

Schuco[®]

CHEMIE



Anleitungsbuch mit
Einführung in die Chemie
Chemie C

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

CHEMIE

Anleitungsbuch

Chemie C

SCHUCO EXPERIMENTIER-TECHNIK

© GEORG ADAM MANGOLD GMBH & CO. KG

Lange Straße 69–75 · 8510 Fürth/Bayern

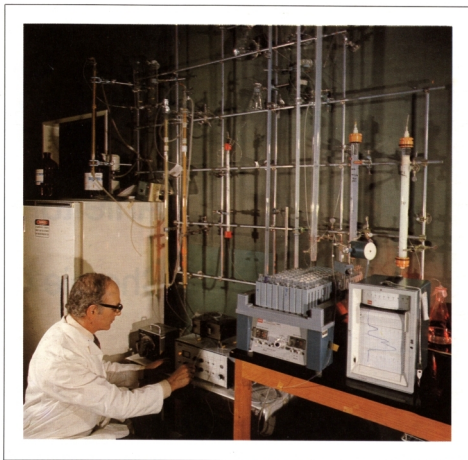
Telefon (09 11) 78 72-0, Telex 6 26 103, FAX (09 11) 78 72 53

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

Viele große Naturwissenschaftler haben sicherlich wie du in ihrer Jugend angefangen, mit einfachen Mitteln die Fragen aus den Gebieten der Physik, Chemie oder Biologie durch eigene Experimente zu beantworten. Bestimmt stand ihnen keine so reichhaltige Ausstattung zur Verfügung wie dir mit diesem Chemie Lab C. Du hast eine umfangreiche Ausrüstung für deine ersten Experimente und weitergehende Forschung erworben, wie sie auch in professionellen Labors verwendet werden: Brenner, Stativ, Becherglas, Erlenmeyerkolben, Standzylinder und eine große Zahl von Chemikalien, sowie weitere Indikatoren, die der Schnellerkennung von chemischen Stoffen und Verbindungen dienen.

Dazu liegt ein umfangreiches Anleitungsbuch bei, in dem alle Experimente ausführlich beschrieben und auch erklärt sind. Du mußt aber keine Sorge haben, daß du dich durch lange theoretische Erklärungen hindurcharbeiten mußt. Dieses Buch soll dir die notwendigen Hilfen beim Experimentieren geben und auf Verhaltensweisen dabei hinweisen. Es soll aber kein Chemielehrbuch ersetzen.

Ohne Kenntnisse auf dem Gebiet der Chemie ist vieles, das uns heute selbstverständlich zur Verfügung steht, nicht herzustellen. Dieses interessante Gebiet dient also in unendlich vielen Fällen den Menschen. Gleichzeitig aber schafft es auch eine Reihe neuer Probleme, vor allem solche, die die Umwelt belasten. Deshalb ist ein umfangreiches Kapitel in diesem Anleitungsbuch dem Umweltschutz gewidmet. Es soll dir zeigen, mit welchen einfachen Mitteln bereits Schadstoffe aufgespürt werden können, aber gleichzeitig auch warnen vor dem sorglosen Gebrauch chemischer Stoffe und chemisch-technischer Verfahren.

Nur wenige Chemikalien, die diesem Chemie Lab C aus Sicherheitsgründen nicht beigelegt werden können, müssen zusätzlich beschafft werden. Einige davon findest du bereits bei euch im Haushalt, andere bekommst du in Apotheken und Drogerien.

Für das Chemie Lab C ist zusätzlich zu beschaffen:

Brennspiritus

Natronlauge 7% (leere Flasche liegt bei)

Salzsäure 7% (leere Flasche liegt bei)

Schwefelsäure 7% (leere Flasche liegt bei)

Wasserglas

Flachbatterie 4,5 V

Inhaltsverzeichnis

Experiment	Seite	Experiment	Seite
Vorwort	3	70 Ein Feuerlöscher	38
Inhaltsverzeichnis	4	71 „Feuerschutz“	38
Einzelteile	8	72 Ein kleiner Streich	38
Hinweise für die Arbeit	14		
Luft und ihre Zusammensetzung	16	Wasser	39
1 Luft enthält Sauerstoff und Stickstoff	17	73 Wasser verdunstet	40
6 Reiner Sauerstoff	18	75 Wasser — ein Lösungsmittel	41
Chemische Reaktionen	20	82 Reinigung des Wassers	42
11 Chemische Elemente	21	87 Chemisch reines Wasser	43
12 Element und Verbindung	21	92 Zusammensetzung des Wassers	44
14 Untersuchen einer Verbindung	24	95 Anomalie des Wassers	45
16 Zerlegen einer Verbindung	24	99 Kältemischung	45
17 Trennungsmethoden	24	101 Salzwasser trägt besser	46
23 Nichtmetall Schwefel	25	104 Wasser — Wasser	47
27 Verbindungen von Schwefel und Metallen	27	105 Ein Springbrunnen	47
Stoffe bestehen aus kleinsten Teilchen	28	Säuren	48
29 Kleinste Teilchen	28	106 Eine saure Angelegenheit	49
32 Teilchen entfernen sich	29	108 Säuren — chemisch erkannt	49
Verbrennung und Oxidation	30	112 Säuren in Nahrungsmitteln	50
34 Kalkwasser ein Nachweismittel	31	119 Universal-Indikatorpapier	50
35 Entzündungstemperatur	31	122 pH-Wert von Nahrungsmitteln	51
37 Verbrennungsvorgänge	31	124 Kohlensäure hergestellt	52
40 Nachweisreaktionen mit Kohlendioxid	32	127 Kohlendioxid unschädlich gemacht	52
45 Eigenschaften von Kohlendioxid	33	128 Herstellung von Schwefliger Säure	53
48 Unterdruck	34	133 Säurebildung	55
49 Doch eine Verbrennung in Kohlendioxid,	34	134 Eigenschaften des Schwefeldioxids	55
50 Mineralwasser enthält Kohlendioxid	34	138 Reaktionen von Metallen und Säuren	56
51 Kohlenstoff aufgespürt	34	142 Wasserstoffballons	57
57 Veränderung von Kupferblech in der Flamme	35	143 Kiesel säure gel	57
60 Brennbare Metall	36	146 Glastinten	58
61 Stille Verbrennung	36	147 Glaskitt	59
64 Sauerstoffspender	36	148 Weinsäure, eine feste Säure	59
66 Brennbare Gase	37	149 Auch Tiere erzeugen Säure	59
68 Brandbekämpfung	37	Laugen	60
		150 Laugen — chemisch erkannt	61
		153 Universal-Indikatorpapier	61
		154 Laugen im Haushalt	61

Experiment	Seite	Experiment	Seite
157 Laugen greifen an	62	243 Eisen — chemisch erkannt	84
159 Calciumhydroxid	62	245 Eisen — chemisch aufgespürt	84
161 Hydroxide	62	249 Geheimnisvolle Botschaft	85
167 Ein Urwald im Chemielabor	64	250 Leiter oder Nichtleiter?	85
Salze	65	Chemische Analysen	86
172 Salzbildung	67	252 Metalle färben Flammen	86
175 Stromleitung in Flüssigkeiten	68	255 Kupfer als chemischer Anzeiger	87
181 Reaktionen von Metallen mit Säuren	69	258 Zeige, was du gelernt hast	87
185 Ein chemischer Garten	70	259 Borax-Perle	87
186 Reaktionen von Metalloxiden mit Säuren	71	Chromatographie	88
188 Kupfermünzen im neuen Glanz	71	261 Der wandernde Farbfleck	89
189 Auskristallisieren	72	265 Sprühmittel	90
192 Eine komplizierte Verbindung	72	266 Farben getrennt	90
193 Ionenbewegung sichtbar gemacht	72	269 Blattgrün chromatographiert	91
194 Aschenseil	72	271 Eine Farbscheibe	91
195 Kristalle gewinnen und züchten	73	Waschen und Reinigen	92
199 Salz fällt aus der Lösung	74	272 Seife	93
203 Unsichtbare Schrift	74	275 Erprobung der Waschkraft	93
206 Geheimtinte	75	277 Oberflächenspannung	94
207 Gerbsäure-Tinte	75	282 Seife und Kohle	94
208 Eiweißgerinnung	75	294 Unterschiedliches Wasser	95
209 Gerbsäure nachgewiesen	75	286 Nachweis der Kalksalze in Leitungswasser	95
210 Tinte selbst gemacht	76	287 Enthärtung	95
211 Die Zeit macht Tinte haltbar	76	288 Soda als Enthärter	96
212 Aus Salzen werden Hydroxide	76	289 Enthärtung von Kalkwasser	96
216 Kohlensäurespender	77	291 Seife selbst hergestellt	96
219 Original oder Fälschung?	77	293 Seife aus Kerzenwachs	97
220 Marmor und Salzsäure	77	294 Flammenfärbung durch Seife	97
223 Brausepulver selbst hergestellt	78	295 Seife und Essig	98
224 Kalk-Mörtel	78	296 Waschpulver	98
227 Wasserglas als Schutzüberzug	79	297 Feinwaschmittel	98
Metalle	80	301 Lösungsmittel für Fette	98
228 Metallischer Glanz	81	Umweltschutz	99
229 Oxidation	81	303 Luftverschmutzung — Kohlendioxid in der Luft	100
232 Metalle als Leiter	82	306 Schadstoff Schwefeldioxid	102
234 Metalle aus Salzlösung	82		
236 Spannungsreihe der Elemente	83		
239 Metallgewinnung durch elektrischen Strom	83		
240 Galvanotechnik	84		
241 Metallschmelze	84		











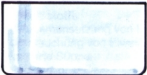
Inhaltsverzeichnis

Experiment	Seite	Experiment	Seite
307 Wirkung des Schwefeldioxids	102	Nährstoff Fett	130
309 Schwefeldioxid-Gehalt der Luft	104	401 Fettvorkommen	131
310 Schädliches Schwefeldioxid	104	405 Fett und Flüssigkeiten	131
312 SO ₂ -Erzeuger ermittelt	104	409 Gewinnung von Pflanzenfetten	132
314 Stickoxide nachgewiesen	105	412 Galle — ein Verdauungssaft für Fette	132
318 Salpetersäure	107		
319 „Dicke Luft“	107	Vollnahrungsmittel Milch	133
322 Salzsäuregas	110	413 Milchuntersuchungen	134
326 Untersuchung von Regenwasser	111	418 Säure verändert die Milch	134
333 Wasserverschmutzung	112	419 Untersuchung der Milchbestandteile	135
344 Verschmutzung durch Erdölprodukte	114	422 Chemische Prüfung der Molke	135
347 Bodenverschmutzung	115	423 Milchproben in der Hitze	135
Organische Chemie	117		
Zucker und Stärke	118	Chemie der Pflanzenwelt	136
353 Grundstoffe des Zuckers	119	425 Bestandteile der Pflanzen	137
356 Gewinnung von Zucker	119	427 Trockene Destillation	137
358 Zuckerkristalle	120	430 Wasserpflanzen erzeugen Gas	138
360 Milchzucker	120	433 Assimilation und Atmung	138
361 Bonbons selbst hergestellt	120	434 Aktivkohle	139
363 Brennproben	121	437 Salze in Pflanzen	139
365 Zusammensetzung der Stärke	121	440 Chemische Elemente in der Holzasche	140
367 Ein Erkennungsmittel für Stärke	122	443 Zusammensetzung der Pottasche	140
369 Stärkenachweise	122	445 Calcium-Nachweis	141
375 Dextrin	123	446 Stickstoffnachweis	141
379 Stärke aus Kartoffeln	124	447 Salze im Boden	142
380 Stärke und Wasser	124	449 Eine „Gasfabrik“	142
382 Stärkekleister	125	450 Chlorophyll — ein grüner Farbstoff	142
383 Überall Stärke	125	453 Eine Pflanze mit deinem Namen	143
386 Spiel mit der Farbe	125	454 Abgeschnittene Pflanzen leben weiter	143
388 Dem Dieb auf der Spur	126	456 Keimung	144
389 Die Wirkung des Backpulvers	126		
Eiweißstoffe	127	Alkohol	146
390 Zusammensetzung von Eiweißstoffen	128	462 Eigenschaften des Alkohols	147
393 Untersuchung von Eiweißlösung	129	467 Brennschmelze enthält Wasser	148
398 Legierte Suppe	129	469 Absoluter Alkohol	148
399 Stickstoffnachweis	129	470 Alkohol in Toilettenartikeln	148
400 Verdauung der Eiweißstoffe	129	473 Hartschmelze	149
		476 Destillation von Alkohol	150
		479 Alkohol — selbst hergestellt	150
		482 Alkohol aus Weintrauben	151
		483 Hefepilze im Alkohol	151



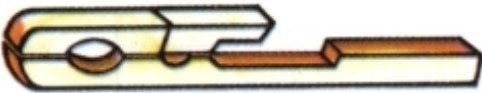
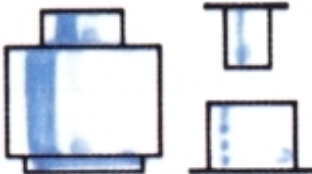






Inhaltsverzeichnis

Experiment	Seite	Experiment	Seite
Organische Säuren	153	511 Wärmeleitfähigkeit	161
486 Essigsäure	153	512 Elektrostatische Aufladung	161
490 Essigsäure — chemisch nachgewiesen	154	513 Gleiche und ungleiche Ladungen	161
491 Eigenschaften der Essigsäure	154	514 Kunststoffe isolieren	161
493 Acetate — Salze der Essigsäure	154	515 Kunststoffe und Säuren	162
		516 Kunststoffe und Laugen	162
Kunststoffe	155	517 Polyäthylen (PE)	162
494 Gemeinsame Grundstoffe	156	527 Styrolpolymerisate	165
496 Tyndall-Effekt	157	531 Polyvinylchlorid (PVC)	168
497 Dichte von Kunststoffen	157	534 Polyamide (PA)	169
501 Oberflächenhärte	158		
502 Harte und weiche Kunststoffe	158	Rauchskala	107
503 Elastische Kunststoffe	158		
504 Elastizität im Vergleich	159	Farbtabellen für Teststreifen	170
505 Temperaturabhängige Eigenschaften	160		











Chemie-Lab Einzelteile




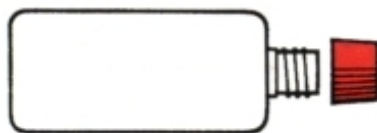
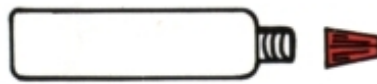
Teil	Bestell.-Nr.	Bezeichnung	Inhalt	
			C	A-C
	349.4001	Becherglas (Duran von Schott)	1	
	349.4002	Erlenmeyerkolben (Duran von Schott)	1	1
	349.4003	Standzylinder	1	1
	349.4004	Deckglas zum Standzylinder	1	1
	349.4005	Reagenzglas, groß (Fiolax von Schott)	6	2
	349.4006	Reagenzglas (AR von Schott)	5	3
	349.4007	Winkelrohr	2	1
	349.4008	Glasrohr	1	
	349.4009	Uhrglas	1	1
	349.4010	Porzellanschale	1	
	349.4011	Wanne	1	1

Chemie-Lab Einzelteile


















Teil	Bestell.-Nr.	Bezeichnung	Inhalt	
			C	A-C
	349.4013	Ständerstab	1	1
	349.4014	Federklammer	1	1
	349.4015	Reagenzglasklammer	1	
	349.4016	Spiritusbrenner mit Dochthalter und Abdeckkappe	1	
	349.4018	Docht	1	
	349.4020	Verbrennungslöffel	1	
	349.4022	Hornlöffel	1	
	349.4023	Pinzette	1	
	349.4024	Trichter	1	
	349.4025	Filtrierpapier mit	10	
	349.4025	Lackmuspapier, blau in Streifen*)	10	
	349.4025	Lackmuspapier, rot in Streifen*)	10	
	349.4310	Filtrierpapier mit	10	10
	349.4310	Streifen Universal-Indikator*)	10	10
		*) am Filtrierpapier		







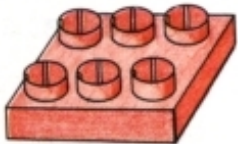


Chemie-Lab Einzelteile

Teil	Bestell.-Nr.	Bezeichnung	Inhalt	
			C	A-C
	349.4026	Reagenzglasbürste	1	
	349.4027	Etiketten, selbstklebend	10	10
	349.4028	Korkscheibe	1	1
	349.4029	Verschlußstopfen, Kork	2	2
	349.4030	Gummistopfen, einfach durchbohrt	1	
	349.4031	Gummistopfen, doppelt durchbohrt	1	1
	349.4032	Schlauch, 20 cm lang	1	1
	349.4033	Kohleelektrode	2	2
	349.4034	isolierter Draht	3	3
	349.4037	Stabmagnet	1	1

Teil	Bestell.-Nr.	Bezeichnung	Inhalt	
			C	A-C
	349.4038	Vorratsröhrchen mit Ammoniumchlorid	1	
	349.4039	Vorratsröhrchen mit Kaliumpermanganat	1	
	349.4040	Vorratsröhrchen mit Calciumoxid (gebrannter Kalk)	1	
	349.4041	Vorratsröhrchen mit Natriumchlorid (Kochsalz)	1	1
	349.4042	Vorratsröhrchen mit Kupfersulfat	1	
	349.4043	Vorratsröhrchen mit Natriumhydrogencarbonat (Natron)	1	
	349.4044	Vorratsröhrchen mit Natriumsulfat	1	1
	349.4046	Vorratsröhrchen mit Schwefel	1	
	349.4047	Vorratsröhrchen mit Soda	1	1
	349.4048	Vorratsröhrchen mit Wein- oder Zitronensäure	1	1
	349.4049	Vorratsröhrchen mit Calciumchlorid	1	1
	349.4050	Vorratsröhrchen mit Eisen-III-Chlorid	1	
	349.4051	Vorratsröhrchen mit Eisenpulver	1	
	349.4052	Vorratsröhrchen mit Holzkohle	1	1
	349.4053	Vorratsröhrchen mit Mangansulfat	1	1
	349.4054	Vorratsröhrchen mit Magnesiumsulfat	1	1
	349.4056	Vorratsröhrchen mit Gerbsäure	1	
	349.4057	Vorratsröhrchen mit Zink	1	1
	349.4060	Vorratsröhrchen mit Kaliumhexacyanoferrat (II) (gelbes Blutlaugensalz)	1	
	349.4062	Vorratsröhrchen mit Kobaltchlorid	1	1
	349.4063	Vorratsröhrchen mit Borax	1	1
	349.4102	Vorratsröhrchen mit Pepsin	1	1
	349.4201	Vorratsröhrchen mit Polyäthylen blau	1	1
	349.4202	Vorratsröhrchen mit Polyäthylen rot	1	1
	349.4204	Vorratsröhrchen mit Polyäthylen grün	1	1
	349.4311	Vorratsröhrchen mit Volldünger	1	1
	349.4370	Vorratsröhrchen mit Siedesteinen	1	1
	349.4065	Plastikflasche für Salzsäure 7 %	1	1
	349.4066	Plastik-Flasche für Schwefelsäure 7 %	1	1
	349.4067	Plastikflasche für Natronlauge 7 %	1	1
	349.4068	Plastik-Flasche für div. Flüssigkeiten Verschluß für Flaschen	1 4	1 4

Chemie-Lab Einzelteile

Teil	Bestell.-Nr.	Bezeichnung	Inhalt	
			C	A-C
	349.4072	Kupferblech	1	
	349.4074	Lötzinn	1	1
	349.4075	Magnesiastäbchen	2	2
	349.4076	Magnesiumband, 20 cm lang	1	1
	349.4149	Schutzbrille	1	
	349.4209	Stab aus Polyäthylen	1	1
	349.4210	Stab aus Polyamid 6	1	1
	349.4211	Stab aus Standard-Polystyrol	1	1
	349.4212	Stab aus hochschlagfestem Polystyrol	1	1
	349.4214	Stab aus weichmacherhaltigem PVC	1	1
	349.1129	Glühlampe 3,8 V	1	1
	349.1026	Fassung	1	1
	349.5025	Krokodilklemme	2	2
	349.4313	Teststreifen Sulfat, lang, vier Testzonen	5	5
	349.4314	Teststreifen Sulfid, lang, eine Testzone	5	5
	349.4315	Teststreifen Nitrat, lang, zwei Testzonen	5	5
	349.4316	Teststreifen Nitrit, kurz, eine Testzone	5	5
Achtung: Alle Teststreifen müssen in verschlossenen Gefäßen aufbewahrt werden.				

Teil	Bestell.-Nr.	Bezeichnung	Inhalt	
			C	A-C
	349.4363	Flasche mit Jod-Jodkaliumlösung	1	1
	349.5119	Glashalter	1	1
	349.4352	Tropfpipette, ohne Gummi als Glasrohr mit Spitze zu verwenden	1	1
	349.4364	Stativfuß	1	1
	349.4365	Spange für Federklammer	1	1
	349.4366	Manschette für Erlenmeyerkolben	1	1
	349.4367	Reagenzglasständer	1	1
	349.4368	Porzellanschalenständer	1	1
	349.4362	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 EB- oder Trinkgefäßen aufbewahrt werden. Chemikalien nie in den Mund nehmen

3. Am günstigsten richtest du dir einen Arbeitsplatz in der Küche, in einem Keller- oder Bodenraum ein. Sprich mit deinen Eltern darüber, wo bei euch der beste Platz dafür ist. Sehr praktisch wäre es, wenn du einen Wasseranschluß in der Nähe 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 bei den Experimenten 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. Wenn in Reagenzgläsern etwas erhitzt werden soll, mußt du große Reagenzgläser verwenden. Nur sie sind hitzebeständig.

9. 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.
10. 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 hineindrehen.
11. 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 171).
12. 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.**



Hinweise für das Experimentieren

13. 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.
14. 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.
15. 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.

16. 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!

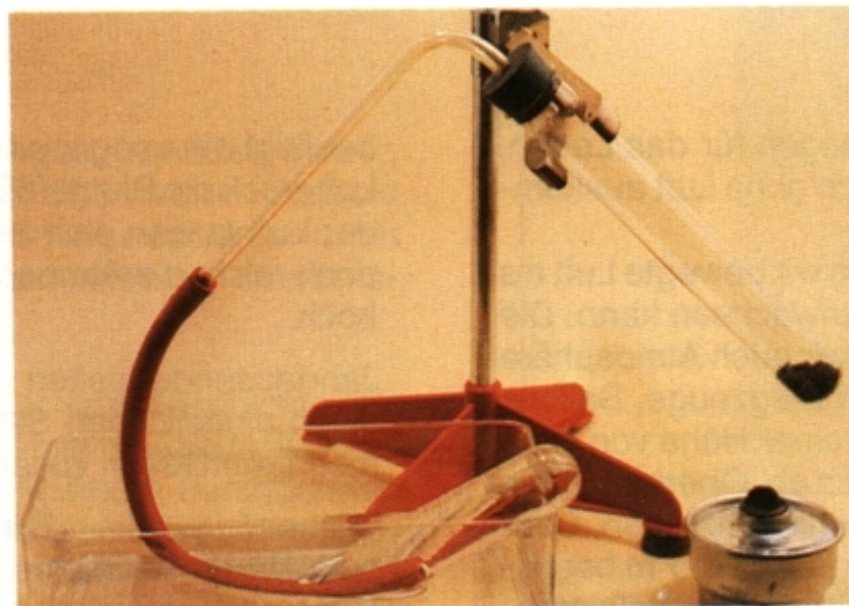
Unser Umwelt-Tip: In allen Gemeinden finden Aktionen zur Beseitigung von Umwelt-Sondermüll statt, bei denen du deine Abfälle fachgerecht beseitigen lassen kannst.



2

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



3



4



Schwerer Wintersturm

5

Luft ist eine der wichtigsten Voraussetzungen für das Leben, denn nur wenige Minuten kann der Mensch ohne Luft auskommen.

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 Ballonfahrer, die in größere Höhe 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.

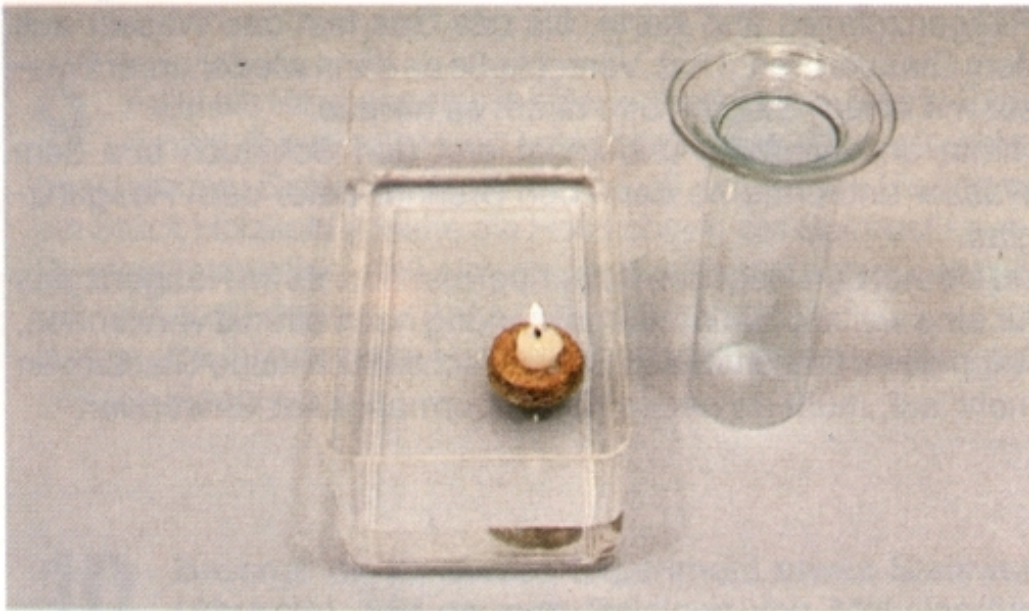
Wir benötigen die Luft in dieser bestimmten Zusammensetzung zum Atmen. Auch eine Verbrennung kann nur in Gang kommen und weiter ablaufen, wenn brennbaren Stoffen genügend Luft zugeführt wird.

Luft und ihre Zusammensetzung

1 Luft enthält Sauerstoff und Stickstoff

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 den Standzylinder darüber. Beobachte dann die Kerze!

2 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 den Standzylinder vorsichtig darüber, so daß die Scheibe weiterhin schwimmt (Abb. 6). Beobachte die Kerze und achte zusätzlich auf den Wasserstand im Standzylinder.



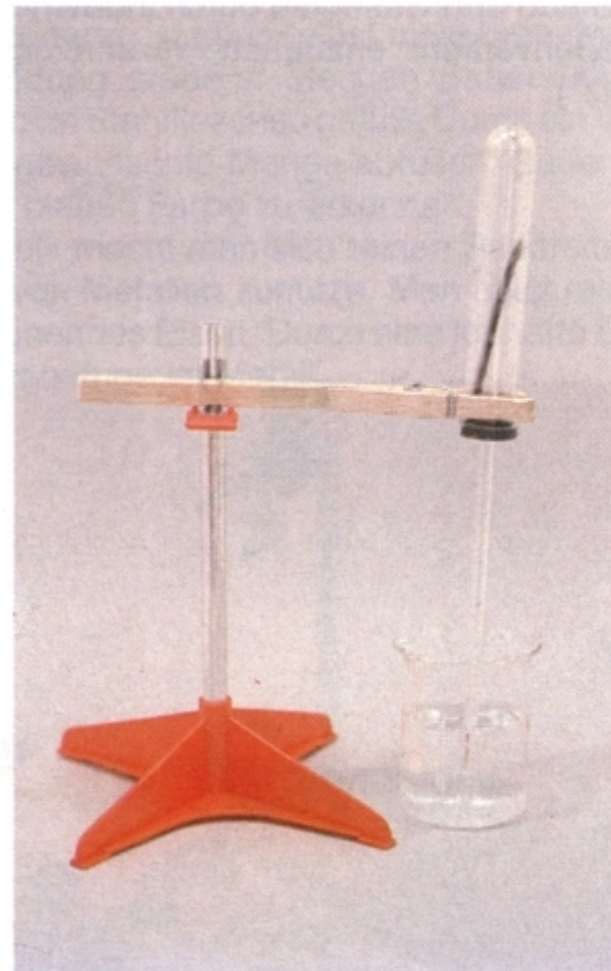
6

3 Streue 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. 7) und lasse die Versuchsanordnung einige Tage stehen!

4 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. 8).



7



8

Luft und ihre Zusammensetzung

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

Jede Flamme erlischt, wenn der Sauerstoffanteil der Luft zu klein ist. Bei Experiment 2 wird der Raum des verbrauchten Sauerstoffs durch das Wasser eingenommen, weshalb der Wasserspiegel im Standzylinder steigt. Das gleiche Ergebnis zeigen Experiment 3 und 4, da beim Rosten auch Sauerstoff verbraucht wird. Das Restgas aus Experiment 4 läßt die Flamme erstickern, es ist Stickstoff.

Luft ist ein Gemisch, das überwiegend aus den Gasen Sauerstoff und Stickstoff besteht.

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.

Bei den Edelgasen stellt Argon den Hauptanteil. Nur 0,03 % des Luftvolumens wird vom Kohlendioxid eingenommen. Gewöhnliche Luft enthält auch noch Wasserdampf als Luftfeuchtigkeit. Außerdem ist Luft — besonders in Ballungsgebieten — durch Staub und Gase, die durch Industrie, Hausbrand und den Straßenverkehr entstehen, verunreinigt (vgl. Kap. "Umweltschutz").

6 Reiner Sauerstoff

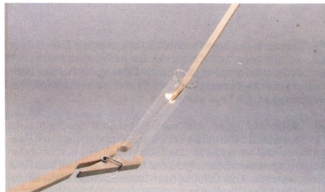
Sauerstoff ist nicht nur ein Bestandteil der Luft, sondern er kommt auch in vielen chemischen Verbindungen vor. Eine solche Verbindung, aus der du Sauerstoff gewinnen sollst, ist Kaliumpermanganat. Es gibt beim Erhitzen leicht Sauerstoff ab.

Fülle zwei Hornlöffel voll Kaliumpermanganat in ein großes Reagenzglas und spanne es mit der Reagenzglasklammer in das Stativ ein. Verschiebe das Glas mit einem durchbohrten Stopfen, durch dessen Bohrung ein gebogenes Glasrohr führt. Lege ein großes Reagenzglas in eine zur Hälfte gefüllte Plastikschüssel 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. 9).

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. Verschiebe es dann wieder unter Wasser mit einem Stopfen und nimm es heraus.

Nimm anschließend unbedingt erst den Schlauch aus 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 neues Kaliumpermanganat verwenden.



