochsalz haben. Etliche sind sogar giftig. Du darfst also auf keinen Fall unbekannte Salze auf ihren Geschmack prüfen!

Das entscheidende gemeinsame Merkmal aller Salze ist im chemischen Aufbau begründet. In den folgenden Versuchen sollst du dich mit dem Aufbau und dem Verhalten der Salze beschäftigen.



Salzgewinnung in Andalusien

Abb. 76



### 7.1. Lackmus kann nicht entscheiden

In den Kapiteln über Säuren und Laugen hast du erfahren, daß Lackmus als Indikator (Erkennungsmittel) für Säuren und Laugen verwendet wird (vergl. Versuch 5.3. und Versuch 6.2.). Nun sollst du untersuchen, wie sich Lackmus verhält, wenn eine Säure und eine Lauge zugleich vorhanden sind.

Fülle dazu ein kleines Reagenzglas etwa fingerbreit mit verdünnter Salzsäure und gib einen Streifen blaues Lackmuspapier hinein. Dann gieße unter ständigem Schütteln des Reagenzglases langsam verdünnte Natronlauge dazu, bis das Lackmuspapier eine deutliche farbliche Veränderung zeigt. (Gieße die Probe nicht weg, du sollst sie noch im folgenden Versuch verwenden!)

*In verdünnter Salzsäure färbt sich das Lackmuspapier rot. Bei Zugabe von Natronlauge bleibt die Rotfärbung zunächst erhalten, schlägt aber in blau um, wenn weiter Natronlauge zugesetzt wird.*

*Da anfangs nur Säure im Reagenzglas enthalten war, zeigte Lackmus durch Rotfärbung auch Säure an. Geringe Mengen Natronlauge können die rote Färbung nicht verändern, denn die Säure ist noch im Überschuß vorhanden. Allmählich jedoch wird durch weitere Zugabe von Natronlauge der Laugenanteil erhöht, bis schließlich die Natronlauge die Überhand gewinnt. Dann färbt sich das Lackmuspapier blau.*

### 7.2. Streit zwischen Säure und Lauge

Gib jetzt zu der Probe aus dem vorigen Versuch, die durch Blaufärbung des Lackmuspapiers eine Lauge angezeigt hat, unter Schütteln des Reagenzglases so lange verdünnte Salzsäure, bis sich das Lackmuspapier wieder eindeutig umfärbt.

*Ähnlich wie im vorigen Versuch bleibt das Lackmuspapier zunächst blau, weil die Lauge überwiegt. Wird noch mehr Säure zugegeben, färbt es sich rot; jetzt ist die Säure wieder in der Übermacht.*

*Durch wechselnde Zugabe von Säure und Lauge läßt sich die Umfärbung von Lackmuspapier mehrfach wiederholen. Die jeweilige Farbe zeigt entweder einen Überschuß von Säure oder von Lauge an. Bei den Versuchen 7.1. und 7.2. kannst du außerdem eine Erwärmung des Reagenzglases feststellen.*

### 7.3. Unentschieden

Die beiden vorigen Versuche haben dir gezeigt, daß einmal die Säure, das andere Mal die Lauge zuletzt die Überhand erlangte. An der Färbung des Lackmuspapiers läßt sich der jeweilige Überschuß ja leicht erkennen. — Bei der Zugabe von Lauge zu Säure und umgekehrt spielt sich immer eine chemische Reaktion ab, die wir nun genauer untersuchen wollen.

Fülle dazu wieder ein Reagenzglas fingerbreit mit verdünnter Salzsäure und gib einen halben Streifen blaues Lackmuspapier hinein. Setze dann unter ständigem Schütteln der Säure tropfenweise so viel Natronlauge zu, bis das Lackmuspapier einen violetten Farbton annimmt. Zum Vergleich halte zwei Lackmустreifen bereit, die du vorher in Säure bzw. Lauge getaucht hast.

Sollte die Farbe in blau umschlagen, hast du zuviel Lauge zugegeben. Du mußt dann umgekehrt durch sehr vorsichtigen, tropfenweisen Zusatz von verdünnter Salzsäure versuchen, den violetten Farbton zu erreichen. Zur weiteren Untersuchung sollst du diese Lösung anschließend im folgenden Versuch weiter verwenden.

Ist der violette Farbton erreicht, steht der Kampf zwischen Säure und Lauge unentschieden. Die Eigenschaften von Säure und Lauge haben sich aufgehoben. Der Chemiker sagt, beide Stoffe haben sich *neutralisiert*.

Diese Reaktion nennt man *Neutralisation*. Die Eigenschaften der Säure und der Lauge gehen dabei verloren. Deshalb färbt sich auch Lackmuspapier weder rot noch blau, sondern violett. Das ist seine natürliche Farbe.

An der Erwärmung des Reagenzglases, die du schon in Versuch 7.1. und 7.2. beobachten konntest, kann man erkennen, daß eine chemische Reaktion stattfindet. Diese Wärmeentwicklung wird *Neutralisationswärme* genannt.

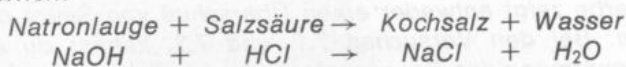
#### 7.4. Was ist aus Salzsäure und Natronlauge geworden?

Hast du im vorigen Versuch die Violett-färbung des Lackmuspapiers erreicht, gieße die Flüssigkeit in das saubere Porzellanschälchen. Setze es auf den Dreifuß und erhitze über der Spiritusflamme (Abb. 77).

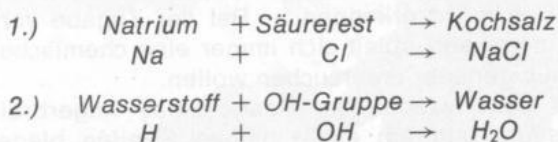
Gegen Ende des Versuches, wenn die Lösung zu spritzen beginnt, nimm das Schälchen mit dem Reagenzglashalter von der Flamme. Nach dem Erkalten koste vorsichtig von dem Rückstand, der in der Porzellanschale verblieben ist, indem du deinen Zeigefinger befeuchtest und dann etwas von der zurückgebliebenen Substanz aufnimmst.

Der Rückstand in der Porzellanschale schmeckt salzig. Wenn du zum Vergleich Kochsalz probierst, so stellst du fest, daß es sich bei der entstandenen Verbindung nur um Kochsalz handeln kann. Salzsäure und Natronlauge reagieren miteinander und geben ihre Eigenschaften auf (vergl. Versuch 7.3.). Es entstehen dabei Kochsalz und Wasser.

Du sollst nun die genauen Zusammenhänge dieser Neutralisation kennenlernen:

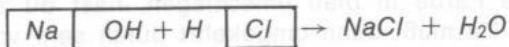


Das Natrium der Natronlauge verbindet sich mit dem Säurerest der Salzsäure (vergl. Versuch 5.18.) zu Kochsalz, die Hydroxidgruppe der Lauge verbindet sich gleichzeitig mit dem Säurewasserstoff zu Wasser. Es spielen sich also bei der Neutralisation von Salzsäure mit Natronlauge zwei Vorgänge gleichzeitig ab.



Diese Form der Darstellung ist zwar wissenschaftlich nicht ganz einwandfrei, doch du kannst dadurch besser die nebeneinander verlaufenden Vorgänge erkennen.

Nun noch einmal beide Umsetzungen in einer Gleichung:



Für das Kochsalz gibt es auch einen chemischen Namen. Er wird aus dem Namen des Metalls und dem des Säurerestes zusammengesetzt: Natriumchlorid.



Abb. 77

Wie Natronlauge und Salzsäure Kochsalz und Wasser ergeben, so läßt sich diese Umsetzung auf jede Verbindung einer Säure mit einer Lauge (Neutralisation) übertragen.



Auf dieser chemischen Umsetzung beruht auch die Tatsache, daß die Eigenschaften der Säure und der Lauge, z. B. Färbung des Lackmuspapiers, verloren gehen. Nach der Reaktion sind nur noch Salz und Wasser vorhanden. Schon in den Versuchen 7.1. und 7.2. fand diese Reaktion statt. Hat sich jedoch in Versuch 7.1. die vorhandene Säure mit der zugegebenen Natronlauge völlig in Salz umgesetzt, entsteht bei weiterer Zugabe von Natronlauge ein Laugeüberschuß, und das Lackmuspapier färbt sich blau. Der umgekehrte Vorgang gilt für Versuch 7.2.

#### 7.5. Kochsalzlösung

Löse in einem halben Reagenzglas voll Wasser eine Löffelspitze mit Kochsalz (Haushaltssalz). Verschließe das Glas mit dem Daumen und schüttle kräftig. Prüfe dann nacheinander mit rotem und blauem Lackmuspapier. Du kannst auch leicht über der Spiritusflamme erwärmen und dann erneut prüfen!

Weder das rote noch das blaue Lackmuspapier zeigen eine Reaktion. Im Versuch 7.4. hast du erfahren, daß Kochsalz u. a. aus Salzsäure und Natronlauge gewonnen werden kann. Die Säure und die Lauge neutralisieren einander, so daß Kochsalz und Wasser entstehen. Löst du Kochsalz aber in Wasser auf, so kann das Lackmuspapier weder eine Säure noch eine Lauge anzeigen. Es reagiert neutral.

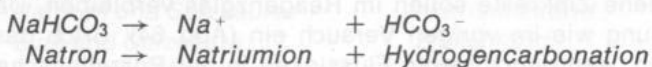
#### 7.6. Natron wird gespalten

Fülle in ein Reagenzglas fingerbreit Wasser und gib eine Löffelspitze voll Natron hinein. Verschließe wieder das Glas wie im vorigen Versuch und schüttle kräftig. Prüfe dann erneut mit rotem und blauem Lackmuspapier!

Das rote Lackmuspapier färbt sich blau, das blaue kann sich deshalb farblich nicht verändern. Im Gegensatz zum Kochsalz, das in Wasser neutral reagiert, zeigt das Lackmuspapier bei gelöstem Natron eine Lauge an.

Beim Lösen eines Salzes in Wasser vollzieht sich unsichtbar für dich ein Vorgang, der das Salz an der Stelle aufspaltet, an der es sich am leichtesten trennen läßt. Dieser Vorgang heißt *Dissoziation*. Die Moleküle eines Salzes dissoziieren dabei in Bestandteile, die *Ionen* genannt werden. Es sind elektrisch positiv oder negativ geladene Teilchen, also nicht mit den Atomen zu verwechseln, die elektrisch neutral sind.

Die Dissoziation für Natron kann auch durch eine Gleichung ausgedrückt werden. Sie lautet:



Das Hydrogencarbonation ist aber zusätzlich noch sehr unbeständig, so daß es auch zerfällt:



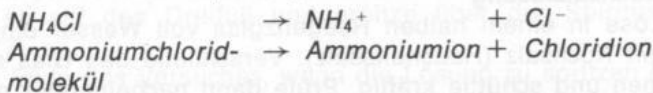
In Versuch 6.7. hast du erfahren, daß am Aufbau einer Lauge immer die Hydroxidgruppe, auch OH-Gruppe genannt, beteiligt ist. Erst durch sie werden die gemeinsamen Eigenschaften aller Laugen hervorgerufen. Nun weißt du aber schon mehr: Nicht die Hydroxidgruppe (OH), sondern das Hydroxidion  $\text{OH}^-$  bewirkt die Laugeneigenschaften, färbt also u. a. rotes Lackmuspapier blau.

Da das Hydrogencarbonat bei diesem Versuch in Kohlendioxid und das Hydroxidion zerfallen ist, erhältst du daraus die Erklärung, warum das Lackmuspapier blau gefärbt wurde. Natron wird deshalb auch als basisches Salz bezeichnet.

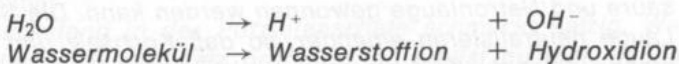
#### 7.7. Ein saures Salz

Löse in derselben Menge Wasser wie im vorigen Versuch eine Löffelspitze Ammoniumchlorid. Erwärme die Lösung leicht über der Spiritusflamme und prüfe erneut mit Lackmuspapier!

Dieses Mal färbt sich das blaue Lackmuspapier schwach rot. Es muß also eine Säure entstanden sein. Wie du im vorigen Versuch erfahren hast, dissoziieren Salze, wenn sie in Wasser gelöst werden. Ammoniumchlorid ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) zerfällt nach folgender Gleichung:



So läßt sich aus der Gleichung das saure Verhalten des Ammoniumchlorids noch nicht erklären, dazu mußt du dich noch mit dem Wasser beschäftigen. Auch Wasser ist, wenn auch nur zu einem ganz geringen Teil, in Ionen zerfallen:



Das Ammoniumion reagiert mit dem Hydroxidion aus dem Wasser so, daß Wasserstoffionen nachbleiben, wenn auch nur sehr wenige. Trotzdem bewirken sie die Rotfärbung des Lackmuspapiers.

Du hast wieder etwas Neues gelernt: In Versuch 5.18. hast du erfahren, daß der Wasserstoff die gemeinsamen Eigenschaften der Säuren hervorruft. Nun weißt du es genauer: Es ist nicht der Wasserstoff, sondern das Wasserstoffion.

#### 7.8. Salz aus Metall und Säure

Schon einmal hast du Metalle durch Säure zersetzt (vergl. Versuch 5.15. und 5.18.). Nun sollst du weiter untersuchen, was bei dieser Zersetzung aus dem Metall wird.

Gib dazu zwei bis drei Zinkplättchen in ein Reagenzglas und fülle knapp zu einem Drittel mit verdünnter Salzsäure auf. Am aufsteigenden Wasserstoff kannst du das Einsetzen der chemischen Reaktion erkennen.

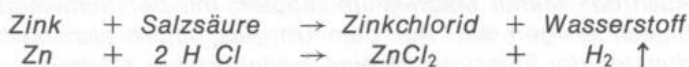
Laß die Reaktion so lange andauern, bis kaum noch Gasblasen aufsteigen. Die Versuchsdauer kann bis zu einer halben Stunde betragen. Leichtes Erwärmen (nicht kochen lassen, sonst wird die Salzsäure zerstört) fördert den Vorgang. Sollte sich in dieser Zeit alles Zink zersetzen, kannst du durch Zugabe eines weiteren Zinkplättchens prüfen, ob die Reaktion beendet ist.

Gieße nun die Flüssigkeit in das Porzellanschälchen. Noch vorhandene Zinkreste sollen im Reagenzglas verbleiben. Dampfe die Lösung wie im vorigen Versuch ein (Abb. 64). Brich das Eindampfen ab, wenn noch wenig Flüssigkeit in der Porzellanschale vorhanden ist. Warte, bis der Rest von alleine verdampft.

Nach dem Erkalten untersuche den Rückstand. Zerreiße etwas davon zwischen den Fingern und betrachte genau. Du darfst aber nicht kosten!



In der Porzellanschale verbleibt eine weißkörnige Substanz. Es ist auch bei der Zersetzung des Metalls durch Säure ein Salz entstanden. Die chemische Umsetzung vollzieht sich nach folgender Gleichung:



Ähnlich wie bei der Neutralisation verbindet sich auch hier der Säurerest der Salzsäure (-Cl) mit dem Metall zu einem Salz. Dieses Salz heißt Zinkchlorid. Für den Wasserstoff fehlt jedoch die Möglichkeit, mit einer OH-Gruppe Wasser zu bilden; er entweicht deshalb direkt. Da jedes Zinkatom im Gegensatz zum Natrium zwei Bindearme hat, bindet es zwei Säurereste der Salzsäure (vergl. Versuch 3.12.). Deshalb müssen sich auch zwei Moleküle Salzsäure an der Umsetzung beteiligen, damit zwei Säurereste vorhanden sind. Du kannst nun einmal versuchen, selbständig die Reaktionsgleichung für die Umsetzung von Magnesium mit Salzsäure (vergl. Versuch 5.15.) aufzustellen. Auch das Magnesiumatom hat zwei Bindearme und bindet zwei Säurereste der Salzsäure. Es entsteht das Salz  $\text{MgCl}_2$ . Kannst du es benennen?

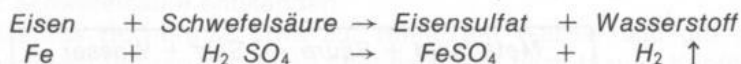


Abb. 78

#### 7.9. Ein Eisennagel in Schwefelsäure

Um zu untersuchen, wie Schwefelsäure auf Eisen wirkt, fülle ein großes Reagenzglas zu etwa einem Viertel mit verdünnter Schwefelsäure und gib einen kleinen Eisennagel hinein (Abb. 78). Laß die Säure längere Zeit auf das Eisen einwirken. Erwärme zwischendurch immer wieder leicht über der Spiritusflamme. Der Versuchsaufbau wird dadurch beschleunigt. Steigen keine Gasblasen mehr auf, gieße etwas von der Flüssigkeit auf das Uhrglas und laß sie langsam verdunsten.

Der Eisennagel wird, wenn auch langsam, von der Schwefelsäure weitgehend zersetzt. Dabei steigen Gasblasen auf, besonders beim Erwärmen. Die Lösung färbt sich leicht grünlich. Es bilden sich auf dem Uhrglas kleine, grüne Salzkristalle.



Bei der Reaktion des Eisens mit der Schwefelsäure wird der Säurewasserstoff wieder frei. Das Eisen verbindet sich mit dem  $\text{SO}_4$ -Säurerest zu dem Salz  $\text{FeSO}_4$ . Es heißt Eisensulfat.

Der Name eines Salzes richtet sich immer nach dem Säurerest und dem Metall, das sich mit diesem Säurerest verbunden hat (vergl. Tabelle nach Versuch 5.18.).

