

**Schuco**<sup>®</sup>

# CHEMIE



Anleitungsbuch mit  
Einführung in die Chemie

Chemie A

Chemie B

**Vorsicht!**  
**Chemikalien nicht in Mund und**  
**Augen bringen.**  
**Von Kleinkindern fernhalten.**  
**Geeignet ab 12 Jahre.**



# CHEMIE

## Anleitungsbuch

Chemie A  
Chemie B

### **SCHUCO EXPERIMENTIER-TECHNIK**

© GEORG ADAM MANGOLD GMBH & CO. KG

Lange Straße 69–75 · 8510 Fürth/Bayern

Telefon (09 11) 78 72-0, Telex 6 26 103, FAX (09 11) 78 72 53

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.

Printed in Germany/Imprimé en Allemagne

Technische Änderungen vorbehalten.







## Vorwort

Lieber angehender Chemiker,

„Chemie ist das, was knallt und stinkt, Physik ist das, was nie gelingt!“

Sicherlich kennst du diesen Spruch, der sehr oberflächlich und gar nicht zutreffend die experimentelle Seite der beiden faszinierenden Wissenschaften Physik und Chemie charakterisiert. Die Experimente, die du mit den Chemiekästen Lab A oder Lab B durchführst, werden auf jeden Fall nicht in Knallen oder Stinken ausarten!

In diesem Anleitungsbuch werden alle Experimente ausführlich beschrieben, Erklärungen zu den beobachteten Ergebnissen gegeben und die notwendigen theoretischen Grundlagen dargestellt. Du mußt keine Sorge haben, daß du dich durch lange theoretische Erklärungen durcharbeiten sollst, dafür gibt es Chemielehrbücher.

Mit dem Chemie Lab B lassen sich alle in diesem Anleitungsbuch beschriebenen Experimente ausführen. Mit dem Lab A alle nicht durch ein B gekennzeichneten.

Für das Lab A müssen **keine Säuren und Laugen** hinzugekauft werden.

Beide Chemie-Experimentierkästen sind sehr reichhaltig ausgestattet. Nur wenige Chemikalien, die aus Sicherheitsgründen nicht beigelegt werden konnten, müssen zusätzlich beschafft werden. Auf die Beigabe einiger Stoffe wurde verzichtet, da sie bestimmt in jedem Hause vorhanden sind.

Für das Lab A ist zusätzlich zu beschaffen:

Brennspiritus

Wasserglas

Für das Lab B ist zusätzlich zu beschaffen:

Brennspiritus

Natronlauge 7,5% (leere Flasche liegt bei)

Salzsäure 7,5% (leere Flasche liegt bei)

Wasserglas



# Inhaltsverzeichnis

Experiment	Seite	Experiment	Seite
<b>Vorwort</b>	3	42 Veränderung von Kupferblech in der Flamme	28
<b>Inhaltsverzeichnis</b>	4	43 Auch Eisen verändert sich	29
<b>Einzelteile</b>	8	44 Stelle Eisenoxid her	29
<b>Hinweise für das Experimentieren</b>	12	45 Trockene oder feuchte Luft?	29
<b>1 Luft und Sauerstoff</b>	14	46 Stille Verbrennung	29
1 Ohne Luft kein Feuer	15	48 Brennt Zucker?	30
2 Luft enthält Sauerstoff	15	49 Und er brennt doch!	30
3 Genauere Sauerstoffbestimmung	15	50 Brennender Rauch	30
4 Stickstoff	16	51 Brennspritus brennt nicht!	30
5 Kalkwasser, ein Nachweismittel	16	52 Entzündungstemperatur	30
6 Kohlendioxid in der Atemluft	16	53 Abkühlen unter die Entzündungstemperatur	31
7 Reiner Sauerstoff — selbst hergestellt	16	54 Eine Flamme erstickt	31
B 7 Reiner Sauerstoff — selbst hergestellt	17	55 „Feuerschutz“	31
8 Ob Sauerstoff brennt?	17	56 Ein kleiner Streich	31
9 Holzkohle im Sauerstoff	18	<b>5 Vom Wasser</b>	32
10 Sogar Stahl brennt!	18	57 Wasser verdunstet an der Luft	33
11 Unsichtbar ausgegossen	18	58 Unser Trinkwasser	33
B 12 Rosten verbraucht Sauerstoff	18	59 Wasser kann viele Stoffe lösen	34
<b>2 Neue Stoffe entstehen</b>	19	60 Können gelöste Stoffe wiedergewonnen werden?	34
B 13 Chemische Elemente	20	61 Eine farbige Lösung	34
B 14 Gemenge	20	62 Das geeignete Lösungsmittel fehlt	34
B 15 Eine chemische Verbindung	20	63 Auch Fische müssen atmen	34
16 Eine einfache Trennung	21	64 Löst Wasser andere Flüssigkeiten	35
17 Untersuchen einer Verbindung	21	65 Wasser und Öl?	35
18 Gelöstes Salz	21	66 Schmutzwasser	35
19 Zerlegen einer Verbindung	21	67 Schmutzwasser wird gereinigt	35
20 Flüssiger Schwefel	22	68 Filtrieren von Grabenwasser	36
21 Schwefeldampf	22	69 Farbiges Salz verunreinigt Wasser	36
22 Sublimierter Schwefel	23	B 70 Holzkohle entfärbt	36
23 Am Geruch erkannt	23	71 Chemisch reines Wasser	36
24 Plastischer Schwefel	23	72 Wasserdestillation	37
25 Trennungsmethoden	23	74 Nun arbeite einmal ohne Versuchsanleitung	37
30 Verbindung aus Schwefel und Kupfer	24	75 Auch in der Wüste ist Wasser	37
<b>3 Stoffe bestehen aus kleinsten Teilchen</b>	25	76 „Gekochtes“ Eis	37
31 Kleiner, immer kleiner	25	77 Sprengkraft des Eises	38
32 Gut verteilt	25	78 Eis-Turm	38
33 Verdünnung	25	79 Der Eisberg schmilzt	38
34 Teilchen streben in die Lösung	25	80 Kältemischung	38
<b>4 Verbrennung und Oxidation</b>	26	81 Speiseeis	38
35 Gemeinsamer Bestandteil der Brennstoffe	27	82 Salzwasser trägt besser	39
36 Verbrennung-chemisch betrachtet	27	83 Das schwebende Ei	39
37 Schwarzer Kohlenstoff in einer weißen Kerze?	27	<b>6 Essig und andere Säuren</b>	40
38 Kohlenstoff aufgespürt	28	85 Eine saure Angelegenheit	41
		86 Zitronensaft	41



Experiment	Seite	Experiment	Seite
87 Säuren-chemisch erkannt	41	144 Gelöstes Salz kann wiedergewonnen werden	57
88 Rotkohlsaft und Säure	41	145 Kristalle	57
89 Indikatorpapier — selbst hergestellt	41	146 Kann Wasser unbegrenzt Salz aufnehmen?	58
90 Säuren in Nahrungsmitteln	41	147 Aschenseil	58
96 Selterswasser enthält Säure	42	148 Ionenbewegung sichtbar gemacht	58
97 Du kannst selbst Kohlensäure herstellen	42	149 Kristalle gewinnen und züchten	58
98 Aus Kohlendioxid wird Kohlensäure	43	153 Verborgenes Wasser	59
99 Lackmusprobe als Beweis	43	154 Noch einmal Kristallwasser	59
100 Ein Gas wird unschädlich gemacht	43	155 Tinte — selbst hergestellt	59
101 Du kannst noch eine Säure herstellen	44	156 Eiweißgerinnung	59
103 Auch Schwefeldioxid bildet eine Säure	44	157 Gerbsäure nachgewiesen	60
104 Farblose Blüten	45	158 Die Zeit macht Tinte haltbar	60
105 Nachweis für Schwefeldioxid	45	159 Geheimtinte	60
B 106 Kieselsäuregel	45	B 160 Eisenhydroxid	60
B 107 Eine kolloide Lösung	45	B 161 Kupferhydroxid	60
B 108 Quarz-selbst hergestellt	46	162 Kohlensäurespender	60
109 Glastinten	46	163 Backpulver wird geprüft	61
110 Glaskitt	46	B 165 Marmor und Salzsäure	61
111 Aus Wein entsteht eine Säure	46	B 167 Original oder Fälschung?	61
112 Essig aus Obst	47	B 168 Das Schneckengehäuse — ein Carbonat?	61
113 Auch Tiere erzeugen Säure	47	169 Gelöschter Kalk	62
114 Ein Pfennig verändert sich	47	170 Kalk erstarrt	62
<b>7 Laugen</b>	48	171 Kohlendioxid nachgewiesen	62
115 Stelle Seifenlauge her	49	172 Ein „chemischer Garten“	63
116 Und wieder hilft uns Lackmus	49	173 Wasserglas als Schutzüberzug	63
B 117 Laugen greifen an	49	<b>9 Von den Metallen</b>	64
119 Laugenprobe mit Rotkohlsaft	49	174 Eiserne Sternchen	65
120 Laugen im Haushalt	49	175 Metallischer Glanz	65
B 121 Ein sicherer Beweis	50	176 Eisen muß nicht rosten	65
122 Kalkmilch, eine Lauge	50	177 Eisen — nicht wiederzuerkennen	65
123 Aus Kalkmilch wird Kalkwasser	50	B 178 Auf die Luft kommt es an	65
124 Wir stellen noch ein Hydroxid her	50	B 179 Verbirgt sich Eisen hinter einer Elektroplattierung?	66
126 Eine komplizierte Verbindung	51	180 Leicht festzustellen	66
B 127 Aus Blau wird Dunkelblau	52	181 Geheimnisvolle Botschaft	66
B 128 Mit Lauge reinigen	52	<b>10 Chemische Analysen</b>	67
B 129 Ein Urwald im Chemielabor	52	Kupfer als chemischer Anzeiger für	
<b>8 Salze</b>	53	182 Natriumchlorid	67
B 130 Lackmus kann nicht entscheiden	54	183 Ammoniumchlorid	67
B 131 Streit zwischen Säure und Lauge	54	184 Verschiedene Chloride	67
B 135 Unentschieden	54	<b>11 Waschen und Reinigen</b>	68
B 137 Was ist aus Salzsäure und Natronlauge geworden?	55	185 Gelöste Seife	69
139 Kochsalzlösung	55	186 Fett und Seife	69
140 Natron wird gespalten	56		
B 142 Kupferblech wird gereinigt	56		
B 143 Kupfermünzen in neuem Glanz	57		



# Inhaltsverzeichnis


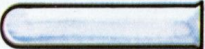

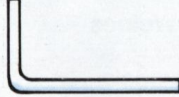


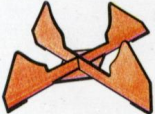


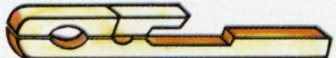
Experiment	Seite	Experiment	Seite
187	Erprobung der Waschkraft	69	
188	Spannung im Wasser	70	
189	Eisen kann schwimmen	70	
190	Ein kleiner Wasserberg	70	
191	Die Entspannung wird sichtbar	70	
192	Seife und Kohle	70	
193	Ein Filter hilft hier nicht	71	
194	Unterschiedliches Wasser	71	
195	Kalkwasser und Seife	71	
B 196	Nachweis der Kalksalze in Leitungswasser	71	
B 197	Enthärtung durch Kochen	71	
B 198	Eine Vergleichsuntersuchung	72	
199	Seife und Essig	72	
200	Waschpulver wird erwärmt	72	
201	Entfärbung durch Waschpulver	73	
202	Prüfung auf Bleichmittel	73	
203	Fewa in hartem Wasser	73	
204	Fewa und Essig	73	
205	Ein Lösungsmittel für Fette	73	
206	Fettflecke auf Papier	73	
<b>12</b>	<b>Umweltschutz</b>	74	
207	Kohlendioxid im Atem	75	
208	Abgase enthalten Kohlendioxid	75	
209	Kalkwasser reagiert	75	
210	Brennstoffe erzeugen Kohlendioxid	75	
211	Schwefeldioxid	76	
212	Eisen — zerstört	77	
213	Bauwerke verfallen	77	
214	Rauch-Skala	79	
215	Rauch über Städten	80	
216	Verschmutzung ausgezählt	80	
B 217	PVC erzeugt Salzsäuregas	81	
B 218	Salzsäure beim Verbrennen	82	
219	Schäden durch PVC?	82	
B 220	Chlor-Nachweis	82	
221	Feste Verunreinigungen	83	
222	Filtrieren hilft	83	
223	Saure Gewässer	83	
224	Heizöl verschmutzt den Boden	84	
225	Auch verdünnt ungenießbar	84	
B 226	Holzkohle saugt auf	84	
227	Dieselmotoren im Boden	85	
228	Streusalz in der Erde	85	
<b>13</b>	<b>Zucker — ein süßes Nahrungsmittel</b>	86	
229	Eine süße Angelegenheit	87	
230	Die Grundstoffe des Rübenzuckers	87	
231	Grundstoffe des Traubenzuckers	87	
232	Bonbons selbst hergestellt	88	
233	Bonbons mit Geschmack	88	
234	Eine Rübe liefert süßen Saft	88	
235	Aus Rübensaft wird Zucker	88	
236	Kandiszucker	88	
237	Zuckerkristalle können wachsen	89	
B 238	Zucker in der Milch?	89	
239	Brennender Würfelzucker	89	
<b>14</b>	<b>Stärke — auch ein Kohlenhydrat</b>	90	
240	Zusammensetzung der Stärke	91	
B 241	Ein Erkennungsmittel für Stärke	91	
B 242	Das Erkennungsmittel wird geprüft	91	
B 243	Stärkenachweis in Nahrungsmitteln	91	
B 244	Stärke auch in Erdfrüchten?	91	
B 245	Stärke aus Kartoffeln	92	
B 246	Stärke — in Wasser löslich?	92	
B 247	Stärkekleister	92	
B 248	Stärke, als Klebemittel	92	
B 249	Überall Stärke	93	
B 250	Stärke auch im Tierkörper?	93	
B 251	Kontrolle durch Jod	93	
B 252	Puder — kein Geheimnis	93	
B 253	Vorübergehend entfärbt	93	
B 254	Spiel mit der Farbe	93	
255	Die Wirkung des Backpulvers	94	
B 256	Dextrin	94	
B 257	Briefmarkenklebstoff	94	
B 258	Selbst gemischte Farben	94	
B 259	Wäschestärke	95	
260	Warum benutzt die Hausfrau Stärke?	95	
261	Dem Dieb auf der Spur	95	
<b>15</b>	<b>Eiweiß — nicht nur im Hühnerei</b>	96	
262	Eiweißlösung	97	
263	Eiweiß in der Wärme	97	
264	Eiweiß und Alkohol	97	
265	Zusammensetzung des Hühnereis	97	
266	Nachweis einiger Grundstoffe	97	
267	Die Untersuchung wird fortgesetzt	98	



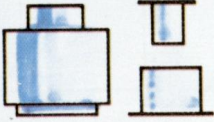





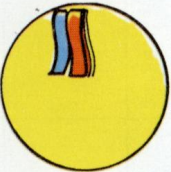


Experiment	Seite	Experiment	Seite
268 Vergiftung durch Salz	98	B 307 Pottasche reinigen	110
269 Auch Kochsalz kann schädlich sein	98	B 308 Zusammensetzung der Pottasche	110
270 Legierte Suppe	98	309 Ein Gas der Luft in Pflanzen	111
271 Kein angenehmer Geruch	98	B 310 Mineralsalze im Boden	111
		311 Eine „Gasfabrik“	111
<b>16 Butter und andere Fette</b>	99	B 312 Ohne Licht kein Blattgrün	112
272 Pflanzenfett	100	313 Eine Pflanze mit deinem Namen	112
273 Der unangenehme Fettfleck	100	314 Blattgrün aus Pflanzen gewonnen	112
274 Fett — gar nicht vermutet	100	315 Chlorophyll — ein leuchtend-grüner Farbstoff	112
275 Ein kleines Feuerwerk	100	316 Abgeschnittene Pflanzen leben weiter	112
276 Unverträglich	100	317 Verschwundenes Wasser aufgespürt	113
277 Auch Schütteln hilft nicht	100	318 Bohnenpflanzen keimen	113
278 Fett und Wasser	101	319 Keimung ohne Sauerstoff	114
279 Fett und Benzin	101	320 „Betrunkene“ Keimlinge	114
280 Fett aus Ölrüchten	101		
281 Galle — ein Verdauungssaft für Fette	101	<b>19 Alkohol — der Geist des Weines</b>	115
282 So reinigt Seife	101	321 Eine Geisterflamme	116
		322 Zusammensetzung des Alkohols	116
<b>17 Milch, ein Vollnahrungsmittel</b>	102	323 Alkohol färbt blau	116
B 283 Ein Glas Milch	103	324 Verschwundener Alkohol	116
B 284 Eine sonderbare Erscheinung	103	325 „Brennendes Wasser“	117
285 Butter — selbst gemacht	103	326 Brennt Schnaps?	117
286 Säure verändert die Milch	103	B 327 Alkohol zurückgewonnen	117
B 287 Milch kocht über	104	B 328 Hartspiritus	118
B 288 Ein Vergleich	104	329 Ein Zaubertuch	118
B 289 Untersuchung der Milchbestandteile	104	330 Absoluter Alkohol	118
B 290 Chemische Prüfung der Molke	104	331 Schlechtes Lösungsmittel	118
		B 332 Eine kleine Destille	118
<b>18 Chemie der Pflanzenwelt</b>	105	333 Feuergefährliches Parfüm	119
B 291 Kohlenstoff in allen Pflanzenteilen	106	334 Angenehme Frische	119
292 Wasser bildet sich trotzdem	106	335 Alkohol in Toilettenartikeln	119
293 Wasserpflanzen erzeugen Gas	106	336 Alkohol „reinigt“	119
294 Das Gas erkannt	107		
295 Nicht die ganze Pflanze atmet	107	<b>20 Chromatographie</b>	120
296 Assimilation und Atmung	107	337 Der wandernde Tintenfleck	121
297 Wasser oder Erde?	107	338 Ein neues Laufmittel	121
298 Ohne Flamme verkohlt	108	339 Ein farbiges Wettrennen	121
299 „Saures Holz“	108	340 Ein Trick vervollständigt die Untersuchung	122
300 Woraus besteht die Holzkohle?	108	341 Eine Fingerabdruckkartei	122
301 Aktivkohle	109	342 Entscheidung durch ein Wettrennen	122
302 Entfärbung	109	343 Farbschweif im Becherglas	123
303 Rotwein — Weißwein	109	344 Gelöste Farben zerlegt	123
304 Salze in Pflanzen nachgewiesen	109	345 Blattgrün chromatographiert	123
305 Der brausende Rückstand	110	346 Farbstoff der Karotten	123
B 306 Pottasche aus dem Filtrat	110	347 Eine Farbscheibe	124



# Chemie-Lab Einzelteile







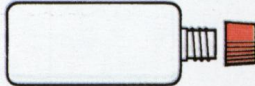
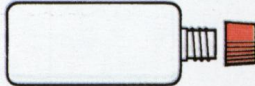
Teil	Bestell-Nr.	Bezeichnung	Inhalt	
			A 6601	B 6602
	349.4001	Becherglas (Duran von Schott)	1	1
	349.4005	Reagenzglas, groß (Fiolax von Schott)	4	4
	349.4006	Reagenzglas (AR von Schott)	2	2
	349.4007	Winkelrohr	1	1
	349.4008	Glasrohr	1	1
	349.4010	Porzellanschale	1	1
	349.4368	Porzellanschalenständer		1
	349.4013	Ständerstab		1
	349.4014	Federklammer		1
	349.4015	Reagenzglasklammer	1	1




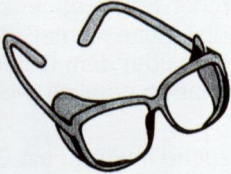


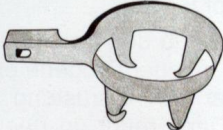
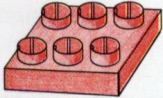
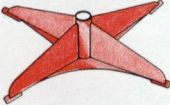


Teil	Bestell-Nr.	Bezeichnung	Inhalt	
			A 6601	B 6602
	349.4016	Spiritusbrenner mit Dochthalter und Abdeckkappe	1	1
	349.4018	Docht	1	1
	349.4020	Verbrennungslöffel	1	1
	349.4022	Hornlöffel	1	1
	349.4023	Pinzette	1	1
	349.4024	Trichter	1	1
	349.4025	Filtrierpapier mit	10	10
	349.4025	Lackmuspapier, blau in Streifen*)	10	10
	349.4025	Lackmuspapier, rot in Streifen*)	10	10
		*) am Filtrierpapier		
	349.4026	Reagenzglasbürste	1	1
	349.4029	Verschußstopfen, Kork		1



# Chemie-Lab Einzelteile

Teil	Bestell-Nr.	Bezeichnung	Inhalt	
			A 6601	B 6602
	349.4030	Gummistopfen, einfach durchbohrt	1	1
	349.4032	Schlauch, 20 cm lang		1
	349.4033	Kohleelektrode		2
	349.4037	Stabmagnet		1
	349.4038	Vorratsröhrchen mit Ammoniumchlorid	1	1
	349.4039	Vorratsröhrchen mit Kaliumpermanganat	1	1
	349.4040	Vorratsröhrchen mit Calciumoxid (gebrannter Kalk)	1	1
	349.4041	Vorratsröhrchen mit Natriumchlorid (Kochsalz)		1
	349.4042	Vorratsröhrchen mit Kupfersulfat	1	1
	349.4043	Vorratsröhrchen mit Natriumhydrogencarbonat (Natron)	1	1
	349.4046	Vorratsröhrchen mit Schwefel	1	1
	349.4050	Vorratsröhrchen mit Eisen-III-Chlorid	1	1
	349.4051	Vorratsröhrchen mit Eisenpulver	1	1
	349.4052	Vorratsröhrchen mit Holzkohle		1
	349.4056	Vorratsröhrchen mit Gerbsäure	1	1
	349.4060	Vorratsröhrchen mit Kaliumhexacyanoferrat (II) (gelbes Blutlaugensalz)	1	1
	349.4065	Plastikflasche für Salzsäure		1
	349.4067	Plastikflasche für Natronlauge		1
		Verschuß für Flaschen		2



Teil	Bestell-Nr.	Bezeichnung	Inhalt	
			A 6601	B 6602
	349.4072	Kupferblech	1	1
	349.4149	Schutzbrille	1	1
	349.4363	Flasche mit Jod-Jodkaliumlösung		1
	349.4214	Stab aus weichmacherhaltigem PVC		1
	349.5119	Glashalter		1
	349.4367	Reagenzglasständer		1
	349.4364	Stativfuß		1
	349.4365	Spange für Federklammer		1
	349.4361	Anleitungsbuch	1	1



# Hinweise für das Experimentieren

Bevor du mit diesem Experimentierkasten die ersten Versuche durchführst, solltest du die folgenden Hinweise aufmerksam durchlesen. Du kannst dir bei der Ausführung unnötige Fehler ersparen, außerdem bereiten nur die erfolgreich durchgeführten Experimente Freude.

1. Arbeite immer nur mit sehr kleinen Mengen der angegebenen Chemikalien.

**2. Chemikalien dürfen niemals in Eß- oder Trinkgefäßen aufbewahrt werden. Chemikalien nie in den Mund nehmen**

3. Am günstigsten richtest du dir einen Arbeitsplatz in der Waschküche, 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 hättest.
4. 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 vergossene Flüssigkeiten schnell aufwischen kannst. Wasche dir die Hände, wenn du die Experimente beendet hast.
5. Vor der Ausführung eines Experiments solltest du die Anweisung immer erst ganz lesen, damit dir die einzelnen Arbeitsschritte klar werden.
6. Führe nur einen Versuch durch und räume dann erst wieder deinen Arbeitsplatz auf, bevor du mit dem nächsten Experiment beginnst. Bei länger dauernden Versuchen kannst du nebenher schon weiterarbeiten und erst nach dem Verlauf der angegebenen Zeit das begonnene Experiment fortführen.

## 7. Trage beim Experimentieren die Schutzbrille!

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. Die Abbildungen zu den Versuchen zeigen teilweise nur den Aufbau für das Basis Lab A mit Reagenzglasklammern. Zum Abstellen von Reagenzgläsern sind im Styroblock des Experimentierkastens Löcher eingelassen. Mit dem Expert Lab B können diese Versuche besser mit dem Stativ durchgeführt werden, weil dadurch mehr Bewegungsfreiheit beim Experimentieren gegeben ist. Zum Abstellen der Reagenzgläser ist die Grundplatte vorgesehen.
10. Wenn du an einem Vorratsröhrchen oder Reagenzglas mit unbekanntem Inhalt riechen willst, halte niemals die Nase darüber. Fächle dir mit der Hand über dem Gefäß etwas Luft zu. Manche Chemikalien haben nämlich einen sehr stechenden Geruch.
11. Zur Durchführung einiger Versuche mußt du ein Glasrohr durch die Bohrung eines Gummistopfens schieben. Um Verletzungen der Hand zu vermeiden, solltest du vorher das Glasrohr mit Wasser anfeuchten und es dann — mit einem Lappen umwickelt — in die Bohrung hineindreihen (siehe Seite 124).
12. Auch chemische Experimente dürfen die Umwelt nicht zusätzlich verschmutzen.  
Alle festen Abfallstoffe beim Experimentieren gehören in den Mülleimer, damit sie fachgerecht verbrannt oder deponiert werden.  
Flüssige Abfälle sollen vor dem Einleiten in den Abfluß neutralisiert werden (vgl. Experiment B 136).
13. Vor dem ersten Experiment mußt du den Spiritusbrenner mit Brennspritus füllen, den du in jeder Drogerie erhältst. Benutze dazu den Trichter, der zur Ausrüstung dieses Experimentierkastens gehört. Dann mußt du den Docht durch den Dochthalter ziehen und in den Brenner einsetzen, so daß der Docht etwa 5 — 10 mm übersteht (Abb. 1). Stelle vor dem Entzünden die Spiritusflasche beiseite. Soll der Brenner später nachgefüllt werden, so mußt du **auf jeden Fall vorher die Flamme mit der Abdeckkappe löschen. Laß den Brenner nie unbeobachtet an.**





14. Für einige Experimente benötigst du ein altes Marmeladenglas mit dem Deckel. Entferne von einem Glas den Aufkleber und klebe dafür ein großes Schild darauf, damit zu erkennen ist, daß dieses Glas für deine Experimente benutzt werden darf.
15. Zum Verschließen der Reagenzgläser eignen sich Korken von Weinflaschen sehr gut. Lege dir 2 bis 3 Korken bereit, dann kannst du beim Experimentieren jederzeit darauf zurückgreifen.
16. Alle Experimente sollen nur mit sauberen Gefäßen durchgeführt werden. Glas- und Porzellangefäße können leicht mit Wasser gereinigt werden, dem du etwas Spülmittel bei-

gibst. 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.

**17. Wenn du gerade nicht experimentierst, stelle deinen Experimentierkasten so fort, daß er auf keinen Fall in die Hände von Kleinkindern gelangen kann.**

Und nun viel Spaß und gutes Gelingen.



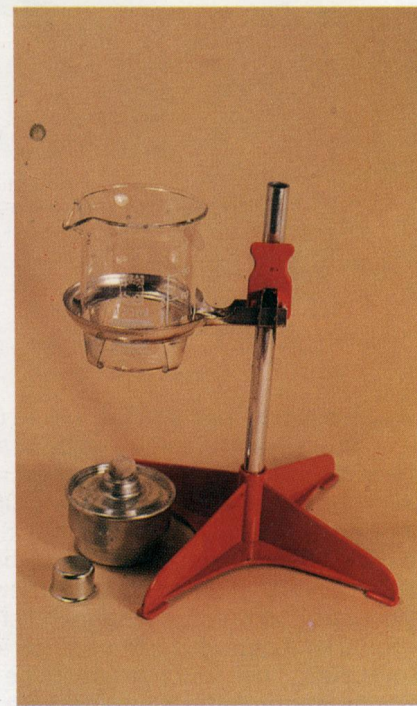
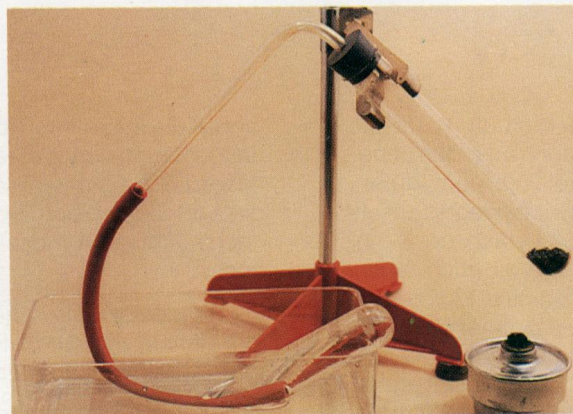
## Entsorgung:

Als angehender Chemiker solltest du auch bedenken, daß die Reste, die bei deinen Experimenten entstehen, nicht einfach in den Abfluß gegossen werden dürfen. Eine sachgerechte Entsorgung ist wichtig!

Unser Umwelt-Tip: In allen Gemeinden finden Aktionen zur Beseitigung von Umwelt-Sondermüll statt, bei denen du deine Abfälle fachgerecht beseitigen lassen kannst.

Die folgenden Fotos zeigen den Aufbau des Stativs mit dem Brenner für das Erhitzen des Reagenzglases (Abb. 3), der Porzellanschale (Abb. 2) und des Becherglases (Abb. 4).

Beachte bitte, daß der Glashalter (5119) mit der Spange (4365) in der Federklammer (4014) so fixiert ist, daß er nicht mehr herausrutschen kann.







Schwerer Wintersturm

5

Nur selten macht man sich Gedanken über die Luft. Wenn sie uns auch unsichtbar überall umgibt, ist sie doch für jedes Lebewesen unbedingt notwendig. Wir brauchen die Luft zum Atmen. 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. In dieser Lufthülle bewegen sich Flugzeuge, Ballons und Vögel. Von der Erdoberfläche bis zu einer Höhe von etwa 400 km nimmt die Dichte der Luft allmählich ab. Oberhalb 7 km Höhe können wir ohne künstliche Luftzufuhr nicht leben. Deshalb müssen Bergsteiger, wenn sie Berge über 7000 m besteigen wollen, Atemgeräte benutzen. Das gilt auch für Ballon-

fahrer, die in größere Höhen aufsteigen wollen. Ab 12 km Höhe benötigt man sogar eine Druckkabine, da der stark verringerte Luftdruck die Blutgefäße des Menschen zerspringen läßt. Teile der Luft lassen sich zwar noch in 400 km Höhe nachweisen, doch reicht die Atmosphäre im engeren Sinne nur etwa 30 km hoch.

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

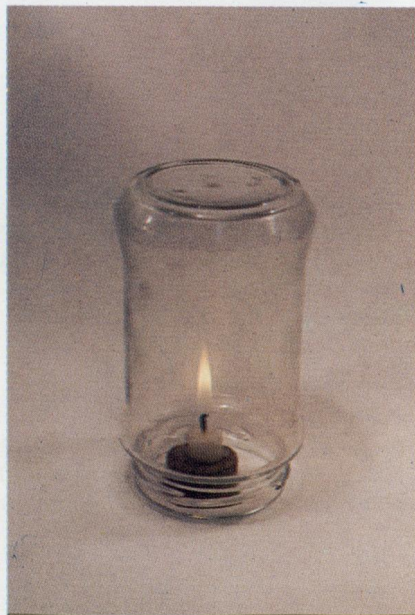
In den folgenden Experimenten kannst du etwas über die Zusammensetzung und die Eigenschaften der Luft erfahren.



## 1 Ohne Luft kein Feuer

Für jede Verbrennung ist Luft erforderlich. Befestige einen brennenden Kerzenstummel mit etwas abgetropftem Wachs auf einer Korkscheibe, die du dir von einem Weinkorken abschneidest und stülpe ein Marmeladenglas darüber (Abb. 6). 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.

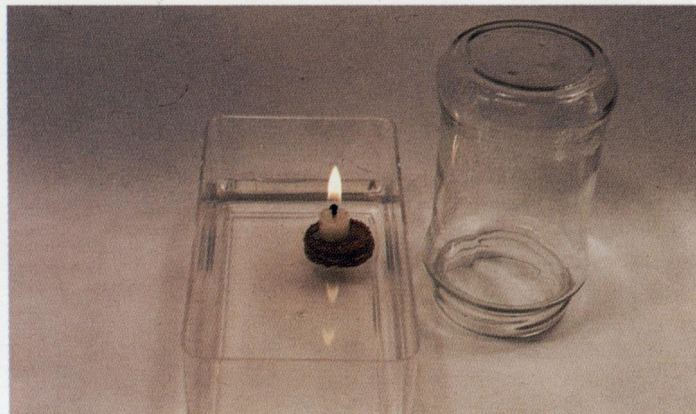


6

## 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 dem vorigen Experiment in die Wanne. Entzünde die Kerze und stülpe das Marmeladenglas vorsichtig darüber, so daß die Scheibe weiterhin schwimmt (Abb. 7). Beobachte die Kerze und achte zusätzlich auf den Wasserstand im Marmeladenglas.

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 Marmeladenglas. Die genaue Menge des verbrauchten Sauerstoffes läßt sich allerdings so nicht ermitteln.



7

## 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. 8) 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.



8



# Luft und Sauerstoff

## 4 Stickstoff

Wiederhole Experiment 2. Verschieße dann unter Wasser das Marmeladenglas mit einem Deckel, so daß das eingedrungene Wasser im Glas bleibt und nimm es aus der Wanne. Entzünde einen Holzspan am Spiritusbrenner. Entferne den Deckel vom Marmeladenglas und führe den brennenden Holzspan in das Glas.

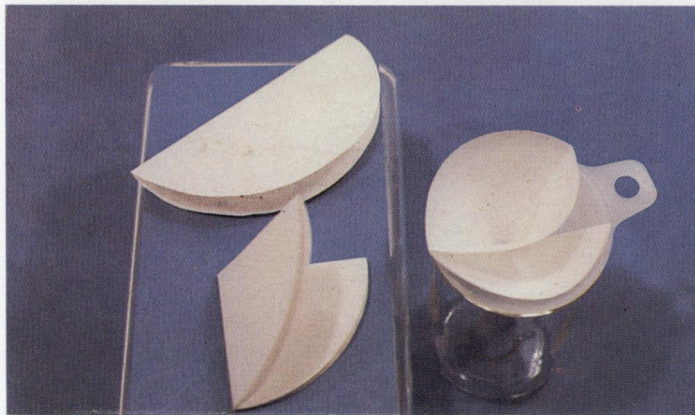
Die Flamme erlischt sofort. Das Restgas — es macht ca.  $\frac{4}{5}$  der Luft aus — läßt die Flamme ersticken. Das Gas hat deshalb den Namen Stickstoff erhalten.

Luft ist ein Gemisch, das Sauerstoff und Stickstoff enthält.

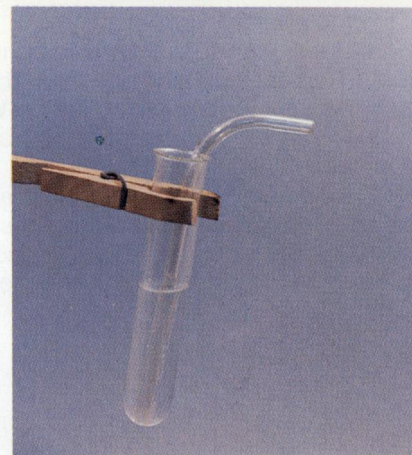
Genauere Untersuchungen haben ergeben, daß trockene Luft aus 21 % Sauerstoff und 78 % Stickstoff zusammengesetzt ist. Daneben sind noch geringe Anteile von Kohlendioxid und verschiedenen Edelgasen wie Helium, Neon, Argon, Krypton in der Luft enthalten.

## 5 Kalkwasser, ein Nachweismittel

Stelle dir Kalkwasser her, das du für die beiden nächsten Experimente als Nachweismittel benötigst. Fülle das Becherglas dreiviertel 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. 9). Nun paßt das Filterpapier in den Trichter; es schmiegt sich noch besser an, wenn du es etwas mit Wasser anfeuchtest. Filtrierte nun die Lösung, indem du den Trichter auf ein Reagenzglas setzt. Bei Bedarf mußt du das Auffangglas wechseln. Zum Aufbewahren des Kalkwassers kannst du die Reagenzgläser mit Korken von Weinflaschen verschließen.



9



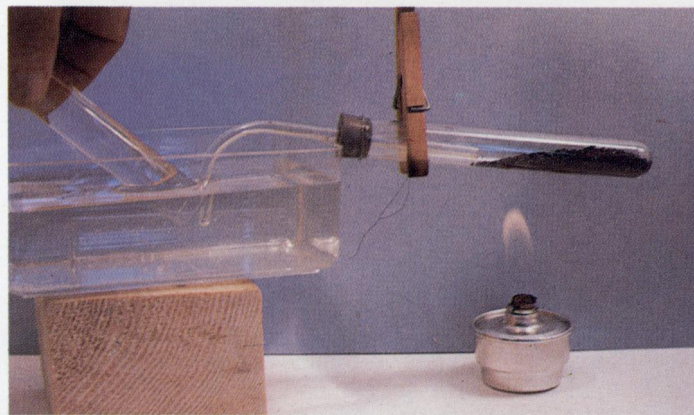
10

## 6 Kohlendioxid in der Atemluft

Ausgeatmete Luft enthält größere Mengen Kohlendioxid. Blase zum Nachweis deine Atemluft durch Kalkwasser. Benutze dazu das rechtwinklig gebogene Glasrohr, das in ein zur Hälfte mit Kalkwasser gefülltes Reagenzglas ragt (Abb. 10). Schon bald trübt sich das Kalkwasser und zeigt dir dadurch den Kohlendioxidgehalt der ausgeatmeten Luft an.

## 7 Reiner Sauerstoff — selbst hergestellt

Fülle zwei Hornlöffel voll Kaliumpermanganat in ein großes Reagenzglas. Verschließe das Glas mit einem durchbohrten Stopfen, durch dessen Bohrung ein gebogenes Glasrohr führt.



11



Lege ein großes Reagenzglas in eine voll mit Wasser gefüllte Schüssel und achte darauf, daß es sich mit Wasser füllt. Laß es in der Schüssel liegen. Lege dir den Korken einer Weinflasche bereit.

Entzünde den Spiritusbrenner. Erhitze das Reagenzglas mit Kaliumpermanganat und halte die Öffnung des Winkelrohres ins Wasser der Plastischüssel (Abb. 11). Wenn aus dem Winkelrohr Gasblasen aufsteigen, halte das mit Wasser gefüllte Reagenzglas über die Öffnung und fange die Gasblasen auf. Warte, bis das Gas fast alles Wasser aus dem Reagenzglas verdrängt hat, verschließe es mit dem Korken und nimm es aus der Schüssel.

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, mußt du neues Kaliumpermanganat verwenden. Im Reagenzglas wird das Wasser durch ein Gas verdrängt, den Sauerstoff. Du benötigst ihn für das nächste Experiment.

## B 7 Reiner Sauerstoff — selbst hergestellt

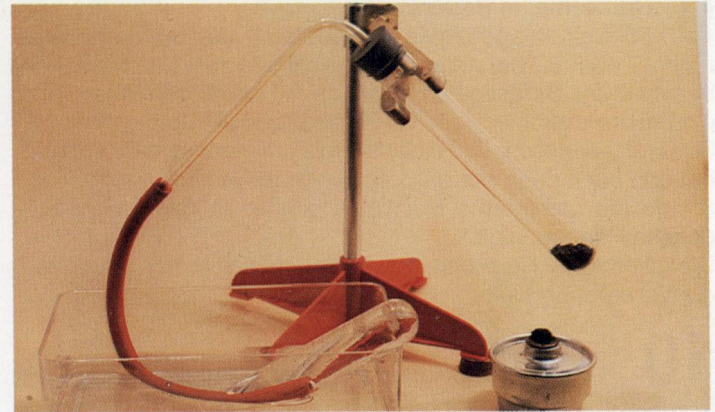
Sauerstoff ist nicht nur ein Bestandteil der Luft, sondern er kommt auch in vielen chemischen Verbindungen vor. Eine solche Verbindung, aus der du Sauerstoff gewinnen sollst, ist Kaliumpermanganat. Es gibt beim Erhitzen leicht Sauerstoff ab.

Fülle zwei Hornlöffel voll Kaliumpermanganat in ein großes Reagenzglas und spanne es mit der Reagenzglasklammer in das Stativ ein. Verschließe das Glas mit einem durchbohrten Stopfen, durch dessen Bohrung ein gebogenes Glasrohr führt. Lege ein großes Reagenzglas in eine zur Hälfte gefüllte Plastischüssel und achte darauf, daß es voll Wasser läuft. Laß es in der Schüssel liegen. Schließe dann an das Glasrohr den Gummischlauch und tauche ihn in die Wanne (Abb. 12).

Entzünde den Spiritusbrenner. Wenn aus dem Schlauch Gasblasen aufsteigen, halte das Ende unter die Öffnung des Reagenzglases und warte, bis das Gas fast das Wasser aus dem Glas verdrängt hat. Verschließe es dann wieder unter Wasser mit einem Stopfen und nimm es 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, mußt du ein neues Kaliumpermanganat verwenden. Im Reagenzglas wird das Wasser durch ein Gas verdrängt, den Sauerstoff. Du benötigst ihn für das nächste Experiment.

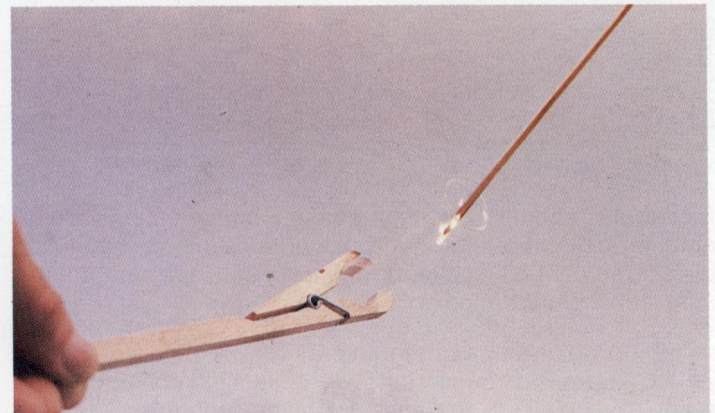


12

## 8 Ob Sauerstoff brennt?

Öffne das Reagenzglas, das du im vorigen Experiment mit Sauerstoff gefüllt hast und tauche sofort einen glimmenden Holzspan in das Glas (Abb. 13). Prüfe mehrfach, indem du die Flamme wieder ausbläst!

Der glimmende Holzspan flammt beim Eintauchen in das Glas 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.



13



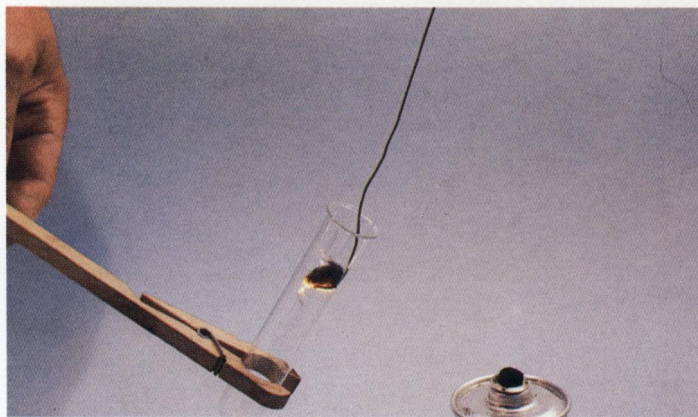
## 9 Holzkohle im Sauerstoff

Fülle ein Reagenzglas mit Sauerstoff, den du wie in Experiment 7 oder B 7 herstellst und verschließe das Glas wie schon beschrieben. 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 das sauerstoffgefüllte Reagenzglas.

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

## 10 Sogar Stahl brennt

Besorge dir für dieses Experiment etwas Stahlwolle (Abrazzo), wie es zum Reinigen von Metallgeräten benutzt wird. Fülle dann ein Reagenzglas mit Sauerstoff, den du wie in Experiment 7 oder B 7 herstellst und verschließe es mit einem Korken. Befestige an einem Ende eines 10 cm langen dünnen Stahldrahtes ein etwa erbsengroßes Stück Stahlwolle. Bringe sie in der Flamme des Brenners zum Glühen und halte den Draht schnell in das sauerstoffgefüllte Glas (Abb. 14). Beachte, daß du mit dem Draht nicht die Wand des Gefäßes berührst!



14

Eisenwolle brennt hell mit fast weißer Flamme unter Funken sprühen, bis der Sauerstoff verbraucht ist. Selbst solche Stoffe, die sich an der Luft nicht entzünden, können in reinem Sauerstoff lebhaft verbrennen.

## 11 Unsichtbar ausgegossen

Bereite dir Sauerstoff in der bekannten Weise (Experiment 7 oder B 7), fülle damit das Marmeladenglas und verschließe es mit einem Deckel. Bringe nun einen Holzspan zum

Glimmen, öffne das Glas mit dem Sauerstoff und „gieße“ den Sauerstoff auf den glimmenden Span. Halte dabei die Öffnung des Glases möglichst dicht über den Holzspan.

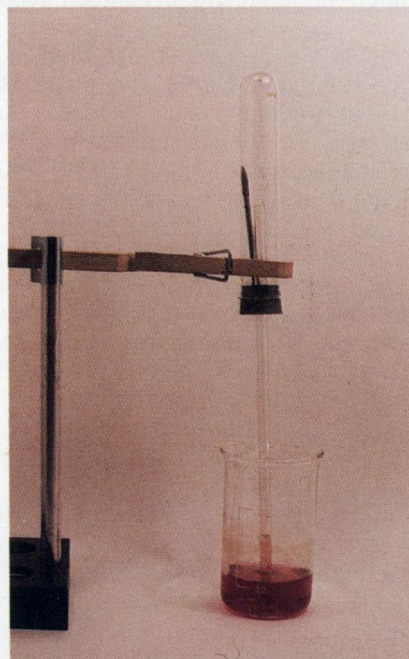
Wenn du das Glas mit Sauerstoff über den glimmenden Holzspan neigst, flammt er auf. Reiner Sauerstoff ist nämlich schwerer als Luft. Beim Neigen des Glases strömt der Sauerstoff — unsichtbar für dich — aus und läßt den Holzspan aufflammen.

## B 12 Rosten verbraucht Sauerstoff

Befeuchte einen rostfreien Nagel und beschichte ihn zusätzlich dünn mit Eisenpulver. Gib den Nagel in ein Reagenzglas und verschließe das Glas mit einem durchbohrten Stopfen, in dessen Bohrung du das Glasrohr steckst. Das Reagenzglas wird mit der Öffnung nach unten so in das Stativ eingespannt, daß das Glasrohr in ein mit Wasser gefülltes Becherglas eintaucht (Abb. 15).

Nach einiger Zeit kannst du im Reagenzglas am Nagel mit Eisenpulver Rostbildung beobachten. Gleichzeitig steigt das Wasser im Glasrohr.

Wie du schon aus Experiment 3 weißt, wird beim Rosten Sauerstoff verbraucht. Für den verbrauchten Sauerstoff dringt Wasser in die Glasröhre. Bei technischen Eisenkonstruktionen, Brücken z. B., ist das Rosten ein unerwünschter Prozeß, weil es das Metall nach und nach zerstört.



15





Der Alchimist

16

Alle Dinge auf der Erde, denen wir täglich begegnen und mit denen wir umgehen, bestehen aus einem bestimmten Material. Dieses Material wird in der Chemie als Stoff bezeichnet. Die Natur besteht aus unzähligen Stoffen. Für den Chemiker besteht eine wesentliche Aufgabe darin, Stoffe zu untersuchen und ihre Eigenschaften festzustellen. Was er mit seinen Sinnen nicht bestimmen kann, muß er durch geeignete Experimente ermitteln.

So hast du selbst im vorigen Kapitel durch entsprechende Experimente 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 zusammensetzten, nämlich Feuer, Wasser, Luft und Erde. Weitere Forschungen ergaben, daß diese Auffassung falsch war. Trotzdem blieb die genaue Zusammensetzung der meisten Stoffe noch lange verborgen, denn bis zum späten Mittelalter blieben chemische Arbeiten und Forschungen einem kleinen Kreis von interessierten Gelehrten, den Alchimisten, vorbehalten. Die chemische Forschung wurde nur im kleinen betrieben.

Seitdem haben viele Forscher immer wieder die Zusammensetzung der Stoffe untersucht und immer neue Entdeckungen gemacht, doch erst seit einigen Jahrzehnten kennt man ihren genauen Aufbau.



# Neue Stoffe entstehen

## B 13 Chemische Elemente

Nimm je einen Löffel Eisenpulver und Schwefel aus den Vorratsröhrchen und häufe sie nebeneinander auf einer Pappunterlage. 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, mußt 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 Atom. Die Atome des Schwefels und des Eisens sind jedoch verschieden.

Stoffe, die sich bis zum Atom zerlegen lassen und die nur aus einer Atomart bestehen, heißen Grundstoffe oder Elemente.

Schwefel und Eisen sind solche Elemente oder Grundstoffe. Außer diesen beiden gibt es noch eine Vielzahl anderer, nämlich insgesamt 104. Das bedeutet, daß es auch 104 verschiedene Atomarten gibt.

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

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 Tabelle kannst du einige Elemente mit ihren chemischen Zeichen kennenlernen. Alle Dinge dieser Erde setzen sich aus den Elementen zusammen.

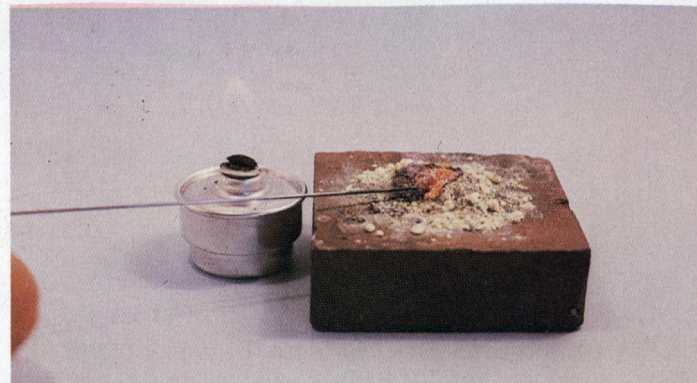
## B 14 Gemenge

Mische die beiden Elemente aus Experiment B 13 gut miteinander. Vergleiche das Gemisch mit den einzelnen Grundstoffen. Streiche mit dem Magneten über die Mischung.