7 Öffne das Reagenzglas, das du im vorigen Experiment mit Sauerstoff gefüllt hast und tauche sofort einen glimmenden Holzspan in das Glas (Abb. 10). Prüfe mehrfach, indem du die Flamme wieder ausbläst!

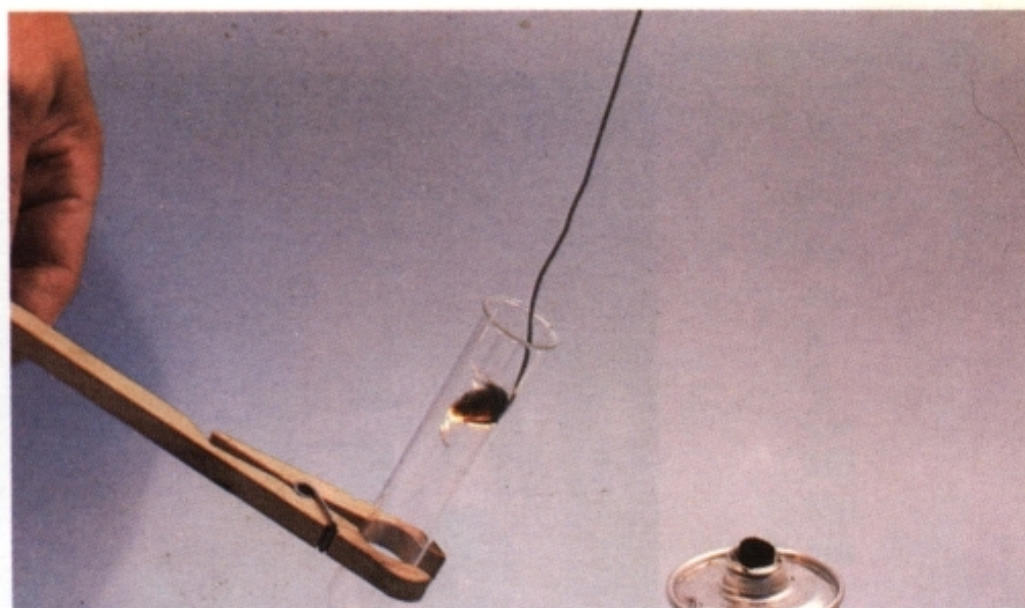
8 Berechne dir Sauerstoff in der bekannten Weise (Experiment 6), fülle damit das Marmeladenglas und verschließe es mit einem Deckel. Bringe nun einen Holzspan zum Glimmen, öffne das Glas mit dem Sauerstoff und „gieße“ den Sauerstoff auf den glimmenden Span. Halte dabei die Öffnung des Glases möglichst dicht über den Holzspan.

9 Fülle ein Reagenzglas mit Sauerstoff, den du wie in Experiment 6 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.

10 Besorge dir für dieses Experiment etwas Stahlwolle (Abrazzo), wie es zum Reinigen von Metallgeräten benutzt wird. Fülle dann ein Reagenzglas mit Sauerstoff 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. 11). Beachte, daß du mit dem Draht nicht die Wand des Gefäßes berührst!

Durch Zersetzung von Kaliumpermanganat kann man reinen Sauerstoff gewinnen, der mit einem glimmenden Holzspan nachgewiesen werden kann. Der Holzspan flammt dann auf. Dieses Aufflammen ist ein Erkennungsmittel (Nachweis) für Sauerstoff.

Es ist ein farbloses, geruchloses Gas. Ein Liter Sauerstoff wiegt 1,43 g, ist also schwerer als das Gasgemisch Luft und läßt sich deshalb ausgießen. Bei sehr tiefen Temperaturen von -183°C wird Sauerstoff flüssig und bei -218°C fest.



11

In reinem Sauerstoff erfolgt jede Verbrennung viel rascher und intensiver als an der Luft. Selbst Stoffe, z. B. Metalle, die sich an der Luft nicht entzünden, lassen sich in reinem Sauerstoff unter lebhafter Flammenerscheinung verbrennen. Sauerstoff fördert jede Verbrennung, ist aber selbst nicht brennbar.

Bei Verwendung größerer Mengen Sauerstoff wird er unter hohem Druck in Stahlflaschen gefüllt. Durch ein Ventil kann man jeweils die gewünschte Menge abfüllen. Sauerstoff-Flaschen sind an der blauen Farbe zu erkennen.

In der Technik macht man sich reinen Sauerstoff beim Brennschneiden von Metallen zunutze. Man bläst reinen Sauerstoff z. B. auf glühendes Eisen. Durch eine lebhafte Oxidation bildet sich eine Trennfuge im Metall.



Der Alchimist

12

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 und Stoffveränderungen zu untersuchen, ihre Eigenschaften festzustellen und neue Stoffe gezielt herzustellen. 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.

11 Chemische Elemente

Nimm je einen Löffel Eisenpulver und Schwefel aus den Vorratsröhrchen und häufe sie nebeneinander auf eine 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, mußst du dir vorstellen, daß einmal ein so winziges Teilchen Schwefel oder Eisen nachbleibt, das man nicht mehr teilen kann. Ein solches Teilchen bezeichnet man als **A t o m**. 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, werden **Grundstoffe** oder **Elemente** genannt. Schwefel und Eisen sind solche Elemente oder Grundstoffe. Außer diesen beiden gibt es noch eine Vielzahl anderer, nämlich insgesamt 105. Das bedeutet, daß es auch 105 verschiedene Atomarten gibt.

Um für die Chemiker in aller Welt eine einheitliche Benennung der Elemente zu schaffen, hat man für jedes ein Zeichen, auch **S y m b o l** genannt, als Abkürzung festgelegt. Es gibt also 105 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.



13

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

12 Element und Verbindung

Mische die beiden Elemente aus Experiment 11 gut miteinander. Vergleiche das Gemisch mit den einzelnen Grundstoffen. Streiche wieder mit dem Magneten über die Mischung.

13 Bringe das Gemisch aus Experiment 12 auf eine feste Unterlage, z. B. einen Ziegelstein. Entzünde es nun mit einer glühenden Stricknadel (Abb. 13). Was beobachtest du? Wiederhole die Untersuchung mit dem Magneten wie in Experiment 12.

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

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

Nach 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.)

Chemische Reaktionen

Aus den Elementen Schwefel und Eisen ist eine Verbindung entstanden, die sich völlig von den beiden Ausgangsstoffen unterscheidet. Diese Verbindung aus Schwefel und Eisen — der Endstoff — 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.

+ bedeutet: aufzählendes „und“
→ bedeutet: „reagiert unter Bildung von“

Schwefel und Eisen reagieren unter Bildung von Schwefeleisen.

Noch weiter vereinfachen läßt sich die Darstellung durch Verwendung der chemischen Symbole. Man muß dazu wissen, daß ein Symbol 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.

Unter den 90 natürlichen Elementen sind etwa 70 Metalle und 20 Nichtmetalle. Weitere 15 Elemente konnten bisher künstlich hergestellt werden.

Bei Zimmertemperaturen sind elf Elemente gasförmig. Das Metall Quecksilber und das Nichtmetall Brom sind bei dieser Temperatur flüssig.

Viele Elemente können untereinander Verbindungen eingehen. Elemente und Verbindungen bezeichnet man als Reinstoffe. Diese Reinstoffe sind einheitlich zusammengesetzt. Weit häufiger sind im Alltag allerdings Gemische.

Beispiele für Reinstoffe und Gemische

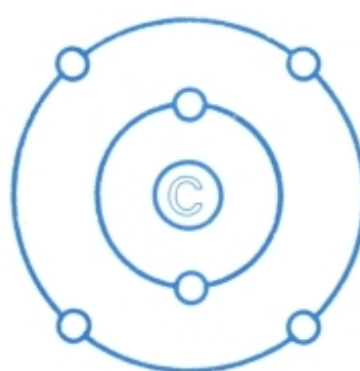
Reinstoffe	Gemische
Elemente Eisen, Magnesium, Schwefel Quecksilber Sauerstoff, Stickstoff	Eisen- und Schwefelpulver Lehmwasser Rauch
Verbindungen Magnesiumoxid Kupfersulfid	Lösungen Kochsalzlösung Zuckerlösung

Einteilung der Reinstoffe in Stoffklassen

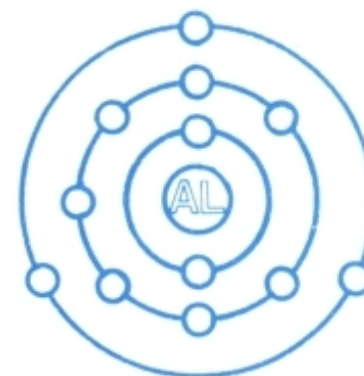
Reinstoffe	Elemente	Metalle	Aluminium Kupfer Gold Quecksilber
		Nichtmetalle	Sauerstoff Stickstoff Schwefel Kohlenstoff
	Verbindungen	Wasser Kohlendioxid Kupferoxid Salzsäure	



15



16



17

Lange Zeit nahm man an, daß die unsichtbar kleinen Atome die kleinsten Bausteine der Materie seien, doch heute weiß man, daß auch sie aus noch winzigeren Teilchen zusammengesetzt sind. Ein Atom setzt sich aus einem Atomkern und Elektronen zusammen, die, ähnlich wie der Mond die Erde, den Kern auf einer festgelegten Bahn umkreisen (Abb. 15). Diese Bahnen bezeichnet man auch als **Schalen**.

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

Wenn ein Atom mehr als zwei Elektronen besitzt, so bewegen sie sich nicht alle auf einer Bahn um den Kern, sondern auf zwei oder mehreren (Abb. 16/17).

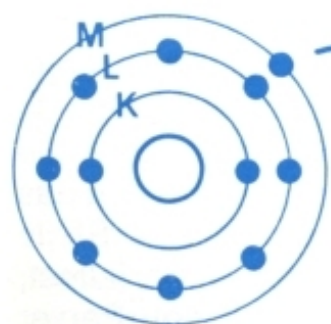
Elemente verhalten sich chemisch stabil, wenn auf der äußeren Schale 8 Elektronen (Edelgaskonfiguration) kreisen. Ist diese Anzahl nicht erreicht, geht das Element mit anderen chemische Verbindungen ein. Dabei wird durch Elektronenabgabe bzw. -aufnahme dieser Zustand erreicht, wenn die Elemente Verbindungen miteinander eingehen.

Die Zahl der Außenelektronen, die abgegeben oder aufgenommen werden, entspricht der Bindungsfähigkeit des Elements. Man bezeichnet sie als **Wertigkeit** des Atoms.

Beispiel:

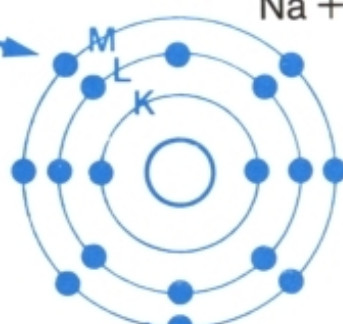
Das Natrium-Atom hat 1 Elektron auf seiner Außenschale. Es gibt dieses **e i n e** Elektron ab, um eine stabile Elektronenanzahl zu erreichen. Natrium ist deshalb 1-wertig.

Das Chloratom dagegen hat 7 Elektronen auf seiner Außen-



18 1 Atom Natrium

+

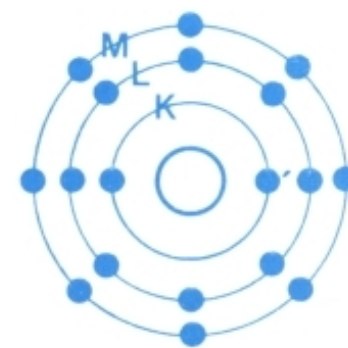


1 Atom Chlor



Na-Ion

+



Cl-Ion

Wertigkeiten einiger Elemente

Elementnamen	Symbol	Wertigkeit
Aluminium	Al	III
Blei	Pb	II, IV
Chlor	Cl	I
Eisen	Fe	II, III
Kohlenstoff	C	II, IV
Kupfer	Cu	I, II
Natrium	Na	I
Magnesium	Mg	II
Phosphor	P	III, V
Sauerstoff	O	II
Schwefel	S	II, IV, VI
Stickstoff	N	III, V
Wasserstoff	H	I

schale. Es nimmt **e i n** Elektron auf, um die stabile Elektronenanzahl von 8 zu erreichen. Chlor ist auch 1-wertig (Abb. 18).

Das Natriumatom erhält durch die Abgabe des einen Elektrons die Elektronenverteilung des Edelgases Neon, das Chloratom gleicht nach der Elektronenaufnahme mit 8 Außenelektronen dem Edelgas Argon.

Findet die Elektronenaufnahme bzw. -abgabe zwischen den Elementen Natrium und Chlor statt, entsteht die Verbindung Natriumchlorid (Kochsalz).

Chemische Reaktionen

14 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.

15 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 kochtest. Da das Salz chemisch dabei nicht verändert wird, spricht der Chemiker von physikalischen Vorgängen.

16 Zerlegen einer Verbindung

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

Kaliumpermanganat färbt Wasser intensiv rot, nach dem Erhitzen dieser Verbindung dagegen wird Wasser grün gefärbt. Du hast im Experiment 6 gelernt, daß Kaliumpermanganat beim Erhitzen Sauerstoff abgibt. Die Verbindung Kaliumpermanganat wird also auf diese Weise zerstört.

Lösung oder chemische Reaktion?

Gib in ein Reagenzglas eine Löffelspitze Eisenpulver und dazu die gleiche Menge Schwefel. Die Mengen müssen wirklich sehr klein gehalten werden. Fülle das Glas zur Hälfte mit Wasser auf, schüttele gut um und gib verdünnte Salzsäure dazu. Erwärme leicht über der Spiritusflamme und betrachte den Inhalt des Glases.

Das Eisen löst sich auf, der Schwefel dagegen nicht. Zwischen dem Eisen und der Salzsäure läuft eine chemische Reaktion ab, die einen neuen Stoff entstehen läßt. Der Schwefel bleibt unverändert erhalten. Schwefel und Salzsäure reagieren nicht miteinander.

Trennungsmethoden

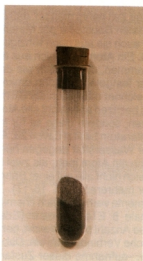
Da in der Natur überwiegend Gemische vorkommen, muß man verschiedene Trennverfahren anwenden, um aus Rohstoffen Reinstoffe zu gewinnen, die als Ausgangsstoffe zur Herstellung der verschiedensten Produkte benötigt werden.

Bei den verschiedenen Trennverfahren nutzt man die unterschiedlichen Eigenschaften der Bestandteile in den Stoffgemischen. Einige sollst du in den folgenden Experimenten kennenlernen.

17 Gib in ein Reagenzglas eine Löffelspitze Eisenpulver und dazu die gleiche Menge Schwefel. Fülle das Glas zur Hälfte mit Wasser und schüttele kräftig um. Betrachte danach den Inhalt. Auch nach langem Schütteln lösen sich Eisen und Schwefel nicht in Wasser. Da aber das Eisen zu Boden sinkt, der Schwefel aber an der Oberfläche schwimmt (Abb. 19), kann das Eisen-Schwefel-Gemisch auf diese Weise wieder getrennt werden.



19

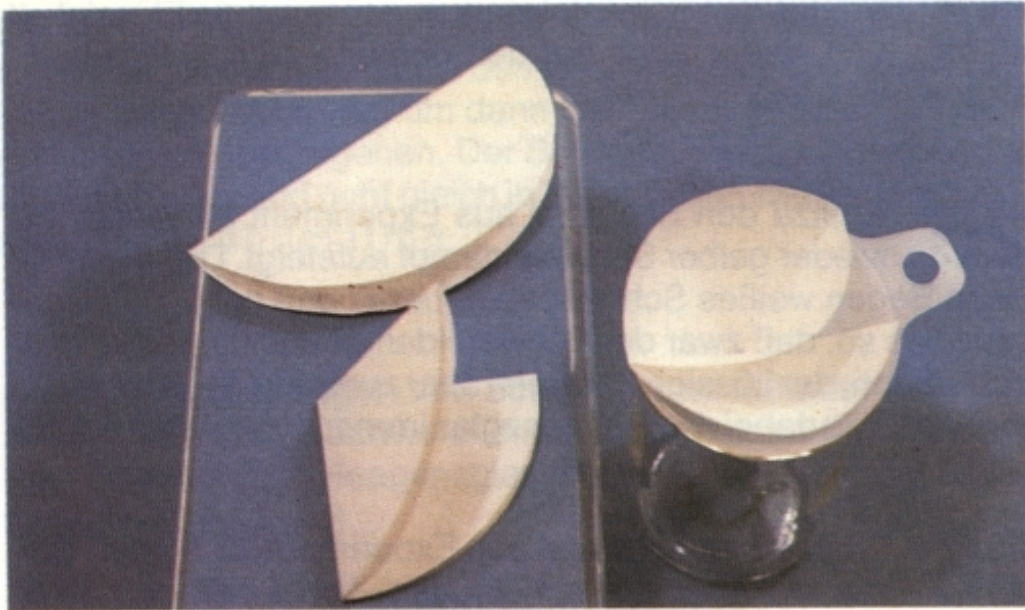


20

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

Bald sammelt sich das Eisenpulver am Boden des Reagenzglases, der Sand schichtet sich darüber (Abb. 20). Beim Schütteln bewegen sich die schweren Eisenteile nach unten, während sich die leichteren Sandteilchen über dem Eisen ablagern. Auch auf diese Weise kann ein Gemisch wieder getrennt werden.

19 Gib etwa zwei Löffel voll Sand und die gleiche Menge Kochsalz in das Reagenzglas und vermische beide Stoffe gut miteinander. Wieder erhältst du ein Gemenge — die einzelnen Bestandteile sind noch gut erkennbar. Fülle nun das Reagenzglas bis zur Hälfte mit Wasser auf und schüttele. 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



21

gelegt werden (Abb. 21). Nun paßt das Filterpapier in den Trichter; es schmiegt sich noch besser an, wenn du es etwas mit Wasser anfeuchtest. 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.

20 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.

21 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.

22 Mische in einer Porzellanschale je einen halben Löffel Eisenpulver und Kochsalz. Es entsteht ein Gemenge, in dem die beteiligten Stoffe aufgrund des farblichen Unterschieds noch deutlich zu erkennen sind (Abb. 22).

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.

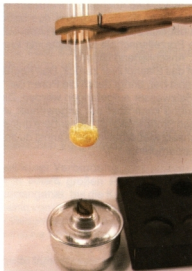


22

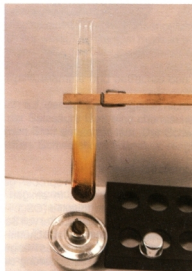
23 **Nichtmetall Schwefel**

Das Element Schwefel ist ein spröder, gelber Stoff. Er löst sich nicht im Wasser, jedoch in einigen organischen Lösungsmitteln, z. B. Kohlenstoffdisulfid (CS_2).

Gib in ein großes Reagenzglas einen Löffel 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. 23). Betrachte ihn dann noch einen Augenblick, indem du das Reagenzglas dabei leicht schüttelst!



23



24

24 Erhitze den Schwefel stärker. Achte auf die Flüssigkeit und später auch auf den oberen Teil des Reagenzglases (Abb. 24).

25 Erhitze den Schwefel aus Experiment 24 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.

26 Erhitze den Schwefel aus Experiment 25 erneut, dieses Mal aber bis zum Sieden. Achte darauf, daß er nicht herauspritzt! Gieße dann das flüssige Element schnell in die wassergefüllte Porzellanschale.

Der Schwefel schmilzt beim Erwärmen zu einer leichten, gelben Flüssigkeit. Kühlt man ihn dann ab, so erhältst du ihn wieder in gelber, fester Form.

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.

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. 25).



25

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 überspringt aber die flüssige Phase und geht gleich in Dampf über. Diesen Vorgang nennt man Sublimation.

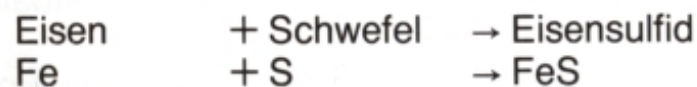
27 Verbindungen von Schwefel und Metallen

Gib etwas Schwefel und ein schmales Stück Kupferblech in ein großes Reagenzglas und erhitze es über der Spiritusflamme (Abb. 26).

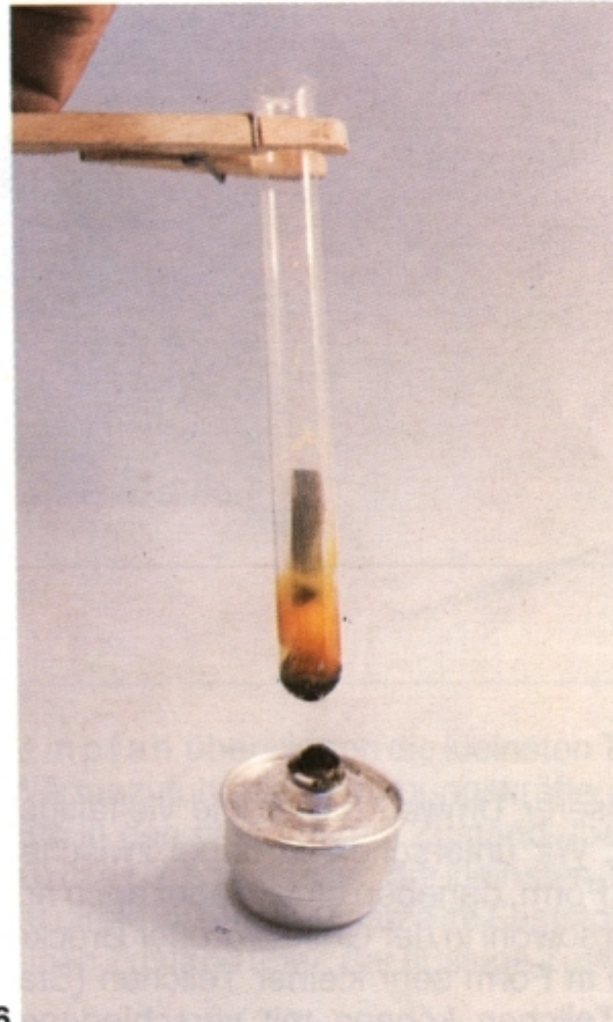
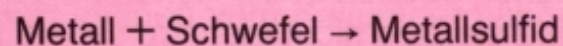
28 Gib etwas Schwefel und Eisenpulver in ein großes Reagenzglas und erhitze über der Spiritusflamme.

Zunächst schmilzt der Schwefel, dann reagieren die Metalle und Schwefel unter Aufglühen miteinander und verbinden sich, wobei die Reaktion bei Kupfer heftiger verläuft. Die neuen Verbindungen heißen Kupfersulfid und Eisensulfid.

Die Reaktionsgleichungen beschreiben die Vorgänge:

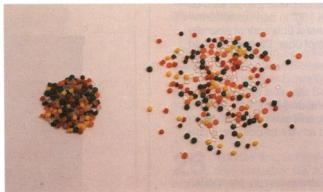


Da auch andere Metalle mit Schwefel reagieren gilt allgemein:



26

Stoffe bestehen aus kleinsten Teilchen



27

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 verkleinert 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 Teil-

chen 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. 27 mit farbigem Granulat.

29 Kleinste Teilchen

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.

30 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.

31 Merke dir, welchen Süßegrad die Lösung aus Experiment 30 hat. Fülle ca. die Hälfte der Lösung in ein anderes Reagenzglas und verdünne mit der gleichen Menge

Stoffe bestehen aus kleinsten Teilchen

Wasser. Vergleiche den Geschmack mit der ersten Probe. Du kannst den Verdünnungsvorgang noch einmal wiederholen.

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.

Während bei festem Zucker alle Teilchen eng beieinander liegen, entfernen sie sich beim Lösen voneinander und verteilen sich zwischen den Teilchen des Wassers. Je stärker die Verdünnung ist, desto größer ist der Abstand zwischen den einzelnen Teilchen, der Süßegrad nimmt ab, wie die Geschmacksprobe beweist.

Die Naturwissenschaftler haben sich ein Modell geschaffen, um diese Vorgänge beschreiben zu können. Die Vorstellung von den kleinsten Teilchen nennt man **Kugelteilchenmodell**. Das Kugelteilchenmodell ist zwar kein genaues Abbild der Wirklichkeit, aber eine vereinfachte Darstellung, die viele Erscheinungen und wichtige Zusammenhänge anschaulich erklären kann.

32 Teilchen entfernen sich

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

33

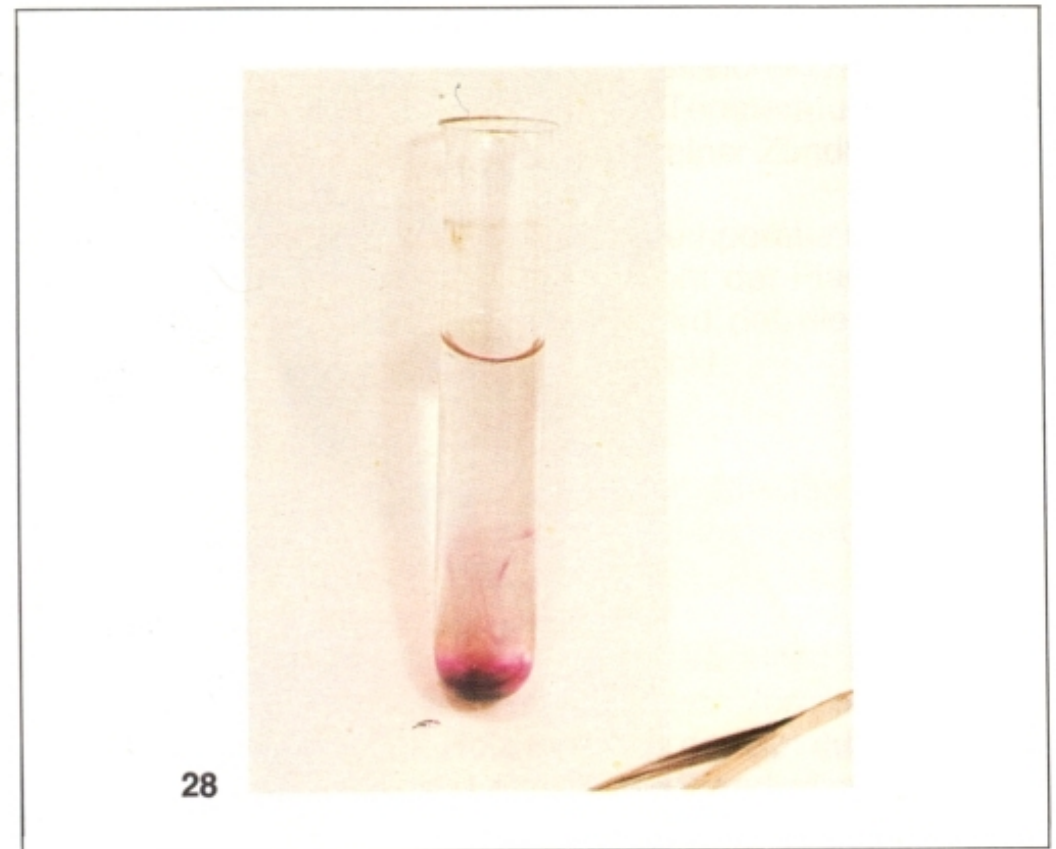
Wenn du die Möglichkeit hast, dir eine Mottenkugel zu besorgen, lege sie in die Porzellanschale. Stelle die Porzellanschale in den Raum, in dem du deine Experimente ausführst, etwa 2 m entfernt von dir auf.

Ganz allmählich steigen vom Kaliumpermanganatkristall violette Schlieren auf, die zunehmend die gesamte Flüssigkeit durchdringen (Abb. 28).

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. Der Geruch von Mottenpulver ist bald in einiger Entfernung wahrnehmbar.

Die Ausbreitung des Geruchs ist der Beweis, daß sich kleinste Teilchen von der festen Kugelsubstanz lösen. Sie gehen in den gasförmigen Zustand über und verteilen sich zwischen den Gasteilchen der Umgebungsluft.

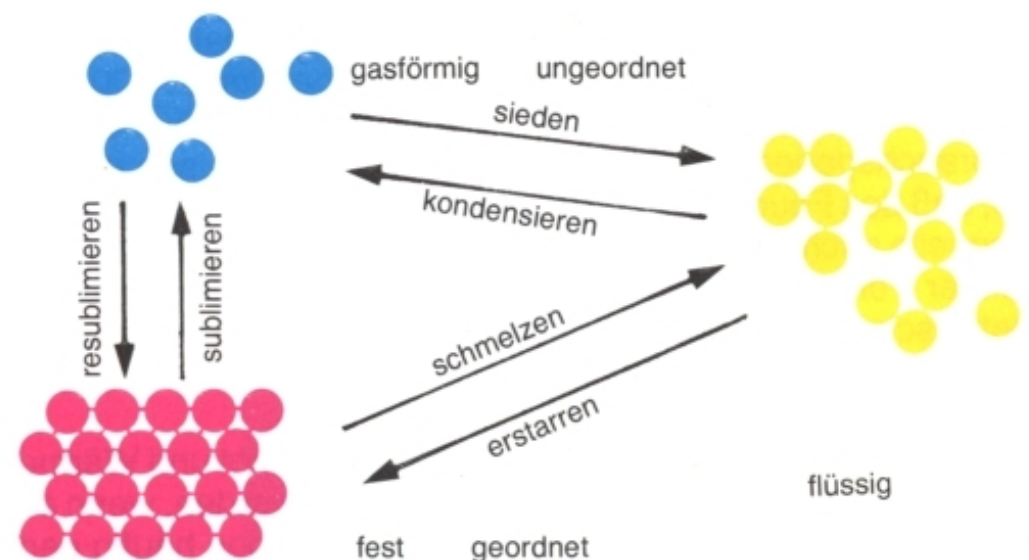
Mit dem Kugelteilchenmodell läßt sich auch die Anordnung der Teilchen in den 3 Aggregatzuständen **fest — flüssig — gasförmig** anschaulich erklären (Abb. 29). Beim **Schmelzen** eines festen Stoffes wird durch Wärmezufuhr die regelmäßige Anordnung der kleinsten Teilchen zerstört. Die Teilchen verlassen ihre festen Plätze und bilden eine Flüssigkeit.



Beim **Verdampfen** überwinden die kleinsten Teilchen ebenfalls durch Wärmezufuhr die Anziehungskräfte in der Flüssigkeit und gehen in den gasförmigen Zustand über.

Bei der **Sublimation** verlassen die kleinsten Teilchen durch Wärmezufuhr direkt ihre festen Plätze im Feststoff und gehen in den gasförmigen Zustand über, der flüssige Zustand wird übersprungen.