So heißen z. B. die Salze aus Verbindungen von

Natrium und Salzsäure:	Natriumchlorid
Zink und Salzsäure:	Zinkchlorid
Eisen und Schwefelsäure:	Eisensulfat
Magnesium und Salzsäure:	Magnesiumchlorid
Calcium und Phosphorsäure:	Calciumphosphat
Natrium und Kohlensäure:	Natriumcarbonat
Kalium und Salpetersäure:	Kaliumnitrat

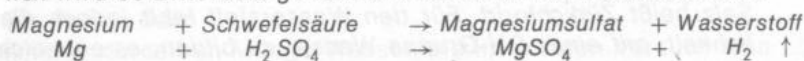


### 7.10. Magnesium und Schwefelsäure

Wiederhole den vorigen Versuch, indem du statt des Eisennagels ca. 2 cm Magnesiumband in die Säure gibst. Dann verfähre weiter wie im vorigen Versuch. (Erwärmen ist nicht notwendig.)

Auch das Metall Magnesium reagiert mit der Schwefelsäure, Gasblasen steigen auf. Auf dem Uhrglas bilden sich nach dem Verdunsten der Flüssigkeit kleine, nadelförmige Kristalle.

Es bildet sich aus dem Metall Magnesium und dem Säurerest  $-SO_4$  der Schwefelsäure ein Salz. Es heißt Magnesiumsulfat; volkstümlich wird es Bittersalz genannt. Wasserstoff entweicht als Gas.



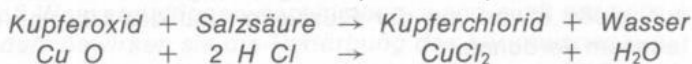
Wie die Metalle Zink, Magnesium und Eisen bilden auch viele andere Metalle mit Säuren Salze, wobei gleichzeitig Wasserstoff frei wird. Die allgemeine Gleichung für diese Umsetzungen lautet:



### 7.11. Kupferblech wird gereinigt

In Versuch 3.13. hast du Kupferblech durch Erhitzen oxydiert. Ein Teil des Kupfers hat sich dabei mit Sauerstoff zu Kupferoxid verbunden. Rolle dieses oxydierte Kupferblech zusammen und gib es in ein Reagenzglas. Dann fülle so viel verdünnte Salzsäure ein, daß das Blech bedeckt ist (Abb. 79) und beobachte!

Allmählich verschwindet die schwarze Oxidschicht, das blanke Metall wird wieder sichtbar. Spüle das Kupfer nach Beendigung des Versuches mit Wasser ab. Die Salzsäure wirkt auf das Kupferoxid ein und verbindet sich mit dem Kupfer zu Kupferchlorid.



Das Kupferatom hat zwei Bindearme und kann deshalb wieder zwei Säurereste binden. Bei dieser chemischen Umsetzung entsteht außerdem Wasser, da der Wasserstoff der Säure sich mit dem Sauerstoff des Oxids verbinden kann.

Auch Metalloxide können also nach einer allgemeinen Umsetzungsgleichung mit Säuren Salze bilden:



Du hast in den Versuchen 7.3. und 7.8. bis 7.11. drei verschiedene Möglichkeiten zur Salzbildung kennengelernt. Kannst du sie alle aufzählen?

### 7.12. Kupfermünzen in neuem Glanz

Kupfermünzen (1- und 2-Pfennig-Stücke) oxydieren, wenn sie einige Zeit im Umlauf waren. Wie du aus dem vorigen Versuch weißt, verbindet sich Kupferoxid mit Salzsäure zu Kupferchlorid, wobei das blanke Metall unter der Oxidschicht wieder zum Vorschein kommt.

So kannst du älteren Kupfermünzen wieder zu neuem Glanz verhelfen, wenn du sie in eine Porzellanschale legst und mit verdünnter Salzsäure übergießt (Abb. 80).

Ist die Oxidschicht verschwunden, gieße die Säure weg und spüle die Münzen mit Wasser ab.

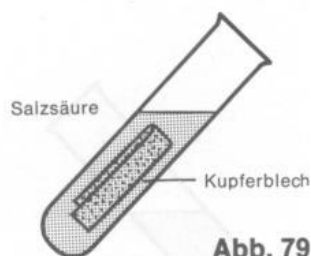


Abb. 79



Abb. 80

### 7.13. Gelöstes Salz kann wiedergewonnen werden

Löse dazu in dem zur Hälfte mit Wasser gefüllten Becherglas drei gehäufte Löffel voll Kochsalz; dazu kannst du Haushaltssalz verwenden. Da das Haushaltssalz nicht aus chemisch reinem Natriumchlorid besteht, trübt sich die Lösung etwas. Das ist aber für diesen Versuch ohne Bedeutung. Nun gib die Hälfte der Lösung in eine Porzellanschale, erhitze und dampfe ein!

Die andere Hälfte der Lösung stelle im Becherglas an einen ruhigen Ort und laß das Wasser langsam verdunsten. Vergleiche dann mit der Probe in der Porzellanschale!

*Zum Schluß des Eindampfens bilden sich in der Porzellanschale dicke Blasen, und bei weiterem Erhitzen spritzen Salzkörnchen aus dem Schälchen. Die einzelnen Körner sind allerdings sehr klein. Verdampft das Wasser, gewinnt man das Kochsalz wieder. Beim langsamen Verdunsten des Wassers erhält man auch Kochsalz, es bilden sich dabei jedoch kleine würfeltörmige Salzkristalle. Dieser Vorgang heißt **Auskristallisieren**. Beim Eindampfen erhält man nur eine körnige Masse. Für die Kristallbildung ist jedoch eine längere Zeit erforderlich, die beim schnellen Verdampfen des Wassers durch Erhitzen fehlt.*

### 7.14. Kristalle

Laß den Rest der Salzlösung aus Vers. 7.13. in dem Bechergefaß an einem ruhigen Ort erschütterungsfrei stehen, bis das Wasser völlig verdunstet ist. Am günstigsten ist dafür natürlich ein warmer Platz. Betrachte dann den Rückstand, wenn möglich, auch einmal mit einer Lupe.

*Auch auf diese Art läßt sich das gelöste Salz wiedergewinnen. Beim langsamen Verdunsten bilden sich jedoch keine kleinen Körnchen, sondern sehr regelmäßig geformte **Salzkristalle**. Für diese Kristallbildung wird jedoch stets viel Zeit benötigt.*

### 7.15. Kann Wasser unbegrenzt Salz aufnehmen?

Auch Kupfersulfat ist ein Salz. Es ist durch Umsetzung von Kupfer mit Schwefelsäure entstanden.

Fülle das Becherglas etwa zur Hälfte mit Wasser und gib unter ständigem Rühren mit dem Löffel nach und nach blaues Kupfersulfat in kleinen Portionen dazu, bis einige Kristalle am Boden des Glases liegenbleiben, sich also nicht mehr lösen. (Gieße die Lösung nicht weg, du brauchst sie noch für die nächsten Versuche.)

*Wasser kann nur eine bestimmte Menge eines Salzes aufnehmen. Diese Menge ist bei jedem Salz verschieden. Wird kein Salz mehr gelöst, spricht man von einer **gesättigten Lösung**.*

### 7.16. Aschenseil

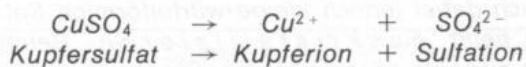
Stelle dir wie in Vers. 7.15. eine gesättigte Kochsalzlösung her. Tauche in diese Lösung einen dicken Wollfaden und laß ihn anschließend trocknen. Entzünde dann den Faden auf einem Ziegelstein. (Die Lösung benötigst du noch!)

*Nachdem die Flamme erloschen ist, bleibt das „Skelett“ des Fadens recht fest erhalten. Das Kochsalz bildet in diesem Faden das Gerüst. Es verbrennt nämlich nicht mit.*

### 7.17. Ionenbewegung sichtbar gemacht

Gib zwei Finger hoch gesättigte Kupfersulfatlösung in ein Reagenzglas. Halte dann das Glas schräg und fülle mit einem anderen Glas so vorsichtig Wasser zu der Kupfersulfatlösung, daß sich die beiden Flüssigkeiten nicht miteinander mischen. Das geht am sichersten, wenn das Wasser an der Reagenzglaswand hinunterläuft. Stelle das Glas vorsichtig in die Grundplatte und beobachte nach einigen Tagen. Achte darauf, daß es nicht erschüttert wird!

*Bei vorsichtiger Zugabe des Wassers zur Kupfersulfatlösung mischen sich die beiden Flüssigkeiten zunächst nicht, sondern die Trennung wird durch eine klare Linie sichtbar gemacht. Unten befindet sich die blaue Kupfersulfatlösung, darüber steht das Wasser. Nach einigen Tagen dagegen ist kein Unterschied mehr zu erkennen. Wird Kupfersulfat in Wasser gelöst, so dissoziiert es:*



*Die Kupfer- und die Sulfationen bewegen sich ständig im Wasser, auch wenn die Bewegung nach außen hin nicht sichtbar wird. Sie können deshalb in das Wasser hineinwandern. Beide Flüssigkeiten mischen sich, und der Inhalt des Reagenzglases ist nach einiger Zeit gleichmäßig gefärbt.*

### 7.18. Kristalle gewinnen und züchten

#### 7.18.1. Kochsalzkristalle.

Filteriere die Kochsalzlösung aus Vers. 7.16. und gib etwas von dem Filtrat auf das Uhrglas. Laß das Wasser langsam verdunsten.

#### 7.18.2. Verfahre mit der Kupfersulfatlösung aus Vers. 7.15. wie mit der Kochsalzlösung in Vers. 7.18.1. und gib etwas von dem Filtrat in die Porzellanschale.

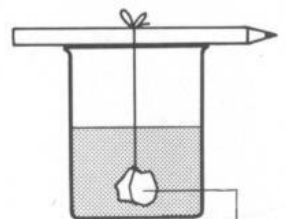
*Wenn das Wasser verdunstet ist, bilden sich regelmäßig geformte Kochsalz- und Kupfersulfatkristalle. Wenn du jeweils die größten Kristalle mit einer Lupe untersuchst, wirst du feststellen, daß Kochsalz und Kupfersulfat verschieden geformte Kristalle ausbilden.*

#### 7.18.3. Nimm einen besonders gut geformten Kupfersulfatkristall mit der Pinzette und befestige ihn an einem Haar oder einem sehr dünnen Faden. Das ist zwar schwierig, aber mit etwas Geduld wird es dir gelingen. Vielleicht hilft dir jemand dabei.

Das andere Ende des Fadens befestige an einem Bleistift. Nun hänge den Kristall in die gesättigte Kupfersulfatlösung.\*) Die Länge des Fadens muß so abgestimmt sein, daß du den Bleistift über das Becherglas legen kannst, und der Kristall dann frei in der Lösung hängt (Abb. 81).

Stelle das Becherglas mit dem eingehängten Kristall an einen ruhigen Ort, wo es nicht erschüttert werden kann, und kontrolliere den Kristall nach einiger Zeit.

#### 7.18.4. Verfahre mit dem größten und am regelmäßigsten geformten Kochsalzkristall wie mit dem Kupfersulfat aus Vers. 7.18.3.



Kupfersulfatkristall

Abb. 81

\*) Sie ist nur dann gesättigt, wenn sich auch nach längerem Umrühren keine Kristalle mehr lösen.

Schon nach etwa zwei Tagen kannst du feststellen, daß die Kristalle größer geworden sind. Sie stellen nämlich einen Kristallisationspunkt dar, an dem sich weiteres Salz aus der gesättigten Lösung anlagert, wenn Wasser verdunstet. Dann kann die restliche Flüssigkeit das Salz nicht mehr in der Lösung halten. Deshalb lagert es sich am Kristall ab. Wäre der Kristall nicht vorhanden, so würde sich das Salz am Boden absetzen.

Dein Kristall wächst so lange, wie es von gesättigter Salzlösung umgeben ist. Falls bei längerer Versuchsdauer zuviel Wasser verdunstet, kannst du die Kristallisation weiter in Gang halten, wenn du das Becherglas mit frischer gesättigter, filtrierter Kupfersulfatlösung bzw. Kochsalzlösung auffüllst.

#### 7.19. Salz fällt aus der Lösung

Fülle ein großes Reagenzglas zu einem Drittel mit Wasser und erhitze unter ständigem Schütteln bis zum Sieden. Gib dann in das heiße Wasser nach und nach so viel Natriumsulfat, volkstümlich Glaubersalz genannt, bis sich nichts mehr löst. Zwischendurch mußt du immer wieder bis zum Sieden erhitzen. Wenn am Boden des Reagenzglases ungelöstes Salz liegen bleibt, filtriere die Lösung in ein anderes sauberes Reagenzglas und kühle unter der Wasserleitung gründlich ab. Laß anschließend noch ein einzelnes Natriumsulfatkristall in die Lösung fallen und beobachte dabei genau den Inhalt des Reagenzglases!

Sehr schnell bildet sich eisblumenartig festes Salz im Reagenzglas. Wird Wasser erhitzt, kann es oft mehr Salz aufnehmen als in kaltem Zustand. In einigen Fällen bleibt die erhöhte Salzmenge auch nach dem Abkühlen in der Lösung. Man spricht dann von einer übersättigten Lösung.

Kommt aber nun zusätzlich noch ein Salzkristall hinzu, so kann das Wasser die überhöhte Salzmenge nicht mehr in der Lösung halten. Der Einzelkristall wirkt als Kristallisationskern, an dem sich das gelöste Salz sofort niederschlägt. Es „fällt“ aus der übersättigten Lösung heraus. Oft geht dieser Vorgang so schnell, daß der zugegebene Salzkristall nicht einmal bis auf den Boden des Reagenzglases gelangt.

Wenn du das auskristallisierte Natriumsulfat nun wieder in Wasser löst und anschließend in einer Porzellanschale das Wasser verdampfst, kannst du es wiedergewinnen und zur eventuellen Wiederholung des Versuches noch einmal benutzen.

#### 7.20. Verborgenes Wasser

Erhitze in einem großen Reagenzglas einige blaue Kupfersulfatkristalle langsam über der Spiritusflamme (Abb. 82).

Nach dem Erkalten des Glases gib wenige Tropfen Wasser ins Glas. Beobachte jeweils die farbliche Veränderung!

Beim Erhitzen verlieren die Kupfersulfatkristalle allmählich ihre blaue Farbe und zerfallen zu weißem Pulver. An der oberen Reagenzglaswandung bilden sich Wassertröpfchen. Nach der Zugabe von Wasser kehrt die blaue Farbe des Salzes wieder zurück.

Einige Salze, so z. B. Kupfersulfat, benötigen zur Kristallbildung Wasser, das unsichtbar zwischen den einzelnen Salz molekülen fest eingeschlossen ist. Es heißt Kristallwasser. Beim Erhitzen wird das Kristallwasser abgegeben, das Salzkristall verändert sich. Beim Kupfersulfat geht dadurch die blaue Farbe verloren, und die Kristalle zerfallen. Kann wieder Wasser aufgenommen werden, bildet sich die ursprüngliche Form des Kristalls zurück. Deshalb färbt sich Kupfersulfat dann wieder blau.

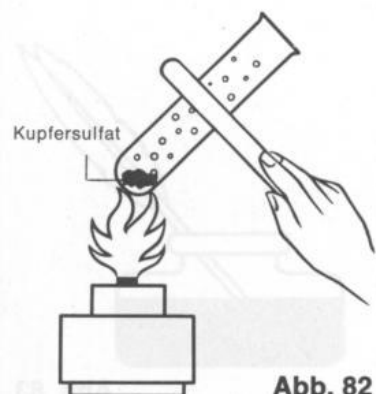


Abb. 82



#### 7.21. Noch einmal Kristallwasser

Wiederhole den vorigen Versuch, gib jedoch das weiße, wasserfreie Kupfersulfat nach dem Erkalten auf das Uhrglas. Laß es einige Zeit offen an der Luft stehen und beobachte!

*Auch ohne Wasserzugabe färbt sich das Kupfersulfat wieder blau. Das Bestreben, Wasser aufzunehmen, ist so stark, daß schon die Luftfeuchtigkeit das notwendige Kristallwasser liefert.*

#### 7.22. Unsichtbare Schrift

Löse in einem Reagenzglas in wenig Wasser einige Kristalle Kobaltchlorid. Schreibe dann mit dieser nur blaßrosa gefärbten Lösung mit einem sauberen Tuschpinsel ein paar Worte auf einen weißen Bogen Papier. Laß die Schrift trocknen und betrachte sie genau. Lege dann den Bogen auf die Heizung oder erwärme ihn vorsichtig über der Spiritusflamme. Beobachte den Text!

*Nach dem Trocknen ist die Schrift zunächst fast gar nicht zu erkennen. Erst beim Erwärmen tritt sie als tiefblaue Farbe deutlich sichtbar hervor. Die farbliche Veränderung ist wieder auf das Kristallwasser zurückzuführen. Wenn genügend Wasser vorhanden ist, so werden in jedem Kristall 6 Moleküle Wasser gebunden. Dann ist das Salz rot, wenig davon in Wasser gelöst erscheint blaßrosa. Wird durch das Erwärmen Kristallwasser ausgetrieben, so färbt sich die Verbindung blau. Darum wird erst dann die Schrift deutlich sichtbar.*

#### 7.23. Die Schrift verschwindet erneut

Hauche einige Zeit auf die tiefblaue Schrift aus dem vorigen Versuch. Du kannst das Blatt auch über ein Gefäß mit kochendem Wasser halten. Achte auf das Geschriebene!

*Nach kurzer Zeit verschwindet wieder die tiefblaue Farbe; die Schrift erscheint erneut rosa auf dem Papier. Beim Anhauchen nimmt das Kobaltchlorid Wasser aus der feuchten Atemluft auf. Dadurch bildet sich die Form des Kristalls zurück, die 6 Moleküle enthält; also wird die Schrift fast unleserlich. Diesen Vorgang kannst du beliebig oft wiederholen.*

#### 7.24. Ein Feuchtigkeitsmesser

Die Erfahrung aus den vorigen Versuchen sollst du ausnutzen, um ein einfaches Anzeigegerät für die Luftfeuchtigkeit herzustellen. Bestreiche einen kleinen Bogen weißes Papier völlig mit Kobaltchloridlösung und laß es trocknen. Wenn du nun dieses Papier vor dein Fenster hängst, möglichst so, daß es nicht direkt vom Regen getroffen werden kann, so kannst du erkennen, ob die Luft feucht oder trocken ist.