Ein Gemisch aus Schwefel und Eisen hat ein anderes Aussehen als die Grundstoffe. 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 Experiments streife das Eisenpulver vom Magneten ab und hebe das Gemisch für eine weitere Untersuchung auf.



17

## B 15 Eine chemische Verbindung

Mische Eisen- und Schwefelpulver aus Experiment B 13 noch einmal gut miteinander und bringe das Gemisch auf eine feste Unterlage, z. B. einen Ziegelstein. Entzünde es nun mit einer glühenden Stricknadel (Abb. 17). Was beobachtest du? Wiederhole die Untersuchung mit dem Magneten wie in Experiment B 14.

Nach dem Verglühen ist aus dem Gemisch eine grauschwarze, feste Masse mit sehr poröser Oberfläche entstanden. Sie läßt

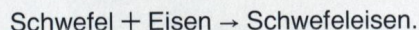


sich nicht mehr mit dem Magneten aufnehmen. (Sollte das dennoch der Fall sein, so hast du zu viel Eisenpulver verwendet. Versuche es noch einmal mit weniger Eisenpulver.)

Aus den Elementen Schwefel und Eisen ist eine Verbindung entstanden, die sich völlig von den beiden Ausgangsstoffen unterscheidet. Diese Verbindung aus Schwefel und Eisen heißt Schwefeleisen. Es ist ein neuer Stoff mit neuen Eigenschaften entstanden. Diesen Vorgang bezeichnet man als chemische Reaktion.

Bei chemischen Reaktionen entstehen Verbindungen, die andere Eigenschaften als die Ausgangsstoffe haben.

Das Entstehen von Verbindungen läßt sich statt in Textform kürzer mit chemischen Gleichungen schreiben. Für die Verbrennung von Schwefel und Eisen lautet die Gleichung:



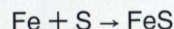
Das  $+$ -Zeichen und der Pfeil haben hier eine besondere Bedeutung. Man liest die Gleichung: Schwefel und Eisen reagieren miteinander und bilden Schwefeleisen.

Noch weiter vereinfachen läßt sich die Darstellung durch Verwendung der chemischen Symbole. Man muß dazu wissen, daß ein Sybmol nicht nur für das betreffende Element, sondern gleichzeitig ein Atom dieses Elements bezeichnet.

Fe = Eisen      oder 1 Atom Eisen.

S = Schwefel oder 1 Atom Schwefel.

Wenn man also schreibt:



so bedeutet das:

1 Atom Eisen und 1 Atom Schwefel reagieren miteinander und bilden Schwefeleisen.

Aus der Gleichung läßt sich ablesen, daß Verbindungen aus verschiedenen Atomarten aufgebaut sind.

Stoffe, die aus verschiedenen Atomarten aufgebaut sind, bezeichnet man als Verbindungen.

## 16 Eine einfache Trennung

Mische in einer Porzellanschale je einen halben Löffel Eisenpulver und Kochsalz. Es entsteht ein Gemisch, in dem die beteiligten Stoffe aufgrund des farblichen Unterschieds noch deutlich zu erkennen sind (Abb. 18).

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 löslich ist, der andere unlöslich. Willst du auch das Kochsalz wiedergewinnen, kannst du das Wasser der Salzlösung verdampfen.



18

## 17 Untersuchen einer Verbindung

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

## 18 Gelöstes Salz

Löse das Salz, koste wieder und erhitze dann 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.

## 19 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!



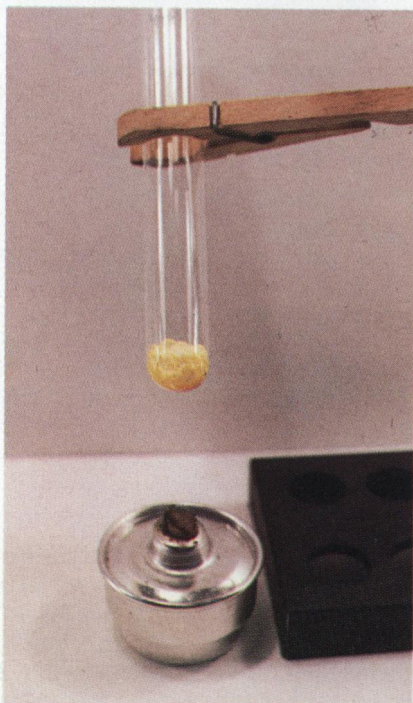
# Neue Stoffe entstehen

Kaliumpermanganat färbt Wasser intensiv rot, nach dem Erhitzen dieser Verbindung dagegen wird Wasser grün gefärbt. Du hast im Experiment 7 gelernt, daß Kaliumpermanganat beim Erhitzen Sauerstoff abgibt. Die Verbindung Kaliumpermanganat wird also auf diese Weise zerstört.

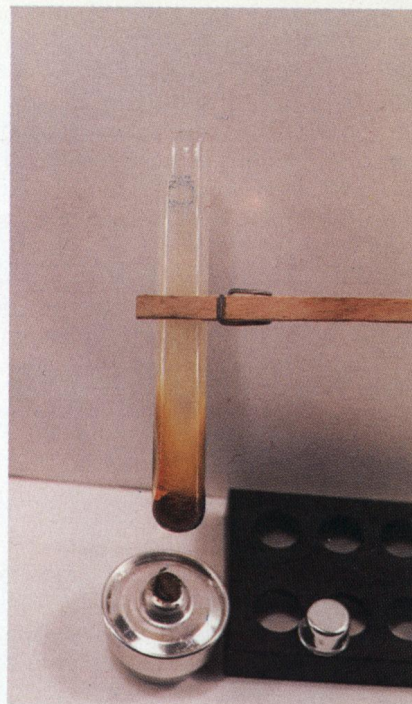
## 20 Flüssiger Schwefel

Gib in ein großes Reagenzglas eine Löffelspitze voll Schwefel. Halte das Glas mit dem Reagenzglashalter 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 (Abb. 19). 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.



19



20

Die folgenden Experimente sollen nur in einem gut gelüfteten Raum durchgeführt werden.

## 21 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 (Abb. 20)! 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° 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 Sublimation.





21

## 22 Sublimierter Schwefel

Erhitze den Schwefel aus Experiment 21 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 (Abb. 21). Diesen Vorgang nennt man Resublimation.

## 23 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 Experimente 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.

## 24 Plastischer Schwefel

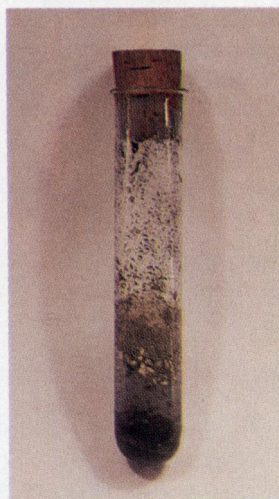
Erhitze den Schwefel aus Experiment 22 erneut, dieses Mal aber bis zum Sieden. Achte darauf, daß er nicht herausspritzt! Gieße dann das flüssige Element schnell in die wassergefüllte Porzellanschale.

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.

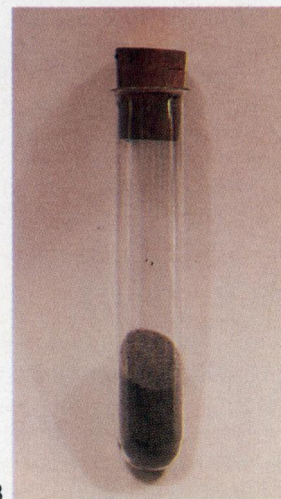
## 25 Trennungsmethoden

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.

Gib in ein Reagenzglas eine Löffelspitze Eisenpulver und dazu die gleiche Menge Schwefel. Fülle das Glas zur Hälfte mit Wasser und schüttle 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 (Abb. 22), kann das Eisen-Schwefel-Gemisch auf diese Weise wieder getrennt werden.



22



23

## 26 Mische in einem Reagenzglas drei Löffel voll trockenen weißen Sand und einen Löffel voll Eisenpulver. Anschließend schüttle das Reagenzglas.

Bald sammelt sich das Eisenpulver am Boden des Reagenzglases, der Sand schichtet sich darüber (Abb. 23). Beim Schütteln



# Neue Stoffe entstehen

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.

**27** Gib etwa zwei Löffel voll Sand und die gleiche Menge Kochsalz in das Reagenzglas und vermische beide Stoffe gut miteinander. Wieder erhältst du ein Gemisch — 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.

**28** Gib einen Löffel sauberen Sand — möglichst Seesand — in ein Reagenzglas, fülle es etwa zur Hälfte mit Wasser auf und schüttele gut um. Anschließend filtriere.

Beim Schütteln wirbeln die Sandkörner durch die Flüssigkeit, lösen sich aber nicht. Durch Filtrieren kann der Sand vom Wasser getrennt werden. Die durchlaufende Flüssigkeit — das Filtrat — ist klar, der Sand bleibt im Filter zurück.

**29** Fülle eine kleine Menge gebrannten Kalk in ein Reagenzglas, fülle bis zur Hälfte mit Wasser auf und schüttele gut um. Es entsteht eine milchig-trübe Flüssigkeit, die du jetzt durch einen Filter laufen läßt.

Das Filtrat ist klar, es hat also scheinbar eine Trennung stattgefunden.

Zur weiteren Untersuchung blase durch das Winkelrohr Atemluft in das Filtrat im Reagenzglas. Beim Einblasen der Luft trübt sich die Flüssigkeit. Das Filtrat ist also kein reines Wasser. Beim Filtrieren der milchigen Flüssigkeit wurden nur die größten ungelösten Teilchen zurückgehalten. Ein geringer Teil des gebrannten Kalks hat sich aber mit dem Wasser zu einer Verbindung umgesetzt, die man Kalkwasser nennt. Beim Einblasen von Atemluft ruft dieser Anteil eine Trübung hervor (vergleiche Experiment 6).



24

**30** **Verbindung aus Schwefel und Kupfer**

Gib etwas Schwefel und ein schmales Stück Kupferblech in ein Reagenzglas und erhitze es über der Spiritusflamme (Abb. 24). Zunächst schmilzt der Schwefel, dann reagieren Kupfer und Schwefel unter Aufglühen miteinander und verbinden sich. Die neue Verbindung sieht schwarz aus und heißt Kupfersulfid.

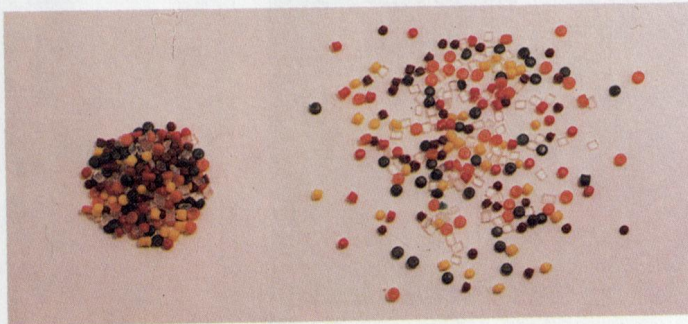
Kupfer + Schwefel → Kupfersulfid



Die Stoffe unserer Umwelt haben die vielfältigsten Erscheinungsformen. Wir unterscheiden dabei zwischen der festen und flüssigen Form, daneben gibt es aber auch noch die Gase. Ein Stoff kann sowohl in der Gestalt großer Brocken (Granitfelsen) als auch in Form sehr kleiner Teilchen (Staub) vorkommen. Diese Teilchen können mit verschiedenen Methoden noch so zerkleinert werden, daß sie mit bloßem Auge nicht mehr einzeln sichtbar sind. Wenn keine Teilung mehr möglich ist, spricht man von den kleinsten Teilchen der Stoffe. Die Vorstellung, die die Chemiker von den unsichtbaren, kleinsten Teilchen haben, sind aufgrund zahlreicher chemischer und physikalischer Untersuchungen entstanden.

Zur besseren Vorstellung soll ein Beispiel mit Kinderluftballons helfen:

Ein Bündel zusammengeschnürter Ballons wirkt aus einiger Entfernung wie ein großer farbiger Haufen. Werden die Ballons losgelassen, löst sich der große Ballonberg, und die einzelnen „kleinsten“ Teilchen streben in die Höhe und verteilen sich. In großer Höhe sind sie bald nicht mehr zu sehen. Eine ähnliche Verteilung zeigt Abb. 25 mit farbigem Granulat.



25

## 31 Kleiner, immer kleiner

Fülle etwas Haushaltszucker, wie man ihn zum Süßen von Speisen verwendet, in die Porzellanschale und betrachte ihn genau. Du wirst erkennen, daß er aus einzelnen Körnern, den Zuckerkristallen, besteht. Auf einer festen Unterlage zerdrücke die Zuckerkristalle mit einem Löffel und betrachte sie abermals, wenn es möglich ist durch ein Vergrößerungsglas. Der zerkleinerte Zucker besteht immer noch aus Kristallen, die jetzt zwar kleiner, aber in der Form den Kristallen des Haushaltszuckers ähnlich sind. Selbst wenn man Zucker immer weiter zerkleinern würde, könnte man bei Betrachtung durch ein Mikroskop noch Zuckerkristalle erkennen.

## 32 Gut verteilt

Gib etwas Zucker in ein Reagenzglas und löse ihn in Wasser auf. Koste von der Lösung. Der süße Geschmack beweist, es sind noch Zuckerteilchen vorhanden. Während bei festem Zucker alle Teilchen eng beieinander liegen, entfernen sie sich beim Lösen voneinander und verteilen sich zwischen den Teilchen des Wassers.

## 33 Verdünnung

Bereite dir in einem Reagenzglas noch einmal eine Zuckerlösung. Koste von der Lösung und merke dir, welchen Süßegrad die Lösung hat. Fülle ca. die Hälfte der Lösung in ein anderes Reagenzglas und verdünne mit der gleichen Menge Wasser. Vergleiche den Geschmack mit der ersten Probe. Du kannst den Verdünnungsvorgang noch einmal wiederholen.

## 34 Teilchen streben in die Lösung

Fülle ein Reagenzglas gut zur Hälfte mit Wasser und wirf ein einzelnes Kristall vom violetten Kaliumpermanganat hinein. Laß die Probe einige Zeit stehen und beobachte.

Ganz allmählich steigen vom Kaliumpermanganatkristall violette Schlieren auf, die zunehmend die gesamte Flüssigkeit durchdringen (Abb. 26).

Beim Lösen entfernen sich die kleinsten Teilchen des Kaliumpermanganat voneinander und verteilen sich zwischen die Teilchen des Wassers. Im Endzustand ist die gesamte Flüssigkeitsmenge einheitlich violett gefärbt.



26





Großfeuer

27

In der Entwicklung der Menschheit ist es von entscheidender Bedeutung gewesen, daß der Mensch gelernt hat, Feuer zu machen. Ohne Feuer ist für uns das Leben heute gar nicht mehr denkbar. Obwohl das Feuer dem Menschen einerseits Licht und Wärme spendet, kann es für ihn auch zur Bedrohung werden, wenn es außer Kontrolle gerät. Große Brände haben schon häufig den Besitz des Menschen vernichtet oder gar sein Leben ausgelöscht.

Auch als die Menschen gelernt hatten, mit dem Feuer umzugehen, blieb der Vorgang der Verbrennung noch lange eine rätselhafte Naturerscheinung. Du hast im Kapitel über die Luft und den Sauerstoff durch einige Versuche schon erfahren, daß bei jeder Verbrennung Sauerstoff benötigt wird. Wer in seiner Woh-

nung einen Kamin hat, muß darauf achten, daß er genügend „Zug“ hat. Das bedeutet, der Brennstoff muß ausreichend Luft und damit Sauerstoff bekommen. Beim Verbrennen gewinnen wir Wärme, der Brennstoff verändert sich dabei. Rauch entweicht. Asche bleibt zurück. Nach dem Verlöschen des Feuers sind die Brennstoffe nicht mehr in ihrer ursprünglichen Form vorhanden.

Wir müssen den Vorgang der Verbrennung in Gang setzen, also die Kohle oder das Papier anzünden. Die einzelnen Brennstoffe verhalten sich sehr unterschiedlich. Kohle verbrennt langsam, Benzin rasch, einige Gasgemische brennen explosionsartig. Welche chemischen Vorgänge sich bei der Verbrennung abspielen, sollst du durch die nächsten Experimente erfahren.



## 35 Gemeinsamer Bestandteil der Brennstoffe

Entzünde nacheinander einen Streifen Papier und einen kleinen Holzspan an der Spiritusflamme und blase dann die Flammen sofort wieder aus!

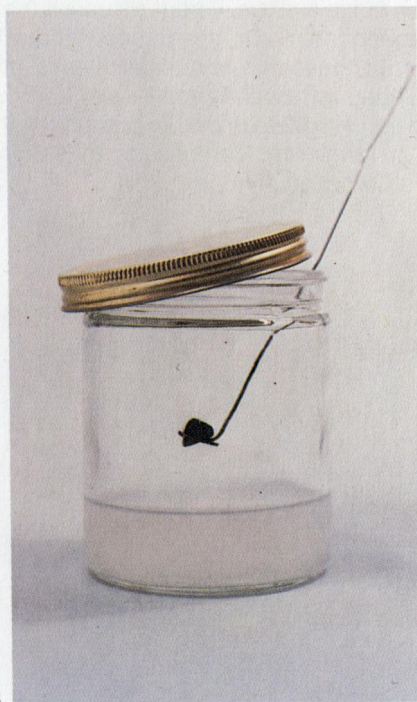
Das Papier und der Holzspan „verkohlen“, bevor sie verbrennen. Beide Brennstoffe enthalten denselben schwarzen Bestandteil wie Koks und Briketts. Der Chemiker nennt ihn Kohlenstoff. Das chemische Symbol dafür ist C.

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

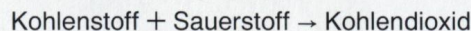
## 36 Verbrennung — chemisch betrachtet!

Welche chemischen Vorgänge sich bei der Verbrennung abspielen, sollst du durch dieses Experiment erfahren. Fülle in das Marmeladenglas etwa einen Finger hoch Kalkwasser, das du nach Experiment 5 herstellst. Erhitze dann auf dem Verbrennungslöffel ein erbsengroßes Stück Holzkohle mit der Spiritusflamme bis zum Glühen und halte den Löffel in das Marmeladenglas. Wiederhole mehrfach! Verschließe dann das Gefäß mit einem Deckel und schüttle kräftig!

Die Holzkohle erlischt, wenn der Sauerstoff verbraucht ist. Das klare Kalkwasser trübt sich nach dem Schütteln (Abb. 28).



Holzkohle ist fast reiner Kohlenstoff. Wenn er verbrennt, entsteht ein unsichtbares Gas, das Kalkwasser trübt. Es ist Kohlendioxid. Du hast es bereits in Experiment 6 kennengelernt. Kohlendioxid bildet sich in diesem Falle aus dem Kohlenstoff der Holzkohle und dem Sauerstoff der Luft.



In dem gasförmigen Element Sauerstoff sind keine einzelnen Atome enthalten, sondern je zwei Atome haben sich zusammengeschlossen. Diese Teilchen nennt man Moleküle.

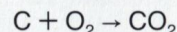
Bei der Verwendung der Symbolschreibweise drückt man diesen molekularen Zustand des Elements Sauerstoff dadurch aus, daß man die Zahl der zusammengeschlossenen Atome durch eine kleine Ziffer hinter dem Symbol angibt.

Für ein Molekül schreibt man also:  $\text{O}_2$

Bei jeder chemischen Reaktion reagieren immer Atome bzw. Moleküle miteinander.

Für die Verbrennung von Kohlenstoff und Sauerstoff gilt:

1 Atom Kohlenstoff und 1 Molekül Sauerstoff reagieren miteinander und bilden 1 Molekül Kohlendioxid.



Das Molekül der chemischen Verbindung Kohlendioxid unterscheidet sich vom Molekül des Elements Sauerstoff dadurch, daß es aus verschiedenen Atomarten aufgebaut ist.

Moleküle eines Elements bestehen aus gleichen Atomarten, Moleküle einer Verbindung bestehen aus verschiedenen Atomarten.

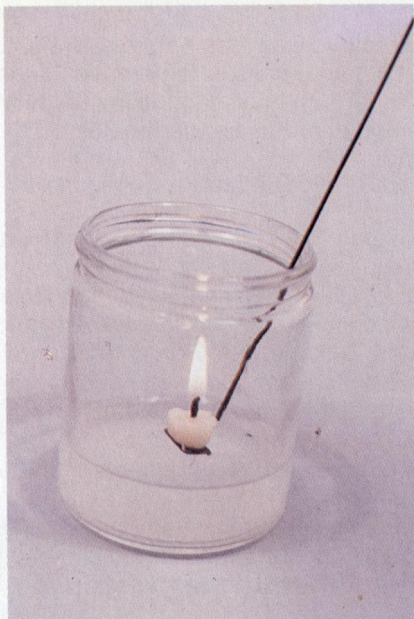
## 37 Schwarzer Kohlenstoff in einer weißen Kerze?

Untersuche, ob auch beim Brennen einer Kerze Kohlendioxid entsteht. Fülle wieder die gleiche Menge klaren Kalkwasser wie in Experiment 36 in das Marmeladenglas. Stecke eine kleine Kerze auf einen gebogenen Stahldraht. Entzünde die Kerze und tauche sie in das Gefäß (Abb. 29). Verfahre nach dem Erlöschen wie in Experiment 36.

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.



# Verbrennung und Oxidation



29

## 38 Kohlenstoff aufgespürt.

Die folgenden Versuche sollen dir zeigen, daß sehr viele Stoffe in unserer Umgebung Kohlenstoff enthalten. Entzünde eine Kerze und halte eine Porzellanscherbe oder eine Glasscheibe über die Flamme. Entzünde ein Streichholz und verfahre ebenso.

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

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

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

## 41 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.

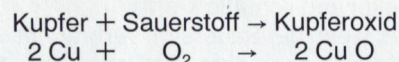
Der schwarze Staub, der sich in einem Ofen oder Schornstein an den Wänden niederschlägt, ist auch nichts weiter als Kohlenstoff.

## 42 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.

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 (Abb. 31). 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.



Kupfer ist in dieser Verbindung wie der Sauerstoff zweiwertig. Es kommt also auf je ein zweiwertiges Kupferatom je ein zweiwertiges Sauerstoffatom. Da der Sauerstoff nur in Form von Molekülen auftritt, müssen zum Ausgleich der Wertigkeiten auf ein Molekül Sauerstoff zwei Atome Kupfer kommen. Wie das Kupfer haben fast alle Metalle die Eigenschaft, mit dem Sauerstoff der Luft zu reagieren. Man bezeichnet eine solche Reaktion immer als Oxidation.





## 43 Auch Eisen verändert sich

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

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.



32

## 44 Stelle Eisenoxid her

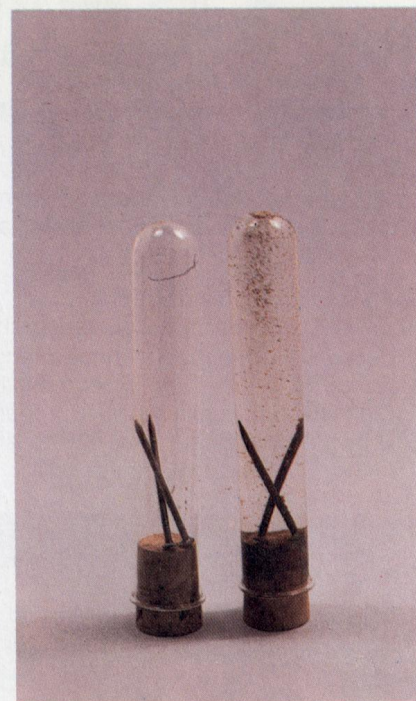
Halte eine Rasierklinge oder ein anderes Stück Stahl oder Eisen einige Minuten mit der Pinzette in die Flamme (Abb. 32). Tauche es dann sofort in ein Becherglas mit Wasser. Wiederhole das Experiment mehrfach, bis sich auf dem Boden des Becherglases einige schwarze Körnchen angesammelt haben. Gieße dann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

## 45 Trockene oder feuchte Luft?

Gib in ein trockenes Reagenzglas einige blankgeschmirelte 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 (Abb. 33). 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.



33

## 46 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“.

Eine stille Verbrennung kannst du erzielen, wenn du einen Eisennagel blank schmirelst, 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“.

## 47 In der gleichen Weise verfare mit einem Stück blankem Kupferblech.

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



# Verbrennung und Oxidation

## 48 Brennt Zucker?

Gib auf eine feuerfeste Unterlage, z. B. einen Ziegelstein, getrennt je einen halben Löffel Zucker und Kaliumpermanganat. Versuche, die beiden Stoffe einzeln mit einer glühenden Stricknadel 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.

## 49 Und er brennt doch!

Mische auf dem Ziegelstein einen halben Löffel Zucker mit der gleichen Menge Kaliumpermanganat und versuche, die Mischung wie im vorigen Experiment zu entzünden.

Ein Gemisch aus Zucker und Kaliumpermanganat brennt (Abb. 35), obwohl jeder Bestandteil alleine sich nicht entzünden läßt.



35

Beim Erhitzen gibt Kaliumpermanganat Sauerstoff ab (vergl. Experiment 7). Wie du schon weißt, 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 freigesetzten Sauerstoff umgeben. Daher kann auch der Zucker entflammen.

## 50 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.

## 51 Brennspritus brennt nicht!

Fülle in die Porzellanschale nur soviel Brennspritus, daß der Boden bedeckt ist. Nähere dann der Flüssigkeit langsam einen brennenden Holzspan und beobachte genau, wann die Entzündung erfolgt. (Abb. 36).



36

Der Brennspritus 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, weil nur sie sich in ausreichendem Maße mit dem Sauerstoff der Luft mischen.

Du kannst jetzt vielleicht verstehen, warum es äußerst gefährlich ist, dort mit offenen Flammen zu arbeiten, wo Flüssigkeiten wie Brennspritus, 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.

## 52 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!

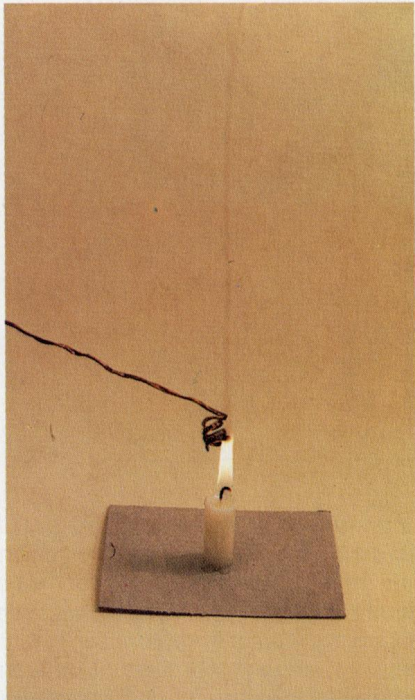


Am weitesten von der Flamme entfernt entzündet sich das Streichholz, näher daran das Papier, der Holzspan schließlich erst in der Flamme.

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.

## 53 Abkühlen unter die Entzündungstemperatur

Forme dir aus einem Stück Kupferdraht eine Spirale. Entzünde eine Kerze und halte dann die Kupferspirale in die Flamme (Abb. 37).



37

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.

## 54 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.

## 55 „Feuerschutz“

Für dieses Experiment benötigst du Wasserglas (Natriumsilikat), das du in jeder Drogerie kaufen kannst.

Tauche einen Holzspan zur Hälfte in die ölarartige 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.

## 56 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.





Oase in der Sahara

38

Das Wasser ist von allen bekannten Stoffen auf der Erde am weitesten verbreitet: Etwa 71 % der Erdoberfläche ist mit Wasser bedeckt. Man kann also annehmen, es sei genügend Wasser für den menschlichen Gebrauch vorhanden. Daß das nicht der Fall ist, erläutert der folgende Vergleich: Von dem gesamten Wasser der Erde sind 97,4 % salzhaltig und damit für den menschlichen Genuß ohne energieaufwendige Aufbereitung unbrauchbar. Auch die restlichen 2,6 % des Wassers sind nur zu einem kleinen Teil verfügbar, weil darin die Polar- und Gletschereisschichten enthalten sind. Läßt man alle diese Vorräte unberücksichtigt, so bleiben nur 0,6 % aller Wasservorräte übrig, die den Menschen zur Verfügung stehen. Dabei ist der Wasserverbrauch durch die Menschen beträchtlich: Er beträgt pro Person und Tag durchschnittlich 150 Liter,

an heißen Sommertagen steigt er auf etwa 300 Liter an. Die 3 Liter, die jeder Erwachsene pro Tag mit Speisen und Getränken zu sich nehmen muß, machen nur einen sehr kleinen Bruchteil aus. Der große Anteil wird für WC-Benutzung, Körperreinigung, Waschmaschinen und Geschirrspüler usw. benötigt.

Sehr große Wassermengen verbraucht die Industrie. Ein einziger Hochofen benötigt bei einer Produktion von 1000 t Rohstahl pro Tag etwa 50 Millionen Liter Wasser, und eine Erdölraffinerie verbraucht pro Stunde mehrere Millionen Liter.

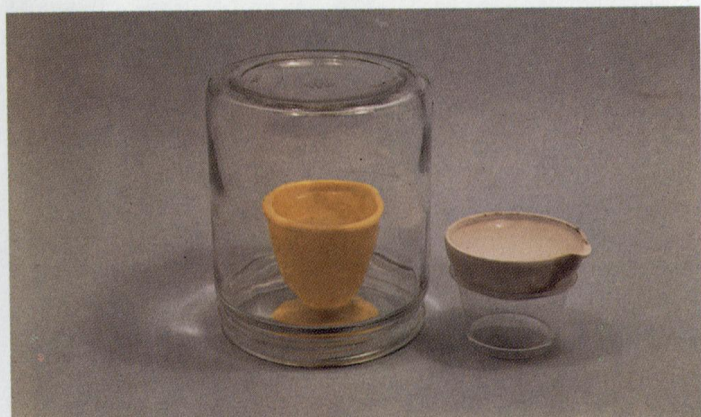
In einem ständigen Kreislauf verdunstet das Wasser von der Erdoberfläche, den Flüssen und Meeren. In der Luft verdichtet es sich zu kleinen Wassertröpfchen und bildet Wolken. Hat sich in den Wolken genügend Wasser angesammelt, fällt es als Regen, Schnee oder Hagel wieder zu Boden.



## 57 Wasser verdunstet an der Luft

In der Einleitung hast du schon erfahren, daß Wasser an der Luft verdunstet. Diesen Vorgang kannst du 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. 39). Kontrolliere beide Proben nach etwa zwei Tagen.



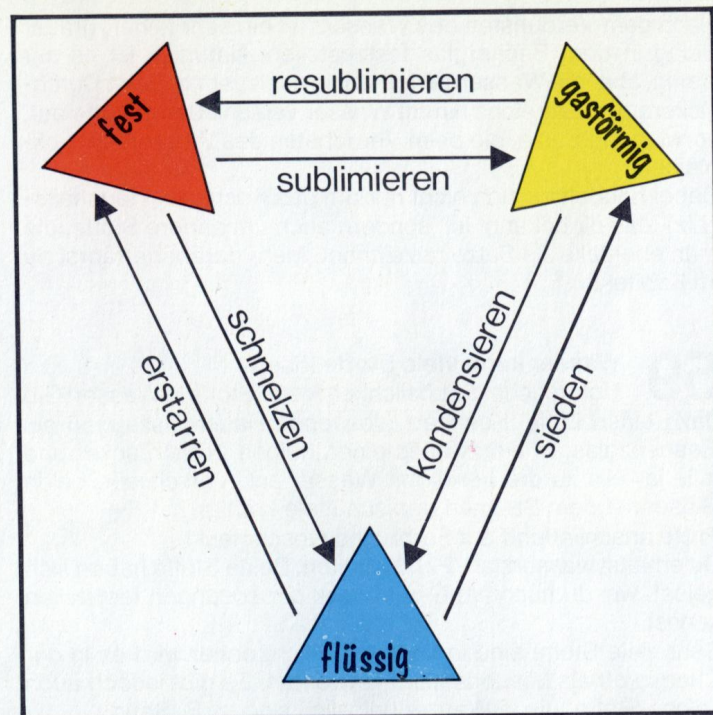
39

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.



40

Von der Temperatur hängt es also ab, in welchem Zustand ein Stoff auftritt. Fest, flüssig oder gasförmig nennt man die Zustandsformen (Aggregatzustände), die ein Stoff annehmen kann (Abb. 40).

Wenn man festes Eis erwärmt, schmilzt es und wird zu flüssigem Wasser. Erhitzt man Wasser, dann verdampft es und wird zu gasförmigem Wasserdampf.

Umgekehrt geht Wasserdampf beim Abkühlen in Wasser über, und das flüssige Wasser erstarrt zu Eis, wenn es weiter abgekühlt wird.

Wichtig ist dabei aber eines: In welchem Zustand das Wasser auch auftritt, es bleibt chemisch immer derselbe Stoff.

Abb. 40 Zustandsformen und Übergänge

## 58 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 in das Becherglas etwas Leitungswasser und laß die Probe an einem ruhigen Ort stehen, bis alles Wasser verdunstet ist.

Untersuche, ob in dem Becherglas ein Rückstand bleibt!



# Vom Wasser

Nach dem Verdunsten des Wassers ist ein sehr feiner, grauer Belag in dem Becherglas 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.

Dabei handelt es sich nicht nur um das Kochsalz (Haushaltssalz) das dir bekannt ist, sondern auch um andere Stoffe, die man ebenfalls als Salze bezeichnet. Mehr darüber erfährst du im Kapitel 8.

## 59 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 dreiviertel mit Wasser auf. Verschließe beide Gläser mit dem Daumen und schüttle 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.

## 60 Können gelöste Stoffe wiedergewonnen werden?

Um das zu untersuchen, gieße etwas von der Salzlösung in das Porzellanschälchen und erhitze über der Spiritusflamme bis zum Sieden (Abb. 41). 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.

## 61 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 wenige Kaliumpermanganatkristalle hinzu. Schüttle zunächst das Becherglas vorsichtig und beobachte die Kristalle.



41

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.

## 62 Das geeignete Lösungsmittel fehlt

Fülle ein Reagenzglas zur Hälfte mit Wasser und gib eine Löffelspitze Schwefelpulver hinzu. Versuche dann, den Schwefel durch Schütteln zu lösen.

So sehr du dich auch bemühst, der Schwefel läßt sich im Wasser nicht lösen.

Um Schwefel zu lösen, benötigt man ein anderes Lösungsmittel, und zwar Kohlenstoffdisulfid (Schwefelkohlenstoff). Für andere chemische Verbindungen benutzt man noch andere Lösungsmittel.

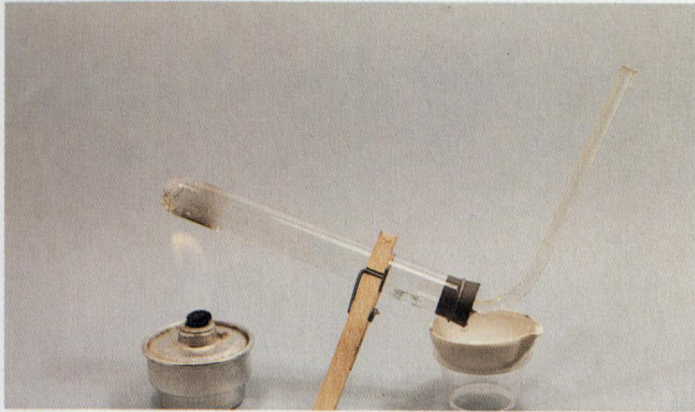
## 63 Auch Fische müssen atmen

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 Porzel-





42

lanschale 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. 42). 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.

## 64 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 Brennspiritus hinzu. Verschließe das Glas mit dem Daumen und schüttle nun! Nach dem Schütteln ist dem gefüllten Reagenzglas nicht anzusehen, daß sich Brennspiritus im Wasser „gelöst“ hat. Tatsächlich aber lassen sich diese beiden Flüssigkeiten in jedem beliebigen Verhältnis miteinander mischen.

## 65 Wasser und Öl?

Nicht alle Flüssigkeiten mischen sich mit Wasser. Fülle in ein Reagenzglas etwas Wasser und füge einige Tropfen Speiseöl hinzu. Schüttle dann kräftig das Reagenzglas.

Auch bei sehr kräftigem Schütteln löst sich das Öl nicht im Wasser. Höchstens vorübergehend verteilen sich kleinste Tröpfchen im Wasser, aber nach kurzer Zeit setzt sich das Öl wieder oben auf dem Wasser ab.

## 66 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 Schwebel. So hast du stark verunreinigtes Wasser.

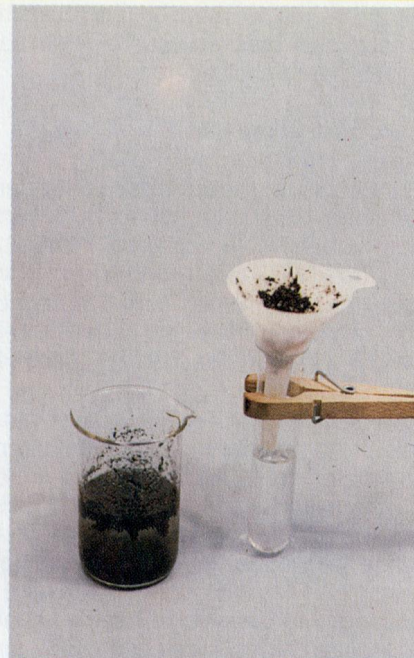
## 67 Schmutzwasser wird gereinigt

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

Baue dir eine Filteranlage nach Experiment 5 zusammen. Setze den Filter auf ein Reagenzglas und gieße vorsichtig einen Teil des Schmutzwassers in den Trichter (Abb. 43).

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!



43



# Vom Wasser

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.

## 68 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 Experiment zu reinigen.

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

## 69 Farbiges Salz verunreinigt Wasser

Für diesen Versuch fülle ein Marmeladenglas 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. Experiment 34). Nun filtriere wie in Versuch 67 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 Experiment 67 und 68 noch Trübungen aufweisen, so hat das die gleiche Ursache.) Wie man sie entfernen kann, zeigt dir der nächste Versuch.

## B 70 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 dann pulverisierte Holzkohle hinein. Verschließe das Reagenzglas mit dem Daumen und schüttle kräftig. Baue dir dann einen Filter wie in Experiment 5 auf und gieße die trübe Flüssigkeit in den Trichter (Abb. 44). Wie sieht das Filtrat aus?

Das gefärbte Wasser ist nach dem Filtrieren so gut wie farblos. Im Experiment 69 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.



44

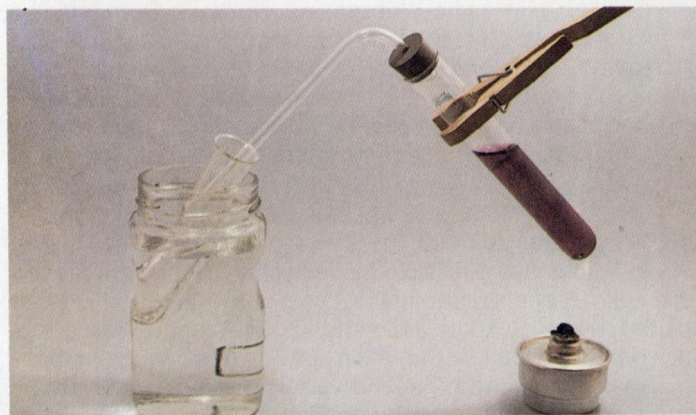
## 71 Chemisch reines Wasser

Um chemisch reines Wasser zu gewinnen, baue dir die Apparatur nach Abb. 45 auf. Fülle das zu erhitzende Reagenzglas etwa zur Hälfte mit Wasser und füge ein bis zwei Kristalle Kaliumpermanganat hinzu.

Erhitze die Lösung mit dem Spiritusbrenner bis zum Sieden und fange den Wasserdampf mit dem zweiten Reagenzglas auf, das im wassergefüllten Becherglas steht. (Vorlage). Beende das Experiment, wenn die Rundung des Reagenzglases im Becherglas gefüllt ist.

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



45



die im Leitungswasser gelösten Salze (vergl. Experiment 58). 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.

## 72 Wasserdestillation

In Experiment 71 hast du erfahren, wie man chemisch reines Wasser gewinnen kann. Die folgenden Versuche zeigen einige Anwendungsmöglichkeiten.

Besorge dir etwas Fluß- oder Seewasser und destilliere es wie in Experiment 71.

**73** 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.

Ein Problem besteht außerdem dabei:

Chemisch reines Wasser ist für Menschen in größeren Mengen sehr schädlich, da es im Körper die Zellen schädigt. Es müssen deshalb dem destillierten Wasser vor dem menschlichen Genuß geringe Salzmen gen zugefügt werden.

Für viele Zwecke wird das Wasser heute nicht mehr destilliert, sondern nur noch durch Ionenaustauscher entsalzen.

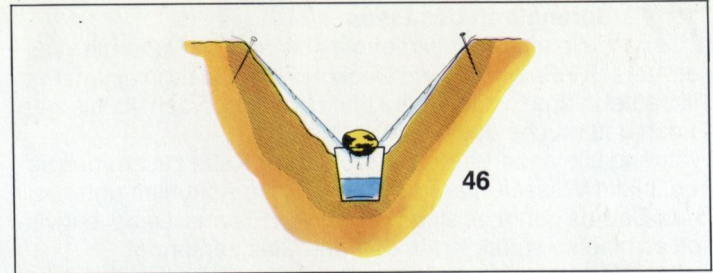
## 74 Nun arbeite einmal ohne Versuchsanleitung

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 Experiment 67 und 71.

## 75 Auch in der Wüste ist Wasser

Es erscheint dir sicher etwas unglaublich. Aber auch der Sand der Wüste enthält noch eine gewisse Menge Feuchtigkeit. Das folgende Experiment zeigt dir, wie man Wasser aus der Bodenfeuchtigkeit gewinnen kann. Es 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 Trich-



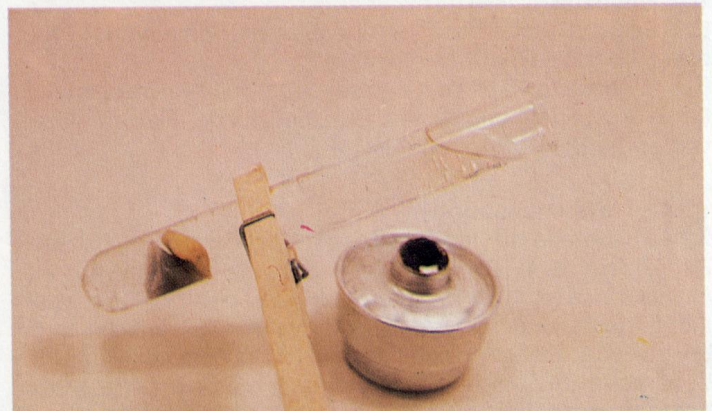
ter über dem Becher hängt. Die Ränder mußt du im Erdreich befestigen. Nun warte ab, bis die Plastikfolie von der Sonne beschienen wird (Abb. 46).

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.

## 76 „Gekochtes“ Eis

Bereite dir zunächst im Eisfach des Kühlschranks Eiswürfel. Zerkleinere sie und gib einige Eisstückchen in ein großes Reagenzglas. Beschwer 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).

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.





## 77 Sprengkraft des Eises

Fülle ein Marmeladenglas bis an den Rand mit Wasser. Verschließe es mit dem Deckel und stelle es in einem Plastikebeutel 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.

## 78 Eis-Turm

Fülle ein kleines Fläschchen 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 Experiment 77 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.

## 79 Der Eisberg schmilzt

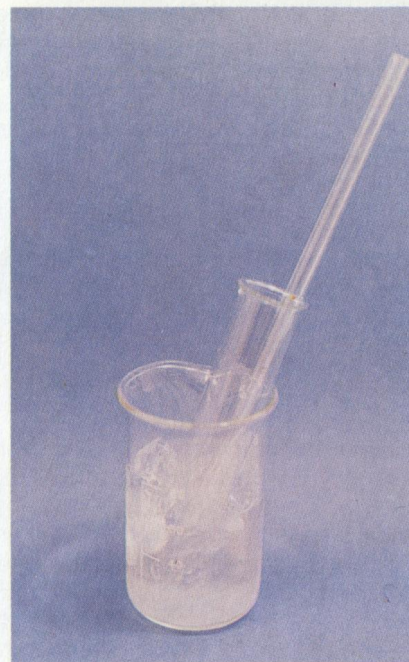
Bereite dir im Eisfach des Kühlschranks Eiskwürfel. Lege einen Eiskwürfel in das Becherglas und fülle das Glas bis zum Rand mit Wasser auf. Dann warte ab, bis der Eiskwürfel geschmolzen ist und beobachte, ob Wasser aus dem Becherglas überläuft.

Der Eiskwürfel 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 Eiskwürfel ausgefüllt hat.

## 80 Kältemischung

Bereite dir im Eisfach des Kühlschranks Eiskwürfel. Zerkleinere die Würfel und fülle das Becherglas zu dreiviertel mit Eis. Dann gib in ein Reagenzglas etwa fingerbreit kaltes Leitungswasser und stelle das Glasrohr hinein. Anschließend bringe das Reagenzglas zwischen die Eisstückchen im Becherglas und streue nach und nach mit dem Löffel Haushaltssalz in das Eis (Abb. 48). Es ist günstig, wenn du das Eis mit Salz noch durchmischst.



48

Prüfe dann von Zeit zu Zeit mit der Hand die Temperatur an der Außenwand des Becherglases. Nach ca. 15 bis 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 als Kältemischung.

## 81 Speiseeis

In einer Kältemischung kannst du dir übrigens Speiseeis selbst herstellen. Stelle dazu eine kleine, möglichst hohe Schale in einen Topf mit einer Kältemischung. Fülle dann Fruchtsaft in die Schale und lasse den Saft abkühlen. Wenn er erstarrt, kannst du das „Wassereis“ mit dem Löffel herauskratzen.



## 82 Salzwasser trägt besser

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

Fülle ein Marmeladenglas (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 auflösen. 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. Beobachte, wie weit die Gläser eintauchen!

Obwohl in beiden Gläsern die gleiche Menge Kies oder Sand enthalten ist, taucht das Reagenzglas im Salzwasser nicht so tief ein (Abb. 49). 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.



49



50

## 83 Das schwebende Ei

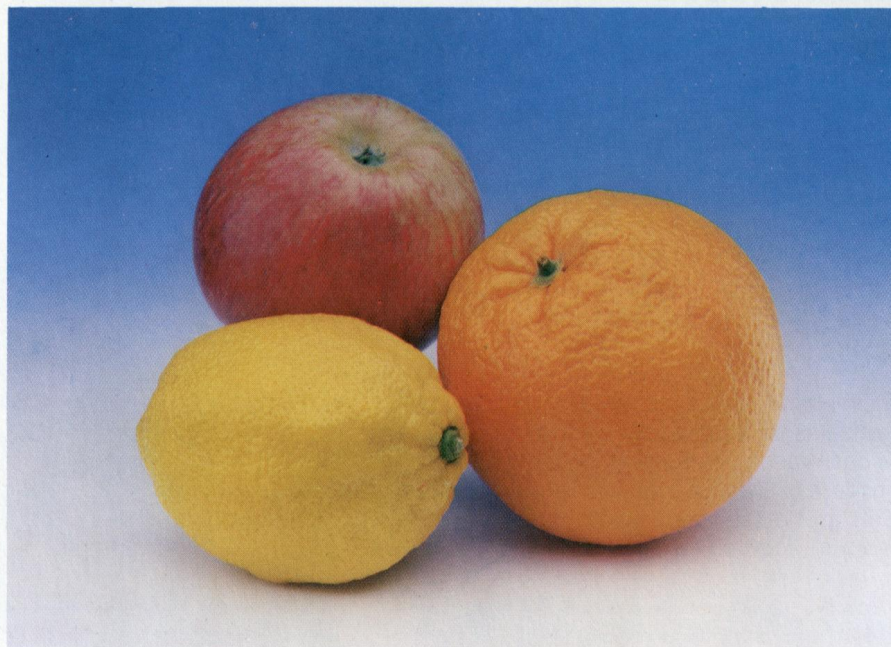
Wie du im vorigen Experiment erfahren hast, erhöht gelöstes Salz die Auftriebskraft des Wassers. Hier noch ein Beispiel:

Fülle ein Marmeladenglas 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. 50). 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.

**84** Mit dieser Probe kann man übrigens feststellen, ob ein Ei frisch ist oder schon länger liegt: Je mehr das Ei nach oben steigt, desto älter ist es. Durch das Lagern vergrößert sich nämlich die Luftblase im Ei, und deshalb wird der Auftrieb größer.





51

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 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 Experimenten sollst du einige chemische Eigenschaften der Säuren kennenlernen.

Da fast alle Eigenschaften der Säuren auch an sehr schwachen Säuren aufgezeigt werden können, brauchst du für das Chemie-Basis-Lab A keine handelsüblichen Säuren zu beschaffen. Essig, den deine Mutter dir sicher in ein Reagenzglas füllt, und eine Zitrone reichen aus, um die Experimente zum Kapitel Säuren durchzuführen, sofern sie nicht mit B gekennzeichnet sind. Trotzdem sollst du die folgenden Hinweise beim Experimentieren beachten.

## 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.



## 85 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 in die saubere Porzellanschale. Nun tauche deine Fingerspitze hinein und koste. — Bewahre den Rest der Flüssigkeit für ein späteres Experiment 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.

## 86 Zitronensaft

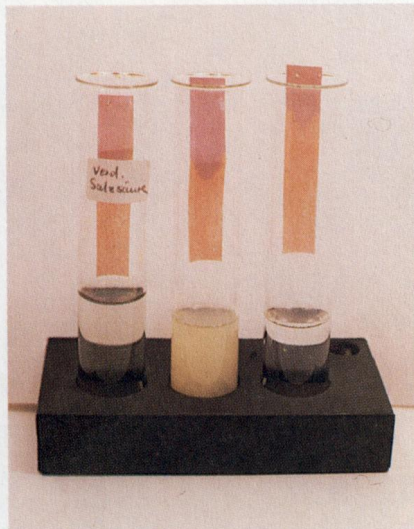
Wiederhole das vorige Experiment mit Zitronensaft. Presse dazu eine Zitrone aus und prüfe wieder den Geschmack. — Den restlichen Saft bewahre für das nächste Experiment auf.