In einer **Lösung** haben die gelösten Teilchen keinen direkten Kontakt mehr miteinander, sondern stoßen nur kurzzeitig wie Billardkugeln zusammen. Die Häufigkeit der Zusammenstöße ist von der Konzentration der Lösung abhängig.





Großfeuer

30

In der Entwicklung der Menschheit ist es von entscheidender Bedeutung gewesen, daß der Mensch gelernt hat, Feuer zu machen. Es gibt Anzeichen dafür, daß man bereits vor 400 000 Jahren den Umgang mit dem Feuer beherrschte. Gebrauchsgegenstände aus gebranntem Ton weisen darauf hin, daß das Feuer neben der Verwendung als Licht- und Wärmequelle auch schon anderweitig genutzt wurde. Ein entscheidender Fortschritt bestand darin, daß die Menschen lernten, metallische Werkstoffe aus Erzen zu gewinnen und im Schmiede-feuer zu bearbeiten.

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.

Um Feuer zu machen, benötigt man einen brennbaren Stoff, wie Papier, Holz, Kohle oder Heizöl. Solche Brennstoffe kann man entzünden, indem man sie an einer Stelle stark erhitzt. Die Experimente im Kapitel Luft und ihre Zusammensetzung haben gezeigt, daß bei jeder Verbrennung außerdem Sauerstoff benötigt wird.

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. 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.

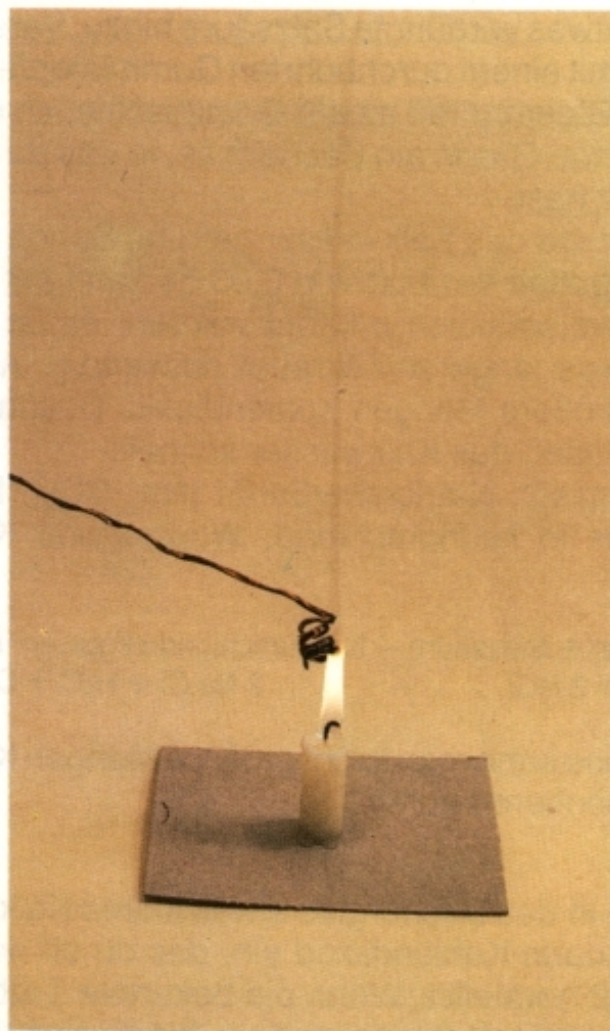
34 Kalkwasser, ein Nachweismittel

Stelle dir Kalkwasser her, das du für einige der 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, wie in Experiment 19 beschrieben. Filtriere 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 unbedruckte Plastikflasche verwenden.

35 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!

36 Forme dir aus einem Stück Kupferdraht eine Spirale. Entzünde eine Kerze und halte dann die Kupferspirale in die Flamme (Abb. 31).



31

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.

Beim Abkühlen unter die Entzündungstemperatur hört die Verbrennung auf. Die Kupferspirale entzieht der Flamme so viel Wärme, die über das Metall abgeleitet wird, daß die Temperatur unter die Entzündungstemperatur absinkt.

37 Verbrennungsvorgänge

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

38 Fülle in den Standzylinder etwa einen Finger hoch Kalkwasser. Erhitze dann auf dem Verbrennungslöffel ein erbsengroßes Stück Holzkohle mit der Spiritusflamme bis zum Glühen und halte den Löffel in den Standzylinder. Wiederhole mehrfach! Verschließe dann das Gefäß mit dem Deckglas und schüttle kräftig.

39 Fülle wieder die gleiche Menge klares Kalkwasser wie in Experiment 38 in das Marmeladenglas. Stecke eine kleine Kerze auf einen gebogenen Stahldraht. Entzünde die Kerze und tauche sie in das Gefäß (Abb. 32). Verfahre nach dem Erlöschen wie in Experiment 38.



32

Verbrennung und Oxidation

Das Papier und der Holzspan „verkohlen“, bevor sie verbrennen. Beide Brennstoffe enthalten denselben schwarzen Bestandteil wie Koks, Briquets und Holzkohle, nämlich das Element Kohlenstoff mit dem Elementsymbol C.

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

Kohlenstoff ist ein Nichtmetall. Bei seiner Verbrennung entsteht ein unsichtbares Gas, das Kalkwasser trübt, es ist Kohlendioxid. Bei Verbrennung von Holzkohle und der Kerze ist folgende chemische Reaktion abgelaufen: Fester Kohlenstoff und gasförmiger Sauerstoff verbinden sich zu gasförmigem Kohlendioxid.

Kohlenstoff + Sauerstoff → Kohlendioxid

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 Sauerstoff schreibt man also: 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.



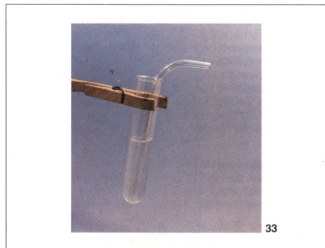
Das Molekül der chemischen Verbindung Kohlendioxid unterscheidet sich vom Molekül des Elements Sauerstoff dadurch, daß es aus verschiedenen Atomarten aufgebaut ist.

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

40 Nachweisreaktionen mit Kohlendioxid

Fülle etwas Kalkwasser, daß du nach Experiment 34 herstellst, auf ein Uhrglas, und laß es einige Tage an der Luft stehen.

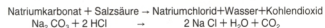
41 Blase deine Atemluft durch Kalkwasser. Benutze dazu das rechtwinklig gebogene Glasrohr. Laß es in ein zur Hälfte mit Kalkwasser gefülltes Reagenzglas ragen (Abb. 33).



42 Fülle in einen Erlenmeyerkolben einen Löffel Soda und gib etwas verdünnte Salzsäure hinzu. Verschließe das Gefäß sofort mit einem durchbohrten Gummistopfen, in dessen Bohrung ein Glasrohr mit einem Gummischlauch steckt. Leite das entstehende Gas in ein Becherglas, in das du etwas Kalkwasser gefüllt hast.

In jedem Fall wird das Kalkwasser getrübt. Schon der Kohlenkohlendioxidgehalt der Luft von 0,03 % kann mit dieser speziellen Nachweisreaktion erkannt werden, es ist dafür allerdings ein etwas längerer Zeitraum notwendig. Ausgeatmete Luft enthält größere Mengen Kohlendioxid. Deshalb trübt sich beim Durchblasen das Kalkwasser schnell.

Soda ist chemisch Natriumkarbonat (Na_2CO_3). Durch Salzsäure wird es in Natriumchlorid, Wasser und Kohlendioxid zerlegt.



Auf diese Weise kann man leicht größere Mengen Kohlendioxid zum Experimentieren herstellen.

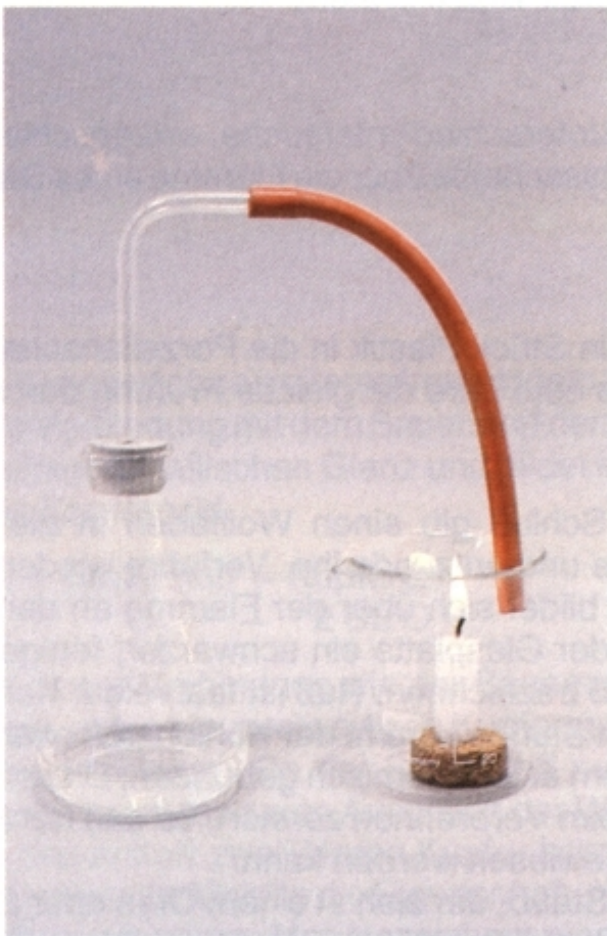
43 Fülle in das Becherglas etwas klares Kalkwasser und leite dann Kohlendioxid ein, das du dir wieder wie in Experiment 42 herstellst. Wenn die bekannte Trübung eingetreten ist, leite weiter Kohlendioxid ein, bis du eine erneute Veränderung bemerkst!

44 Erhitze die wasserklare Flüssigkeit aus Exp. 42 über der Spiritusflamme. Achte auf den Inhalt des Becherglases!

Beim weiteren Einleiten von Kohlendioxid in das getrübbte Kalkwasser verschwindet nach einiger Zeit der Niederschlag, und dabei entsteht eine wasserklare Flüssigkeit. Es hat sich eine chemische Verbindung gebildet mit Namen Calciumhydrogenkarbonat.

Nach kurzem Erhitzen kehrt die ursprüngliche Trübung des Kalkwassers zurück. Die im vorigen Versuch entstandene Lösung von Calciumhydrogenkarbonat gibt das zusätzliche Kohlendioxid wieder ab. Dabei entsteht erneut die unlösliche Verbindung Calciumkarbonat, die den weißen Niederschlag des Kalkwassers beim Einleiten von Kohlendioxid bildet.

45 **Eigenschaften von Kohlendioxid**
Stelle dir Kohlendioxid nach Experiment 42 her. Leite das entstehende Gas in das Becherglas, in dem ein brennender Kerzenstummel steht (Abb. 34).



34

46 Stelle in das Becherglas zwei brennende Kerzen verschiedener Größe und leite Kohlendioxid ein (Abb. 35).



35

47 Fülle den Standzylinder mit Kohlendioxid und verschließe ihn mit einem Deckglas. Entzünde nun wieder einen Kerzenstummel im Becherglas und „gieße“ das Kohlendioxid aus dem Standzylinder in das Becherglas. Achte auf die Kerze!

Beim Einleiten von Kohlendioxid erlischt die Kerzenflamme. In Kohlendioxid ist keine Verbrennung mehr möglich, Kohlendioxid ist schwerer als Luft, die beiden unterschiedlich großen Kerzen erlöschen nacheinander, die kleine zuerst. Es ist deshalb auch möglich, Kohlendioxid umzugießen. Das Gas sinkt beim Umkippen des Zylinders nach unten und bringt die Kerze zum Erlöschen.

1 Liter Luft wiegt 1,29 g, 1 Liter Kohlendioxid 1,98 g

Mensch und Tier ersticken in einer Luft, die stark mit Kohlendioxid angereichert ist.

Verbrennung und Oxidation

48 Unterdruck

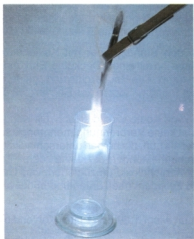
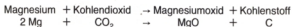
Fülle in den Standzylinder etwa zwei Finger hoch klares Kalkwasser. Leite dann Kohlendioxid in das Gefäß. Drücke nun die angefeuchtete Handfläche fest gegen die Öffnung und schüttle etwa eine Minute lang kräftig!

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

49 Doch eine Verbrennung in Kohlendioxid?

Stelle dazu Kohlendioxid nach Experiment 42 direkt im Standzylinder her. Nimm dann ein etwa 2 cm langes Stück Magnesiumband mit der Pinzette, entzünde es in der Spiritusflamme und tauche es schnell in den Standzylinder (Abb. 36). Im Gegensatz zur Kerze brennt das Magnesium auch im Kohlendioxid weiter. Dabei spritzt Kohlenstoff gegen die Wände des Zylinders.

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



36

50 Mineralwasser enthält Kohlendioxid

Setze den durchbohrten Stopfen mit Ableitungsrohr und Schlauch auf eine Flasche mit frischem Mineralwasser und leite die aufsteigenden Gasblasen in ein Becherglas mit Kalkwasser.

Die Trübung zeigt an, daß aus dem Mineralwasser Kohlendioxid entweicht, im Volksmund oft fälschlich als Kohlensäure bezeichnet. Kohlendioxid wird Getränken eingepreßt, um ihnen den erfrischenden Geschmack zu verleihen.

51 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.

52 Streichhölzer sind aus dem Brennmaterial Holz gefertigt. Entzünde ein Streichholz und verfahre ebenso.

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

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

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

56 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.

57 Veränderung von Kupferblech in der Flamme

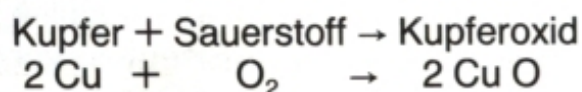
Falte ein kleines Stückchen des Kupferblechs mehrfach zusammen und halte es mit der Pinzette etwa zwei Minuten in die Spitze der Spiritusflamme.

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. 37). (Bewahre dieses Blech gut auf, du benötigst es für einen späteren Versuch.)



37

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.

58 Auch Eisen verändert sich

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

59 Halte eine Rasierklinge oder ein anderes Stück Stahl oder Eisen einige Minuten mit der Pinzette in die Flamme (Abb. 38). 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!



38

Die schwarze Schicht auf dem Eisendraht und die Flocken im Becherglas bestehen aus Eisenoxid. In der Hitze der Flamme entsteht durch die Vereinigung des Eisens mit dem Luftsauerstoff die Verbindung Eisenoxid, ein neuer Stoff mit neuen Eigenschaften.



Eine Oxidation ist eine chemische Reaktion, bei der sich ein Stoff mit Sauerstoff verbindet. Jede Verbrennung ist eine Oxidation. Dabei entstehen Oxide.

Verbrennung und Oxidation

60 Brennbare Metall

Auch Metalle brennen. Halte ein etwa 2 cm langes Stückchen Magnesiumband in die Spiritusflamme. Erschrick nicht! Hat es sich entzündet, nimm es heraus und beobachte! Das Metall Magnesium verbrennt mit greller Flamme. Es entsteht ein weißes Pulver.

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



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

61 Stille Verbrennung

Fast alle Metalle haben die Eigenschaft, sich mit Luft-sauerstoff 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 schmirgelst, anfeuchtest und ihn dann auf den Balkon oder außen auf das Fensterbrett legst. Beobachte nach einigen Tagen!

62 In der gleichen Weise verfähre mit einem Stück blankem Kupferblech.

63 Gib in ein trockenes Reagenzglas einige blank geschmirgelte Eisennägel und verschließe das Glas mit einem Stopfen. In ein zweites Glas gib ebenfalls blanken Eisennagel und fülle das Glas mit Wasser auf. Dann laß beide Proben einige Tage stehen und vergleiche anschließend (Abb. 39).

Auf dem Eisennagel und dem Kupferblech bildet sich ein grauschwarzer Überzug, weil der Luftsauerstoff mit dem Metall wieder eine Verbindung eingeht.

Metall + Sauerstoff → Metalloxyd



Ist nur sehr wenig Sauerstoff vorhanden, tritt kaum eine Veränderung ein, wie bei den Eisennägeln im trockenen Reagenzglas. Im Wasser dagegen ist genügend Sauerstoff vorhanden, so daß sich eine Rostschicht bilden kann. Sie besteht aus rotem wasserhaltigem Eisenoxid. Rost kann Eisen nicht vor weiterer Oxidation schützen, da er keine zusammenhängende, schützende Schicht bildet, wie das bei den sog. Buntmetallen, wie Kupfer, Aluminium oder Zink, der Fall ist. Um Eisenteile vor dem vollständigen Verrosten zu schützen, muß man Rostschutzmittel und Farblacke auftragen.

64 Sauerstoffspender

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!

65 Mische jetzt Zucker und Kaliumpermanganat gut durch und versuche erneut, die Mischung 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.

Ein Gemisch aus Zucker und Kaliumpermanganat brennt (Abb. 40), obwohl jeder Bestandteil alleine sich nicht entzünden läßt.

Beim Erhitzen gibt Kaliumpermanganat Sauerstoff ab (vergl. Experiment 6). In einem Gemisch aus Zucker und Kaliumpermanganat werden die Zuckerkristalle beim Erhitzen direkt vom freigewordenen Sauerstoff umgeben. Daher kann auch der Zucker entflammen.



40

66 Brennbare Gase

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!

67 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. 41).



41

Die aufsteigenden Dämpfe der Kerze entzünden sich, so daß sie wieder entflammt.

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.

Brandbekämpfung

Bei der Bekämpfung eines Brandes gibt es drei grundsätzliche Methoden:

1. Entfernen des brennbaren Materials von der Brandstelle.
2. Verhinderung des Sauerstoffzutritts.
3. Abkühlen des brennbaren Materials unter die Entzündungstemperatur.

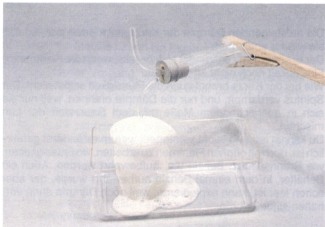
68 Lege dir eine Pappscheibe von etwa 10 x 10 cm bereit. Entzünde in der Porzellanschale einige Tropfen Brennspritus. Decke dann die Schale schnell mit der Pappscheibe ab!

69 Tauche einen Holzspan in Wasser und versuche, ihn in der Spiritusflamme zu entzünden.

70 Ein Feuerlöscher

Wie du in Experiment 47 erfahren hast, erstickt Kohlendioxid die Flamme. Für die Brandbekämpfung ist Kohlendioxid daher ein wichtiges Gas. In Schaumlöschgeräten findet es Verwendung. Das Prinzip eines Schaum-Feuerlöschers soll das folgende Experiment aufzeigen.

Löse in dem Becherglas mit einem fingerbreit Leitungswasser einen Löffel Natron und gib zwei Eßlöffel Spülmittel dazu. Stelle dann das Glas in die Kunststoffwanne. Verschließe ein Reagenzglas, das du zu einem Drittel mit verdünnter Salzsäure gefüllt hast, mit einem doppelt durchbohrten Stopfen, in dessen Bohrungen beide Winkelrohre stecken. Tauche ein Rohr in das Becherglas und laß Salzsäure einfließen (Abb. 42). Erschrick nicht!



42

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

Das Experiment mit der Pappscheibe zeigt deutlich, daß ohne Sauerstoffzufuhr die Flamme sofort erlischt. Es ist daher eine der einfachsten Methoden der Brandbekämpfung, den Brandherd, z. B. mit Sand oder einer Feuerschutzdecke zu ersticken, sicherlich aber nur für kleinere Brandherde geeignet.

Der Einsatz eines Schaumlöschgerätes zielt in die gleiche Richtung. Der erzeugte Schaum — bei den handelsüblichen

Geräten handelt es sich um Kohlendioxidschaum — ist schwerer als Luft und schirmt so den Brandherd ab.

Der Holzspan in Experiment 69 entzündet sich deshalb so schwer, weil er durch die Befeuchtung mit Wasser in seiner Entzündungstemperatur stark herabgesetzt worden ist. Bei Großbränden werden zur Herabsetzung der Entzündungstemperatur von der Feuerwehr große Mengen Wasser verspritzt.

Handelsübliche „Kohlensäure“-Feuerlöscher enthalten flüssiges Kohlendioxid. Über der Flüssigkeit befindet sich gasförmiges Kohlendioxid mit hohem Druck. Betätigt man das Ventil, dann wird die Flüssigkeit herausgepreßt. Außerhalb des Feuerlöschers verdampft ein Teil des Kohlendioxids. Die Energie dafür wird hauptsächlich der Umgebung entzogen. Dadurch kühlt sich die restliche Flüssigkeit so stark ab, daß sie eine Temperatur von -78°C erreicht und dabei fest wird. Es bildet sich „Kohlensäure“-Schnee, der sich über den Brandherd legt und zweifache Wirkung erzielt: Das Kohlendioxid verhindert den Zutritt von Luftsauerstoff, und die niedrige Temperatur kühlt das brennende Material ab.

Festes Kohlendioxid verwendet man übrigens als Trockeneis.

71 „Feuerschutz“

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

Tauche einen Holzspan zur Hälfte in die ölarartige Flüssigkeit und laß es 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 hastest. Sowie die Flamme jedoch die Mitte erreicht hat, erlischt sie plötzlich. Versucht 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.

72 Ein kleiner Streich

Wenn du zu Sylvester einen 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.



43

Oase in der Sahara

Auf der Erde gäbe es kein Leben ohne Wasser. Alle Pflanzen und Tiere benötigen Wasser. Der Mensch braucht etwa 3 l Wasser pro Tag. Die Hälfte davon wird durch Trinken aufgenommen, die andere Hälfte mit den Speisen oder auch vom Körper selbst erzeugt.

Eigentlich müßte ausreichend Wasser vorhanden sein; denn 71 % der Erdoberfläche sind mit Wasser bedeckt. Das sind ca. 360 Millionen km² mit einer durchschnittlichen Tiefe von 3 800 m. Von dem gesamten Wasser sind allerdings 97,4 % salzhaltig und damit für den menschlichen Genuß ohne energieaufwendige Aufbereitung nicht genießbar. Auch die übrigen 2,6 % sind nicht vollständig verfügbar, weil die Polar- und Gletschereismassen darin enthalten sind. Zum Gebrauch für Mensch und Tier eignen sich nur 0,6 % aller Wasservorräte. Der Wasserverbrauch durch die Menschen ist erheblich. Er beträgt pro Person und Tag 150 Liter, an heißen Tagen steigt er auf über 300 Liter an. Der größte Anteil davon wird für die Körperreinigung, WC-Benutzung, für Waschmaschinen, Geschirr-

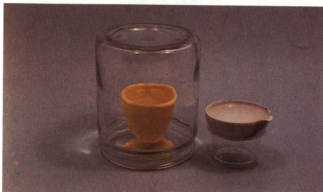
spüler usw. benötigt. Sehr große Wassermengen werden in Industriebetrieben verbraucht. Für die Herstellung eines einzigen Autos sind etwa 400 000 Liter, für die Gewinnung von 1 t Benzin etwa 20 000 Liter Wasser notwendig. Insgesamt werden in der Bundesrepublik Deutschland pro Jahr etwa 39 Milliarden m³ Wasser verbraucht. Der größte Anteil — ca. 50 % — wird für die Umwandlung in elektrische Energie in Kraftwerken verbraucht. Es wird dort hauptsächlich als Kühlwasser eingesetzt und gelangt fast nicht verschmutzt in die Flüsse zurück. Es ist allerdings erwärmt, und belastet damit auch das Leben in den Flüssen, weil der Sauerstoffgehalt absinkt.

Im 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. Energiequelle für diesen Kreislauf ist die Strahlungsenergie der Sonne.

73 Wasser verdunstet

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

Fülle dazu in die Porzellanschale und in einen Eierbecher die gleiche Menge Wasser. Über den Eierbecher stülpe ein Einweckglas, die Porzellanschale laß frei stehen (Abb. 44). Kontrolliere beide Proben nach etwa zwei Tagen!



44

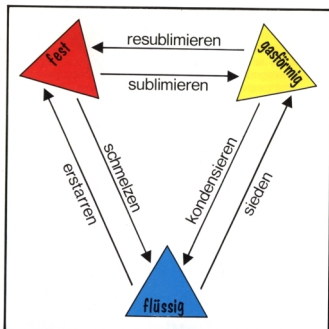
74 Um die Luftfeuchtigkeit nachzuweisen, gib etwa zwei Löffel voll Calciumchlorid auf ein Uhrglas und laß es offen stehen.

Verdunstetes Wasser wird immer von der Luft angenommen. 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.

Das Calciumchlorid ist geeignet, die von der Luft aufgenommene Feuchtigkeit nachzuweisen.

Nach einiger Zeit wird nämlich das Calciumchlorid feucht, es kann sich sogar etwas Wasser auf dem Uhrglas sammeln. Das



45

in der Luft als Luftfeuchtigkeit enthaltene Wasser wird vom Calciumchlorid angezogen. Diese Eigenschaft bezeichnet man als hygroscopisch (wasseranziehend).

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.

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. 45).

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.

75 **Wasser — ein Lösungsmittel**
 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 schüttele kräftig. Prüfe anschließend auf Farbe und Geschmack!

76 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. Schüttele zunächst das Becherglas vorsichtig und beobachte die Kristalle.

77 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!

78 Menschen und Tiere benötigen Luft zum Atmen. Das gilt nicht nur für Landtiere, sondern auch für die Lebewesen im Wasser. Woher die Fische die zur Atmung notwendige Luft nehmen, sollst du im folgenden Versuch erfahren.
 Fülle dazu ein großes Reagenzglas bis zum Rand mit Wasser und verschließe es mit einem durchbohrten Stopfen, durch dessen Bohrung du vorher schon ein Winkelrohr geschoben hast. Achte darauf, daß keine Luft im Reagenzglas bleibt!



Da Wasser sich beim Erwärmen ausdehnt, tritt etwas aus der Öffnung des Winkelrohres heraus. Du mußt deshalb die Porzellanschale unter die Biegung des Rohres stellen. Erhitze dann das Glas über der Spiritusflamme so, daß der Boden des Reagenzglases leicht nach oben zeigt, und beobachte (Abb. 46). Vermeide auf jeden Fall, daß es zum Sieden des Wassers kommt, da sonst siedendes Wasser durch das Winkelrohr herausspritzt!

Salz und Zucker lösen sich im Wasser auf, und es entstehen wasserklare Lösungen, Kaliumpermanganat ergibt eine stark gefärbte Lösung. Wasser ist ein ausgezeichnetes Lösungsmittel für viele chemische Verbindungen. Doch nicht nur feste Stoffe lösen sich im Wasser, sondern auch Luft ist darin gelöst. Am Beispiel des Kaliumpermanganats läßt sich erkennen, wie der Lösungsvorgang abläuft. Wenn Wasser mit dem festen Stoff in Berührung kommt, lösen sich einzelne kleine Teilchen von seiner Oberfläche ab. Diese Teilchen bewegen sich durch Eigenbewegung in das Wasser. Danach lösen sich andere Teilchen ab, bis sich schließlich der gesamte feste Stoff in der Flüssigkeit gelöst hat.

Ein solcher Lösungsvorgang läuft auch ab, wenn Wasser durch das Erdreich dringt. Die dabei gelösten Salze gelangen wieder mit dem Trinkwasser an die Oberfläche und lassen sich nachweisen, wenn das Wasser verdunstet.

79 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 Kohlenstoffdisulfit (Schwefelkohlenstoff). Für andere chemische Verbindungen benutzt man noch andere Lösungsmittel.

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

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

Am Geruch allerdings kann man erkennen, daß der Brennspritus im Wasser gelöst ist.

81 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.

82 Reinigung des Wassers

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!



47

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

Baue dir eine Filteranlage nach Experiment 19 zusammen. Setze den Filter auf ein Reagenzglas und gieße vorsichtig einen Teil des Schmutzwassers in den Trichter (Abb. 47).

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!

84 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.

85 Für diesen Versuch fülle den Erlenmeyerkolben zur Hälfte mit Wasser. Als künstliche Verunreinigung gib einige Kristalle Kaliumpermanganat dazu. Schon wenige Kristalle bewirken beim Lösen eine intensive violette Färbung der Flüssigkeit (vgl. Experiment 76). Nun filtriere wie in Versuch 83 und beobachte das Filtrat!

86 Lege zwischen zwei Blätter Papier ein nußgroßes Stück Holzkohle und zerdücke es mit einem Löffel. Du mußt so lange reiben, bist 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 Stopfen und schüttle kräftig. Baue dir dann einen Filter wie in Experiment 83 auf und gieße die trübe Flüssigkeit in den Trichter (Abb. 48). Wie sieht das Filtrat aus?



48

Durch das Filtrieren lassen sich viele Verunreinigungen aus dem Wasser entfernen. Vor allem Feststoffe, wie Sand, usw. bleiben auf jeden Fall im Filtrierpapier hängen.

Sehr feine Verunreinigungen, wie z. B. das gelöste Kaliumpermanganat lassen sich so nicht entfernen. Diese gelösten Teilchen sind so klein, daß sie durch die Poren des Filtrierpapiers hindurchgehen. Gibt man allerdings sehr feine Holzkohle vorher in eine farbige Lösung, dann werden die Farbstoffe von den feinen Poren der Holzkohle aufgenommen, und beim Filtrieren bleibt die Holzkohle im Filtrierpapier.

Wenn Wasser aus Flüssen und Seen zu Trinkwasser aufbereitet werden soll, so muß es vorher sorgfältig gereinigt werden; denn an die Qualität des Trinkwassers werden hohe Ansprüche gestellt. Es muß klar, geruchlos, frei von Krankheitskeimen und von gutem Geschmack sein.

Zum Filtrieren des Wassers verwendet man Kiesfilter. Wenn das Wasser durchsickert, bleiben die meisten Schmutzstoffe in diesem Filter hängen.

Doch auch das Abwasser muß gut geklärt werden, bevor es in die Flüsse und Seen eingeleitet wird. Die Verschmutzungen teilt man für den Reinigungsprozeß in drei Gruppen ein:

Mechanische Verunreinigungen lassen sich durch Filtrieren entfernen. Biologische Verunreinigungen werden durch Bakterien in ungefährliche Stoffe zersetzt und dann ebenfalls durch Filtrieren entfernt. Chemische Verunreinigungen lassen sich nur durch spezielle Verfahren entfernen.

87 Chemisch reines Wasser

Gieße etwas Salzlösung in das Porzellanschälchen und erhitze über der Spiritusflamme bis zum Sieden (Abb. 49). Ist die Flüssigkeit verdampft, beende den Versuch und prüfe den Rückstand. Du darfst auch kosten!