#### 7.25. Tinte selbst gemacht

Stelle dir dazu eine Eisensulfatlösung her, indem du einen halben Löffel Eisenpulver in verdünnte Schwefelsäure gibst. Da sich das Eisenpulver nicht ganz mit der Schwefelsäure umsetzt, mußt du die Flüssigkeit in ein anderes Reagenzglas filtrieren.

Löse dann in einem zur Hälfte mit Wasser gefüllten Reagenzglas einen halben Löffel Tannin. Tannin ist eine Gerbsäure. Gieße diese Lösung in die Eisensulfatlösung und beobachte!

*Die zunächst gelbliche Flüssigkeit färbt sich bald blau. Du hast eine Tinte erhalten, die allerdings nicht sehr lichtbeständig ist.*



Abb. 83



#### 7.26. Eine weitere Tinte

Einfacher kannst du dir die Tinte des vorigen Versuchs herstellen, wenn du wenig Eisen-III-chlorid in einem zur Hälfte mit Wasser gefüllten Reagenzglas auflöst. Gib nun wie in Vers. 7.25. eine Lösung von Tannin in Wasser hinzu und beobachte!

*Wieder färbt sich langsam der Inhalt des Reagenzglases und wird damit zur Tinte. Es ist also gleichgültig, ob ein Eisennagel mit Schwefelsäure umgesetzt oder Eisen-III-chloridlösung verwendet wird. Wichtig ist nur, daß eine Eisenverbindung beteiligt ist.*

#### 7.27. Eiweißgerinnung

Wenn deine Mutter das nächste Mal einen Kuchen backt, laß dir ein wenig Eiweiß in ein Reagenzglas füllen. Gib die gleiche Menge Wasser hinzu und schüttele gründlich um. Füge anschließend einige Tropfen Tanninlösung aus Vers. 7.25. hinzu. Schüttele leicht um.

*Das Eiweiß im Reagenzglas wird flockig und klumpig. Man sagt, das Eiweiß gerinnt.*

#### 7.28. Die Zeit macht Tinte haltbar

Gewöhnliche Tinte für Füllfederhalter ist nicht immer gleich gut haltbar. Schreibe mit gewöhnlicher Tinte einen kurzen Text. Laß die Tinte trocknen und halte dann den Bogen unter fließendes Wasser. Wiederhole den Versuch mit einer Schriftprobe, die schon einige Wochen alt ist.

*Gleich nach dem Trocknen zerfließt die Schrift noch leicht, und es bleiben nur schwach sichtbare Zeichen zurück. Ist die Tinte dagegen schon einige Wochen getrocknet, so verändern sich die Schriftzüge fast gar nicht. Mit Hilfe des Luftsauerstoffes spielen sich chemische Umsetzungen ab, durch die die Tinte immer beständiger wird.*

#### 7.29. Gerbsäure nachgewiesen

Wenn du ein gegerbtes Fell oder ein Stück Leder zur Hand hast, so tupfe auf eine unauffällige Stelle etwas Eisen-III-chloridlösung. Warte einen Augenblick und beobachte!

*Auf dem Fell bildet sich ein schwarzer Fleck von nicht verwischbarer Tinte. Beim Gerben werden Felle mit Gerbsäure behandelt („gegerbt“), um das Eiweiß, das daran haftet, in unverwesliches Leder zu verwandeln. Da vom Gerben noch Gerbsäure zurückgeblieben ist, bildet sich mit Eisen-III-chlorid die Tinte.*

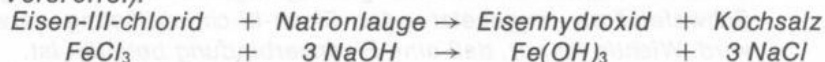
#### 7.30. Geheimtinte

Obwohl wir im allgemeinen keine geheimen Nachrichten übermitteln, haben Tinten für Geheimschriften immer einen besonderen Reiz. Um so eine Tinte herzustellen, fülle das Becherglas zu einem Drittel mit Wasser und löse darin einen Löffel voll Kupfersulfat. Schreibe dann mit dieser Kupfersulfatlösung einen Text auf ein Blatt Briefpapier. Benutze eine saubere, möglichst ungebrauchte Schreibfeder. Ist die Schrift getrocknet, bewege das Blatt **n**icht über der Spiritusflamme. Achte darauf, daß es sich nicht entzündet! *In der Flamme schwärzen sich bald die Schriftzüge, der „geheime“ Text wird lesbar.*

### 7.31. Eisenhydroxid

Gib in ein Reagenzglas etwas Eisen-III-chloridlösung aus dem Versuch 7.26. Füge dann tropfenweise Natronlauge hinzu und achte dabei auf den Inhalt des Reagenzglases!

*Bei der Zugabe von Natronlauge entsteht ein rotbrauner Niederschlag. Es ist die chemische Verbindung Eisenhydroxid (vergl. Vers. 6.13.).*



### 7.32. Weinsäure greift mit ein

Gib noch einmal etwas Eisen-III-chloridlösung in ein Reagenzglas. Füge nun eine Löffelspitze Weinsäure hinzu und schüttle gut um. Setze dann wie im vorigen Versuch Natronlauge dazu und achte auf den Inhalt des Reagenzglases. Bemerkest du einen Unterschied? *Es entsteht dieses Mal kein Niederschlag von Eisenhydroxid. Die Weinsäure bildet mit dem Eisen ein Komplexsalz, das chemisch anders reagiert als das ursprüngliche Eisensalz.*

### 7.33. Kupferhydroxid

Löse in einem zur Hälfte mit Wasser gefüllten Reagenzglas eine Löffelspitze Kupfersulfat. Gib zu dieser hellblauen Lösung etwas Natronlauge. Achte auf eine farbliche Veränderung!

*Bei der Zugabe von Natronlauge entsteht wie im Versuch 7.31. ein Hydroxid, dieses Mal jedoch das Kupferhydroxid. Es ist zunächst tiefblau, sehr schnell allerdings setzt sich ein blaugrüner Niederschlag von Kupferhydroxid am Boden ab.*

### 7.34. Und wieder schützt Weinsäure

Versetze etwas Kupfersulfatlösung mit einem halben Löffel Weinsäure und gib dann wieder Natronlauge zu dieser Lösung!

*Es entsteht eine leuchtend blaue Verbindung in dem Reagenzglas, aber dieses Mal bildet sich kein Niederschlag von Kupferhydroxid. Das Kupfer aus dem Kupfersulfat geht, wie im Vers. 7.32. das Eisen, mit der Weinsäure eine Verbindung ein. Dabei entsteht ein Kupferkomplexsalz.*

### 7.35. Kohlensäurespender

Fülle in ein großes Reagenzglas etwa fingerbreit Natron. Verschließe das Glas mit dem durchbohrten Stopfen, durch dessen Bohrung du den kurzen Schenkel des gebogenen Glasrohres führst. Laß den langen Schenkel in das Kalkwasser in dem zweiten Reagenzglas tauchen. Erhitze nun das Natron über der Flamme des Spiritusbrenners.

*Nach kurzer Zeit steigen Gasblasen in der Flüssigkeit auf, das Kalkwasser trübt sich. Durch das Erhitzen wird das Natron zerstört. Dabei wird Kohlendioxid frei, zusätzlich auch Wasser, das sich im oberen Teil des Reagenzglases niederschlägt.*

### 7.36. Backpulver wird geprüft

7.36.1. Schütte etwas Backpulver in ein Reagenzglas, gib einige Tropfen verdünnte Salzsäure hinzu und beobachte!

7.36.2. Untersuche das Backpulver wie das Natron im vorigen Versuch durch Erhitzen. Leite das entstehende Gas wieder in Kalkwasser.

*Wenn Backpulver mit Salzsäure übergossen wird, braust es im Reagenzglas auf, ein Gas entweicht. Leitet man das beim Erhitzen entstandene Gas in Kalkwasser, so trübt es sich. Es ist also Kohlendioxid entwichen.*

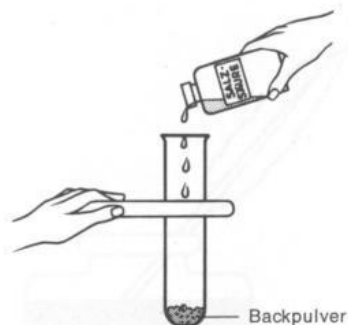
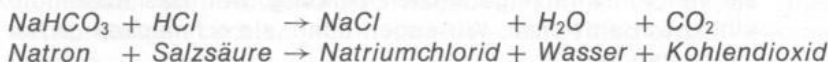
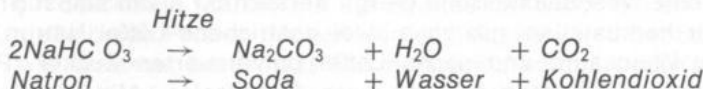


Abb. 84

Backpulver enthält zum größten Teil Natron. Mit Salzsäure reagiert Natron nach folgender Gleichung:



Beim Erhitzen zerfällt Natron:



Beim Kuchenbacken bewirkt das freiwerdende Kohlendioxid, daß der Teig schön locker wird, weil es sich in kleinen Bläschen in der Teigmasse verteilt.

### 7.37. Kohlendioxid aus Soda

In den Versuchen 5.9. und 5.10 hast du Kohlendioxid als einen Bestandteil der Kohlensäure kennengelernt. Auch andere Verbindungen enthalten Kohlendioxid, wenn es auch als Säurerest der Kohlensäure (Carbonat) auftritt.

Eine solche Verbindung ist z. B. Soda. Um nun das darin enthaltene Kohlendioxid nachzuweisen, halte ein Reagenzglas bereit, das zu einem Drittel mit Kalkwasser gefüllt ist. Du benötigst außerdem einen Stopfen, durch dessen Bohrung du den kurzen Schenkel des gebogenen Glasrohres führst.

Übergieße in einem zweiten Reagenzglas einen Löffel Soda mit etwas Salzsäure. Verschließe das Glas schnell mit dem Stopfen und laß den langen Schenkel des Glasrohres in das Kalkwasser eintauchen (Abb. 85)!

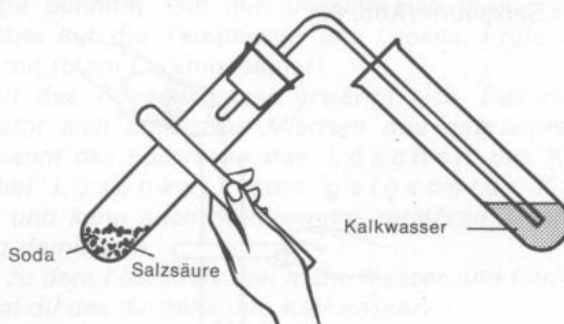


Abb. 85

Die Soda braust sofort mächtig auf, eine Gasentwicklung setzt ein. Das Gas trübt Kalkwasser, es ist also Kohlendioxid.

Genau wie Salz- und Schwefelsäure kann auch die Kohlensäure mit Metallen Salze bilden. Die Salze der Kohlensäure heißen Carbonate. Bei der Soda hat sich das Metall Natrium mit dem Säurerest  $\text{CO}_3$  der Kohlensäure zu der Verbindung Natriumcarbonat verbunden. Dieses Salz wird volkstümlich auch Soda genannt. Es hat die chemische Formel  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Da jedoch die Kohlensäure eine sehr schwache Säure ist, kann eine stärkere Säure den Säurerest der Kohlensäure aus der Verbindung verdrängen; dabei verbindet sich das Metall mit dem Säurerest der stärkeren Säure, und Kohlendioxid entweicht.



Fast immer, wenn eine Verbindung bei Zugabe einer Säure aufbraust, handelt es sich um ein Carbonat, das dann Kohlendioxid abgibt.

### 7.38. Brausepulver selbst hergestellt

Läßt man Erfrischungsgetränke längere Zeit offen stehen, verlieren sie viel von ihrer eigentlichen Wirkung, weil das Kohlendioxidgas allmählich entweicht. Wir sagen dann, sie schmecken „schal“ oder „abgestanden“.

Bei der Herstellung erfrischender Getränke spielt Kohlendioxid also eine wesentliche Rolle (vergl. Versuch 5.7.). Um selbst Brausepulver herzustellen, gib etwa zwei gestrichene Löffel Natron, zwei Löffel Weinsäure und sechs Löffel pulverisierten Zucker (Puderzucker) in das trockene, saubere Becherglas. Mische die drei Stoffe gut miteinander und fülle das Becherglas dann bis zum Rand mit Wasser auf!

*Nach der Zugabe von Wasser schäumt und braust die Flüssigkeit stark auf. Du darfst unbesorgt davon trinken.*

*Selbst so schwache Säuren wie Weinsäure reichen aus, um sich mit Natron umzusetzen. Dabei wird Kohlendioxid frei (vergl. Versuch 7.36.). Diese Reaktion vollzieht sich allerdings nur in wäßriger Lösung, weil Weinsäure eine feste Säure ist.*

Du kannst daher eine Mischung aus Natron, Weinsäure und Zucker auch als Brausepulver aufbewahren und erst dann in Wasser auflösen, wenn du dir ein Erfrischungsgetränk zubereiten möchtest. Den Zuckeranteil darfst du nach deinem Geschmack verändern.

Brausepulver mit einem anderen Geschmack erhältst du, wenn du statt Weinsäure Zitronensäure verwendest, die du in jeder Drogerie kaufen kannst.

### 7.39. Marmor und Salzsäure

Besorge dir für diesen Versuch bei einem Steinmetz einige Stückchen Marmor und übergieße sie im Reagenzglas mit etwas verdünnter Salzsäure (Abb. 86).

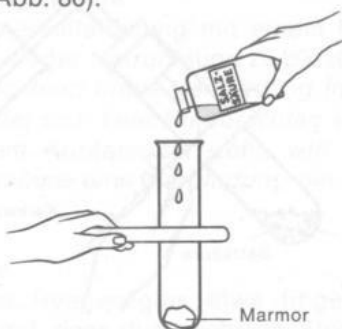
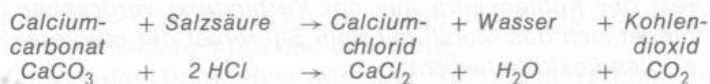


Abb. 86

Die Marmorstückchen brausen auf, ein leichter Schaum bildet sich. Auch Marmor ist, obwohl man es ihm äußerlich gar nicht ansieht, ein Salz der Kohlensäure. Das Metall Calcium, das du schon kennengelernt hast (vergl. Versuch 6.9.), hat sich mit dem Säurerest der Kohlensäure zu Calciumcarbonat (Marmor) verbunden. Dieses Salz hat die chemische Formel  $\text{CaCO}_3$  und wird volkstümlich auch kohlensaurer Kalk genannt.

Die Umsetzung der Salzsäure vollzieht sich nach folgender Gleichung:



Du kannst diesen Versuch wiederholen und das entweichende Gas wie in Versuch 7.37. durch ein Ableitungsrohr in Kalkwasser leiten. Die Trübung des Kalkwassers beweist die Entwicklung von Kohlendioxid.

#### 7.40. Original oder Fälschung?

Da alle kohlensauen Salze (Carbonate) bei Zugabe von Säure aufbrausen und Kohlendioxid abgeben, können so billige Gipsnachbildungen echter Marmorstatuen als Fälschungen erkannt werden.

Um diese Unterscheidung durchzuführen, gib in ein Reagenzglas ein Stückchen Marmor, in ein zweites ein Stück harten Gips. Übergieße beide Proben mit verdünnter Salzsäure und beobachte!

Wie erwartet, braust das Marmorstückchen auf, und Kohlendioxidgas entweicht. Gips dagegen ist eine Verbindung des Metalls Calcium mit dem Säurerest der Schwefelsäure, also Calciumsulfat ( $\text{CaSO}_4$ ). Es kann deshalb bei Zugabe von Salzsäure kein Kohlendioxid abgeben.

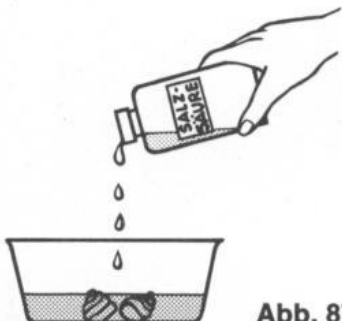


Abb. 87

#### 7.41. Das Schneckengehäuse – ein Carbonat?

Suche beim nächsten Spaziergang einige leere Schneckengehäuse oder, wenn du Gelegenheit hast, an der Küste Muschelschalen.

Gib die Schneckenhäuser oder Muschelschalen in das Porzellschälchen und laß einige Tropfen Salzsäure darauf fallen (Abb. 87)! Das Aufbrausen beweist, daß die Gehäuse aus einem Carbonat bestehen. Es ist Calciumcarbonat, das die Tiere durch spezielle Drüsen absondern können.

#### 7.42. Gelöschter Kalk

Fülle in ein Reagenzglas etwa fingerbreit gebrannten Kalk. Halte dann das Glas so in der Hand, daß sich das Kalk gerade in der Handfläche befindet. Gib nun tropfenweise Wasser in das Glas. Achte dabei auf die Temperatur des Glases. Prüfe anschließend den Brei mit rotem Lackmuspapier!

Der Inhalt des Reagenzglases erwärmt sich. Das rote Lackmuspapier färbt sich blau. Das Mischen des gebrannten Kalks mit Wasser nennt der Fachmann das *Löschen* des Kalks. Es entsteht dabei *Löschkalk* oder *gelöschter Kalk*. Er ätzt die Haut und kann auch Stoffgewebe zerstören. Deshalb mußt du vorsichtig damit sein.

Gibst du zu dem Löschkalk viel mehr Wasser und filtrierst dann ab, so erhältst du das dir bekannte Kalkwasser.