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.

## 87 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 Experiment 85), Zitronensäure (Experiment 86) und verdünnter Salzsäure (nur B). Gib dann in jedes Reagenzglas einen Streifen blaues Lackmuspapier (Abb. 52) 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 Erkennungsmittel (Indikator) für Säuren. Säuren färben Lackmus rot.

## 88 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 (nur B). 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.

## 89 Indikatorpapier — selbst hergestellt

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

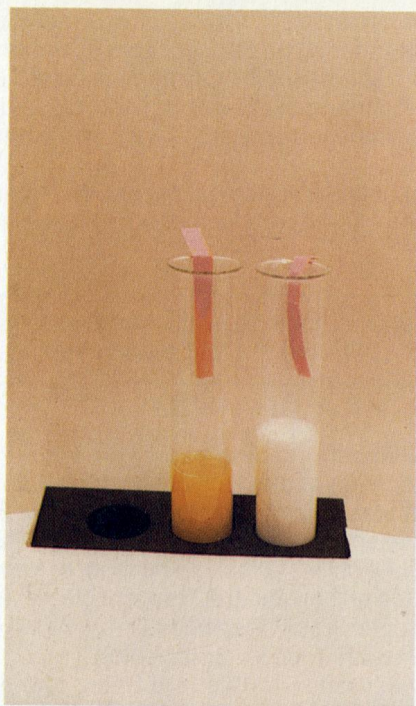
Fülle ein Reagenzglas zur Hälfte mit Rotkohlsaft und erhitze die Flüssigkeit über dem Spiritusbrenner. Laß soviel Wasser verdampfen, bis nur noch die Hälfte der ursprünglich vorhandenen Lösung nachbleibt. Tauche nun in diesen konzentrierten Rotkohlsaft weißes Löschpapier oder Filtrierpapier, daß du vorher 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.

## 90 Säuren in Nahrungsmitteln

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



# Essig und andere Säuren



53

**91** Mit Apfelsinensaft läßt sich die Prüfung leichter durchführen. Fülle etwas in ein Reagenzglas und gib einen Streifen blaues Lackmuspapier hinzu (Abb. 53).

**92** 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.

**93** Verschiedene Fruchtsäfte — z. B. aus Pampelmusen, Kirschen, Trauben usw. — lassen sich in derselben Weise auf Säuren untersuchen wie der Apfelsinensaft in Experiment 91.

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

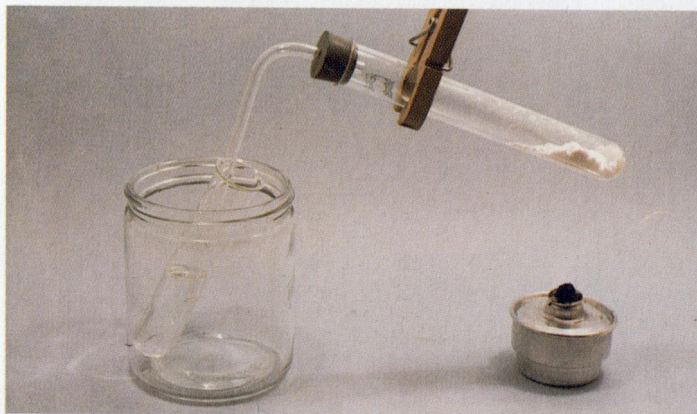
**95** Wein- oder Sauerkraut solltest du auch bei passender Gelegenheit einmal mit Lackmus untersuchen. Immer, wenn eine Rotfärbung eintritt, ist eine Säure vorhanden.

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.

**96** **Selterswasser enthält Säure**  
Gieße etwas frisches Selterswasser in das Becherglas und tauche einen Streifen blaues Lackmuspapier hinein. Der Streifen färbt sich rot. — Auch Selterswasser enthält also eine Säure, die Kohlensäure. Kohlensäure und Fruchtsäuren haben eine erfrischende Wirkung. Sie werden deshalb bei der Herstellung von Erfrischungsgetränken verwendet. Prüfe noch andere Getränke mit blauem Lackmuspapier.

**97** **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. Halte das Glas so, daß der lange Schenkel des Glasrohres in ein mit Kalkwasser gefülltes Reagenzglas ragt, das in einem Marmeladenglas steht (Abb. 54). Erhitze nun vorsichtig das Reagenzglas!

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.



54



## 98 Aus Kohlendioxid wird Kohlensäure

Erzeuge wie im vorigen Experiment durch weiteres Erhitzen des Natrons Kohlendioxid. Da Kohlendioxid schwerer ist als Luft, 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 Reagenzglas, verschließe es mit dem Daumen und halte es mit der Öffnung nach unten in ein mit Wasser gefülltes Marmeladenglas. Nachdem du nun die Öffnung des Reagenzglases unter Wasser freigegeben hast, steigt wenig Wasser in das Reagenzglas. Bewege es leicht wenige Male hin und her. Achte darauf, daß die Reagenzglas­mündung immer nach unten zeigt und beobachte (Abb. 55).



55

Der Wasserspiegel im Reagenzglas steigt etwas an. Kohlendioxid hat sich in Wasser gelöst. Ein geringer Anteil reagiert mit Wasser und bildet Kohlensäure.

Zum weiteren Nachweis (Experiment 99) verschließe das Reagenzglas mit dem Daumen unter Wasser so, daß etwas Flüssigkeit im Glase verbleibt. Nimm es aus dem Glas und stelle es ab.

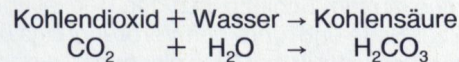
## 99 Lackmusprobe als Beweis

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

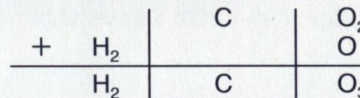
Die Rotfärbung zeigt dir Säure an.

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

Wie du schon aus Experiment 98 weißt, kann es sich nur um Kohlensäure handeln. Die folgende Gleichung zeigt dir den chemischen Ablauf des Vorganges.

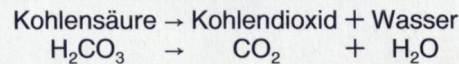


Als Rechenaufgabe dargestellt, wird es dir noch deutlicher:



Da nur ein geringer Teil des Kohlendioxids mit Wasser reagiert, wirkt Kohlensäure wie eine schwache Säure.

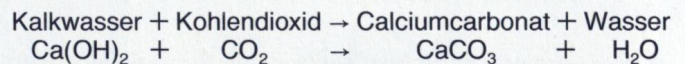
Kohlensäure ist außerdem eine sehr unbeständige Säure. Sie zerfällt wieder in die Bestandteile Kohlendioxid und Wasser.



## 100 Ein Gas wird unschädlich gemacht

Fülle ein Reagenzglas zur Hälfte mit frischem Selterswasser und prüfe mit blauem Lackmuspapier. Im Experiment 96 hast du bereits erfahren, daß das Erfrischungsgetränk Kohlensäure enthält. Das Lackmuspapier färbt sich deshalb rot. Gib nun tropfenweise Kalkwasser hinzu, das du nach Experiment 5 hergestellt hast. Beobachte den Inhalt des Reagenzglases und prüfe wieder mit blauem Lackmuspapier!

Das Selterswasser 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. Im Selterswasser ist Kohlendioxid unter Druck gelöst, außerdem zerfällt die Kohlensäure leicht in Wasser und Kohlendioxid (vgl. Experiment 99). Beim Öffnen einer Flasche entweicht das Gas. Kohlendioxid reagiert 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.



# Essig und andere Säuren

Die folgenden Experimente sollen nur in einem gut gelüfteten Raum durchgeführt werden.

## 101 Du kannst noch eine Säure herstellen

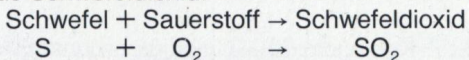
Es geht aber auch diesmal nicht ohne Oxid. Zur Herstellung dieses Oxides erzeuge dir nach Experiment 7 Sauerstoff. Fülle damit ein altes Marmeladenglas und verschließe es mit dem Deckel. Etwas Wasser muß im Glas verbleiben. Dann gib auf den Verbrennungslöffel Schwefel und entzünde ihn an der Spiritusflamme. Schiebe jetzt den Deckel über dem Glas ein wenig zur Seite und führe den Verbrennungslöffel mit dem brennenden Schwefel in das Glas ein; er darf jedoch nicht ins Wasser tauchen! Während des Abbrennens verschließe das Glas so weit wie möglich mit dem Deckel (Abb. 56) und beobachte!



56

## 102 Wenn der Schwefel nicht mehr brennt, nimm den Verbrennungslöffel heraus und verschließe das Glas sorgfältig mit dem Deckel!

Der Schwefel verbrennt mit blauleuchtender Flamme, und es bilden sich weiße Nebel im Glas. Dieser Nebel besteht überwiegend aus Schwefeldioxid.



In der Verbindung Schwefeldioxid ist Schwefel vierwertig. Damit die Wertigkeiten ausgeglichen sind, muß sich ein vierwertiges Schwefelatom mit einem Sauerstoffmolekül verbinden, in dem jedes der beiden Atome zweiwertig ist.

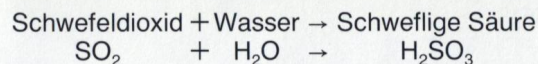
Ist kein Schwefeldioxid entstanden, hast du nicht sorgfältig

gearbeitet. Vielleicht hat der Schwefel noch 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.

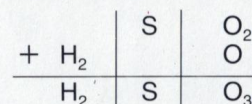
## 103 Auch Schwefeldioxid bildet eine Säure

Das Schwefeldioxid muß du jetzt in Wasser lösen. Dazu schüttle das verschlossene Glas mehrere Male kräftig. Anschließend gib einen Streifen blaues Lackmuspapier hinein und beobachte, ob eine Verfärbung eintritt!

Das Lackmuspapier färbt sich rot. Es ist also wieder eine Säure entstanden. Schwefeldioxid hat sich mit Wasser zu Schweflige Säure verbunden.



Auch hier hilft uns noch einmal die Rechenaufgabe



Schweflige Säure ist wie Kohlensäure eine sehr unbeständige Säure. Sie ist deshalb im Handel nicht erhältlich.

Wenn du dir die Formeln der Kohlensäure und der Schwefligen Säure ansiehst, fällt dir vielleicht auf, daß sie beide das Element Wasserstoff (H) enthalten. Der Wasserstoff ist der gemeinsame Bestandteil aller Säuren. Die charakteristischen Säureeigenschaften — sie färben Lackmus rot — werden durch den Wasserstoff hervorgerufen.

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.

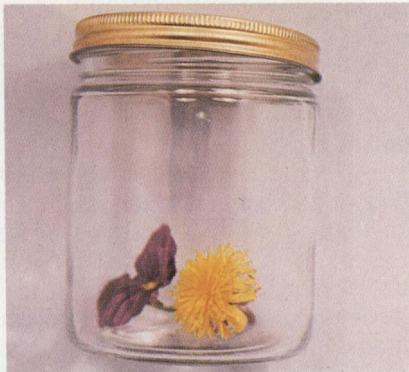
In der nachstehenden Tabelle findest du die wichtigsten Säuren mit ihren chemischen Formeln:

Säurename	Formel	Säurerest
Schwefelsäure	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	— SO <sub>4</sub> : Sulfat
Schweflige Säure	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	— SO <sub>3</sub> : Sulfit
Salzsäure	HCl	— Cl : Chlorid
Salpetersäure	HNO <sub>3</sub>	— NO <sub>3</sub> : Nitrat
Phosphorsäure	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	— PO <sub>4</sub> : Phosphat
Kohlensäure	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	— CO <sub>3</sub> : Carbonat



## 104 Farblose Blüten

Stelle wie in Experiment 101 Schwefeldioxid her. Achte aber darauf, daß sich im Gegensatz zur Herstellung von Säure kein Wasser mehr im Glas befindet! Wenn der Schwefel verbrannt ist, nimm den Verbrennungslöffel heraus, verschließe das Gefäß aber sofort wieder mit dem Deckel. Lege dann ein paar bunte Blütenblätter in das Glas, ohne daß viel Schwefeldioxid entweicht (Abb. 57). Betrachte nach einiger Zeit den Inhalt!



57

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.

Über die Luftverschmutzung durch das Schwefeldioxid erfährst du mehr im Kapitel Umweltverschmutzung.

## 105 Nachweis für Schwefeldioxid

Fülle in ein altes Marmeladenglas etwas Wasser — Boden gut bedeckt — und gib ein Kristall Kaliumpermanganat hinzu. Erzeuge dann Schwefeldioxid, indem du etwas Schwefel auf dem Verbrennungslöffel entzündest und ihn in das Marmeladenglas tauchst. Wenn der Schwefel verbrannt ist, verschließe das Glas mit dem Deckel und schüttle es kräftig.

Nach kurzer Zeit wird die Lösung heller, und der violette Farbton wird bräunlich. Das Schwefeldioxid entfärbt auch das Kaliumpermanganat.

Mit diesem Experiment kannst du z. B. auch in Städten an stark befahrenen Straßen oder in Heizungsräumen von Ölheizungen das entstandene Schwefeldioxid nachweisen.

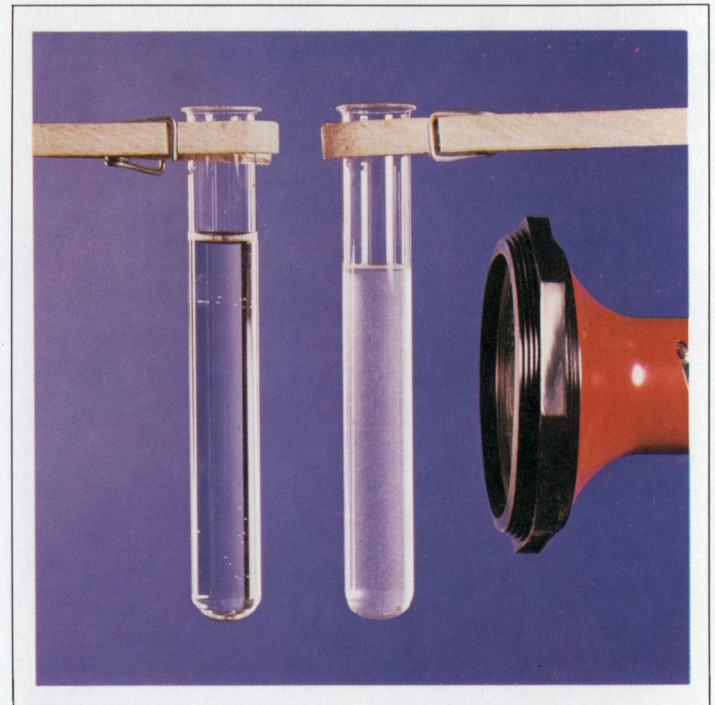
## B 106 Kieselsäuregel

Aus der Wasserglaslösung Natriumsilikat (du erhältst sie in Drogerien), kannst du eine Säure gewinnen, die sich anders verhält als jene, die du kennst.

Gib in ein Reagenzglas zur Hälfte Wasserglas und füge 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 für die nächsten Versuche auf. Im 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 andere Säuren.

## B 107 Eine kolloide Lösung

Löse in einem Reagenzglas voll Wasser etwas Kochsalz. Stelle diese Lösung neben das Glas mit dem Kieselsäuregel aus B 106. Halte 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. 58). Vergleiche sie miteinander! (Bewahre das Kieselsäuregel noch weiter auf.)



58



# Essig und andere Säuren

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 **e c h t e n L ö s u n g** (vgl. Experiment 59). 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 **k o l l o i d a l** oder **k o l l o i d e** Lösungen.

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

## B 108 Quarz — selbst hergestellt

Fülle das Kieselsäuregel aus dem vorigen Experiment in die Porzellanschale und erhitze den Inhalt über der Spiritusflamme (Abb. 59). 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.



59

## 109 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.

## 110 Glaskitt

Wenn in eurem Haushalt einmal von einem Porzellanteller 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.

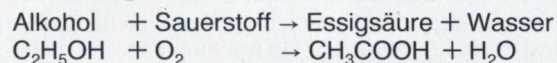
Nach einiger Zeit ist der Wasserglasbrei zu einer steinharten Masse erstarrt. Dabei hat er die Stücke fest zusammengekittet. Weil Wasserglas an der Luft zu einer festen Masse erstarrt, darfst du es nie in einem offenen Gefäß stehen lassen.

## 111 Aus Wein entsteht eine Säure

Laß dir von deinen Eltern etwas Wein geben. (Bier kannst du zur Not auch verwenden.) Prüfe den Geschmack des Weines. Gib einen Tropfen auf einen Streifen blaues Lackmuspapier. Stelle eine Probe des Weines in der Porzellanschale an einen warmen Ort (Heizungs- oder Ofennähe). Prüfe nach etwa zwei Tagen erneut den Geschmack, dieses Mal aber, indem du den Finger befeuchtest und diese geringe Menge probierst. Tauche auch wieder Lackmuspapier in die Flüssigkeit!

Der Geschmack des Weines verändert sich in den zwei Tagen erheblich. Er schmeckt sehr sauer, und das Lackmuspapier färbt sich intensiver rot.

Durch die Einwirkung des Luftsauerstoffs spielt sich eine chemische Reaktion ab, die äußerlich kaum zu erkennen ist. Aus dem Alkohol, der im Wein enthalten ist, entsteht nämlich eine Säure, die Essigsäure.





Neben dem Luftsauerstoff müssen zusätzlich noch Essigsäurebakterien bei dem Vorgang mitwirken, die jedoch in der Luft enthalten sind. Sie bewirken die Oxidation des Alkohols zur Essigsäure. Im Gegensatz zu den anorganischen Säuren Salzsäure, Schwefelsäure usw. ist die Essigsäure eine organische Säure.

## 112 Essig aus Obst

Aus Obst läßt sich ebenfalls in einem sehr einfachen Experiment Essig herstellen: Äpfel werden in Stücke geschnitten und in einem Topf mit warmem Wasser übergossen. Hinzu fügt man zwei Eßlöffel Zucker, bedeckt den Topf mit einem Sieb oder grobmaschigen Tuch und läßt alles einige Tage neben einer Heizung warm stehen. Mit Lackmuspapier läßt sich prüfen, wann sich der Inhalt in Essig verwandelt hat.

Aus dem Traubenzucker der Äpfel bilden sich zunächst Alkohol und Kohlendioxid. Ähnlich wie beim vorigen Experiment wandelt dann der Sauerstoff der Luft den Alkohol in Essig um, wobei ebenfalls die in der Luft vorhandenen Essigsäurebakterien notwendig sind.

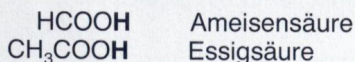
Speiseessig enthält etwa 5 % Essigsäure. Wird er durch die Oxidation aus Alkohol hergestellt, so heißt er Weinessig.

In großen Mengen kann er hergestellt werden, indem man verdünnten Alkohol über Buchenholzspäne tropfen läßt. Luft, die dem Alkohol entgegenströmt, bewirkt bei Temperaturen um 30° C die Oxidation.

Neben dem Speiseessig gibt es die Essigsäure auch noch als Essigessenz und als Eisessig. Beide wirken sehr stark ätzend und sind daher gefährlich. Eisessig besteht zu 99 % aus Essigsäure. Er hat die Eigenschaft, schon bei + 16° C zu einer festen eisartigen Masse zu erstarren. Daher erhielt er auch seinen Namen.

Der Essig ist die einzige Säure, die schon im Altertum bekannt war. Essigsäure ist nur eine aus einer langen Reihe organischer Säuren, die chemisch miteinander verwandt sind. Die einfachste davon ist die Ameisensäure — mit der Formel  $\text{HCOOH}$ . Zwei andere in dieser Kette sind die Palmitinsäure ( $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$ ) und die Stearinsäure ( $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ ). Sie sind beide ein wesentlicher Bestandteil der Speisefette. Darum heißen alle Säuren dieser Reihe **Fettsäuren**. Auch die Buttersäure ( $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$ ), die sich in ranziger Butter bildet, gehört zu dieser Reihe.

Alle diese Säuren besitzen den für Säuren typischen Säurewasserstoff, der die gemeinsamen Eigenschaften dieser Stoffklasse hervorruft. Allerdings steht er bei diesen organischen Säuren am Ende der Formel.



## 113 Auch Tiere erzeugen Säure

Diesen Versuch mußt du einplanen, wenn du einmal einen Waldspaziergang unternimmst. Stecke dir einen Streifen blaues Lackmuspapier ein und suche 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.

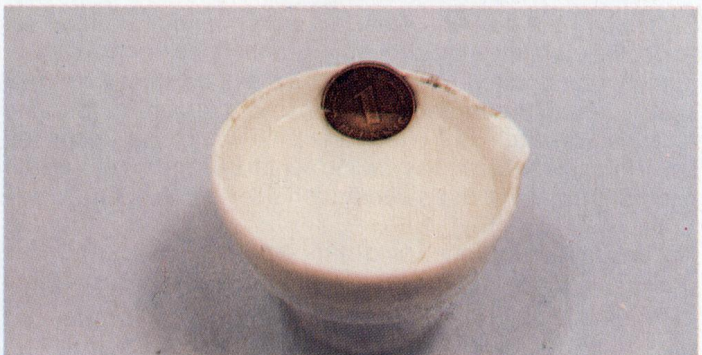
Du wirst feststellen, daß sich der Lackmusstreifen an einigen Stellen — eventuell auch ganz — rot gefärbt hat.

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.

## 114 Ein Pfennig verändert sich

Lege einen alten Kupferpfennig in die Porzellanschale und übergieße ihn mit Speiseessig. Der Pfennig soll dann so liegen, daß die eine Hälfte in den Essig taucht, die andere aber frei ist (Abb. 60). Betrachte nach etwa 2 — 3 Tagen das Geldstück.

Die eingetauchte Hälfte des Pfennigs ist blank geworden, die andere dagegen überzieht sich, besonders stark in der Nähe der Flüssigkeit, mit einer grünlichen Schicht. Auch der Essig hat sich grün gefärbt. Der Überzug ist unter dem Namen **Grünspan** bekannt und ist ein Gemisch aus verschiedenen Kupferacetaten. Grünspan ist giftig, und darum dürfen Speisen nicht längere Zeit in Kupfergeschirr aufbewahrt werden.



60





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 Lauge 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 stark 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 reichlich Wasser sofort abgespült werden!

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

Laugen dürfen niemals in Trinkgefäßen aufbewahrt werden.



## 115 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.

## 116 Und wieder hilft uns Lackmus

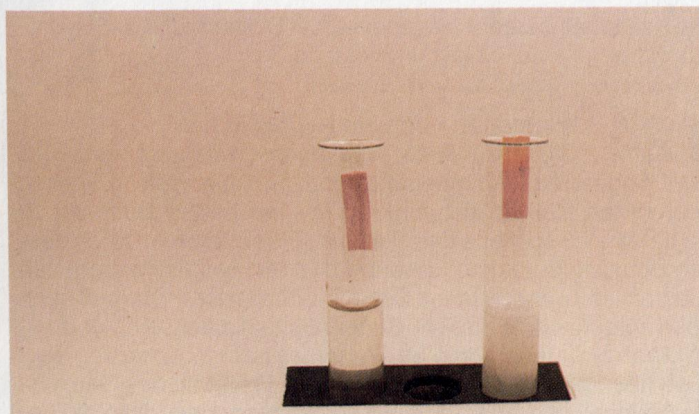
Um Säuren chemisch zu erkennen, hat uns das blaue Lackmuspapier gute Dienste geleistet, denn es wird von allen Säuren rot gefärbt (vergl. Experiment 87). Nun soll auch das rote Lackmuspapier seine Verwendung finden.

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

Das rote Lackmuspapier färbt sich bei beiden Proben blau (Abb. 62). 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!

## B 117 Laugen greifen an

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.

**B 118** Führe dieselbe Untersuchung mit synthetischen Fasern durch. Übergieße dazu in einem Reagenzglas Kunstfasern mit verdünnter Natronlauge und erhitze wie in Experiment 117).

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.

## 119 Laugenprobe mit Rotkohlsaft

Du erinnerst dich sicher, daß Lackmus nicht der einzige Farbstoff ist, der beim Zusammentreffen mit Säure seine Farbe ändert (vgl. Experiment 88); 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 Experiment 116 in zwei Reagenzgläser fingerbreit Seifenlauge und Natronlauge (nur B) 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.

## 120 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.



## B 121 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 Experiment 87 und Experiment 116!

## 122 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 Experiment verwenden



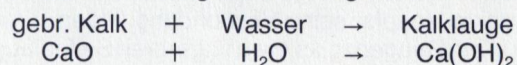
63

## 123 Aus Kalkmilch wird Kalkwasser

Dazu mußt du die Kalkmilch aus dem vorigen Experiment filtrieren (Abb. 63). Berechne dir einen Filter wie in Experiment 5 beschrieben. Prüfe das Filtrat mit rotem Lackmuspapier!

Das Filtrat, eine wasserklare Flüssigkeit, bezeichnet man als Kalkwasser\*), wie du schon aus Experiment 5 weißt. Kalkwasser ist ebenfalls Kalklauge, denn das rote Lackmuspapier wird blau gefärbt. Beim Filtrieren werden die ungelösten, überschüssigen Teilchen des gebrannten Kalks durch das Filtrierpapier zurückgehalten. Eine chemische Veränderung erfolgt jedoch nicht.

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 Hydroxidgruppe bewirkt die **gemeinsamen** Eigenschaften aller Laugen. Deshalb nennt man die chemischen Verbindungen, die wie Natronlauge und Kalklauge reagieren und Lackmus blau färben, **Hydroxide**.

Außerdem ist am Aufbau dieser Verbindungen immer ein Metall beteiligt, das die **besonderen** Eigenschaften bedingt. Die chemischen Namen für diese Gruppe von Verbindungen werden aus dem Metall und dem Begriff Hydroxid gebildet. Die Natronlauge besteht aus dem Metall Natrium und der Hydroxidgruppe und heißt deshalb Natriumhydroxid. Die Formel dafür ist  $\text{NaOH}$ .

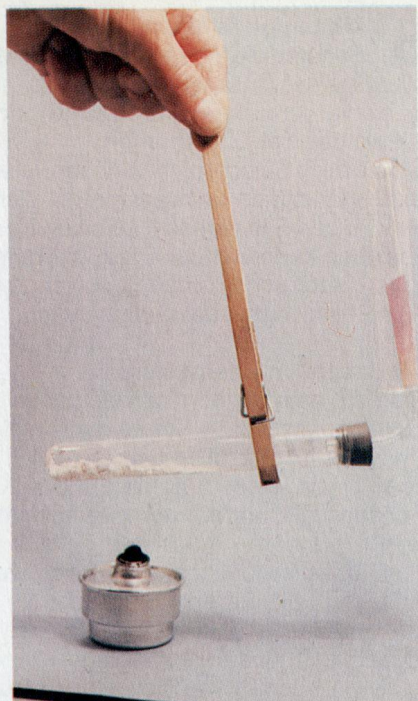
Die Kalklauge besteht aus dem Metall Calcium und der Hydroxidgruppe; sie heißt Calciumhydroxid.

\*) Du kannst damit deinen Kalkwasservorrat ergänzen.

## 124 Wir stellen noch ein Hydroxid 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 des rechtwinklig gebogenen Glasrohres führt. Der lange Schenkel des Glasrohres muß nach oben zeigen. Halte nun ein Reagenzglas, in dessen Mündung du einen angefeuchteten Streifen rotes Lackmuspapier gelegt hast, über die Öffnung des Glasrohres. Erwärme das Gemisch aus Salmiak und gebranntem Kalk langsam über der Spiritusflamme (Abb. 64).



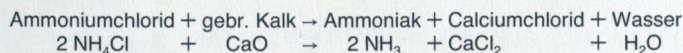


64

Wenn sich das Lackmuspapier in der Reagenzglas­mündung blau färbt, unterbrich den Versuch.

**125** Nimm nun das Reagenzglas vom Ableitungsrohr, verschließe es mit dem Daumen und tauche es senkrecht in ein mit Wasser gefülltes Marmeladenglas. 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 drei Atomen Wasserstoff (H) verbunden. Die chemische Umsetzung, die dabei stattfindet, ist nicht ganz einfach. Die Reaktionsgleichung kann uns helfen, diesen Vorgang zu durchschauen:

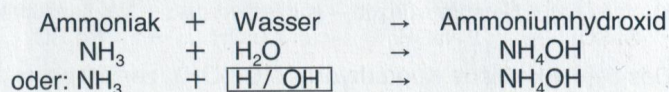


Durch das Erwärmen mit gebranntem Kalk zerfällt Ammo-

niumchlorid. Dabei entweicht Ammoniak ( $\text{NH}_3$ ); die beiden Wasserstoffatome verbinden sich mit dem Sauerstoff aus dem Calciumoxid zu Wasser. Das zweiwertige Calcium verbindet sich mit den beiden einwertigen Chloratomen (Cl-Atomen). Es entsteht die Verbindung Calciumchlorid ( $\text{CaCl}_2$ ).

Das Ammoniakgas ( $\text{NH}_3$ ) reagiert mit der Hydroxidgruppe des Wassers, dabei entsteht Ammoniumhydroxid.

Deshalb steigt der Wasserspiegel im Reagenzglas, wenn es in das mit Wasser gefüllte Marmeladenglas gehalten wird, und das Lackmuspapier behält die blaue Farbe. Das entstandene Hydroxid bezeichnet man volkstümlich als Salmiakgeist.



In Experiment 123 hast du erfahren, daß am Aufbau eines Hydroxids außer der OH-Gruppe (Hydroxidgruppe) immer ein Metall beteiligt ist. Ammoniumhydroxid ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ) bildet eine Ausnahme: anstelle des Metalls entsteht hier die Gruppe  $\text{NH}_4$ . Sie ist ein Metallsatz.

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

Chem. Bezeichnung	volkstüml. Name	Formel
Natriumhydroxid	Natronlauge	NaOH
Kaliumhydroxid	Kalilauge	KOH
Calciumhydroxid	Kalklauge	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
Ammoniumhydroxid	Salmiakgeist	$\text{NH}_4\text{OH}$

## 126 Eine komplizierte Verbindung

Stelle eine Kupfersulfatlösung her, indem du eine Löffelspitze des Salzes in einem zur Hälfte mit Wasser gefüllten Reagenzglas 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.

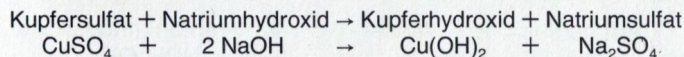
Gelbes Blutlaugensalz hat den schwierigen chemischen Namen Kaliumhexacyanoferrat (II). Kommt es mit der Kupfersulfatlösung in Berührung, so reagieren die beiden Verbindungen miteinander, und es entsteht die komplizierte Verbindung mit dem Namen Kupferhexacyanoferrat (II). Sie ruft die rot-braune Farbe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



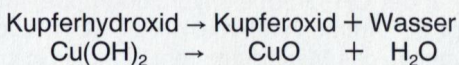
## B 127 Aus Blaßblau wird Dunkelblau

Löse in einem zur Hälfte mit Wasser 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!

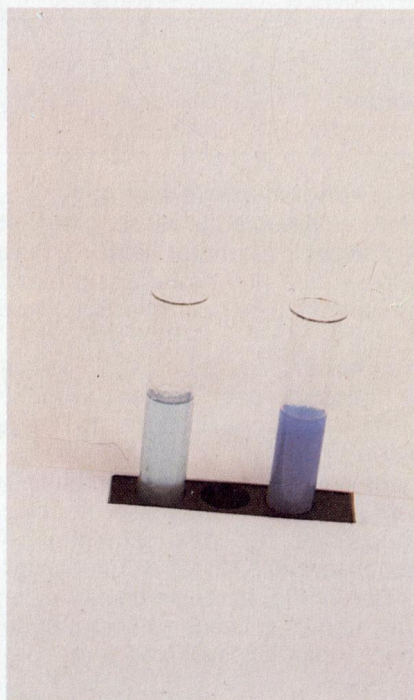
Nach der Zugabe der Natronlauge färbt sich die Kupfersulfatlösung tiefblau und wird allmählich immer dunkler (Abb. 65). Dabei spielt sich eine chemische Reaktion ab, die das Kupfersulfat umwandelt.



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.



65

## B 128 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.

## 129 Ein Urwald im Chemielabor

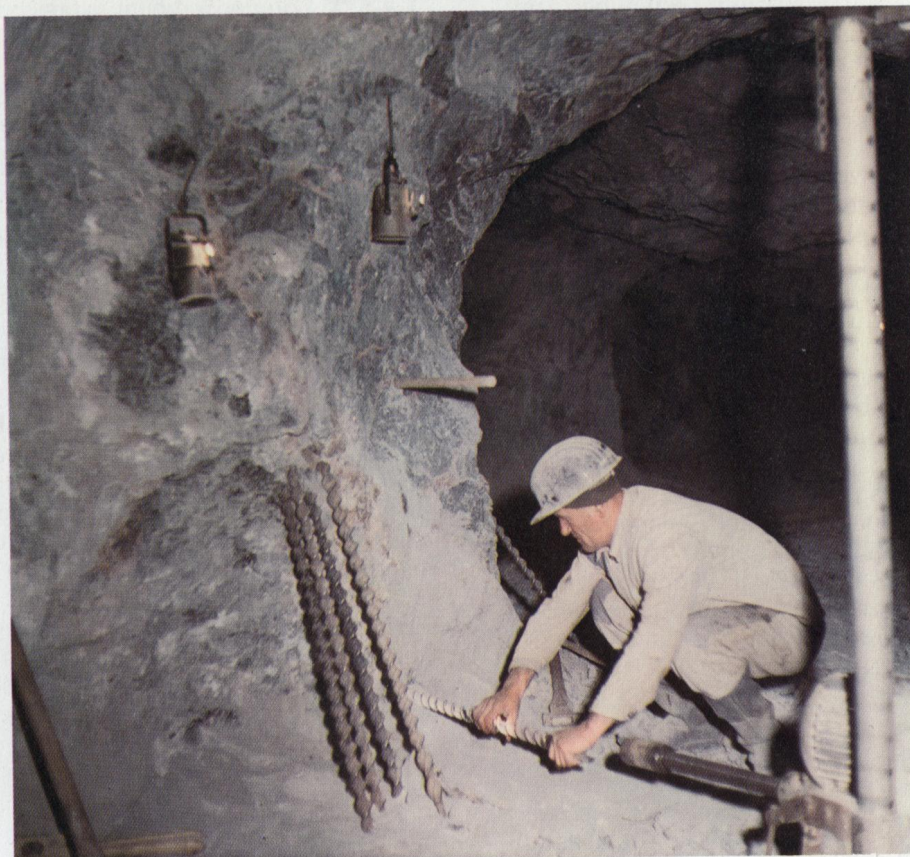
Löse in einem Becherglas voll Wasser eine Löffelspitze gelbes Blutlaugensalz auf. Streue dann in diese Lösung mit den Fingern einige Kupfersulfatkristalle, so daß sie über die gesamte Fläche verteilt werden. Achte auf das Kupfersulfat, wenn es in die Lösung fällt, und betrachte es nach etwa 30 — 40 Minuten (Abb. 66)!

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.



66





Salzgewinnung

67

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! Im Wasser der großen Ozeane sind auch Salze gelöst. Ein Liter Meerwasser enthält 35 g Salz. Deshalb ist Meerwasser als Trinkwasser unbrauchbar. Vor vielen Millionen Jahren sind durch Verdunstung des Meerwassers in abgeschnürten Buchten die heutigen Salzlagerstätten entstanden.

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



## B 130 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 (vgl. Experiment 87 und Experiment 116). 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 Experiment verwenden!)

In verdünnter Salzsäure färbt sich das Lackmuspapier rot. Bei Zugabe von Natriumhydroxid 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 Hydroxidanteil erhöht, bis schließlich die Natronlauge die Überhand gewinnt. Dann färbt sich das Lackmuspapier blau.

## B 131 Streit zwischen Säure und Lauge

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

**132** Wie eine Säure reagiert in Wasser gelöstes Ammoniumchlorid. Löse deshalb etwa einen halben Löffel davon in einem zur Hälfte mit Wasser gefüllten Reagenzglas. Prüfe mit blauem Lackmuspapier. Das Lackmuspapier färbt sich rot und zeigt damit den sauren Charakter der Lösung an.

**133** Löse in einem zweiten Reagenzglas etwa die gleiche Menge Natriumhydrogencarbonat in Wasser und lege einen Streifen rotes Lackmuspapier hinein. Jetzt färbt sich das Lackmuspapier blau und zeigt damit an, daß sich die Lösung von Natriumhydrogencarbonat wie eine Lauge verhält (Abb. 68, linkes Reagenzglas).

**134** Gieße nun in das Reagenzglas mit dem Natriumhydrogencarbonat vorsichtig so lange Ammoniumchlorid-Lösung, bis sich das Lackmuspapier gerade von blau nach rot umfärbt.

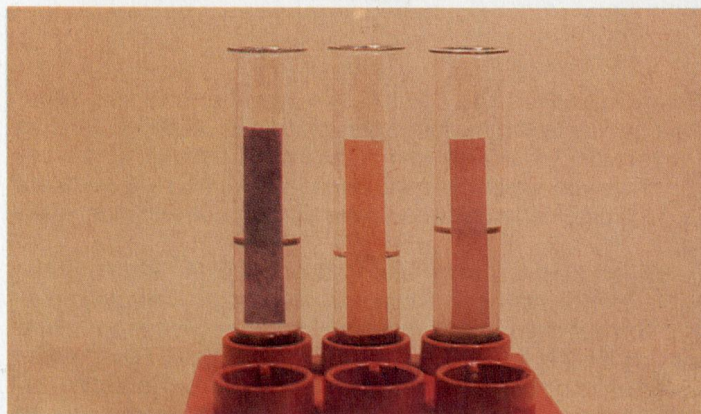
Das Lackmuspapier bleibt zunächst blau, weil das Hydroxid überwiegt. Wird noch mehr Säure zugegeben, färbt es sich rot; jetzt ist die Säure wieder in der Übermacht (Abb. 68, mittleres Reagenzglas).

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

## B 135 Unentschieden

Die vorigen Experimente haben dir gezeigt, daß einmal die Säure, das andere Mal das Hydroxid die Oberhand erlangte. An der Färbung des Lackmuspapiers läßt sich der jeweilige Überschuß ja leicht erkennen. — Bei der Zugabe von Hydroxid zu Säure und umgekehrt spielt sich immer eine chemische Reaktion ab, die du nun genauer untersuchen kannst.

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 (Abb. 68, rechtes Reagenzglas). Zum Vergleich halte zwei Lackmusstreifen bereit, die du vorher in Säure bzw. Lauge getaucht hast.





**136** Versuche sehr langsam — am besten tropfenweise — gerade so viel Natriumcarbonat-Lösung zum Ammoniumchlorid zu geben, bis das Lackmuspapier einen violetten Farbton annimmt.

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

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

Diese Reaktion nennt man **Neutralisation**. Die Eigenschaften der Säure und des Hydroxids 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 Experiment 134 beobachten konntest, kann man erkennen, daß eine chemische Reaktion stattfindet. Diese Wärmeentwicklung wird **Neutralisationswärme** genannt.

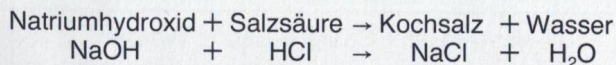
## B 137 Was ist aus Salzsäure und Natronlauge geworden?

Hast du im vorigen Experiment die Violettfärbung des Lackmuspapiers erreicht, gieße die Flüssigkeit in das saubere Porzellanschälchen und erhitze über der Spiritusflamme.

Gegen Ende des Versuchs, wenn die Lösung zu spritzen beginnt, nimm das Schälchen mit der Reagenzglasklammer von der Flamme.

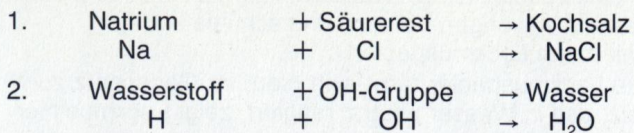
**138** Wenn du die Violettfärbung des Lackmuspapiers erreicht hast, gieße die Flüssigkeit in das saubere Porzellanschälchen und stelle sie an einen warmen Platz, um die Flüssigkeit verdunsten zu lassen. Betrachte nach ein bis zwei Tagen den Rückstand.

Die Säure und die Lauge reagieren miteinander und geben ihre Eigenschaften auf. Es entsteht dabei ein neuer Stoff, der als Rückstand in der Porzellanschale bleibt. Du sollst die genauen Zusammenhänge dieser Neutralisation am Beispiel der Reaktion von Salzsäure und Natronlauge kennenlernen:



Das Natrium des Hydroxids verbindet sich mit dem Säurerest der Salzsäure zu Kochsalz, die Hydroxidgruppe verbindet sich gleichzeitig mit dem Säurewasserstoff zu Wasser. Es spielen

sich also bei der Neutralisation von Salzsäure mit Natronlauge zwei Vorgänge gleichzeitig ab.



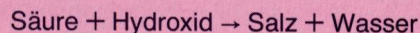
Diese Form der Darstellung ist zwar wissenschaftlich nicht ganz einwandfrei, doch du kannst dadurch besser die nebeneinander verlaufenden Vorgänge erkennen.

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.

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



Auf dieser chemischen Umsetzung beruht auch die Tatsache, daß die Eigenschaften der Säure und des Hydroxids, z. B. Färbung des Lackmuspapiers, verlorengehen. Nach der Reaktion sind nur noch Salz und Wasser vorhanden. Schon in den Experimenten B 130 und B 131 fand diese Reaktion statt. Hat sich jedoch die vorhandene Säure mit der zugegebenen Natronlauge völlig in Salz umgesetzt, entsteht bei weiterer Zugabe von Natronlauge ein Überschuß, und das Lackmuspapier färbt sich blau. Der Vorgang gilt auch umgekehrt.

## 139 Kochsalzlösung

Löse in einem zur Hälfte mit Wasser gefüllten Reagenzglas eine Löffelspitze mit Kochsalz (Haushaltssalz). Verschieße 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 Experiment 138 hast du erfahren, daß Kochsalz u. a. aus Salzsäure und Natronlauge gewonnen werden kann. Die Säure und das Hydroxid neutralisieren einander, so daß Kochsalz und Wasser entstehen. Löst du Kochsalz aber in Wasser auf, so kann das Lackmuspapier weder eine Säure noch ein Hydroxid anzeigen. Es reagiert neutral.

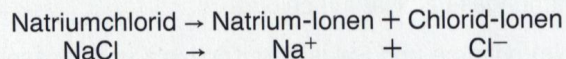


## 140 Natron wird gespalten

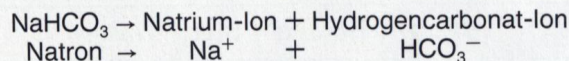
Fülle in ein Reagenzglas fingerbreit Wasser und gib eine Löffelspitze voll Natron hinein. Verschließe wieder das Glas wie im vorigen Versuch und schüttle kräftig. Prüfe mit rotem Lackmuspapier!

Das rote Lackmuspapier färbt sich blau. Im Gegensatz zum Kochsalz, das in Wasser neutral reagiert, zeigt Lackmus hier ein Hydroxid an.

Beim Lösen von Salzen in Wasser vollzieht sich ein unsichtbarer Vorgang, bei dem die Verbindungen in Teilchen zerfallen. Diese Teilchen sind elektrisch positiv (+) oder elektrisch negativ (–) geladen und heißen Ionen. Sie unterscheiden sich von den neutralen Atomen durch ihre elektrische Ladung. Natriumchlorid (Kochsalz) zerfällt im Wasser in positive Natrium-Ionen und negative Chlorid-Ionen. Dieser Vorgang läßt sich auch mit einer Gleichung beschreiben:



Das Natron, chemischer Name Natriumhydrogencarbonat, zerfällt nach folgender Gleichung:



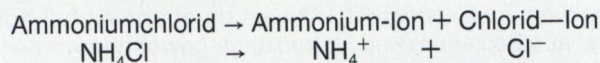
Das Hydrogencarbonat-Ion zerfällt weiter:



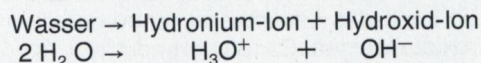
Wenn du in Experiment 123 erfahren hast, daß die gemeinsamen Eigenschaften aller Hydroxide durch die Hydroxidgruppe ( $\text{OH}^-$ ) hervorgerufen werden, so muß das jetzt erweitert werden: Das Hydroxid-Ion ( $\text{OH}^-$ ) bewirkt die gemeinsamen Hydroxideigenschaften, nicht die neutrale Hydroxidgruppe. Löst man Natron in Wasser, färbt sich Lackmus blau. Diese Wirkung wird hervorgerufen durch die Hydroxid-Ionen, die beim Zerfall der Natriumhydrogencarbonat-Ionen entstehen.

## B 141 Löse im Reagenzglas in etwas Wasser eine Löffelspitze Ammoniumchlorid. Erwärme die Lösung leicht und prüfe mit blauem Lackmuspapier.

Das Lackmuspapier färbt sich rot, es muß also eine Säure entstanden sein. Wie Kochsalz und Natron zerfällt auch Ammoniumchlorid im Wasser in Ionen:



Auch Wasser ist zu einem geringen Teil in Ionen zerfallen:



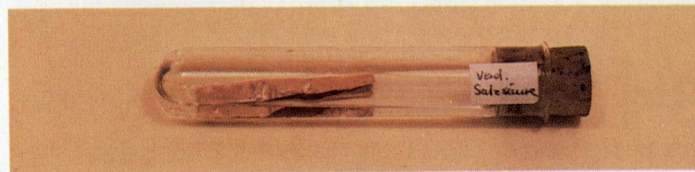
Ammonium-Ionen reagieren mit Hydroxid-Ionen des Wassers, so daß ein Überschuß an Hydronium-Ionen entsteht. Diese Hydronium-Ionen färben Lackmus rot. Die Erkenntnisse über die gemeinsamen Eigenschaften der Säuren müssen wie bei Hydroxiden erweitert werden:

Das Hydronium-Ion ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) bewirkt die gemeinsamen Eigenschaften der Säure, nicht der neutrale Wasserstoff.

Säuren, Hydroxide und Salze zerfallen im Wasser in positive und negative Ionen.

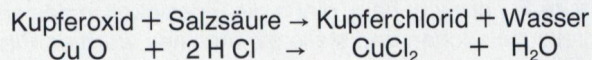
## B 142 Kupferblech wird gereinigt

Im Experiment 42 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. 69) und beobachte!



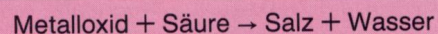
69

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 ist auch zweiwertig 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.

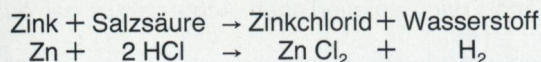
Auch Metalloxide können also nach einer allgemeinen Umsetzungsgleichung mit Säuren Salze bilden:



Nicht nur Metalloxide können mit Säuren Salze bilden. Auch viele Metalle, wie z. B. Zink, Magnesium und Eisen reagieren mit Säuren.

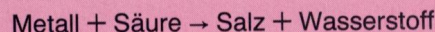


Für die Reaktion des Elements Zink mit Salzsäure gilt folgende Gleichung:



Ähnlich wie bei der Neutralisation verbindet sich auch hier der Säurerest ( $-\text{Cl}$ ) mit dem Metall zu einem Salz. Dieses Salz heißt Zinkchlorid. Für den Wasserstoff fehlt jedoch die Möglichkeit, mit einer  $\text{OH}$ -Gruppe Wasser zu bilden; er entweicht deshalb direkt. Da jedes Zinkatom im Gegensatz zum Natrium zweiwertig ist, bindet es zwei Säurereste der Salzsäure. 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 aufzustellen. Auch das Magnesiumatom ist zweiwertig und bindet zwei Säurereste der Salzsäure. Es entsteht das Salz  $\text{MgCl}_2$ . Kannst du es benennen?

Alle Reaktionen eines Metalls mit einer Säure laufen nach demselben Prinzip ab, so daß man die allgemeine Gleichung für diese Reaktion aufstellen kann:



Der Name eines Salzes richtet sich immer nach dem Säurerest und dem Metall, das sich mit diesem Säurerest verbunden hat (vgl. Tabelle nach Experiment 103).

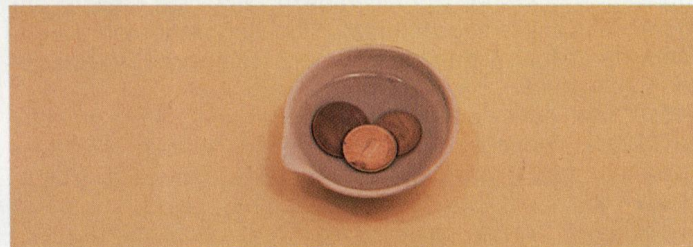
So heißen z. B. die Salze aus Verbindungen von

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

**B 143 Kupfermünzen in neuem Glanz**  
Kupfermünzen (1- und 2-Pfennig-Stücke) oxidieren, wenn sie einige Zeit im Umlauf waren. Wie du aus dem vorigen Experiment 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. 70).

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



70

## 144 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 würfelförmige 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.

## 145 Kristalle

Laß den Rest der Salzlösung aus Experiment 144 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.



## 146 Kann Wasser unbegrenzt Salz aufnehmen?

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

Fülle das Becherglas etwa zu einem Viertel 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 Experimente).

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.

## 147 Aschenseil

Stelle dir wie in Experiment 146 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 (Abb. 71). Das Kochsalz bildet in diesem Faden das Gerüst. Es verbrennt nämlich nicht mit.



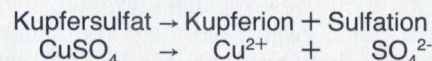
71

## 148 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 ab 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 zerfällt 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.

## 149 Kristalle gewinnen und züchten

Filtere die Kochsalzlösung aus Experiment 147 und gib etwas von dem Filtrat auf eine Untertasse. Laß das Wasser langsam verdunsten.