49



50

88 Um chemisch reines Wasser zu gewinnen, baue dir die Apparatur nach Abb. 50 auf. Fülle den zu erheizenden Erlenmeyerkolben 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 einem Reagenzglas auf, das im wassergefüllten Glas steht. (Vorlage). Beende das Experiment, wenn die Rundung des Reagenzglases im Glas gefüllt ist.

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

89 In Experiment 88 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 88.

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

Beim Erhitzen von Schmutzwasser siedet die Flüssigkeit, und das Wasser verdampft. Die Schmutzstoffe aber bleiben zurück und verdampfen nicht mit. Kühlt man dann den Dampf wieder ab, so erhält man sehr reines Wasser, das keine Verschmutzungen mehr enthält.

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.

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 Salzmengen zugefügt werden.

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

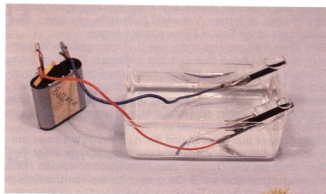
Zum Abschluß dieser Abschnitte über die Reinigung des Wassers ein Experiment, bei dem du verschiedene Reinigungsverfahren selbständig anwenden sollst.

91 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 83 und 88.

92 Zusammensetzung des Wassers

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

Fülle dazu die Kunststoffwanne zu dreiviertel mit Wasser. Zur Beschleunigung des Versuchsablaufes gib einige Tropfen Schwefelsäure dazu und rühre um. Anschließend fülle zwei Reagenzgläser bis zum Rand mit Wasser, lege sie schräg in die Kunststoffwanne (Abb. 51) und führe in die Öffnungen je eine Kohlelektrode ein, die durch Verbindungskabel mit einer 4,5-Volt-Batterie verbunden sind. Befestige die Kabel an der Batterie mit Büroklammern. Achte darauf, daß die Reagenzgläser vollständig mit Wasser gefüllt sind. Nun beobachte!



93 Wenn aus einem Reagenzglas das Wasser vollständig verdrängt wurde, nimm dieses Glas vorsichtig mit der Öffnung nach unten aus der Wanne heraus und halte es — die Öffnung zeigt schräg nach unten — an die Flamme des Spiritusbrenners. Erschrick nicht.

94 Verschließe das andere Reagenzglas noch unter Wasser mit einem Verschlusstopfen. Entzünde danach einen Holzspan, blase die Flamme wieder aus und tauche den glimmenden Span in das Reagenzglas. Achte auf den Holzspan.

An den Kohlelektroden in den Reagenzgläsern steigen Blasen auf, die das Wasser verdrängen und nach etwa 40–50 Minuten das Glas ganz gefüllt haben. Es entstehen durch den elektrischen Strom zwei Gase in unterschiedlicher Menge. In dem Glas, das mit dem Minuspol verbunden ist, entsteht doppelt so viel Gas wie in dem anderen Glas. Bei diesem Gas handelt es sich um Wasserstoff. Der Wasserstoff kann wie im Experiment 93 durch die Knallgasprobe nachgewiesen werden. Bei dieser Knallgasreaktion verbrennt der Wasserstoff sehr schnell mit dem Sauerstoff der Luft. Diese Probe darf nur mit dem Inhalt eines Reagenzglases durchgeführt werden, auf keinen Fall mit einem größeren Gefäß.

Das Aufflammen des Holzspans in dem zweiten Reagenzglas läßt darauf schließen, daß durch den elektrischen Strom außer Wasserstoff auch noch Sauerstoff entstanden ist, und zwar etwa halb so viel wie Wasserstoff.

Aus den entstandenen Mengen der beiden Gase kann man nach dem von einem Physiker entwickelten Gesetz die chemische Formel für das Wasser ableiten. Da doppelt soviel Wasserstoff wie Sauerstoff entstanden ist, lautet die Formel für das Wasser: H_2O .

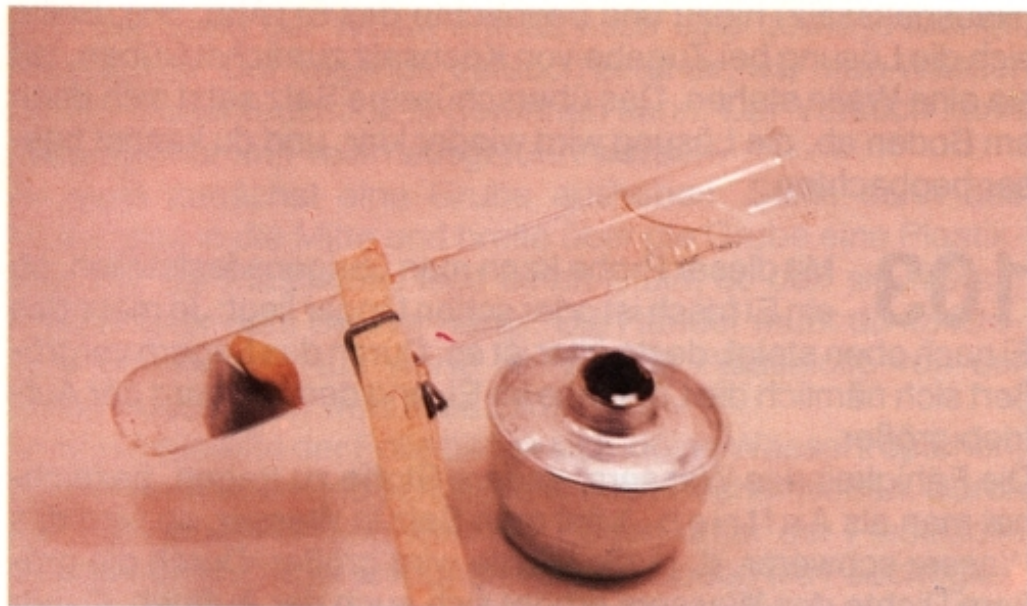
Wasserstoff ist das leichteste Gas, ein Liter wiegt nur 0,089 g. Deshalb kann es auch zum Füllen von Ballons verwendet werden, was allerdings verboten ist, da der Wasserstoff sehr leicht brennt. Sauerstoff ist schwerer, und zwar wiegt ein Liter 1,43 g.

95 Anomalie des Wassers

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

96 Fülle ein kleines Fläschchen bis zum Rand mit Wasser und stelle es in das Eisfach des Kühlschranks. Untersuche das Glas am nächsten Tag.

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



98 Berechte dir zunächst im Eisfach des Kühlschranks Eiswürfel. Zerkleinere sie und gib einige Eisstückchen in ein großes Reagenzglas. Beschwere sie mit einem Stein, so daß sie am Boden gehalten werden. Fülle das Reagenzglas bis fast zum Rand mit Wasser. Spanne es in der Mitte in die Reagenzklammer und erwärme nur den oberen Teil des Glases mit der Spiritusflamme (Abb. 52).

Alle anderen Stoffe ziehen sich beim Abkühlen zusammen und dehnen sich bei Erwärmen aus. Nur das Wasser bildet eine Ausnahme: Beim Abkühlen zieht es sich zunächst auch bis zu einer Temperatur von $+4^{\circ}C$ zusammen, um sich dann aber beim weiteren Abkühlen wieder auszudehnen. 1 cm^3 Wasser von $4^{\circ}C$ wiegt 1 g. Die Dichte des Wassers ist 1. Eis hat aber nur eine Dichte von 0,917, ein cm^3 wiegt also 0,917 g. Eis ist damit leichter als Wasser und schwimmt deshalb auf dem Wasser. Dabei ragt es etwa zu $\frac{1}{11}$ aus dem Wasser heraus.

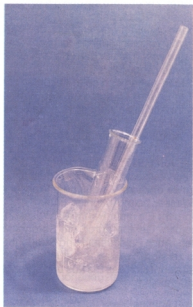
Da sich das Wasser beim Abkühlen unter $+4^{\circ}C$ wieder ausdehnt, beansprucht Eis mehr Raum als Wasser. Deshalb können wassergefüllte Gefäße durch die Sprengkraft des Eises zerstört werden. Auch Felsgestein und Straßenbelege werden durch das Eis zerstört. Wasser dringt in feine Ritzen ein, und beim Gefrieren dehnt sich das Eis aus und sprengt das Gestein bzw. den Straßenbelag.

99 Kältemischung

Bereiche dir im Eisfach des Kühlschranks Eiswürfel. Zerkleinere die Würfel und fülle das Becherglas zu Dreiviertel mit Eis. Dann gib in ein Reagenzglas etwa fingerbreit kaltes Leitungswasser und stelle ein Glasrohr hinein. Anschließend bringe das Reagenzglas zwischen die Eisstückchen im Becherglas und streue nach und nach mit dem Löffel Haushaltssalz in das Eis (Abb. 53). Es ist günstig, wenn du das Eis mit Salz noch durchmischst.

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

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



53

Wenn Salz zu Eis gegeben wird, sinkt der Gefrierpunkt erheblich ab, bis ca. -10°C . Dabei schmilzt das Eis und entzieht der Umgebung Wärme, also auch dem Wasser im Reagenzglas. Dabei sinkt die Temperatur unter 0°C ab, das Wasser gefriert. Da man mit einer Mischung aus Eis und Salz sehr tiefe Temperaturen erzeugen kann, bezeichnet man sie auch als Kältemischung.

100 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.

101 **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.



54

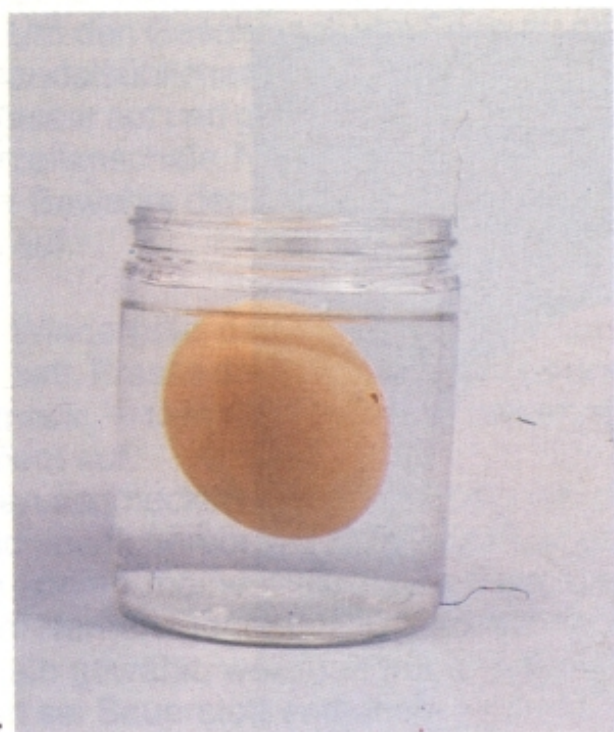
Fülle ein Einweckglas (1 Liter) bis fast zum Rand mit Wasser, ein zweites mit der gleichen Menge einer starken Salzlösung. Dazu mußt du etwa fünf bis sechs gehäufte Eßlöffel Haushalts-salz auflösen. Dann bereite zwei Reagenzgläser vor, in die du gleich viel — etwa zu einem Drittel — Sand oder Kies gibst. Setze dann das eine Reagenzglas in das Gefäß mit Wasser, das andere in die Salzlösung. Beobachte, wie weit die Gläser eintauchen (Abb. 54)

102 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. 55). 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.

103 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.

Die Fähigkeit des Wassers, andere Stoffe zu tragen, bezeichnet man als Auftrieb. Löst man Salz in Wasser, so wird das Wasser schwerer, d. h. die Dichte wird größer. Durch die größere Dichte des Wassers erhöht sich auch der Auftrieb. Daher erklärt sich, daß Menschen im Salzwasser leichter schwimmen



55

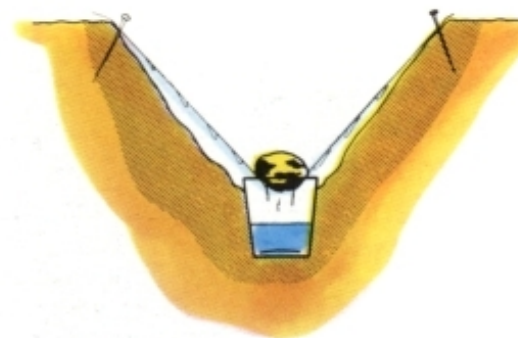
können als im Süßwasser. Sicher weißt du, daß sich Menschen auf das Wasser des Toten Meeres legen und Zeitung lesen können. Der Salzgehalt des Toten Meeres ist nämlich so hoch, daß Menschen kaum in das Wasser eintauchen. Er beträgt 25 %! Im Vergleich dazu: Die Nordsee hat einen Salzgehalt von etwa 3,5 %

104 Wasser — Wasser —

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

Du mußt zunächst eine Grube ausheben. Stelle dann das Becherglas in die Mitte und breite über die Grube eine Plastikfolie. Auf die Plastikfolie lege einen Stein, so daß sie wie ein Trichter über dem Becher hängt. Die Ränder mußt du im Erdreich befestigen. Nun warte ab, bis die Plastikfolie von der Sonne beschienen wird (Abb. 56).

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.



56

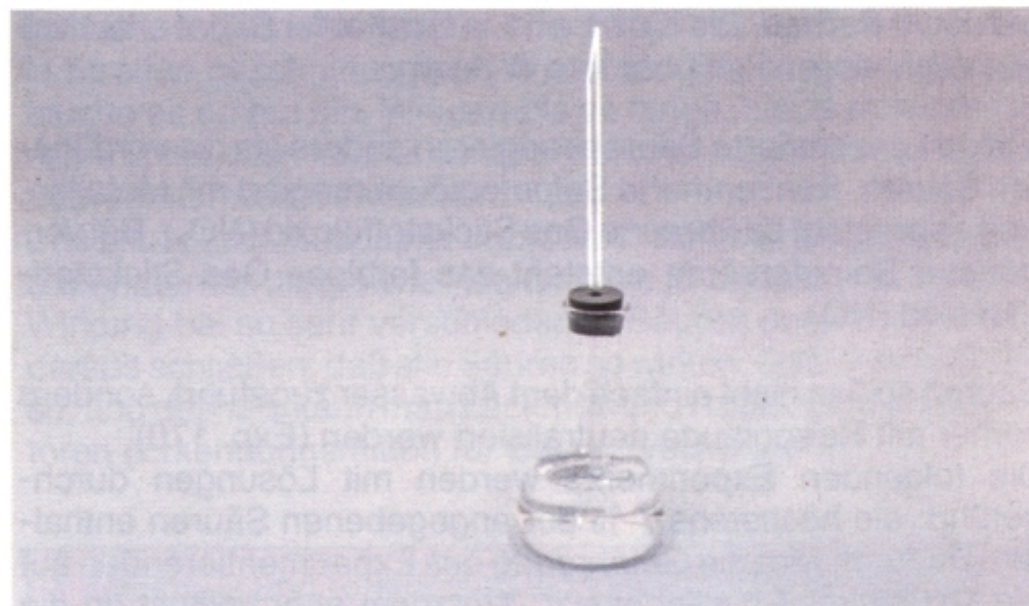
105 Ein Springbrunnen

Fülle den Erlenmeyerkolben zur Hälfte mit Wasser und verschließe ihn mit einem Stopfen, durch dessen Bohrung du vorher ein Glasrohr mit Spitze führst. Das innere, nicht zur Spitze ausgezogene Röhrende soll bis fast auf den Boden des Erlenmeyerkolbens reichen (Abb. 57). Die Fortsetzung des Versuches sollte möglichst über dem Waschbecken oder der Badewanne erfolgen.

Blase durch die Glasspitze kräftig Luft in den Erlenmeyerkolben. Dann gib die Röhrenmündung schnell wieder frei und beobachte!

Das Wasser spritzt in hohem Strahl heraus.

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



57



58

Von allen Säuren ist der Haushaltssessig am bekanntesten. Das ist eine Säure, die mit Wasser stark verdünnt wird und ziemlich ungefährlich ist. Andererseits stellt man sich unter Säuren auch scharfe, ätzende und zerstörende Flüssigkeiten vor, die ausgesprochen gefährlich wirken. Doch auch diese Säuren sind nur dann so gefährlich, wenn sie wenig oder gar nicht mit Wasser verdünnt werden. Die Konzentration einer Säure entscheidet auch wesentlich über ihre Wirkung.

Einige konzentrierte Säuren reagieren anders als die verdünnten Säuren. Konzentrierte Salpetersäure reagiert mit Metallen, und es entsteht das braune Gas Stickstoffdioxid (NO_2). Bei verdünnter Salpetersäure entsteht das farblose Gas Stickstoffmonoxid (NO).

Säuren sollten nicht einfach dem Abwasser zugeführt, sondern vorher mit Natronlauge neutralisiert werden (Exp. 170). Die folgenden Experimente werden mit Lösungen durchgeführt, die höchstens 7 % der angegebenen Säuren enthalten. Dadurch wird die Gefährdung des Experimentierenden auf ein Mindestmaß herabgesetzt. Trotzdem aber solltest du die folgenden Hinweise sorgfältig 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 Augen unbedingt die beiliegende Schutzbrille. Ein Kittel oder eine Schürze vermeiden Flecken auf deiner Kleidung. Säurespritzer auf der Haut müssen sofort mit reichlich Wasser abgespült werden. Auch Säure auf der Kleidung muß sofort durch kräftiges Spülen entfernt werden. Säuren dürfen niemals in Trinkgefäßen aufbewahrt werden.

106 Eine saure Angelegenheit

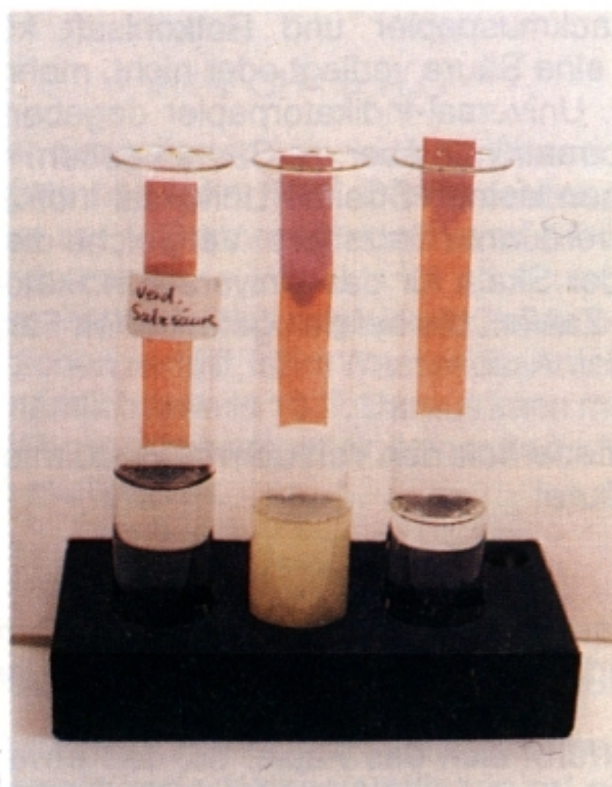
Um den Geschmack von Essig zu prüfen, gib etwa fingerbreit handelsüblichen Essig in ein Reagenzglas, fülle zur Hälfte mit Wasser auf und gieße etwas von der Flüssigkeit in die saubere Porzellanschale. Nun tauche deine Fingerspitze hinein und koste. — Bewahre den Rest der Flüssigkeit für ein späteres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

107 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.

Beide Proben schmecken sauer. Im Essig ruft die Essigsäure diesen Geschmack hervor, im Zitronensaft ist es die Zitronensäure. Man könnte meinen, der saure Geschmack habe den Säuren den Namen gegeben. Tatsächlich aber wurde der Name deshalb gewählt, weil man früher irrtümlich annahm, in allen Säuren sei Sauerstoff enthalten.

Haushaltssessig enthält nur etwa 5 % Essigsäure. Daneben gibt es auch noch Essigsäureessenz mit 25 % Essigsäure und den Eisessig, der 100 % Essigsäure enthält. Dieser Eisessig erhielt seinen Namen deshalb, weil er bereits bei $+16^{\circ}\text{C}$ zu klaren eisähnlichen Kristallen erstarrt.

Auch andere Säuren haben den sauren Geschmack. Du darfst das aber auf keinen Fall überprüfen.



59

108 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 106), Zitronensäure (Experiment 107), verdünnter Salzsäure und verdünnter Schwefelsäure. Gib dann in jedes Reagenzglas einen Streifen blaues Lackmuspapier (Abb. 59) und beobachte! (Du kannst Lackmuspapier sparen, wenn du die Streifen vorher noch teilst.)

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

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

110 Wiederhole das vorige Experiment, indem du auch Schwefelsäure mit Rotkohlsaft versetzt.

111 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 Säurennachweis verwenden.

Das blaue Lackmuspapier und der Rotkohlsaft zeigen bei allen Experimenten die gleiche Reaktion, sie färben sich rot. Da diese Wirkung bei so sehr verschiedenen Säuren auftritt, kann man daraus schließen, daß alle Säuren so wirken. Das ist tatsächlich so, und deshalb kann man Lackmus und Rotkohlsaft als Indikatoren (Erkennungsmittel) für Säuren verwenden.

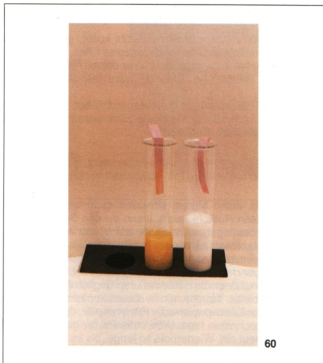
Lackmus und Rotkohlsaft sind Indikatoren für Säuren.
Alle Säuren färben Lackmus und Rotkohlsaft rot.

Säuren

112 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.

113 Mit Apfelsinensaft läßt sich die Prüfung leichter durchführen. Fülle etwas in ein Reagenzglas und gib einen Streifen blaues Lackmuspapier hinzu (Abb. 60).



114 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.

115 Verschiedene Fruchtsäfte — z. B. aus Pampelmusen, Kirschen, Trauben usw. — lassen sich in derselben Weise auf Säuren untersuchen wie der Apfelsinensaft in Experiment 113.

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

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

118 Gieße etwas frisches Selterswasser in das Becherglas und tauche einen Streifen blaues Lackmuspapier hinein.

Immer, wenn eine Rotfärbung eintritt, ist eine Säure vorhanden. In vielen Nahrungsmitteln sind Säuren enthalten. Dabei handelt es sich um sehr unterschiedliche Säuren. Mineralwasser z. B. enthält Kohlensäure, die häufig bereits im Wasser enthalten ist, wenn es aus der Quelle kommt.

Früchte enthalten verschiedene Fruchtsäuren, wie z. B. Zitronensäure, Apfelsäure, Weinsäure oder andere. In der sauren Milch ruft die Milchsäure die Verfärbung des Lackmuspapiers hervor. Eine Weinkrautsäure gibt es allerdings nicht. Hier ist die Essigsäure die Ursache, in die der Weißkohl eingelegt wird. Kohlensäure und Fruchtsäure haben alle eine erfrischende Wirkung.

119 Universal-Indikatorpapier

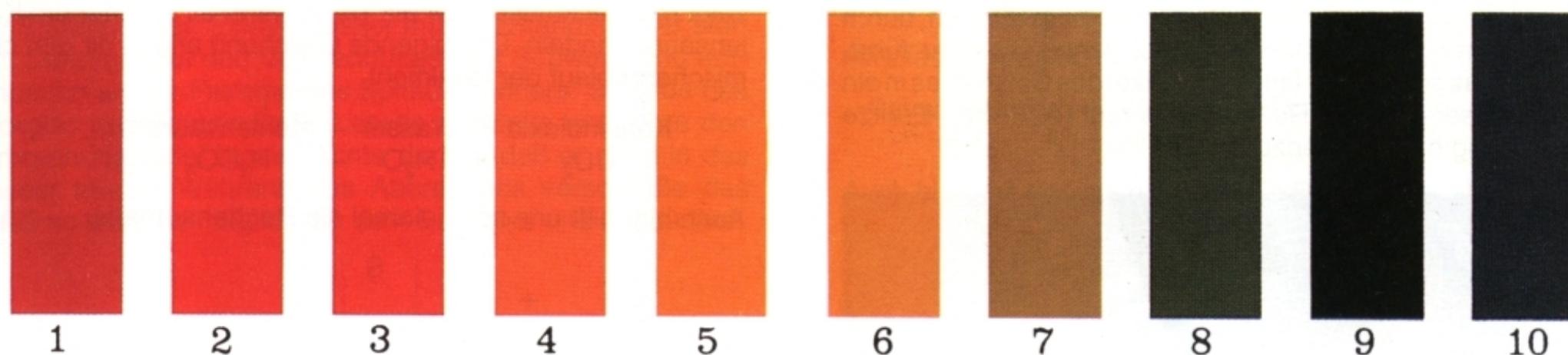
Lackmuspapier und Rotkohlsaft können zwar anzeigen, ob eine Säure vorliegt oder nicht, mehr aber sagen sie nicht aus. Universal-Indikatorpapier dagegen kann noch genauere Informationen über die Säuren geben.

Tauche je einen kleinen Streifen Universal-Indikatorpapier in Essig und in verdünnte Salzsäure. Vergleiche die Farben der Streifen mit der Skala für das Universal-Indikatorpapier und merke dir die Zahlen, die bei den gefundenen Farben stehen.

120 Wiederhole den Versuch mit verdünnter Schwefelsäure!

121 Tauche zum Vergleich einen Streifen Universal-Indikatorpapier in Wasser und halte ihn neben die Skala!

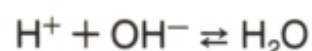
In Wasser verfärbt sich das Papier so, daß etwa der Wert 7 angezeigt wird, Essig ergibt den Wert 5 und Salzsäure und Schwefelsäure etwa 2.



Skala zum Universal-Indikatorpapier

61

Im Wasser mit der Formel H_2O befinden sich nicht nur Wassermoleküle, sondern ein Teil dieser Moleküle zerfällt in positiv geladene Wasserstoffionen (H^+) und negativ geladene Hydroxidionen (OH^-). Es sind natürlich nicht immer die gleichen Moleküle, die dissoziieren (in Ionen zerfallen), sondern einige Ionen schließen sich wieder zu Molekülen zusammen und dafür zerfallen andere Moleküle wieder in Ionen. Es besteht also ein Gleichgewicht zwischen Ionen und Molekülen nach folgender Gleichung:



Der Anteil der dissoziierten Moleküle im Wasser ist aber sehr gering, und zwar beträgt er 10^{-7} . Das bedeutet, daß in 10 Mill. Litern Wasser ca. 1 Gramm H^+ -Ionen und 17 Gramm OH^- -Ionen vorhanden sind.

Da jedes dissoziierte Molekül zu gleichen Teilen in Wasserstoff- und Hydroxidionen zerfällt, ist im Wasser der Anteil beider Ionen gleich groß, nämlich jeweils 10^{-7} . Daraus kann man das Ionenprodukt des Wassers berechnen, indem man die Konzentration beider Ionen multipliziert.

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \text{ oder } 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$$

Das Ionenprodukt beträgt bei Zimmertemperatur stets 10^{-14} .

Der Wert 7,0 auf der Farbskala des Universal-Indikatorpapiers gibt die Konzentration der Wasserstoffionen im Leitungswasser an.

Säuren dissoziieren in wäßrigen Lösungen stärker als Wasser, also steigt die Wasserstoffionen-Konzentration an, beim Essig beträgt sie etwa 10^{-5} . Diese Konzentration ist ein Maßstab für die Stärke einer Säure, und deshalb nutzt man den Wasserstoffionenexponenten (beim Essig -5), um die Stärke einer Säure anzugeben. Man verwendet den Exponenten dann allerdings mit positivem Vorzeichen ($+5$) und bezeichnet ihn als pH-Wert. pH ist abgeleitet worden von dem Begriff *potentia hydrogenii*. Essig hat also einen pH-Wert von 5.

Verdünnte Salzsäure und Schwefelsäure sind noch stärker in Ionen zerfallen und haben einen pH-Wert von etwa 2. Sie sind also wesentlich stärker sauer als Essig.

Säuren haben einen pH-Wert < 7

122 pH-Wert von Nahrungsmitteln

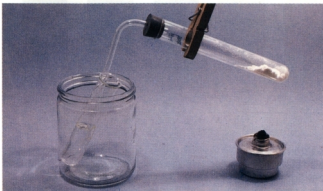
Stelle den pH-Wert von Zitronensäure und anderen Fruchtsäuren fest. Verwende dazu immer nur kleine Stückchen des Universal-Indikatorpapiers.

123

Prüfe auch den pH-Wert von Mineralwasser. Sicherlich hast du erwartet, daß der pH-Wert der Nahrungsmittel nur schwache Säuren ausweist.

124 Kohlensäure hergestellt

124 Dazu benötigst du 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 (Abb. 62). Erhitze nun vorsichtig das Reagenzglas!

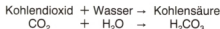


Die folgenden Experimente sollen nur in einem gut gelüfteten Raum durchgeführt werden.

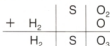
125 Erzeuge wie im vorigen Experiment durch weiteres Erhitzen des Natrons Kohlendioxid. Da Kohlendioxid schwerer ist als Luft, kannst du es in ein leeres, senkrecht gestelltes Reagenzglas lassen und auffangen. Erlischt ein brennendes Streichholz, das du in die Öffnung des Glases hältst, ist es mit Kohlendioxid gefüllt. Nimm jetzt dieses Reagenzglas, verschließe es mit dem Daumen und halte es mit der Öffnung nach unten in die mit Wasser gefüllte Plastikwanne. 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 Reagenzglasmundung immer nach unten zeigt und beobachte. Verschließe das Glas unter Wasser mit einem Verschlussstopfen und nimm es aus der Wanne heraus.

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

Natron gibt beim Erhitzen Kohlendioxid ab, was durch die Trübung des Kalkwassers nachgewiesen werden kann. Löst sich das Kohlendioxid im Wasser, dann entsteht eine Säure. Das zeigt das Lackmuspapier an. Dabei kann es sich nur um Kohlensäure handeln. Die folgende Gleichung erklärt dir den chemischen Ablauf der Reaktion!



Auch hier hilft uns noch einmal die Rechenaufgabe:



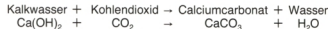
Da nur ein geringer Teil des Kohlendioxids mit Wasser reagiert, wirkt Kohlensäure wie eine schwache Säure. Kohlensäure ist außerdem eine sehr unbeständige Säure. Sie zerfällt wieder in die Bestandteile Kohlendioxid und Wasser.