#### 7.43. Kalk erstarrt

Mische in dem Becherglas einen Löffel voll gebrannten Kalk mit einem Löffel Sand (Bausand). Gib dann tropfenweise Wasser hinzu, bis ein dicker Brei entsteht. Fülle diesen Brei in eine Streichholzschachtel (Abb. 88). Stelle sie auf die Fensterbank. Untersuche den Inhalt nach etwa einer Woche!

Der „Brei“ in der Streichholzschachtel ist sehr hart geworden. Das Gemisch aus gelöschtem Kalk, Sand und Wasser bezeichnet man als *Mörtel*. Der Mörtel wird beim Bauen zwischen die Mauersteine gestrichen, wo er allmählich erhärtet („abbindet“). Dabei nimmt der Kalk Kohlendioxid aus der Luft auf und gibt Wasser ab.

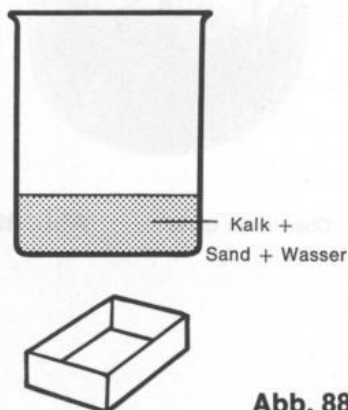
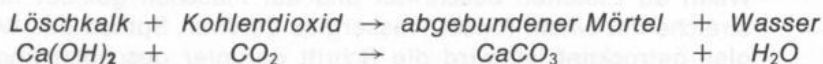


Abb. 88



Inzwischen hast du gelernt, daß abgebundener Mörtel chemisch nichts weiter ist als Calciumcarbonat.



#### 7.44. Kohlendioxid nachgewiesen

Gib eine kleine Probe des abgebundenen Mörtels aus dem vorigen Versuch in ein Reagenzglas. Weise wie in Vers. 7.39. das Kohlendioxid nach.

*Im Reagenzglas braust es auf, ein Gas entweicht. Das ist Kohlendioxid.*

*Da der Kalk aus Kalkstein ( $\text{CaCO}_3$ ) durch Brennen gewonnen wird und nach dem Abbinden daraus wieder Kalkstein entsteht, kann man von einem Kreislauf sprechen (Abb. 89):*



Abb. 89

#### 7.45. Ein „chemischer Garten“

Es erscheint dir sicher reichlich merkwürdig, daß aus unbelebten Chemikalien „Pflanzen wachsen“ können. der folgende Versuch soll es zeigen: Fülle das Becherglas zur Hälfte mit Wasserglas und gib die gleiche Menge Wasser dazu. Um beide Flüssigkeiten gut zu mischen, rühre kräftig mit dem Löffel um. Stelle das Glas möglichst erschütterungsfrei auf und wirf mit der Pinzette nacheinander unterschiedlich große Kristalle von Bariumchlorid, gelbes Blutlaugensalz, Kupfersulfat, Nickelsulfat, Kobaltchlorid, Mangansulfat, Magnesiumsulfat, Chromalaun, Eisen-III-chlorid und Kaliumpermanganat (sehr wenig!) in die Flüssigkeit. Achte darauf, daß die Salze nicht an der Oberfläche hängenbleiben!

*Es bietet sich dir ein eigenartiges Schauspiel. Schon nach kurzer Zeit wachsen aus den am Boden liegenden Kristallen pflanzenähnliche Gebilde in die Wasserglaslösung hinein. Es entstehen zarte, weiße „Eiszapfen“ oder Fäden neben dicken, blauen, grünen oder braunen Ästen (Abb. 90). Die Salzkristalle haben das Bestreben, sich in Wasser zu lösen. Da sich aber das Wasser nicht mit dem Wasserglas mischt, sondern nur ungleichmäßig dazwischen verteilt ist, erfolgt die Lösung der Kristalle auch nicht in der ganzen Flüssigkeit. Es stehen dafür nur kleine „Wasserkanäle“ zur Verfügung, in denen die pflanzenähnlichen Gebilde aufstreiben.*



Chemischer Garten

Abb. 90

#### 7.46. Wasserglas als Schutzüberzug

Im Kap. 5. hast du bereits einiges über Wasserglas erfahren, u. a. auch, daß es erstarrt und im Wasser dann nicht mehr löslich ist. Das kannst du ausnutzen, um Flaschen sauber zu beschriften.

Wenn du Etiketten beschriftet und auf Flaschen geklebt hast, so streiche mit einem Pinsel Wasserglas darüber. Sobald das Wasserglas getrocknet ist, wird die Schrift darunter geschützt und kann nicht mehr verwischen. Auch gegen Säuren und Laugen ist der Überzug recht beständig.

## 8. Von den Metallen

Sieh dich um, wo immer du dich in einer bewohnten Umgebung befindest. Du wirst überall Metalle entdecken. Seit Jahrtausenden schon sind sie der wichtigste Werkstoff des Menschen, und selbst die Kunststoffe, die heute häufig schon einen guten Ersatz für die Metalle darstellen, können sie nicht verdrängen. Über siebzig verschiedene Metalle gibt es, doch nur wenige haben für die Technik Bedeutung. Sie werden entweder rein verarbeitet oder, was auch sehr oft geschieht, mit anderen Metallen gemischt. Solche Mischungen aus zwei oder mehreren Metallen bezeichnet man als **Legierung**. Legierungen spielen heute oft eine größere Rolle als einzelne Metalle.



Walzstraße

Abb. 91

### 8.1. Eiserne Sternchen

Nimm etwas Eisenpulver mit Daumen und Zeigefinger auf und laß es von oben in die Flamme des Spiritusbrenners fallen.

*In der Flamme und auch darüber leuchten die Eisenteilchen auf und verglühen. Natürlich läßt sich Eisen nur in so kleinen Teilchen zu einer Verbindung mit dem Sauerstoff der Luft bringen, daß die Wirkung beobachtet werden kann. Bei größeren Stücken ist das nicht möglich.*

### 8.2. Metallischer Glanz

Besorge dir verschiedene Metalle, wie Nägel, Schrauben, Blechabfälle usw. Ritze die Oberfläche aller dieser Gegenstände mit einem alten Messer und vergleiche! Betrachte auch andere metallische Gegenstände in eurer Wohnung!

*Alle Metalle haben eine glänzende Oberfläche. Viele oxydieren jedoch an der Luft (vergl. Versuch 3.14. und 3.15.) und überziehen sich mit einer dunklen Oxidschicht, die vor der weiteren Oxydation schützt. Eine solche Schutzschicht bildet sich besonders gut bei Blei, Aluminium und Zink.*

### 8.3. Eisen muß nicht rosten

Reibe zwei Eisennägel mit Schmirgelpapier blank. Bestreiche dann einen Nagel mit Fahrradöl oder Schmierfett, den anderen nicht. Lege beide Nägel an einen Ort, wo sie der Luft ausgesetzt sind (Balkon, Fensterbank), und vergleiche nach einigen Tagen!

*Der eingefettete Nagel verändert sich nicht, der blanke dagegen ist schon nach wenigen Tagen wieder mit einer Oxidschicht überzogen.*

*Eisen und etliche andere Metalle müssen vor der Einwirkung des Luftsauerstoffs geschützt werden. Dies kann am einfachsten durch Einfetten geschehen. Da die Fettschicht aber nicht über einen längeren Zeitraum hält, hilft als dauerhafter Schutz ein Überzug aus Ölfarbe. Andere Schutzmethoden lernst du in späteren Versuchen kennen.*

### 8.4. Auf die Luft kommt es an

Um zu prüfen, ob Metalle im Wasser immer oxydieren, koche im Becherglas Wasser, so daß es einige Minuten lang sprudelt. Fülle dann ein Reagenzglas damit, ein anderes mit frischem Leitungswasser. Lege in jedes Reagenzglas einen blankgeschmirgelten Eisennagel und verschließe beide Gläser mit einem Stopfen (Abb. 93). Kennzeichne sie mit Klebeetiketten und vergleiche nach einigen Tagen!

*Der Nagel im abgekochten Wasser ist noch blank, der andere dagegen hat sich schon wieder mit einer dunklen Schicht überzogen. In Versuch 4.6. hast du erfahren, daß Wasser auch Luft löst, die durch das Kochen entweicht. Da im abgekochten Wasser keine Luft und somit kein Sauerstoff mehr vorhanden ist, kann der Nagel auch nicht oxydieren, weil eine Oxydation ohne Sauerstoff nicht möglich ist. Frisches Leitungswasser enthält soviel Sauerstoff, daß Metalle oxydieren können.*

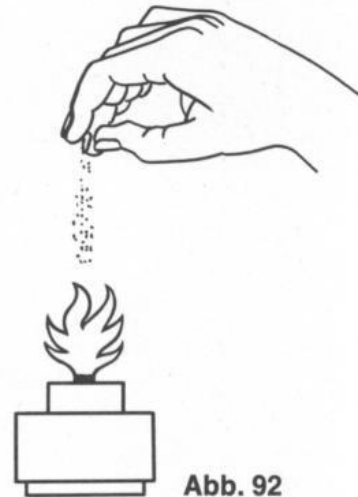


Abb. 92

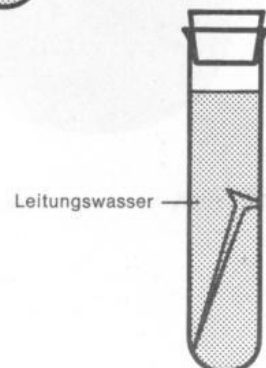
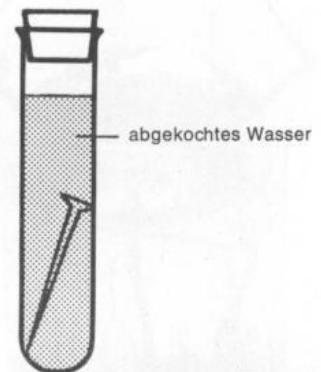


Abb. 93

### 8.5. Eine gemeinsame Eigenschaft aller Metalle

Baue dir einen Stromkreis (vergl. Versuch 5.26.) aus einer Batterie, einer Glühlampe und zwei Anschlußdrähten, so daß die Lampe leuchtet (Abb. 94). Die Kabel lassen sich leicht mit Büroklammern befestigen.

Unterbrich dann den Stromkreis, indem du ein Kabel an der Lampenfassung löst und dort das dritte Kabel befestigst. Setze zwischen die beiden freien Enden der Kabel verschiedene kleine Gegenstände, gleichgültig, ob es Metalle sind oder nicht. Verwende z. B. Nägel, Schrauben, Bindfaden, Wolle, Glas, Kunststoffe usw.

Stelle fest, wann die Lampe leuchtet, d. h. der Stromkreis ge-

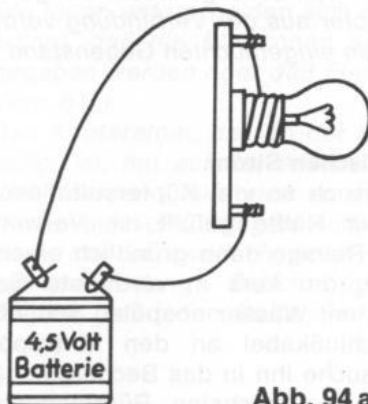


Abb. 94 a

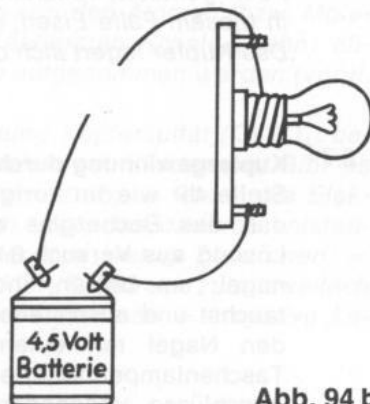


Abb. 94 b

schlossen ist!

Durch einige Gegenstände wird der Stromkreis geschlossen. Immer dann, wenn ein metallischer Gegenstand in den Stromkreis eingesetzt wird, leuchtet die Lampe.

Metalle leiten den elektrischen Strom.



Abb. 95

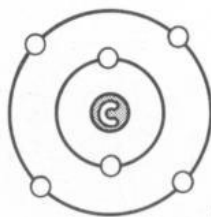


Abb. 96

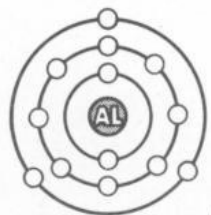


Abb. 97

Alle anderen Stoffe, mit Ausnahme der Kohleelektroden, die diesem Chemiekasten beiliegen, leiten den Strom nicht.

In Kapitel 2. hast du erfahren, daß sich alle Elemente aus Atomen zusammensetzen. Lange Zeit nahm man an, daß die unsichtbar kleinen Atome die kleinsten Bausteine der Materie seien, doch heute weiß man, daß auch sie aus noch winzigeren Teilchen zusammengesetzt sind. Ein Atom setzt sich aus einem Atomkern und Elektronen zusammen, die, ähnlich wie der Mond die Erde, den Kern auf einer festgelegten Bahn umkreisen (Abb. 95). Diese Bahnen bezeichnet man auch als *Schalen*.

Nun besitzen aber nicht alle Atome die gleiche Anzahl von Elektronen, sondern diese ist für jedes Element verschieden. Ein Kupferatom besitzt davon 29, Aluminium 13, Eisen 26, Uran 92, aber Wasserstoff dagegen nur 1.

Wenn ein Atom mehr als zwei Elektronen besitzt, so bewegen sie sich nicht alle auf einer Bahn um den Kern, sondern auf zwei oder mehreren (Abb. 96, 97).

Der elektrische Strom nun besteht aus solchen Elektronen, die sich in einem Kreislauf vom Minuspol zum Pluspol einer Stromquelle bewegen. In einem Leitungsdraht liegen die Atome des Metalls so geordnet, daß stets einige Elektronen die Leitung des elektrischen Stroms übernehmen können. Diese Erscheinung ist nur bei Metallen und bei Kohlenstoff zu beobachten. Daher leiten auch nur Metalle und Kohlenstoff den elektrischen Strom, alle anderen Stoffe nicht.

### 8.6. Eisen — nicht wiederzuerkennen

Bereite dir eine Kupfersulfatlösung, indem du einen halben Löffel voll Kupfersulfat in einem Reagenzglas in Wasser löst. Lege dann einen Eisennagel in die Lösung und beobachte einige Minuten lang. Gieße dann die Flüssigkeit in ein anderes Reagenzglas, weil du sie noch für den nächsten Versuch verwenden kannst. Betrachte den Nagel!

*Der Nagel ist jetzt rotbraun. Er hat sich mit einer Kupferschicht überzogen, die jedoch nicht sehr fest haftet und sich leicht abwischen läßt.*

*Dieses Überziehen eines Metalles mit Kupfer, Kupferplattieren genannt, vollzieht sich in der Lösung, indem einige Metalle, in diesem Falle Eisen, das Kupfer aus der Verbindung verdrängen. Das Kupfer lagert sich daher am eingetauchten Gegenstand ab.*

### 8.7. Kupfergewinnung durch elektrischen Strom

Stelle dir wie im vorigen Versuch so viel Kupfersulfatlösung her, daß das Becherglas etwa zur Hälfte gefüllt ist. Verwende die Lösung aus Versuch 8.6. mit. Reinige dann gründlich einen Eisennagel; am besten, indem du ihn kurz in verdünnte Salzsäure tauchst und anschließend gut mit Wasser abspülst. Schließe dann den Nagel mit einem Anschlußkabel an den Minuspol einer Taschenlampenbatterie und tauche ihn in das Becherglas. (Für die Anschlüsse verwendest du am einfachsten Büroklammern, mit denen sich das Kabel sowohl am Nagel als auch an der Batterie gut befestigen läßt.) An den Pluspol der Batterie wird mit einem zweiten Kabel ein Stückchen Kupferblech angeschlossen und ebenfalls in die Sulfatlösung getaucht. Achte darauf, daß sich die Metalle nicht berühren (Abb. 98)!

Nach einigen Minuten kannst du die Anschlüsse an der Batterie lösen und das Eisen untersuchen.

*Der Eisennagel hat sich mit einer Kupferschicht überzogen. Durch den elektrischen Strom wird das Kupfer aus der Kupfersulfatlösung verdrängt; es schlägt sich auf dem Eisen nieder. Das fehlende Kupfer in der Lösung wird unsichtbar für dich durch das Kupferblech wieder ersetzt. Du kannst aber beobachten, wenn du die Batterie lange genug angeschlossen läßt, daß das Kupferblech allmählich verschwindet.*

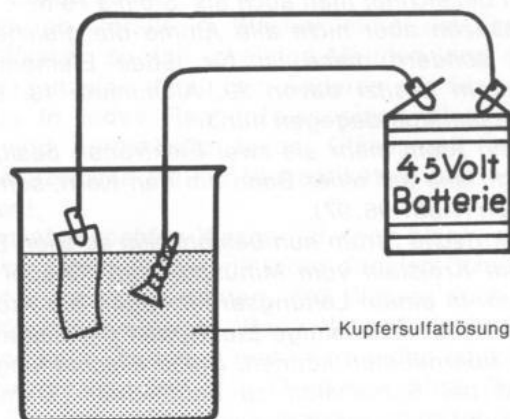


Abb. 98

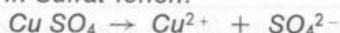


### 8.8. Atome werden zu Ionen

Stelle dir noch einmal in einem Reagenzglas eine Kupfersulfatlösung her. Laß dann Eisenpulver in geringen Mengen in das Glas fallen und beobachte es dabei genau!

Wie der Eisennagel in Vers. 8.6. überzieht sich auch das Eisenpulver mit Kupfer, das sich aus der Lösung auf dem feinen Pulver niederschlägt. Manchmal erfolgt der Überzug so schnell, daß die Körnchen schon verkupfert sind, bevor sie am Boden des Glases ankommen.

Kupfersulfat zerfällt im Wasser in Ionen (vergl. Vers. 7.6.), und zwar in Kupfer- und in Sulfat-Ionen:



Die Ionen unterscheiden sich dadurch von den Atomen (bzw. Molekülen), daß die Elektronen auf der äußersten Schale (Bahn) abgegeben werden oder daß Elektronen aufgenommen werden (vergl. Vers. 8.5.).