**150** Verfahre mit der Kupfersulfatlösung aus Experiment 146 wie mit der Kochsalzlösung in Experiment 149 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.

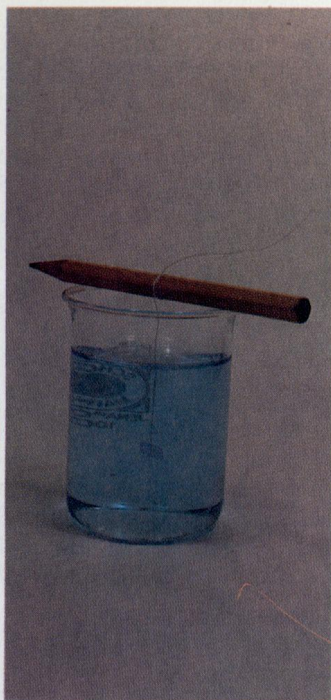
**151** Nimm einen besonders gut geformten Kupfersulfatkristall mit der Pinzette und befestige ihn an einem Haar oder einem sehr dünnen Faden. Das ist zwar schwierig, aber mit etwas Geduld wird es dir gelingen. Vielleicht hilft dir jemand dabei.

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. 72).

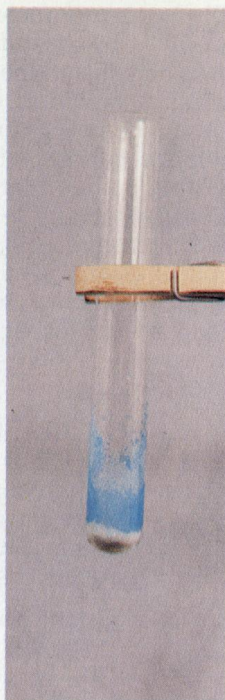
Stelle das Becherglas mit dem eingehängten Kristall an einen ruhigen Ort, wo es nicht erschüttert werden kann, und kontrolliere den Kristall nach einiger Zeit.

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





72



73

**152** Verfahre mit dem größten und am regelmäßigsten geformten Kochsalzkristall wie mit dem Kupfersulfat aus Experiment 151).

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.

**153** **Verborgenes Wasser**

Erhitze in einem großen Reagenzglas einige blaue Kupfersulfatkristalle langsam über der Spiritusflamme. Nach dem Erkalten des Glases gib wenige Tropfen Wasser ins Glas. Beobachte jeweils die farbliche Veränderung (Abb. 73)!

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 Salzkristallen 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.

**154** **Noch einmal Kristallwasser**

Wiederhole das vorige Experiment, gib jedoch das weiße, wasserfreie Kupfersulfat nach dem Erkalten in die Porzellanschale. Laß sie 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.

**155** **Tinte — selbst hergestellt**

Löse in einem zur Hälfte mit Wasser gefüllten Reagenzglas einen halben Löffel Gerbsäure, in einem zweiten Reagenzglas etwas Eisen-III-chlorid. Gieße anschließend einige Tropfen der Gerbsäure in die Eisen-III-chlorid-Lösung.

Die Mischung der beiden Lösungen färbt sich langsam blau bis schwarz. Aus diesen Flüssigkeiten ist eine Tinte entstanden. Sie hat allerdings einen kleinen Nachteil: Sie ist nicht sehr lichtbeständig.

**156** **Eiweißgerinnung**

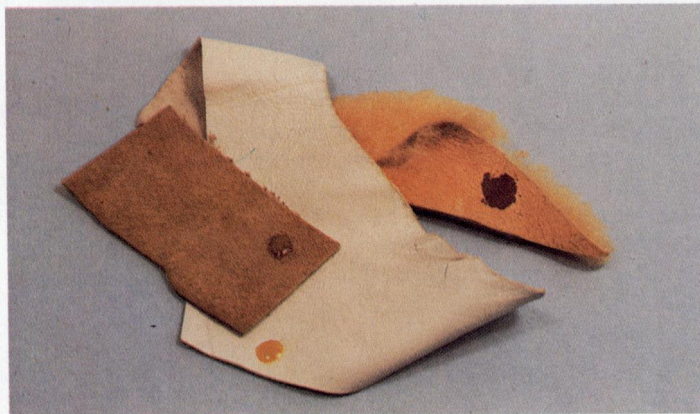
Wenn deine Mutter das nächste Mal einen Kuchen backt, laß dir ein wenig Eiweiß in ein Reagenzglas füllen. Gib die gleiche Menge Wasser hinzu und schüttele gründlich um. Füge anschließend einige Tropfen Gerbsäure-Lösung aus dem vorigen Experiment hinzu. Schüttele leicht um. Das Eiweiß im Reagenzglas wird flockig und klumpig. Man sagt, das Eiweiß gerinnt.



## 157 Gerbsäure nachgewiesen

Wenn du ein gegerbtes Fell oder ein Stück Leder zur Hand hast, so tupfe auf eine unauffällige Stelle etwas Eisen-III-chlorid-Lösung. Warte einen Augenblick und beobachte (Abb. 74)!

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.



74

## 158 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 das Experiment 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.

## 159 Geheimtinte

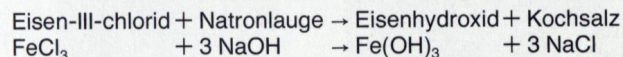
Obwohl wir im allgemeinen keine geheimen Nachrichten übermitteln, haben Tinten für Geheimschriften immer einen besonderen Reiz. Um so eine Tinte herzustellen, fülle ein Reagenzglas zur Hälfte mit Wasser und löse darin einen Löffel voll Kupfersulfat. Schreibe dann mit dieser Kupfersulfatlösung einen Text auf ein Blatt Briefpapier. Benutze eine saubere, möglichst ungebrauchte Schreibfeder oder einen Tuschpinsel. Ist die Schrift getrocknet, bewege das Blatt dicht über der Spiritusflamme. Achte darauf, daß es sich nicht entzündet!

In der Flamme schwärzen sich bald die Schriftzüge, der „geheime“ Text wird lesbar.

## B 160 Eisenhydroxid

Gib in ein Reagenzglas etwas Eisen-III-chloridlösung. 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.



## B 161 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 Experiment 160 ein Hydroxid, dieses Mal jedoch das Kupferhydroxid. Es ist zunächst tiefblau, sehr schnell allerdings setzt sich ein blaugrüner Niederschlag von Kupferhydroxid am Boden ab.

## 162 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 Kalkwasser in einem 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.



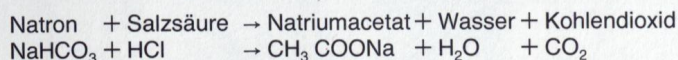
**163** Backpulver wird geprüft

Schütte etwas Backpulver in ein Reagenzglas, gib einige Tropfen Essig hinzu und beobachte!

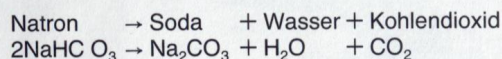
**164** Untersuche das Backpulver wie das Natron durch Erhitzen. Leite das entstehende Gas wieder in Kalkwasser.

Wenn Backpulver mit Essig 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.

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



Beim Erhitzen zerfällt Natron:



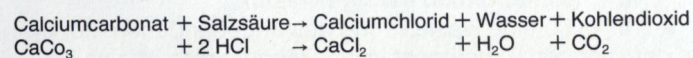
Beim Kuchenbacken bewirkt das freiwerdende Kohlendioxid, daß der Teig schön locker wird, weil es sich in kleinen Bläschen in der Teigmasse verteilt.

**B 165** Marmor und Salzsäure

Besorge dir für dieses Experiment bei einem Steinmetz einige Stückchen Marmor und übergieße sie im Reagenzglas mit etwas verdünnter Salzsäure.

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 (vgl. Experiment 125), 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:

**B 166** Du kannst diesen Versuch wiederholen und das entweichende Gas wie in Experiment 162 durch ein Ableitungsrohr in Kalkwasser leiten. Die Trübung des Kalkwassers beweist die Entwicklung von Kohlendioxid.**B 167** 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.



75

**B 168** 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 Porzellanschälchen und laß einige Tropfen Salzsäure darauf fallen (Abb. 75)!

Das Aufbrausen beweist, daß die Gehäuse aus einem Carbonat bestehen. Es ist Calciumcarbonat, das die Tiere durch spezielle Drüsen absondern können.



## 169 Gelöschter Kalk

Fülle in ein Reagenzglas etwa fingerbreit gebrannten Kalk. Halte dann das Glas so in der Hand, daß sich 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 (Abb. 76)!



76

Der Inhalt des Reagenzglases erwärmt sich. Das rote Lackmuspapier färbt sich blau. Das Mischen des gebrannten Kalks mit Wasser nennt der Fachmann das **L ö s c h e n** des Kalks. Es entsteht dabei **L ö s c h k a l k** oder gelöschter Kalk. Er ätzt die Haut und kann auch Stoffgewebe zerstören. Deshalb muß du vorsichtig damit sein.

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

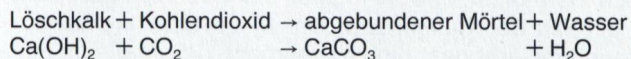
## 170 Kalk erstarrt

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. 77). Stelle sie auf die Fensterbank. Untersuche den Inhalt nach etwa einer Woche!



77

Der „Brei“ in der Streichholzschachtel ist sehr hart geworden. Das Gemisch aus gelöschtem Kalk, Sand und Wasser bezeichnet man als **M ö r t e l**. 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.



Abgebundener Mörtel enthält also chemisch u. a. Calciumcarbonat.

## 171 Kohlendioxid nachgewiesen

Gib eine kleine Probe des abgebundenen Mörtels aus dem vorigen Experiment in ein Reagenzglas. Weise Kohlendioxid nach, indem du etwas Essig darüber gießt.

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. 78).



Abbinden

(Abg. v. Wasser,  
Aufnahme v.  
Kohlendioxid)

Brennen

(Abgabe von  
Kohlendioxid)

Mischen

(mit Sand  
und Wasser)

Löschen

(Aufnahme  
von Wasser)

78



Chemischer Garten

79

## 172 Ein „chemischer Garten“

Es erscheint dir sicher reichlich merkwürdig, daß aus unbelebten Chemikalien „Pflanzen wachsen“ können, das folgende Experiment 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 gelbem Blutlaugensalz, Kupfersulfat und Eisen-III-chlorid 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 Fäden neben dicken, blauen oder braunen Ästen (Abb. 79). 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 „Wasserkanaäle“ zur Verfügung, in denen die pflanzenähnlichen Gebilde aufstreben.

## 173 Wasserglas als Schutzüberzug

Im Kap. 4 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 beschriftest 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.





Stahlwerk

80

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.

Nur wenige Metalle kommen in der Natur *g e d i e g e n*, das bedeutet in reiner Form, vor. In den meisten Fällen müssen sie aus metallhaltigen Gesteinen, den Erzen, gewonnen werden. Die verschiedenen Erze sind in der Erdkruste weit verteilt. Ob ein Erz abbauwürdig ist, hängt vom Metallgehalt und der chemi-

schen Bindung ab. Komplizierte Verbindungen können viel Metall enthalten, aber es ist oft zu teuer, das Metall zu gewinnen. Auch die Lage der Fundstätten ist für eine wirtschaftliche Ausbeute von Bedeutung.

Das häufigste Gebrauchsmetall, das Eisen, wird in Hochöfen gewonnen. Für die weitere Verarbeitung wird das Eisen dann auf großen Walzstraßen in die gewünschte Form gebracht.

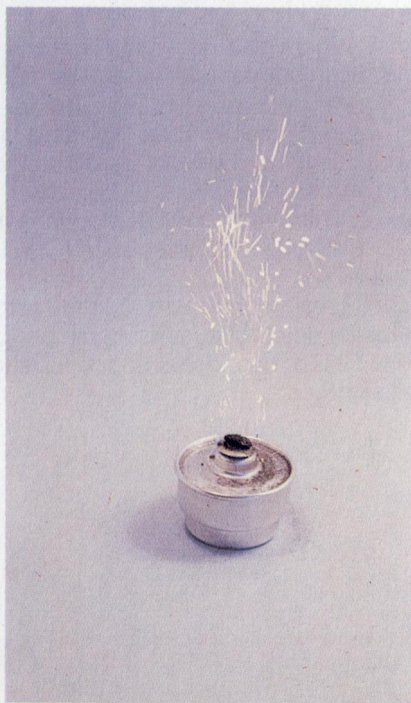
Viele Metalle werden rein verarbeitet, manche, was auch sehr oft geschieht, mit anderen vermischt. Solche Mischungen aus zwei oder mehreren Metallen bezeichnet man als Legierung. Legierungen spielen heute oft eine größere Rolle als einzelne Metalle.



## 174 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 (Abb. 81). Natürlich läßt sich Eisen nur in so kleinen Teilchen zu einer Verbindung mit dem Sauerstoff der Luft bringen, daß diese Wirkung beobachtet werden kann. Bei größeren Stücken ist das nicht möglich.



81

## 175 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 oxidieren jedoch an der Luft und überziehen sich mit einer dunklen Oxidschicht, die vor der weiteren Oxidation schützt. Eine solche Schutzschicht bildet sich besonders gut bei Blei, Aluminium und Zink.

## 176 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 Experimenten kennen.

## 177 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 das nächste Experiment 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.

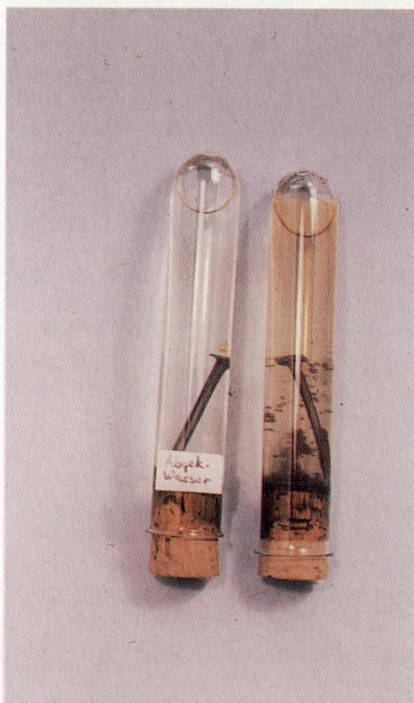
Dieses Überziehen eines Metalles mit Kupfer, Kupferplattieren genannt, vollzieht sich in der Lösung, indem einige Metalle, in diesem Falle Eisen, das Kupfer aus der Verbindung verdrängen. Das Kupfer lagert sich daher am eingetauchten Gegenstand ab.

## B 178 Auf die Luft kommt es an

Um zu prüfen, ob Metalle im Wasser immer oxidieren, 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. 82). Kennzeichne sie mit Klebetiketten 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 Experiment 63 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 oxidieren, weil eine Oxidation ohne Sauerstoff nicht möglich ist. Frisches Leitungswasser enthält soviel Sauerstoff, daß Metalle oxidieren können.





82

## B 179 Verbirgt sich Eisen hinter einer Elektroplattierung?

Eiserne Gebrauchsgegenstände werden häufig elektroplattiert. Prüfe doch einmal mit einem Magneten nach, wo sich überall Eisen verbirgt. Eventuell kannst du dich einmal täuschen, weil außer Eisen 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.

## 180 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.

66

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.

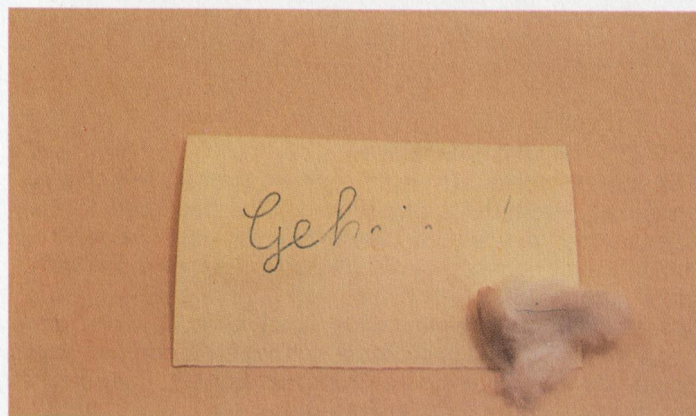
## 181 Geheimnisvolle Botschaft

Eisen und Blutlaugensalz ergeben eine tiefblaue Verbindung. Das 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.

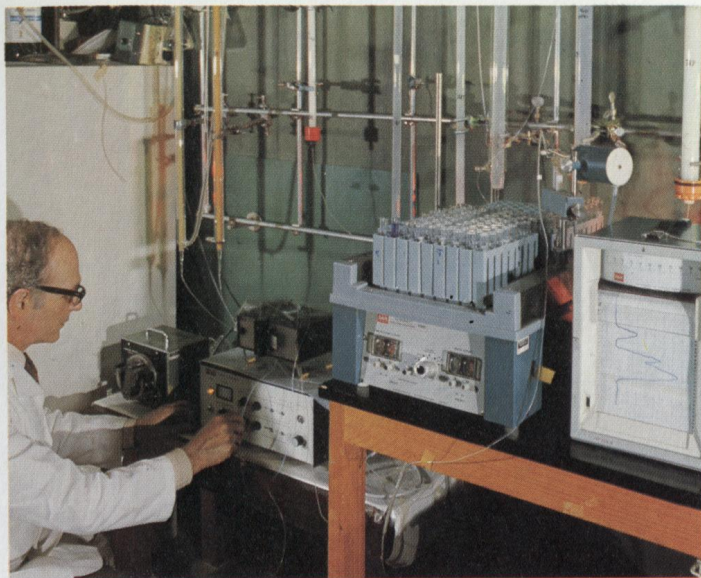
Tränke dann einen Wattebausch mit Blutlaugensalzlösung und wische über die unsichtbare Schrift auf dem Papier. Erkennst du das Geschriebene?

Dunkelblau hebt sich die Schrift jetzt auf dem Papier ab (Abb. 83). Wieder hat sich das Blutlaugensalz mit der unsichtbaren Eisenverbindung zu Berlinerblau verbunden. Dadurch werden die Schriftzüge sichtbar.



83





84

Die Vielzahl der Stoffe in der Natur wird von nur hundert Grundstoffen, den Elementen gebildet. Ständig verbinden sich Elemente zu chemischen Verbindungen, andere Verbindungen zerfallen auch wieder in die Elemente. Durch stetige Forschung hat man die Zusammenhänge erkannt, nach denen die Verbindungen zusammengesetzt sind.

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.

Einige Nachweismittel hast du in den vorangegangenen Kapiteln bereits kennengelernt. Mit einem glimmenden Holzspan z. B. kannst du prüfen, ob reiner Sauerstoff vorhanden ist (vgl. Experiment 8), gelbes Blutlaugensalz eignet sich für den Nachweis von Eisen (vgl. Experiment B 180). Außerdem weißt du sicher noch, 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.

## Kupfer als chemischer Anzeiger

Kupfer hat die Eigenschaft, bestimmte Verbindungen durch eine charakteristische Flammenfärbung anzuzeigen. Das kann man für einfache Analysen ausnutzen:

### 182 Natriumchlorid

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

### 183 Ammoniumchlorid

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

### 184 Verschiedene Chloride

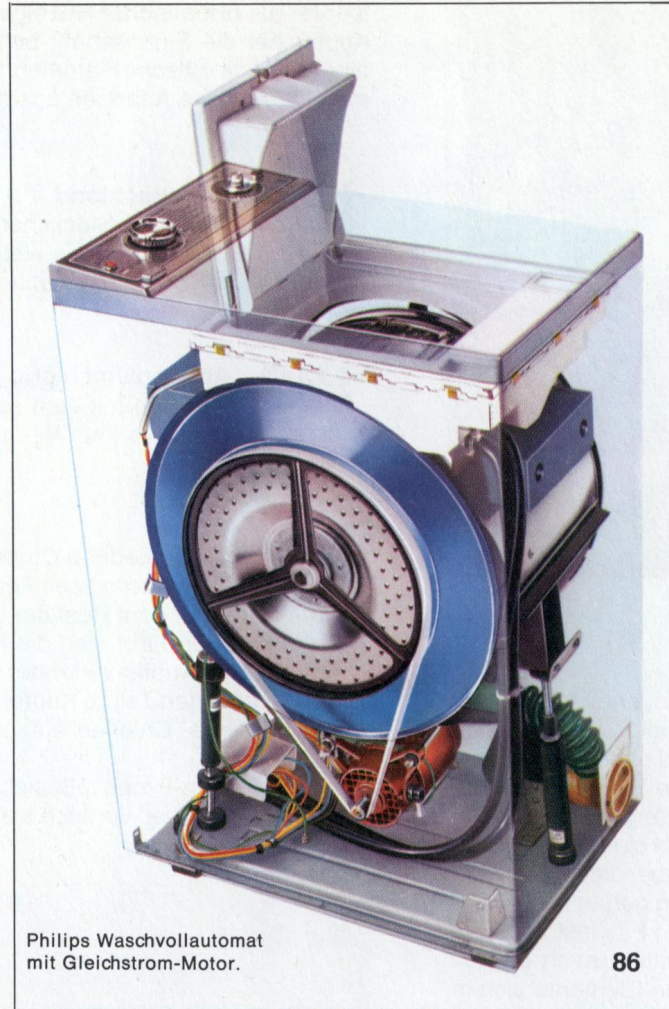
Untersuche wie in den beiden vorigen Versuchen andere Salze mit dem Rest der Salzsäure, also Chloride. Bei allen Salzen färbt sich die Flamme vorübergehend grün (Abb. 85). Das Kupfer verbindet sich in der Hitze mit dem Salz zu einem geringen Teil zu Kupferchlorid, das die Flamme färbt. Diese Methode, Chloride aufzuspüren, heißt *Beilstein-Probe*.

Mit der Beilstein-Probe läßt sich also der Rest der Salzsäure nachweisen. Dieser Versuch klappt allerdings auch mit Brom und Jod.



85





Klares Wasser kann nur Schmutz entfernen, der sich abspülen läßt oder wasserlöslich ist. Die meisten Verschmutzungen sind jedoch fetthaltig und können deshalb nicht mit Wasser entfernt werden. So nehmen Kleidungsstücke, die längere Zeit getragen werden, Schmutzteilchen aus der Umgebung an, die dann fest haften. Zur Reinigung verwenden wir die verschiedensten Waschmittel. Für die Körperreinigung benutzen wir überwiegend Seife.

Die Seife ist das älteste, noch heute gebräuchliche Reinigungsmittel. 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. Das Verfahren der Seifenherstellung beherrschten früher auch die Hausfrauen, besonders in ländlichen Gebieten.

Der wachsende Bedarf an Reinigungsmitteln führte dazu, daß Seife mehr und mehr durch ähnlich aufgebaute künstliche Stoffe der chemischen Industrie ersetzt wurde. Das gilt besonders für die modernen Waschmittel, die in Waschmaschinen benutzt werden. Sie enthalten kaum noch Seife, sondern sogenannte waschaktive Substanzen, die wirksamer als Seife sind. Die folgenden Experimente sollen dir einen Einblick in die Wirkungsweise der Seife und anderer Waschmittel geben.



## 185 Gelöste Seife

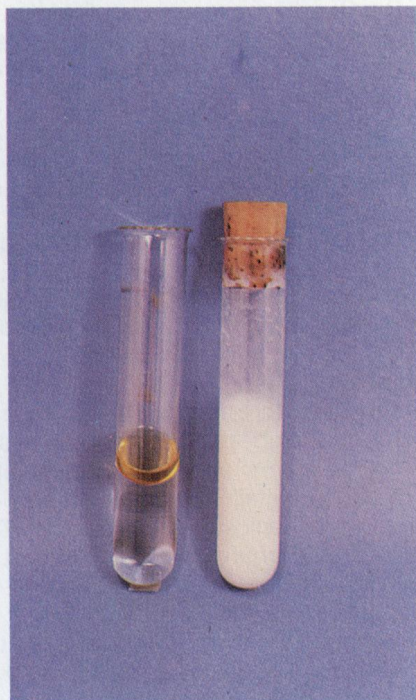
Seife entfaltet erst in gelöster Form ihre Wirksamkeit. Für die weiteren Untersuchungen mußt du dir deshalb eine möglichst konzentrierte Seifenlösung herstellen.

Schabe dazu 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!

Seife ist chemisch eine Lauge. 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 Experimente mit Seifenlauge gut gelingen.

## 186 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 Experiment 185. Anschließend schüttele beide Proben kräftig um und beobachte!



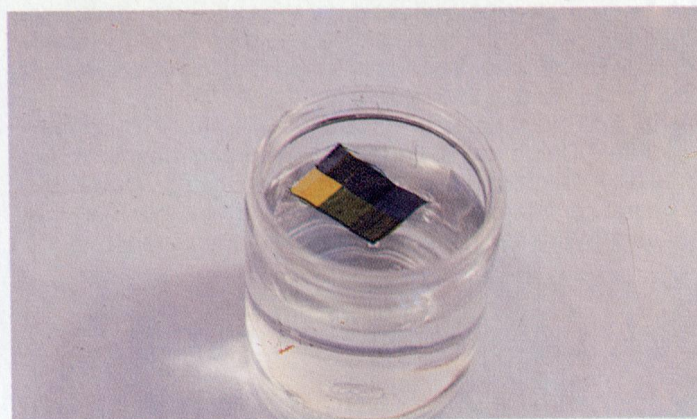
87

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. 87). 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.

## 187 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. 88) und beobachte drei bis vier Minuten. Anschließend fülle das Becherglas zu einem Drittel mit Seifenlösung aus Experiment 185 und vergleiche!



88

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. Experiment 186) und löst es von der Faser ab. Die Stoffprobe kann nun vom Wasser benetzt werden und sinkt deshalb.



# Waschen und Reinigen

## 188 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.

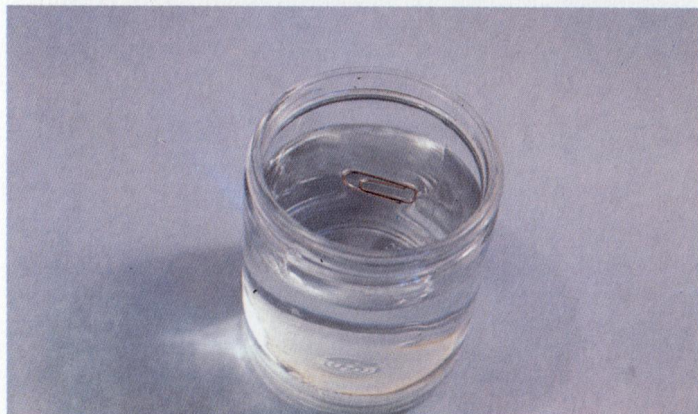
Der Wassertropfen bleibt längere Zeit als kugeliges Gebilde auf dem Tuch liegen, während die Seifenlösung sofort in das Gewebe einfließt.

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.

## 189 Eisen kann schwimmen

Fülle eine Schüssel mit Wasser. Lege ganz vorsichtig eine Büroklammer auf die Wasseroberfläche. Die Klammer schwimmt (Abb. 89). Gib nun einen Tropfen Geschirrspülmittel in das Wasser und beobachte!

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 entspannt.



89

## 190 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. 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.

## 191 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.

## 192 Seife und Kohle

Bereite dir aus Holzkohlestückchen durch Zerkleinern zwischen zwei Papierbögen etwas Kohlepulver. Fülle nun ein Reagenzglas zu einem Drittel mit Wasser, ein zweites mit der gleichen Menge Seifenlösung aus Experiment 185. 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, Experiment 186).

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 das nächste Experiment.



## 193 Ein Filter hilft hier nicht

Gieße die beiden Proben aus Experiment 192 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.

## 194 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 Experiment 185 (Abb. 90). Schüttele kräftig um und vergleiche!



90

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. 5), 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.

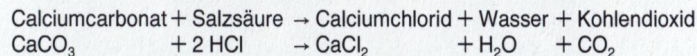
## 195 Kalkwasser und Seife

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 Experiment 185 hinzu, bis eine Schaumbildung auftritt. Achte darauf, wieviel Kalkseife sich bildet. Vergleiche den Seifenverbrauch mit den Ergebnissen aus Experiment 194.

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.

## B 196 Nachweis der Kalksalze in Leitungswasser

Fülle die Porzellanschale zur Hälfte mit Leitungswasser und dampfe es über der Spiritusflamme ein. 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. 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. Experiment B 165).



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.

## B 197 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!



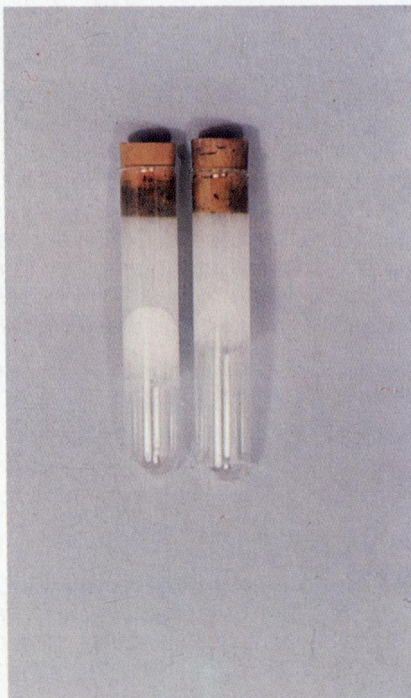
# Waschen und Reinigen

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 **K e s s e l** s t e i n im Teekessel. Das abgekochte Wasser benötigst du noch für das nächste Experiment.

## **B 198** Eine Vergleichsuntersuchung

Filteriere das abgekochte Wasser aus Experiment 197 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 Experiment 185 zu. Schüttle die Gläser kräftig und beobachte die Schaumbildung.

In der Probe mit abgekochtem Wasser ist eine stärkere Schaumbildung zu beobachten als in normalem Leitungswasser (Abb. 91). Die durch das Kochen ausgefallenen Kalksalze beeinträchtigen die Waschkraft der Seife nicht mehr.



91

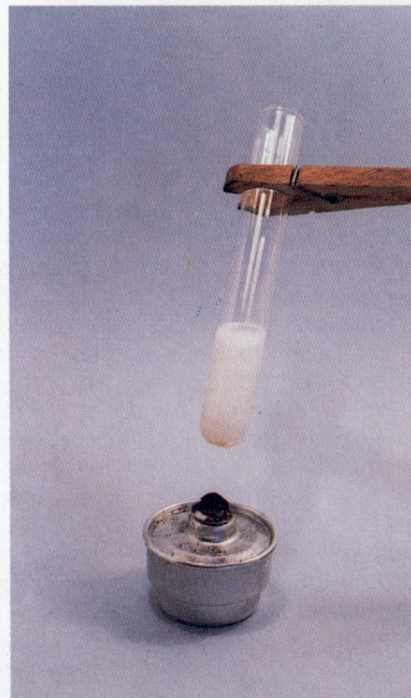
## **199** Seife und Essig

Fülle zwei Reagenzgläser zu einem Drittel mit Wasser und gib jeweils die gleiche Menge Seifenlösung (etwa fingerbreit) aus Experiment 185 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.

## **200** Waschpulver wird erwärmt

Bereite dir im Becherglas eine Waschpulverlösung, fülle ein großes Reagenzglas zur Hälfte mit der Lösung und erwärme das Glas über der Spiritusflamme, nicht sieden lassen! (Abb. 92). Beobachte die Waschpulverlösung!



92



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.

## 201 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 Essig hinzu. Bereite dir nun eine Waschpulverlösung, indem du einen Teelöffel Waschpulver in wenig Wasser löst. Gib sie zu der Kaliumpermanganatlösung, erwärme leicht und beobachte!

Die violette Lösung von Kaliumpermanganat entfärbt sich allmählich. Wie in Experiment 200 wird aus der warmen Waschlauge Sauerstoff abgegeben, der aufgrund der Bleichwirkung die Kaliumpermanganatlösung entfärbt.

## 202 Prüfung auf Bleichmittel

Bereite dir wie in Experiment 201 eine sehr verdünnte Lösung von Kaliumpermanganat, der du einige Tropfen Essig zugibst. 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.

## 203 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.

## 204 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!

## 205 Ein Lösungsmittel für Fette

Gib eine Messerspitze Fett (Margarine oder Butter) in ein Reagenzglas und füge so viel Reinigungsbenzin hinzu, daß das 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 in die Porzellanschale und laß es eine Weile stehen!

In der Porzellanschale 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.



93

## 206 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. 93), evtl. mußst 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.





94

Nachdem der Mensch seit Jahrhunderten in die natürlich gewachsene Landschaft eingegriffen und sie nach wirtschaftlichen Gesichtspunkten gestaltet hat, kann man sich heute kaum noch vorstellen, wie die Natur ohne Einwirkung aussehen würde.

Schwerwiegend sind jedoch die Gefahren für die Natur durch das starke Anwachsen der Industrie und die Ausweitung der Motorisierung. In manchen Gegenden ist das Leben durch Luft-, Wasser- und Bodenverschmutzungen so gefährdet, daß einer weiteren Umweltbelastung unbedingt Einhalt geboten werden muß.

Erfreulicherweise ist uns in den letzten Jahren verstärkt bewußt geworden, daß die Welt, in der wir leben, nicht weiterhin so gedankenlos verändert oder gar zerstört werden darf. Wir bemühen uns auch um die Behebung der eingetretenen Schäden, müssen aber in weit stärkerem Maße Umweltschäden für die Zukunft verhindern. Neuerdings werden besonders umweltfreundliche Bemühungen im Konstruktionsbereich und bei der Verwendung chemischer Substanzen durch Auszeichnung mit dem Umweltzeichen (Abb. 95) besonders gefördert.

Saurer Regen — das ist der Begriff, der mit den Schäden in den Wäldern Europas immer wieder in einem Atemzug genannt wird. Ganz harmlos sah es zunächst noch aus, als die ersten Bäume und kleine Waldstücke erkrankten, und nur wenige wollten auch so recht wahrhaben, daß die hemmungslose Verschmutzung der Luft die Ursache für diese Schäden ist. Zunächst fielen nur die gelben Nadeln der Tannen auf, und das Absterben bei dieser Baumart ging rapide voran. Dann zeigten andere Nadelgehölze dieselben Erscheinungen, und inzwischen sind auch die Laubbäume schwer in Mitleidenschaft gezogen worden.

Die Angaben über den Umfang der Schäden schwanken. Ohne Übertreibung kann man wohl sagen, daß 1983 nahezu 600.000 Hektar Wald in der Bundesrepublik Deutschland geschädigt sind, das entspricht ca. 8 % der gesamten Waldfläche. Das darf so nicht weitergehen! Häufig wird bewußt gesündigt, manchmal auch aus Unkenntnis. Deshalb sollst du in diesem

Abschnitt erfahren, wo die Ursachen für die Verschmutzung der Luft liegen.

Eine chemische Verbindung, die noch am wenigsten für das Waldsterben verantwortlich gemacht werden kann, ist das Kohlendioxid ( $\text{CO}_2$ ), nach älterer Bezeichnung auch fälschlich Kohlensäure genannt. Trotz der relativen Ungefährlichkeit muß es im Zusammenhang mit der Luftverschmutzung genannt werden.

Die natürliche Luft enthält bereits etwa 0,03 % Kohlendioxid, und dieser Wert bleibt in einer gesunden Umwelt weitgehend erhalten.



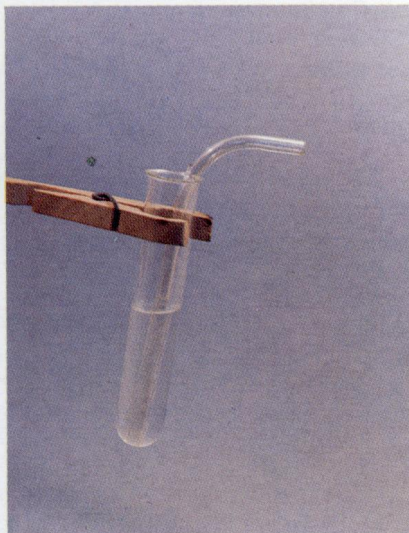


95

## 207 Kohlendioxid im Atem

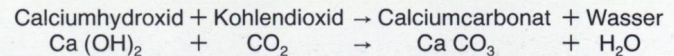
Um den Kohlendioxidgehalt in der Atemluft nachzuweisen, wiederhole noch einmal Experiment 6 (Abb. 96). Fülle etwa zwei Finger hoch Kalkwasser in ein Reagenzglas und blase vorsichtig mit dem Glasrohr — vorher gründlich abspülen — Atemluft in das Kalkwasser.

Du wirst schon nach kurzer Zeit feststellen, daß sich das Kalkwasser milchig trübt. Das ist der Nachweis dafür, daß in der ausgeatmeten Luft Kohlendioxid enthalten ist, und zwar etwa 4 %.



96

Die chemische Reaktion verläuft nach folgender Gleichung:



Das Calciumcarbonat, das bei dieser chemischen Reaktion entsteht, ist im Wasser unlöslich und fällt deshalb als Niederschlag aus. Das wird durch die Trübung sichtbar.

Das Kohlendioxid in der Atemluft und auch in geschlossenen Räumen, wo der Anteil steigt, ist für den Menschen ungefährlich. Steigt aber der Anteil auf über 7 %, so tritt beim Menschen Tod durch Ersticken ein. Das ist eine Kohlendioxid-Vergiftung. In einem völlig abgeschlossenen Raum von ca. 2,5 x 2,5 m Grundfläche und 2,5 m Höhe kann ein Erwachsener ca. 70 Stunden am Leben bleiben. Dann ist der Kohlendioxid-Gehalt auf über 7 % angestiegen.

## 208 Abgase enthalten Kohlendioxid

Erhebliche Mengen an Kohlendioxid (CO<sub>2</sub>) produzieren die Kraftfahrzeuge im Betrieb. Mit den Auspuffgasen, die eine Mischung vieler chemischer Verbindungen darstellen, entweicht auch sehr viel CO<sub>2</sub> in die Umwelt. Das läßt sich leicht nachweisen. Fülle etwas Kalkwasser in das Becherglas — der Boden sollte gut bedeckt sein — und halte es für einen Augenblick vor das Auspuffrohr eines Autos mit laufendem Motor. Schüttelst du anschließend das Glas etwas, trübt sich wieder das Kalkwasser.

Eines mußt du bei diesem Experiment unbedingt beachten: Der Versuch darf nur im Freien durchgeführt werden, auf gar keinen Fall in einer Garage. Die Gefahr einer Vergiftung ist sonst sehr groß.

## 209 Kalkwasser reagiert

In den beiden letzten Experimenten trübte sich das Kalkwasser sehr schnell, weil der CO<sub>2</sub>-Gehalt sehr hoch war. Wenn du etwas Kalkwasser in einem Reagenzglas einen Tag stehen läßt, merkst du auch, wie das CO<sub>2</sub> der Umgebung mit dem Kalkwasser reagiert. Allerdings dauert es etwas länger bis zum Einsetzen der chemischen Reaktion, und sie setzt auch nicht so heftig ein.

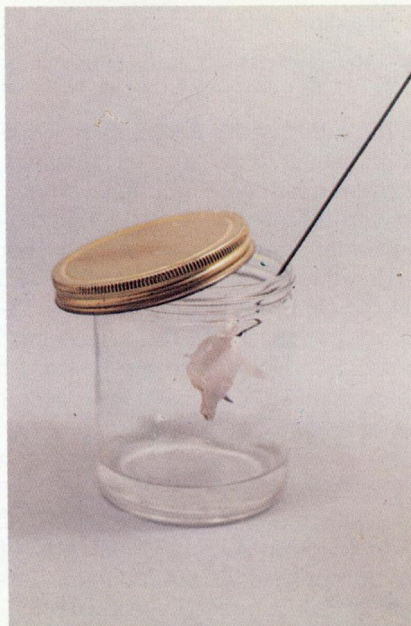
## 210 Brennstoffe erzeugen Kohlendioxid

Zum Erkennen weiterer Verursacher von Kohlendioxid fülle in ein Marmeladenglas etwas Kalkwasser; der Boden sollte gut bedeckt sein.

Schneide dir aus einer Plastiktüte einen Streifen von ca. 1 cm Breite und 5 cm Länge und binde ihn unten an den Verbrennungslöffel.

75





97

Entzünde ein Ende des Plastikstreifens und tauche ihn dann schnell in das Marmeladenglas, das du so weit wie möglich wieder mit dem Deckel schließt (Abb. 97).

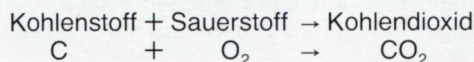
Wenn der Kunststoff verbrannt ist, verschließe das Glas mit dem Deckel und schüttle. Du wirst feststellen, daß sich dann auch wieder das Kalkwasser trübt.

Bei der Verbrennung von Plastikabfällen, wie sie in riesigen Mengen im Haushalt anfallen, entsteht ebenfalls Kohlendioxid. In Müllverbrennungsanlagen und in häuslichen Öfen entweicht das  $\text{CO}_2$  aus den Schornsteinen in die Luft.

Die Verbrennungen sind es übrigens allgemein, die der Umwelt  $\text{CO}_2$  zuführen. Entzünde einen langen Holzspan und tauche ihn — wie im vorigen Experiment — in ein altes Marmeladenglas mit etwas Kalkwasser. Weise anschließend durch Schütteln des verschlossenen Glases das  $\text{CO}_2$  in den Verbrennungsgasen nach.

Brennstoffe — genauer alle fossilen Brennstoffe — erzeugen beim Verbrennen Kohlendioxid. Dazu zählen Kohlen und Holz ebenso wie Heizöl, Briketts, Benzin und Dieselmotorkraftstoff.

Alle diese Verbindungen enthalten das chemische Element Kohlenstoff. Dieser Kohlenstoff reagiert mit dem Sauerstoff der Luft und bildet Kohlendioxid.



Eigentlich muß das  $\text{CO}_2$  nicht als Schadstoff im engeren Sinne betrachtet werden, wenn es nicht in einigen Bereichen in besonders hoher Konzentration auftritt. Und doch besteht eine Gefahr, deren Ausmaß noch nicht erkennbar ist: Es wird soviel  $\text{CO}_2$  auf der Erde produziert, daß es durch die grünen Pflanzen und die Algen im Meer nicht mehr in Sauerstoff umgewandelt werden kann. Also reichert es sich in der Luft an, und es steigt der  $\text{CO}_2$ -Gehalt der Luft pro Jahr etwa um 0,2 %.

Daraus erwächst die Gefahr, daß die Temperatur auf der Erde ansteigt; denn das  $\text{CO}_2$  verhindert die Wärmeabstrahlung von der Erde in den Weltenraum.

Eine Temperaturzunahme nur um durchschnittlich  $1^\circ \text{C}$  auf der Erde würde aber schon katastrophale Folgen haben, weil dann voraussichtlich das Eis an den Polen der Erde abschmelzen und der Wasserspiegel der Meere um mehrere Meter ansteigen würde. Die Überschwemmungen sind kaum vorstellbar!

Neben diesen Konsequenzen muß damit gerechnet werden, daß bei einem weiteren Anstieg des  $\text{CO}_2$ -Gehalts das biologische Gleichgewicht nachhaltig gestört würde. Diese Folgen sind auch noch gar nicht vorhersehbar.

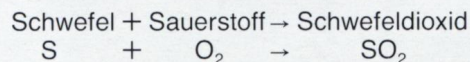
Zusätzlich zu den genannten Schäden muß eins auch noch berücksichtigt werden. Wenn sich  $\text{CO}_2$  in Wasser löst, entsteht eine Säure, nämlich die Kohlensäure (vgl. Experiment 98). Sie ist zwar nur eine schwache Säure, aber wenn es sich im Regen der Atmosphäre löst, fällt diese schwache Säure — mit anderen zusammen — auf die Erde.

## 211 Schwefeldioxid

Hauptschadstoff in der Luft ist das stechend riechende farblose Gas Schwefeldioxid. Es kann hergestellt werden, indem Schwefel auf dem Verbrennungslöffel in der Flamme des Spiritusbrenners entzündet wird. Denke daran: Sehr wenig Schwefel reicht (vgl. Experiment 101)!

Zunächst schmilzt der Schwefel, nimmt eine braune Färbung an und brennt dann mit kleiner, blauer, kaum sichtbarer Flamme. Dabei steigt weißlicher Rauch auf. Damit die Luft in deinem Chemie-Labor nicht zu sehr verunreinigt, tauche den Verbrennungslöffel schnell in ein Marmeladenglas und verschließe es so weit wie möglich mit dem Deckel (Abb. 98).

Wenn der Schwefel restlos verbrannt ist, öffne den Deckel und fächle dir etwas von dem Rauch im Glas mit der Hand zu. Der unangenehme Rauch wird dir sehr schnell bewußt werden. Aus Experiment 102 weißt du, daß Schwefel nach der folgenden Gleichung zu Schwefeldioxid verbrennt:

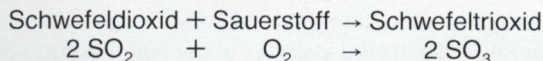


Zu Beginn dieses Abschnitts steht, daß  $\text{SO}_2$  farblos, also



unsichtbar ist. Der weißliche Rauch muß also noch etwas enthalten, das zusätzlich entsteht. Bei diesem kleinen Versuch passiert tatsächlich bereits das, was sich auch im Freien abspielt.

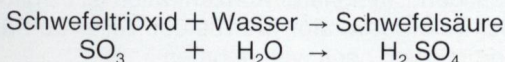
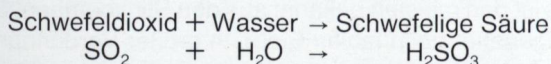
Das Schwefeldioxid kann unter bestimmten Bedingungen noch weiter mit dem Luftsauerstoff reagieren; dann entsteht das weiße Gas Schwefeltrioxid



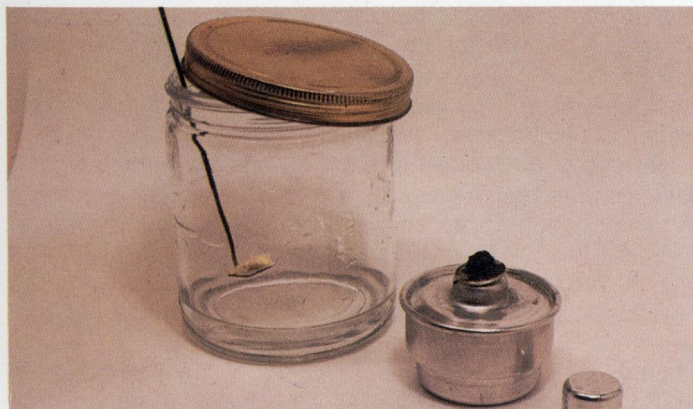
Diese weitere Oxidation tritt nur ein bei Anwesenheit von Katalysatoren. Das sind Stoffe, die eine chemische Reaktion in Gang setzen oder beschleunigen, ohne selbst an der Reaktion beteiligt zu sein.

Das Eisen des Verbrennungslöffels ist in diesem Experiment der Katalysator. In der Luft reicht bereits feinstes Staub aus — und davon gibt es nun wirklich genug — um die Oxidation zu Schwefeltrioxid einzuleiten.

Lösen sich das Schwefeldioxid und das Schwefeltrioxid im Regenwasser, dann entsteht erst die Gefahr für die Pflanzenwelt durch die beiden entstehenden Säuren.



Dieselben Reaktionen laufen auch in der Luft ab: Das Regenwasser reagiert mit den Gasen und bildet dabei Schwefelige Säure und Schwefelsäure, die auf die Erde herunterregnen. Daher stammt der Begriff des „Sauren Regens“.



Und damit steht einer der Hauptverursacher für den sauren Regen fest, das Schwefeldioxid.

Die Mengenangaben — allein für das Gebiet der Bundesrepublik Deutschland — lassen Schlimmes befürchten.

Seit 1970 muß die Luft Jahr für Jahr etwa 3,5 bis 4 Millionen Tonnen Schwefeldioxid schlucken. Das entspricht einer Ladung, für die man mehr als 65 000 Güterwagen benötigt. Nimmt man für jeden Wagen eine Länge von 15 m an, so reichte dieser Zug fast von der dänischen Grenze im Norden bis zur schweizerischen Grenze im Süden.

Aus der nachfolgenden Tabelle kannst du entnehmen, zu welchen Anteilen die ca. 3,5 bis 4 Millionen t Schwefeldioxid von den Verursachern erzeugt werden.

## Schwefeldioxid-Erzeuger

Kraftwerke	ca. 50 %
Industrief Feuerungen	ca. 33,5 %
Private Heizungen	ca. 11 %
Verkehr	ca. 1,5 %
Industrie	ca. 4 %

## 212 Eisen zerstört

Schwere Schäden verursacht  $\text{SO}_2$  an Metallen. Besorge dir zwei Eisennägel, von denen du einen außerhalb deines Labors verwahrst und den anderen in das feuchte Marmeladenglas legst, in dem wieder Schwefeldioxid wie im vorigen Experiment erzeugt wird. Laß das  $\text{SO}_2$  ca. 10 Minuten auf diesen Nagel wirken und lege ihn zur Seite, um ihn nach ca. ein bis zwei Tagen mit dem anderen zu vergleichen.

Das aggressive Schwefeldioxid — vor allem in Verbindung mit Wasser — führt zum sehr schnellen und weitgehenden „Rosten“ des Nagels.

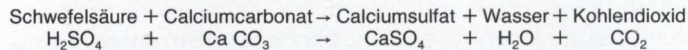
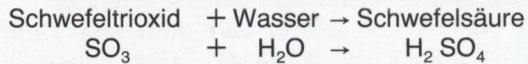
Du kannst dir vorstellen, welche Schäden das in der Luft vorhandene Schwefeldioxid an Stahlbauwerken, wie z. B. Brücken, Türmen, Zäunen usw., im Laufe eines Jahres verursacht. Der kleinste Riß im Schutzanstrich läßt erbarmungslos das  $\text{SO}_2$  eindringen — mit Wasser zusammen auch die Schwefelige Säure bzw. die Schwefelsäure. Dann nimmt die Zerstörung ihren Lauf.

## 213 Bauwerke verfallen

Wie verheerend die Wirkung des  $\text{SO}_2$  selbst auf steinerne Bauwerke ist, läßt sich in diesem Experiment darstellen. Lege in das Marmeladenglas ein kleines Stück Marmor (Calciumcarbonat) und feuchte es mit Wasser an. Erzeuge dann in dem Glas wieder  $\text{SO}_2$  und laß das Gas ca. 1 Tag auf das Marmorstückchen wirken.