127 Kohlendioxid unschädlich gemacht

127 Fülle ein Reagenzglas zur Hälfte mit frischem Selterswasser und prüfe mit blauem Lackmuspapier. Im Experiment 118 hast du bereits erfahren, daß das Erfrischungsgetränk Kohlensäure enthält. Das Lackmuspapier färbt sich deshalb rot. Gib nun tropfenweise Kalkwasser hinzu, das du nach Experiment 34 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 126). 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 kohlenensäurehaltiges Wasser die Rohrleitungen andreift.

128 Herstellung von Schwefliger Säure

Zur Herstellung von Schwefliger Säure wird Sauerstoff benötigt. Erzeuge ihn nach Experiment 6 und fülle damit den Standzylinder. Etwas Wasser muß im Standzylinder bleiben. Dann gib auf den Verbrennungslöffel Schwefel und entzünde ihn an der Flamme des Spiritusbrenners. Schiebe das Deckglas des Standzylinders etwas zur Seite und führe den Verbrennungslöffel hinein. Achte darauf, daß er nicht in das Wasser taucht. Während des Abbrennens verschließe das Gefäß so weit wie möglich mit dem Deckglas und beobachte!

129 Wenn der Schwefel nicht mehr brennt, nimm den Verbrennungslöffel heraus, verschließe den Standzylinder mit dem Deckglas und schüttle ihn kräftig. Anschließend wirf einen kleinen Streifen blaues Lackmuspapier hinein.

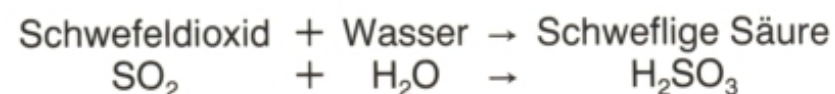
Der Schwefel reagiert mit dem Sauerstoff und dabei entsteht Schwefeldioxid.



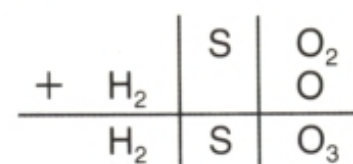
In der Verbindung Schwefeldioxid ist Schwefel vierwertig.

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

Mit Wasser reagiert das Schwefeldioxid zu Schwefliger Säure.



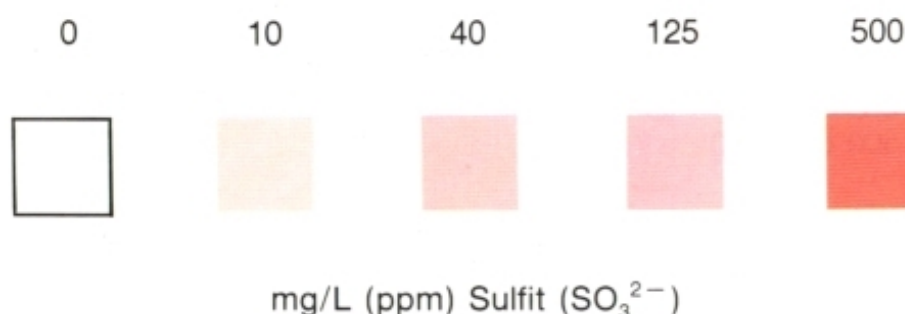
Auch hier hilft uns noch einmal die Rechenaufgabe:



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

130 Mit dem Sulfit-Teststreifen läßt sich nachweisen, daß tatsächlich Schweflige Säure entstanden ist. Du erkennst den langen Sulfit-Teststreifen daran, daß er nur eine Testzone enthält. Halte den Streifen etwa 30 Sekunden in die Schweflige Säure und vergleiche anschließend seine Farbe mit der Skala für Sulfit-Test.

Das Ergebnis entspricht dem Schwefeldioxid-Gehalt in der Schwefligen Säure, und zwar in mg pro Liter.



SULFIT-TEST

Säuren

Bei der Verbrennung von Schwefel entsteht nicht nur Schwefeldioxid, sondern in geringem Umfang auch ein weiteres Oxid des Schwefels, das Schwefeltrioxid.

131 Das Schwefeltrioxid läßt sich mit dem Sulfat-Teststreifen nachweisen. Fülle in den Standzylinder etwas Wasser und verbrenne noch einmal Schwefel auf dem Verbrennungsöffel wie im Experiment 128. Schüttle nach dem Verbrennen den Standzylinder.

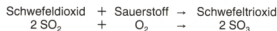
Den Sulfat-Teststreifen erkennst du daran, daß er 4 Testzonen enthält.

Tauche nun einen Sulfat-Teststreifen in diese Flüssigkeit, bis alle roten Testzonen benetzt sind. Nimm ihn dann heraus und schüttle die überschüssige Flüssigkeit ab. Beurteile nach 2 Minuten die Farbe. Daraus, wieviele Testzonen sich verfärbt haben, kann der Gehalt an Schwefeltrioxid in mg/l (Milligramm pro Liter) abgelesen werden.

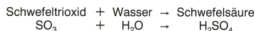
Anzahl der Testzonen		Schwefeltrioxid mg/l
hellrot	gelb	
4	0	< 200
3	1	300 — 400
2	2	500 — 800
1	3	900 — 1400
0	4	> 1600

Später wirst du noch erfahren, daß eigentlich nicht das Schwefeltrioxid mit diesem Teststreifen nachgewiesen wird.

Schwefeltrioxid entsteht auf dem Umweg über das Schwefeldioxid, und zwar nur unter bestimmten Voraussetzungen. Dazu wird ein Katalysator benötigt. Das ist ein Stoff, der eine chemische Reaktion einleitet oder beschleunigt, ohne selbst an der Reaktion beteiligt zu sein. Das Eisen des Verbrennungsöffels reicht in diesem Experiment aus, um das Schwefeldioxid zum Schwefeltrioxid zu oxidieren.

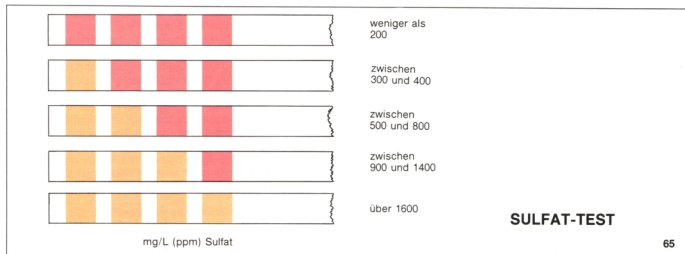


Schwefeltrioxid reagiert mit Wasser zu Schwefelsäure, und nicht zu Schwefliger Säure



Tatsächlich befinden sich im Standzylinder nebeneinander Schweflige Säure und Schwefelsäure.

Konzentrierte Schwefelsäure ist eine schwere, ölige, geruchlose Flüssigkeit. Sie zieht so begierig Wasser an, daß sie sogar Zucker zerstört. Es bleibt dann nur noch schwarzer Kohlenstoff nach. Auch Kleidungsstücke werden sehr schnell durch diese gefährliche Säure zerstört. Gießt man Wasser in konzentrierte Schwefelsäure, dann entsteht soviel Wärme, daß die Säure herausspritzt.



132 In der Schwefelsäure, die du für deinen Experimentierkasten beschafft hast, muß mit dem Sulfat-Teststreifen natürlich auch das Schwefeltrioxid nachgewiesen werden können. Tauche einen Sulfat-Teststreifen in die verdünnte Schwefelsäure, schüttele die überschüssige Schwefelsäure ab und beurteile nach 2 Minuten die Farben der 4 Testzonen (vergl. Exp. 131).

133 Säurebildung Halte ein kleines Stück Magnesiumband (ca. 1 cm) mit der Pinzette und entzünde es. Wenn es brennt, halte es schnell über die saubere Porzellanschale, damit das weiße Pulver hineinfällt. Füge dann zu dem Magnesiumoxid etwas Wasser und prüfe mit blauem Lackmuspapier, ob eine Säure entstanden ist.

Bei der Verbrennung von Magnesium entsteht Magnesiumoxid, das mit Wasser keine Säure bildet. Die Nichtmetalloxide Kohlendioxid, Schwefeldioxid und Schwefeltrioxid reagieren mit Wasser unter Bildung von Säuren. Metalloxide, wie z. B. Magnesiumoxid oder Eisenoxid, dagegen bilden keine Säuren.

Nichtmetalloxide bilden mit Wasser Säuren,
Metalloxide bilden mit Wasser keine Säuren.



66

134 Eigenschaften des Schwefeldioxids Entzünde auf dem Verbrennungslöffel sehr wenig Schwefel. Fächle dir dann mit der Hand wenig von dem entstehenden Rauch zu. Lösche anschließend sofort wieder den Schwefel, indem du den Verbrennungslöffel in Wasser tauchst.

135 Stelle wie in Experiment 128 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. 66). Betrachte nach einiger Zeit den Inhalt!

136 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 schüttele es kräftig.

137 Stelle noch einmal Schwefeldioxid im Standzylinder her, indem du wie in Experiment 128 Schwefel auf dem Verbrennungslöffel verbrennst. Tauche nach dem Erlöschen einen brennenden Holzspan in den Standzylinder und untersuche, ob Schwefeldioxid die Verbrennung unterhält.

Schwefeldioxid ist ein farbloses, stechend riechendes Gas, das weder brennt noch die Verbrennung unterhält. Der weiße Rauch, der auch beim Verbrennen entsteht, ist bereits Schwefeltrioxid, das ebenfalls in geringen Mengen entsteht (vergl. Experiment 131).

Schwefeldioxid wird als Bleichmittel für Wolle, Seide, Federn und Stroh benutzt. Die Bleichwirkung ruft auch die Entfärbung der Blütenblätter und der Kaliumpermanganatlösung hervor. Außerdem tötet es Bakterien und Keime ab und wird deshalb zum Desinfizieren von Weinfässern verwendet. Die Fässer werden ausgeschwefelt, d. h., daß in den Behältern Schwefel verbrennt.

138 Reaktionen von Metallen und Säuren

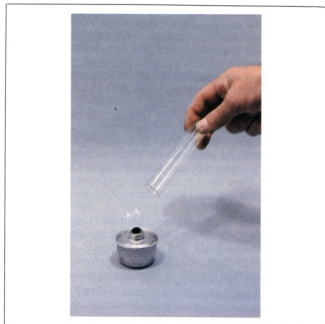
Fülle ein Reagenzglas zu einem Drittel mit Salzsäure. Schneide dann ein 2 cm langes Stück Magnesium ab, falte es einmal und gib es in die Säure. Sofort setzt eine Gasentwicklung ein.

Setze nun schnell ein zweites Reagenzglas über die Öffnung, so daß die entstehenden Gase dort einströmen können (Abb. 67).



67

139 Laß die Reaktion noch einen Moment andauern. Verschließe dann sofort das aufgesetzte Glas mit dem Daumen und gib die Mündung erst an der Flamme des Spiritusbrenners wieder frei (Abb. 68). Erschrick nicht über das dabei auftretende Pfeifgeräusch!



68

140 Gib zwei bis drei Zinkplättchen in ein großes Reagenzglas und fülle bis zu einem Drittel mit Salzsäure auf. Erwärme das Glas vorsichtig, indem du es über der Spiritusflamme einige Male hin und her bewegst. Vorsicht, nicht sieden lassen, die Säure spritzt sonst heraus! Beobachte die Reaktion und vergleiche mit Experiment 138.

141 Übergieße in einem großen Reagenzglas ein etwa 1 cm langes Stück Magnesiumband mit Schwefelsäure. Fange das auftretende Gas mit einem zweiten Reagenzglas auf und verfähre damit wie in Experiment 138.

Wenn Salzsäure und Schwefelsäure mit Metallen reagieren, entsteht Wasserstoff. Der Wasserstoff wird mit der Knallgasprobe nachgewiesen.

Auch andere Säuren reagieren mit Metallen. Dabei wird das Metall zersetzt, und es entsteht immer wieder Wasserstoffgas. Wasserstoff ist der gemeinsame Bestandteil aller Säuren. Er wird bei Umsetzungen mit Metallen frei. Die gemeinsamen Eigenschaften der Säuren werden durch den Wasserstoff hervorgerufen.

Die Rotfärbung des Lackmuspapiers ist z. B. eine solche gemeinsame Eigenschaft der Säuren, die durch den Wasserstoff hervorgerufen wird. Wenn du dir die Formeln für die Kohlensäure, Schwefelige Säure und Schwefelsäure ansiehst, erkennst du überall den Wasserstoff.

Außer dem Wasserstoff enthält jede Säure noch einen Säurerest. Der Säurerest ist für jede Säure ein anderer und ist dafür verantwortlich, daß jede Säure auch noch ganz spezielle Eigenschaften hat. Der Geruch ist z. B. eine solche besondere Eigenschaft.

Eine Säure besteht aus Wasserstoff und einem Säurerest

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

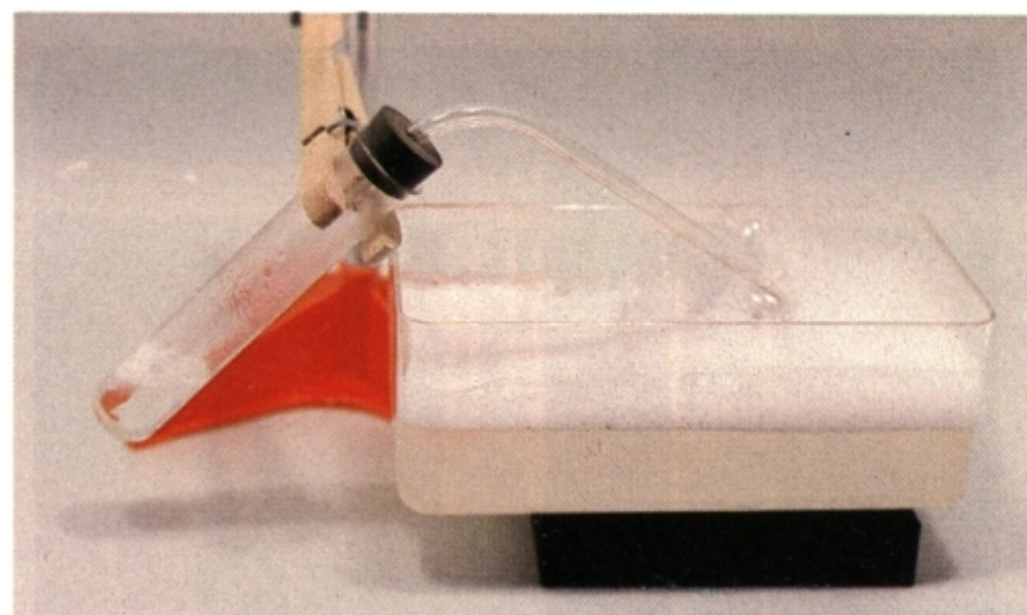
Säurename	Formel	Säurerest
Schwefelsäure	H_2SO_4	$-\text{SO}_4$: Sulfat
Schweflige Säure	H_2SO_3	$-\text{SO}_3$: Sulfit
Salzsäure	HCl	$-\text{Cl}$: Chlorid
Salpetersäure	HNO_3	$-\text{NO}_3$: Nitrat
Phosphorsäure	H_3PO_4	$-\text{PO}_4$: Phosphat
Kohlensäure	H_2CO_3	$-\text{CO}_3$: Carbonat

Wenn du in den Experimenten 130 und 131 erfahren hast, daß mit dem Sulfit-Teststreifen und dem Sulfat-Teststreifen das Schwefeldioxid bzw. Schwefeltrioxid nachgewiesen wird, so kann das jetzt richtiggestellt werden:

Der Sulfit-Teststreifen ist ein Nachweismittel für den Säurerest der Schwefeligen Säure, das Sulfit. Mit dem Sulfat-Teststreifen kann das Sulfat nachgewiesen werden, der Säurerest der Schwefelsäure.

142 Wasserstoffballons

Fülle die Plastikwanne zur Hälfte mit Wasser und gib dann Spülmittel hinzu. Rühre kräftig um, damit „Seifenblasen“ entstehen. Stelle nun wieder Wasserstoff her wie in Exp. 140, leite das Gas aber durch das Winkelrohr, das durch den durchbohrten Stopfen führt, in die Wanne. Die Spitze des



69

Rohres soll aber nur in den Schaum ragen, nicht in die Flüssigkeit (Abb. 69). Nimm nach einem Augenblick das Reagenzglas fort und halte einen brennenden Holzspan an die Seifenblasen!

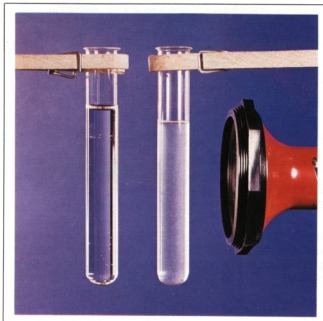
Die Wasserstoffblasen platzen, und das Gas verbrennt mit einem leisen Geräusch.

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

143 Kieselsäuregel

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

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



70

144 Löse in einem Reagenzglas voll Wasser etwas Kochsalz. Stelle diese Lösung neben das Glas mit dem Kieselsäuregel aus dem vorigen Versuch. Halte nun eine Taschenlampe vor ein schwarzes Stück Papier, in das du ein Loch von wenigen Millimetern Durchmesser geschnitten hast. Richte diesen dünnen Lichtstrahl möglichst in einem verdunkelten Raum nacheinander auf die beiden Reagenzgläser (Abb. 70). Vergleiche sie miteinander! (Bewahre das Kieselsäuregel noch weiter auf.)

145 Fülle das Kieselsäuregel aus dem vorigen Versuch in die Porzellanschale und erhitze den Inhalt über der Spiritusflamme (Abb. 71). Rühre mit dem Glasstab um, wenn der größte Teil der Flüssigkeit verdampft ist!

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



71

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

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

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

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 den am weitesten auf der Erde verbreiteten Elementen.

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



72

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 (Abb. 72).

147 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.

148 Weinsäure, eine feste Säure

Löse in einem Reagenzglas eine Löffelspitze Weinsäure in Wasser und prüfe mit blauem Lackmuspapier! Das Lackmuspapier färbt sich rot.

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

149 Auch Tiere erzeugen Säure

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

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

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



73

Die ätzende Wirkung der Laugen spürt jeder, der beim Waschen Seife in die Augen bekommt. Dabei ist die Seifenlauge noch eine schwache Lauge, und man spürt sie auch nur an den besonders empfindlichen Stellen, wie z. B. in den Augen.

Andere Laugen, wie z. B. Natronlauge, können sehr stark ätzen und die Haut oder Textilfasern zerstören. Beim Umgang mit Laugen ist — ebenso wie mit Säuren — besondere Vorsicht geboten.

Der Laugen-Begriff ist heute in der Chemie nicht mehr üblich, sondern man bezeichnet diese chemischen Verbindungen als Basen oder als Hydroxide. Wie die Säuren haben auch sie gemeinsame Eigenschaften, von denen du in den folgenden Experimenten einige kennenlernen kannst.

Hinweis

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

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.

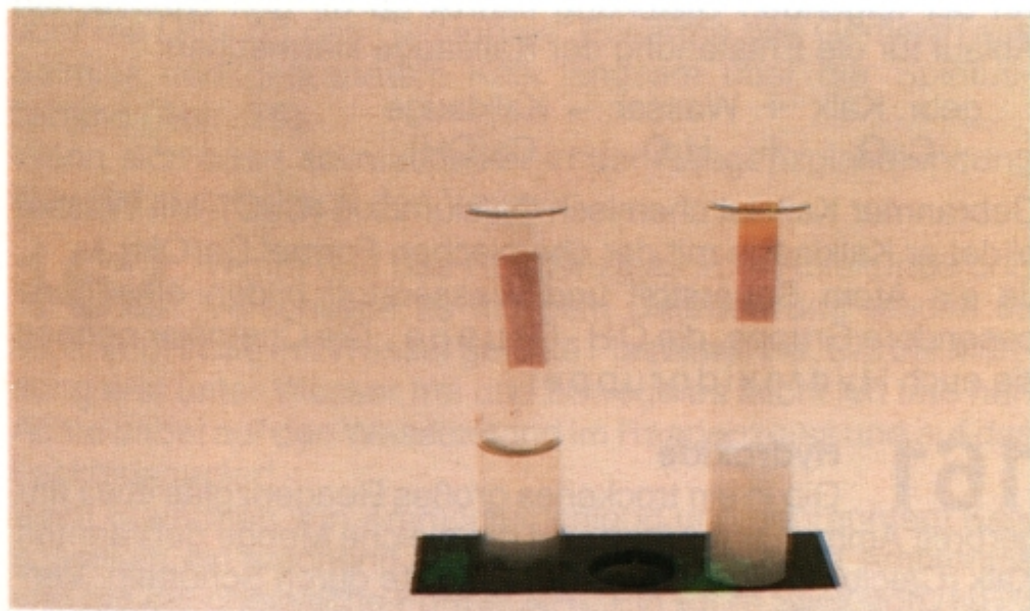
150 Laugen — chemisch erkannt

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.

151 Um Säuren chemisch zu erkennen, hat uns das blaue Lackmuspapier gute Dienste geleistet, denn es wird von allen Säuren rot gefärbt (vergl. Experiment 108). Nun soll auch das rote Lackmuspapier seine Verwendung finden.

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

152 Du erinnerst dich sicher, daß Lackmus nicht der einzige Farbstoff ist, der beim Zusammentreffen mit Säure seine Farbe ändert (vgl. Experiment 109), 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 in zwei Reagenzgläser fingerbreit Seifenlauge und Natronlauge und dann ein paar Tropfen Rotkohlsaft dazu. Welche farbliche Veränderung kannst du feststellen (Abb. 74)?



Rotes Lackmuspapier wird durch Seifenlauge und Natronlauge blau gefärbt, Rotkohlsaft nimmt eine grüne Farbe an. Da diese Farbreaktion für alle Laugen zutrifft, kann man sie als Indikatoren für Laugen verwenden.

Laugen färben rotes Lackmuspapier blau und Rotkohlsaft grün

Du kannst übrigens das Lackmuspapier mehrfach verwenden für entgegengesetzte Proben.

Außer Lackmus und Rotkohlsaft gibt es noch eine ganze Reihe anderer chemischer Verbindungen, die als Indikatoren für Säuren und Laugen Verwendung finden. Viele von ihnen haben komplizierte oder auch wohlklingende Namen, wie z. B. Phenolphthalein, Bromthymolblau, Methylrot usw. Es sind selbst schwache Säuren, die ihre Farbe durch Zugabe von anderen Säuren oder Laugen verändern.

Das „glitschige“ Gefühl beim Verreiben der Seifenlauge zwischen den Fingern ist übrigens ein Merkmal, das alle Laugen aufweisen. Wegen ihrer ätzenden Wirkung soll es aber mit anderen Laugen nicht ausprobiert werden.

153 Universal-Indikatorpapier

Fülle in zwei Reagenzgläser etwa fingerbreit Seifenlauge und Natronlauge und wirf in jedes Glas ein kleines Stück Universal-Indikatorpapier.

Alle Laugen färben Universal-Indikatorpapier blau. Dabei kann die Farbe — wie bei den Säuren — noch unterschiedlich ausfallen. Seifenlauge hat einen pH-Wert von etwa 8, Natronlauge einen noch höheren Wert. Der pH-Wert einer sehr starken Lauge beträgt 14.

Laugen haben einen pH-Wert > 7

Skala siehe Abb. 61, Seite 51

154 Laugen im Haushalt

Viele Wasch- und Reinigungsmittel im Haushalt enthalten Laugen. Untersuche sie mit rotem Lackmuspapier. Pulver muß du allerdings erst in Wasser lösen, da sie sonst keine Reaktion auf dem trockenen Lackmuspapier hervorrufen.

155 Benetze die Innenwände von zwei Reagenzgläsern mit etwas Speiseöl. Gib in das erste kaltes Leitungswasser, in das zweite verdünnte Natronlauge.

Laugen

156 Bad- und WC-Reiniger haben im Vergleich zu anderen Reinigungsmitteln „Schwerarbeit“ zu leisten. Untersuche solche Mittel mit Universal-Indikatorpapier. Vorsicht: Trage bei diesem Experiment unbedingt die Schutzbrille.

Mit dem Universal-Indikatorpapier kann nachgewiesen werden, daß viele Reinigungsmittel im Haushalt Laugen enthalten. Laugen sind nämlich in der Lage, Fette und Öle zu lösen, was Leitungswasser nicht vermag. Besonders starke Laugen sind in den Bad- und WC-Reinigern enthalten. Im Umgang mit diesen Mitteln ist darum immer besondere Vorsicht geboten.

157 Laugen greifen an

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

158 Führe dieselbe Untersuchung mit synthetischen Fasern durch. Übergieße in einem Reagenzglas Kunstfasern mit verdünnter Natronlauge und erhitze wie im vorigen Experiment.

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.

159 Calciumhydroxid

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

160 Du mußt die Kalkmilch aus dem vorigen Experiment noch filtrieren (Abb. 75). Bereite dir einen Filter, wie in Experiment 19 beschrieben. Prüfe das Filtrat mit rotem Lackmuspapier!

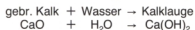
Aus gebranntem Kalk und Wasser entsteht eine milchig-trübe Flüssigkeit. Das rote Lackmuspapier wird blau gefärbt. Kalkmilch ist eine Lauge. Richtiger müßte sie also Kalklauge heißen. Das Filtrat, eine wasserklare Flüssigkeit, bezeichnet man als Kalkwasser, wie du schon aus Experiment 34 weißt. Kalkwasser ist ebenfalls Kalklauge, denn das rote Lackmuspapier wird blau gefärbt. Beim Filtrieren werden die ungelösten, über-



75

schüssigen Teilchen des gebrannten Kalks durch das Filterpapier zurückbehalten. Eine chemische Veränderung erfolgt jedoch nicht.

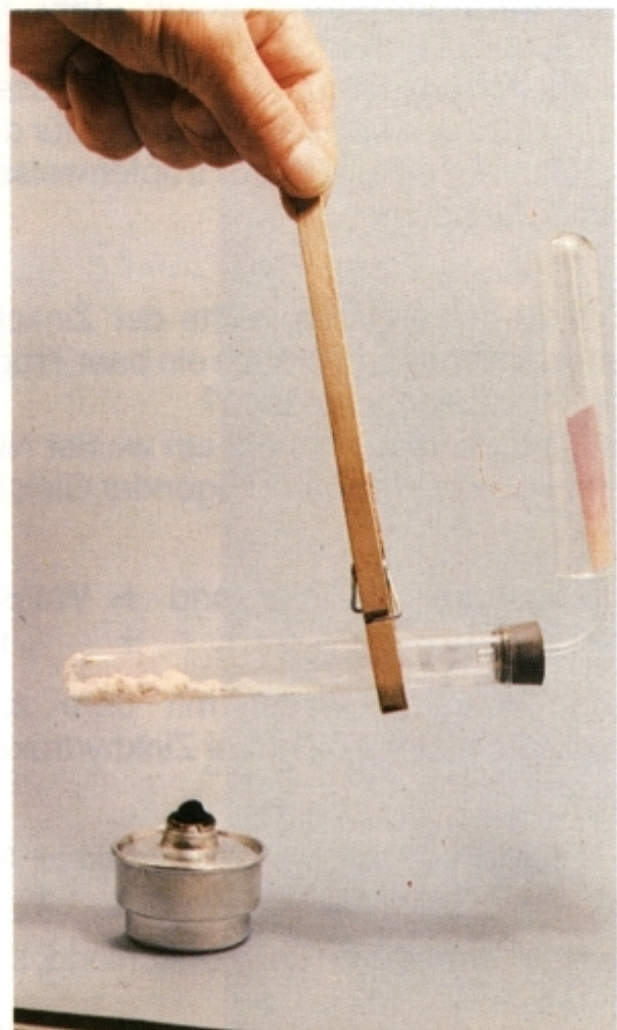
An der folgenden Gleichung kannst du dir den chemischen Ablauf für die Entstehung der Kalklauge klarmachen:



Gebrannter Kalk ist chemisch Calciumoxid (CaO). Mit Wasser bildet er Kalklauge mit der chemischen Formel Ca(OH)_2 . Je ein Atom Sauerstoff und Wasserstoff bilden eine ganz besondere Gruppe, die OH-Gruppe. Die Chemiker nennen sie auch Hydroxidgruppe.

161 Hydroxide

Gib 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



76

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. 76).

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

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

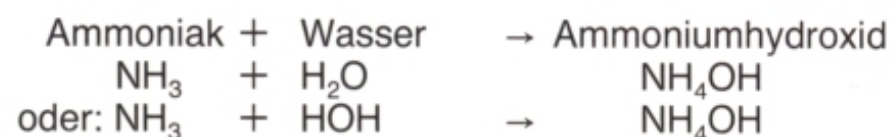
Beim Erwärmen von Ammoniumchlorid und gebranntem Kalk entweicht ein stechend riechendes Gas. Es heißt Ammoniak und hat die chemische Formel NH_3 . Ein Atom Stickstoff (N) ist mit drei Atomen Wasserstoff (H) verbunden. Die chemische Umsetzung, die dabei stattfindet, ist nicht ganz einfach. Die

Reaktionsgleichung kann uns helfen, diesen Vorgang zu durchschauen:



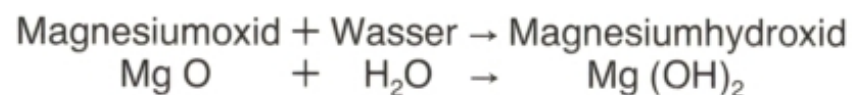
Durch das Erwärmen mit gebranntem Kalk zerfällt Ammoniumchlorid. Dabei entweicht Ammoniak (NH_3); die beiden Wasserstoffatome verbinden sich mit dem Sauerstoff aus dem Calciumoxid zu Wasser. Das zweiwertige Calcium verbindet sich mit den beiden einwertigen Chloratomen (Cl—Atomen). Es entsteht die Verbindung Calciumchlorid (CaCl_2).

Das Ammoniakgas (NH_3) reagiert mit der Hydroxidgruppe des Wassers, dabei entsteht Ammoniumhydroxid. Deshalb steigt der Wasserspiegel im Reagenzglas, wenn es in die mit Wasser gefüllte Plastikwanne gehalten wird, und das Lackmuspapier behält die blaue Farbe. Das entstandene Hydroxid bezeichnet man volkstümlich als Salmiakgeist.



163 Entzünde noch einmal ein kleines Stück Magnesiumband über der sauberen Porzellanschale. Halte das Magnesium mit der Pinzette. Gib zu dem weißen Magnesiumoxid einige Tropfen Wasser, verrühre mit dem Löffel und prüfe mit rotem Lackmuspapier.

Magnesiumoxid reagiert mit Wasser, und es entsteht Magnesiumhydroxid. Deshalb färbt sich das Lackmuspapier blau.



Wie das Calciumhydroxid und das Ammoniumhydroxid enthält auch das Magnesiumhydroxid die Hydroxid-Gruppe.