Das Kupferatom, das an der Verbindung Kupfersulfat ( $\text{CuSO}_4$ ) beteiligt ist, hat auf der äußersten Schale zwei Elektronen. Gibt es diese beiden Elektronen an den Sulfatrest ab, so fehlen die Elektronen am vollständigen Aufbau. Man sagt, das dadurch entstandene Ion ist zweifach positiv geladen (zu wenig Elektronen = positive Ladung). Gleichzeitig wird der Sulfatrest zum zweifach negativ geladenen Sulfation (zu viele Elektronen = negative Ladung).

### 8.9. Ungleiche Kräfteverhältnisse

Bereite dir eine Eisen-Salzlösung, indem du in einem zur Hälfte mit Wasser gefüllten Reagenzglas wenig Eisen-III-chlorid löst. Tauche nun einen Gegenstand aus Kupfer, z. B. ein Pfennigstück, in diese Lösung und achte darauf, ob sich ein Eisenüberzug auf dem Pfennig absetzt!

Der Pfennig bleibt unverändert, auch wenn er längere Zeit in der Eisensalzlösung liegt. Im Gegensatz zu den beiden vorigen Versuchen, bei denen metallisches Eisen Kupfer aus einer Kupfersalzlösung ausfällt und dabei selbst in Lösung geht, kann Kupfer das Eisen aus einer Eisenverbindung nicht verdrängen.

### 8.10. Spannungsreihe der Elemente

Tauche ein Stück Blei zunächst in die Eisen-III-chlorid-Lösung aus dem vorigen Versuch und achte darauf, ob sich ein Überzug bildet. Halte das Blei anschließend in eine Kupfersulfatlösung. Kannst du Veränderungen bemerken?

Auf dem Blei schlägt sich kein Eisen nieder, wohl aber Kupfer aus der Kupfersulfatlösung. Unter den Metallen gibt es eine „Rangfolge“, aus der zu ersehen ist, welches Metall ein anderes aus Verbindungen verdrängt. Man spricht von einer **Spannungsreihe der Metalle**.

Magnesium	Aluminium	Zink	Eisen	Blei	Kupfer	Silber
Mg	Al	Zn	Fe	Pb	Cu	Ag

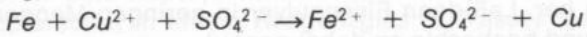
Jedes Metall kann die in der Tabelle rechts von ihm stehenden aus Salzlösungen verdrängen, umgekehrt ist das jedoch nicht möglich.

Für das Eisen in einer Kupfersulfatlösung läßt sich folgende Gleichung aufstellen:



Diese Gleichung gibt aber nur die sichtbaren Vorgänge wieder.

Berücksichtigst du, daß das Kupfer in Ionen vorliegt, so muß die Gleichung anders lauten:



In dieser Lösung hat also ein Elektronenaustausch stattgefunden. Das metallische Eisen hat die Elektronen auf seiner äußersten Schale an das Kupfer abgegeben und ist damit selbst Ion geworden.

Wenn du in Vers. 3.13. gelernt hast, daß die Oxydation das Verbinden mit Sauerstoff ist, so ist diese Erklärung nicht falsch, sondern sie muß nun erweitert werden:

Oxydation ist die Abgabe von Elektronen.

Dementsprechend muß auch der Begriff der Reduktion (Entzug von Sauerstoff) erweitert werden:

Reduktion ist die Aufnahme von Elektronen.

Das Eisen wird also beim Eintauchen in eine Kupfersulfatlösung oxydiert, das Kupfer dagegen reduziert.

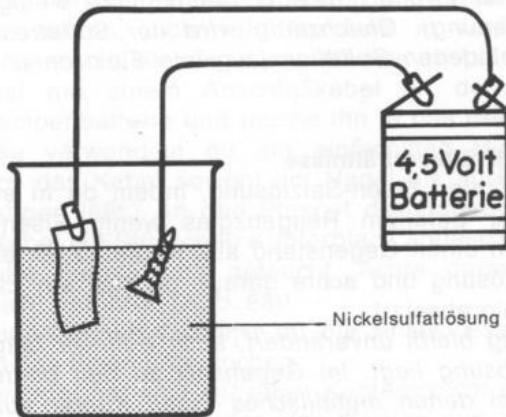


Abb. 99

#### 8.11. Vernickeln durch Elektroplattierung

Besorge dir für diesen Versuch eine Messingschraube oder einen anderen Gegenstand aus Messing.

Nun bereite eine Nickellösung, indem du etwa einen halben Löffel voll Nickelsulfat in das zur Hälfte gefüllte Becherglas gibst. Verbinde dann mit einem Kabel das Nickelblech mit dem Pluspol der Batterie und tauch es in die Lösung. Überlege, warum ein Nickelblech benötigt wird. Vergleiche mit Versuch 8.7.!

Die Messingschraube muß wieder mit verdünnter Salzsäure gereinigt und gut mit Wasser abgespült werden. Verbinde die Schraube durch ein zweites Kabel mit dem Minuspol der Batterie und tauche sie ebenfalls in die Lösung (Abb. 99). Entferne nach einigen Minuten die Anschlußkabel und betrachte die Schraube!

Messing wird in diesem Versuch mit Nickel überzogen.

Metallüberzüge, die mit Hilfe des elektrischen Stromes hergestellt werden, nennt man **Elektroplattierungen**. Elektroplattierungen haben in der Technik große Bedeutung: Es gibt nämlich viele Metalle, die an der Luft leicht oxydieren. Wenn man diese leicht oxydierenden Metalle elektroplattiert, werden sie gegenüber dem Luftsauerstoff widerstandsfähiger. Eine andere Methode, Eisen zu schützen, hast du bereits in Versuch 8.3. kennengelernt. Lies dort nach!

8.12. **Verbirgt sich Eisen hinter einer Elektroplattierung?**

Eiserne Gebrauchsgegenstände werden, wie du in Versuch 8.11. erfahren hast, häufig elektroplattiert. Prüfe doch einmal mit einem Magneten nach, wo sich überall Eisen verbirgt. Eventuell kannst du dich einmal täuschen, weil außer Eisen auch noch Nickel vom Magneten angezogen wird.

*Immer wenn ein Gegenstand vom Magneten angezogen wird, kann es Eisen oder Nickel sein. Für Fahrzeuge werden Eisen- oder Stahlteile oft mit Chrom elektroplattiert, weil Chrom sehr widerstandsfähig ist und besonders schön glänzt.*

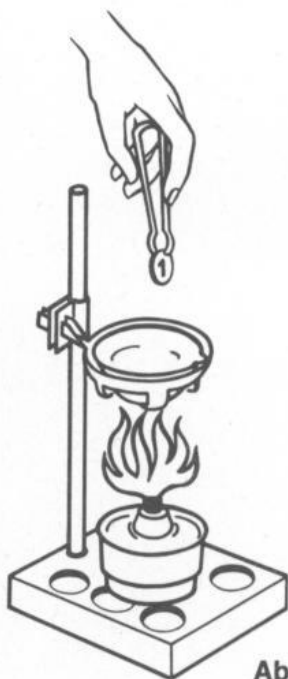


Abb. 100

8.13. **Noch ein Metallüberzug**

Erwärme in einem Marmeladenglasdeckel Zinn Draht, bis er flüssig ist. Tauche dann mit der Pinzette ein Stück Kupferdraht oder ein Pfennigstück, das du vorher mit Salzsäure gereinigt hast, in das flüssige Zinn (Abb. 100). Prüfe nach dem Erkalten die Haltbarkeit des Zinnüberzuges!

*Das Zinn haftet fest auf dem Draht oder Pfennigstück und bildet einen zusammenhängenden Überzug.*

*Auch Eisenblech kann in Zinn getaucht und durch diesen Überzug gegen Rostbildung geschützt werden. Ein so behandeltes Blech heißt Weißblech. Alle Konservendosen z. B. bestehen aus Weißblech.*

*Du hast sicher bemerkt, daß Zinn schon bei ziemlich niedriger Temperatur schmilzt. Der Schmelzpunkt liegt bei 232° C. Nicht alle Metalle schmelzen bei so niedriger Temperatur, wie du aus der folgenden Übersicht ersehen kannst:*

Name des Metalls	Schmelzpunkt
Wolfram	3380° C
Platin	1769° C
Eisen	1535° C
Kupfer	1083° C
Aluminium	660° C
Blei	327° C

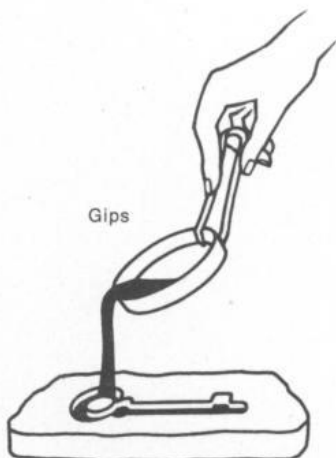


Abb. 101

8.14. **Metallguß in Gipsformen**

Reibe einen kleinen Gegenstand, etwa eine Zinnfigur oder einen kleinen Schlüssel, mit Fett oder Öl ein. Dann rühre dir in einem alten Marmeladenglas einen dicken Brei aus Gips und Wasser an und fülle ihn in eine kleine Pappschale.

Drücke den Gegenstand in die Gipsmasse. Wenn der Gips erhärtet ist, nimm den Gegenstand vorsichtig heraus. Erhitze dann Zinn oder Blei in einem alten Deckel (vergl. Versuch 8.13.) und fülle die Form mit dem flüssigen Metall aus (Abbildung 101). Prüfe nach dem Erkalten!

*Das flüssige Metall füllt die Form aus, so daß ein genauer Abdruck des Gegenstandes entsteht.*

*Durch Metallguß werden nicht nur Kirchenglocken hergestellt, wie dir vielleicht bekannt ist, sondern z. B. auch Schiffsschrauben und viele Maschinenteile.*

### 8.15. Eisen – chemisch erkannt

Im Versuch 2.1. hast du erfahren, daß metallisches Eisen vom Magneten angezogen wird, und es so nachgewiesen werden kann. Doch auch auf chemischem Wege kann Eisen bestimmt werden.

Stelle dir zunächst eine Lösung aus gelbem Blutlaugensalz und Wasser her. Dazu mußt du einige Kristalle gelbes Blutlaugensalz in einem Reagenzglas voll Wasser auflösen. Verschließe das Glas mit einem Stopfen und kennzeichne es mit einem Etikett.

Fülle dann ein anderes Reagenzglas zur Hälfte mit Salzsäure und lege einen Eisennagel hinein. Gib nach wenigen Minuten einige Tropfen Blutlaugensalzlösung dazu (Abb. 102). Beobachte!

*Der Inhalt des Reagenzglases färbt sich blau. Eisen verbindet sich mit der Salzsäure zu einem löslichen Eisensalz. Das Blutlaugensalz bildet mit diesem Eisensalz eine komplizierte chemische Verbindung, die „Berlinerblau“ heißt. Immer wenn sich bei der Zugabe von Blutlaugensalz Berlinerblau bildet, ist der Nachweis für die Anwesenheit von Eisen erbracht.*

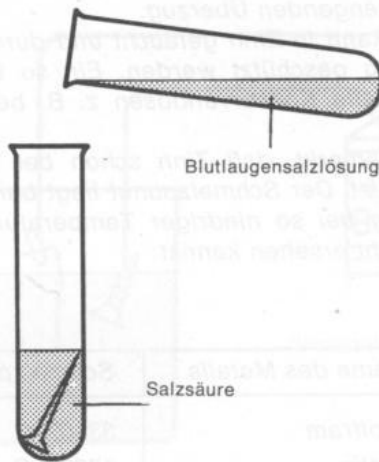


Abb. 102

### 8.16. Eisen im Leitungswasser?

In manchen Gegenden enthält das Leitungswasser gelöste Eisenverbindungen. Das Eisen darin läßt sich nachweisen, wenn du eine Probe Leitungswasser mit einigen Tropfen Salzsäure ansäuerst und Blutlaugenlösung hinzufügst.

*Wenn Eisenverbindungen im Leitungswasser enthalten sind, färbt sich der Inhalt des Glases blau. Du darfst allerdings nicht so eine intensive Blaufärbung erwarten wie im vorigen Versuch. Es läßt sich höchstens eine schwache Färbung erzielen.*

### 8.17. Leicht festzustellen

Eisenverbindungen unterscheiden sich oftmals so grundlegend vom metallischen Eisen, daß man das Eisen darin gar nicht erkennen kann. Ob eine Verbindung Eisen enthält, kannst du jetzt schnell feststellen.

Löse in einem Reagenzglas einige Kristalle Eisen-III-chlorid in wenig Wasser. Füge dann ein paar Tropfen Blutlaugensalzlösung hinzu.

*Wieder färbt sich der Inhalt des Reagenzglases, dieses Mal sogar tiefblau. Damit hast du das Eisen in der Verbindung nachgewiesen.*

### 8.18. Geheimnisvolle Botschaft

Die Erfahrungen aus den Versuchen 8.15. und 8.16., daß Eisen und Blutlaugensalz eine tiefblaue Verbindung ergeben, nutzen wir aus, um eine Geheimtinte herzustellen.

Löse in einem Reagenzglas eine Löffelspitze voll Eisen-III-chlorid. Mit einer Schreibfeder oder einem alten Füllfederhalter kannst du nun mit der gelblichen Lösung auf Papier schreiben. Günstig ist es, wenn du nicht weißes, sondern gelbes Papier verwendest. Anschließend muß die Schrift trocknen, bis sie nicht mehr zu erkennen ist.

Tränke dann einen Wattebausch mit der Blutlaugensalzlösung und wische über die unsichtbare Schrift auf dem Papier. Erkennst du das Geschriebene?

*Dunkelblau hebt sich die Schrift jetzt auf dem Papier ab. Wieder hat sich das Blutlaugensalz mit der unsichtbaren Eisenverbindung zu Berlinerblau verbunden. Dadurch werden die Schriftzüge sichtbar.*

### 8.19. Eisen im Blumentopf

Enthält Ackerboden oder Gartenerde kein Eisen, so werden die Blätter der Pflanzen gelb, und die Pflanze stirbt ab. Ohne Eisen kann sich nämlich kein Blattgrün bilden. Versuche, das Eisen im Boden nachzuweisen! Gib dazu in ein Reagenzglas einen Löffel voll Blumenerde und setze so viel verdünnte Salzsäure hinzu, daß die Probe bedeckt ist. Fülle dann bis zur Hälfte des Reagenzglases mit Wasser auf und schüttle kräftig. Anschließend filtriere die Aufschlämmung. Versetze das klare Filtrat mit einigen Tropfen Blutlaugensalzlösung!

*Wieder färbt sich die Lösung tiefblau. Du hast damit den Nachweis erbracht, daß in der Gartenerde Eisen enthalten ist, das die Pflanzen zum Wachstum benötigen.*

### 8.20. Zigaretten mit Eisen?

Untersuche einmal Zigaretten- oder Zigarrenasche darauf, ob sie Eisen enthält. Verfahre dazu wie im vorigen Versuch.

*Auch Zigaretten- und Zigarrenasche enthalten Eisen, wie du durch die Entstehung von Berlinerblau nachweisen kannst.*

Versuche zu erklären, wie das Eisen in die Tabakwaren gelangt ist. Findest du die Erklärung nicht sofort, so lies die Einleitung zu Versuch 8.17. noch einmal und denke außerdem daran, aus welchen Teilen der Tabakpflanze Zigarren und Zigaretten hergestellt werden.

### 8.21. Leiter oder Nichtleiter?

Baue dir die Anordnung wie in Versuch 8.5. auf. Befestige an den beiden freien Kabeln mit Büroklammern die Kohleelektroden. Fülle nun Kochsalz (Haushaltssalz) in die Porzellanschale und halte die beiden Kohlestäbe nebeneinander in das Salz, ohne daß sie sich berühren (Abb.103). Achte auf die Lampe!

*Die Glühlampe leuchtet nicht auf, also leitet festes Kochsalz den elektrischen Strom nicht.*

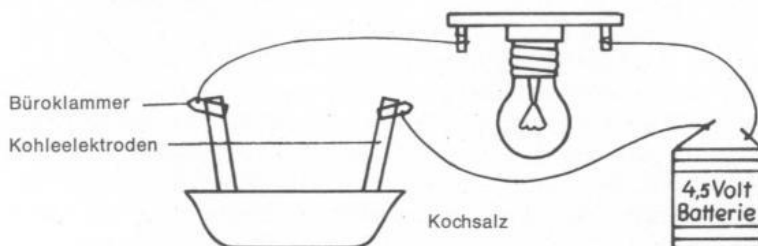


Abb. 103



**8.22. Wasser ist notwendig**

Verwende den Aufbau aus dem vorigen Versuch, tauche aber die beiden Kohlestäbe in ein Becherglas mit Leitungswasser. Achte auf die Lampe. Gib dann nach und nach Kochsalz in das Wasser, rühre um und beobachte gleichzeitig die Glühlampe. (Die Stäbe dürfen sich wieder nicht berühren!)

*Je mehr Kochsalz im Wasser gelöst wird, desto heller brennt die Glühlampe. Ohne das Salz brennt die Lampe nicht. Aus dieser Beobachtung und dem Ergebnis des vorigen Versuches erkennst du, daß Kochsalz und Wasser gemeinsam den Strom leiten, einzeln dagegen nicht.*

*Im Versuch 7.6. hast du erfahren, daß gelöstes Kochsalz in Ionen zerfällt. Diese elektrisch geladenen Teilchen sind notwendig, wenn Strom durch Wasser geleitet werden soll. Zwar enthält Leitungswasser auch schon einige Ionen, doch reichen sie nicht aus, um die Lampe zum Leuchten zu bringen. Dazu ist die große Zahl der Natrium- und Chloridionen unerlässlich.*

*Außer dem Kochsalz gibt es noch viele andere Salze, die beim Lösen in Wasser ebenfalls in Ionen zerfallen und deshalb auch den elektrischen Strom leiten. Auch Säuren und Laugen zeigen diese Eigenschaft.*

**8.23. Zerfällt Zucker auch in Ionen?**

Wiederhole den vorigen Versuch, verwende aber statt des Kochsalzes Zucker. Achte darauf, daß du vorher das Becherglas und die Kohlestäbchen sorgfältig abspülst!