Schon nach kurzer Zeit wirst du kleine Bläschen auf dem Marmor entdecken und nach einem Tag — das Stück unter Wasser abspülen — ist die ehemals glatte Oberfläche sehr rauh. Der Stein wird bei längerer Einwirkung völlig zersetzt.



Das bei dieser Reaktion entstandene Calciumsulfat ist besser löslich als Calciumcarbonat.

Bei Marmorfiguren im Freien — z. B. an Gebäuden — spielen sich die obengenannten chemischen Reaktionen natürlich auch ab. Der Regen wäscht dann das  $\text{CaSO}_4$  aus, und die



Schwefeldioxid zerstört Bauwerke

99

Figuren verlieren ihr früheres Bild (Abb. 99). Außerdem übt das  $\text{CaSO}_4$  noch so etwas wie eine Sprengwirkung aus, weil es einen größeren Raum beansprucht als das Calciumcarbonat. Auch dieser physikalische Vorgang trägt zur Zerstörung bei. Schäden durch  $\text{SO}_2$  treten nicht nur an Bauwerken in Industrieländern auf. Das Schwefeldioxid in der Luft wird ja durch den Wind sehr weit verbreitet, zum Teil über mehrere tausend Kilometer. Erst in diesen entfernten Gebieten fällt es mit dem Regen zu Boden und richtet Schaden an.

Besonders beängstigend sind auch die in der Natur verursachten Schäden. Der Saure Regen führt zu einer Übersäuerung der Seen, so daß der Fischbestand sehr stark gefährdet ist oder bereits vernichtet wurde.

In den Wäldern führt der Saure Regen zu einer Übersäuerung des Bodens und damit zu dem weltweit beklagten Waldsterben. Die biochemischen Vorgänge in den Pflanzen sind sehr kompliziert und bis zum letzten auch noch nicht erforscht. Es läßt sich bereits feststellen, daß die Nahrungs- und Wasseraufnahme der Pflanzen blockiert wird, und sie sterben ab.

Außer dem Schwefeldioxid belastet eine andere gasförmige Schwefelverbindung die Luft, der Schwefelwasserstoff ( $\text{H}_2\text{S}$ ). Dieses Gas ist den meisten bekannt aus den Stinkbomben. Es riecht unangenehm nach faulen Eiern. In großer Verdünnung wirkt es nur belästigend, in höherer Konzentration ist es giftig. Selbst ein Teil Schwefelwasserstoff pro 100 000 Teilen Luft läßt sich mit dem Geruchssinn noch wahrnehmen.

Deshalb ist unser Geruch ein sicheres Warnzeichen bei der Anwesenheit von Schwefelwasserstoff. Allerdings stumpft der Geruchssinn sehr schnell bei längerem Einatmen ab, so daß Menschen Gefahr laufen, dieses giftige Gas einzuatmen.

Dieses Gas Schwefelwasserstoff kommt in der Natur vor bei der Zersetzung von organischen Stoffen, z. B. in Sümpfen und Mooren oder in vulkanischen Gasen. Es fällt aber auch bei der Aufbereitung von Erdöl und Erdgas und bei der Verkokung von Steinkohle zu Koks an.

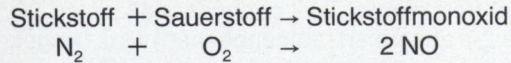
Ein Spaß scheint es zu sein, andere Menschen durch das Werfen von Stinkbomben zu belästigen. Aber ist es wirklich einer? — Nein, es ist auch eine Form der Umweltverschmutzung.

Bei allen Verbrennungsvorgängen mit hohen Temperaturen und unter hohem Druck entsteht eine Reihe von chemischen Verbindungen, die **St i c k o x i d e** oder Stickstoffoxide. Da es sich um verschiedene Verbindungen des Elements Stickstoff mit Sauerstoff in einem unbekannten Verhältnis handelt, gibt man ihnen allgemein das chemische Kürzel  $\text{NO}_x$ .

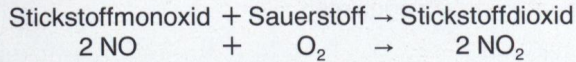
Das farblose **St i c k s t o f f m o n o x i d**  $\text{NO}$  kommt bereits in der Natur in kleinen Mengen vor, und zwar z. B. nach einem Gewitter. Es entsteht auch beim Rauchen einer Zigarette und



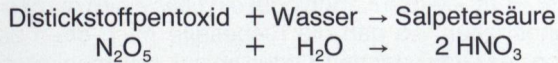
geht, ähnlich wie das Kohlenstoffmonoxid, eine Verbindung mit dem Hämoglobin des Blutes ein.



Kühlt sich das NO langsam ab, so zerfällt es wieder in Stickstoff und Sauerstoff. Bei raschem Abkühlen dagegen bleibt es stabil und verbindet sich unter 150° C weiter mit dem Luftsauerstoff zu Stickstoffdioxid.



Das Stickstoffdioxid ist ein braunes Gas. Auch das Stickstoffdioxid reagiert mit Wasser und bildet eine Säure, die Salpetersäure. Das geschieht über ein weiteres Oxid des Stickstoffs das Distickstoffpentoxid.



An der Gesamtverschmutzung der Luft mit Stickoxiden sind die Kraftfahrzeuge in der Bundesrepublik Deutschland mit etwa 50 % beteiligt. Sie sind also in diesem Punkt die größten Verschmutzer.

## 214 Rauchskala

Neben den gasförmigen Schadstoffen, die die Luft verunreinigen, sorgen vor allem feste Bestandteile für „dicke Luft“. Solche aufzuspüren und zu messen soll dir in diesem Experiment die Rauch-Skala helfen (Abb. 100). Beobachte deine Umgebung, ob dir ein besonders stark qualmender Schornstein auffällt. Halte das Buch mit dem ausgestreckten Arm. Achte aber darauf, daß du nicht gegen die Sonne siehst. Vergleiche nun die Grautöne auf der Skala mit dem Rauch.

Ist er so dick und schwarz, daß er mit den drei dunklen Graufeldern übereinstimmt, so müßte das Unternehmen, zu dem der Schornstein gehört, auf jeden Fall etwas gegen die starke Emission (Ausstoßung) des Rauches tun. Es gibt heute nämlich schon einige technisch anwendbare Verfahren, Abgase von Industrieanlagen zu reinigen, bevor sie in die Luft ausgestoßen werden.

Die am häufigsten vorkommenden Verunreinigungen in fester Form sind Staub, Ruß, Rauch und Flugasche. Sie lagern sich in feiner Form in der Nähe der Verschmutzungsquelle ab, können aber bei starkem Wind auch einige hundert Kilometer weit fortgetragen werden und sich erst dort ablagern. Sehr feine Teilchen bleiben auch längere Zeit in der Luft, und diese Schwebstoffe werden vom Menschen zusammen mit den gasförmigen Verunreinigungen eingeatmet.

RAUCHSKALA

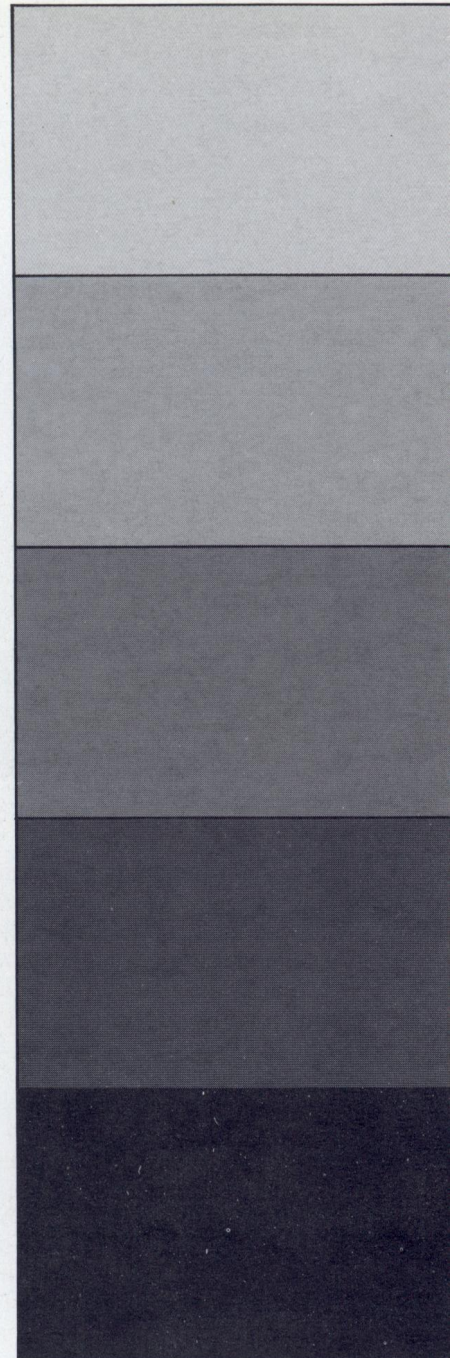
1

2

3

4

5







Luftverschmutzung über einer Großstadt

101

## 215 Rauch über Städten

Vielleicht bietet sich dir einmal eine Gelegenheit, eine Stadt bei schönem Wetter von einem Turm oder einem hochgelegenen Gebäude zu betrachten.

Verwende dann auch einmal deine Rauch-Skala; du wirst von dem Ergebnis überrascht sein.

Trotz des schönen Wetters ist zu erwarten, daß über der Stadt ein beachtlicher Dunstschleier liegt (Abb. 101). Zu den festen Verunreinigungen aus Industriebetrieben und häuslichen Schornsteinen kommt nämlich noch der von den Straßen aufgewirbelte Staub, sei es durch den Wind oder durch Kraftfahrzeuge, Gummiteilchen, die von den Autoreifen abgerieben werden und vieles mehr. All diese Stoffe wirken noch dadurch dunstverstärkend, daß sich an den winzigen Teilchen sehr feine Wassertropfen niederschlagen. Die Staubpartikelchen wirken als Kristallisationskeime für den Wasserdampf, der stets in der Atmosphäre vorhanden ist. Deshalb kann es in Städten mehr regnen als in Reinluftgebieten.

Solche „Dunstglocken“ über Städten und Industriegebieten können zu einer Klimaveränderung führen. Die Sonneneinstrahlung ist dort nämlich viel geringer, weil bis zu 30 % der Sonnenenergie absorbiert (aufgenommen) wird. Umgekehrt ist nachts die natürliche Wärmestrahlung von der Erde in den Weltraum viel geringer, weil der Dunst die Energieabgabe zum Teil verhindert. Man hat durch Messungen festgestellt, daß in Landgebieten mit geringer Luftverschmutzung in klaren Sommernächten die Temperatur bis zu 7° C niedriger liegt als in Städten oder Industriegebieten.

## 216 Verschmutzung ausgezählt

Du kannst übrigens leicht eine Übersicht über die Luftverschmutzung an verschiedenen Tagen bekommen und dir eine Meßskala aufstellen.

Klebe über einen kleinen Karton oder ein Glas einen durchsichtigen Klebestreifen, so daß die Klebeseite nach oben zeigt. Stelle dann das Glas oder den Karton so auf, daß möglichst der Staub in Bodennähe nicht darauf fällt. Nimm nach 24 Stunden den Streifen ab und klebe ihn auf Millimeterpapier fest. Zähle mit einer Lupe die Partikelchen, die du auf einer Fläche von 1 cm<sup>2</sup> finden kannst. Zähle drei oder vier Flächen aus, bilde einen Mittelwert und notiere das Ergebnis.

Wiederhole diese Messung und vergleiche die Ergebnisse miteinander. Fällt dir auch auf, daß nach Regenfällen der Staubanteil viel geringer ist als nach längeren Trockenzeiten? Eine weitere Gruppe chemischer Verbindungen, die Kohlenwasserstoffe, ist besonders für den Menschen schädlich. Diese Kohlenwasserstoffe sind organische Verbindungen, die im wesentlichen Kohlenstoff und Wasserstoff enthalten. Einige dieser Verbindungen gelten als gefährlich, da sie schon in geringen Mengen krebserregend wirken. Dazu gehören z. B. das Benzol oder das Benzpyren.

Auch am Ausstoß der Kohlenwasserstoffe sind die Kraftfahrzeuge zu einem großen Teil beteiligt, nämlich zu etwa 35 %. Daneben gelten Industrieanlagen und private Heizungen als wesentliche Erzeuger der Kohlenwasserstoffe.

Besonders hoch sind die Werte in der Nähe von Raffinerien, aber auch in den Zentren der großen Städte. Dort werden in Kopfhöhe sehr bedenkliche Mengen gemessen. Besonders viel aber atmen die Insassen von Kraftfahrzeugen ein. Denn im Innern der Fahrzeuge reichern sich die Kohlenwasserstoffe auf mehr als das Doppelte der Werte im Fußgängerbereich an.

Kritisch wird die Luftverschmutzung über Städten und Industriegebieten aber häufig nicht durch die einzelnen Anteile an der Verschmutzung, sondern durch ihr Zusammenwirken. Dann ergeben sich ganz neue Probleme, wie z. B. der Smog.

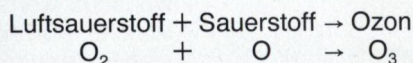
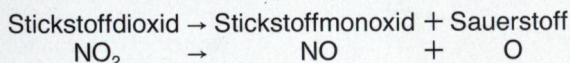


Smog ist eine Wortschöpfung aus den englischen Wörtern smoke = Rauch und fog = Dunst. Er kommt nur in bestimmten Gebieten und auch nur unter ganz bestimmten Umständen zustande:

Bei windstillem Wetter kann es zu einer Temperaturumkehrung — Inversionswetterlage — kommen (Abb. 102). Dann nimmt die Temperatur vom Boden nach oben nicht ab, sondern es lagert sich eine Warmluftschicht über einer Kaltluftschicht ab. Diese Warmluftschicht wirkt wie eine riesige Glocke, die das Aufsteigen der Verschmutzungen verhindert. Alle unter dieser Schicht produzierten Verschmutzungen sammeln sich an und können zu einer Gefahr für die Gesundheit der Menschen werden. Zusätzlich wirken die staubförmigen Luftverunreinigungen als Kondensationskeime für Wasserdampf, und es entsteht Nebel.

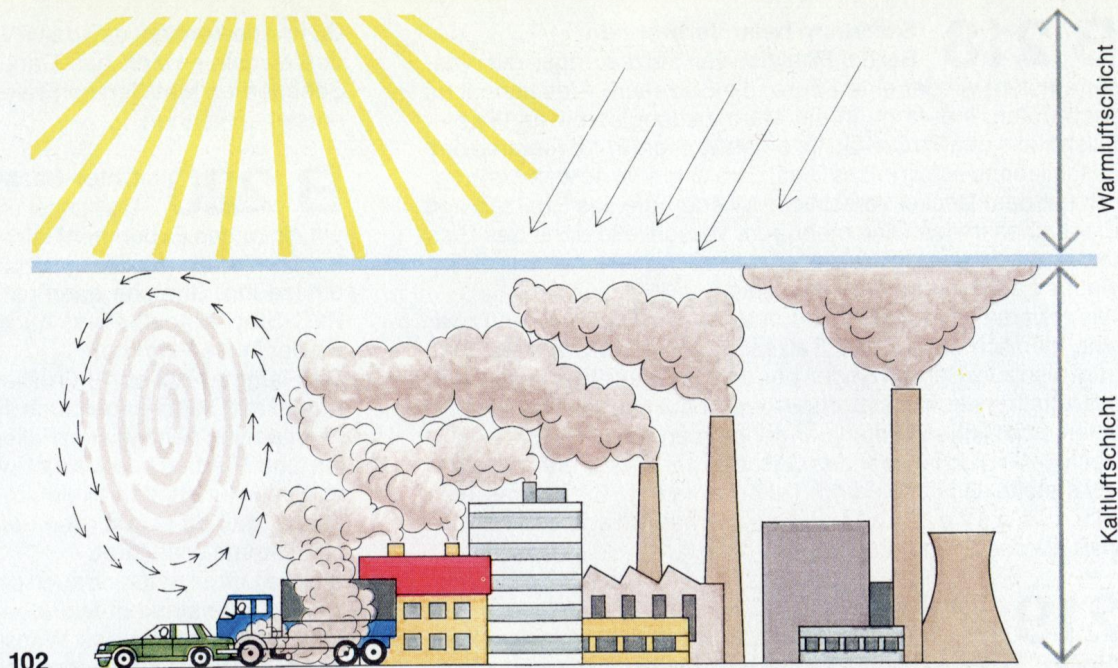
Man unterscheidet zwei Smog-Arten, den Los-Angeles-Typ und den London-Typ.

Der Los-Angeles-Typ entsteht aus den Kraftfahrzeuggasen, hauptsächlich den Stickoxiden. Unter dem Einfluß intensiver Sonneneinstrahlung entsteht NO und Sauerstoff aus dem Stickstoffdioxid. Dieser Sauerstoff reagiert mit dem Luftsauerstoff und es entsteht Ozon ( $O_3$ )



Das Ozon wiederum reagiert mit den Kohlenwasserstoffen aus den Autoabgasen und bildet u. a. die chemischen Verbindungen Formaldehyd, Acetaldehyd, Acrolein usw., die die Schleimhäute des Menschen reizen und Pflanzen schädigen.

Smog dieser Art entsteht meistens mittags bei starker Sonneneinstrahlung und löst sich am Nachmittag häufig wieder auf. Der London-Smog entsteht hauptsächlich bei Inversionswet-



102

terlagen aus Schwefeldioxid und Ruß an naßkalten, trüben Herbst- und Wintertagen. Verursacher sind in erster Linie die Kraftfahrzeuge und die privaten Heizungsanlagen, die Unmengen an  $SO_2$  und Ruß ausstoßen.

Neuerdings wird in smoggefährdeten Gebieten Smogalarm gegeben, um katastrophale Wirkungen auf den Menschen zu verhindern. Bei einem Smogalarm kann ein allgemeines Fahrverbot für Kraftfahrzeuge ausgesprochen werden, damit eine weitere Verschlechterung der Situation vermieden wird.

Noch eine Gruppe von gasförmigen Verunreinigungen belastet die Umwelt in erheblichem Maße, und zwar entstehen sie in erster Linie bei der Verbrennung von Müll. Es sind Chlor, Salzsäuregas und Fluor.

## B 217 PVC erzeugt Salzsäuregas

Versuche den PVC-Stab an der Spiritusflamme zu entzünden. Prüfe ob er auch außerhalb der Flamme weiterbrennt. Fächle dir vorsichtig etwas von dem erzeugten Rauch zu.

Das PVC brennt außerhalb der Flamme nicht. Trotzdem entsteht bei der Verbrennung des Kunststoffs PVC ein stechend riechendes Gas, das Salzsäuregas. Es hat die chemische Formel HCl.



## B 218 Salzsäure beim Verbrennen

Bei der Reaktion von Salzsäuregas mit Wasser entsteht wieder eine Säure, die Salzsäure. Das kannst du nachprüfen, indem du in ein Marmeladenglas etwas Wasser füllst. Halte den PVC-Stab für einen Moment in die Flamme und anschließend sofort in das Glas, das du wieder so weit wie möglich mit dem Deckel verschließt. Wiederhole das Erhitzen und Eintauchen in das Glas mehrfach. Verschließe dann das Glas und schüttele kräftig. Lege anschließend ein kleines Stück blaues Lackmuspapier in das Glas.

Wie erwartet, zeigt das Indikatorpapier eine Säure an, und zwar eine ziemlich starke, die Salzsäure. Auch verbranntes PVC trägt also zum Säuren Regen bei, und man kann feststellen, daß der Anteil dieses Kunststoffs an der Produktion aller Kunststoffe einen erheblichen Umfang angenommen hat.

Noch gefährlich ist aber das Gas, das bei der Verbrennung der Kunststoffe Hosaflon und Teflon entsteht. Es ist das Gas Fluorwasserstoff, das noch erheblich aggressiver reagiert als das Salzsäuregas.

## 219 Schäden durch PVC?

Wie schnell das Salzsäuregas zur Korrosion (zum „Rosten“) von Eisen führt, kannst du in diesem Experiment feststellen. Halte einen angefeuchteten Nagel in die beim Erhitzen von PVC entstehenden Salzsäuregase und betrachte ihn nach einem Tag. Vergleiche ihn auch mit einem unbehandelten Nagel.

Du wirst erkennen, daß das PVC sehr aggressiv auf das Metall des Nagels gewirkt hat. Daraus kann man ableiten, daß die Schäden an Metallen im Freien auch durch verbranntes PVC entstehen können.

## B 220 Chlor-Nachweis

Du kannst übrigens das Chlor im PVC durch ein einfaches Experiment leicht nachweisen. Halte einen Kupferpfennig mit der Reagenzglasklammer in die Flamme und erhitze ihn. Streiche dann mit dem heißen Pfennig über den PVC-Stab, so daß etwas hängen bleibt und halte ihn danach wieder in die Flamme.

Die Flamme färbt sich grün. Diese Färbung tritt immer auf, wenn Kupfer mit Chlor — aber auch mit Fluor — in der Hitze auftritt. Da Fluor aber in den meisten Fällen für die Beschichtung von Töpfen und Pfannen verwendet wird, trifft man es sehr selten in anderen Kunststoffartikeln an. Du kannst deshalb davon ausgehen, daß du in fast allen Fällen Chlor nachweist, wenn sich die Flamme grün färbt.

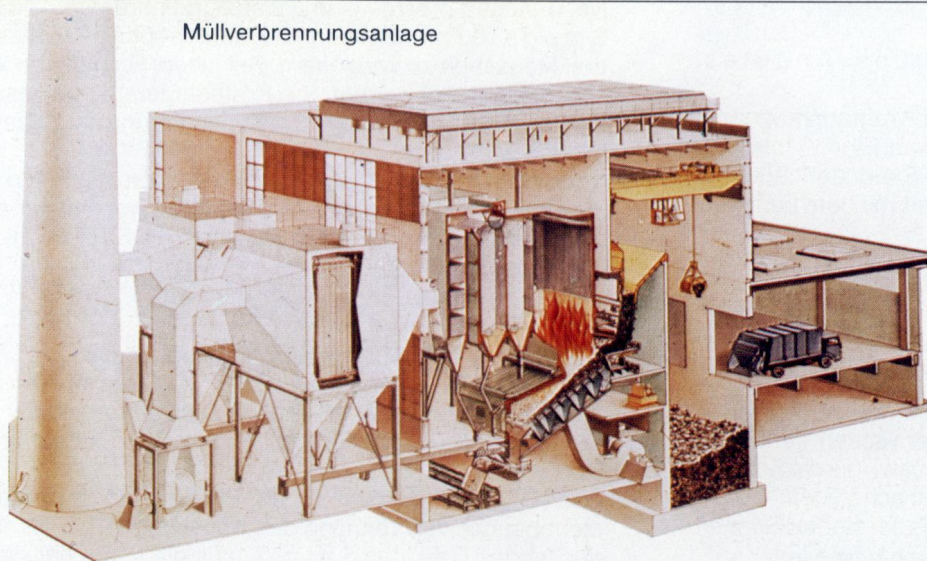
Wie die Luft ist natürlich auch das Wasser durch die Verschmutzung in sehr starkem Maße bedroht.

Man unterscheidet das Wasser nach dem Vorkommen und spricht von Oberflächenwasser (Flüsse, Seen), Grundwasser, Quellwasser, Meerwasser und Brackwasser (Gemisch aus Salz- und Süßwasser).

Die Verwendung des Wassers führt zu einer anderen Einteilung, und zwar zu Trinkwasser, Brauchwasser und Abwasser.

Wenn heute von dem Problem der Wasserverschmutzung die Rede ist, so bedeutet das u. a., daß die Versorgung der Menschheit mit Trinkwasser immer schwieriger wird, weil aus den natürlichen Vorkommen nur noch mit großem Aufwand Trinkwasser gewonnen werden kann. Welche Gründe dabei eine Rolle spielen und wie sich eine zunehmende Verschmutzung auf die Natur auswirkt, erfährst du in den folgenden Experimenten.

Müllverbrennungsanlage





## 221 Feste Verunreinigungen

Besorge dir aus einem nahegelegenen Fluß, See oder Kanal ein bis zwei Liter Wasser. Gieße einen Teil davon in das Becherglas, nicht ohne vorher deinen Vorrat gut umgerührt zu haben. Laß diese Probe etwa einen Tag stehen und betrachte sie dann aufmerksam. Prüfe auch einmal den Geruch des Wassers.

Auf dem Boden des Becherglases hat sich ein Teil der festen Schmutzstoffe im Wasser abgesetzt. Trotzdem ist das Wasser in den meisten Fällen noch nicht klar, weil sehr feine Verunreinigungen im Wasser schweben. Es können aber auch Algen sein, die du mit dem Wasser zusammen entnommen hast.

In vielen Gewässern geschieht eine Ablagerung der festen Schmutzstoffe auf dem Grund nur sehr langsam, weil das Wasser durch die Strömung oder durch Schiffe und Boote immer wieder aufgewirbelt wird (Abb. 104).

## 222 Filtrieren hilft

Gieße das abgestandene Wasser durch ein Papierfilter. Prüfe die Farbe und den Geruch des Filtrats.

Durch das Filter werden nahezu alle festen Schmutzstoffe vom Wasser getrennt, nicht aber Geruchsstoffe.

## 223 Saure Gewässer

Tauche einen Streifen blaues Lackmuspapier in das Filtrat und stelle fest, ob es sich rot färbt.

Die meisten Oberflächenwasser sind heute nicht mehr neutral, sondern besitzen Säure- oder Laugencharakter. Diese Änderung ergibt sich durch das Einleiten von Rückständen aus industriellen Produktionen. Die Pflanzen- und Tierwelt in einem Gewässer verändert sich dadurch grundlegend. Zwischen allen Pflanzen- und Tierarten besteht nämlich ein biologisches Gleichgewicht. Wird dieses gestört, so daß einzelne Lebewesen absterben, so finden dadurch andere günstigere Lebensbedingungen, und sie können sich übermäßig vermehren. Säuren und Laugen sollten also immer neutralisiert werden, bevor man sie in Gewässer — sog. Vorfluter — leitet. Das geschieht leider nur in den allerwenigsten Fällen. Besonders saure Wasser gelangen als Saurer Regen in die Flüsse und Seen.

Einige Gewässer sind heute stärker sauer als Essig! Das in diesem Wasser Fische z. B. nicht mehr leben können, ist kein Wunder.

Neben den sauren oder basischen Abwässern, die man in das Oberflächenwasser leitet, werden u. a. auch chlororganische Verbindungen in Flüsse und Seen geleitet. Die bekannteste Verbindung dieser Art ist das Chloroform.



104

Beim Chloren von Trinkwasser — das geschieht, um es keimfrei zu machen — entsteht Perchloräthylen. Es sickert in das Grundwasser und wird dann wieder aus Brunnen für das Trinkwasser verwendet.

Giftige Industrieabwässer werden häufig chemischen Umwandlungen unterzogen, bei denen ungiftige Verbindungen entstehen. Ein solches Endprodukt ist häufig Kochsalz (NaCl). In geringen Mengen kann Kochsalz in einem Vorfluter keinen Schaden anrichten, aber in größeren Mengen treten doch Probleme auf.

Der Rhein z. B. „transportiert“ an einem Tag einige tausend Tonnen Kochsalz zur Mündung. Insgesamt beträgt die Menge aller Salze ca. 40 000 t pro Tag. Alle Schmutzstoffe, die diesen Fluß versuchen, erreichen eine tägliche Menge von ca. 100 000 t! Da kannst du dir vorstellen, daß man in diesem Fall kaum noch von „Wasser“ sprechen kann. Trotzdem wird für





105

Belüftung von  
Schmutzwasser

viele Menschen aus dieser Flüssigkeit noch Trinkwasser gewonnen (Abb. 105).

Auch für die Trinkwasseraufbereitung in Deutschland ergeben sich Probleme, wenn die Reserven immer stärker durch ungeklärte Abwässer verunreinigt werden. Denn der Trinkwasservorrat ist nun einmal begrenzt und läßt sich nicht vermehren!

## 224 Heizöl verschmutzt den Boden

Fülle ein Reagenzglas zur Hälfte mit Wasser und gib einige Tropfen Benzin oder Heizöl hinzu. Schüttle kräftig um und laß dann das Glas einen Augenblick ruhig stehen. Betrachte den Inhalt und rieche daran.

Benzin oder Heizöl lassen sich nicht mit Wasser mischen. Da sie spezifisch leichter sind als Wasser, schwimmen sie auf der Oberfläche. Trotzdem nimmt das Wasser den unangenehmen Geruch dieser beiden Mineralölprodukte an. Durch ausgelaufene Kraftstoffe oder Heizöl wird das Trinkwasser in starkem Maße verseucht, so daß es für den Menschen nicht mehr genießbar ist.

## 225 Auch verdünnt ungenießbar

Schüttle noch einmal das Reagenzglas mit Wasser und Heizöl. Gieße dann, bevor sich die spezifisch leichteren Stoffe an der Oberfläche sammeln können, ein paar Tropfen davon in ein sauberes Reagenzglas. Fülle dieses Glas mit Wasser auf und prüfe den Geruch. Führe die Verdünnung noch einmal in derselben Weise durch und rieche wieder an dem Wasser.

Wasser, das mit Mineralölprodukten verseucht ist, behält diesen unangenehmen Geruch auch dann noch, wenn nur noch winzige Spuren der Verunreinigung darin enthalten sind. Heizöl oder Erdöl kann deshalb große Wassermengen verseuchen.

Man sagt, daß 1 Liter Mineralöl etwa 1 Mill. Liter Trinkwasser ungenießbar macht. Bei auslaufendem Kraftstoff oder Heizöl ist deshalb immer große Vorsicht geboten, um eine Wasserverunreinigung zu verhindern.

Beträchtlichen Schaden richten Erdöl und seine Produkte an, wenn sie in großen Mengen in Gewässer geraten. Bei Tankerunfällen z. B. müssen erhebliche Anstrengungen unternommen werden, um das ausgelaufene Erdöl zu vernichten. Wie das möglich ist, kannst du selbst nachvollziehen.

## B 226 Holzkohle saugt auf

Fülle eine Schüssel mit Wasser und gib einige Tropfen Heizöl, Motoröl oder Benzin hinzu. Streue anschließend Holzkohle, die du zwischen zwei Blättern Papier mit einem Löffel zu feinem Pulver zerdrücken mußt, auf die Wasseroberfläche.

Das Öl lagert sich in Form von winzigen Tröpfchen an der Holzkohle an. Sie schwimmt weiter auf dem Wasser und kann dann durch Sperren abgetrennt werden.

Besondere Gefahren bringt schwimmendes Öl durch Tankerunglücke (Abb. 106) für Wasservögel mit sich. Das Gefieder verklebt nämlich, und die Tiere können nicht mehr fliegen und schwimmen. Außerdem sind sie gegen die Kälte nicht mehr geschützt.

Bei der Verschmutzung der Gewässer darf man nicht versäumen, auch an die Meere zu denken.

Von besonderer Bedeutung ist für die Europäer die Nordsee, die seit Jahrzehnten als Abfalleimer mit Unmengen von Industrieabfällen befrachtet wird.



106



Zunächst sind es die ungeheuren Mengen ungeklärter Abwässer, die mit den Flüssen in die Nordsee geleitet werden.

Jahr für Jahr gelangen aus den verschiedensten Quellen mehr als 300 000 Tonnen Stickstoff und über 40 000 t Phosphat in die Nordsee, 30 000 t Zink, über 7 000 t Blei, 840 t Kadmium und ca. 6 000 t Kupfer kommen noch hinzu.

Dünnsäure, ein Abfallprodukt der Titandioxid-Produktion, wird zu mehreren Millionen Tonnen in die Nordsee eingeleitet. Mehrere 100 000 t Öl und Ölprodukte muß die Nordsee jährlich verkraften, ganz zu schweigen von den mehreren Millionen Tonnen gelöster Salze, die mit dem Wasser von Rhein, Weser und Elbe in die See hinausgespült werden.

Nimmt man alle diese Schadstoffe zusammen, darf eigentlich niemand verwundert sein, daß Fische nur mit Mühe überleben können, z. T. auch nur mit schweren Krankheiten. Man muß sich ernsthaft fragen, wie lange überhaupt noch Leben in den Meeren möglich sein kann!

Neben der Verschmutzung der Luft und des Wassers wird heute auch die des Bodens lebhaft diskutiert. Dabei geht es u. a. darum, wie der Müll, der in unserer Gesellschaft in immer größerem Maße anfällt, beseitigt werden kann, ohne daß der Boden verseucht wird.

Bisher war es üblich, Müll einfach dort zu lagern, wo er am wenigsten stört. Durch den bakteriellen und chemischen Abbau der natürlichen Abfallprodukte verschwanden die kleinen Müllhalden meistens nach einiger Zeit.

Heute müßte man für die Mülldeponie so viel Raum beanspruchen, daß weite Teile der Landschaft verunziert würden. Außerdem enthält der Abfall viele Stoffe, z. B. die Kunststoffe, die auch nach langer Lagerung nicht abgebaut werden, oder solche, deren giftige und schädliche Bestandteile in den Boden einsickern und dann das Grundwasser verderben. Man muß also versuchen, den Müll so weit wie möglich zu verbrennen. Allerdings darf durch die Abgase die Luft nicht verschmutzt werden. Schädliche Abfallstoffe, die nicht verbrannt werden können, müssen in unschädliche umgewandelt werden, um diese dann zu deponieren.

Eine sehr große Gefahr liegt in den Schwermetallen Blei, Cadmium und Quecksilber, die sich im Laufe der Jahrzehnte im Boden anreichern, da sie nicht abgebaut werden.

Blei wird u. a. beim Verbrennen des Kraftstoffs der Fahrzeuge frei und lagert sich schließlich am Boden ab, wo es von den Pflanzen aufgenommen wird.

Cadmium gelangt — wie auch das Blei — aus Industrieschornsteinen, Kohle- und Ölkraftwerken ebenfalls in den Boden. Dazu aber wird es noch in großen Mengen mit dem phosphathaltigen Mineraldünger auf den Ackerboden gestreut. Quecksilber, ebenfalls ein hochgiftiges Schwermetall,

gelangt auf vielen Wegen in die Luft und das Erdreich. Verwendet wird es auch für die Herstellung von Kleinbatterien für Uhren u. ä. Schon eine achtlos fortgeworfene Knopf-batterie trägt zur Verseuchung der Umwelt mit Quecksilber bei.

Schadstoffe im Boden nachzuweisen ist im allgemeinen nur durch sehr aufwendige Untersuchungsmethoden und mit sehr teuren Geräten möglich. An einigen Experimenten aber soll deutlich gemacht werden, daß dem Boden, der die Menschen der Erde auch in Zukunft ohne Gefährdung der Gesundheit ernähren soll, ebenso viel Aufmerksamkeit geschenkt werden muß wie dem Wasser und der Luft.

## 227 Dieselkraftstoff im Boden

Stecke den Trichter in ein Reagenzglas, lege über das Trichterrohr einen Kieselstein von etwa 1 cm Durchmesser und fülle den Trichter mit gewaschenem Bausand auf.

Tropfe ein paar Tropfen Heizöl oder Dieselkraftstoff auf den Sand und warte, bis es eingezogen ist. Gieße mit einem Reagenzglas Wasser in den Trichter. Prüfe den Geruch des aufgefingenen Wassers.

Das Wasser sickert durch den Sand und wäscht dabei das Öl mit aus. Das Wasser riecht nach einiger Zeit nach dem Mineralölprodukt.

Wenn Heizöl aus einem undichten Tank im Boden versickert, so besteht immer die Gefahr, daß es durch Regenwasser ausgewaschen wird und schließlich in das Grundwasser gelangt. Trinkwasser, das aus diesem Grundwasser durch Aufbereitung gewonnen wird, kann also leicht ungenießbar werden.

## 228 Streusalz in der Erde

Verwende den Aufbau des vorigen Experiments, fülle aber den Trichter völlig mit frischem Sand auf. Streue dann einige Körnchen Kochsalz auf den Sand und gieße Wasser darüber. Prüfe den Geschmack des aufgefingenen Wassers, indem du einen Finger anfeuchtest und schmeckst.

Die aufgefangene Lösung schmeckt deutlich nach Salz. Das beweist, daß das Kochsalz als Lösung durchgesickert ist.

Im Winter wird auf den Straßen viel Streusalz verwendet. Streusalz ist Kochsalz, das mit Eisenoxid für den Menschen ungenießbar gemacht wird. Mit dem Schmelzwasser und dem Regen wird es in den Boden gewaschen und kann bis in das Grundwasser gelangen.



# Zucker — ein süßes Nahrungsmittel



Zuckerrohrernte

107

Für jeden von uns ist Essen und Trinken eine Selbstverständlichkeit. Ohne uns den Kopf zu zerbrechen, essen wir, wenn wir Hunger verspüren, oder trinken, wenn wir Durst haben. Zum Aufbau und zur Erhaltung des Lebens ist es notwendig, daß alle Lebewesen bestimmte Stoffe aufnehmen, die wir mit dem Sammelnamen **Nahrungsmittel** bezeichnen. Dazu gehört eine Vielzahl tierischer und pflanzlicher Produkte, die bestimmte Aufgaben zu erfüllen haben.

Im Laufe eines Tages muß unser Körper für die vielfältigen Bewegungen und die gleichbleibende Körpertemperatur die notwendige Energie liefern. Diese Energie entnimmt er unter anderem den Kohlenhydraten (Zucker und Stärke) der Nahrungsmittel. Sie sorgen dafür, daß der Körper „läuft“, und werden deshalb **Betriebsstoffe** genannt.

Die Kohlenhydrate liefern die Energie für Menschen, Tiere und

Pflanzen. Nur Pflanzen können sie allerdings aus Wasser und dem Kohlendioxid der Luft aufbauen. Dazu benötigen sie Sonnenenergie. Dieser Aufbau heißt **Fotosynthese**.

Nur durch die Energie, die durch die Fotosynthese aufgenommen und gespeichert wird, erhalten Menschen und Tiere den notwendigen Betriebsstoff. Sie sind deshalb auf Pflanzen als Nahrung angewiesen.

Am häufigsten tritt von allen Kohlenhydraten die Cellulose auf. Sie wird auf der ganzen Erde jährlich in unvorstellbar großen Mengen produziert und dient den Pflanzen als Gerüstmaterial. Für Menschen ist sie aber ungenießbar. Baumwolle ist fast reine Cellulose.

In den folgenden Experimenten sollst du etwas über die Zusammensetzung des Kohlenhydrats Zucker erfahren.



## 229 Eine süße Angelegenheit

Einer der wichtigsten Energiespender, und damit Betriebsstoff für den Körper, ist der Zucker. Der im Haushalt verwendete Zucker wird in Europa heute fast ausschließlich aus dem Saft der Zuckerrübe gewonnen und deshalb auch Rübenzucker genannt. Da früher das tropische Zuckerrohr den Rohstoff lieferte, gibt es dafür auch den Namen Rohrzucker. Andere Zuckerarten, nämlich Trauben- und Fruchtzucker, sind in Früchten enthalten und verleihen ihnen den süßen Geschmack.

Gib je eine Probe Trauben- und Rübenzucker auf eine Untertasse und vergleiche den Geschmack!

Zwischen beiden Zuckerarten besteht ein Geschmacksunterschied. Traubenzucker schmeckt nicht so süß wie Rübenzucker. Außerdem empfindet man bei Traubenzucker eine leicht kühlende Wirkung auf der Zunge. Dieser Geschmacksunterschied beruht auf einer unterschiedlichen chemischen Zusammensetzung.

## 230 Die Grundstoffe des Rübenzuckers

Das folgende Experiment soll dir zeigen, welche Elemente in der chemischen Verbindung Zucker enthalten sind. Fülle dazu ein großes Reagenzglas 2 cm hoch mit Rübenzucker und erhitze die Probe (Abb. 108) über der Spiritus-



108

flamme. Halte das trockene Becherglas über die Öffnung und fange die entweichenden Dämpfe auf. Das Becherglas darf nicht über die Flamme des Brenners gehalten werden. Beobachte die Innenwände des Becherglases! Welche Veränderung des Zuckers kannst du feststellen?

Der Zucker im Reagenzglas schmilzt zunächst und färbt sich bald braun; im Becherglas sammeln sich Dämpfe. Bald kann man an den Innenwänden des Becherglases einen feuchten Beschlag oder sogar kleine Wassertropfchen beobachten, während sich die Schmelze immer dunkler färbt, bis schließlich nur noch ein schwarzer Rückstand im Reagenzglas verbleibt. Der schwarze Rückstand ist ein Bestandteil des Zuckers, das Element Kohlenstoff (C). Die beiden anderen Bestandteile sind die Elemente Sauerstoff (O) und Wasserstoff (H), die beim Erhitzen als Wasser ( $H_2O$ ) entweichen und die Wassertropfchen im Becherglas bilden. Die Abscheidung von Wasser beim Erhitzen einer Verbindung deutet an, daß die Elemente Sauerstoff und Wasserstoff darin enthalten sind.

Die Verbindung Zucker besteht also aus den Grundstoffen Kohlenstoff, Sauerstoff und Wasserstoff. Zucker und chemisch verwandte Verbindungen bezeichnet man deshalb als Kohlenhydrate<sup>1)</sup>. In welchem Verhältnis sich die Elemente in der chemischen Verbindung Zucker zusammengefügt haben, kannst du aus der Formel ersehen.

Rohrzucker:  $C_{12}H_{22}O_{11}$

In einem Molekül Rohrzucker haben sich also 12 Atome Kohlenstoff, 22 Atome Wasserstoff und 11 Atome Sauerstoff miteinander verbunden.

**Hinweis:** Benutze für die Untersuchung der Zusammensetzung möglichst immer dasselbe Reagenzglas.

<sup>1)</sup> griech. hydor. = Wasser.

## 231 Grundstoffe des Traubenzuckers

Wiederhole das vorige Experiment mit einer Probe Traubenzucker und vergleiche die Ergebnisse!

Auch Traubenzucker schmilzt, und es bildet sich schließlich im Reagenzglas ein schwarzer Rückstand, also Kohlenstoff. Im Becherglas schlägt sich wieder Wasser in Form kleiner Tropfchen nieder.

Traubenzucker enthält die gleichen Grundstoffe:

Kohlenstoff (C), Sauerstoff (O) und Wasserstoff (H).

Beide Zuckerarten sind chemisch verwandt. Der Unterschied besteht darin, daß sich die einzelnen Elemente in einem anderen Mengenverhältnis miteinander verbunden haben.

Das kannst du an der Formel für Traubenzucker ablesen (vgl. Formel für Rohrzucker).

Traubenzucker:  $C_6H_{12}O_6$



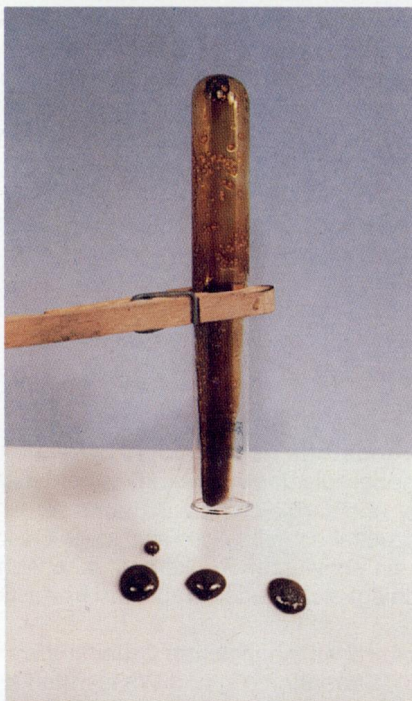
# Zucker — ein süßes Nahrungsmittel

In dieser Verbindung haben sich nur 6 Atome Kohlenstoff, 12 Atome Wasserstoff und 6 Atome Sauerstoff zusammengeschlossen. Bei der Verdauung des Zuckers und anderer Kohlenhydrate wird das Element Kohlenstoff durch den eingeatmeten Sauerstoff oxidiert und liefert dem Körper Energie. Das Endprodukt dieser chemischen Umwandlung, nämlich Kohlendioxid, wird wieder ausgeatmet.

## 232 Bonbons selbst hergestellt

Fülle dazu ein Reagenzglas etwa zu einem Drittel mit Haushaltszucker und erwärme es langsam über der Spiritusflamme.

Ist dieser Zucker geschmolzen, gieße die braune Masse sofort auf ein Stück Pergamentpapier, das du vorher mit etwas Speiseöl eingefettet hast, und laß erkalten (Abb. 109). Dann koste davon!



109

Der bekannte Zuckergeschmack ist verlorengegangen. Du hast gebrannten Zucker erhalten. Er heißt Karamel und wird in dieser Form zur Bonbonherstellung (Karamellen) verwendet.

## 233 Bonbons mit Geschmack

Bitte deine Mutter um einen kleinen Topf und gib einige Löffel Zucker hinein. Erhitze den Zucker langsam auf dem Küchenherd. Beginnt der Zucker zu schmelzen, setze unter Rühren etwas Kondensmilch und Zitronen- oder Orangensaft hinzu. Anschließend gieße die Masse auf einen Teller, in den du vorher ein wenig Wasser gefüllt hast. Laß wieder erkalten und probiere deine Bonbons!

Durch Zugabe von Kondensmilch und Fruchtsäften hast du den Geschmack der Karamelbonbons verändert.

## 234 Eine Rübe liefert süßen Saft

Die beiden folgenden Experimente kannst du nur durchführen, wenn du Gelegenheit hast, dir eine Zuckerrübe zu besorgen.

Entferne dann die Schale, schneide die Rübe in kleine Schnitzel und gib diese in einen Kochtopf. Gieße so viel Wasser dazu, daß die Schnitzel damit bedeckt sind, und koche das ganze auf dem Küchenherd ca. 1 Stunde lang. Nach dem Abkühlen gieße den Brei in ein Leinentuch, presse ihn gut aus und sammle den Saft in einem anderen Topf. Koste von dieser Flüssigkeit.

Der Saft schmeckt süß.

Die Rübenschnitzel werden durch das heiße Wasser ausgelaugt, wobei auch der Zucker herausgelöst wird. In der Zuckerfabrik werden Zuckerrüben in großen Behältern ähnlich behandelt. Man erhält dabei den sogenannten Rohsaft, aus dem dann der Zucker gewonnen wird.

Diesen Rohsaft sollst du im nächsten Experiment noch weiter behandeln.

## 235 Aus Rübensaft wird Zucker

Erhitze auf dem Herd den Rohsaft aus Experiment 234 und laß ihn unter ständigem Rühren sieden, bis er dickflüssig wird. Gib einige Tropfen davon auf eine Untertasse. Laß sie einige Tage stehen und beobachte!

Beim Eindampfen des Rohsaftes entsteht der dickflüssige Sirup, der auch als Brotaufstrich verwendet werden kann.

Auf der Untertasse bilden sich nach einigen Tagen Zuckerkristalle. Sirup und Zuckerkristalle sind durch verschiedene Fremdstoffe noch braun gefärbt. Bei der Verarbeitung zu Haushaltszucker (Raffinade) werden diese Fremdstoffe durch besondere Reinigungsverfahren (Raffination) entfernt.

## 236 Kandiszucker

Fülle das Becherglas zur Hälfte mit Wasser und gib unter ständigem Rühren langsam so viel Haushaltszucker hinein, bis sich nichts mehr löst. Dieser Zustand ist erreicht, wenn einige Zuckerkristalle ungelöst am Boden des Becher-

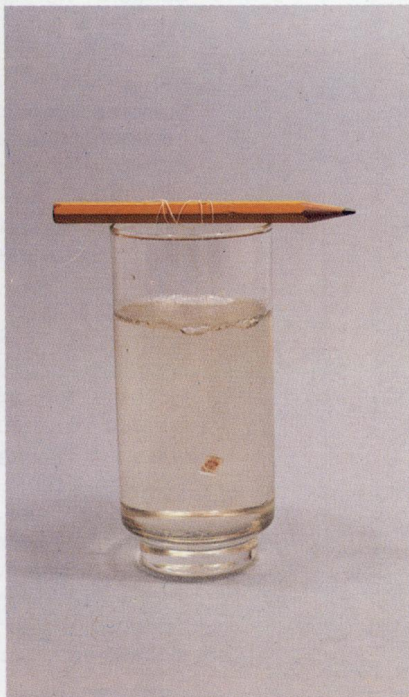


glases liegen bleiben. Man spricht dann von einer gesättigten Lösung. Du wirst feststellen, daß Wasser unerwartet viel Zucker auflösen kann. Gieße diese Lösung auf einen flachen Teller, laß sie einige Tage stehen und beobachte!

Das Wasser verdunstet, und es bilden sich unterschiedlich große Zuckerkristalle. Zucker in dieser Kristallform kommt in großen Stücken als Kandiszucker in den Handel.

## 237 Zuckerkristalle können wachsen

Nimm einen besonders gut geformten Zuckerkristall aus Experiment 236 und befestige ihn an einem Haar oder einem sehr dünnen Faden. Das andere Ende des Fadens befestige an einem Bleistift. Bereite dir dann wieder eine gesättigte Zuckerlösung wie in Experiment 236, filtriere sie und hänge den Zuckerkristall hinein. 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. 110). Stelle das Becherglas an einen ruhigen Ort, wo es nicht erschüttelt werden kann, und kontrolliere den Kristall nach einiger Zeit!



Schon nach etwa zwei Tagen kannst du feststellen, daß der Zuckerkristall größer geworden ist. Er stellt nämlich einen Kristallisationspunkt dar, an dem sich weiterer Zucker aus der gesättigten Lösung anlagert, wenn Wasser verdunstet.

Der Zuckerkristall wächst so lange, wie er von gesättigter Lösung umgeben ist. Falls bei längerer Versuchsdauer zuviel Wasser verdunstet, kannst du die Kristallisation weiter in Gang halten, wenn du das Becherglas mit frischer gesättigter und filtrierter Zuckerlösung auffüllst.

Auf diese Weise erhältst du ein großes Stück Kandiszucker.

## B 238 Zucker in der Milch?

Fülle etwas Milch in das Becherglas, gib ein paar Tropfen Essig hinzu und erwärme die Milch über der Spiritusflamme, bis sie gerinnt. Dabei bildet sich eine flockige Masse, der sog. Käsestoff, der in einer wäßrigen Flüssigkeit, der Molke, schwimmt. Filtriere die Molke ab, gib sie in die Porzellanschale und dampfe sie über der Spiritusflamme ein, bis sich eine durchscheinende Kruste bildet!