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, daß 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 NaOH .

Laugen

Allgemein läßt sich die Bildung von Hydroxiden nach folgender Gleichung darstellen:



Metalloxyde bilden mit Wasser Laugen (Hydroxide)

Eine Ausnahme stellt allerdings das Ammoniumhydroxyd dar. Anstelle des Metalls steht hier die Ammoniumgruppe (NH_4). Sie ist ein Metallsatz.

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

Chem. Bezeichnung	volkstüml. Name	Formel
Natriumhydroxyd	Natronlauge	NaOH
Kaliumhydroxyd	Kalilauge	KOH
Calciumhydroxyd	Kalkwasser	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
Ammoniumhydroxyd	Salmiakgeist	NH_4OH

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

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



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



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

165 Gib in ein großes Reagenzglas ein Körnchen Zink und fülle dann bis zu einem Drittel mit verdünnter Salzsäure auf. Erwärme den Inhalt leicht über der Spiritusflamme, ohne daß die Salzsäure siedet! Du hast schon in Expe-

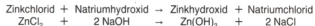
riment 140 gelernt, daß Zink und Salzsäure miteinander reagieren. Dabei entsteht u.a. Wasserstoff, den du an den aufsteigenden Gasbläschen erkennen kannst. Wenn kein Wasserstoff mehr entsteht, gieße die Hälfte der Flüssigkeit in ein anderes Reagenzglas und bewahre den Inhalt für den nächsten Versuch auf. Gib zu einer Probe tropfenweise verdünnte Natronlauge und beobachte!

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

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



Das Zinkchlorid reagiert wieder mit dem zugegebenen Natriumhydroxyd. Es bildet sich dabei Zinkhydroxyd als weißer Niederschlag:



Gibst du mehr Natriumhydroxyd zum Zinkchlorid, so löst es sich schließlich wieder auf.

Bei der Zugabe von Blutlaugensalz entsteht ebenfalls ein weißer Niederschlag, allerdings hat er eine andere chemische Zusammensetzung. Dieser Niederschlag ist die Verbindung Zinkhexacyanoferrat (II).

167 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!

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.



77

Bei dem Wort Salze denkt man im allgemeinen an das Kochsalz oder Haushaltssalz. Für den Chemiker ist dieses Salz nur eines von etwa 15 000, aber sicherlich auch eines der am meisten verwendeten.

Die Salzvorkommen der Erde sind in langen Zeiträumen als Ablagerungen aus dem Meer entstanden. Die Salzlagerstätten in Deutschland sind vor etwa 200 Millionen Jahren entstanden. Flache Meeresbecken trockneten aus, wurden dann aber wieder überflutet. Das Wasser verdunstete, und das Salz lagerte sich auf dem Boden ab. Da sich dieser Vorgang ständig wiederholte, lagerten sich Schichten bis zu mehreren 1 000 Metern ab. Im Laufe von Jahrtausenden wurde die Salzschrift mit Sand und Ton zugedeckt, und so entstanden die unterirdischen Salzlagerstätten.

Die verschiedenen Salze werden in vielen Bereichen verwen-

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

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

168 Neutralisation

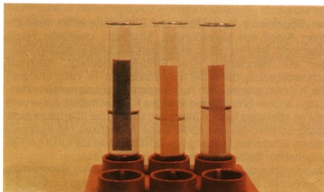
In den Kapiteln über Säuren und Laugen hast du erfahren, daß Lackmus als Indikator (Erkennungsmittel) für Säuren und Laugen verwendet wird (vergl. Exp. 108 und Exp. 151.). Nun sollst du untersuchen, wie sich Lackmus verhält, wenn eine Säure und eine Lauge zugleich vorhanden sind.

Fülle dazu ein 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.

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

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

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



Sollte die Farbe in blau umschlagen, hast du zuviel Lauge zugegeben. Du mußt dann umgekehrt durch sehr vorsichtigen, tropfenweisen Zusatz von verdünnter Salzsäure versuchen, den violetten Farbton zu erreichen (Abb. 78).

171 Hast du im vorigen Versuch die Violettfärbung des Lackmuspapiers erreicht, gieße die Flüssigkeit in das saubere Porzellanschälchen. Setze es auf das Stativ und erhitze über der Spiritusflamme.

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

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

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

Durch wechselnde Zugabe von Säure und Lauge läßt sich die Umfärbung von Lackmuspapier mehrfach wiederholen. Die jeweilige Farbe zeigt entweder einen Überschuß von Säure oder von Lauge an. Bei den Experimenten 168 und 169 kannst du außerdem eine Erwärmung des Reagenzglases feststellen. Ist der violette Farbton erreicht, haben sich die Eigenschaften von Säure und Lauge aufgehoben. Der Chemiker sagt, beide Stoffe haben sich neutralisiert.

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

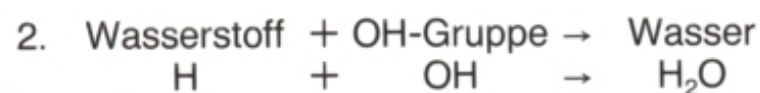
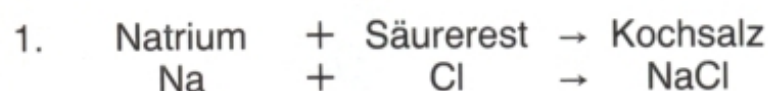
An der Erwärmung des Reagenzglases in Experiment 168 und 169 kann man erkennen, daß eine chemische Reaktion stattfindet. Diese Wärmeentwicklung wird **Neutralisationswärme** genannt.

Der Rückstand in der Porzellanschale schmeckt salzig. Wenn du zum Vergleich Kochsalz probierst, so stellst du fest, daß es sich bei der entstandenen Verbindung nur um Kochsalz handeln kann. Salzsäure und Natriumhydroxid reagieren miteinander und geben ihre Eigenschaften auf..

Du sollst nun die genauen Zusammenhänge dieser Neutralisation kennenlernen:

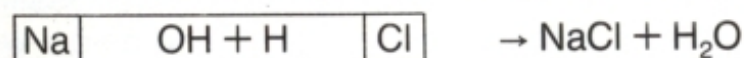


Das Natrium des Hydroxids verbindet sich mit dem Säurerest der Salzsäure zu Kochsalz, die Hydroxidgruppe verbindet sich gleichzeitig mit dem Säurewasserstoff zu Wasser. Es spielen sich also bei der Neutralisation von Salzsäure mit Natronlauge zwei Vorgänge gleichzeitig ab.



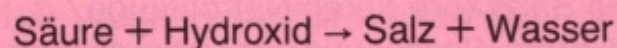
Diese Form der Darstellung ist zwar wissenschaftlich nicht ganz einwandfrei, doch du kannst dadurch besser die nebeneinander verlaufenden Vorgänge erkennen.

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 168 und 169 fand diese Reaktion statt. Hat sich jedoch in Experiment 168 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 umgekehrte Vorgang gilt für Experiment 169.

172 Salzbildung

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

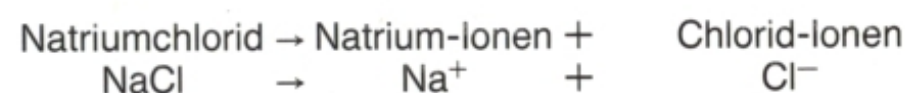
173 Fülle in ein Reagenzglas fingerbreit Wasser und gib eine Löffelspitze voll Natron hinein. Verschließe wieder das Glas wie im vorigen Versuch und schüttle kräftig. Prüfe mit rotem Lackmuspapier!

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

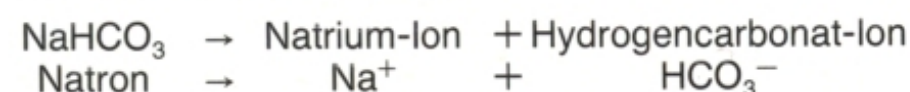
Weder das rote noch das blaue Lackmuspapier zeigen beim NaCl eine Reaktion. Im Experiment 170 hast du erfahren, daß Kochsalz u. a. aus Salzsäure und Natronlauge gewonnen werden kann. Die Säure und das Hydroxid neutralisieren einander, so daß Kochsalz und Wasser entstehen. Löst du Kochsalz aber in Wasser auf, so kann das Lackmuspapier weder eine Säure noch ein Hydroxid anzeigen. Es reagiert neutral.

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

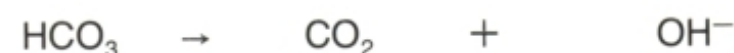
Beim Lösen von Salzen in Wasser vollzieht sich ein unsichtbarer Vorgang, bei dem die Verbindungen in Teilchen zerfallen. Diese Teilchen sind elektrisch positiv (+) oder elektrisch negativ (—) geladen und heißen Ionen. Sie unterscheiden sich von den neutralen Atomen durch ihre elektrische Ladung. Natriumchlorid (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:



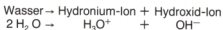
Das Hydrogencarbonat-Ion zerfällt weiter:



Wenn du in Experiment 163 erfahren hast, daß die gemeinsamen Eigenschaften aller Hydroxide durch die Hydroxidgruppe (OH^-) hervorgerufen werden, so muß das jetzt erweitert werden: Das Hydroxid-Ion (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. In einer Ammoniumchlorid-Lösung färbt sich das Lackmuspapier 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 Erkenntnis über die gemeinsamen Eigenschaften der Säuren müssen wir bei Hydroxiden erweitert werden:

Das Hydronium-Ion (H_3O^+) bewirkt die gemeinsamen Eigenschaften der Säure, nicht der neutrale Wasserstoff.

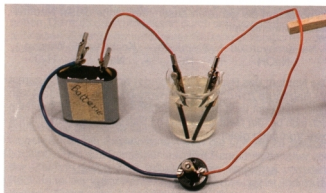
Säuren, Hydroxide und Salze zerfallen im Wasser in positive und negative Ionen.

175 Stromleitung in Flüssigkeiten

Ionen haben beim Transport von elektrischem Strom durch Flüssigkeiten eine entscheidende Bedeutung. Um das zu untersuchen, dienen die folgenden Experimente.

Stelle dir nach Experiment 88 destilliertes Wasser her und fülle damit das sehr saubere Becherglas zu einem Drittel. (Du kannst destilliertes Wasser übrigens auch in Apotheken, Drogerien oder an Tankstellen kaufen).

Tauche dann die gut abgespülten Kohleelektroden in das destillierte Wasser und baue dir einen Stromkreis auf wie in Abb. 79. Achte darauf, ob die Glühlampe leuchtet.



79

176 Gib danach Kochsalz in das destillierte Wasser. Füge zunächst wenig hinzu, rühre gut um und achte dabei auf die Glühlampe. Erhöhe dann langsam die Kochsalzmenge, wobei du immer erst lösen mußt, bevor neues Salz hinzugefügt wird.

177 Gib in das saubere Becherglas Leitungswasser, in dem ein Löffel voll Ammoniumchlorid gelöst wird. Prüfe wie in Experiment 176, ob die Glühlampe leuchtet.

178 Wiederhole das vorige Experiment, verwende aber statt des Ammoniumchlorids Zucker.

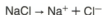
179 Prüfe, ob die Glühlampe leuchtet, wenn du verdünnte Salzsäure in das Becherglas füllst.

180 Wiederhole das vorige Experiment, ersetze aber die Salzsäure durch Natronlauge.

Bei dem destillierten Wasser und der Zuckerlösung leuchtet die Lampe nicht, bei allen anderen Lösungen aber leuchtet sie, wenn auch unterschiedlich hell.

Im Gegensatz zu den anderen Stoffen zerfällt Zucker in Wasser nicht in Ionen, destilliertes Wasser nur in sehr geringem Umfang. Ionen in ausreichender Menge sind aber Voraussetzung, damit Strom durch eine Lösung hindurchfließen kann. Wie der Stromtransport z. B. durch eine Kochsalzlösung erfolgt, soll im folgenden erklärt werden:

Kochsalz zerfällt in Wasser in positive Natrium- und negative Chlorid-Ionen.



Die Ionen unterscheiden sich sehr wesentlich von den entsprechenden Atomen, deren Aufbau hier an einem Modell erklärt werden soll:

Jedes Natriumatom besteht aus einem Atomkern mit 11 Protonen und einer Elektronenhülle aus 11 Elektronen. Diese Elektronen verteilen sich auf die k-, l- und m-Schale mit 2—8—1. Ein Chloratom besteht aus einem Atomkern mit 17 Protonen und der Elektronenhülle mit 17 Elektronen. Sie verteilen sich 2—8—7.

Jedes Atom strebt an, auf der äußersten Schale 8 Elektronen zu halten. In einem Kochsalzkristall gibt darum das Natrium-Atom ein Elektron ab, das vom Chlor-Atom aufgenommen wird. Damit liegen keine Atome mehr vor, sondern Ionen. Durch die Abgabe eines Elektrons wird das Natrium-Atom zum positiven Natrium-Ion (Na^+) und das Chlor-Atom durch die Aufnahme eines Elektrons zum negativen Chlorid-Ion (Cl^-). Da nun beide Ionen unterschiedliche Ladung besitzen, ziehen sie sich gegenseitig an und bilden ein NaCl -Molekül. Da diese Bindung der Teilchen auf dem Umweg über die Ionen erfolgt, spricht man von einer Ionenbindung (siehe Abb. 18, Seite 23).

Löst man Kochsalz in Wasser, so zerfällt ein großer Teil der Moleküle in positive Natrium-Ionen und negative Chlorid-Ionen. Legt man nun eine Gleichspannung aus einer Batterie an eine solche Lösung, dann werden die positiven Natrium-Ionen vom negativen Pol der Spannungsquelle angezogen. Dort nimmt jedes Natrium-Ion ein Elektron auf, und damit entstehen Natriumatome. Denn nun sind ja wieder 11 Elektronen im Atomverband.

Das negative Chlorid-Ion wird vom positiven Pol der Spannungsquelle angezogen und gibt dort sein zusätzliches Elektron ab. Damit wird aus dem Chlorid-Ion wieder ein Chlor-Atom. Das riecht man auch während des Experiments: Am positiven Pol entsteht in geringen Mengen Chlorgas.

Bei allen Stromdurchgängen durch Lösungen, die in Ionen zerfallen, läuft der Vorgang gleichermaßen ab:

Das positive Ion wandert zum negativen Pol (Katode), das negative Ion zum positiven Pol (Anode). Durch die Abgabe bzw. Aufnahme der Elektronen entsteht der Eindruck, als gingen Elektronen durch die Lösung.

181 Reaktionen von Metallen mit Säuren

Schon einmal hast du Metalle durch Säure zersetzt (vergl. Experiment 138 und 140). Nun sollst du weiter untersuchen, was bei dieser Zersetzung aus dem Metall wird.

Gib dazu zwei bis drei Zinkplättchen in ein Reagenzglas und fülle knapp zu einem Drittel mit verdünnter Salzsäure auf. Am

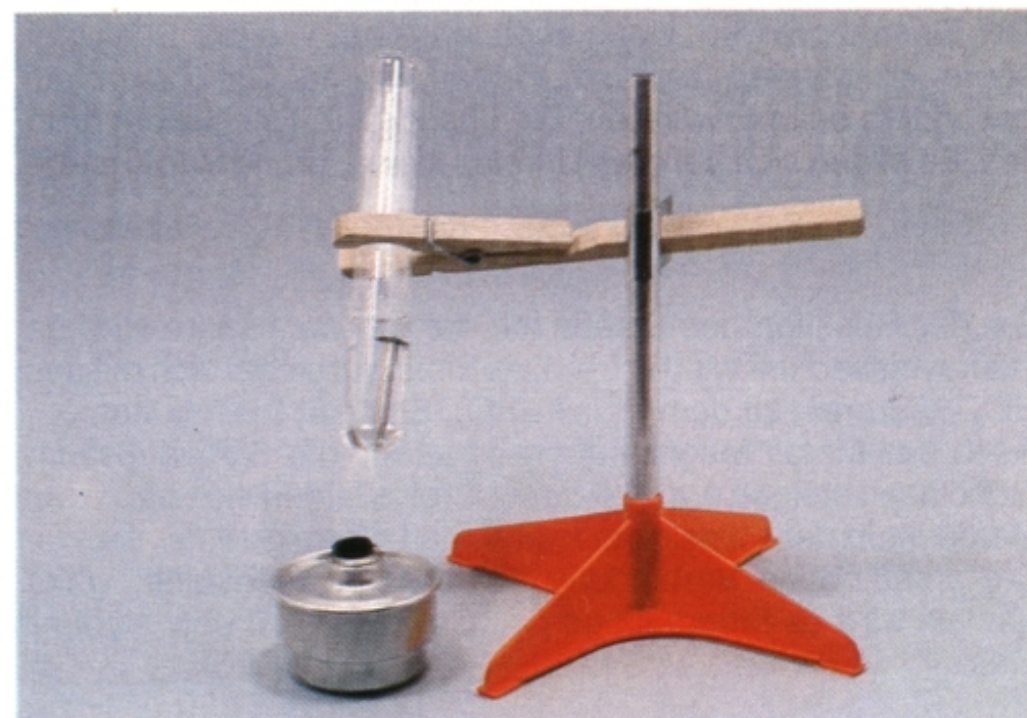
aufsteigenden Wasserstoff kannst du das Einsetzen der chemischen Reaktionen erkennen.

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

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

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

183 Um zu untersuchen, wie Schwefelsäure auf Eisen wirkt, fülle ein großes Reagenzglas zu etwa einem Viertel mit verdünnter Schwefelsäure und gib einen kleinen Eisennagel hinein (Abb. 80). Laß die Säure längere Zeit auf das Eisen einwirken. Erwärme zwischendurch immer wieder leicht über der Spiritusflamme. Der Versuchsablauf wird dadurch beschleunigt. Steigen keine Gasblasen mehr auf, gieße etwas von der Flüssigkeit auf das Uhrglas und laß sie langsam verdunsten.



184 Wiederhole das vorige Experiment, indem du statt des Eisennagels ca. 1 cm Magnesiumband in die Säure gibst. Dann verführe weiter wie im vorigen Experiment. (Erwärmen ist nicht notwendig.)

In allen Experimenten verbleibt nach dem Verdunsten bzw. Eindampfen ein Rückstand auf dem Uhrglas. In jedem Fall handelt es sich um ein Salz.

Bei der Reaktion von Zink mit Salzsäure verbleibt eine weißkörnige Substanz. Das Endprodukt sieht also anders aus als die Ausgangsstoffe und hat auch völlig andere Eigenschaften.

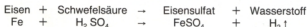
Die chemische Umsetzung vollzieht sich nach folgender Gleichung:



Ähnlich wie bei der Neutralisation verbindet sich auch hier der Säurerest der Salzsäure (—Cl) mit dem Metall zu einem Salz. Dieses Salz heißt Zinkchlorid. Für den Wasserstoff fehlt jedoch die Möglichkeit, mit einer OH-Gruppe Wasser zu bilden; er entweicht deshalb direkt. Da jedes Zinkatom im Gegensatz zum Natrium zweiwertig ist, bindet es zwei Säurereste der Salzsäure (vergl. Experiment 141). Deshalb müssen sich auch zwei Moleküle Salzsäure an der Umsetzung beteiligen, damit zwei Säurereste vorhanden sind.

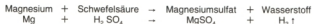
Du kannst nun einmal versuchen, selbständig die Reaktionsgleichung für die Umsetzung von Magnesium mit Salzsäure (vergl. Experiment 138) aufzustellen. Auch das Magnesiumatom ist zweiwertig und bindet zwei Säurereste der Salzsäure. Es entsteht das Salz MgCl_2 . Kannst du es benennen?

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

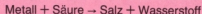


Bei der Reaktion des Eisens mit der Schwefelsäure wird der Säurerestwasserstoff wieder frei. Das Eisen verbindet sich mit dem SO_4 -Säurerest zu dem Salz FeSO_4 . Es heißt Eisensulfat.

Auch das Metall Magnesium reagiert mit der Schwefelsäure, Gasblasen steigen auf. Auf dem Uhrglas bilden sich nach dem Verdunsten der Flüssigkeit kleine, nadelförmige Kristalle. Die entstandene Verbindung heißt Magnesiumsulfat; volkstümlich wird es Bittersalz genannt. Wasserstoff entweicht als Gas.



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



Der Name eines Salzes richtet sich immer nach dem Säurerest und dem Metall, das sich mit diesem Säurerest verbunden hat (vergl. Tabelle nach Experiment 141).

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

185 Ein chemischer Garten

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

Es bietet sich dir ein eigenartiges Schauspiel. Schon nach kurzer Zeit wachsen aus den am Boden liegenden Kristallen pflanzenähnliche Gebilde in die Wasserglaslösung hinein. Es entstehen zarte, weiße „Eiszapfen“ oder Fäden neben dicken, blauen oder braunen Ästen (Abb. 81).

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 aufstreiben.

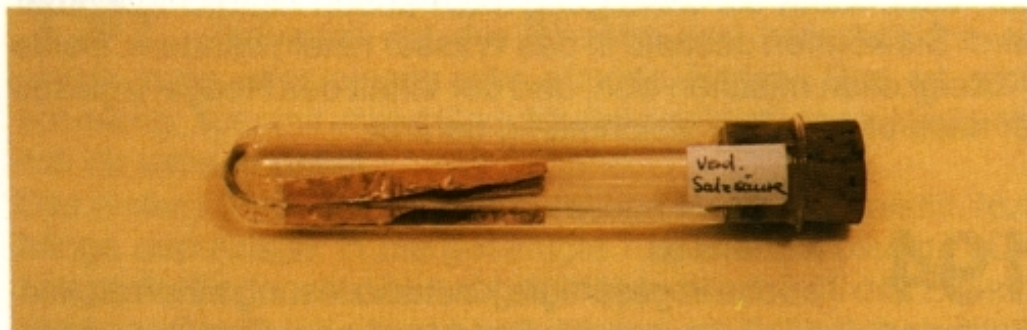


81

186 Reaktionen von Metalloxiden mit Säuren

Wie die reinen Metalle reagieren auch Metalloxide mit Säuren in charakteristischer Weise.

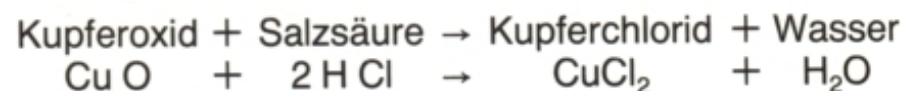
Im Experiment 57 hast du Kupferblech durch Erhitzen oxidiert. Ein Teil des Kupfers hat sich dabei mit Sauerstoff zu Kupferoxid verbunden. Rolle dieses oxidierte Kupferblech zusammen und gib es in ein Reagenzglas. Dann fülle so viel verdünnte Salzsäure ein, daß das Blech bedeckt ist (Abb. 82) und beobachte!



82

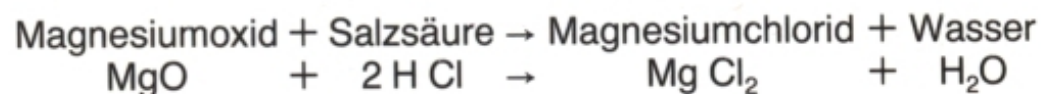
187 Stelle Magnesiumoxid durch Verbrennen von Magnesium her und laß das Magnesiumoxid in die saubere Porzellanschale fallen. Füge zu dem weißen Pulver verdünnte Salzsäure hinzu.

Die Salzsäure wirkt auf das Kupferoxid ein und verbindet sich mit dem Kupfer zu Kupferchlorid.

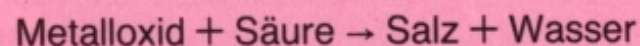


Das Kupferatom ist auch zweiwertig und kann deshalb wieder zwei Säurereste binden. Bei dieser chemischen Umsetzung entsteht außerdem Wasser, da der Wasserstoff der Säure sich mit dem Sauerstoff des Oxids verbinden kann.

In der gleichen Weise reagiert die Salzsäure mit dem Magnesiumoxid.



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



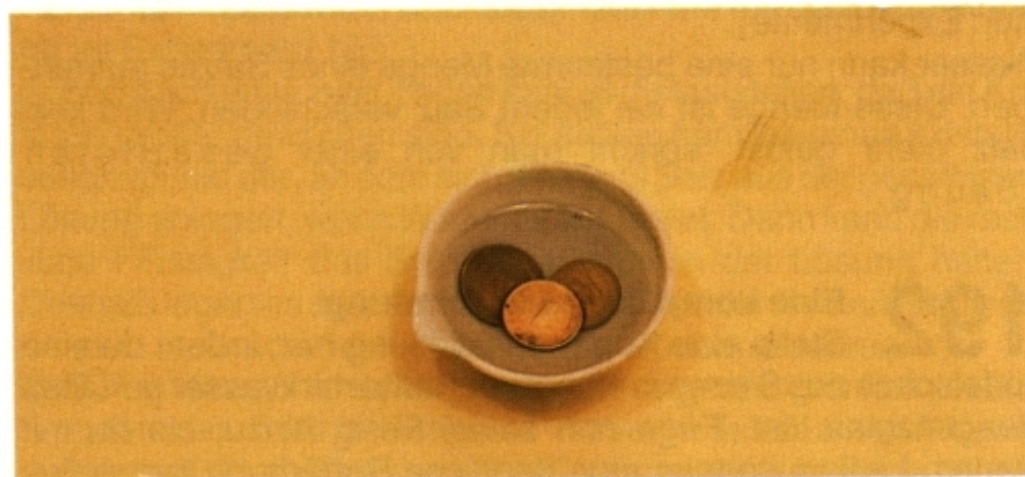
Du hast nun drei verschiedene Möglichkeiten zur Salzbildung kennengelernt. Kannst du sie alle aufzählen?

188 Kupfermünzen im neuen 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. 83).

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



83

189 Auskristallisieren

Löse 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 etwas der Lösung in eine Porzellanschale, erhitze und dampfe ein!

190 Laß einen Teil der Salzlösung in dem Becherglas 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. Den Rest der Lösung benötigst du im Experiment 194.

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.

191 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.

192 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 Experimente) 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 Verbindung mit dem Namen Kupferhexacyanoferrat (II). Sie ruft die rotbraune Farbe hervor.

193 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 erschüttelt wird!

Bei vorsichtiger Zugabe des Wassers zur Kupfersulfatlösung mischen sich die beiden Flüssigkeiten zunächst nicht, sondern die Trennung wird durch eine klare Linie sichtbar. 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.

194 Aschenseil

Tauche in gesättigte Kochsalzlösung 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. 84). Das Kochsalz bildet in diesem Faden das Gerüst. Es verbrennt nämlich nicht mit.



84

195 Kristalle gewinnen und züchten

Filteriere die Kochsalzlösung aus Experiment 190 und gib etwas von dem Filtrat auf eine Untertasse. Laß das Wasser langsam verdunsten.

196 Verfahre mit der Kupfersulfatlösung aus Experiment 191 wie mit der Kochsalzlösung 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.

197 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. 85).

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.



85

198 Verfahre mit dem größten und am regelmäßigsten geformten Kochsalzkristall wie mit dem Kupfersulfat im Experiment 197.

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.

199 Salz fällt aus der Lösung

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

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

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

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

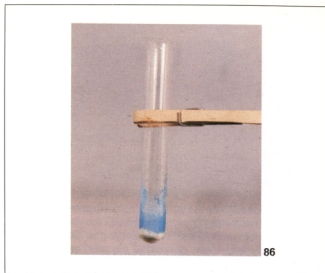
200 Erhitze in einem großen Reagenzglas einige blaue Kupfersulfatkristalle langsam über der Spiritusflamme.

Nach dem Erkalten des Glases gib wenige Tropfen Wasser ins Glas. Beobachte jeweils die farbliche Veränderung (Abb. 86)!

201 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!

202 Erhitze in einem großen Reagenzglas einige Kristalle Kobaltchlorid und füge dann ein paar Tropfen Wasser hinzu.

Einige Salze, so z. B. Kupfersulfat und Kobaltchlorid 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 wieder blau. Das Bestreben, Wasser aufzunehmen, ist so stark, daß schon die Luftfeuchtigkeit das notwendige Kristallwasser liefert.

Das wasserfreie (erhitzte) Kobaltchlorid ist blau, nach der Aufnahme des Wassers kehrt die violette Farbe zurück. Bei der genauen Bezeichnung eines Salzes gibt man nicht nur die chemische Formel an, sondern es wird auch das in den Kristallen eingeschlossene Kristallwasser mit genannt. So lautet die genaue Bezeichnung für das wasserhaltige Kupfersulfat:

Kupfersulfat — 5 — hydrat ($\text{Cu SO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)

Damit wird angedeutet, daß 5 Moleküle Wasser zur Kristallbildung benötigt werden.

Entsprechend heißt das Kobaltchlorid:

Kobaltchlorid — 6 — hydrat ($\text{Co Cl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$)

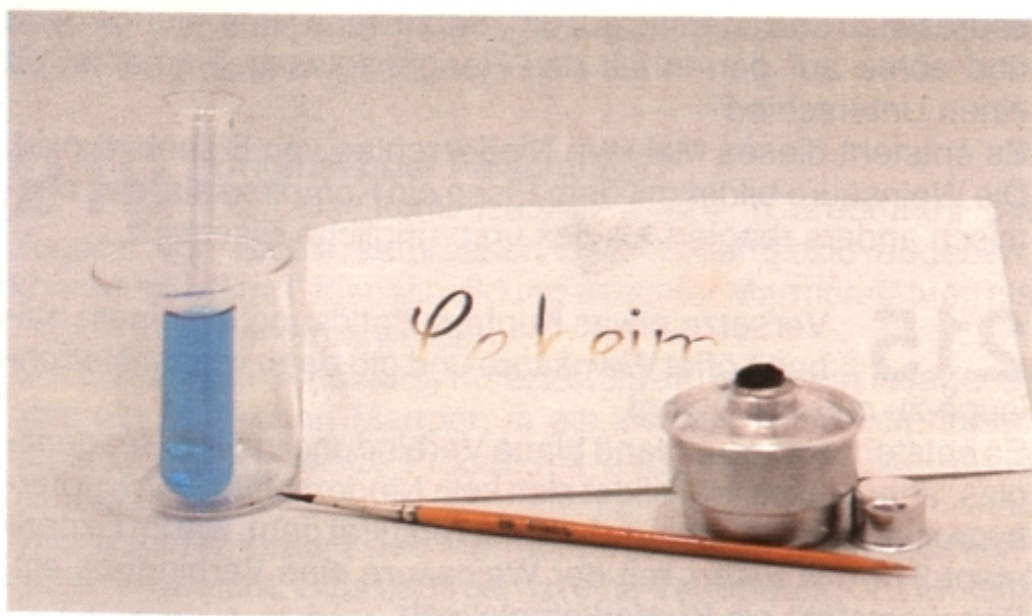
203 Unsichtbare Schrift

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

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

205 Die Erfahrung aus den vorigen Experimenten sollst du ausnutzen, um ein einfaches Anzeigegerät für die Luftfeuchtigkeit herzustellen. Bestreiche einen kleinen Bogen weißes Papier völlig mit Kobaltchloridlösung und laß es trocknen. Wenn du nun dieses Papier vor dein Fenster hängst, möglichst so lange, daß es nicht direkt vom Regen getroffen wird, so kannst du erkennen, ob die Luft feucht oder trocken ist. Nach dem Trocknen ist die Schrift zunächst fast gar nicht zu erkennen. Erst beim Erwärmen tritt sie als tiefblaue Farbe deutlich sichtbar hervor. Die farbliche Veränderung ist wieder auf das Kristallwasser zurückzuführen. Wenn genügend Wasser vorhanden ist, so werden in jedem Kristall 6 Moleküle Wasser gebunden. Dann ist das Salz rot, wenig davon in Wasser gelöst erscheint blaßrosa. Wird durch das Erwärmen Kristallwasser ausgetrieben, so färbt sich die Verbindung blau. Darum wird erst dann die Schrift deutlich sichtbar.