*Die Lampe leuchtet nicht auf. Zucker zerfällt im Wasser nicht in Ionen, kann deshalb also den elektrischen Strom auch nicht leiten. Die Vorgänge, die sich beim Lösen des Zuckers in Wasser abspielen, sind andere als die beim Lösen des Kochsalzes.*

**8.24. Kupfersulfat als Stromtransporteur**

Wiederhole den Versuch 8.23. mit einer Kupfersulfatlösung. Achte wieder darauf, ob die Lampe leuchtet!

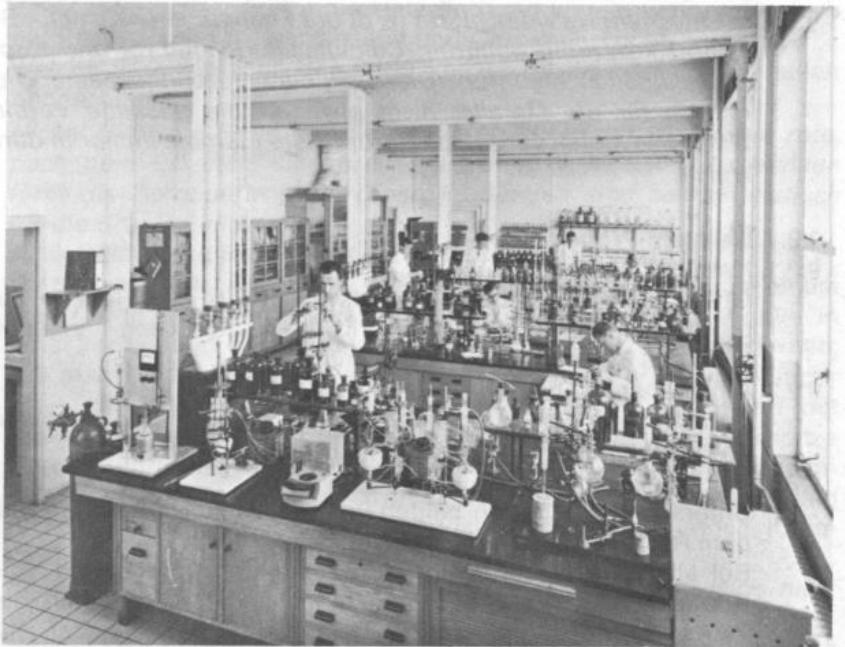
*Die Lampe leuchtet wie bei dem Versuch 8.22. Neben dem Kochsalz und dem Kupfersulfat leiten alle Verbindungen den elektrischen Strom, die beim Lösen in Wasser in Ionen zerfallen. Das sind z. B. alle löslichen Salze. Aber auch Säuren und Laugen sind in wäßrigen Lösungen dissoziiert und leiten damit den Strom.*

## 9. Chemische Analysen

Häufig stellt sich einem Chemiker die Aufgabe, die Elemente in einer unbekannten chemischen Verbindung genau zu bestimmen. Diese Tätigkeit nennt er *A n a l y s e*. Für fast alle Elemente gibt es ganz spezielle Nachweismittel, durch die mit Sicherheit festgestellt werden kann, welche Elemente sich in einer Verbindung befinden.

Du hast bereits erfahren, daß man mit Blutlaugensalz Eisen nachweisen kann (vergl. Versuch 8.15.). Außerdem weißt du, daß sich Kalkwasser immer dann trübt, wenn es mit Kohlendioxid in Berührung kommt. Damit kennst du bereits ein einfaches Verfahren, die Zusammensetzung einer Verbindung zu bestimmen; denn du erinnerst dich sicher: Kohlendioxid besteht aus Kohlenstoff und Sauerstoff.

Nicht alle Analysen lassen sich jedoch so leicht durchführen. Du sollst nun ein paar Nachweisreaktionen kennenlernen.



Analytisches Prüfungslabor der Philips Duphar GmbH

Abb. 104

## 9.1. Metalle färben Flammen

### 9.1.1. Natrium.

Fülle in das Porzellanschälchen einige Tropfen verdünnte Salzsäure. Lege auf die Asbestplatte ein sauberes Stück Papier und gib darauf nebeneinander kleine Proben der folgenden Salze: Natriumchlorid, Bariumchlorid, Calciumchlorid und Kupfersulfat.

Glühe nun die Spitze eines Magnesiumstäbchens in der Spiritusflamme einige Minuten lang aus. Tauche dann das heiße Stäbchen in die Salzsäure und anschließend sofort in das Kochsalz (Natriumchlorid). Ein paar Kristalle bleiben an der Spitze des Stäbchens hängen. Wenn du dann das Magnesiumstäbchen an den seitlichen Rand der Flamme hältst, wirst du eine farbliche Veränderung der Flamme beobachten.

### 9.1.2. Barium

Bevor du den Versuch mit Bariumchlorid durchführst, mußt du die Spitze des Stäbchens abbrechen. Es könnten nämlich noch Natriumchloridreste daran haften. Erhitze wieder den Stab, tauche in Salzsäure, danach in Bariumchlorid und dann wieder in die Flamme.

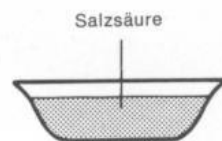
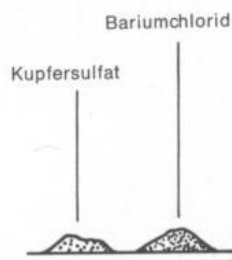
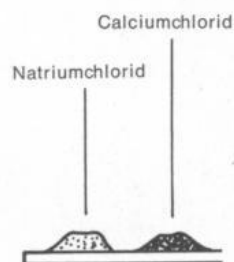
### 9.1.3. Calcium

Verfahre mit dem Calciumchlorid wie mit den beiden vorigen Substanzen. Vergiß nicht, die Spitze abzubrechen.

### 9.1.4. Kupfer

Untersuche das Kupfersulfat wie die drei anderen Salze. Achte auf die Flammenfärbung.

*Bei den vier Verbindungen sind folgende Flammenfärbungen zu beobachten: Natriumchlorid färbt die Flamme intensiv gelb, Bariumchlorid kurzzeitig hellgrün, Calciumchlorid gelbrot und Kupfersulfat schließlich blaugrün. Diese Flammenfärbungen sind charakteristisch für die Metalle, nicht etwa für die gesamte Verbindung. Wenn das Metall verdampft, färbt es die Flamme immer in derselben Weise.*



## 9.2. Beilstein-Probe

### 9.2.1. Natriumchlorid

Glühe ein Stückchen des Kupferblechs in der Flamme aus und tauche es dann in Natriumchlorid. Wenn Körnchen hängenbleiben, halte das Blech wieder in die Flamme.

### 9.2.2. Ammoniumchlorid

Verfahre mit dem Ammoniumchlorid wie mit dem Natriumchlorid im vorigen Versuch. Achte auf die Farbe der Flamme.

### 9.2.3. Verschiedene Chloride

Untersuche wie in den beiden vorigen Versuchen andere Salze mit dem Rest der Salzsäure, also Chloride.

Bei allen Salzen färbt sich die Flamme vorübergehend grün. Das Kupfer verbindet sich in der Hitze mit dem Salz zu einem geringen Teil zu Kupferchlorid, das die Flamme färbt. Mit dieser Beilstein-Probe läßt sich also der Rest der Salzsäure nachweisen. Dieser Versuch klappt allerdings auch mit Brom und Jod.



## 9.3. Zeige, was du gelernt hast

Vielleicht kannst du für diesen Versuch deine Eltern, Geschwister oder einen Freund zur Mithilfe heranziehen. Laß den Helfenden nach der Anleitung aus dem vorigen Versuch verschiedene Salze in der Flamme verdampfen, ohne daß du weißt, um welche Verbindungen es sich handelt.

Kannst du nun feststellen, welches Metall in der Verbindung enthalten ist? Vergl. die Nachweise durch Flammenfärbung in Versuch 9.1.!

Abb. 105

#### 9.4. Ein anderer Metall-Nachweis

Nicht alle Metalle lassen sich durch die Flammenfärbung nachweisen. Für einige ist eine andere Nachweisreaktion notwendig. Fülle in das saubere Porzellanschälchen eine Löffelspitze Borax. Glühe wieder die Spitze eines Magnesiastäbchens am seitlichen Rand der Flamme aus und drücke das Stäbchen dann heiß in das Borax. Dabei haftet etwas Borax an dem Stäbchen. Erhitze du nun wieder die Spitze, so verwandelt sich das Salz in eine klare Perle. Feuchte die Perle nach dem Erkalten mit Wasser an und tauche sie in Kobaltchlorid. Bleibt ein wenig von der Kobaltverbindung hängen, so erhitze wieder (Abb. 106). Was beobachtest du?



Abb. 106

Die Boraxperle löst das Kobaltchlorid. Noch in der Hitze, stärker jedoch nach dem Erkalten, färbt sich die Perle dunkelblau. Immer wenn in einer Verbindung Kobalt enthalten ist, färbt sich die Boraxperle dunkelblau.

#### 9.5. Eisen-, Nickel- und Chromnachweis

Auch Eisen und Nickel und Chrom können mit der Boraxperle nachgewiesen werden. Führe die Untersuchung wie im vorigen Versuch mit Eisen-III-chlorid, Nickelsulfat und Chromalaun durch.

Welche Färbungen an der Perle kannst du bei den drei Metallen beobachten?

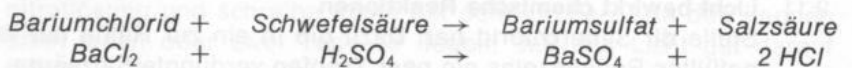
Nickel färbt die Perle grau, Eisen kann ihr in der Hitze eine rote, nach dem Erkalten eine braune Färbung verleihen. Chromalaun färbt die Boraxperle grün. Diese Färbungen sind charakteristisch für die drei Metalle.

#### 9.6. Auch Säurereste lassen sich nachweisen

Salze bestehen, wie du in Kapitel 7. erfahren hast, aus einem Metall und einem Säurerest. Da du nun schon einige Metalle in einer Verbindung erkennen kannst, sollst du zusätzlich noch lernen, wie man Säurereste nachweist. Fülle ein Reagenzglas einen Finger breit mit Schwefelsäure und ergänze dann bis zur Hälfte mit Wasser. Löse in einem anderen Reagenzglas eine Löffelspitze Bariumchlorid in Wasser auf. Gib dann einige Tropfen der Bariumchloridlösung in das mit Schwefelsäure gefüllte Glas (Abbildung 107). Beobachte! (Die Bariumchloridlösung benötigst du noch. Kennzeichne das Glas und verwahre es gut.)

Es bildet sich ein weißer, körniger Niederschlag, der sich nicht wieder löst. Das ist Bariumsulfat.

Bariumchlorid ( $\text{BaCl}_2$ ) bildet mit der Schwefelsäure Bariumsulfat und Salzsäure.



#### 9.7. Sulfat – im Salz nachgewiesen

Nicht nur Schwefelsäure bildet mit Bariumchlorid unlösliches Bariumsulfat, sondern auch alle anderen Verbindungen, die den Säurerest der Schwefelsäure ( $-\text{SO}_4$ ) enthalten.

Weise nun diesen Säurerest in Nickel- und Natriumsulfat nach, indem du wenig der Verbindung in Wasser löst und Bariumchloridlösung hinzugibst.

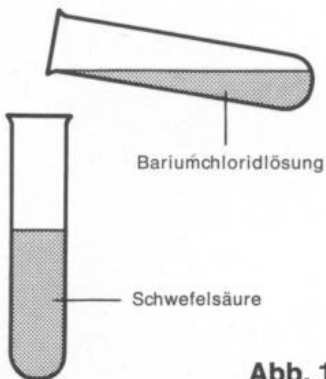


Abb. 107

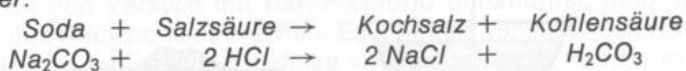
### 9.8. Der Kohlensäurerest

Salze der Kohlensäure heißen Carbonate (vergl. Tabelle nach Versuch 5.18.). Man weist sie nach, indem man sie mit Salzsäure übergießt.

Fülle in ein Reagenzglas einen halben Löffel Soda, in ein anderes etwa zu einem Drittel Kalkwasser. Schiebe dann ein Winkelrohr durch die Bohrung eines Gummistopfens. Übergieße die Soda mit Salzsäure, verschließe das Glas schnell mit dem vorbereiteten Stopfen und führe den einen Schenkel des Glasrohres in das Kalkwasser. Was beobachtest du?

*Der Inhalt des Reagenzglases schäumt auf. Dabei entweicht ein Gas, das Kalkwasser trübt. Es muß also Kohlendioxid entstanden sein.*

*Soda und die Salzsäure reagieren nach folgender Gleichung miteinander:*



*Die Kohlensäure zerfällt wieder (vergl. Versuch 5.9.).*



*Da bei einer Reaktion eines Carbonats mit Salzsäure immer Kohlendioxid entsteht, können die Salze der Kohlensäure durch Einleiten des Kohlendioxids in Kalkwasser nachgewiesen werden.*

### 9.9. Herstellen einer Silbernitratlösung

Für die folgenden Versuche benötigst du eine Silbernitratlösung.

Stelle sie her, indem du eine Löffelspitze Silbernitrat in einem Reagenzglas voll destilliertem Wasser löst, das du nach Versuch 4.15. herstellen kannst\*). Du mußt das Reagenzglas erst gut mit destilliertem Wasser ausspülen, bevor du es damit füllst. Schüttle dann das Glas kräftig, bis sich das ganze Silbernitrat gelöst hat. Verschließe das Reagenzglas mit einem Stopfen, kennzeichne es mit einem Klebeetikett und bewahre es gut auf. Achte darauf, daß du kein Silbernitrat an die Hand oder auf die Kleidung bekommst: Silbernitrat ätzt und hinterläßt schwarze Flecken.

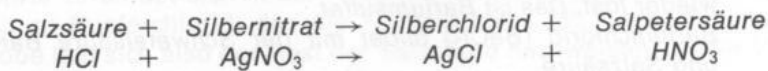
\*) Destilliertes Wasser ist auch in jeder Drogerie erhältlich.

### 9.10. Salzsäure — chemisch nachgewiesen

Der Säurerest der Salzsäure heißt Chlorid (vergl. Tabelle nach Versuch 5.18.). Er kann mit Silbernitrat nachgewiesen werden.

Gib dazu einige Tropfen Salzsäure in ein Reagenzglas und fülle bis zur Hälfte mit destilliertem Wasser auf. Füge ein paar Tropfen Silbernitratlösung hinzu und beobachte!

*In dem Reagenzglas bildet sich ein dicker, weißer Niederschlag. Er besteht aus Silberchlorid. Silberchlorid bildet sich aus Silbernitrat und Salzsäure nach folgender Gleichung:*



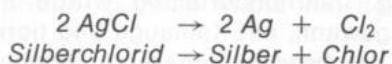
### 9.11. Licht bewirkt chemische Reaktionen

Stelle dir Silberchlorid her. Dazu gib in ein zur Hälfte mit Wasser gefülltes Reagenzglas ein paar Tropfen verdünnte Salzsäure. Setze dann etwas Silbernitratlösung hinzu (vergl. Vers. 9.9.). Wie du in Vers. 9.10. kennengelernt hast, bildet sich ein dicker weißer Niederschlag. Teile nun den Inhalt des Reagenzglases und fülle etwa die Hälfte in ein anderes Glas. Stelle nun ein Reagenzglas mit Silberchlorid an einen Ort, wo es stark dem Tageslicht ausgesetzt ist, das andere soll völlig im Dunkeln stehen. Vergleiche nach einigen Stunden die Reagenzgläser miteinander!



Das Silberchlorid, das dem Tageslicht ausgesetzt war, färbt sich dunkel, nach längerer Zeit wird es sogar fast schwarz. Das Silberchlorid im Dunkeln hat sich dagegen farblich fast gar nicht verändert.

Durch die Einwirkung des Tageslichtes zerfällt die unbeständige Verbindung Silberchlorid:



Die dunkle Färbung wird durch das Element Silber hervorgerufen, das bei der Zersetzung entsteht.

Früher wurde Silberchlorid für Fotografien verwendet. In einer dünnen Schicht auf Filme oder Platten aufgetragen, zersetzt es sich an den Stellen, auf die das Licht fällt; dort wird der Film nach dem Entwickeln schwarz. Die unbelichteten Stellen dagegen bleiben hell, weil dort das Silberchlorid nicht zerfallen ist. Heute ist das Silberchlorid durch die chemisch verwandten Verbindungen Silberbromid und Silberjodid verdrängt worden, die lichtempfindlicher sind.

#### 9.12. Silbernitrat zeigt auch die Salze der Salzsäure an

Löse dazu nacheinander kleine Proben folgender Salze mit destilliertem Wasser in einem Reagenzglas: Natriumchlorid, Calciumchlorid und Kobaltchlorid. Gib jeweils einige Tropfen Silbernitratlösung hinzu!

Es bildet sich bei jedem Versuch ein weißer Niederschlag. Immer wenn Silbernitrat mit einer Verbindung reagiert, die den Säurerest der Salzsäure enthält, entsteht ein weißer Niederschlag von Silberchlorid. Silbernitrat ist deshalb ein sicheres Nachweismittel für den Säurerest der Salzsäure (Chlorid).

#### 9.13. Chlorid im Leitungswasser?

Fülle ein Reagenzglas zur Hälfte mit Leitungswasser und gib einige Tropfen Silbernitratlösung hinzu. Beobachte!