Nach dem Erkalten löse diese Kruste in heißem Wasser, gieße etwas davon auf eine Untertasse und laß auskristallisieren (vgl. Experiment 236). Dann koste von der kristallinen Masse!

Die kristalline Masse auf der Untertasse besteht überwiegend aus Milchezucker, der nicht so süß schmeckt wie gewöhnlicher Zucker.

Milchezucker ist für die Ernährung von Kleinkindern sehr wichtig, da er leicht verdaulich ist.

## 239 Brennender Würfelzucker

Lege ein Stück Würfelzucker in die Porzellanschale und versuche, es mit einem Streichholz zu entzünden. Du wirst feststellen, daß dir das nicht gelingt. Streue jetzt etwas Zigarren- oder Zigarettenasche auf den Zuckerwürfel und versuche erneut, ihn zu entzünden.

Nach dieser Behandlung fängt der Zucker Feuer. Die Erklärung für diese Erscheinung ist nicht ganz einfach. Es gibt in der Chemie viele Reaktionen, die nur dann ablaufen, wenn ein ganz bestimmter Stoff dabei anwesend ist. Fehlt er, setzt die Reaktion überhaupt nicht ein. Einen solchen Stoff nennt der Chemiker Katalysator (Beschleuniger). Die Eigenart des Katalysators besteht darin, daß er selbst an der chemischen Reaktion, die er zwar in Gang setzt, gar nicht beteiligt ist.

In unserem Beispiel übernimmt die Zigarettenasche die Rolle des Katalysators. Sie enthält nämlich Eisen in sehr fein verteilter Form. Dieses Eisen bewirkt, daß der Zucker entzündet werden kann.





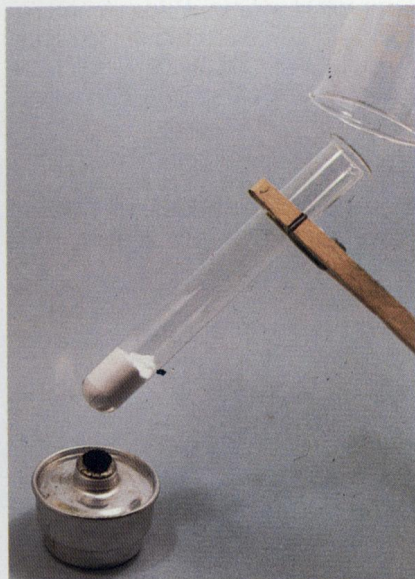
Brot — ein Grundnahrungsmittel

Neben Zucker ist die Stärke einer der wichtigsten Betriebsstoffe für unseren Körper. Dieser Nährstoff ist hauptsächlich in Pflanzen enthalten. Einige Pflanzenteile, wie Knollen, Wurzeln und Samen, speichern besonders viel Stärke. Auch unsere Grundnahrungsmittel Kartoffeln und Getreide (Mehl) sind solche Vorratsspeicher. Im Gegensatz zum Traubenzucker und Rohrzucker ist die Stärke nicht einheitlich aufgebaut. Selbst in ihrer Form unterscheiden sich z. B. die Stärkekörner der Kartoffeln von denen der Getreidearten. Man kann deshalb mit Mikroskopen die Stärkesorten unterscheiden. Noch in einem weiteren Punkt unterscheidet sich die Stärke von dem Zucker: Während Traubenzucker und Rohrzucker sehr gut löslich sind, löst sich die Stärke im allgemeinen nicht im Wasser. Das folgende Experiment soll dir zeigen, aus welchen Grundstoffen Stärke zusammengesetzt ist.



## 240 Zusammensetzung der Stärke

Fülle dazu ein großes Reagenzglas etwa 2 cm hoch mit Stärke (Kartoffel- oder Weizenmehl). Erhitze über der Spiritusflamme (Abb. 112), halte gleichzeitig das Becherglas über die Öffnung des Reagenzglases und beobachte!



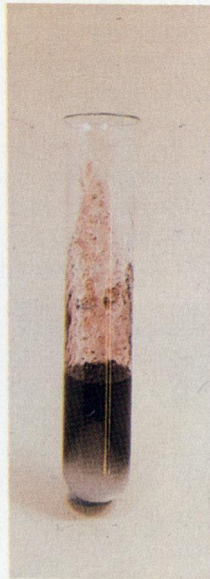
112

Die Stärke färbt sich beim Erhitzen schnell schwarz. Sie verkohlt. Die entweichenden Dämpfe bilden an den Innenwänden des Becherglases Wassertropfen aus. Damit hast du die Grundstoffe nachgewiesen, die am Aufbau der Stärke beteiligt sind. Der schwarze Rückstand ist Kohlenstoff. Das Wasser entsteht beim Erhitzen aus den Elementen Wasserstoff und Sauerstoff, die in der Stärke enthalten sind. Stärke ist genau wie Zucker ein Kohlenhydrat. Mehr darüber erfährst du in Experiment B241 und B242.

## B 241 Ein Erkennungsmittel für Stärke

Gib etwas Kartoffelmehl in ein Reagenzglas, fülle bis zur Hälfte mit Wasser auf und schüttle kräftig um. Dann setze einige Tropfen Jod-Jodkaliumlösung hinzu und beobachte!

Sofort nach der Zugabe der Jod-Jodkaliumlösung färbt sich die trübe Mehlaufschlämmung tiefblau, oft fast schwarz (Abb. 113). Die durch Jod blau gefärbte Stärke bezeichnet man auch als Jodstärke.



113

Jod-Jodkaliumlösung ist ein Erkennungsmittel für Stärke.

## B 242 Das Erkennungsmittel wird geprüft

Um den Beweis zu erhalten, daß Jod-Jodkaliumlösung nur auf Stärke anspricht, löse in einem Reagenzglas einen Löffel Haushaltszucker in Wasser. Setze wieder einige Tropfen Jod-Jodkaliumlösung dazu und schüttle um. — Kannst du eine farbliche Veränderung beobachten?

Die Lösung färbt sich nicht blau. Mit Zucker zeigt Jod-Jodkaliumlösung keine Reaktion. Die Prüfung ist negativ. Nur bei Anwesenheit von Stärke zeigt sich die typische blau-schwarze Farbreaktion.

## B 243 Stärkenachweis in Nahrungsmitteln

Gib in verschiedene Reagenzgläser Weizenmehl, Haferflocken, Weißbrot und Schwarzbrot. Übergieße alle Proben mit warmem Wasser und schüttle um. Anschließend setze jeweils 2 — 3 Tropfen Jod-Jodkaliumlösung hinzu und beobachte!

Sämtliche Getreideprodukte — Brot als verarbeitetes Getreide gehört ja auch dazu — enthalten viel Stärke. Sie spielen deshalb eine so wichtige Rolle für die Ernährung des Menschen. Da Getreideprodukte einen großen Anteil unserer Nahrung ausmachen, führen wir auf diese Weise dem Körper viel Betriebsstoff zu.

Vielleicht findest du selbst noch andere Nahrungsmittel, die du mit Jod-Jodkaliumlösung auf Stärke untersuchen kannst.

## B 244 Stärke auch in Erdfrüchten?

Zerschneide eine Kartoffel. Laß einige Tropfen Jod-Jodkaliumlösung auf die Schnittfläche fallen (Abb. 114) und beobachte!

Die Jod-Jodkaliumlösung ruft auf der Schnittfläche eine blauschwarze Färbung hervor.



114



# Stärke — auch ein Kohlenhydrat

Kartoffeln enthalten, ähnlich wie Getreidefrüchte, viel Stärke. Sie zählen deshalb zu den Grundnahrungsmitteln. Die folgende Tabelle zeigt dir, wieviel Prozent Stärke einige unserer Nahrungsmittel enthalten.

Nahrungsmittel	Stärkegehalt
Kartoffeln	17—23 %
Roggen	50—60 %
Weizen	60—70 %
Mais	65—75 %
Reis	70—80 %

## B 245 Stärke aus Kartoffeln

Willst du in folgenden Experimenten nicht das käufliche Kartoffelmehl (Stärke) benutzen, kannst du dir selbst Stärke herstellen.

Schäle einige Kartoffeln und reibe sie auf einem Reibeisen zu Brei. Fülle dann ein Einweckglas zur Hälfte mit Wasser. Anschließend gib den Kartoffelbrei, eventuell in mehreren kleinen Portionen, in einen Leinenlappen und drücke ihn über dem Einweckglas aus, so daß der Saft in das klare Wasser tropft. Achte darauf, daß der Lappen nicht zerreißt. Laß das Gefäß einen Tag ruhig stehen. Hat sich auf dem Boden ein weißer Belag gebildet, gieße das überstehende Wasser vorsichtig ab und laß das Glas noch einige Tage stehen, bis die weiße Masse getrocknet ist. Prüfe eine kleine Probe davon mit Jod-Jodkaliumlösung!

Die Blaufärbung beweist dir: Es ist Stärke. Aus Experiment B244 weißt du schon, daß Kartoffeln Stärke enthalten. Durch das Zerkleinern verteilt sich die Stärke im Kartoffelbrei und wird beim Auspressen mit dem ebenfalls in Kartoffeln enthaltenen Wasser herausgespült.

Die restliche Stärke fülle in ein Reagenzglas und verschließe das Glas mit einem Stopfen. In folgenden Versuchen kannst du diese selbst gewonnene Stärke gut verwenden.

## B 246 Stärke — in Wasser löslich?

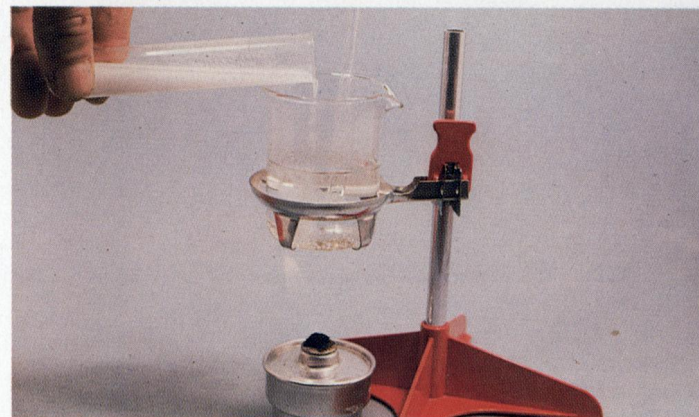
Um zu prüfen, ob Stärke in Wasser löslich ist, verrühre einen Löffel Weizenmehl im Becherglas, das zu Dreiviertel mit Wasser gefüllt ist. Laß die Probe einen Tag stehen und filtriere dann. Anschließend prüfe das Filtrat mit Jod-Jodkaliumlösung! Was beobachtest du?

Die Jod-Jodkaliumlösung ruft keine Färbung hervor, im Filtrat läßt sich keine Stärke nachweisen. Stärke ist ohne Vorbehandlung nicht in Wasser löslich.

## B 247 Stärkekleister

Zur Herstellung eines Stärkekleisters fülle das Becherglas zur Hälfte mit Wasser und erhitze über der Spiritusflamme bis zum Sieden. Dann gib drei Löffel Kartoffelmehl in ein Reagenzglas und fülle bis fast zum Rand mit Wasser auf. Schüttle kräftig um, bis sich die Stärke gleichmäßig im Wasser verteilt hat und eine milchig-trübe Aufschlammung entstanden ist. Eventuell muß du durch Umrühren mit dem Glasrohr oder einer Stricknadel etwas nachhelfen. Anschließend laß diese Aufschlammung unter ständigem Rühren — benutze wieder das Glasrohr — in das siedende Wasser im Becherglas einfließen (Abb. 115). Erhitze noch ein bis zwei Minuten und beobachte!

Im Becherglas entsteht ein dicker Brei. Beim Erhitzen in Wasser quillt die Stärke stark auf, sie verkleistert. Der entstandene Brei wird Stärkekleister genannt.



115

Diese Quellfähigkeit macht sich die Hausfrau beim Andicken von Bratensoßen zunutze, indem sie angerührtes Mehl dazu gibt. Bewahre den Stärkekleister für die folgenden Experimente auf.

## B 248 Stärke als Klebemittel

Bringe etwas Stärkekleister auf einen Bogen Papier, verstreiche die Masse gleichmäßig und drücke einen zweiten Bogen darauf. Versuche nach etwa zwei Stunden, die Bögen voneinander zu lösen!

Die beiden Papierbögen lassen sich ohne Beschädigung nicht mehr voneinander trennen. Beim Trocknen entwickelt Stärkekleister eine Klebefähigkeit. Er wurde früher deshalb oft für Tapezierarbeiten verwendet. Der Name Stärkekleister ist auf diese Tatsache zurückzuführen.





116

## B 249 Überall Stärke

Prüfe Erbsen, Bohnen, Mais, Bananen, reife und unreife Äpfel, Reiskörner und Kastanien auf Stärke, indem du diese Früchte zerkleinerst, in ein Reagenzglas gibst und einige Tropfen Jod-Jodkaliumlösung zufügst (Abb. 116)!

Alle Proben zeigen durch Blaufärbung Stärke an. Sie ist eine im Pflanzenkörper, besonders in Früchten, stark verbreitete Verbindung.

## B 250 Stärke auch im Tierkörper?

Um zu untersuchen, ob auch der tierische Körper Stärke enthält, laß dir von deiner Mutter verschiedene Fleisch- und Wurststückchen geben und prüfe sie im Reagenzglas mit Jod-Jodkaliumlösung.

Fleisch- und Wurstwaren ergeben mit Jod-Jodkaliumlösung keine Blaufärbung, also ist keine Stärke enthalten. Sie wird zwar mit der Nahrung aufgenommen, aber nicht in dieser Form gespeichert, sondern durch die Verdauungsvorgänge umgewandelt.

## B 251 Kontrolle durch Jod

Gib etwas Margarine in ein Reagenzglas, prüfe mit Jod-Jodkaliumlösung und beobachte!

Hier zeigt sich wieder eine Blaufärbung. Margarine wird aus Pflanzenfrüchten wie Raps, Sonnenblumen usw. gewonnen. Diese Ausgangsstoffe enthalten eigentlich keine Stärke. In Ölfrüchten wird zwar viel Pflanzenfett, aber keine Stärke abgelagert. Bei der Margarineherstellung müssen nun die Pflanzenöle „gehärtet“, d. h. in eine festere Form übergeführt werden. Dabei wird den Ölen ein geringer Prozentsatz Stärke (ca. 0,3 %) zugegeben. Deshalb ergibt die Jodprobe noch eine positive Farbreaktion.

## B 252 Puder — kein Geheimnis

Laß dir von deiner Mutter etwas Puder in ein Reagenzglas geben und füge einen Tropfen Jod-Jodkalium dazu!

Die Blaufärbung beweist, daß Puder einfaches Stärkemehl ist, das durch Zusatz von Farb- und Duftstoffen aufbereitet wird. Das ist das ganze Geheimnis.

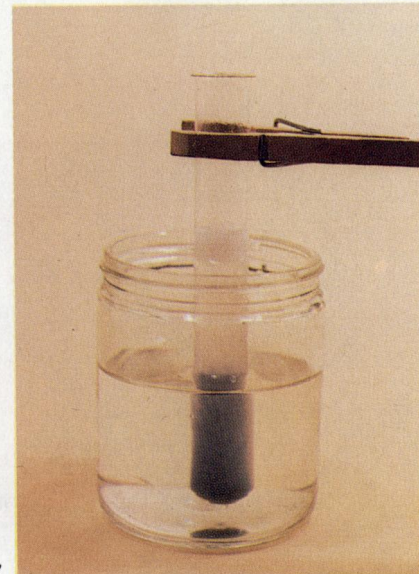
## B 253 Vorübergehend entfärbt

Fülle etwas Stärkekleister aus Experiment B247 in ein großes Reagenzglas und setze einige Tropfen Jodtinktur zu. Es entsteht augenblicklich eine intensive Blaufärbung. Erhitze nun das Reagenzglas über der Spiritusflamme. Anschließend laß wieder erkalten und beobachte jeweils die farbliche Veränderung!

Beim Erhitzen des blauen Kleisters verschwindet die blaue Färbung. Jodstärke ist eine sehr lockere Verbindung, die durch Hitze zerstört wird. Beim Erkalten bildet sie sich erneut, deshalb kehrt auch die blaue Farbe zurück.

## B 254 Spiel mit der Farbe

Wiederhole Experiment 253. Zum Abkühlen stelle den entfärbten Kleister diesmal in ein Becherglas mit kaltem Wasser, und zwar so, daß das Reagenzglas nur etwa mit der Hälfte seines Inhaltes in das Wasser taucht. Was beobachtest du?



117



# Stärke — auch ein Kohlenhydrat

In dem durch das Wasser gekühlten Teil kehrt die blaue Farbe schnell zurück, während in der oberen Hälfte die Entfärbung noch anhält (Abb. 117). Die Trennlinie ist dabei recht scharf. Nach einiger Zeit allerdings färbt sich auch die obere Hälfte langsam wieder blau. Dieses Experiment zeigt noch einmal, daß die Jodstärkeverbindung nur bei niedriger Temperatur bestehen kann. In der Hitze zerfällt sie.

## 255 Die Wirkung des Backpulvers

Wenn deine Mutter einen Kuchen backt, laß dir etwas Teig geben. Für die folgende Untersuchung bilde daraus zwei etwa gleich große Proben. Der ersten setze eine Prise Backpulver zu und mische sie gut damit; die zweite laß unbehandelt. Gib beide Proben während des Backvorganges mit in den Ofen. Welchen Unterschied kannst du nach dem Backen feststellen?

Die mit Backpulver versetzte Probe zeigt dieselben Eigenschaften wie der Kuchen, den deine Mutter gebacken hat. Sie ist porig und locker. Die unbehandelte Probe ist fest und „glitschig“. Kuchenteig besteht größtenteils aus Stärke (Mehl), die mit Wasser und anderen Zutaten (Milch, Eiern) zu Teig aufbereitet wird. Backpulver, das dem Teig beigegeben wird, gibt in der Hitze Kohlendioxid ab, wodurch der Teig aufgelockert wird. Fehlt das Backpulver, verkleistert das mit Wasser angerührte Mehl in der Hitze, und es entsteht eine glitschige Masse. Ohne Zusatz von Backpulver werden Eierteigwaren, wie Suppennudeln, Spaghetti, Makkaroni usw., hergestellt.



## B 256 Dextrin

Erhitze unter Rühren in der Porzellanschale einen Löffel Stärke (Kartoffelmehl) über der Spiritusflamme. Brich das Experiment ab, wenn sich das Pulver gelb gefärbt hat (Abb. 118).

Nach dem Erkalten koste davon. Löse das Pulver in Wasser und gib ein bis zwei Tropfen Jod-Jodkaliumlösung dazu. Was beobachtest du?

Beim Erhitzen von Stärke entsteht ein gelbes, süß schmeckendes Pulver. Es heißt Dextrin und bildet die braune Kruste beim Brot, Röstbrot und Zwieback. Dextrin ist leicht verdaulich und deshalb für die Säuglingsnahrung (Zwieback) besonders wichtig.

Die großen Stärkemoleküle werden durch leichtes Erwärmen in kleinere Moleküle zerlegt, die dann in Wasser löslich sind. Diese kleineren Moleküle ergeben mit Jod-Jodkaliumlösung eine rote Färbung. Mit abnehmender Größe der Stärkemoleküle geht bei der Jodprobe die Farbreaktion von dunkelblau über violett nach rot über.

## B 257 Briefmarkenklebstoff

Stelle dir wie in Experiment B256 Dextrin durch Erhitzen von Kartoffel- oder Weizenmehl her. Nach dem Erkalten gib wenig Wasser hinzu und verrühre das Dextrin zu einem Brei. Bestreiche auf einem Bogen Briefpapier einige Stellen mit diesem Brei und laß eintrocknen. Danach befeuchte diese Stellen nochmals und versuche, kleinere Papierstückchen aufzukleben!

Die Papierstückchen kleben auf dem Dextrin. Nach dem Trocknen lassen sie sich ohne Beschädigung nicht mehr entfernen. Dextrin wird als Klebstoff für Briefmarken, Etiketten, Briefumschläge usw. verwendet. Er ist besonders gut geeignet, weil der Klebstoff bei der Herstellung der betreffenden Artikel sofort aufgetragen wird (Gummierung), aber erst später durch Anfeuchten wirksam wird.

## B 258 Selbst gemischte Farben

Stelle dir Dextrin nach Experiment 256 her. Teile die Menge in mehrere, ca. fünf bis sechs, Proben auf und gib sie gesondert auf einen Bogen Papier. Anschließend schabe mit einem Messer verschiedene Farben aus deinem Tuschkasten ab und mische je eine Probe Dextrin mit einem Farbpulver. Gib die Mischungen in ein Reagenzglas, verrühre sie mit etwas Wasser und streiche den Farbbrei mit dem Finger oder einem kleinen Pinsel auf einen Zeichenbogen!

Dextrin ist ein gutes Bindemittel für Pulverfarben, das nach dem Erstarren besonders fest auf der Unterlage haftet.



## B 259 Wäschestärke

Prüfe in einem Reagenzglas etwas Wäschestärke mit Jod-Jodkaliumlösung und beobachte!

Die Blaufärbung beweist dir, daß es sich hier um einfache Stärke handelt. Zur Herstellung von Wäschestärke wird überwiegend Kartoffelmehl verwendet.

## 260 Warum benutzt die Hausfrau Stärke?

Rühre in einem größeren Gefäß Kartoffelmehl mit kaltem Wasser zu einem ziemlich dicken Stärkebrei an. Tauche ein Leinentuch in diesen Stärkebrei und hänge es dann zum Trocknen auf. Welchen Unterschied kannst du nach dieser Behandlung feststellen?

Das Leinentuch ist durch das Eintauchen in Stärke „steif“ geworden. Die Stärketeilchen dringen in die Maschen des Leinentuches. Beim Trocknen bewirken sie eine Verfestigung des Gewebes.

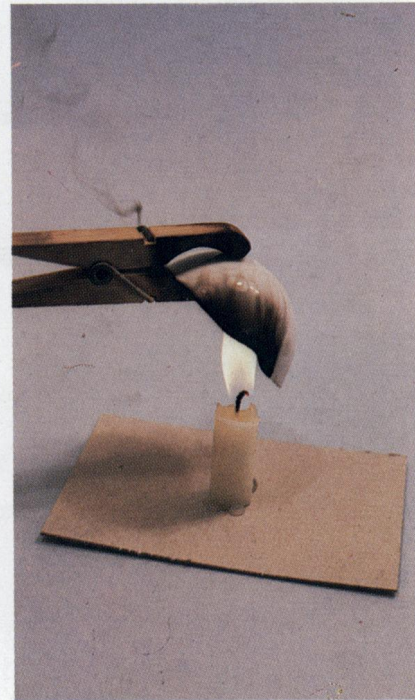
## 261 Dem Dieb auf der Spur

Für dieses Experiment benötigst du zunächst etwas Ruß. Du kannst ihn herstellen, indem du die trockene Porzellanschale dicht über eine brennende Kerzenflamme hältst (Abb. 119) und dabei leicht hin- und herbewegst.

Gib nun eine Löffelspitze Kartoffelstärke (Kartoffelmehl) auf einen Bogen Papier. Schabe dann mit einem Messer den Ruß aus der Porzellanschale und vermische ihn mit der Stärke. Stärke und Ruß sollen zu etwa gleichen Anteilen zu einem Pulver gemischt werden.

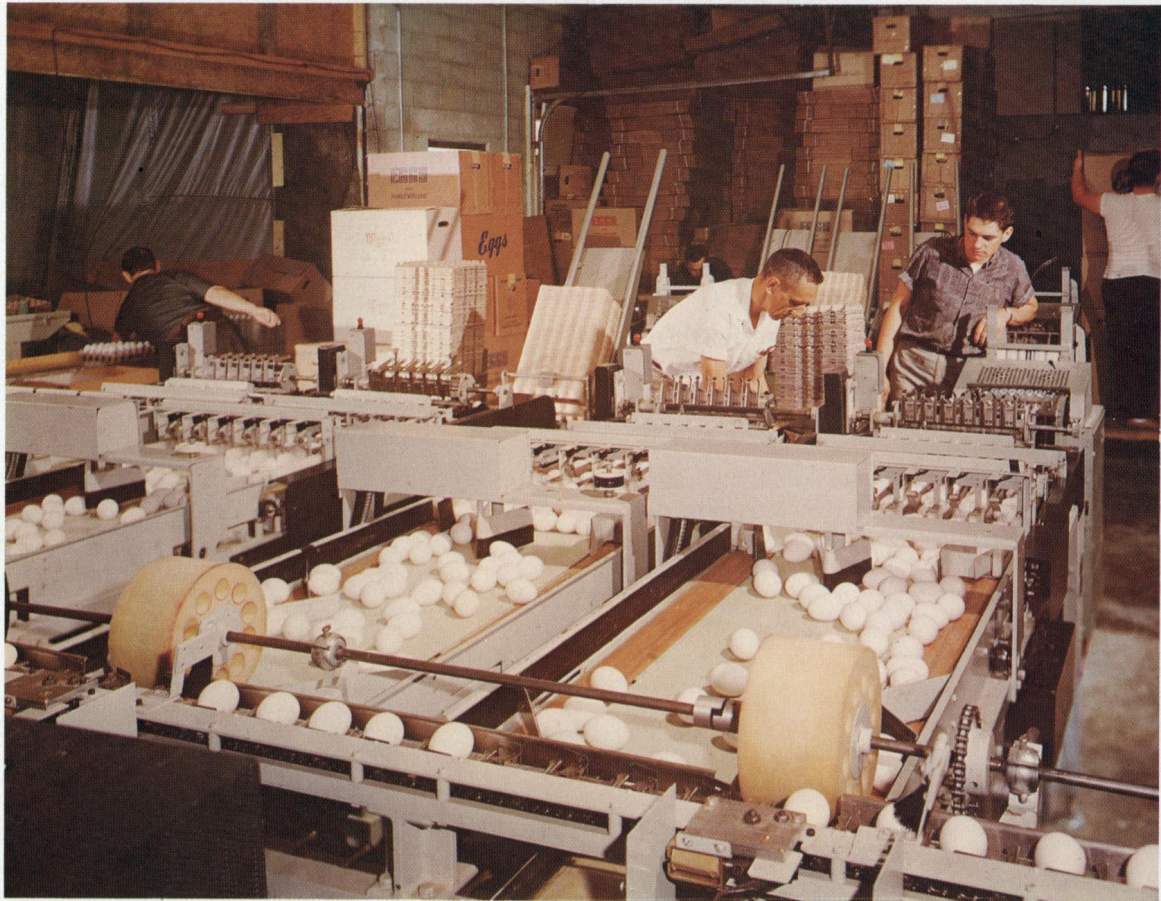
Hauche gegen deinen Daumen und drücke ihn auf eine Glasplatte. Streue etwas von dem Pulver darüber. Entferne es anschließend vorsichtig durch Abschütteln oder Darüberpusten. Was beobachtest du?

Auf der Glasplatte zeichnen sich die Linien deiner Fingerkuppen ab. Es entsteht ein sichtbarer Fingerabdruck. Bei kriminalistischen Untersuchungen werden auf ähnliche Art Fingerabdrücke ermittelt. Statt des Ruß-Stärke-Gemisches verwendet man allerdings Aluminiumpulver, weil es in der Anwendung „sauber“ ist.



119





Eiersortiermaschine

120

Eiweiß ist der Grundstoff für alles Leben. Während Zucker und Stärke fast nur in Pflanzen vorkommen, enthalten selbst die kleinsten Zellen aller tierischen und pflanzlichen Lebewesen Eiweiß. Es ist absolut unentbehrlich. Der Aufbau und die Erneuerung des Körpergewebes ist an Eiweiß gebunden. Man bezeichnet es deshalb als Aufbaustoff.

Eiweiß nennen wir in der Umgangssprache das Eiklar des Hühnereis. In gekochter Form erscheint es weiß.

Eiweiß kann nur von Pflanzen aus einfachen Stoffen aufgebaut werden. Menschen und Tiere sind deshalb gezwungen, das unbedingt notwendige Eiweiß mit der Nahrung aufzunehmen.

Im Gegensatz zu den Kohlenhydraten kann Eiweiß nicht im Körper gespeichert werden. Der ständige Verlust, der durch das Ausscheiden von Eiweißstoffen erfolgt, muß durch Eiweißaufnahme ausgeglichen werden. Ein Erwachsener benötigt als Minimum ca. 50 g — 70 g Eiweiß pro Tag.

Eiweiß ist aus Verbindungen aufgebaut, die Aminosäuren heißen. Im Körper wird das aufgenommene Eiweiß aufgespalten und in ein körpereigenes oder arteigenes Eiweiß umgewandelt. Dabei werden die einzelnen Aminosäuren, von denen etwa 20 hauptsächlich auftreten, zu einer anderen Form miteinander verknüpft.



## 262 Eiweißlösung

Für die folgenden Experimente stelle dir zunächst eine Eiweißlösung her, indem du das Eiklar eines Hühnereis mit der dreifachen Menge Wasser und einer Löffelspitze Kochsalz gut verrührst!

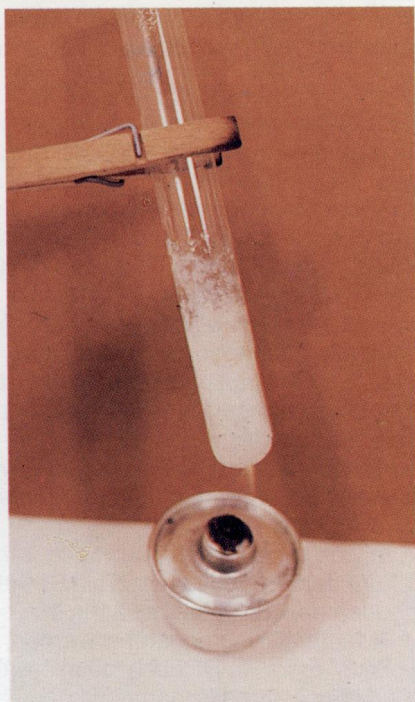
Das Eiweiß ist in Wasser löslich. Die zunächst trübe Lösung wird klar. Die Zugabe von Kochsalz unterstützt den Lösungsvorgang.

Für weitere Eiweißuntersuchungen sollst du diese Lösung benutzen.

## 263 Eiweiß in der Wärme

Um zu untersuchen, wie sich Eiweiß beim Erwärmen verhält, fülle ein großes Reagenzglas zu einem Drittel mit der Eiweißlösung aus Experiment 262. Erhitze über der Spiritusflamme (Abb. 121) und beobachte die Veränderung der Lösung!

Im Reagenzglas bilden sich weiße Flocken. Die Eiweißlösung gerinnt und bildet schließlich eine weiße Masse, die an gekochtes Hühnereiweiß erinnert. Dieser Vorgang setzt schon bei einer Temperatur von ca. 70° C ein. Du wirst es kaum glauben: Heißer Wüstensand reicht manchmal schon aus, um Eier zu kochen.



121

Geronnenes Eiweiß ist abgestorben. Deshalb sind auch Verletzungen durch Verbrennung sehr gefährlich, weil durch die Hitzeeinwirkung das körpereigene Eiweiß abgetötet wird. Es wird abgestoßen und kann nur durch die Produktion neuer Körperzellen ersetzt werden.

## 264 Eiweiß und Alkohol

Fülle etwas Eiweißlösung aus Experiment 262 in ein Reagenzglas und gib die gleiche Menge Brennsprit (Alkohol) dazu. Was beobachtest du?

Wieder gerinnt das Eiweiß. Brennsprit ist Alkohol. Durch chemische Zusätze ist er für den menschlichen Genuß unbrauchbar gemacht worden. Das Experiment zeigt die schädigende Einwirkung des Alkohols auf Eiweißstoffe und damit die gesundheitsschädliche Wirkung für den menschlichen Körper bei starkem Alkoholgenuß. Mehr über Alkohol (Brennsprit) erfährst du im Kap. 19.

## 265 Zusammensetzung des Hühnereis

Gib etwas Hühnereiweiß auf eine Untertasse und laß es so lange offen stehen, bis es getrocknet ist. Kontrolliere die Probe!

Auf der Untertasse bleibt nur eine dünne Schicht zurück. Hühnereiweiß besteht zu ca. Dreiviertel aus Wasser, das an der Luft verdunstet. Der übrige Teil, also die Schicht auf der Untertasse, setzt sich aus Eiweiß, Fett und Mineralsalzen zusammen. Obwohl man das Eiklar im allgemeinen als Eiweiß bezeichnet, ist dieser Ausdruck nur zum Teil richtig, weil die anderen Bestandteile überwiegen.

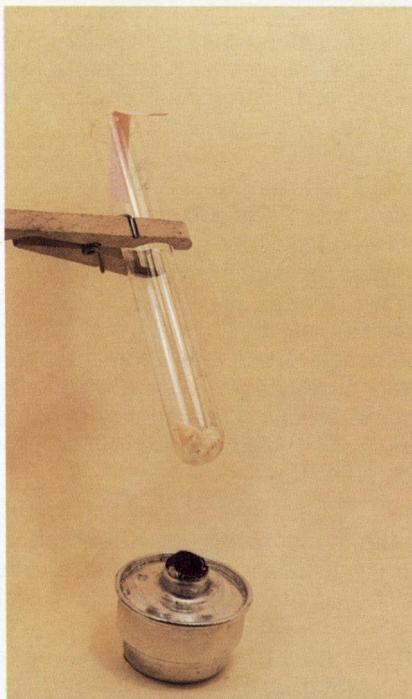
## 266 Nachweis einiger Grundstoffe

Koche dazu ein Hühnerei etwa zehn Minuten. Fülle von dem hartgekochten Eiweiß etwas in ein großes Reagenzglas und lege einen feuchten Streifen rotes Lackmuspapier in die Öffnung des Glases (Abb. 122). Erhitze dann die Probe über der Spiritusflamme. Achte auf das Lackmuspapier und prüfe den Geruch!

Beim Erhitzen entweichen weiße Dämpfe! Der Geruch erinnert an verbranntes Horn, das rote Lackmuspapier färbt sich blau. Diese Blaufärbung deutet darauf hin, daß aus dem erhitzten Eiweiß ein Bestandteil entweicht, der die Eigenschaften einer Lauge hat. Es ist das Gas Ammoniak mit der chemischen Formel  $\text{NH}_3$  (N = Stickstoff, H = Wasserstoff), das sich mit dem Wasser im angefeuchteten Reagenzglas zu der Lauge Salmiakgeist verbindet.

Damit hast du als Bestandteil des Eiweiß die Elemente Stickstoff und Wasserstoff nachgewiesen.





122

## 267 Die Untersuchung wird fortgesetzt

Erhitze längere Zeit eine zweite Probe des hartgekochten Hühnereiweißes in einem großen Reagenzglas. Entzünde die entweichenden Gase und halte das Becherglas über diese Flamme (vgl. Experiment 230 und 240). Achte auf die Innenwände des Becherglases und betrachte den Rückstand im Reagenzglas!

Die Innenwände des Becherglases beschlagen. Wie du schon aus Experiment 266 weißt, enthält Eiweiß das Element Wasserstoff. Es entweicht mit den Dämpfen und bildet beim Verbrennen mit dem Sauerstoff der Luft Wasser, das sich im Becherglas niederschlägt. Der schwarze Rückstand im Reagenzglas ist Kohlenstoff. Damit hast du wieder Wasserstoff und zusätzlich das Element Kohlenstoff nachgewiesen.

Eiweiß ist aus den Grundstoffen Wasserstoff, Kohlenstoff, Stickstoff und Schwefel aufgebaut. Darüber hinaus enthält es Sauerstoff und manchmal Phosphor.

## 268 Vergiftung durch Salz

Löse in einem Reagenzglas einige Kupfersulfatkristalle in wenig Wasser. Setze etwas davon zu der Eiweißlösung aus Experiment 262 und beobachte!

Das Eiweiß gerinnt. Es bildet sich eine unlösliche Metall-Eiweiß-Verbindung. Die Giftwirkung von Kupfersalzen und Verbindungen anderer Schwermetalle (Blei) beruht darauf, daß geronnenes Eiweiß in den Körperzellen nicht mehr lebensfähig ist. Ein Gegenmittel bei Metallsalzvergiftungen ist Milch, da das Milcheiweiß diese Stoffe bindet. So kann verhindert werden, daß der Körper die giftigen Metallsalze aufnimmt.

## 269 Auch Kochsalz kann schädlich sein.

Bereite dir im Becherglas eine gesättigte Kochsalzlösung. Dafür mußt du soviel Kochsalz in Wasser geben, bis einige Kristalle ungelöst am Boden liegenbleiben. Anschließend setze Eiweißlösung aus Experiment 262 dazu!

Wieder gerinnt das Eiweiß. In starker Konzentration hat selbst Kochsalz schädigende Einwirkungen auf Eiweißverbindungen. Du brauchst deshalb aber nicht beunruhigt zu sein, denn in dieser konzentrierten Form wird Kochsalz ja nicht genossen.

## 270 Legierte Suppe

Erhitze im Reagenzglas Wasser bis zum Sieden. Gib tropfenweise Eiweißlösung aus Experiment 262 hinzu und beobachte!

Das Eiweiß wird sofort fest (vgl. Experiment 263). Es gerinnt in Form von weißen Flocken oder Fäden. Diese Tatsache macht sich die Hausfrau zunutze, wenn sie eine Suppe mit Hühnereiweiß versetzen will. Man spricht dann von einer „legierten Suppe“.

## 271 Kein angenehmer Geruch

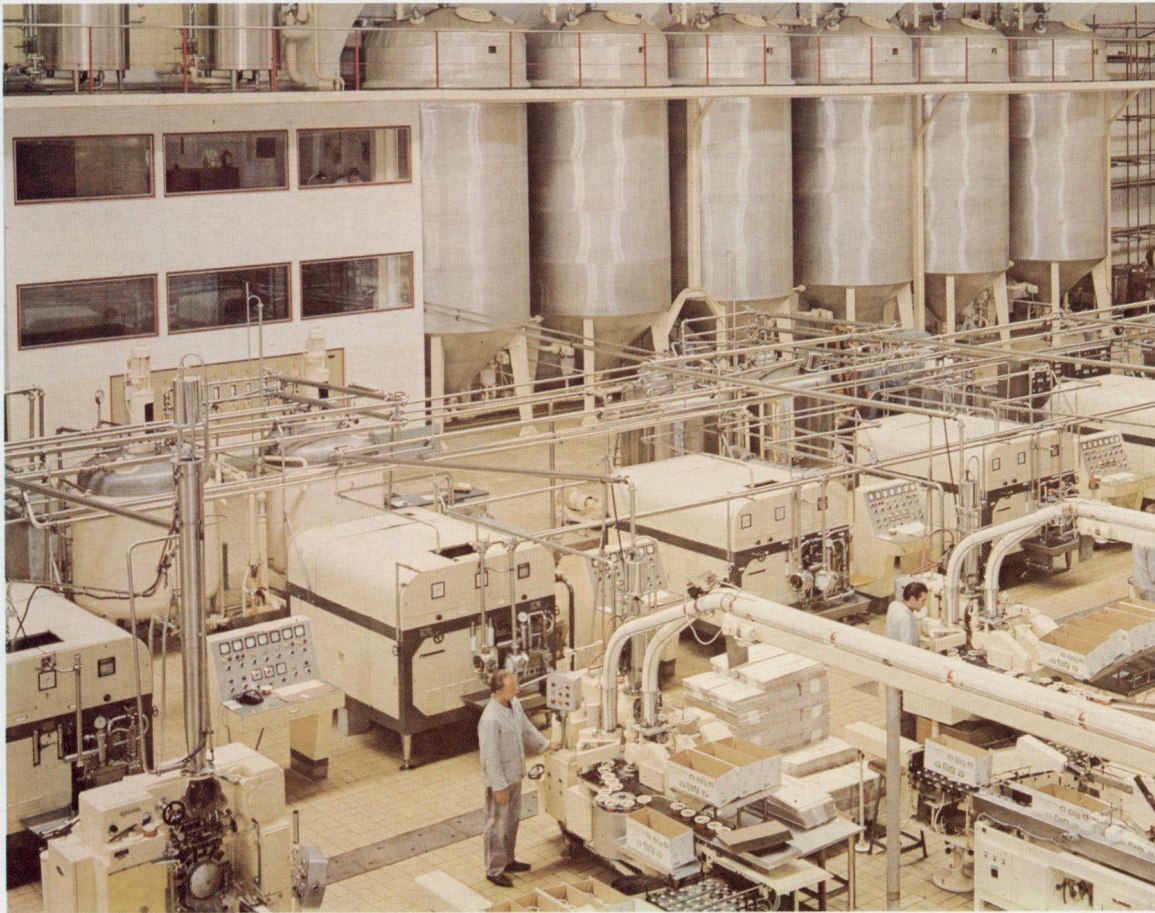
Erhitze in einem großen Reagenzglas Hornspäne (z. B. abgeschnittene Nägel oder Federkiele). Halte das Becherglas über die Öffnung des Reagenzglases und beobachte! Zusätzlich kannst du noch angefeuchtetes rotes Lackmuspapier in die Öffnung hängen. Prüfe den Geruch und versuche auch, die Gase zu entzünden!

Im Becherglas schlagen sich wieder Wassertropfchen nieder, der Beweis, daß die Elemente Sauerstoff und Wasserstoff enthalten sind. Das Lackmuspapier färbt sich blau. Wie in Experiment 266 ist es Ammoniak ( $\text{NH}_3$ ), das sich beim Entweichen mit Wasser zu Salmiakgeist verbindet.

Auch Hornsubstanzen (Haare) bestehen aus Eiweiß, deshalb lassen sich die an dieser Verbindung beteiligten Elemente nachweisen.

Bei weiterem Erhitzen ist ein Geruch wahrnehmbar, der an „verbranntes Horn“ erinnert. Er ist zusätzlich ein Beweis für Eiweiß. Mit dieser sogenannten Brennprobe kann ein erster grober Nachweis auf Eiweißstoffe durchgeführt werden, denn dieser Geruch ist typisch. Er ist z. B. auch beim Verbrennen von Haaren und Tierfellen wahrnehmbar.





Margarineherstellung

123

Neben dem Aufbaustoff Eiweiß und den Betriebsstoffen Zucker und Stärke (Kohlenhydrate) gehört auch Fett zu den unentbehrlichen Nährstoffen für unseren Körper. Es ist ebenfalls ein Betriebsstoff und liefert vor allem die nötige Energie, um unseren Körper warm zu halten.

Nach ihrer Herkunft unterscheidet man tierische und pflanzliche Fette. Der tierische Organismus kann Fett als Vorratsstoff ablagern. Diese Fettablagerungen sind oft als Speckpolster unter der Haut zu finden. Pflanzen speichern Fette meist in Samen und Früchten.

Fette treten in unterschiedlichen Zuständen auf. Das Talg z. B. ist ein festes Fett. Butter oder Schmalz sind halbfest, und

Oliveöl ist flüssig.

Alle Fette besitzen keine festen Schmelz- oder Erstarrungstemperaturen wie z. B. die Metalle. Beim Erwärmen werden sie in einem bestimmten Temperaturbereich flüssig und umgekehrt beim Erkalten auch in einem Bereich wieder fest.

Fette, die bei normaler Temperatur flüssig sind, werden Öle genannt.



# Butter und andere Fette

## 272 Pflanzenfett

Um den Fettgehalt in pflanzlichen Samen zu untersuchen, zerkleinere Haselnuß-, Walnuß- oder Sonnenblumenkerne und bringe einige Stücke zwischen zwei Bogen Schreibpapier. Drücke kräftig auf die zerkleinerten Kerne und untersuche anschließend die Stelle, wo die Früchte gelegen haben!

Auf dem Papier entstehen deutlich sichtbare Fettflecken. Sie erscheinen dunkel, aber gegen das Licht gehalten sind sie durchscheinend. Das Fett wird aus den ölhaltigen Früchten herausgepreßt, dringt in die Poren des Papiers ein und läßt so den Fettfleck entstehen.

## 273 Der unangenehme Fettfleck

Bringe kleine Proben von Butter, Schmalz und Speck zwischen zwei Bogen Schreibpapier und verfahre wie in Experiment 272!

Wieder entstehen typische Fettflecke auf dem Papier. Auch tierische Fette erzeugen Fettflecke. Aus Kleidungsstücken lassen sie sich nur durch besondere Lösungsmittel entfernen (vgl. Experiment 279).

## 274 Fett — gar nicht vermutet

Zerkleinere wie in Experiment 272 Samen von Kümmel, Senf oder Fenchel und bringe sie zwischen zwei Papierbögen. Drücke die Samen aus. Kontrolliere das Blatt sofort und nochmals nach einiger Zeit!

Zunächst bilden sich wieder deutlich sichtbare Fettflecke, die aber nach einiger Zeit verschwinden. Die Öle dieser Samen verdunsten. Man nennt sie flüchtige oder ätherische Öle.

## 275 Ein kleines Feuerwerk

Halte eine Apfelsinenschale mit der Außenseite über ein Papierblatt und presse sie kräftig aus. Anschließend presse eine zweite Schale so aus, daß es gegen die Spiritusflamme spritzt (Abb. 124)!

Apfelsinenschalen enthalten ebenfalls ätherische Öle. In der Flamme entzünden sie sich und entfachen ein kleines Feuerwerk.

Öle, die nicht verdunsten, werden fette Öle genannt. Andere, die verdunsten, heißen ätherische Öle. Sie sind oft in stark duftenden Pflanzen enthalten und werden unter anderem bei der Parfümherstellung verwendet.



124

## 276 Unverträglich

Für einige der nächsten Experimente benötigst du Benzin. Da es feuergefährlich ist, mußt du vorher den Spiritusbrenner und jede andere offene Flamme im Raum löschen. Am besten eignet sich Feuerzeug- oder Reinigungsbenzin. Fülle davon fingerbreit in ein Reagenzglas. Dann neige das Reagenzglas und gieße vorsichtig Wasser dazu, so daß es an der Glaswand herunterläuft und betrachte anschließend den Inhalt!

Zwischen beiden klaren Flüssigkeiten bildet sich eine deutlich scharfe Grenze aus, sie haben sich nicht miteinander vermischt. Der nächste Versuch zeigt dir das noch deutlicher.

## 277 Auch Schütteln hilft nicht

Markiere durch einen Papieraufkleber oder mit einem Filzstift die Trennlinie zwischen Wasser und Benzin. Verkorkte das Reagenzglas und schüttle kräftig um. Prüfe, ob die Flüssigkeiten sich jetzt vermischt haben!

Auch nach dem Schütteln ist die Grenze zwischen Wasser und Benzin deutlich erkennbar. An der angebrachten Markierung kannst du ablesen, daß sie auf der gleichen Höhe liegt wie vorher.



Wasser und Benzin sind nicht miteinander mischbar. Benzin ist spezifisch leichter und schwimmt deshalb oben. Aus diesem Grunde dürfen Benzinbrände niemals mit Wasser gelöscht werden, denn das Benzin würde auf dem Wasser weiterbrennen.

## 278 Fett und Wasser

Um zu untersuchen, wie sich Fett und Wasser zueinander verhalten, gib etwa fingerbreit Speiseöl in ein Reagenzglas und fülle bis zur Hälfte mit Wasser auf. Schüttle kräftig um und laß anschließend das Reagenzglas zwei bis drei Minuten stehen und beobachte!

Wie das Benzin in Experiment 276 verteilt sich das Öl beim Umschütteln zunächst im Wasser, setzt sich dann aber bald an der Oberfläche wieder ab.

Öle und andere Fette sind ebenfalls im Wasser unlöslich. Auch sie sind spezifisch leichter als Wasser und schwimmen deshalb oben.

## 279 Fett und Benzin

Fülle wie im vorigen Experiment wieder Speiseöl in ein Reagenzglas, gib aber diesmal Benzin dazu. Schüttle um und kontrolliere anschließend den Inhalt des Glases!

Eine Trennlinie zwischen dem Benzin und Fett ist nicht erkennbar. Das Öl löst sich in Benzin vollständig auf. Benzin und ähnliche Lösungsmittel können deshalb gut als Mittel zur Entfernung von Fettflecken verwendet werden (chem. Reinigung).

## 280 Fett aus Ölfrüchten

Die Fähigkeit des Benzins, Fette zu lösen, macht man sich auch bei der Gewinnung von Fetten aus Pflanzen zunutze. Um das zu untersuchen, zerkleinere zwischen zwei Papierbögen einige Sonnenblumenkerne oder etwas Leinsaat mit einem Löffel.

Gib die zerkleinerten Früchte in ein Reagenzglas und übergieße sie mit wenig Benzin und schüttle gut um. Nach zwei bis drei Minuten gieße die Flüssigkeit vorsichtig in ein anderes Reagenzglas ab.

Dann gib einige Tropfen dieser Lösung auf ein Löschblatt und gieße etwas auf eine Untertasse. Untersuche beide Proben nach einer Weile!

Auf dem Löschblatt entsteht ein Fettfleck und auf der Untertasse eine flüssige Ölschicht.

Das Benzin löst die fettigen Bestandteile aus dem Pflanzensamen heraus. Wenn es verdunstet ist, bleibt das Fett zurück.

## 281 Galle — ein Verdauungssaft für Fette

Für dieses Experiment mußt du Gelegenheit haben, dir von einem Schlachter eine gefüllte Gallenblase (Rind- oder Schweinegalle) zu besorgen. Gib den Gallensaft zur Aufbewahrung in das Marmeladenglas. Wiederhole nun Experiment 278, setze aber etwas Gallensaft zu. Was beobachtest du nach dem Umschütteln?

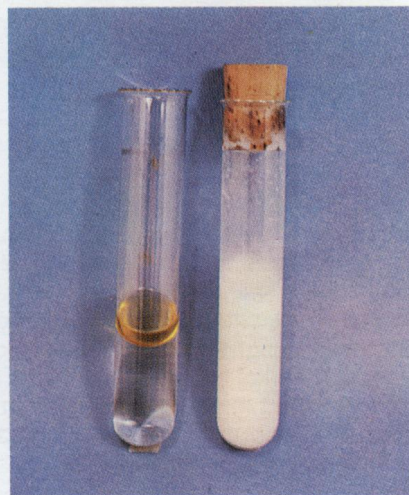
Es entsteht eine milchig-trübe Flüssigkeit, das Öl sammelt sich diesmal nicht wieder an der Oberfläche. Durch die Gallenflüssigkeit wird das Öl in winzig kleinen Tröpfchen im Wasser verteilt. Eine solche Verteilung bezeichnet man als Emulsion.