206 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 (Abb. 87).

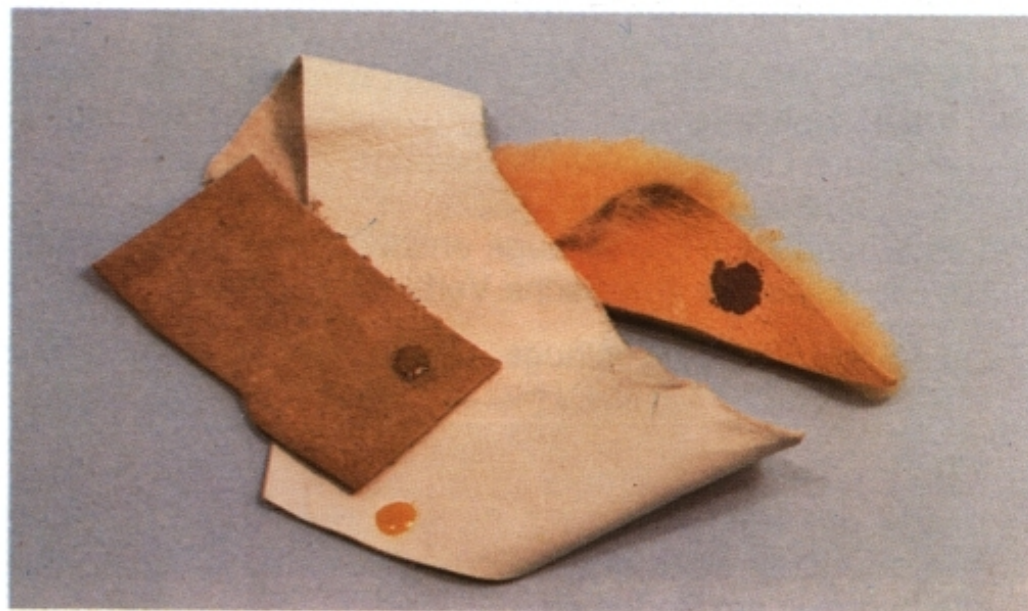


In der Flamme schwärzen sich bald die Schriftzüge, der „geheime“ Text wird lesbar.

207 Gerbsäure-Tinte Löse in einem zur Hälfte mit Wasser gefüllten Reagenzglas einen halben Löffel Gerbsäure, in einem zweiten Reagenzglas etwas 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.

208 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.

209 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. 88). 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.



210 Tinte selbst gemacht

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

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

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

211 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.

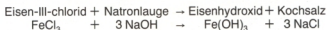
Gleich nach dem Trocknen zerfließt die Schrift noch leicht, und es bleiben nur schwach sichtbare Zeichen zurück. Ist die Tinte dagegen schon einige Wochen getrocknet, so verändern sich die Schriftzüge fast gar nicht. Mit Hilfe des Luftsauerstoffes spielen sich chemische Umsetzungen ab, durch die die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

212 Aus Salzen werden Hydroxide

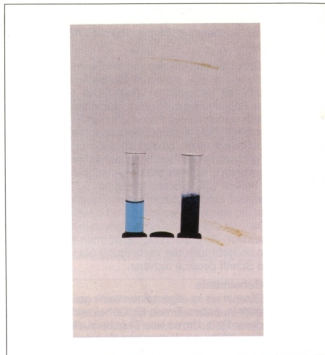
Gib in ein Reagenzglas etwas Eisen-III-chloridlösung. Füge dann tropfenweise Natronlauge hinzu und achte dabei auf den Inhalt des Reagenzglases!

213 Löse in einem zur Hälfte mit Wasser gefüllten Reagenzglas eine Löffelspitze Kupfersulfat. Gib zu dieser hellblauen Lösung etwas Natronlauge. Achte auf eine farbliche Veränderung (Abb. 89)!

Bei der Zugabe von Natronlauge entsteht ein rotbrauner Niederschlag. Es ist die chemische Verbindung Eisenhydroxid.



Bei der Zugabe von Natronlauge entsteht auch ein Hydroxid, und zwar das Kupferhydroxid. Es ist zunächst tiefblau, sehr schnell allerdings setzt sich ein blaugrüner Niederschlag von Kupferhydroxid am Boden ab.



214 Gib noch einmal etwas Eisen-III-chloridlösung in ein Reagenzglas. Füge nun eine Löffelspitze Weinsäure hinzu und schüttle gut um. Setze dann Natronlauge dazu und achte auf den Inhalt des Reagenzglases. Bemerkest du einen Unterschied?

Es entsteht dieses Mal kein Niederschlag von Eisenhydroxid. Die Weinsäure bildet mit dem Eisen ein Komplexsalz, das chemisch anders reagiert als das ursprüngliche Eisensalz.

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

Es entsteht eine leuchtend blaue Verbindung in dem Reagenzglas, aber dieses Mal bildet sich kein Niederschlag von Kupferhydroxid. Das Kupfer aus dem Kupfersulfat geht, wie im Experiment 214 das Eisen, mit der Weinsäure eine Verbindung ein. Dabei entsteht ein Kupferkomplexsalz.

216 Kohensäurespender

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.

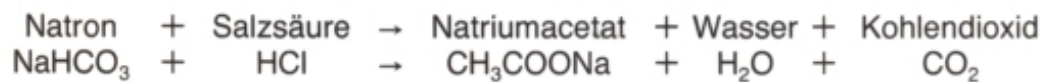
217 Schütte etwas Backpulver in ein Reagenzglas, gib einige Tropfen Essig hinzu und beobachte!

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

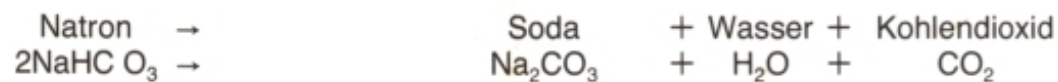
Durch das Erhitzen wird das Natron zerstört. Dabei wird Kohlendioxid frei, zusätzlich auch Wasser, das sich im oberen Teil des Reagenzglases niederschlägt. Natron ist der volkstümliche Name für das Salz Natriumhydrogencarbonat.

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.

219 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 Kohlendioxid entweicht. Gips dagegen ist eine Verbindung des Metalls Calcium mit dem Säurerest der Schwefelsäure, also Calcium-

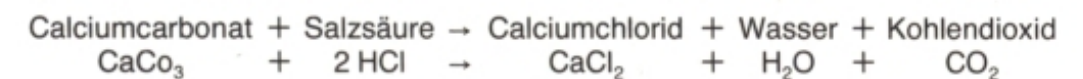
sulfat (CaSO_4). Es kann deshalb bei Zugabe von Salzsäure kein Kohlendioxid abgeben.

220 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 hat sich mit dem Säurerest der Kohlensäure zu Calciumcarbonat (Marmor) verbunden. Dieses Salz hat die chemische Formel CaCO_3 und wird volkstümlich auch kohlensaurer Kalk genannt.

Die Umsetzung der Salzsäure vollzieht sich nach folgender Gleichung:

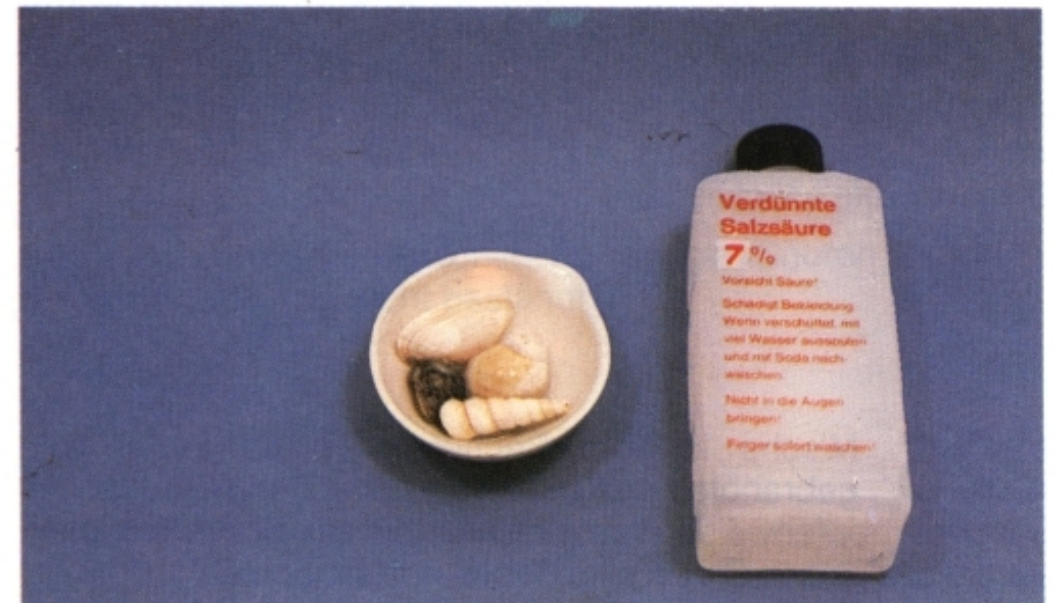


221 Du kannst diesen Versuch wiederholen und das entweichende Gas durch ein Ableitungsrohr in Kalkwasser leiten. Die Trübung des Kalkwassers beweist die Entwicklung von Kohlendioxid.

222 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. 90)!

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



223 Brausepulver selbst hergestellt

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

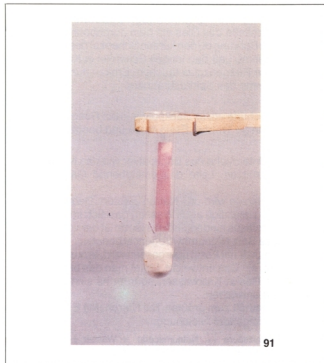
Bei der Herstellung erfrischender Getränke spielt Kohlendioxid also eine wesentliche Rolle. Um selbst Brausepulver herzustellen, gib etwa zwei gestrichene Löffel Natron, zwei Löffel Weinsäure und sechs Löffel pulverisierten Zucker (Puderzucker) in das trockene, saubere Becherglas. Mische die drei Stoffe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

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

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

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

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



Kalk-Mörtel

224 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. 91)!

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



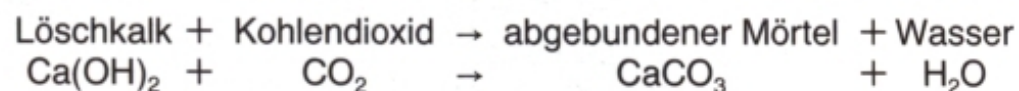


226 Gib eine kleine Probe des abgebundenen Mörtels aus dem vorigen Experiment in ein Reagenzglas. Weise Kohlendioxid nach, indem du etwas Essig oder Salzsäure darüber gießt.

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 mußt du vorsichtig damit sein.

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

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.

Das Kohlendioxid läßt sich durch das Aufbrausen beim Übergießen mit Säure nachweisen.

Da der Kalk aus Kalkstein (CaCO_3) durch Brennen gewonnen wird und nach dem Abbinden daraus wieder Kalkstein entsteht, kann man von einem Kreislauf sprechen (Abb. 93).

227 Wasserglas als Schutzüberzug

Im Kap. „Salze“ 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.



94

Metalle haben schon seit Jahrtausenden eine wichtige Rolle in der Geschichte der Menschheit gespielt. Die Edelmetalle Gold und Silber sind am längsten bekannt. Sie wurden zu Schmuckstücken und Gebrauchsgegenständen verarbeitet. Fundstücke aus dem Orient beweisen, daß das Metall Kupfer bereits vor etwa 6500 Jahren als erstes Gebrauchsmetall verwendet wurde.

Vor etwa 4000 Jahren begann in Mitteleuropa das Bronzezeitalter. Bronze ist eine Legierung, die man durch Zusammenschmelzen der Metalle Kupfer und Zinn erhielt. Sie ist härter als die Ausgangsmetalle.

Später dann, etwa 1000 v. Chr., gewann das Eisen zunehmend an Bedeutung, da man aus diesem Metall gut Werkzeuge und Waffen herstellen konnte. Es war zu damaliger Zeit wichtiger als Gold.

Etwa $\frac{4}{5}$ der chemischen Elemente sind Metalle. 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 chemischen Bindung ab.

Eisen ist bis heute das häufigste Gebrauchsmetall geblieben. Es 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.

228 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.

229 Oxidation

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

230

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!

231

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. 95). Kennzeichne sie mit Klebeetiketten und vergleiche nach einigen Tagen!

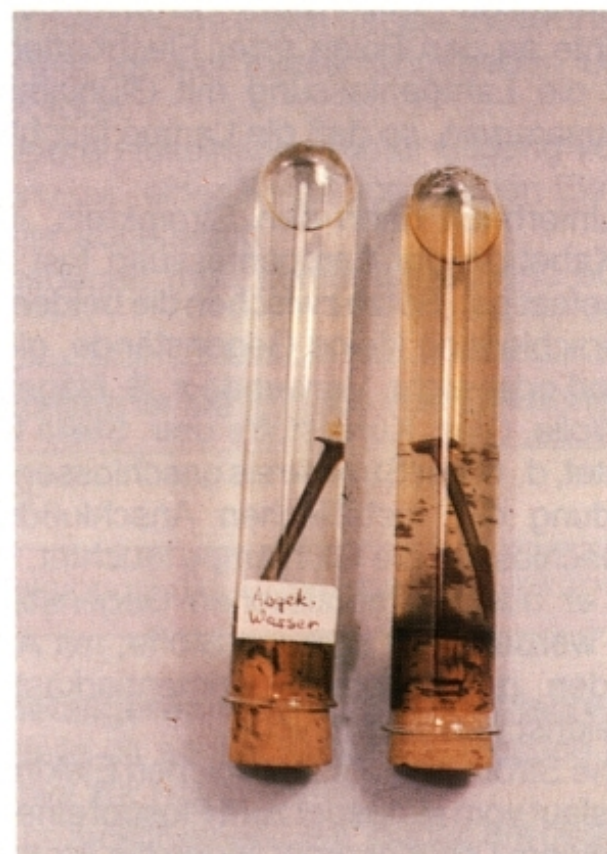
Metalle in feinsten Verteilung gehen in einer offenen Flamme eine Verbindung mit Sauerstoff ein (Abb. 96). Sie bilden Oxide. Aus Eisenpulver wird Eisenoxid.

Die Oxidation kann auch langsam verlaufen, wenn Eisenteile ungeschützt dem Luftsauerstoff ausgesetzt sind. Sie sind dann bald 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.

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.

95



96

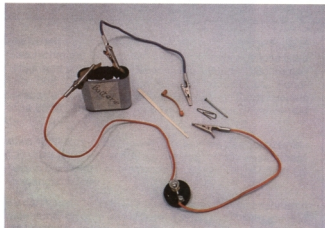


232 Metalle als Leiter

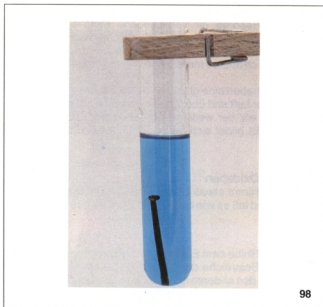
Befestige mit den Krokodilklemmen zwei Anschlußdrähte an den Polen einer Flachbatterie. Führe die Drähte über die Lampenfassung mit Glühlampe zu einem Stromkreis zusammen, so daß die Lampe leuchtet.

233 Unterbrich dann den Stromkreis, indem du ein Kabel an der Lampenfassung löst und dort das dritte Kabel befestigst. Setze zwischen die beiden freien Enden der Kabel verschiedene kleine Gegenstände, gleichgültig, ob es Metalle sind oder nicht. Verwende z. B. Nägel, Schrauben, Bindfaden, Wolle, Glas, Kunststoffe usw. Stelle fest, wann die Lampe leuchtet, d. h. der Stromkreis geschlossen ist (Abb. 97)! Bei Verwendung der metallischen Anschlußdrähte ist der Stromkreis geschlossen, die Glühlampe leuchtet. Bei Unterbrechung kann er nur mit metallischen Gegenständen wieder geschlossen werden. Alle anderen Stoffe, mit Ausnahme der Kohleelektroden, die diesem Experimentierkasten beiliegen, leiten den elektrischen Strom nicht.

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



97



98

234 Metalle aus Salzlösung

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 betrachte den Nagel nach einigen Minuten. Die Kupfersulfatlösung gieße dann für weitere Experimente in ein anderes Reagenzglas ab (Abb. 98).

235 Laß Eisenpulver in geringen Mengen in das Glas mit Kupfersulfatlösung fallen und beobachte es dabei genau!

Der Nagel und das Eisenpulver überziehen sich mit metallischem Kupfer, das sich aus der Lösung niederschlägt. Bei Eisenpulver erfolgt es manchmal so schnell, daß die Körnchen schon verkipert sind, bevor sie am Boden des Glases ankommen.

Kupfersulfat zerfällt im Wasser in Ionen, und zwar in Kupfer- und Sulfat-Ionen:



Das Kupferatom, das an der Verbindung Kupfersulfat (CuSO_4) beteiligt ist, hat auf der äußersten Schale zwei Elektronen. Gibt es diese beiden Elektronen an den Sulfurtest ab, so fehlen die

Elektronen am vollständigen Aufbau. Man sagt, das dadurch entstandene Ion ist zweifach positiv geladen (zu wenig Elektronen = positive Ladung). Gleichzeitig wird der Sulfatrest zum zweifach negativ geladenen Sulfation (zu viele Elektronen = negative Ladung).

An der Grenzfläche zwischen dem Eisen und der Lösung findet ein Elektronenaustausch statt. Kupfer-Ionen nehmen Elektronen vom Eisen auf und werden zu metallischem Kupfer. Aus metallischem Eisen entstehen Eisen-Ionen, die in Lösung gehen.

236 Spannungsreihe der Elemente

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

237 Tauche ein Stück Blei zunächst in die Eisen-III-chlorid-Lösung aus dem vorigen Experiment und achte darauf, ob sich ein Überzug bildet.

238 Halte das Blei anschließend in eine Kupfersulfatlösung. Kannst du Veränderungen bemerken?

Kupfer kann Eisen nicht aus einer Eisensalzlösung verdrängen, der Kupferpfennig verändert sich deshalb nicht.

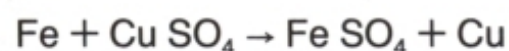
Auch auf dem Blei schlägt sich kein Eisen nieder, wohl aber Kupfer aus der Kupfersulfatlösung.

Auf der Grundlage solcher Experimente kann man Metalle in einer Reihe anordnen. Unter ihnen gibt es eine „Rangfolge“, aus der zu ersehen ist, welches Metall ein anderes aus Verbindungen verdrängt. Man spricht von einer **Spannungsreihe der Metalle**.

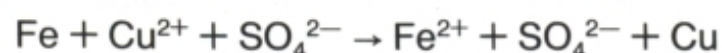
Magnesium	Aluminium	Zink	Eisen	Blei	Kupfer	Silber
Mg	Al	Zn	Fe	Pb	Cu	Ag

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

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



Diese Gleichung gibt aber nur die sichtbaren Vorgänge wieder. Da das Kupfer in Ionen vorliegt, muß die Gleichung lauten:



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

Die Stoffe reagieren miteinander unter Bildung von Ionen. Bei einer Oxidation, bzw. einer Reduktion werden Elektronen aufgenommen oder abgegeben.

Der Oxidationsbegriff muß dementsprechend erweitert werden:

Oxidation ist die Abgabe von Elektronen.

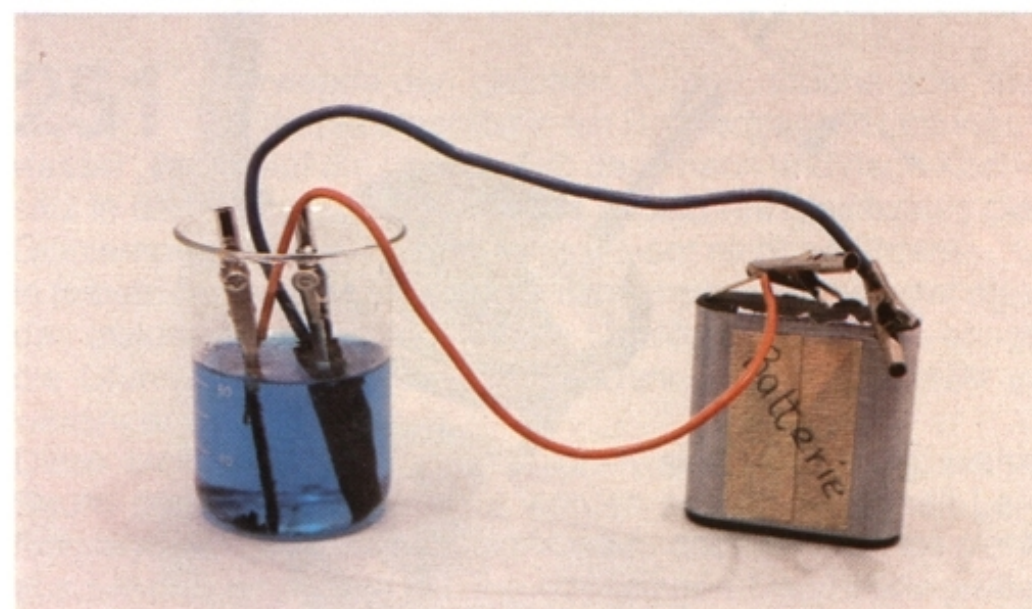
Umgekehrt gilt:

Reduktion ist die Aufnahme von Elektronen.

239 Metallgewinnung durch elektrischen Strom

Stelle dir so viel Kupfersulfatlösung her, daß das Becherglas etwa zur Hälfte gefüllt ist.

Reinige dann gründlich einen Eisennagel; am besten, indem du ihn kurz in verdünnte Salzsäure tauchst und anschließend gut mit Wasser abspülst. Schließe dann den Nagel mit einem Anschlußkabel an den Minuspol einer Taschenlampenbatterie und tauche ihn in das Becherglas. Für die Anschlüsse verwende die Krokodilklemmen, mit denen sich das Kabel sowohl am Nagel als auch an der Batterie gut befestigen läßt. An den Pluspol der Batterie wird mit einem zweiten Kabel ein Stückchen Kupferblech angeschlossen und ebenfalls in die Sulfatlösung getaucht. Achte darauf, daß sich die Metalle nicht berühren (Abb. 99).



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

Der Eisennagel hat sich mit einer Kupferschicht überzogen. Durch den elektrischen Strom wird das Kupfer aus der Kupfersulfatlösung verdrängt; es schlägt sich auf dem Eisen nieder. Das fehlende Kupfer in der Lösung wird durch das Kupferblech wieder ersetzt.

240 Galvanotechnik

Prüfe mit einem Magneten, wo sich Eisen unter anderen Metallen verbirgt. Eventuell kannst du dich einmal täuschen, weil außer Eisen auch noch Nickel vom Magneten angezogen wird.

Wird der Magnet angezogen, kann es Eisen oder Nickel sein. Metallgegenstände, die für den täglichen Gebrauch gedacht sind, sollen schön aussehen und möglichst widerstandsfähig sein.

Um Gegenständen aus Eisen ein „edleres“ Aussehen zu geben, überzieht man sie mit einer Schicht eines edleren Metalls.

Dieses Verfahren heißt **Galvanisieren**.

241 Metallschmelze

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



100

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

Drücke den Schlüssel in die Gipsmasse. Wenn der Gips erhärtet ist, nimm ihn vorsichtig heraus. Erhitzte dann Zinn in einem alten Deckel und fülle die Form mit dem flüssigen Metall aus. Prüfe nach dem Erkalten!

Flüssiges Zinn haftet fest auf dem Draht oder Pfennigstück und füllt vorbereitete Formen aus, so daß ein genaues Abbild des Gegenstandes entsteht.

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

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

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

243 Eisen — chemisch erkannt

In Experiment 240 hast du erfahren, daß metallisches Eisen vom Magneten angezogen wird, und es so nachgewiesen werden kann. Doch auch auf chemischem Wege kann Eisen bestimmt werden.

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

244 Fülle ein anderes Reagenzglas zur Hälfte mit Salzsäure und lege einen Eisennagel hinein. Gib nach wenigen Minuten einige Tropfen Blutlaugensalzlösung dazu. Der Inhalt des Reagenzglases färbt sich blau. Eisen verbindet sich mit der Salzsäure zu einem löslichen Eisensalz. Das Blutlaugensalz bildet mit diesem Eisensalz eine komplizierte chemische Verbindung, die „Berlinerblau“ heißt. Immer wenn sich bei der Zugabe von Blutlaugensalz Berlinerblau bildet, ist der Nachweis für die Anwesenheit von Eisen erbracht.

245 Eisen chemisch aufgespürt

Gib zu einer Probe Leitungswasser etwas verdünnte Salzsäure und füge Blutlaugensalzlösung hinzu.

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

247 Gib in ein Reagenzglas einen Löffel voll Blumen-erde und setze so viel verdünnte Salzsäure hinzu, daß die Probe bedeckt ist. Fülle dann bis zur Hälfte des Reagenzglases mit Wasser auf und schüttle kräftig. Anschließend filtriere die Aufschlämmung. Versetze das klare Filtrat mit einigen Tropfen Blutlaugensalzlösung!

248 Untersuche einmal Zigaretten- oder Zigarren- asche darauf, ob sie Eisen enthält. Verfahre dazu wie im vorigen Experiment.

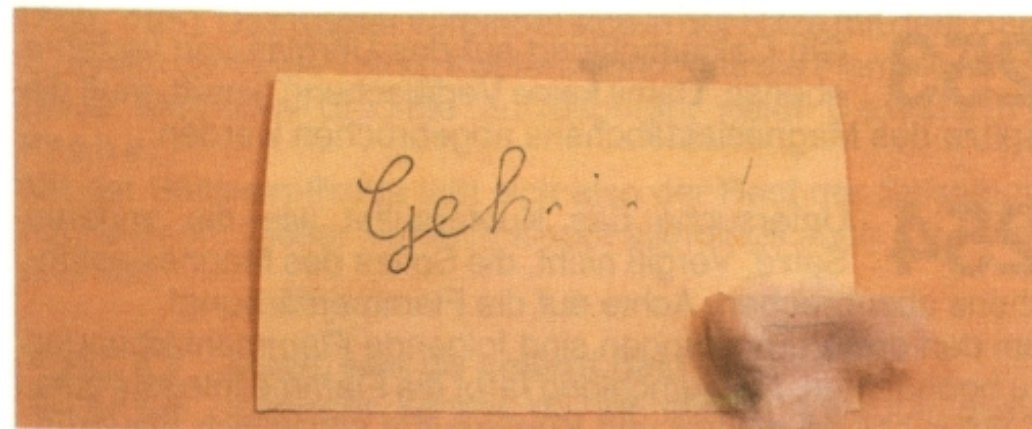
Wenn Eisenverbindungen in den untersuchten Proben enthalten sind, zeigt sich eine Blaufärbung. Die Intensität der Färbung hängt von der Konzentration der Eisenverbindungen ab. Die Färbung reicht von tiefblau bis blaßblau.

249 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?



101

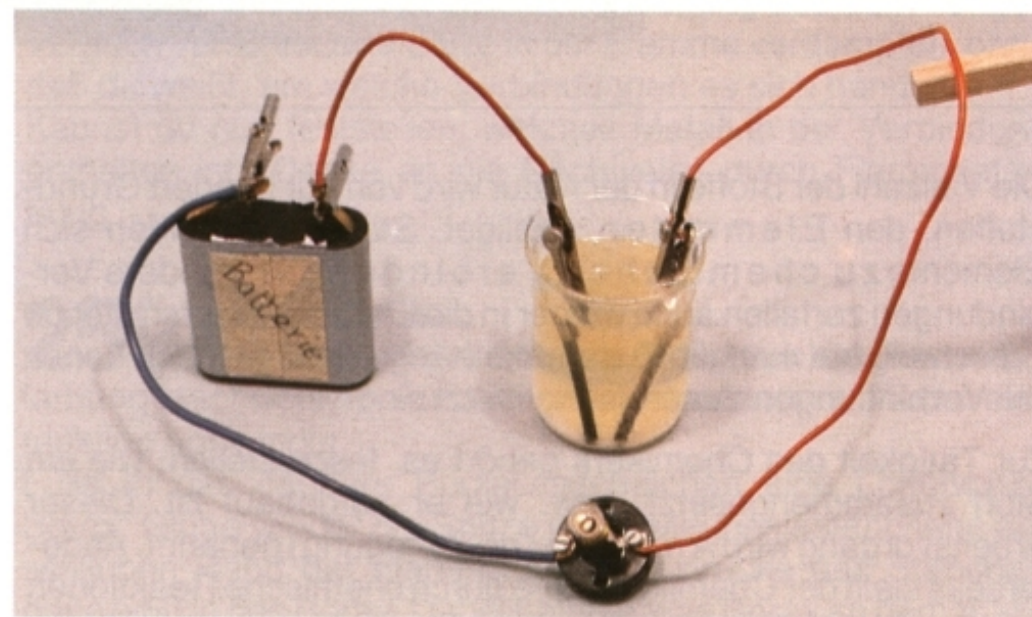
Dunkelblau hebt sich die Schrift jetzt auf dem Papier ab (Abb. 101). Wieder hat sich das Blutlaugensalz mit der unsichtbaren Eisenverbindung zu Berlinerblau verbunden. Dadurch werden die Schriftzüge sichtbar.