Es bildet sich wieder ein weißer Niederschlag, wenn auch nicht so eindrucksvoll wie bei den vorigen Versuchen. Im Leitungswasser muß also auch der Säurerest der Salzsäure enthalten sein. Es wird gechlort, um eventuell vorhandene Bakterien abzutöten. Deshalb entsteht auch Silberchlorid.

Jetzt verstehst du sicher, warum du bei den vorigen Versuchen mit destilliertem Wasser arbeiten mußt: der Chlorgehalt des Leitungswassers hätte sonst die Versuchsergebnisse verfälscht.

#### 9.14. Silbernitrat – eine besondere Tinte

Du hast richtig gelesen: die farblose Silbernitratlösung soll uns als Tinte dienen.

Wasche zunächst einen weißen Leinenlappen gründlich mit Seife aus, um ihn zu entfetten. Tauche dann ein Streichholz in die Silbernitratlösung und schreibe damit auf dem Lappen. Laß den Lappen dann einen oder zwei Tage so liegen, daß das Licht gut darauf fällt!

Der Lappen hat sich dort geschwärzt, wo du mit dem Streichholz geschrieben hast. Silbernitrat schwärzt sich am Licht, wenn es mit Stoffen in Berührung kommt, die aus pflanzlichen oder tierischen Fasern hergestellt worden sind. Die Schrift läßt sich nicht wieder auswaschen. Deshalb kann Silbernitrat als Wäschetinte verwendet werden. Du mußt also gut darauf achten, daß du kein Silbernitrat auf die Kleidung bekommst.

## 10. Waschen und Reinigen

Für die Reinigung des Körpers und der Kleidung verwenden wir neben Seife die verschiedensten Waschmittel. Das älteste Reinigungsmittel ist die auch heute noch gebräuchliche Seife. Schon vor tausend Jahren waren die Seifensieder ein anerkannter Berufszweig. Jahrhundertlang wurde Pottasche, die man aus Holzasche gewann, mit Kalilauge und tierischem Fett zu Seife verkocht. Der wachsende Bedarf an Reinigungsmitteln führte dazu, daß Seife mehr und mehr, besonders in Waschpulvern, durch ähnlich aufgebaute künstliche Stoffe der chemischen Industrie ersetzt wurde.

Die folgenden Versuche geben dir einen Einblick in die Wirkungsweise der Seife und anderer Reinigungsmittel.



Abb. 108

### 10.1. Gelöste Seife

Seife entfaltet erst in gelöster Form ihre Wirksamkeit. Für die weiteren Untersuchungen mußt du dir deshalb eine möglichst konzentrierte Seifenlösung herstellen.

Schabe dazu wie in Vers. 6.1. von einem Stück Kernseife einige Flocken und gib sie in das Becherglas. Löse sie in wenig Wasser. Bei leichtem Erwärmen lösen sich die Seifenflocken besser. Um die Konzentration zu prüfen, zerreibe etwas von der Flüssigkeit zwischen den Fingern!

Aus Vers. 6.1. und 6.2. weißt du, daß Seife chemisch eine Lauge ist. In konzentrierter Form fühlt sie sich stark „glitschig“ an. Sollte das bei deiner Probe nicht der Fall sein, mußt du noch weitere Seifenflocken zur Lösung geben, damit die folgenden Versuche mit Seifenlauge gut gelingen.

### 10.2. Fett und Seife

Fülle zwei Reagenzgläser zu einem Drittel mit Wasser und gib einige Tropfen Speiseöl hinzu. Zu einer Probe füge noch etwa fingerbreit Seifenlösung aus Vers. 10.1. Anschließend schüttele beide Proben kräftig um und beobachte!

Durch das Umschütteln wird das Öl zunächst in beiden Gläsern verteilt, setzt sich aber im Reagenzglas mit Wasser bald deutlich an der Oberfläche ab, das Wasser darunter wird wieder klar. Die Probe, zu der noch Seifenlösung gegeben wurde, bleibt trübe (Abb. 109). Das Öl verteilt sich in feinste Tröpfchen, die in der Lösung schweben, weil sie von der Seife umschlossen werden.

Die Verteilung eines flüssigen Stoffes in Tröpfchenform in einer Flüssigkeit nennt der Chemiker eine *Emulsion*. Auf der Fähigkeit, andere Stoffe, besonders Fette, in eine Emulsion zu überführen, beruht u. a. die Waschkraft der Seife.

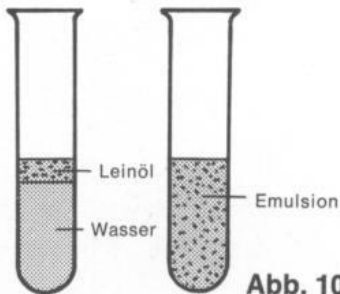


Abb. 109

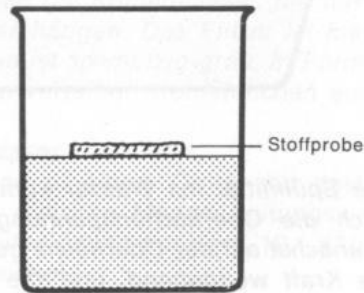


Abb. 110

### 10.3. Erprobung der Waschkraft

Besorge dir zwei gleichgroße Stoffproben aus demselben Material, möglichst Baumwolle, und tränke sie in einer Porzellanschale mit Speiseöl. Dann fülle das Becherglas zunächst mit Leitungswasser. Lege eine Stoffprobe auf die Flüssigkeitsoberfläche (Abb. 110) und beobachte 3–4 Minuten. Anschließend fülle das Becherglas zu einem Drittel mit Seifenlösung aus Vers. 10.1. und vergleiche!

Auf dem Wasser schwimmt die Stoffprobe auch noch nach längerer Zeit, in der Seifenlösung dagegen sinkt sie bald unter.

Durch Wasser wird das Öl nicht von den Fasern abgelöst, und die Stoffprobe kann nicht vom Wasser benetzt werden. Sie schwimmt deshalb weiter auf der Oberfläche. Die Seifenlösung dagegen umschließt das Fett, bildet eine Emulsion (vgl. Vers. 10.2.) und löst es von der Faser ab. Die Stoffprobe kann nun vom Wasser benetzt werden und sinkt deshalb.

#### 10.4. Spannung im Wasser

Breite ein trockenes, möglichst ganz sauberes Tuch auf dem Tisch aus. Laß mit einem Glasstab einen Tropfen Wasser vorsichtig auf das Gewebe fallen und beobachte. Daneben bringe einen Tropfen Seifenlösung auf das Tuch und vergleiche.

*Der Wassertropfen bleibt längere Zeit als kugeliges Gebilde auf dem Tuch liegen, während die Seifenlösung sofort in das Gewebe einfließt.*

*Die einzelnen Wassermoleküle besitzen eine Kraft, mit der sie sich gegenseitig festhalten. Es ist die sog. Zusammenhaltkraft, auch Kohäsion genannt. Sie bewirkt, daß die Oberfläche wie von einer dünnen Haut „überspannt“ wird. Deshalb nennt man diese Kraft auch Oberflächenspannung. Durch Seife und andere Waschmittel wird die Oberflächenspannung stark herabgesetzt. Das Gewebe kann nun besser benetzt werden, deshalb dringt Seifenlösung sofort in das Tuch ein, während der Wassertropfen noch längere Zeit darauf liegen bleibt. Die Herabsetzung der Oberflächenspannung des Wassers ist ein weiterer, sehr wichtiger Faktor beim Waschvorgang.*

#### 10.5. Eisen kann schwimmen

Fülle eine Schüssel mit Wasser. Lege ganz vorsichtig eine Büroklammer auf die Wasseroberfläche. Die Klammer schwimmt (Abb. 111). Gib nun einen Tropfen Geschirrspülmittel in das Wasser und beobachte!

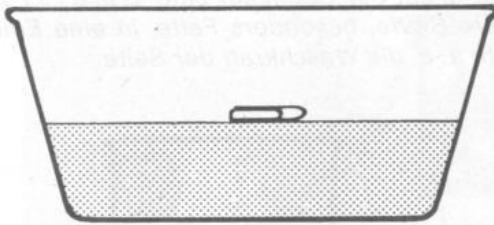


Abb. 111

*Sobald das Spülmittel ins Wasser kommt, geht die Büroklammer unter. Durch die Oberflächenspannung des Wassers wurde die Klammer zunächst auf der Oberfläche getragen. Das Spülmittel zerstört diese Kraft weitgehend, und die Klammer sinkt unter. Wir sagen dann, das Wasser ist e n t s p a n n t.*

#### 10.6. Ein kleiner Wasserberg

Stelle das Becherglas in eine größere Schüssel und fülle es gestrichen voll Wasser. Achte darauf, daß nichts überläuft. Laß dann nacheinander ganz vorsichtig einige Münzen in das Glas sinken. Allmählich steigt dadurch der Wasserspiegel über den Rand des Glases, so daß ein richtiger Wasserberg entsteht (Abb. 112). Nun gib einen Tropfen Geschirrspülmittel hinein. Was beobachtest du? Sofort läuft der Wasserberg ab, die Oberfläche schließt jetzt mit dem Rand ab. Die Oberflächenspannung bewirkte zunächst, daß noch Wasser über dem Rand des Glases wie von einer Haut zusammengehalten wird. Durch Zugabe des Spülmittels wird die Spannung dann so weit vermindert, daß das überstehende Wasser abläuft.

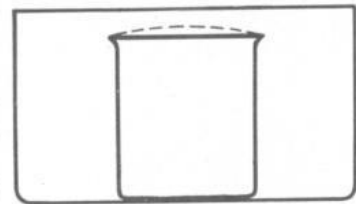


Abb. 112

### 10.7. Die Entspannung wird sichtbar

Fülle eine Schüssel etwa halb voll Wasser und streue einige Papierblättchen, die du mit einem Aktenlocher ausstanzen kannst, auf die Oberfläche. Sie schwimmen zunächst ganz ruhig. Zwischen diese Plättchen gib wieder etwas Spülmittel und beobachte!

*Sofort stieben die Papierschnitzel auseinander zum Rand der Schüssel hin. Die Oberflächenspannung wird durch das Spülmittel wieder zerstört, die dünne Haut reißt auf. Dabei wirkt die Entspannung von der Mitte nach außen und reißt die schwimmenden Papierteilchen mit.*

### 10.8. Seife und Kohle

Bereite dir aus Holzkohlestückchen durch Zerdrücken zwischen zwei Papierbögen etwas Kohlepulver. Fülle nun ein Reagenzglas zu einem Drittel mit Wasser, ein zweites mit der gleichen Menge Seifenlösung aus Vers. 10.1. Gib in jedes Glas eine Löffelspitze Kohlepulver und schüttele beide Gläser kräftig um. Beobachte anschließend die Kohleteilchen und vergleiche beide Proben!

*Im Wasser klumpen die Kohleteilchen bald wieder zusammen und sinken zu Boden. Darüber bleibt eine verhältnismäßig klare Flüssigkeit zurück. In der Seifenlösung dagegen bleiben sie in der Schwebe. Die Kohleteilchen werden, ähnlich wie die Öltröpfchen, von der Seifenlösung umschlossen. Den Schwebezustand fester Stoffteilchen in einer Flüssigkeit bezeichnet man als Dispersion (vgl. Emulsion, Vers. 10.2.).*

*Beim Waschvorgang werden die Schmutzteilchen in ähnlicher Weise aus der Kleidung herausgelöst und mit der Lauge weggeschwemmt. Gieße die Proben nicht weg, du benötigst sie noch für den nächsten Versuch.*

### 10.9. Ein Filter hilft hier nicht

Gieße die beiden Proben aus Vers. 10.8. nacheinander gesondert durch ein Filter und vergleiche die Filtrate!

*Beim Filtrieren bleiben die Kohleteilchen, die nur in Wasser gegeben wurden, im Filter hängen. Das Filtrat ist klar. Das Filtrat der Seifenlösung dagegen ist schmutzig-grau. In Form einer Dispersion durchdringen die fein verteilten Kohleteilchen auch die Poren des Filters.*

### 10.10. Unterschiedliches Wasser

Fülle ein Reagenzglas zu einem Drittel mit destilliertem Wasser, ein zweites mit der gleichen Menge Leitungswasser. Zu beiden Proben gib etwas Seifenlösung aus Vers. 10.1. (Abb. 113). Schüttele kräftig um und vergleiche!

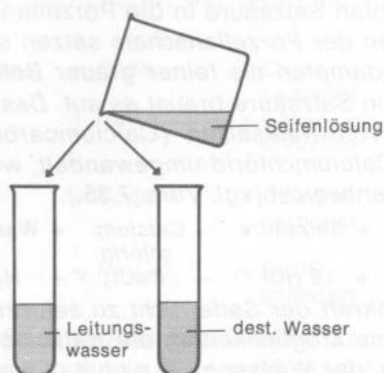


Abb. 113



Im Reagenzglas mit destilliertem Wasser ist sofort eine deutliche, bleibende Schaumbildung zu beobachten. In Leitungswasser dagegen entsteht nur wenig, evtl. gar kein Schaum. Es bilden sich nur graue, schmierige Flocken.

Einfaches Leitungswasser enthält noch viele gelöste Salze (vgl. Kap. 4), besonders Kalksalze. Seife hat die Eigenschaft, erst diese Kalksalze des Wassers zu binden, bevor eine Schaumbildung auftritt. Die durch Seife gebundenen Kalksalze bilden dann die grauen, schmierigen Flocken, die sog. „Kalkseife“. Je höher der Anteil der Kalksalze, desto größer ist der Seifenverbrauch, denn die Waschkraft der Seife wird erst dann wirksam, wenn alle Kalksalze gebunden sind.

Wasser, das sehr viel gelöste Kalksalze enthält, bezeichnet man als **hartes Wasser**. Sind nur wenig oder gar keine Salze im Wasser gelöst, spricht man von **weichem Wasser**.

Regenwasser ist weiches Wasser, während Leitungswasser und das Wasser aus Seen und Flüssen mehr oder weniger hartes Wasser ist.

#### 10.11. Kalkwasser und Seife

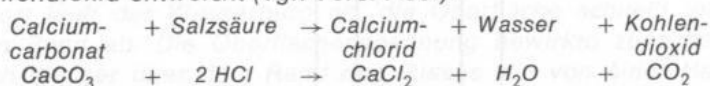
Um die Auswirkung des harten Wassers auf Seife noch näher zu untersuchen, fülle ein Reagenzglas zu einem Drittel mit Kalkwasser und gib unter ständigem Schütteln so lange Seifenlösung aus Vers. 10.1. hinzu, bis eine Schaumbildung auftritt. Achte darauf, wieviel Kalkseife sich bildet. Vergleiche den Seifenverbrauch mit den Ergebnissen aus Vers. 10.10.

Erst nach reichlicher Zugabe von Seifenlösung ist eine Schaumbildung zu beobachten. Dabei entstehen größere Mengen Kalkseife. Stark kalkhaltiges Wasser, also sehr hartes Wasser, verbraucht nutzlos viel Seife, bis die Kalksalze durch Seife gebunden sind. Erst wenn das Wasser auf diese Weise „enthärtet“ ist, setzt die eigentliche Waschkraft der Seife ein.

In den heutigen Waschmitteln hat man die Seife deswegen weitgehend durch künstliche Stoffe, die sog. **Tenside**, ersetzt. Sie haben hinsichtlich der Waschkraft die gleiche Wirkung wie die herkömmliche Seife, sind aber von der Wasserhärte unabhängig, weil sie mit den Kalksalzen keine Verbindung eingehen. Da diese Tenside außerdem chemische Zusätze enthalten, die der Wäsche einen besonderen Weißeffekt verleihen, sind sie der Seife überlegen.

#### 10.12. Nachweis der Kalksalze in Leitungswasser

Fülle die Porzellanschale zur Hälfte mit Leitungswasser und dampfe es über der Spiritusflamme ein (Abb. 114). Nach dem Erkalten gib einen Tropfen Salzsäure in die Porzellanschale und beobachte! Auf dem Boden der Porzellanschale setzen sich die gelösten Salze nach dem Eindampfen als feiner grauer Belag ab (vgl. Vers. 4.3.). Bei Zugabe von Salzsäure braust es auf. Das ist der Beweis für die Anwesenheit von Kalksalzen (Calciumcarbonat). Es wird durch Salzsäure in Calciumchlorid umgewandelt, wobei unter Aufbrausen Kohlendioxid entweicht (vgl. Vers. 7.35.).



Um die Waschkraft der Seife nicht zu sehr zu beeinträchtigen, gibt es verschiedene Möglichkeiten, die Kalksalze aus dem Wasser zu entfernen, d. h. das Wasser zu **enthärten**.



Abb. 114

### 10.13. Enthärtung durch Kochen

Für diese Untersuchung fülle das Becherglas zu Dreiviertel mit Leitungswasser und erhitze es über der Spiritusflamme bis zum Sieden. Laß es ungefähr 10 Minuten kochen und beobachte nach dem Erkalten!

*Ist das Wasser hart, das ist je nach Wohnort sehr verschieden, so trübt es sich. Nach längerem ruhigem Stehen setzt sich auf dem Boden ein grau-weißer Satz ab. Auf der Wasseroberfläche bildet sich eine Haut. Beides wird durch Kalksalze hervorgerufen, die beim Kochen ausfallen. Auf die gleiche Art entsteht nach längerem Gebrauch der Kesselstein im Teekessel. Das abgekochte Wasser benötigst du noch für den nächsten Versuch.*

### 10.14. Eine Vergleichsuntersuchung

Filteriere das abgekochte Wasser aus Vers. 10.13. und fülle ein Reagenzglas zu einem Drittel damit. in ein zweites Glas gib ebenfalls zu einem Drittel Leitungswasser. Setze dann beiden Proben die gleiche Menge Seifenlösung aus Vers. 10.1. zu. Schüttele die Gläser kräftig und beobachte die Schaumbildung.