Auch im Körper werden die Fette, die wir mit der Nahrung aufnehmen, durch den Gallensaft in eine Emulsion übergeführt. Erst dann können sie durch die Verdauungsorgane aufgenommen werden. Die Produktion von Gallensaft ist deshalb für die Verdauung unerlässlich.

## 282 So reinigt Seife

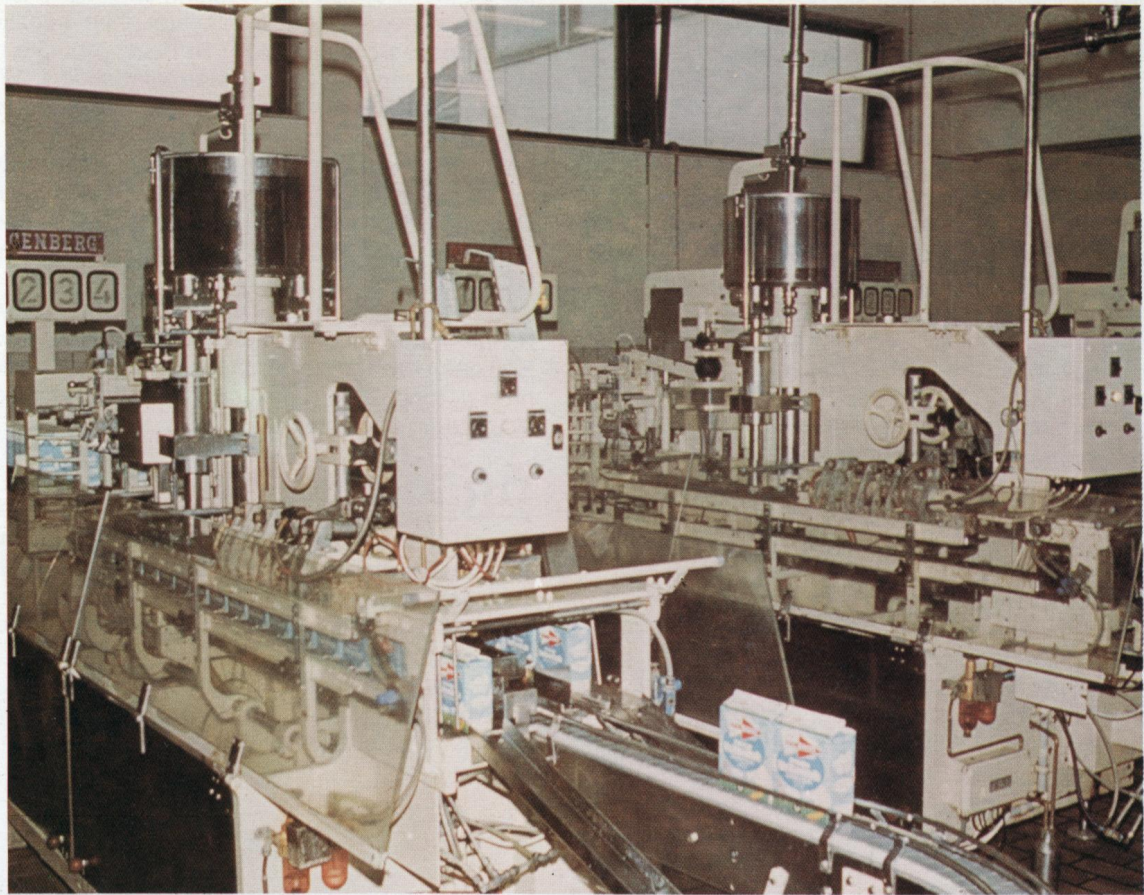
Schabe mit einem Messer einige Flocken von einem Stück Seife ab und bereite daraus in einem Reagenzglas mit Wasser eine möglichst konzentrierte Seifenlösung. In ein zweites Reagenzglas gib nun wieder fingerbreit Speiseöl und füge die gleiche Menge Seifenlösung hinzu. Schüttle um und beobachte (Abb. 125)!

Wieder entsteht diese milchig-trübe Flüssigkeit. Auch Seife hat die Fähigkeit, Fette in einer Lösung fein zu verteilen, also zu emulgieren. Auf dieser Tatsache beruht die Reinigungswirkung der Seife.



125





Abfüllanlage einer Molkerei

126

Die Milch ist eines der wichtigsten menschlichen Nahrungsmittel. Sie enthält fast alle notwendigen Nährstoffe und Vitamine, die für den Aufbau und die Erhaltung des menschlichen Körpers notwendig sind. Als eines der vollkommensten und wertvollsten Nahrungsmittel spielt sie eine besondere Rolle bei der Säuglingsernährung. Während früher Milch fast ausschließlich unverpackt verkauft wurde, kommt sie heute überwiegend in Tüten verpackt in den Handel. Neben der normal haltbaren Milch spielt auch die besonders haltbare Milch — H-Milch genannt — eine immer größere Rolle. Dabei werden allerdings keine Zusätze hinzugefügt, sondern durch beson-

dere Verfahren wird sie kurzzeitig hoch erhitzt und damit keimfrei gemacht.

Bei der Behandlung in Molkereien wird auch der Fettgehalt der Milch auf einen immer gleichbleibenden Wert eingestellt. Im allgemeinen enthält Milch nach dem Melken ca. 5 % Fett. Das Handelsprodukt wird dagegen mit 3 % bzw. 3,5 % Fett verkauft. Das zusätzliche Fett wird entnommen und zu Butter und Schlagsahne weiterverarbeitet.

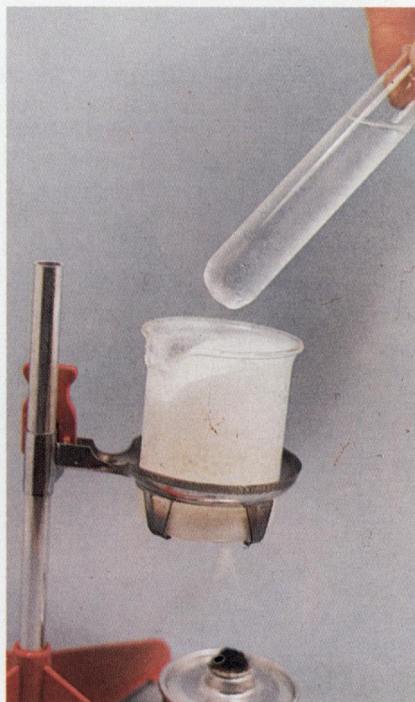
In den folgenden Experimenten sollst du die Milch näher untersuchen.



## B 283 Ein Glas Milch

Fülle das Becherglas zur Hälfte mit Trinkmilch. Erhitze es über der Spiritusflamme und halte ein mit kaltem Wasser gefülltes Reagenzglas über das Becherglas (Abb. 127).

Schon bald steigen Dämpfe auf, die sich als klare, farblose Tropfen am Reagenzglas niederschlagen. Es ist Wasser, das beim Erhitzen der Milch verdampft. Kuhmilch enthält ca. 87 % Wasser.



127

## B 284 Eine sonderbare Erscheinung

Erhitze das Becherglas mit der Milch aus Experiment 283 vorsichtig weiter, aber nicht bis zum Sieden. Zwischendurch puste mehrmals auf die Flüssigkeitsoberfläche. Dabei bildet sich eine Haut. Nimm sie mit dem Glasrohr ab und gib sie in die Porzellanschale. Bei weiterem Erhitzen bildet sich bald eine neue Haut, die du ebenfalls in die Porzellanschale sammelst. Wiederhole den Vorgang mehrere Male, bis die Hautbildung aufhört. Anschließend zerreiße eine Probe der Haut zwischen den Fingern. Was kannst du feststellen?

Die abgehobene Haut fühlt sich fettig an. In der Milch ist Fett in winzig kleinen Kügelchen verteilt. Milch ist eine Emulsion (vgl. Experiment 281). Beim Erhitzen gerinnt ein Teil des ebenfalls gelösten Eiweiß und verklebt mit dem Fett zu einer Haut. In der Molkerei wird der Milch das Fett durch Schleudern (Zentrifugieren) entzogen, anschließend geschlagen, wobei sich die Fettkügelchen zu größeren Ballen vereinigen. Es entsteht Butter.

Anmerkung: Bewahre diese so behandelte Milchprobe für ein späteres Experiment noch auf.

## 285 Butter — selbstgemacht

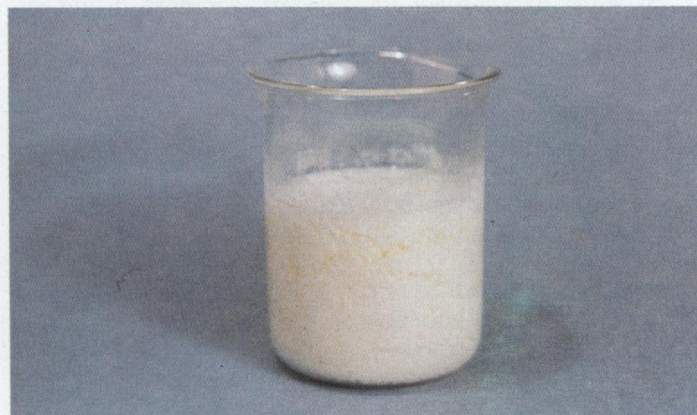
Fülle dazu ein Reagenzglas zur Hälfte mit Frischmilch und verschließe es dann mit einem Stopfen. Dann schüttle das Gefäß kräftig etwa drei Minuten und beobachte! An den Glaswandungen des Glases setzen sich kleine Fettkügelchen ab. Es ist Butter. Überzeuge dich durch eine Kostprobe!

Früher wurde Butter auf ähnliche Art durch Schütteln oder Schlagen in einfachen Holzgefäßen gewonnen.

## 286 Säure verändert die Milch

Fülle das Becherglas zur Hälfte mit Milch und gib einen Eßlöffel Essig (verdünnte Essigsäure) hinzu. Welche Veränderung kannst du beobachten?

Schon nach kurzer Zeit gerinnt die Milch, es bilden sich grobe weiße Flocken. Allmählich setzt sich ein weißer Stoff ab. Es ist der Käsestoff, auch Kasein genannt. Er wird in dieser Form zu Quark verarbeitet. Über dem Kasein sammelt sich eine bläulich-grüne Flüssigkeit, die Molke (Abb. 128).



128



# Milch, ein Vollnahrungsmittel

Dieser Vorgang, der im Experiment durch Essigsäure hervorgerufen wird, setzt im Sommer oft von selbst ein, wenn die Milch „sauer“ wird. Besondere Bakterien, die sogenannten Milchsäurebakterien, lassen in der Milch Milchsäure entstehen, die dann diesen Umwandlungsprozeß auslösen.

## B 287 Milch kocht über

Gib in das Becherglas 2 cm hoch frische Milch und erhitze bis zum Sieden (Abb. 129). Beobachte dabei ständig! Zum Schluß entferne den Brenner.

Zunächst steigen Dämpfe auf, wieder bildet sich eine Haut auf der Oberfläche, schließlich steigen kleine Blasen auf. Siedet die Milch, beginnt sie sehr stark zu schäumen. Der Schaum steigt bis an den Glasrand. Wird der Brenner entfernt, geht die Schaumbildung zurück. Die Haut aus geronnenem Eiweiß und Fett behindert zunächst das Wasser am Verdampfen. Der Wasserdampf drückt dabei immer stärker gegen diese Haut. Schließlich wird der Druck so stark, daß der Wasserdampf unter dieser Haut in Blasen nach oben steigt und den bekannten Schaum bildet. Wird nun die Wärmezufuhr nicht abgebrochen, quillt der Schaum über den Rand des Glases. Dabei platzen die Blasen, und die Milch kocht über.

## B 288 Ein Vergleich

Erhitze nun noch einmal die Milchprobe aus Experiment B284, von der du mehrmals die Haut entfernt hast, bis zum Sieden. Was kannst du im Vergleich zum vorigen Versuch feststellen?

Diesmal steigt die Milch auch beim Sieden nicht oder nur wenig auf. Da die Haut aus Eiweiß und Fett weitgehend entfernt wurde, kann das Wasser ungehindert verdampfen und die Schaumbildung unterbleibt.

## B 289 Untersuchung der Milchbestandteile

Um Kasein und Molke noch weiter zu untersuchen, filtriere die Molke aus Experiment 286 durch ein Papierfilter ab. Halte dann, an einem Draht befestigt, eine Probe des Kaseins in die Flamme des Spiritusbrenners und prüfe den Geruch!

Anschließend erhitze in einem großen Reagenzglas die Molke bis zum Sieden und beobachte!

Beim Verkohlen des Kaseins tritt der Geruch nach verbranntem Horn (vgl. Experiment 271) auf, der Beweis für Eiweiß (Brennprobe). Kasein ist Milcheiweiß, das nur beim Zusatz von Säure, aber nicht beim Erhitzen gerinnt.

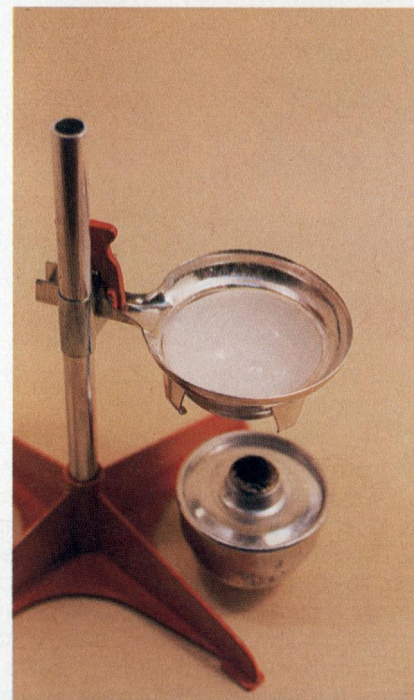
Beim Erhitzen der Molke setzt eine schwache Trübung ein. Auch die Molke enthält noch Eiweiß. Es ist allerdings kein Kasein (Milcheiweiß), das ja durch die Säure schon zum Gerinnen gebracht wurde, sondern Albumin<sup>1)</sup> oder Eiereiweiß. Das ist eine andere Eiweißart, die nur beim Erhitzen, aber nicht durch Säurezusatz gerinnt. Sie bildet die Haut beim Kochen. Milch enthält also zwei Eiweißarten: Kasein und Albumin. Die Untersuchung der Molke wird im nächsten Experiment noch fortgesetzt.

<sup>1)</sup> albus, lat. = weiß

## B 290 Chemische Prüfung der Molke

Für diese Untersuchung filtriere das geronnene Albumin aus Experiment 289. Erhitze einen Teil davon in einer Porzellanschale über der Spiritusflamme so lange, bis die Flüssigkeit vollständig verdampft ist. Nach dem Erkalten koste von dem Rückstand!

Der leicht süßliche Geschmack des Rückstandes nach dem Eindampfen weist ebenfalls auf Zucker hin. Es ist Milchzucker, eine Zuckerart, die nur in der Milch vorkommt.







Naturdüngung

130

Die meisten Menschen sehen in dem Wachstum der Pflanzen ein Wunder der Natur. Dieses Wunder ist jedoch für die Chemie seit langem ein selbstverständliches und wichtiges Forschungsgebiet.

Als erster Chemiker beschäftigte sich der deutsche Professor Justus von Liebig mit dem Aufbau der Pflanzen. Durch umfangreiche Untersuchungen fand er heraus, daß die Pflanzen bestimmte Stoffe zum Aufbau benötigen, die mit einer Ausnahme durch die Wurzeln aus dem Boden aufgenommen werden. Der Boden muß also alle Nährstoffe enthalten, sonst kann sich darauf keine Vegetation entfalten. In den Gebieten, in denen der Mensch nicht in die Pflanzenwelt eingreift, wird ein Teil der für den Aufbau nötigen Stoffe dem Boden zugeführt, indem Pflanzen absterben und durch Fäulnis wieder diese Stoffe liefern. Andere Stoffe entstehen durch Verwitterung von Gesteinen und Mineralien. Erntet man dagegen die Pflanzen regelmäßig ab, so entzieht man allmählich dem Boden die

Nährstoffe, und nach kurzer Zeit nimmt der Wuchs ab. Um trotzdem den Boden fruchtbar zu erhalten, ist es notwendig, die verbrauchten Stoffe auf andere Weise zuzugeben. Lange Zeit war Stalldung das einzige Mittel dafür. Mit zunehmender Bodennutzung stieg der Bedarf an Stalldung so stark an, daß man damit nicht mehr auskam. Man suchte deshalb nach Möglichkeiten, die im Stalldung enthaltenen Nährstoffe dem Boden auf künstlichem Wege zuzuführen.

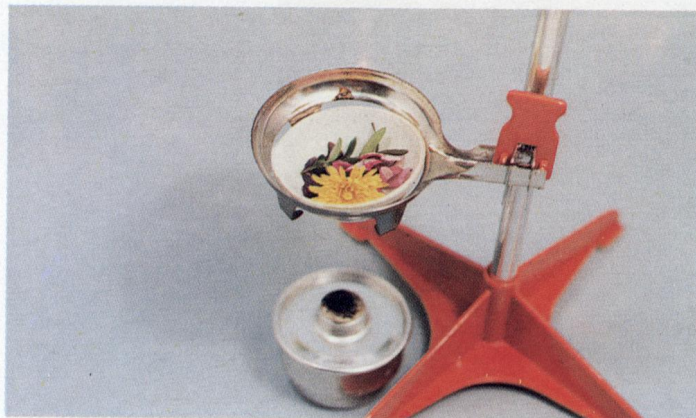
Welche chemischen Verbindungen sich dafür eignen, entdeckte Justus von Liebig durch seine Forschungen. Er ebnete mit dem Mineraldünger (Kunstdünger) den Weg für eine immer ertragreichere Nutzung des Ackerbodens.

Die folgenden Experimente in diesem Kapitel erklären dir viele Erscheinungen, die bisher noch Rätsel für dich waren. So erfährst du etwas über die chemische Zusammensetzung der Pflanzen, über ihre Lebensbedingungen sowie über die für das pflanzliche Leben notwendigen Nährstoffe.



## B 291 Kohlenstoff in allen Pflanzenteilen

Lege verschiedene Pflanzenteile, wie Blüten, Blätter, Stengel usw. in die Porzellanschale. Erhitze mit dem Spiritusbrenner (Abb. 131) und beobachte die Pflanzenteile!



131

Alle Pflanzenteile färben sich zunächst braun, bei längerem Erhitzen werden sie immer dunkler, bis sie schließlich schwarz sind. Damit hast du den Kohlenstoff als einen Bestandteil der Pflanze nachgewiesen.

Alle Pflanzen enthalten das Element Kohlenstoff.

## 292 Wasser bildet sich trotzdem

Entzünde einen Splitter sehr trockenen Holzes. Am besten eignet sich ein Span von einem alten Kistenbrett. Halte dann das kalte, aber trockene Becherglas über die Flamme und achte auf die Wände des Glasgefäßes.

An dem trockenen Becherglas bilden sich beim Verbrennen des Holzes Wassertropfen. Der trockene Holzspan muß also trotzdem die Elemente des Wassers enthalten haben.

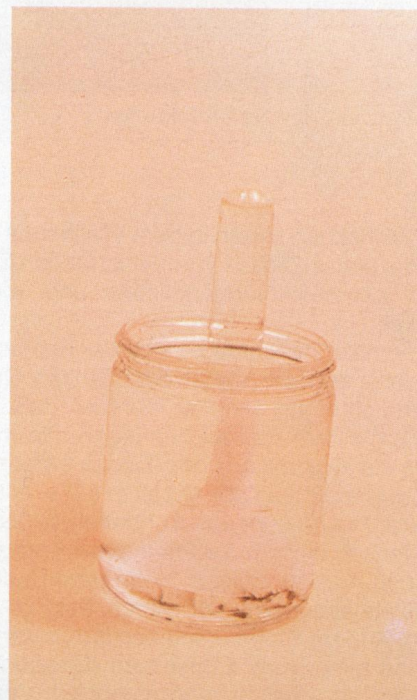
Holz enthält die Elemente Wasserstoff und Sauerstoff in Form von chemischen Verbindungen. Daraus bildet sich beim Verbrennen Wasser, das sich an den Wänden des Becherglases niederschlägt.

## 293 Wasserpflanzen erzeugen Gas

Für dieses Experiment benötigst du Wasserpflanzen, wie sie z. B. in Aquarien wachsen. Am besten eignet sich „Wasserpest“. Fülle ein Marmeladenglas mit Leitungswasser und blase einige Minuten Atemluft mit dem Glasrohr durch das Wasser hindurch. Lege nun die Wasserpflanzen hinein und stülpe den Trichter darüber. Fülle dann ein Reagenzglas mit Wasser, verschließe es mit dem Daumen und setze es auf das Trichterrohr. Nimm aber den Daumen erst unter Wasser fort, damit das Wasser im Reagenzglas bleibt, auch wenn es mit der Öffnung nach unten aufgestellt wird (Abb. 132).

Stelle dann die Versuchsanordnung dort auf, wo die Pflanzen von der Sonne beschienen werden. Beobachte nach etwa zwei Tagen das Reagenzglas und die Pflanzen!

Von den Pflanzen steigen kleine Bläschen auf, die das Wasser im Reagenzglas verdrängen und sich dort sammeln. Um welches Gas es sich handelt, erfährst du im nächsten Experiment.

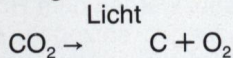


132



## 294 Das Gas erkannt

Nimm das Reagenzglas aus Experiment 293 von dem Trichter ab. Achte genau darauf, daß du es noch unter Wasser wieder mit dem Daumen verschließt. Entzünde nun einen Holzspan und blase die Flamme dann wieder aus, so daß er nur noch glimmt. Jetzt drehe das Reagenzglas um. Nimm den Daumen von der Öffnung und halte sofort den glimmenden Holzspan in das Gas im Reagenzglas. Was beobachtest du? Der glimmende Holzspan flammt erneut auf, wenn er in das Glas getaucht wird. Das Gas selbst entzündet sich nicht. Bei dem entstandenen Gas handelt es sich um das Element Sauerstoff. Es kann immer durch diese Probe nachgewiesen werden. Die Wasserpflanzen nehmen das Gas Kohlendioxid auf, das du durch das Glasrohr in das Wasser geblasen hast. Fällt dann Sonnenlicht auf die Pflanzen, so können diese das Kohlendioxid zerlegen.



Die Pflanze benötigt zu ihrem Aufbau u. a. Kohlenstoff, den sie dem Kohlendioxid entzieht. Der dabei freiwerdende Sauerstoff wird abgegeben. Diesen Vorgang nennt man Assimilation. Damit ist deutlich geworden, woher die Pflanze den Kohlenstoff erhält, der beim Verbrennen sichtbar wird.

Der gesamte Kohlenstoff in Pflanzen wird bei der Assimilation aufgenommen.

## 295 Nicht die ganze Pflanze atmet

Führe Experiment 293 noch einmal durch. Lege dieses Mal aber keine Wasserpflanze unter den Trichter, sondern Blütenblätter oder ganze Blüten beliebiger Pflanzen. Laß das Licht einige Tage auf die Anordnung fallen und betrachte dann! Führe den Sauerstoffnachweis durch.

Es hat sich kein Sauerstoff gebildet. Blüten und alle nicht grünen Teile, also die Stämme der Bäume und Blattstiele, können kein Kohlendioxid in Sauerstoff umwandeln.

Nur die grünen Pflanzenteile können assimilieren.

## 296 Assimilation und Atmung

Fülle ein Reagenzglas fingerbreit mit Kalkwasser und stecke den Trichter in das Glas. Lege nun eine oder mehrere Blüten in den Trichter, ohne daß Teile davon in das Reagenzglas fallen (Abb. 133). Betrachte nach einigen Stunden das Kalkwasser. Nimm dann den Trichter ab, verschließe das Glas mit dem Daumen und schüttle kräftig. Achte wieder auf das Kalkwasser!



133

Das Kalkwasser trübt sich; es muß Kohlendioxid in das Reagenzglas geströmt sein. Blüten können, wie du in Experiment 295 erfahren hast, nicht assimilieren. Sie nehmen aber Sauerstoff aus der Luft auf und wandeln ihn wie bei der menschlichen Atmung in Kohlendioxid um. Wir können diesen Vorgang auch als eine „Verbrennung“ bezeichnen.

In einer Pflanze spielen sich zwei entgegengesetzte Reaktionen ab: Bei Tageslicht nehmen die grünen Teile Kohlendioxid auf und geben Sauerstoff ab (Assimilation). In der Dunkelheit dagegen nehmen die übrigen Teile Sauerstoff auf und geben Kohlendioxid ab (Atmung).

Jetzt ist dir bestimmt klargeworden, warum man aus Krankenzimmern abends Blumen entfernt: Sie sollen keinen Sauerstoff verbrauchen, der für die Kranken notwendig ist.

## 297 Wasser oder Erde?

In den bisherigen Experimenten dieses Kapitels hast du bereits erfahren, daß Pflanzen zum Leben Kohlendioxid, Sauerstoff und Licht benötigen. In diesem Versuch sollst du — so merkwürdig dir das erscheinen mag — feststellen, ob auch Erde zum Wachstum notwendig ist.

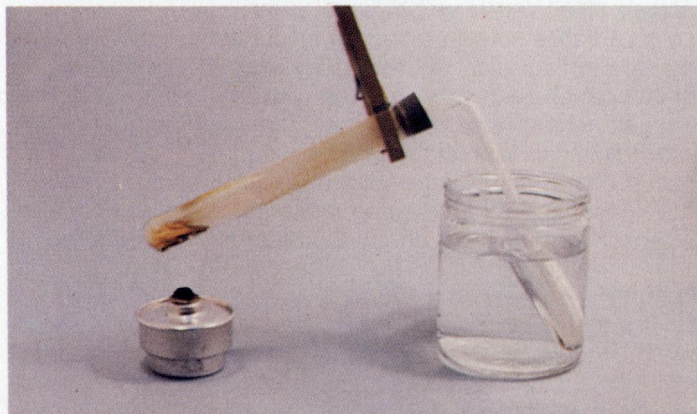


Für dieses und etliche andere Experimente benötigst du einige Bohnen. Deine Mutter wird dir sicher eine Handvoll von ihrem Vorrat aus der Küche geben.

Fülle den Deckel des Marmeladenglases mit trockener Blumenerde und drücke drei Bohnen in die Erde. Auf einen anderen Deckel — eine Untertasse kannst du für dieses Experiment auch benutzen — lege eine dünne Schicht Verbandwatte und darauf ebenfalls drei Bohnen. Gieße nun auf die Watte so viel Wasser, daß sie gut feucht ist. Die Erde muß trocken bleiben. Stelle dann die beiden Deckel nebeneinander an einen warmen Ort und beobachte einige Tage die Bohnen. Gib immer wieder etwas Wasser zur Watte, so daß sie stets feucht ist!

Nach einigen Tagen zeigt sich, daß nur die Bohnen auf der feuchten Watte keimen, nicht aber die in der trockenen Erde. Damit hast du den Beweis erbracht, daß zum Wachstum der Pflanzen Wasser unbedingt erforderlich ist, Erde dagegen nicht. Getrocknete Erde enthält zu wenig Wasser, so daß die Bohnen nicht keimen können.

Wasser alleine reicht aber auch nur für eine kurze Zeit, wenn nicht Stoffe zugegeben werden, die die Pflanze braucht. Um zu erkennen, welche Stoffe benötigt werden, sollst du in den folgenden Experimenten zunächst Pflanzen genau darauf untersuchen, woraus sie bestehen. Dieser Analyse kannst du dann entnehmen, welche Nährstoffe im Wasser oder im Boden enthalten sein müssen, damit Pflanzen möglichst gut gedeihen können.



134

## 298 Ohne Flamme verkohlt

Fülle in ein großes Reagenzglas trockene Holzspäne, die du von einem alten Brett abgeschnitten hast. Spanne das Glas in den Reagenzglashalter und verschließe es mit einem durchbohrten Stopfen, in dem das Winkelrohr steckt. Das lange Ende des Rohres führt in ein anderes großes Reagenzglas, das in einem wassergefüllten Marmeladenglas steht (Abb. 134). Erhitze nun das Reagenzglas mit den Holzspänen. Was beobachtest du? Unterbrich das Experiment nach drei Minuten.

Das Holz verkohlt allmählich. Dabei bilden sich zunächst Wassertropfchen an der Wand des Reagenzglases, die jedoch in eine bräunliche Flüssigkeit übergehen. Sie sammelt sich in dem Reagenzglas, das im Wasser steht. Dieses wird auch Vorlage genannt.

Das Erhitzen des Holzes unter Luftabschluß bezeichnet man als trockene Destillation. Dabei werden dem Holz alle flüssigen und gasförmigen Verbindungen entzogen, zurück bleibt eine schwarze Masse, die Holzkohle, die zum größten Teil aus Kohlenstoff besteht. Die gasförmigen Verbindungen sind brennbar. Sie bestehen überwiegend aus dem Gas Methan — auch bekannt als Grubengas — und aus dem Element Wasserstoff.

Die Flüssigkeit in der Vorlage und die Holzkohle benötigst du für die folgenden Experimente. Bevor zu weiterarbeitest, mußt du allerdings schon das große Reagenzglas mit Brennspiritussäubern. Wenn du zu lange wartest, läßt es sich kaum noch reinigen.

## 299 „Saures Holz“

Um zu untersuchen, woraus die braune Flüssigkeit in der Vorlage besteht, tauche ein Stück blaues Lackmuspapier in das Reagenzglas. Was beobachtest du?

Das Lackmuspapier färbt sich rot. Durch die trockene Destillation wird aus dem Holz eine Säure ausgetrieben, die das Lackmuspapier rötet. Es handelt sich dabei um eine organische Säure, die Essigsäure. Deshalb wird diese Flüssigkeit Holzessig genannt. Früher stellte man durch die trockene Destillation größerer Holzmengen Holzessig her, um daraus Essigsäure für technische Zwecke zu gewinnen.

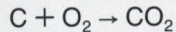
Neben der Essigsäure befinden sich in der Flüssigkeit noch der Holzgeist, der den chemischen Namen Methylalkohol trägt, sowie eine Reihe anderer chemischer Verbindungen. Die braune Färbung wird durch geringe Teermengen hervorgerufen.



## 300 Woraus besteht die Holzkohle?

Zur Untersuchung der Holzkohle halte ein Stückchen davon etwa eine Minute in die Flamme. Nimm dann das glühende Stück aus dem Feuer und laß die Glut langsam verlöschen, ohne sie durch Blasen anzufachen. Betrachte die geprühte Stelle!

Nachdem aus dem Holz alle brennbaren Gase durch die trockene Destillation ausgetrieben wurden, brennt die Holzkohle nicht mehr. Sie verprüht nur langsam und oxidiert dabei zu dem farblosen Gas Kohlendioxid.



Es verbleibt nur noch ein weißer bis grauer Rückstand, die Holzasche. Darin sind noch die Bestandteile des Holzes enthalten, die nicht mit verbrannt sind. Du könntest sie deshalb bisher noch nicht im Holz nachweisen.

## 301 Aktivkohle

Zerkleinere Holzkohle durch Zerdrücken so stark, daß sie fast Pulverform hat. Fülle die Holzkohle in einen Trichter mit Filtrierpapier und setze den Trichter auf ein Reagenzglas, das als Auffanggefäß dient (Abb. 135).



135

Fülle dann ein Reagenzglas zur Hälfte mit Wasser und setze ein bis zwei Tropfen Tinte zu. Schüttele um, und gieße diese Farblösung in den Trichter.

Die Farblösung wird beim Durchlaufen durch die Holzkohle entfärbt. Sollte die Entfärbung beim ersten Mal nicht vollkommen sein, so kann man die noch Farbstoff enthaltende Lösung zur völligen Entfärbung noch ein zweites Mal durchlaufen lassen.

Holzkohle stellt eine poröse Masse mit großer Oberfläche dar, die durch besondere Strukturen in der Lage ist, andere Stoffe aufzunehmen und anzulagern. Eine Stoffumwandlung findet nicht statt. Man bezeichnet diesen Vorgang als Absorption, die Holzkohle in diesem Zusammenhang auch als Aktivkohle.

## 302 Entfärbung

Fülle ein Reagenzglas zur Hälfte mit Wasser, setze ein bis zwei Tropfen Tinte zu und schüttele um. Die Entfärbung läßt sich auch auf die Weise erreichen, daß man ca. zwei bis drei Löffel gepulverte Holzkohle in ein Becherglas gibt und dazu nacheinander die Farblösung in kleinen Portionen. Nach jeder Zugabe muß umgeschüttelt werden.

Wie in Experiment 301 entzieht die Holzkohle durch Anlagern der Farbstoffe der Lösung die Farbe.

## 303 Rotwein — Weißwein

Laß dir von deinen Eltern eine kleine Probe Rotwein geben und laß den Wein durch den mit Aktivkohle vorbereiteten Filter laufen.

Im Auffangglas sammelt sich Wein, der wesentlich heller geworden ist. Im günstigsten Fall ist er beim ersten Mal vollständig entfärbt und sozusagen zu „Weißwein“ geworden. Sonst kann die Entfärbung durch mehrfaches Wiederholen erreicht werden. Die Farbstoffkörper des Rotweins werden von der Aktivkohle absorbiert. Da Aktivkohle auch Gase festhalten kann, nutzt man das zum Schutz vor giftigen Gasen in den Filtern von Gasmasken.

Um die folgenden Experimente durchzuführen, benötigst du eine größere Menge Holzasche. Da die Herstellung aus Holz jedoch etwas mühsam ist, kannst du auch Holzwolle, Heu oder Stroh in der Porzellanschale verbrennen und die Asche verwenden. Ein chemischer Unterschied zur Holzasche besteht nicht.

## 304 Salze in Pflanzen nachgewiesen

Für dieses und die folgenden Experimente benötigst du ein halbes Becherglas voll Holzasche. Erhitze im Reagenzglas Wasser bis zum Sieden. Gieße dann das heiße Wasser über die Holzasche im Becherglas und rühre gut um. Filtriere nach einigen Minuten die heiße Lösung. Bewahre das Filtrat und den Rückstand im Filter gut für die folgenden Experimente auf.

Gib einige Tropfen des Filtrats in ein sauberes großes Reagenzglas und erwärme vorsichtig über der Spiritusflamme. Was beobachtest du?



Nach dem Verdampfen des Wassers verbleibt im Reagenzglas eine geringe Menge eines weißen Rückstandes. Das heiße Wasser hat aus der Pflanzenasche einige chemische Verbindungen herausgelöst, die nach dem Eindampfen sichtbar werden. Bei den Verbindungen handelt es sich um Mineralsalze, die von den Pflanzen durch die Wurzeln aufgenommen werden. Sie sind, wenn auch nur in geringen Mengen, unbedingt notwendig zum Aufbau und zum Wachstum der Pflanzen, wenn auch nur sehr geringe Mengen davon.

## 305 Der brausende Rückstand

Für die Untersuchung, welche chemischen Elemente als Verbindungen in der Holzasche enthalten sind, stehen dir das Filtrat und der Rückstand zur Verfügung. Zunächst soll der Rückstand untersucht werden: Er enthält die Verbindungen, die sich in heißem Wasser nicht lösen lassen. Das Filtrat wird ab Experiment B306 benötigt.

Fülle den Rückstand mit einem Löffel in ein Reagenzglas. Gib zunächst nur einige Tropfen Salzsäure dazu. Rieche dann schnell an der Öffnung des Reagenzglases und betrachte anschließend den Inhalt. Wenn die Reaktion im Glas nachgelassen hat, gib nach und nach noch mehr Salzsäure hinzu, bis du schließlich gar nichts mehr wahrnimmst.

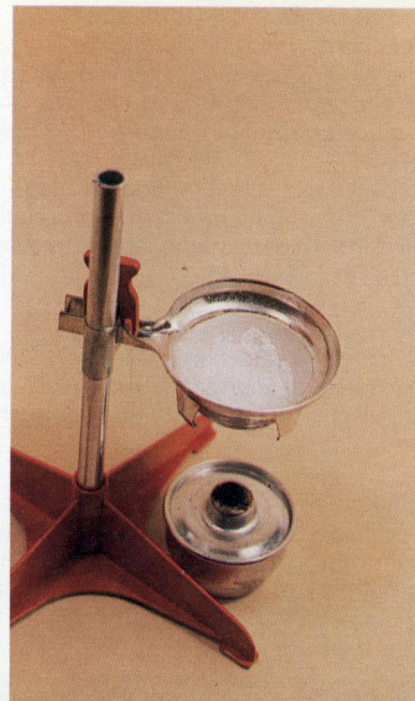
Bei der Zugabe der Salzsäure braust der Rückstand auf; es entweichen dabei Gase. Der Geruch, der zum Beginn der Gasentwicklung auftritt, erinnert an „faule Eier“. Es handelt sich bei diesem Gas um die Verbindung Schwefelwasserstoff mit der Formel  $\text{H}_2\text{S}$ . Wenn dieser Geruch auftritt, ist in einer Probe stets das Element Schwefel enthalten, das du damit in der Holzasche nachgewiesen hast.

Das Aufbrausen des Rückstandes deutet auf eine Verbindung, die den Rest der Kohlensäure, das Carbonat, enthält. Die Salzsäure zerstört ihn, und dabei entweicht das Gas Kohlendioxid; daher das Aufbrausen. In den nächsten Experimenten sollst du feststellen, welches Metall mit dem Carbonat in der Verbindung auftrat.

## B 306 Pottasche aus dem Filtrat

Du sollst nun das Filtrat aus Experiment 304 untersuchen. Du hast schon festgestellt, daß darin wasserlösliche Verbindungen enthalten sind. Welche chemischen Elemente in diesen Verbindungen vorkommen, gilt es nun nachzuweisen.

Gieße das Filtrat in die Porzellanschale und erhitze über der Spiritusflamme bis zum Sieden (Abb. 136). Dabei verdampft Wasser. Du sollst nun die Schale so lange erhitzen, bis gerade



136

noch der Boden mit Wasser bedeckt ist. Nimm sie dann von der Flamme und laß den Rest des Wassers ohne weitere Wärmezufuhr verdunsten.

Nachdem das gesamte Wasser verdampft ist, verbleibt in der Porzellanschale ein schmutzig-brauner Rückstand. Er wird Pottasche genannt. Früher stellte man dieses Salz nämlich aus Holzasche her, indem man sie in Wasser löste und das Wasser in großen Steintöpfen (Pott = Topf) verdampfte, Pottasche findet heute noch Verwendung als Backpulver.

## B 307 Pottasche reinigen

Erhitze die Pottasche aus dem vorigen Experiment noch einige Minuten über der Spiritusflamme. Achte auf die Pottasche!

Beim Ausglühen nimmt die Pottasche allmählich ein immer helleres Aussehen an, bis sie schließlich fast weiß wird. Damit hast du sie schon gereinigt.

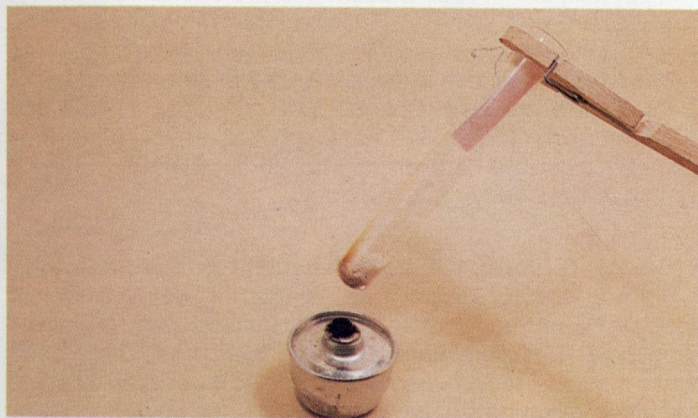
## B 308 Zusammensetzung der Pottasche

Um etwas über die Zusammensetzung der Pottasche zu erfahren, fülle etwa ein Viertel der Menge in ein Reagenzglas und übergieße die Verbindung mit wenig Salzsäure. Was beobachtest du?



Bei der Zugabe der Salzsäure braust die Pottasche auf. Wie du in Experiment B 165 erfahren hast, enthält eine Verbindung immer den Rest der Kohlensäure, das Carbonat, wenn bei der Zugabe von Salzsäure ein Aufbrausen zu beobachten ist. Es entweicht dann Kohlendioxid.

Pottasche ist chemisch also ein Carbonat. Schon beim Erhitzen zerfällt diese Verbindung und gibt dabei Kohlendioxid ab. Deshalb eignet sich Pottasche als Backpulver. Beim Backen lockert das abgespaltene Kohlendioxid den Teig.



137

## 309 Ein Gas der Luft in Pflanzen

Das letzte in der Pflanze enthaltene Element muß durch ein besonderes Experiment nachgewiesen werden. Mische in einem großen Reagenzglas Sägemehl oder sehr feine Holzspäne mit der gleichen Menge gebrannten Kalk. Erhitze das Reagenzglas über der Spiritusflamme. Halte gleichzeitig in die Mündung des Glases ein Stück angefeuchtetes rotes Lackmuspapier (Abb. 137).

Beim Erhitzen verfärbt sich das Lackmuspapier blau. Der Kalk treibt aus dem Holz die Verbindung Ammoniak —  $\text{NH}_3$  — aus. Ammoniak ist eine Lauge und färbt Lackmuspapier blau. So ist auch das letzte in den Pflanzen enthaltene Element, der Stickstoff (N), nachgewiesen. Er gehört mit zu den wichtigsten Bestandteilen.

## B 310 Mineralsalze im Boden

Damit du dir eine Vorstellung von den geringen Mengen löslicher Mineralsalze im Ackerboden machen kannst, führe folgendes Experiment durch:

Fülle das Becherglas zu einem Viertel mit Garten- oder Blumentopferde und gib die doppelte Menge destilliertes Wasser hinzu. Koche dieses Gemisch kurz auf. Filtrierte dann die Flüssigkeit ab. Das Filtrat soll in der Porzellanschale über der Spiritusflamme eingedampft werden. Betrachte den Rückstand in der Schale!

Der dünne, weiße Rückstand stellt alle die löslichen Mineralsalze im Boden dar. Im Verhältnis zur gesamten Bodenmenge ist der Anteil gering.

## 311 Eine „Gasfabrik“

Bitte deine Mutter um zwei Eßlöffel Milch. Verrühre sie dann in einem Marmeladenglas mit einer Handvoll möglichst frischer Garten- oder Blumentopferde zu einem dicken Brei. Klebe mit Alleskleber an die Innenseite des Deckels einen Streifen angefeuchtetes rotes Lackmuspapier und verschließe das Glas mit dem Deckel (Abb. 138). Achte nach einigen Stunden auf das Lackmuspapier!



138

Nach einiger Zeit färbt sich das Lackmuspapier blau. Beim Öffnen entweicht dem Glas das farblose, stechend riechende Gas Ammoniak. Die chemische Formel dafür lautet  $\text{NH}_3$ . Ammoniak enthält Stickstoff. Das Gas bildet mit dem Wasser des angefeuchteten Lackmuspapiers eine Lauge, und darum verfärbt sich der Indikator. In der frischen Gartenerde leben zahlreiche Bakterien, die das Eiweiß der Milch zersetzen. Sie sind es, die alle stickstoffhaltigen Verbindungen im Boden durch Fäulnis oder Verwesung zerlegen. Pflanzen sind von sich aus nicht in der Lage, Stickstoff aus Verbindungen aufzunehmen. Erst durch die Hilfe der Bakterien wird der Stickstoff frei und damit für die Pflanze nutzbar.



## B 312 Ohne Licht kein Blattgrün

Laß eine kleine Pflanze etwa zehn Tage lang im Dunkeln wachsen. Wenn du keinen dunklen Kellerraum hast, so genügt es, wenn du z. B. eine „Tüte“ aus schwarzem Papier über den Topf stülpest. Vergiß allerdings nicht, die Pflanze von Zeit zu Zeit zu begießen.

Betrachte nach etwa zehn Tagen die Blätter der Pflanze! Betupfe die Blätter mit Jod-Jodkalium!

Wenn ein Gewächs längere Zeit im Dunkeln wachsen muß, so färben sich die Blätter gelb. Ohne das Licht können Pflanzen nämlich kein Blattgrün bilden. Das Blattgrün ist aber unentbehrlich zur Assimilation. Es bildet aus dem Kohlendioxid der Luft und aus Wasser im Blatt Stärke, wie die Blaufärbung des Blattes durch Jodtinktur beweist. Gleichzeitig wird bei der Assimilation Sauerstoff frei (vgl. Experiment 294).

## 313 Eine Pflanze mit deinem Namen

Fertige dir eine Schablone mit deinem Namen an. Wähle sie aber nur so groß, daß die gesamte Schablone auf ein beliebiges Blatt einer grünen Pflanze paßt. Wenn du nun deinen Namen aus dem Papier herausgeschnitten hast, so befestige es mit Büroklammern auf dem Blatt der Pflanze (Abb. 139). Setze dann das Gewächs mehrere Tage dem Sonnenlicht aus. Entferne nach etwa drei bis vier Tagen die Schablone.

Auf dem Blatt steht dein Name geschrieben. An den Stellen, auf die Licht gefallen ist, konnte sich ungehindert Blattgrün bilden (vgl. Experiment 312). Die abgedeckten Flächen sind jedoch hell geworden, weil dort ohne Licht kein Blattgrün entsteht.

Wenn du deiner Mutter eine besondere Freude machen willst, kannst du ihr ja eine Pflanze mit ihrem Namen schenken. Sie wird bestimmt über dein Können überrascht sein.



## 314 Blattgrün aus Pflanzen gewonnen

Gib in ein Reagenzglas ein kleingeschnittenes grünes Blatt und übergieße es mit so viel Brennspritus, daß die Schnitzel gut bedeckt sind. Stelle dann das Reagenzglas in ein Becherglas, das mit heißem Wasser gefüllt ist. Gieße nach etwa 20 Minuten den Spiritus in ein anderes Reagenzglas und betrachte! Hebe die grüne Flüssigkeit noch für das nächste Experiment auf.

Der Brennspritus hat sich intensiv grün gefärbt, die Reste des Blattes aber haben ihre Farbe verloren. Brennspritus, vor allem wenn er heiß ist, löst aus Blättern das Grün heraus.

Das Blattgrün ist keine einheitliche chemische Verbindung, sondern ein Gemisch aus vier Verbindungen. Am bekanntesten ist das Chlorophyll, das in zwei Arten vorkommt, nämlich dem Chlorophyll a und dem Chlorophyll b. Daneben enthält das Blattgrün noch Carotin und Xanthophyll. Diese beiden Farbstoffe bewirken die Farbveränderungen der Blätter im Herbst, wenn das Chlorophyll verschwindet.

## 315 Chlorophyll — ein leuchtend-grüner Farbstoff

Das Chlorophyll des Blattgrüns kannst du leicht von dem Carotin und dem Xanthophyll trennen, wenn du Feuerzeug- oder Reinigungsbenzin zur Verfügung hast. Gieße dazu die Lösung aus dem vorigen Experiment in die Porzellanschale und laß sie solange stehen, bis die Hälfte des Spiritus verdunstet ist. Fülle diesen Rest in ein Reagenzglas und gib genauso viel Benzin hinzu. Verschließe das Glas gut und schüttle eine Minute kräftig. Betrachte den Inhalt des Glases!

Im Reagenzglas bilden sich zwei Schichten; oben sammelt sich das Benzin — es ist spezifisch leichter — darunter der Brennspritus. Das vorher farblose Benzin hat sich leuchtend grün gefärbt. In ihm hat sich jetzt nur noch das Chlorophyll gelöst. Die gelben und roten Farbstoffe des Carotins und des Xanthophylls sind im Spiritus verblieben, der nun gelb-braun aussieht. Aus der Farbe kannst du erkennen, daß diese beiden Verbindungen die Farben des Herbstlaubs hervorrufen können.

## 316 Abgeschnittene Pflanzen leben weiter

Fülle ein Reagenzglas zur Hälfte mit Wasser und stelle einen Zweig mit einigen Blättern hinein. Damit kein Wasser verdunstet, gib ein paar Tropfen Speiseöl hinzu (Abb. 140). Markiere dir nun mit einem Filzstift den Wasserstand im Reagenzglas. Überprüfe nach einigen Stunden.

Der Wasserspiegel ist stark abgesunken. Da kein Wasser verdunsten konnte, die Ölschicht verhinderte das, muß der Zweig das Wasser aufgenommen haben. Wo es geblieben ist, erfährst du im nächsten Experiment.



140



141



## 317 Verschwundenes Wasser aufgespürt

Wiederhole Experiment 316, nimm aber einen neuen Zweig. Fülle wieder Wasser in das Reagenzglas. Stülpe nun einen durchsichtigen Plastikbeutel über den Zweig, ziehe den Beutel so weit hinunter, daß der Stiel des Zweiges bis zur Mündung des Glases bedeckt wird, und binde den Beutel zu (Abb. 141).

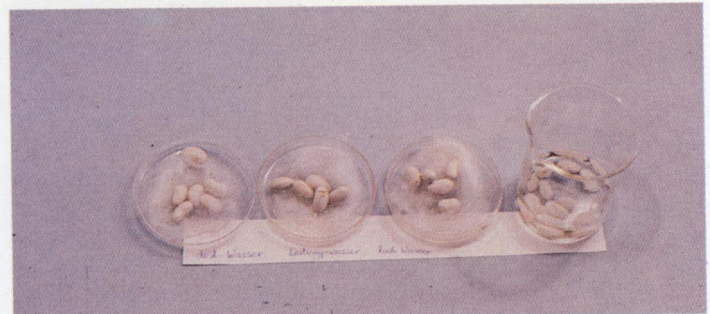
Beobachte nach einiger Zeit den Beutel und den Wasserstand im Reagenzglas!

Bald sammeln sich an der Innenseite des Plastikbeutels Wassertropfchen. Der Zweig nimmt, wie du im vorigen Experiment erfahren hast, das Wasser auf. Der größte Teil wird jedoch durch die Blätter wieder abgegeben, so daß man fast von einem „Wasserstrom“ durch die Pflanze sprechen kann. Eine mittelgroße Birke verdunstet z. B. an einem warmen Sommertag ca. 30 Eimer Wasser. Verdunsten Pflanzen mehr Wasser als sie aufnehmen können, so welken die Blätter.