*In der Probe mit abgekochtem Wasser ist eine stärkere Schaumbildung zu beobachten als in normalem Leitungswasser (Abb. 115). Die durch das Kochen ausgefallenen Kalksalze beeinträchtigen die Waschkraft der Seife nicht mehr.*

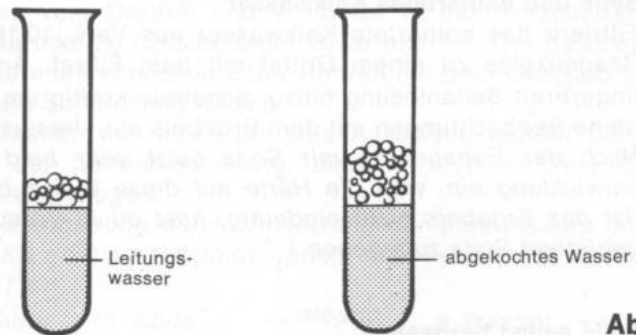
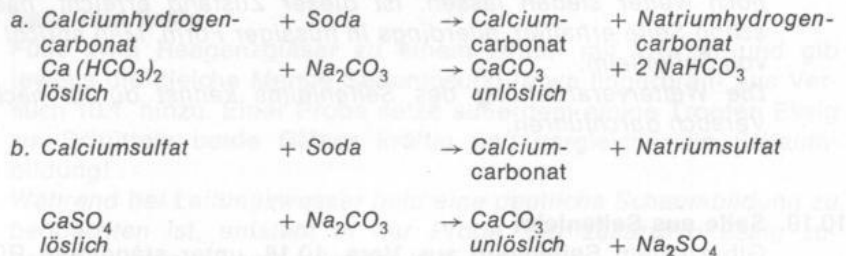


Abb. 115

### 10.15. Soda als Enthärter

Löse in einem Becherglas, das du zur Hälfte mit Leitungswasser gefüllt hast, einen halben Löffel Soda und erwärme die Lösung leicht ca. 10 Minuten. Ist das Wasser hart (je nach Wohnort verschieden), so tritt bald eine Trübung ein. Nach 10–15 Minuten setzt sich am Boden ein weißer Niederschlag ab, der sich beim Umrühren aufwirbeln läßt.

*Durch Soda werden die löslichen Kalksalze des harten Wassers in unlöslichen Kalk übergeführt, der dann als Niederschlag aus der Lösung ausfällt:*



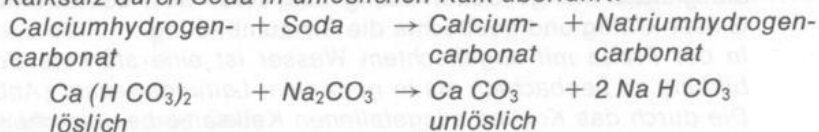
Mit dem durch Soda enthärteten Wasser kannst du nun dieselbe Vergleichsuntersuchung wie in Vers. 10.14. durchführen.

**Anmerkung:** In Gegenden mit sehr weichem Leitungswasser kann es vorkommen, daß die Versuche 10.13. bis 10.15. keine klaren Ergebnisse zeigen. Stellvertretend kannst du die gleichen Erkenntnisse in Vers. 10.16. gewinnen.

#### 10.16. Enthärtung von Kalkwasser

Kalkwasser besitzt die größte Wasserhärte. Sie wird jedoch künstlich erzeugt, indem man gebrannten Kalk in Wasser auflöst (vgl. Vers. 1.4.). Aus Versuch 10.11. weißt du, daß außergewöhnlich viel Seifenlösung verbraucht wird, bis eine Schaumbildung einsetzt. Fülle das Becherglas zu einem Drittel mit Kalkwasser. Dann gib unter ständigem Rühren 2–3 Löffel Soda hinzu. Erwärme die Lösung leicht und beobachte!

*Die Lösung trübt sich bald, am Boden setzt sich nach kurzer Zeit ein weißer Niederschlag ab. Wie in Versuch 10.15. wird das lösliche Kalksalz durch Soda in unlöslichen Kalk überführt:*



#### 10.17. Seife und enthärtetes Kalkwasser

Filtrierte das enthärtete Kalkwasser aus Vers. 10.16. und fülle ein Reagenzglas zu einem Drittel mit dem Filtrat. Anschließend gib fingerbreit Seifenlösung hinzu. Schüttle kräftig um und vergleiche deine Beobachtungen mit dem Ergebnis aus Versuch 10.11.

*Nach der Behandlung mit Soda setzt sehr bald eine Schaumentwicklung ein, weil die Härte auf diese Weise beseitigt wurde. (Ist das Ergebnis nicht eindeutig, hast du in Versuch 10.16. nicht genügend Soda zugegeben.)*

#### 10.18. Seife selbst hergestellt

Fülle das Becherglas zur Hälfte mit Wasser und erhitze über der Spiritusflamme bis zum Sieden. In das siedende Wasser gib 3 bis 4 Löffel kleine Stücke einer Stearinkerze (Abb. 116). Kerzen bestehen zum größten Teil aus Stearinsäure. Ist die Stearinsäure geschmolzen, setze zwei Löffel Natronlauge hinzu und laß noch ca. 5 Minuten weitersieden. Dann tauche den Glasstab in die Flüssigkeit, ziehe ihn an der Glaswand hoch und beobachte!

*Im Becherglas bildet sich Schaum, nach längerem Erhitzen eine dickflüssige Masse, die beim Hochziehen des Glasstabes Schlieren bildet.*

*Kannst du diese Schlierenbildung noch nicht beobachten, mußt du noch weiter sieden lassen. Ist dieser Zustand erreicht, hast du schon Seife erhalten, allerdings in flüssiger Form. Man spricht auch von Seifenleim.*

*Die Weiterverarbeitung des Seifenleims kannst du im nächsten Versuch durchführen.*

#### 10.19. Seife aus Seifenleim

Gib zu dem Seifenleim aus Vers. 10.18. unter ständigem Rühren löffelweise so viel Kochsalz, bis sich an der Oberfläche eine feste Masse bildet.

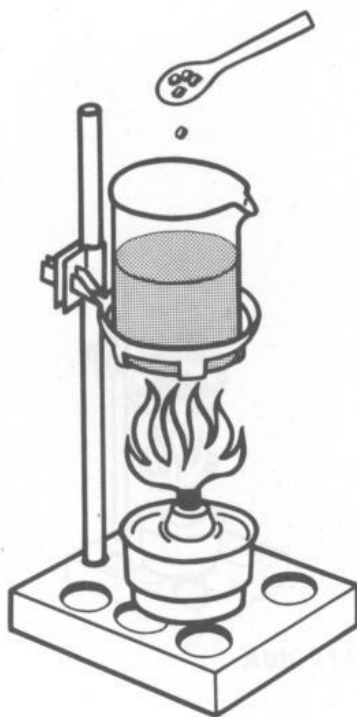


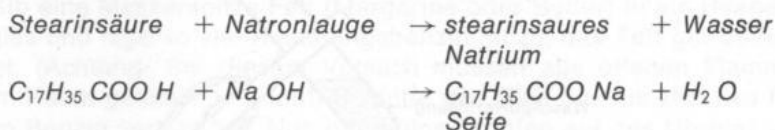
Abb. 116

Diese feste Masse ist Seife. Du kannst sie vorsichtig mit dem Löffel abheben und zu einem Klumpen zusammenkneten.

Die Behandlung des Seifenleims mit Kochsalz bezeichnet man als **Aussalzen**. Nach diesem Verfahren wurde lange Zeit Seife industriell hergestellt. Heute arbeiten so nur noch kleinere Betriebe.

Diese Methode der Seifenherstellung wird als **Laugenverfahren** bezeichnet, weil die Seife aus Stearinsäure durch Zugabe von Natronlauge entsteht. Wie bei einer Neutralisation (vgl. Vers. 7.3.) bildet sich dabei das Natriumsalz der Stearinsäure. Das ist die Seife.

Die chemische Formel für Stearinsäure lautet  $C_{17}H_{35}COOH$ . Für die Seifenbildung gilt folgende Gleichung:



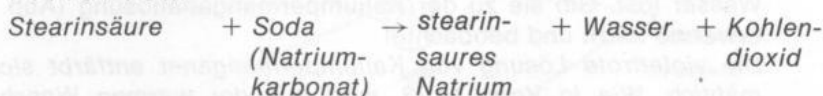
#### 10.20. Ein bequemerer Verfahren

Dieser Versuch soll dir Einblick geben, wie in modernen Großbetrieben technisch Seife hergestellt wird.

Fülle dazu das Becherglas möglichst genau zu einem Drittel mit Wasser, erhitze es und löse darin 3–4 Löffel Soda. Nimm nun das Becherglas vom Dreifuß und schmelze in der Porzellanschale 3 Löffel Stearinkerze (Stücke einer Stearinkerze). Die geschmolzene Stearinsäure laß vorsichtig unter Rühren mit dem Glasstab tropfenweise in die Sodalösung fließen.

Sofort scheidet sich Seife ab. Das Aussalzen entfällt bei dieser Methode der Seifenherstellung, deshalb wird es dem Laugenverfahren vorgezogen.

Da die Seifenbildung durch Umsetzung der Stearinsäure mit Soda (Natriumkarbonat) erfolgt, spricht man hier vom **Karbonatverfahren**.



#### 10.21. Flammenfärbung durch Seife

Nimm mit einem Magnesiastäbchen etwas Seife auf und halte es in die Flamme des Spiritusbrenners (Abb. 117). Welche Färbung zeigt sich?

Die Spiritusflamme färbt sich intensiv gelb. Das ist der Beweis, daß in der Seife das Element Natrium chemisch gebunden ist (vgl. Vers. 9.1.). Aus den Versuchen 10.18. bis 10.20. weißt du ja schon, daß Natrium tatsächlich in Seife enthalten ist.

#### 10.22. Seife und Essig

Fülle zwei Reagenzgläser zu einem Drittel mit Wasser und gib jeweils die gleiche Menge Seifenlösung (etwa fingerbreit) aus Versuch 10.1. hinzu. Einer Probe setze außerdem einige Tropfen Essig zu. Schüttle beide Gläser kräftig und vergleiche die Schaumbildung!

Während bei Leitungswasser bald eine deutliche Schaumbildung zu beobachten ist, entsteht in der Probe, der zusätzlich Essig zugegeben ist, nur wenig oder gar kein Schaum.

Seife ist säureempfindlich. Säuren wirken der Schaumbildung entgegen.



Abb. 117



### 10.23. Waschpulver wird erwärmt

Bereite dir im Becherglas eine Waschpulverlösung (Persil), fülle ein großes Reagenzglas zur Hälfte mit der Lösung und erwärme das Glas über der Spiritusflamme (nicht sieden lassen! Abb. 118). Beobachte die Waschpulverlösung!

*In der Flüssigkeit steigen beim Erwärmen langsam kleine Gasbläschen auf. Das aufsteigende Gas ist Sauerstoff. Er wird von Wasserstoffperoxid abgegeben, das im Waschpulver chemisch an Borax (Natriumtetraborat) gebunden ist. Die Formel dafür lautet:  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot \text{H}_2\text{O}_2$*

*Auf der Abgabe von Sauerstoff beruht die Bleichwirkung des Waschpulvers.*

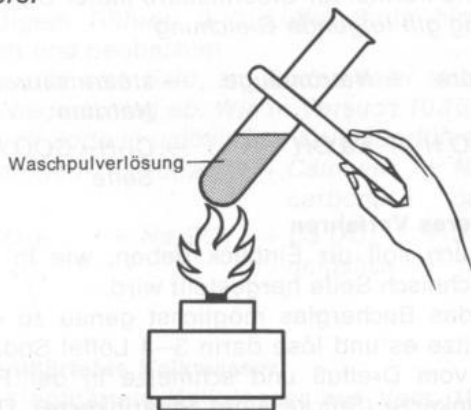


Abb. 118

### 10.24. Entfärbung durch Waschpulver

Für diese Untersuchung benötigst du eine sehr verdünnte Lösung von Kaliumpermanganat. Löse dazu in einem Reagenzglas, das zu einem Drittel mit Wasser gefüllt ist, zwei Kristalle Kaliumpermanganat. Achte darauf, daß sich die Kristalle ganz auflösen. Gib dann noch einige Tropfen Schwefelsäure hinzu. Berechne dir nun eine Waschpulverlösung, indem du einen Teelöffel Waschpulver in wenig Wasser löst. Gib sie zu der Kaliumpermanganatlösung (Abb. 119), erwärme leicht und beobachte!

*Die violettrote Lösung von Kaliumpermanganat entfärbt sich allmählich. Wie in Vers. 10.23. wird aus der warmen Waschlauge Sauerstoff abgegeben, der aufgrund der Bleichwirkung die Kaliumpermanganatlösung entfärbt.*



Abb. 119

### 10.25. Flammenprobe mit Fewa

Nimm mit einem Magnesiastäbchen einige Körnchen Fewa (Feinwaschmittel) auf und halte sie in die Flamme des Spiritusbrenners. Achte auf die Flammenfärbung!

*Die Flamme färbt sich leuchtend gelb. Das ist der Beweis, daß dieses Waschmittel auch das Element Natrium enthält (vgl. Vers. 10.21.). Gleichzeitig verbrennt Fewa mit einer kleinen Flamme, wobei sich Ruß abscheidet. Das deutet darauf hin, daß an der Zusammensetzung organische Stoffe beteiligt sind.*

### 10.26. Prüfung auf Bleichmittel

Bereite dir wie in Versuch 10.24. eine sehr verdünnte Lösung von Kaliumpermanganat, die du mit einigen Tropfen Schwefelsäure ansäuerst. Setze Fewa-Lösung zu, erwärme leicht und beobachte, ob eine Entfärbung eintritt!

*Mit Fewa-Lösung tritt keine Entfärbung ein. Feinwaschmittel dürfen keine Bleichstoffe enthalten, da sonst auch die Farben bunter Wäsche geschädigt würden.*



#### 10.27. Fewa in hartem Wasser

Fülle ein Reagenzglas zu einem Drittel mit Kalkwasser, gib einen Löffel Fewa hinzu und schüttle kräftig um. Was beobachtest du?

*Mit Fewa entsteht beim Umschütteln auch in hartem Wasser Schaum. Es ist gegen Kalksalze unempfindlich (vgl. Vers. 10.11.).*

#### 10.28. Fewa und Essig

Löse in einem Reagenzglas einen Löffel Fewa in Leitungswasser. Gib einige Tropfen Essig hinzu, schüttle kräftig um und beobachte!

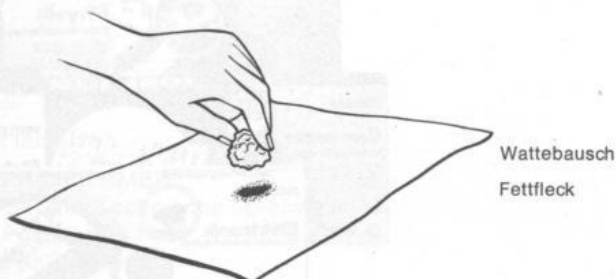
*Wieder setzt beim Umschütteln eine kräftige Schaumentwicklung ein. Die Waschkraft dieses Feinwaschmittels wird auch durch Säure nicht beeinträchtigt!*

#### 10.29. Ein Lösungsmittel für Fette

Gib eine Messerspitze Fett (Margarine oder Butter) in ein Reagenzglas und füge so viel Reinigungsbenzin hinzu, daß Fett gut bedeckt ist. (Achtung: Bei diesem Versuch müssen alle offenen Flammen im Raum gelöscht werden!) Schüttle das Glas um, bis sich das Fett im Benzin verteilt hat. Nun gib einige Tropfen auf das Uhrglas und laß es eine Weile stehen!

*Auf dem Uhrglas verdunstet das Benzin bald, eine Fettschicht bleibt zurück. Benzin ist ein gutes Lösungsmittel für Fette.*

*Beim Entfernen von Fettflecken aus der Kleidung muß die Lösung aus Benzin und Fett mit Löschpapier aufgesogen werden, da sich sonst beim Verdunsten des Lösungsmittels das Fett wieder festsetzt.*



**Abb. 120**

#### 10.30. Fettflecke auf Papier

Drücke mit deinem Finger einen Fettfleck auf einen Bogen Briefpapier. Nun tränke einen Wattebausch mit Reinigungsbenzin und wische unter mehrmaligem Umwenden des Wattebausches über den Fettfleck (Abb. 120), evtl. mußt du noch ein- oder zweimal neue Watte nehmen. Nach dem Verdunsten des Benzins betrachte die so behandelte Stelle.

*Der Fettfleck ist verschwunden. Auf diese Weise können Fettflecke aus Papier entfernt werden. Ältere Tintenschrift und Druckbuchstaben werden dabei nicht verwischt.*

Weitere interessante Experimente aus dem Bereich der organischen Chemie kannst du mit dem Philips Chemie-Experimentierkasten CE 1402 ausführen.

# Philips hat das große Programm

Experimentier- und Lehrbaukästen für Elektronik, Physik, Chemie und Computertechnik.

Ergänzungsfähige Serien für jedes Alter: vom Grundschulwissen bis zum ernstzunehmenden

Hobby. Zusammengestellt von Fachleuten aus den Philips Labors und Forschungsabteilungen und erfahrenen Pädagogen; vielfach ausgestattet mit Originalteilen aus der Industrie-Produktion.

**Philips Experimentierkästen – das Programm, das aus der Praxis kommt.**



Mit Deinem **Chemie-Experimentierkasten CE 1401** hast Du Dir die Welt der Naturwissenschaften eröffnet. Sicher interessieren Dich auch noch unser **Elektronik-Programm** und die Geheimnisse der Physik.

Unsere Anschrift lautet:

in Deutschland PHILIPS GMBH  
Bereich Technische Spielwaren  
Postfach 10 14 20  
2000 Hamburg 1

in Österreich Spiel und Sport  
Hermann Stadlbauer  
5027 Salzburg, Postfach 93

in der Schweiz Philips Lehrspiele  
Willy Siegrist  
Aussendorfstraße 48  
8052 Zürich

**D**