## 318 Bohnenpflanzen keimen

In den folgenden Experimenten sollst du untersuchen, wie sich das Fehlen einzelner Mineralsalze auf das Wachstum der Pflanzen auswirkt. Für diese Versuchsreihe sollen dir Bohnenpflanzen dienen, die du aus Samen selbst züchtest. Bitte deine Mutter um eine Handvoll Bohnen.

Um genauer festzustellen, welche Bedingungen zum Keimen notwendig sind, lege auf drei Untertassen und in das Becherglas je drei bis fünf Bohnen. Am besten ist es, wenn die Samen auf einer Watteschicht liegen. Halte die Watte immer feucht. Beachte dabei folgendes: Die Watte auf der ersten Untertasse befeuchte mit destilliertem Wasser, die der zweiten mit Leitungswasser; die Bohnen auf der dritten Untertasse werden mit kochendem Wasser übergossen. Die Samen im Becherglas sollen immer völlig im Wasser liegen (Abb. 142). Achte nach dem ersten Tag auf die Größe der Bohnen! Vergleiche nach einigen Tagen!



142



Nach etwa 24 Stunden sind alle Samen durch das Wasser aufgequollen. Später zeigt sich, daß nur jene Bohnen Keime treiben, die mit destilliertem Wasser oder Leitungswasser übergossen wurden. Die anderen nicht.

Das Ergebnis dieses Experimentes zeigt, daß zum Keimen zunächst nur Wasser erforderlich ist. Nährstoffe werden dabei noch nicht aufgenommen, denn sonst hätten die mit destilliertem Wasser übergossenen Samen nicht keimen können.

Das heiße Wasser hat die Samen abgetötet; deshalb zeigten sich keine Keimlinge. Liegen Samen völlig im Wasser, wie im Becherglas, so fehlt zum Keimen der Sauerstoff der Luft.

Die Keimlinge benötigst du für die folgenden Experimente. Versorge sie deshalb weiter mit Wasser, bis sie etwa 1 — 2 cm lange Wurzeln haben.

Anmerkung: Die Experimente, bei denen du das Wachstum der Pflanzen untersuchen kannst, werden etwa vier Wochen dauern. Nebenher kannst du aber viele andere Experimente durchführen, weil du nur einmal am Tag wenige Minuten lang die Pflanzen versorgen mußt.

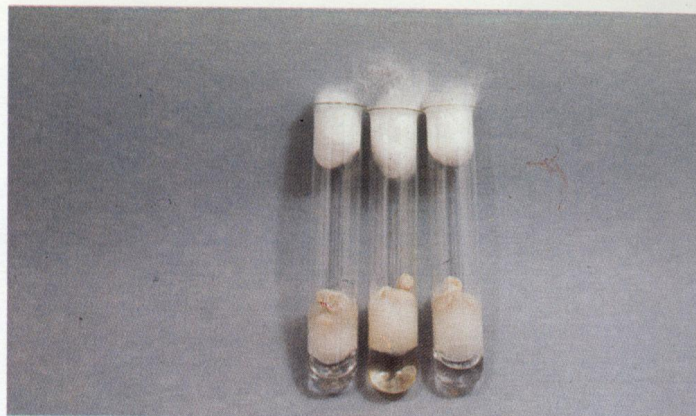
## 319 Keimung ohne Sauerstoff?

Stopfe in ein Reagenzglas eine dicke Schicht Watte und gieße so viel Wasser darüber, bis sich die Watte völlig vollgesogen hat. Lege dann auf die feuchte Watte zwei bis drei Bohnen oder Erbsen und verschließe das Glas luftdicht mit einem Stopfen. Beobachte nach einigen Tagen die Samen!

Die Keimung der Erbsen oder Bohnen kommt nach kurzer Zeit zum Stillstand. In dem abgeschlossenen Raum ist schnell der Sauerstoff verbraucht, dafür ist von den Keimlingen Kohlendioxid erzeugt worden. Wenn kein Sauerstoff mehr vorhanden ist, können die Samen auch nicht weiterkeimen.

## 320 „Betrunkene“ Keimlinge

Fülle drei Reagenzgläser je zur Hälfte mit Wasser. Gib zu dem einen Glas drei bis vier Tropfen Brennspritus, zum zweiten etwa die dreifache Menge davon und zum letzten etwa halb so viel Spiritus wie Wasser. Schüttle gut um. Stecke dann in jedes Glas einen festen Wattepfropfen, so daß er die Flüssigkeit berührt. Darauf lege zwei oder drei Bohnen und verschließe jedes Gefäß mit einem weiteren Wattepfropfen (Abb. 143). Betrachte nach etwa acht bis zehn Tagen die Keimlinge!



143

In dem Glas mit dem meisten Brennspritus keimen die Samen sehr schlecht. Brennspritus ist chemischer Alkohol. Das Ergebnis dieses Experimentes beweist, daß Alkohol auf pflanzliche Lebewesen wachstumshemmend wirkt.





144

Im Weinberg

Die Herstellung alkoholischer Getränke ist schon seit dem Altertum bekannt und mindestens ebenso lange ihre Wirkung auf den menschlichen Körper. In immer neuen Varianten verstand es der Mensch, das Genußmittel Alkohol für den Gebrauch aufzubereiten. In reiner Form ist der Alkohol nämlich für den Menschen äußerst schädlich, und schon geringe Mengen davon können tödlich wirken. In alkoholischen Getränken aber ist er in solcher Verdünnung enthalten, daß er genossen werden kann. Mäßige Alkoholmengen haben zunächst enthemmende Wirkung und scheinen die Leistung des Körpers zu erhöhen, allmählich jedoch sinkt die Leistungsfähigkeit stark ab. Übermäßiger Alkoholgenuß führt auf die Dauer zu schweren Schäden am Verdauungs-, Nerven- und Kreislaufsystem. Der

Begriff „Spirituosen“, der häufig für alkoholhaltige Getränke verwendet wird, ist eigentlich falsch. Denn übersetzt bedeutet das etwa „geistige Getränke“. Durch Alkohol aber wird der menschliche Geist auf gar keinen Fall zu größeren Leistungen angeregt.

Neben der Verwendung als Bestandteil berauschender Getränke ist der Alkohol von großer Bedeutung für den Bereich der Medizin. Außerdem ist er ein wichtiger Rohstoff für die kosmetische und die chemische Industrie.

In diesem Kapitel werden dir viele Kenntnisse über die Zusammensetzung, die Herstellung und die Verwendung der chemischen Verbindung Alkohol vermittelt.



# Alkohol — der Geist des Weines

## 321 Eine Geisterflamme

Fülle in die saubere Porzellanschale soviel Brennsprit, daß gerade der Boden bedeckt ist. Verschließe die Flasche gut und stelle sie weg, bevor du weiterexperimentierst. Halte ein brennendes Streichholz an den Spiritus und beobachte!

Nähere anschließend einen Streifen Papier der Porzellanschale und halte ihn unmittelbar darüber. Was siehst du?

Der Brennsprit in der Porzellanschale läßt sich entzünden, was nicht anders zu erwarten war. Die bläuliche Flamme ist jedoch fast gar nicht zu sehen. Erst wenn der Papierstreifen sich entzündet hat, wird die Flamme deutlich sichtbar.

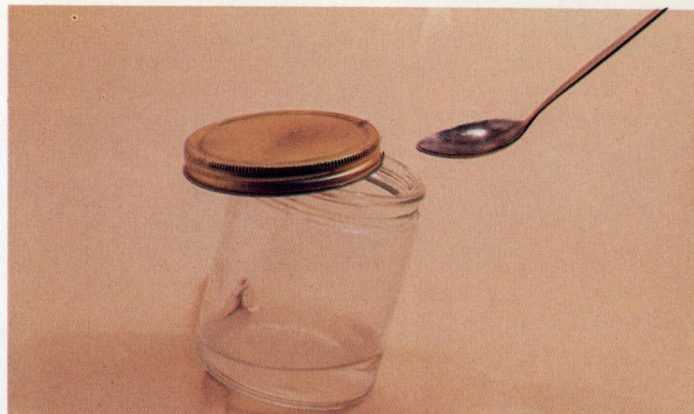
Der Brennsprit, den du für deinen Brenner verwendest, ist chemisch zu 92 % Alkohol, also fast reiner Alkohol. Für den Menschen ist er jedoch ungenießbar und gesundheitsschädlich, weil ihm sog. Vergällungsmittel zugesetzt werden. Sie sind es auch, die den widerwärtigen Geruch hervorrufen. Für die Untersuchung zum Thema „Alkohol“ läßt sich der Brennsprit trotzdem verwenden, da bei deinen Experimenten die Vergällungsmittel, die sich kaum entfernen lassen, nicht stören. Nicht vergällter reiner Alkohol, auch Weingeist genannt, wird vom Staat hoch besteuert und ist deshalb sehr teuer. Durch diese Steuer soll dem Alkoholmißbrauch entgegengewirkt werden.

## 322 Zusammensetzung des Alkohols

Entzünde in der Porzellanschale wieder wenig Brennsprit. Halte über die Schale das trockene, saubere Becherglas und beobachte! Fülle anschließend soviel Kalkwasser in ein Marmeladenglas, daß der Boden gut bedeckt ist. Entzünde in einem Teelöffel etwas Spiritus und tauche ihn möglichst weit in das Glas, ohne daß der Alkohol vom Löffel fließt (Abb. 145). Wenn die Flamme erloschen ist, bedecke das Glas mit einem Deckel und schüttle um. Achte auf das Kalkwasser! Im Becherglas über der Alkoholflamme bilden sich Wassertropfen. Das Kalkwasser trübt sich: Es ist also Kohlendioxid entstanden (vgl. Experiment 36).

Die Wassertropfen deuten darauf hin, daß im Alkohol Wasserstoff und Sauerstoff enthalten sind. Das Kohlendioxid weist auf das Element Kohlenstoff, das sich beim Verbrennen mit dem Luftsauerstoff zu Kohlendioxid verbindet. Die Elemente Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff sind in dem Alkohol so miteinander verbunden, daß sich die Formel  $C_2H_5OH$  ergibt.

Diese Verbindung, gemeinhin als Alkohol bezeichnet, ist für den Chemiker aber nur ein Alkohol von vielen, die in einer Gruppe der Alkohole zusammengefaßt sind. Er führt den chemischen Namen Äthylalkohol oder auch Äthanol.



145

## 323 Alkohol färbt blau

Der Brennsprit besteht nicht zu 100 % aus Alkohol, sondern neben den Vergällungsmitteln enthält er auch noch Wasser. Dieses Wasser sollst du mit Kupfersulfat nachweisen.

Erhitze etwas Kupfersulfat in einem Reagenzglas. Laß es völlig abkühlen! Fülle dann in ein anderes Reagenzglas ein bißchen Brennsprit und gib wenig wasserfreies Kupfersulfat hinzu. Achte auf das Kupfersulfat!

Das Kupfersulfat färbt sich allmählich blau. Es entzieht dem Brennsprit das Wasser, das es zum erneuten Aufbau der Kristalle benötigt (vgl. Experiment 153). Neben dem wasserfreien Kupfersulfat gibt es noch andere Verbindungen, die Wasser begierig aufnehmen und dann festhalten. Diese Stoffe bezeichnet man als hygroscopisch, d. h. wasseranziehend.

## 324 Verschwundener Alkohol

Mische in einem Reagenzglas Wasser und Alkohol (Brennsprit) miteinander. Dazu gib in ein Glas zunächst Wasser bis zu einem Viertel und füge dann nach und nach Alkohol hinzu. Schüttle zwischendurch und beende die Zugabe, wenn du doppelt so viel Alkohol wie Wasser miteinander gemischt hast!

Alkohol mischt sich mit Wasser in jedem Verhältnis. Der Alkoholgehalt solcher Mischungen wird dann meistens in Volumprozenten (Vol. %) angegeben. Das bedeutet die Literzahl absoluten Alkohols in 100 Liter einer alkoholhaltigen Mischung. Findest du also auf dem Etikett einer Schnapsflasche die Aufschrift 38 Vol. %, so bedeutet das, daß in 100 Liter dieses Schnapses 38 Liter Alkohol enthalten sind.



Für wissenschaftliche Zwecke gibt man häufig Gewichtsprozent (Gew. %) an. Damit wird der Grammgehalt absoluten Alkohols in 100 g der Mischung ausgedrückt.

## 325 „Brennendes Wasser“

Im Experiment 321 hast du bereits gelernt, daß Alkohol brennt, obwohl er etwa acht Volumprozent Wasser enthält. Untersuche nun, mit wieviel Wasser der Alkohol noch brennt. Mische in vier Reagenzgläsern Wasser und Alkohol in den Verhältnissen 1 : 3 (ein Teil Wasser und drei Teile Alkohol), 1 : 2, 1 : 1 und 2 : 1 miteinander. Verwende nur geringe Mengen, damit du nicht so viel Brennspritus gebrauchst. Gieße die Proben dann nacheinander in die Porzellanschale und versuche, die Gemische mit einem Streichholz zu entzünden. Welches brennt noch?

Die Gemische aus Wasser und Alkohol im Verhältnis 1 : 3 und 1 : 2 und 1 : 1 lassen sich entzünden. Es muß also mindestens 50 % Alkohol enthalten sein, damit wasserhaltiger Alkohol noch brennt.

## 326 Brennt Schnaps?

In der Einleitung zum Kapitel Alkohol hast du gelesen, daß geringe Mengen reinen Alkohols schon tödlich wirken können. Spirituosen enthalten also alle nur einen bestimmten Prozentsatz Alkohol, der Rest besteht aus Wasser und unterschiedlichen Geschmacksstoffen. Wenn deine Eltern Spirituosen im Hause haben, so geben sie dir vielleicht jeweils ein paar Tropfen für die folgende Untersuchung. Versuche, die einzelnen Proben nacheinander in der Porzellanschale zu entzünden. Stelle dann durch Vergleich der Aufschrift des Flaschenetiketts mit deinen Beobachtungen fest, ob der Alkoholgehalt über oder unter 50 % lag!

Nur ganz wenige Spirituosen haben mehr als 50 Vol. % Alkohol. Sie lassen sich tatsächlich entzünden. Die meisten enthalten 40 oder weniger Vol. % Alkohol. Diese Proben brennen nicht.

## B 327 Alkohol zurückgewonnen

Mische in einem großen Reagenzglas Wasser und Brennspritus (Alkohol) etwa im Verhältnis 2 : 1 miteinander. Erhitze gleichzeitig im Becherglas Wasser bis zum Sieden. Verschließe das Reagenzglas mit dem durchbohrten Stopfen, in dem das gebogene Glasrohr steckt. Der freie Schenkel des Rohres ragt in ein weiteres Reagenzglas, das möglichst in kaltem Wasser stehen soll (Marmeladenglas).



146

Nimm das Becherglas mit dem siedenden Wasser vom Dreibein und tauche das Reagenzglas mit dem wasserhaltigen Alkohol hinein (Abb. 146). Achte auf die Vorlage in dem kalten Wasser. Wenn sich das heiße Wasser zu stark abkühlt, so mußt du es wieder erhitzen. Unterbrich den Versuch, wenn sich in der Vorlage etwa zwei Finger hoch Flüssigkeit angesammelt hat. Rieche daran und versuche, eine Probe in der Porzellanschale zu entzünden!

Nach kurzem Erwärmen des Reagenzglases sammelt sich in der Vorlage eine ebenfalls wasserklare Flüssigkeit. Sie riecht wie Brennspritus und kann entzündet werden. Diese Tatsache läßt darauf schließen, daß Alkohol in die Vorlage übergegangen ist.

Beim Erhitzen des Gemisches siedet bei etwa 78° C der Alkohol. Er verdampft dann, und der Dampf schlägt sich — wieder als Flüssigkeit — in der Vorlage nieder. Diesen Vorgang nennt man *Destillation*. Da das Wasser einen höheren Siedepunkt hat (100° C), so verdampft es kaum und bleibt deshalb zurück. Man kann also durch Destillieren den Alkohol vom Wasser trennen. Die Brennprobe zeigt, daß kaum Wasser überdestillierte. Das Gemisch, das du erwärmt hast, brennt nicht, der Inhalt der Vorlage dagegen läßt sich entzünden.

Die Vergällungsmittel jedoch lassen sich durch diese Destillation nicht vom Alkohol trennen. Sie sind absichtlich so gewählt worden, daß ihr Siedepunkt etwa mit dem des Alkohols übereinstimmt. Deshalb kann durch Destillieren aus dem billigen Brennspritus kein Trinkalkohol gewonnen werden.



## B 328 Hartspiritus

Mische in einem großen Reagenzglas Seifenflocken mit der dreifachen Menge Brennspritus und gib etwa soviel Wasser zu, wie Seife enthalten war. Stelle dann das Glas in das wassergefüllte Becherglas und erhitze über der Spiritusflamme so lange, bis sich die Seife gelöst hat (Abb. 147). Gieße dann die Flüssigkeit in die Porzellanschale und laß sie erkalten. Entzünde ein wenig von der fester werdenden Masse auf dem Deckel eines Marmeladenglases!

Nach dem Abkühlen wird das Gemisch immer fester. Es läßt sich leicht entzünden. Du hast Brennspritus in fester Form erhalten, der unter dem Namen Hartspiritus im Handel erhältlich ist. Er kann z. B. bei kleinen Campingkochern Verwendung finden, weil er als Feststoff leicht zu transportieren ist.



147

## 329 Ein Zaubertuch

Mit einem einfachen Trick kannst du deine Freunde verblüffen: Feuchte einen Streifen Leinengewebe gut mit Wasser an und tränke in anschließend in Brennspritus.

Wenn du das Tuch mit einer Pinzette festhältst, so kannst du es über einer Wasserschüssel entzünden. Achte auf das Leinen! Der Alkohol verbrennt, nicht aber das Tuch. Es wird durch das Wasser vor dem Entflammen geschützt.

Du kannst vielleicht deine Freunde oder deine Eltern überlisten, wenn du sie anschließend selbst ein Tuch verbrennen läßt, das aber nicht in Wasser getränkt wurde. Du wirst ihnen als ein trickreicher Zauberer erscheinen.

## 330 Absoluter Alkohol

Häufig benötigt der Chemiker Alkohol, der kein Wasser mehr enthält. Du sollst mit einfachen Mitteln versuchen, dem Alkohol so viel Wasser wie möglich zu entziehen. Fülle ein trockenes Reagenzglas zu einem Viertel mit Brennspritus und gib wasserfreies Kupfersulfat aus Experiment 153 hinzu. Filtriere mit einem Filter das Kupfersulfat ab, wenn es sich blau gefärbt hat. Erhitze es dann wieder in der Porzellanschale, bis das Kristallwasser abgegeben ist, und gib es nach dem Abkühlen wieder zu dem Brennspritus. Diesen Vorgang kannst du so lange wiederholen, bis sich das Kupfersulfat nicht mehr blau färbt.

Auf diese Weise kann wasserfreier Alkohol hergestellt werden. Er wird absoluter Alkohol genannt.

Diese Methode ist jedoch sehr umständlich. Daher werden in der Technik andere Verfahren angewendet.

## 331 Schlechtes Lösungsmittel

Fülle ein Reagenzglas zur Hälfte mit Wasser, ein anderes etwa mit der gleichen Menge Brennspritus. Setze jedem Glas eine Löffelspitze Haushaltszucker hinzu. Verschließe die Gläser mit dem Daumen und schüttle mehrmals kräftig um. Achte dann auf den Zucker!

Im Wasser löst sich der Zucker nach sehr kurzer Zeit völlig auf, im Brennspritus dagegen nicht, auch wenn du lange schüttelst. Alkohol ist also nicht als Lösungsmittel für die vielen chemischen Verbindungen zu verwenden, die sich im Wasser ohne weiteres lösen.

## B 332 Eine kleine Destille

Versuche, reinen Alkohol aus Spirituosen zu gewinnen. Für dieses Experiment kannst du Wein, Likör oder andere Spirituosen verwenden. Bitte deine Eltern um eine kleine Probe. Verfahre wie in Experiment B 327. Rieche an dem Destillat. Beweise wieder die Gewinnung hochprozentigen Alkohols durch das Entzünden in der Porzellanschale! Ein kleiner Hinweis: Wenn du Wein verwendest, so benötigst du mehr und mußt länger destillieren, bevor sich genügend in der Vorlage sammelt.



Die Brennprobe beweist, daß sich in der Vorlage hochprozentiger Alkohol gesammelt hat. Der Geruch dieser Probe ist typisch für reinen Alkohol.

Die folgende Tabelle gibt die Volumprozent Alkohol in einigen Getränken an:

Getränk	Alkoholgehalt (Vol. %)
Bier	3,5— 5 %
Weißwein	7 —11 %
Rotwein	8 —14 %
Liköre	20 —35 %
Kornbranntwein	32 —42 %
Weinbrand	38 —42 %
Rum	50 —80 %

## 333 Feuergefährliches Parfüm

Sicherlich bist du überrascht, in einem Kapitel über Alkohol plötzlich etwas über Parfüms zu erfahren. Du wirst den Zusammenhang aber schnell erkennen.

Bitte deine Mutter um etwas Kölnisch Wasser (wenige Tropfen genügen). Entzünde das Eau de Cologne in der Porzellanschale!

Das Kölnisch Wasser läßt sich ohne weiteres entzünden. Es enthält nämlich mindestens 70 % Alkohol, dem wohlriechende Öle und Wasser beigemischt werden.

Du darfst nun aber nicht annehmen, daß du den Alkohol aus dem Kölnisch Wasser durch Destillation gewinnen kannst. Auch ihm wurde ein Vergällungsmittel beigemischt, das zwar nicht riecht, dafür aber äußerst unangenehm schmeckt.

## 334 Angenehme Frische

Laß dir noch einmal einen oder zwei Tropfen Kölnisch Wasser geben. Tupfe sie auf den Handrücken und blase leicht über den feuchten Fleck. Was stellst du fest?

Das Eau de Cologne kühlt auf der Hand, wenn du darüberbläst. Nach kurzer Zeit ist es verdunstet. Die Kühlung wird durch das Verdunsten hervorgerufen. Dafür ist nämlich Wärme notwendig, und diese Wärme wird der Haut entzogen, so daß sie kalt erscheint. Diese physikalische Erscheinung heißt **V e r d u n s t u n g s k ä l t e**. Ähnliches kannst du im Sommer beim Baden beobachten: Selbst bei großer Hitze überzieht sich der feuchte Körper nach dem Bad mit einer Gänsehaut, weil dem Körper für die Verdunstung des Wassers auf der Haut Wärme entzogen wird.

Alkohol verdunstet allerdings schneller als Wasser, weil sein Siedepunkt niedriger liegt (vgl. Experiment B 327).

## 335 Alkohol in Toilettenartikeln

Nicht nur Kölnisch Wasser enthält Alkohol. Stelle durch die Brennprobe fest, welche anderen Toilettenartikel auf der Grundlage des Alkohols zusammengesetzt sind. Untersuche u. a. Haarwasser, Rasierwasser usw. (Abb. 148).



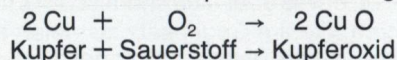
148

Immer dann, wenn sich ein kosmetischer Artikel entzünden läßt, so enthält er mindestens 50 % Alkohol. Bei der Herstellung von Haarwasser z. B. werden dem Alkohol wohlriechende und den Haarwuchs fördernde Verbindungen beigegeben. Billige Haar-mittel lassen sich manchmal nicht entzünden. Ihr Alkoholgehalt liegt dann unter 50 %. In einem solchen Haarwasser kannst du den Alkohol nachweisen, indem du ihn wie in Experiment B 327 abdestillierst.

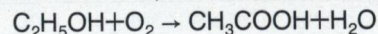
## 336 Alkohol „reinigt“

Fülle ein großes Reagenzglas zur Hälfte mit Brennspritus und stelle es in das Becherglas mit heißem Wasser. Erhitze nun über der Spiritusflamme ein Stück Kupferdraht (aus einem elektr. Leitungsdraht). Nimm den Draht aus der Flamme. Betrachte ihn genau und tauche den Draht dann noch heiß, aber nicht glühend, in das Reagenzglas, ohne ihn in den Alkohol einzutauchen. Achte auf das Kupfer!

Nach dem Erhitzen wird der Kupferdraht schwarz. Er hat sich mit einer Schicht aus Kupferoxid überzogen.

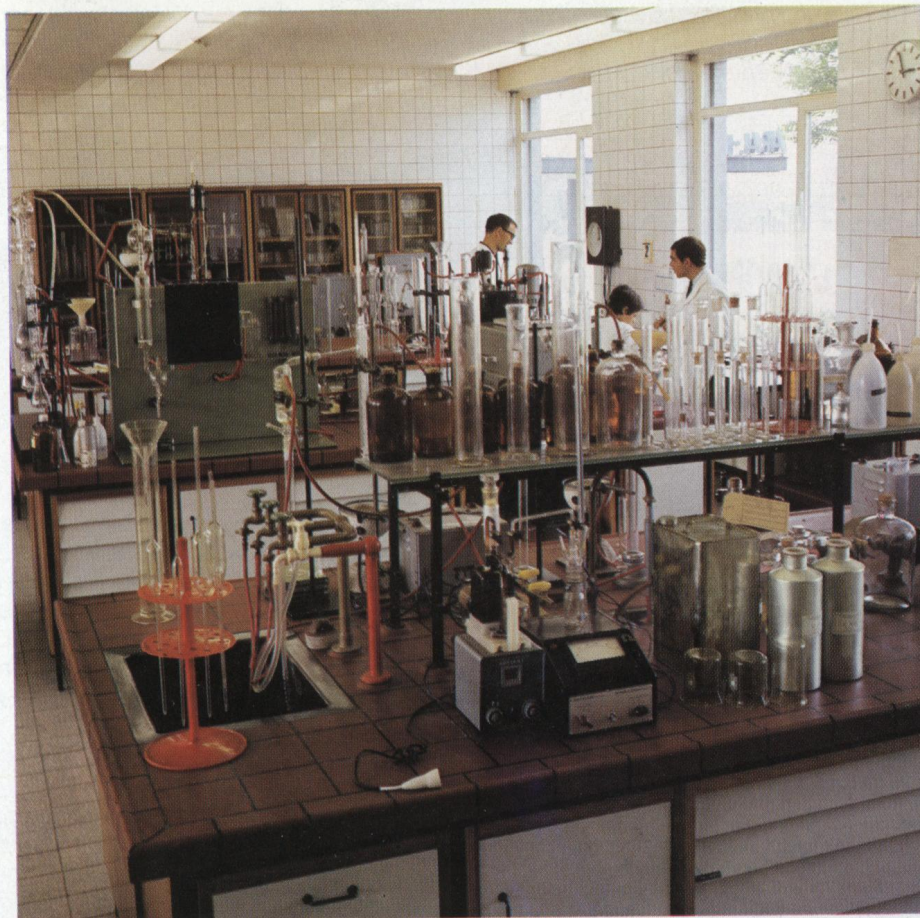


In dem Alkoholdampf, der über der Flüssigkeit das Glas ausfüllt, wird dem Kupferoxid der Sauerstoff entzogen. Dadurch erscheint wieder das rote Kupfer. Während das Kupferoxid zu Kupfer reduziert wird, oxidiert der Alkoholdampf zu Essigsäure.



An diesem Versuch wird sichtbar, daß sich der Alkohol relativ leicht mit Sauerstoff verbindet.





Chemiker im Labor

149

In diesem Kapitel sollst du etwas über eine chemische Untersuchungsmethode erfahren, die, im Gegensatz zu vielen anderen, erst seit dem Beginn dieses Jahrhunderts bekannt ist. Es ist die Chromatographie, genauer gesagt, ein Teil dieses Gebietes, die Papierchromatographie.

Dem Chemiker stellt sich immer wieder die Aufgabe, unbekannte Stoffe zu analysieren, d. h. sie durch Zerlegung zu untersuchen. Manche dieser Untersuchungen sind leicht durchzuführen — du erinnerst dich: Stärke kann mit Jodlösung, Kohlendioxid kann nur mit Kalkwasser nachgewiesen werden

— andere erfordern einen beträchtlichen experimentellen Aufwand. Die Papierchromatographie nun bietet dem Chemiker eine relativ einfache Möglichkeit, ein Gemisch verschiedener Stoffe so zu trennen, daß das Vorhandensein der einzelnen Bestandteile sichtbar wird.

Die folgenden Experimente werden dir zwar noch nicht alle Feinheiten des neuen Nachweisverfahrens verdeutlichen können, aber auf jeden Fall wirst du die Grundzüge dieser Untersuchungsmethode erkennen und anwenden können.

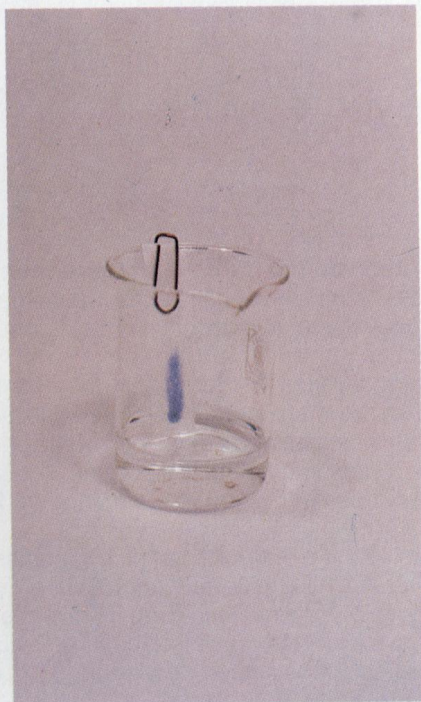


## 337 Der wandernde Tintenfleck

Fülle das Becherglas etwa einen Finger breit mit Wasser. Schneide dir nun aus der Mitte eines Filterpapierblattes einen 10 mm breiten Streifen heraus. Tupfe mit einem Füllfederhalter 5 mm vom Rand entfernt einen Tintenklecks auf den Papierstreifen. Es genügt, wenn der Fleck einen Durchmesser von 2 — 3 mm hat. Hänge dann das Papier an einer aufgebogenen Büroklammer so in das Becherglas, daß es etwa 2 — 3 mm in das Wasser eintaucht. Der Tintenfleck darf aber nicht im Wasser sein. Betrachte einige Minuten den Papierstreifen und dann wieder nach ca. 30 Minuten (Abb. 150).

Der Tintenfleck verbleibt nicht an der Stelle, wohin du ihn getupft hast. Nach etwa 30 Minuten befindet er sich etliche Zentimeter über dem Wasserspiegel.

Wenn der Papierstreifen in das Wasser taucht, so steigt es in winzigen Röhrchen, den Kapillaren, in dem Blatt auf. Dabei löst das Wasser die Tinte, und der blaue Farbstoff steigt mit auf. Nach etwa 30 Minuten ist der Vorgang beendet, und die Farbe bildet auf dem Papier nun einen breiten Streifen.



## 338 Ein neues Laufmittel

Wiederhole das vorige Experiment mit einem neuen Streifen Filterpapier und tupfe auch wieder einen Tintenfleck auf den Streifen. Verwende aber bei diesem Experiment statt des Wassers Brennspritus. Beobachte das Wandern des Farbpunktes!

Die Farbe steigt zwar auch mit dem Alkohol auf, doch eignet sich der Brennspritus nicht so gut, wenn Tinte untersucht werden soll. Das Wasser ist dafür ein besseres Fließmittel oder Laufmittel.

Bei Untersuchungen mittels der Papierchromatographie ist es also immer wichtig, das richtige Fließmittel zu wählen.

Falls dir übrigens das Filtrierpapier ausgeht, so kannst du auch Kaffeefilter verwenden.

## 339 Ein farbiges Wettrennen

Tupfe auf einen Streifen Filtrierpapier einen großen Fleck mit einem grünen Filzstift und befestige das Papier wieder an einer aufgebogenen Büroklammer, daß das untere Ende in den Brennspritus taucht, der für diesen Versuch als Fließmittel benutzt werden soll. Betrachte genau nach etwa 20 Minuten den Papierstreifen!

Wenn der Farbfleck etwa 4—5 mm mit dem Fließmittel aufgestiegen ist, so ist er plötzlich nicht mehr einheitlich grün, sondern zwei neue Farbstoffe werden sichtbar. Die ursprüngliche Farbe grün ist gar nicht mehr zu erkennen. Dafür bemerkst du im unteren Teil einen blauen Farbstreifen und darüber einen gelben.

Du hast jetzt deine erste Untersuchung mit Hilfe der Papierchromatographie durchgeführt. Die Farbe des grünen Filzschreibers besteht nicht aus einer chemischen Verbindung, sondern aus zwei verschiedenen. Das wird sichtbar durch die neuen Farben blau und gelb, die gemischt grün ergeben.

Damit hast du den Vorteil der Papierchromatographie entdeckt: Durch dieses einfache Verfahren können verschiedene chemische Substanzen aufgetrennt werden. Die Trennung wird deshalb sichtbar, weil jeder der beiden Farbstoffe eine andere Fließgeschwindigkeit hat.



## 340 Ein Trick vervollständigt die Untersuchung

Trage für diese Untersuchung einen Tropfen einer Eisen-III-chlorid-Lösung auf einen Streifen Filtrierpapier auf. Verwende als Fließmittel Wasser. Stelle dir in der Zeit, in der das Fließmittel aufsteigt, eine Lösung von gelbem Blutlaugensalz in Wasser her. Betrachte nach etwa 20 Minuten das Ergebnis des Versuches. Tränke einen Wattebausch mit der Blutlaugensalzlösung und streiche damit über das Filtrierpapier! (Die beiden verwendeten Lösungen benötigst du noch für das nächste Experiment.)

Das Papier färbt sich im obersten Teil intensiver, darunter aber nur schwach blau. Es entsteht, wie du schon gelernt hast, die Verbindung Berlinerblau.

Viele Untersuchungssubstanzen sind farblos, so daß sie auf dem Papier nicht erkannt werden. Nach der Beendigung des Experimentes muß deshalb eine geeignete chemische Verbindung verwendet werden, die die Fließmittelfront sichtbar macht. Da diese Verbindung meistens mit einem Zerstäuber aufgesprüht wird, nennt man sie *Sprühmittel*. Als *Sprühmittel* eignen sich u. a. die Verbindungen mit den wohlklingenden Namen Bromphenolblau, Bromkresolgrün und Chlorphenolrot.

## 341 Eine Fingerabdruckkartei

Nach der anstrengenden Arbeit der Untersuchungen sollst du dich nun für einen Augenblick bei einem interessanten Experiment erholen. Du benötigst dafür einen Bogen weißes Schreibpapier.

Feuchte deinen Daumen und danach auch die anderen Fingernägel mit einem Wattebausch an, der mit Eisen-III-chlorid-Lösung getränkt ist. Drücke die Finger nacheinander auf den weißen Bogen und laß die feuchten Flecke trocknen. Reibe anschließend mit einem anderen Wattebausch, der mit Blutlaugensalzlösung getränkt worden ist, über das Papier (Abb. 151)! Nach dem Bestreichen werden die Fingerabdrücke sichtbar, die vorher nicht mehr zu erkennen waren. Dort, wo die Eisen-III-chlorid-Lösung eingetrocknet ist, bildet sich Berlinerblau, wenn gelbes Blutlaugensalz hinzu kommt.

Auf diese Weise kannst du dir leicht eine Kartei der Fingerabdrücke deiner Freunde und Bekannten herstellen, ohne daß irgend jemand blaue Finger bekommt.



151

## 342 Entscheidung durch ein Wettrennen

Die Erkenntnisse, daß verschiedene Farben durch die Papierchromatographie getrennt werden können, sollst du in diesem Versuch anwenden.

Trage auf einen Streifen Filtrierpapier übereinander starke Punkte mit verschiedenen Farbstiften auf, so daß nur ein dunkler Fleck entsteht. Tauche dann den Streifen wie bei den anderen Versuchen in das Fließmittel. Für diesen Versuch muß es wieder Brennspritus sein. Beobachte nach etwa 25 Minuten (Abb. 152)!

Der ursprünglich dunkle Fleck fächert sich in immer mehr Farben auf, je weiter das Fließmittel aufsteigt. Schließlich erkennst du alle Bestandteile der einzelnen Farbstifte wieder. Auch bei diesem Experiment führt die unterschiedliche Fließgeschwindigkeit der einzelnen chemischen Verbindungen zu einer Trennung.





152

## 343 Farbschweif im Becherglas

Verwende für dieses Experiment einen Streifen Filtrierpapier von etwa 2—3 cm Breite. Trage jetzt Punkte der verschiedenen Farbstifte nicht auf einen Fleck wie im vorigen Versuch, sondern nebeneinander, so daß alle Farben zur gleichen Zeit mit dem Fließmittel Brennspritus aufsteigen. Der Abstand zwischen den einzelnen Farbpunkten soll etwa 5 mm betragen. Nach etwa einer halben Stunde haben alle Farben fast den oberen Rand des Filtrierpapiers erreicht. Die Bestandteile der einzelnen Stifte sind zum Teil schon auf dem Weg zurückgeblieben, so daß sich das Filtrierpapier mit einem ganzen Bündel farbiger Streifen überzogen hat.

## 344 Gelöste Farben zerlegt

Auch in einer Lösung kannst du einzelne Bestandteile bestimmen. Gib in die Porzellanschale einige Tropfen Brennspritus und tauche dann verschiedene Filzschreiber in den Alkohol, bis du eine tiefdunkle Lösung hergestellt hast. Tauche das Glasrohr in diese Lösung und tupfe einen sehr kleinen Tropfen an den unteren Rand des Filtrierpapiers. Warte, bis er eingetrocknet ist, und wiederhole dann das Betupfen. Führe das Auftragen des Farbstoffes so lange durch, bis du einen deutlichen Fleck erhalten hast. Chromatographiere dann wie in den vorigen Versuchen. Verwende als Fließmittel Brennspritus. Betrachte nach etwa 20 Minuten den Papierstreifen! Beim Aufsteigen des Fließmittels wandern, wie in den vorigen Versuchen, die Farben mit. Durch die unterschiedliche Fließgeschwindigkeit der einzelnen Bestandteile erfolgt die Trennung. Ist die Farblösung zu sehr verdünnt gewesen, so sind die Farbstreifen natürlich nicht so intensiv wie beim direkten Auftragen mit einem Filzstift auf das Papier.

## 345 Blattgrün chromatographiert

In Experiment 315 hast du bereits das Blattgrün in Chlorophyll, Carotin und Xanthophyll zerlegt. Auch durch die Papierchromatographie ist diese Trennung möglich. Ziehe wie in Experiment 315 das Blattgrün mit Spiritus aus einem Blatt und laß wieder den größten Teil des Alkohols verdampfen. Tupfe nun wie im vorigen Experiment die Farblösung auf einen Streifen Filtrierpapier und tauche das Papier in das Fließmittel Alkohol!

Schon nach etwa zehn Minuten ist die Trennung des Blattgrüns in Chlorophyll und die beiden anderen Verbindungen sichtbar geworden. Das Chlorophyll hat eine geringere Fließgeschwindigkeit als die anderen Farbstoffe. Es verbleibt deshalb als grüner Streifen unter dem gelbbraunen, der aus Carotin und Xanthophyll besteht.

## 346 Farbstoff der Karotten

In der Chromatographie bedient sich der Chemiker zur Bestimmung einer unbekannten Substanz oft einer bekannten Vergleichsverbindung. Einen solchen Vergleich kannst du auch durchführen, wenn du den Saft einer Karotte bis auf wenige Tropfen verdampfen läßt. Tupfe nun auf einen Papierstreifen Blattgrünlösung aus dem vorigen Versuch, auf den anderen Wurzelsaft (Karottensaft). Tauche dann beide Streifen gleichzeitig so weit in das Fließmittel ein, daß der Farbfleck in der gleichen Höhe über dem Alkohol steht. Betrachte dann nach 20 Minuten!



# Chromatographie

Der Farbstoff des Karottensaftes ist in der gleichen Zeit ebenso hoch gestiegen wie die gelbe Farbe aus dem Blattgrün. Damit ist der Beweis erbracht, daß es sich nun um dieselben Verbindungen handelt. Tatsächlich ist in den Karotten die chemische Verbindung Carotin zu einem großen Teil enthalten. Dadurch wird auch die gelbrote Farbe hervorgerufen.

## 347 Eine Farbscheibe

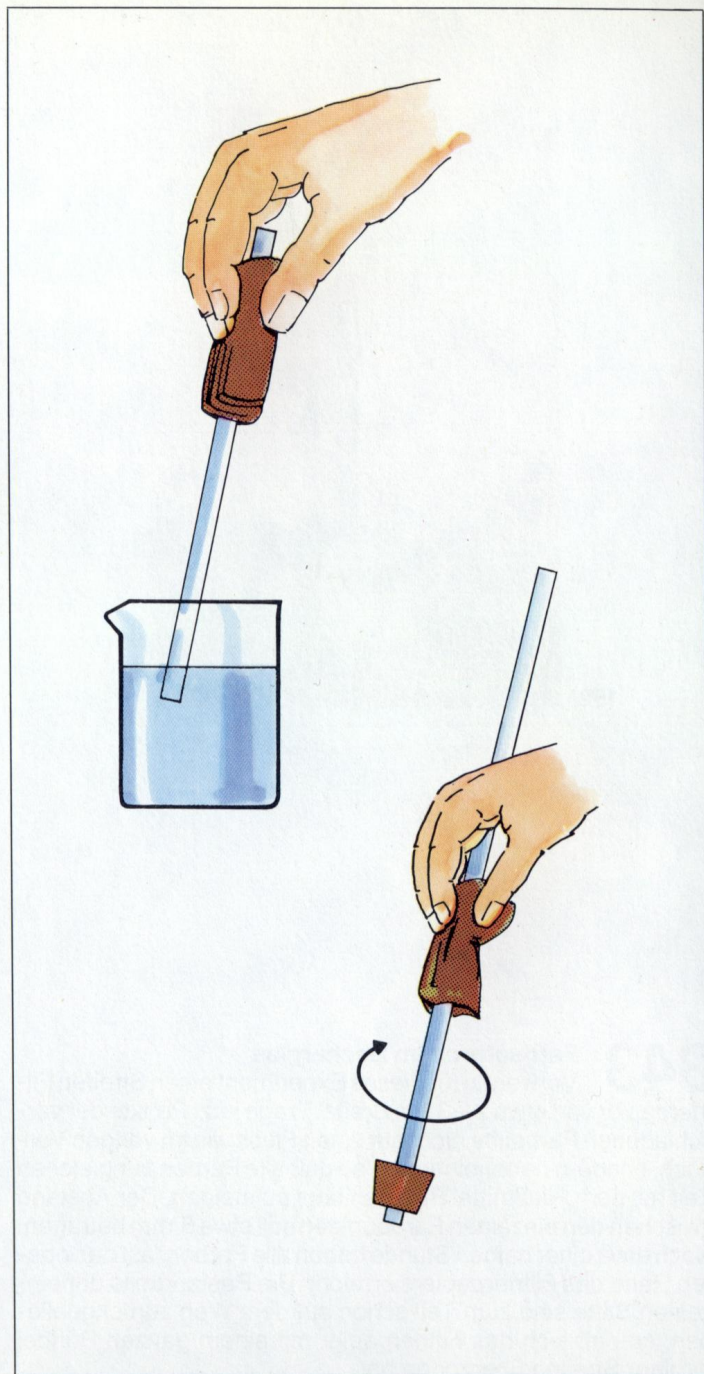
Tupfe in die Mitte eines Blattes Filtrierpapiers einen sehr dicken Fleck mit verschiedenen Filzstiften, so daß ein Kreis von ca. 2 cm Durchmesser entsteht. Rolle dann ein halbes Blatt Filtrierpapier zusammen und stecke es genau in die Mitte des Flecks, bis es etwa 1 cm herausragt. Fülle das Becherglas etwa zu drei Viertel mit Wasser und stelle den „Pilz“ so in das Becherglas, daß das ganze Blatt Filtrierpapier auf dem Rand des Becherglases liegt (Abb. 153). Beobachte nach etwa 15 Minuten, wie sich die Farben verhalten.

Aus dem Farbpunkt ist eine bunte Farbscheibe geworden, die um so bunter ausfällt, je mehr Farben du in der Mitte aufgetragen hast. Die Farben sind nach außen gewandert und füllen fast das ganze Filtrierpapier aus.

Bei diesem Experiment stieg das Wasser durch das eingesteckte Papier auf und wanderte dann auf dem oberen Blatt von innen nach außen. Dabei wurden die Farbmischungen in die Grundfarben zerlegt.



153





Periodensystem der Elemente

obere blaue Zahl: Atommasse; untere rote Zahl: Ordnungszahl

Periode		Gruppen													
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII						
	1	1,0 1 H												4,0 2 He	
	2	6,9 3 Li	9,0 4 Be	10,8 5 B	12,0 6 C	14,0 7 N	16,0 8 O	19,0 9 F						20,2 10 Ne	
	3	23,0 11 Na	24,3 12 Mg	27,0 13 Al	28,1 14 Si	31,0 15 P	32,1 16 S	35,5 17 Cl						39,9 18 Ar	
	4	39,1 19 K	40,1 20 Ca	45,0 21 Sc	47,9 22 Ti	50,9 23 V	52,0 24 Cr	54,9 25 Mn	55,8 26 Fe	58,9 27 Co	58,7 28 Ni				
		63,5 29 Cu	65,4 30 Zn	69,7 31 Ga	72,6 32 Ge	74,9 33 As	79,0 34 Se	79,9 35 Br						83,8 36 Kr	
	5	85,5 37 Rb	87,6 38 Sr	88,9 39 Y	91,2 40 Zr	92,9 41 Nb	95,9 42 Mo	98,9 43 Tc	101,1 44 Ru	102,9 45 Rh	106,4 46 Pd				
		107,9 47 Ag	112,4 48 Cd	114,8 49 In	118,7 50 Sn	121,8 51 Sb	127,6 52 Te	126,9 53 J						131,3 54 Xe	
	6	132,9 55 Cs	137,3 56 Ba	138,9 57 La )	178,5 72 Hf	180,9 73 Ta	183,9 74 W	186,2 75 Re	190,2 76 Os	192,2 77 Ir	195,1 78 Pt				
197,0 79 Au		200,6 80 Hg	204,4 81 Tl	207,2 82 Pb	209,0 83 Bi	Po 84	At 85						Rn 86		
7	Fr 87	Ra 88	Ac 89 )												

*) Lanthaniden	140,1 58 Ce	140,9 59 Pr	144,2 60 Nd	61 Pm	150,4 62 Sm	152,0 63 Eu	157,3 64 Gd	158,9 65 Tb	162,5 66 Dy	164,9 67 Ho	167,3 68 Er	168,9 69 Tm	173,0 70 Yb	175,0 71 Lu
**) Actiniden	232,0 90 Th	91 Pa	238,0 92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lw

Kurtschatow

Deutsche Namen der Elemente:

Ac = Actinium	Bk = Berkelium	Cu = Kupfer	H = Wasserstoff	Lr = Lawrencium	No = Nobelium	Pu = Plutonium	Sm = Samarium	V = Vanadium
Ag = Silber	Br = Brom	Dy = Dysprosium	He = Helium	Lu = Lutetium	Np = Neptunium	Ra = Radium	Sn = Zinn	W = Wolfram
Al = Aluminium	C = Kohlenstoff	Er = Erbium	Hf = Hafnium	Md = Mendelevium	O = Sauerstoff	Rb = Rubidium	Sr = Strontium	Xe = Xenon
Am = Americium	Ca = Calcium	Es = Einsteinium	Hg = Quecksilber	Mg = Magnesium	Os = Osmium	Re = Rhenium	Ta = Tantal	Y = Yttrium
Ar = Argon	Cd = Cadmium	Eu = Europium	Ho = Holmium	Mn = Mangan	P = Phosphor	Rh = Rhodium	Tb = Terbium	Yb = Ytterbium
As = Arsen	Ce = Cer	F = Fluor	I = Iod	Mo = Molybdän	Pa = Protactinium	Rn = Radon	Tc = Technetium	Zn = Zink
At = Astat	Cf = Californium	Fe = Eisen	In = Indium	N = Stickstoff	Pb = Blei	Ru = Ruthenium	Te = Tellur	Zr = Zirkonium
Au = Gold	Cl = Chlor	Fm = Fermium	Ir = Iridium	Na = Natrium	Pd = Palladium	S = Schwefel	Th = Thorium	
B = Bor	Cm = Curium	Fr = Francium	K = Kalium	Nb = Niob	Pm = Promethium	Sb = Antimon	Ti = Titan	
Ba = Barium	Co = Cobalt	Ga = Gallium	Kr = Krypton	Nd = Neodym	Po = Polonium	Sc = Scandium	Tr = Thallium	
Be = Beryllium	Cr = Chrom	Gd = Gadolinium	La = Lanthan	Ne = Neon	Pr = Praseodym	Se = Selen	Tm = Thulium	
Bi = Wismut	Cs = Caesium	Ge = Germanium	Li = Lithium	Ni = Nickel	Pt = Platin	Si = Silicium	U = Uran	





Das große Programm  
für junge Leute  
und begeisterte  
Hobby-Forscher



Aktuell und praxisbezogen  
Original-Industrieteile  
Experimentieren ohne Vorkenntnisse  
Ausführliche Anleitungsbücher



Alle Bauteile kannst du bei deinem Fachhändler nachkaufen oder bei den nachfolgenden Adressen bestellen:

in Deutschland:

***Schuco***<sup>®</sup> -EXPERIMENTIER-TECHNIK  
Hauptstraße 28 · Tel. (091 07) 2 44  
8501 Trautskirchen

in Österreich:

Spiel-Sport-Stadlbauer Ges.m.b.H.  
Postfach 83  
5027 Salzburg

in der Schweiz:

Witeco-AG  
Mühlenmattstr. 23  
4104 Oberwil BL

Lieferanschrift für Chemikalien, die nicht im Experimentierkasten enthalten sind:  
Bunge Chemie-Versand · Postfach 11 36 · 2150 Buxtehude · Telefon (041 67) 18 54







# Chemie

- mit Original-Laborteilen
- vielen Chemikalien
- farbigen Fotos
- gründlichen Erklärungen