250 Leiter oder Nichtleiter?

Baue einen Stromkreis auf, indem du zwei Anschlußdrähte mit Büroklammern an die Pole einer Flachbatterie (4,5 Volt) anschließt. Ein Anschlußkabel führt zur Fassung einer Glühlampe, der zweite an eine Kohleelektrode. Die zweite Kohleelektrode verbindest du über ein drittes Anschlußkabel mit der Glühlampe.

An den Kohleelektroden werden die Drähte mit Krokodilklemmen befestigt.

Fülle nun Kochsalz (Haushaltssalz) in die Porzellanschale und halte die beiden Kohlestäbe nebeneinander in das Salz, ohne daß sie sich berühren. Achte auf die Lampe!

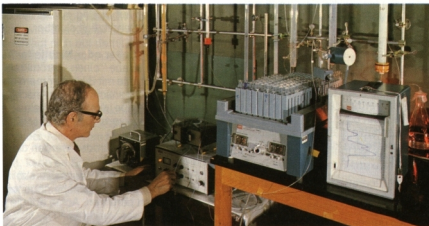


102

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

In festem Kochsalz leuchtet die Glühlampe nicht, es leitet also den elektrischen Strom nicht. Die Salzlösung dagegen bringt die Glühlampe zum Aufleuchten. Denn Kochsalz zerfällt in wässriger Lösung in Ionen.

Diese elektrisch geladenen Teilchen sind notwendig, wenn Strom durch Wasser geleitet werden soll. Zwar enthält Leitungswasser auch schon einige Ionen, doch reichen sie nicht aus, um die Lampe zum Leuchten zu bringen. Dazu ist die große Zahl der Natrium- und Chloridionen unerlässlich.



103

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.

Zur Tätigkeit des Chemikers gehört es, festzustellen, wie ein Stoff zusammengesetzt, bzw. wie er aufgebaut ist. Dieser Arbeitsvorgang wird **Analyse** (gr. Zerlegung) genannt. Andererseits stellt der Chemiker Stoffe durch chemische Reaktionen her. Die künstliche Herstellung von Verbindungen wird **Synthese** (gr. Vereinigung) genannt.

Zur Analyse gibt es für fast alle Elemente ganz spezielle Nach-

weismittel, 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, gelbes Blutlaugensalz eignet sich für den Nachweis von Eisen. 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 einige Nachweisreaktionen kennenlernen.

252 Metalle färben Flammen

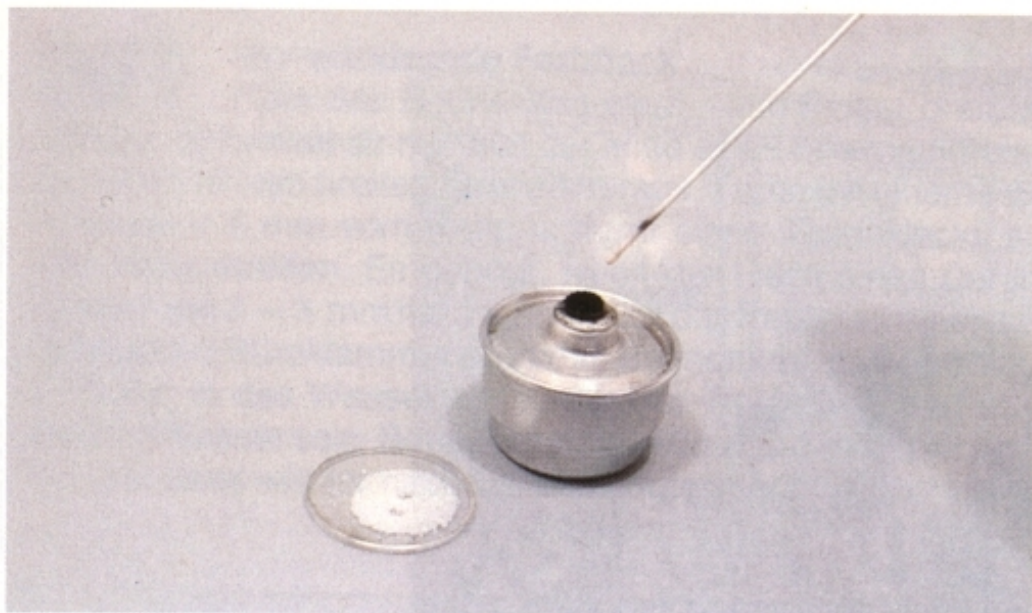
Fülle in das Porzellanschälchen einige Tropfen verdünnte Salzsäure. Auf das Uhrglas gib eine Probe Natriumchlorid (NaCl).

Glühe nun die Spitze eines Magnesiastäbchens in der Spiritusflamme einige Minuten lang aus. Tauche dann das heiße Stäbchen in die Salzsäure und anschließend sofort in das Kochsalz (Natriumchlorid). Ein paar Kristalle bleiben an der Spitze des Stäbchens hängen. Wenn du dann das Magnesiastäbchen an den seitlichen Rand der Flamme hältst, wirst du eine farbliche Veränderung der Flamme beobachten (Abb. 104).

253 Gib Calciumchlorid auf das Uhrglas und verfare ebenso. Damit keine Verfälschung eintritt, muß die Spitze des Magnesiastäbchens abgebrochen werden.

254 Untersuche das Kupfersulfat wie die anderen Salze. Vergeiß nicht, die Spitze des Magnesiastäbchens abzubereiten. Achte auf die Flammenfärbung!

Bei den drei Verbindungen sind folgende Flammenfärbungen zu beobachten: Natriumchlorid färbt die Flamme intensiv gelb, Calciumchlorid gelbrot und Kupfersulfat schließlich blaugrün. Diese Flammenfärbungen sind charakteristisch für die Metalle,



104

nicht etwa für die gesamte Verbindung. Wenn das Metall verdampft, färbt es die Flamme immer in derselben Weise.

255 Kupfer als chemischer Anzeiger

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

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

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

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

Bei allen Salzen färbt sich die Flamme vorübergehend grün (Abb. 105). 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.

258 Zeige, was du gelernt hast

Vielleicht kannst du für diesen Versuch deine Eltern, Geschwister oder einen Freund zur Mithilfe heranzie-



105

hen. Laß den Helfenden nach der Anleitung aus dem vorigen Versuch verschiedene Salze in der Flamme verdampfen, ohne daß du weißt, um welche Verbindungen es sich handelt.

Kannst du nun feststellen, welches Metall in der Verbindung enthalten ist? Denke an die Nachweise durch Flammenfärbung.

259 Borax-Perle

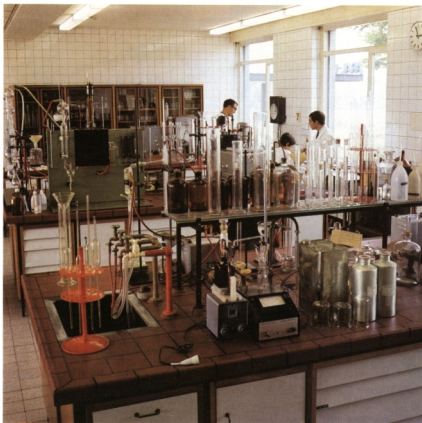
Nicht alle Metalle lassen sich durch die Flammenfärbung nachweisen. Für einige ist eine andere Nachweisreaktion notwendig.

Fülle in das saubere Porzellanschälchen eine Löffelspitze Borax. Glühe wieder die Spitze eines Magnesiastäbchens am seitlichen Rand der Flamme aus und drücke das Stäbchen dann heiß in das Borax. Dabei haftet etwas Borax an dem Stäbchen. Erhitze nun wieder die Spitze, so verwandelt sich das Salz in eine klare Perle. Feuchte die Perle nach dem Erkalten mit Wasser an und tauche sie in Kobaltchlorid. Bleibt ein wenig von der Kobaltverbindung hängen, so erhitze wieder. Was beobachtest du?

260 Führe die Untersuchung mit Eisen-III-Chlorid durch. Welche Färbung der Perle kannst du beobachten?

Die Borax-Perle löst die Salze. Noch in der Hitze, stärker jedoch nach dem Erkalten, färbt sich die Perle mit Kobaltchlorid dunkelblau — ein Nachweis für das Metall Kobalt.

Eisen kann ihr in der Hitze eine rote, nach dem Erkalten eine braune Färbung verleihen. Diese beiden Färbungen sind charakteristisch für die beiden Metalle.



Chemiker im Labor

106

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.

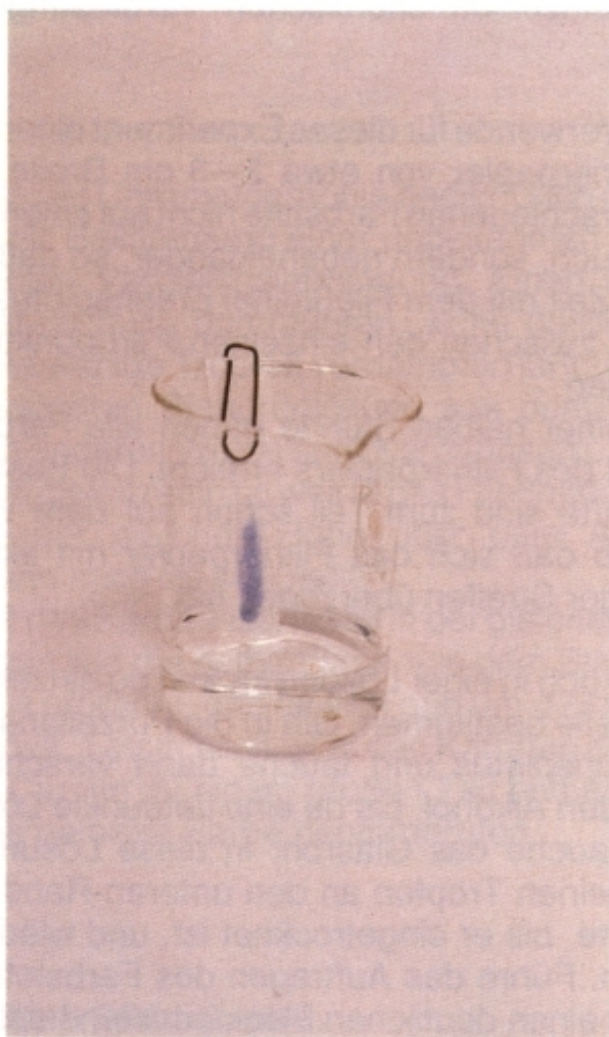
Dem Chemiker stellt sich immer wieder die Aufgabe, unbekannte Stoffe zu analysieren, d. h. sie durch Zerlegung zu untersuchen. Manche dieser Untersuchungen sind leicht durchzuführen — du erinnerst dich: Kohlendioxid kann nur mit

Kalkwasser nachgewiesen werden — andere erfordern einen beträchtlichen experimentellen Aufwand. Die Papierchromatographie 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.

261 Der wandernde Farbfleck

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. 107).



262 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!

263 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 nach etwa 20 Minuten den Papierstreifen!

Die Farbe verbleibt nicht an der Stelle, wohin du sie getupft hast. Nach etwa 30 Minuten befindet sie 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.

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.

Wenn der grüne Farbfleck etwa 4–5 mm mit dem Fließmittel aufgestiegen ist, 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.

264 Untersuche verschiedenfarbige Filzstifte darauf, aus welchen Einzelfarben sie zusammengesetzt sind. Tupfe immer jeweils einen Farbfleck auf einen anderen Streifen Filtrierpapier und hänge den Streifen wie in den vorigen Experimenten in das Becherglas.

265 Sprühmittel

Trage für diese Untersuchung einen Tropfen einer Eisen-III-chlorid-Lösung auf einen Streifen Filterpapier 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 Filterpapier!

Das Papier färbt sich im oberen 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.



108

266 Farben getrennt

Die Erkenntnisse, daß verschiedene Farben durch die Papierchromatographie getrennt werden können, sollst du in diesem Versuch anwenden.

Trage auf einen Streifen Filterpapier 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. 108)!

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.

267 Verwende für dieses Experiment einen Streifen Filterpapier 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 Filterpapiers erreicht. Die Bestandteile der einzelnen Stifte sind zum Teil schon auf dem Weg zurückgeblieben, so daß sich das Filterpapier mit einem ganzen Bündel farbiger Streifen überzogen hat.

268 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 hergestellst hast. Tauche das Glasrohr in diese Lösung und tupe einen sehr kleinen Tropfen an den unteren Rand des Filterpapiers. 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 Experimenten. Verwende als Fließmittel Brennspritus. Betrachte nach etwa 20 Minuten den Papierstreifen!

Beim Aufsteigen des Fließmittels wandern die Farben mit. Durch die unterschiedliche Fließgeschwindigkeit der einzelnen Bestandteile erfolgt die Trennung. Ist die Farblösung zu sehr verdünnt gewesen, sind die Farbstreifen natürlich nicht so intensiv wie beim direkten Auftragen mit einem Filzstift auf das Papier.

269 Blattgrün chromatographiert

In Experiment 451/452 kannst du das Blattgrün in Chlorophyll, Carotin und Xanthophyll zerlegen. Auch durch die Papierchromatographie ist diese Trennung möglich.

Ziehe wie in Experiment 451 das Blattgrün mit Spiritus aus einem Blatt und laß 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!

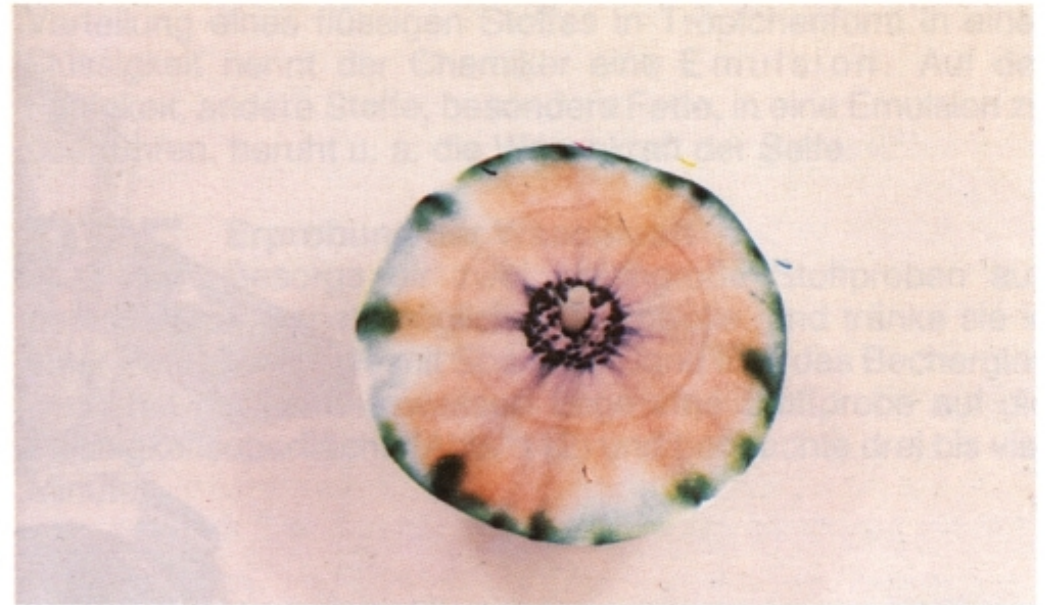
Schon nach etwa zehn Minuten ist die Trennung des Blattgrüns in Chlorophyll und die beiden anderen Verbindungen sichtbar geworden. Das Chlorophyll hat eine geringere Fließgeschwindigkeit als die anderen Farbstoffe. Es verbleibt deshalb als grüner Streifen unter dem gelbbraunen, der aus Carotin und Xanthophyll besteht.

270 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!

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.

271 Eine Farbscheibe

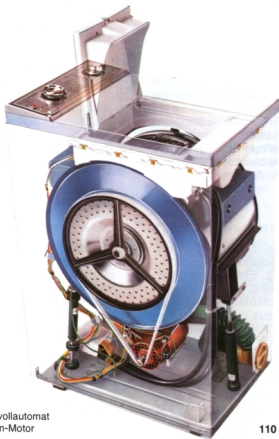
Tupfe in die Mitte eines Blattes Filtrierpapiers einen sehr dicken Fleck mit verschiedenen Filzstiften, so daß ein Kreis von ca. 2 cm Durchmesser entsteht. Rolle dann ein halbes Blatt Filtrierpapier zusammen und stecke es genau in die Mitte des Flecks, bis es etwa 1 cm herausragt. Fülle das Becherglas 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. 109). Beobachte nach etwa 15 Minuten, wie sich die Farben verhalten.



109

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.



Philips Waschvollautomat
mit Gleichstrom-Motor

110

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.

272 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.

273 Um die Konzentration zu prüfen, zerreibe etwas von der Flüssigkeit zwischen den Fingern!

274 Fülle zwei Reagenzgläser zu einem Drittel mit Wasser und gib einige Tropfen Speiseöl hinzu. Zu einer Probe füge noch etwa fingerbreit Seifenlösung.

Anschließend schüttele beide Proben kräftig um und beobachte (Abb. 111)!

Seife ist chemisch eine Lauge. In konzentrierter Form fühlt sie sich stark „glitschig“ an. Seifenlösung bewirkt, daß sich Fette und Öle in feinsten Form in der Lösung verteilen. Sie schweben

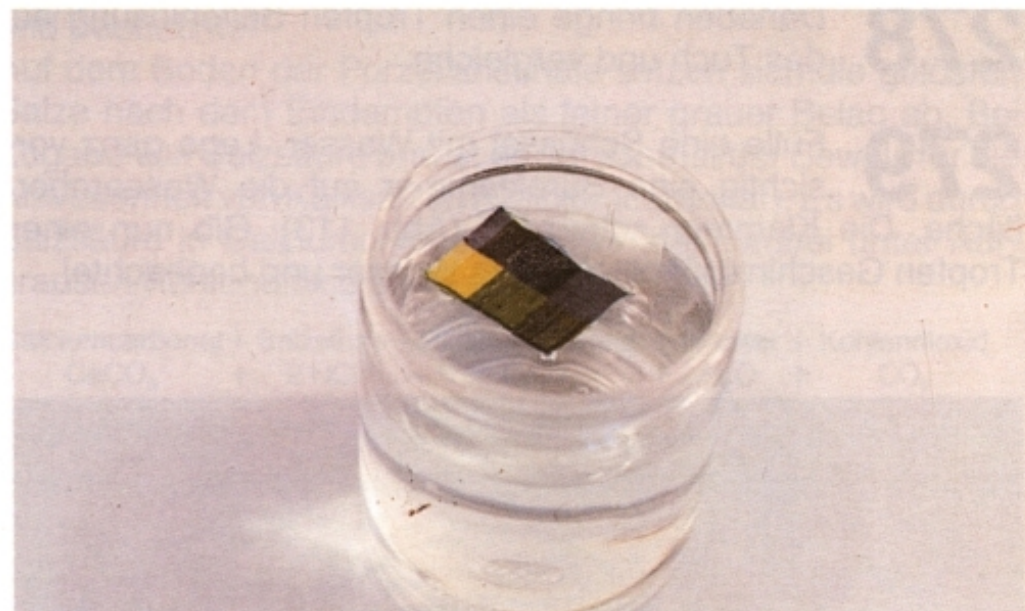


111

in der Lösung, 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.

275 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. 112) und beobachte drei bis vier Minuten.



112

276 Anschließend fülle das Becherglas zu einem Drittel mit Seifenlösung aus Experiment 272 und vergleiche!

Auf dem Wasser schwimmt die Stoffprobe auch noch nach längerer Zeit, in der Seifenlösung dagegen sinkt sie bald unter. Durch Wasser wird das Öl nicht von den Fasern abgelöst, und die Stoffprobe kann nicht vom Wasser benetzt werden. Sie schwimmt deshalb weiter auf der Oberfläche. Die Seifenlösung dagegen umschließt das Fett, bildet eine Emulsion (vergl. Experiment 274) und löst es von der Faser ab. Die Stoffprobe kann nun vom Wasser benetzt werden und sinkt deshalb.

Seifenmoleküle enthalten wasserfreundliche — hydrophile — Säuregruppen und lange, wasserfeindliche — hydrophobe — Kohlenwasserstoffketten. Die modernen Wasch- und Spülmittel sind ähnlich aufgebaut. Man bezeichnet sie allgemein als Tenside.

Waschen und Reinigen

Auf diesem Aufbau beruht die Waschwirkung. Die Seifen- oder Tensidpartikel ordnen sich an der Wasseroberfläche so an, daß der wasserfreundliche Teil ins Wasser hineinragt. Der wasserfeindliche Teil ragt aus dem Wasser heraus. Dadurch wird das Wasser gewissermaßen flüssiger und kann in das Gewebe eindringen.

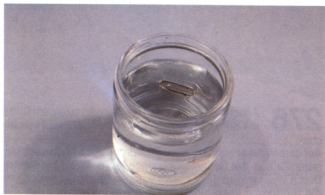
Dort schiebt es sich unter die Schmutzschicht und hebt sie ab. Durch die Bewegung beim Waschen wird der Schmutz aus dem Gewebe herausgespült und mit der Wuschlauge fortgespült.

277 Oberflächenspannung

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

278 Daneben bringe einen Tropfen Seifenlösung auf das Tuch und vergleiche.

279 Fülle eine Schüssel mit Wasser. Lege ganz vorsichtig eine Büroklammer auf die Wasseroberfläche. Die Klammer schwimmt (Abb. 113). Gib nun einen Tropfen Geschirrspülmittel in das Wasser und beobachte!



113

280 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.

281 Fülle eine Schüssel etwa halb voll Wasser und streue einige Papierblättchen, die du mit einem Aktenlöcher ausstanzen kannst, auf die Oberfläche. Sie schwimmen zunächst ganz ruhig. Zwischen diese Plättchen gib wieder etwas Spülmittel und beobachte!

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.

Wird die Oberflächenspannung durch Seife oder Spülmittel herabgesetzt, sinkt die Büroklammer, und der Wasserberg läuft ab. Die Entspannung wirkt immer von innen nach außen, wie man an den Papierschneitlen, die zum Rand streben, beobachten kann.

282 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. Gib in jedes Glas eine Löffelspitze Kohlepulver und schüttele beide Gläser kräftig um. Beobachte anschließend die Kohleteilchen und vergleiche beide Proben!

283 Gieße beide Proben nacheinander gesondert durch ein Filter und vergleiche die Filtrate!

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**.

Beim Filterieren 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.

284 Unterschiedliches Wasser

Fülle ein Reagenzglas zu einem Drittel mit destilliertem Wasser, ein zweites mit der gleichen Menge Leitungswasser. Zu beiden Proben gib etwas Seifenlösung (Abb. 114). Schüttle kräftig um und vergleiche!



114

285

Fülle ein Reagenzglas zu einem Drittel mit Kalkwasser und gib unter ständigem Schütteln so lange Seifenlösung hinzu, bis eine Schaumbildung auftritt. Achte darauf, wieviel Kalkseife sich bildet. Vergleiche den Seifenverbrauch mit den Ergebnissen aus dem vorigen Experiment.

Im Reagenzglas mit destilliertem Wasser ist sofort eine deutliche, bleibende Schaumbildung zu beobachten. In Leitungswasser dagegen entsteht nur wenig Schaum. Es bilden sich graue, schmierige Flocken. Bei Kalkwasser ist erst nach reichlicher Zugabe von Seifenlösung eine Schaumbildung zu beobachten.

Einfaches Leitungswasser enthält noch viele gelöste Salze, besonders Kalksalze. Bei Kalkwasser ist der Anteil extrem hoch. 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. 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.

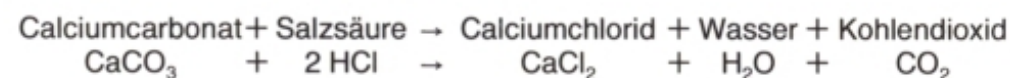
In den heutigen Waschmitteln hat man die Seife deswegen weitgehend durch künstliche Stoffe, die sog. Tenside, ersetzt. Sie haben die gleiche Wirkung wie die herkömmliche Seife, sind aber von der Wasserhärte unabhängig, weil sie mit den Kalksalzen keine Verbindung eingehen. Da diese Tenside chemische Zusätze enthalten, die der Wäsche einen besonderen Weißeffekt verleihen, sind sie der Seife überlegen.

286

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.



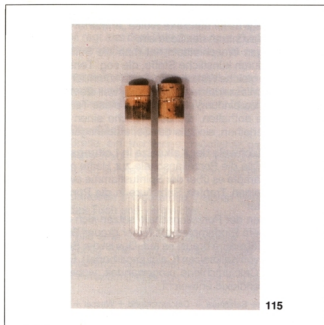
Um die Waschkraft der Seife nicht zu sehr zu beeinträchtigen, gibt es verschiedene Möglichkeiten, die Kalksalze aus dem Wasser zu entfernen, d. h. das Wasser zu enthärten.

287

Enthärtung

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! Filtrierte das abgekochte Wasser 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 zu. Schüttle die Gläser kräftig und beobachte die Schaumbildung (Abb. 115).

Beim Erhitzen trübt sich das Wasser je nach Härtegrad unterschiedlich. Der Härtegrad ist vom jeweiligen Wohnort abhängig. Nach längerem ruhigem Stehen setzt sich auf dem Boden ein grau-weißer Satz ab. Auf der Wasseroberfläche bildet sich eine Haut. Beides wird durch Kalksalze hervorgerufen, die beim Kochen ausfallen. Auf die gleiche Art entsteht nach längerem Gebrauch der Kesselstein im Teekessel. In der Probe mit abgekochtem Wasser ist bei Zugabe von Seifenlösung eine stärkere Schaumbildung zu beobachten als in normalem Leitungswasser. Die durch das Kochen ausgefallenen Kalksalze beeinträchtigen die Waschkraft der Seife nicht mehr.

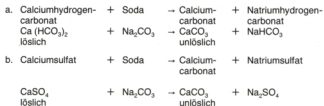


115

288 Soda als Enthärter

Löse in einem Becherglas, das du zur Hälfte mit Leitungswasser gefüllt hast, einen halben Löffel Soda und erwärme die Lösung leicht ca. 10 Minuten. Ist das Wasser hart, je nach Wohnort verschieden, tritt bald eine Trübung ein. Nach 10–15 Minuten setzt sich am Boden ein weißer Niederschlag ab, der sich beim Umrühren aufwirbeln läßt.

Durch Soda werden die löslichen Kalksalze des harten Wassers in unlöslichen Kalk übergeführt, der dann als Niederschlag aus der Lösung ausfällt.



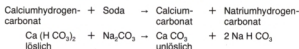
Mit dem durch Soda enthärteten Wasser kannst du nun die- selbe Vergleichsuntersuchung wie in Experiment 285 durch- führen.

289 Enthärtung von Kalkwasser

Kalkwasser besitzt die größte Wasserhärte. Sie wird jedoch künstlich erzeugt, indem man gebrannten Kalk in Wasser auflöst. Aus Experiment 285 weißt du, daß außer- gewöhnlich viel Seifenlösung verbraucht wird, bis eine Schaumbildung einsetzt. Fülle das Becherglas zu einem Drittel mit Kalkwasser. Dann gib unter ständigem Rühren 2–3 Löffel Soda hinzu. Erwärme die Lösung leicht und beobachte!

290 Filtrierte das enthärtete Kalkwasser und fülle ein Reagenzglas zu einem Drittel mit dem Filtrat. Anschließend gib fingerbreit Seifenlösung hinzu. Schüttle kräftig um und vergleiche deine Beobachtungen mit dem Ergebnis aus Experiment 285.

Mit Soda behandelt, trübt sich die Lösung bald, am Boden setzt sich nach kurzer Zeit ein weißer Niederschlag ab. Das lösliche Kalksalz wird durch Soda in unlöslichen Kalk überführt:



Nach der Behandlung mit Soda setzt bei Zugabe von Seife sehr bald eine Schaumentwicklung ein, weil die Härte auf diese Weise beseitigt wurde. Ist das Ergebnis nicht eindeutig, hast du vorher nicht genügend Soda zugegeben.

291 Seife selbst hergestellt

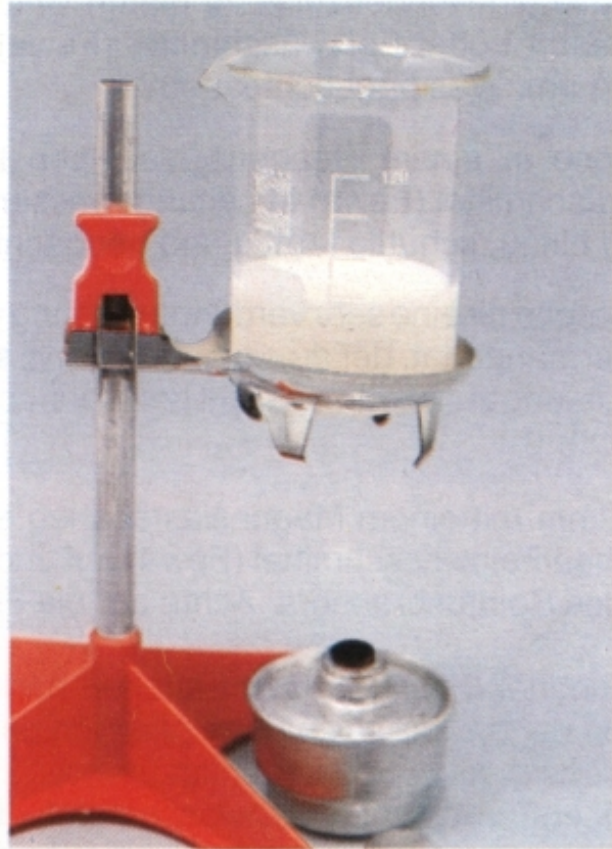
Fülle das Becherglas zur Hälfte mit Wasser und erhitze über der Spiritusflamme bis zum Sieden. In das sie- dende Wasser gib 3 bis 4 Löffel kleine Stücke einer Stearin- kerze. Kerzen bestehen zum größten Teil aus Stearinsäure. Ist die Stearinsäure geschmolzen, setze zwei Löffel Natronlauge hinzu und laß noch ca. 5 Minuten weitersieden (Abb. 116). Dann tauche den Glasstab in die Flüssigkeit, ziehe ihn an der Glaswand hoch und beobachte!

Im Becherglas bildet sich Schaum, nach längerem Erhitzen eine dickflüssige Masse, die beim Hochziehen des Glasstabes Schlieren bildet.

Kannst du diese Schlierenbildung noch nicht beobachten, mußst du noch weiter siedeln lassen. Ist dieser Zustand erreicht, hast du schon Seife erhalten, allerdings in flüssiger Form. Man spricht auch von Seifenleim.

292 Gib zu dem Seifenleim unter ständigem Rühren löf- felweise so viel Kochsalz, bis sich an der Oberflä- che eine feste Masse bildet.

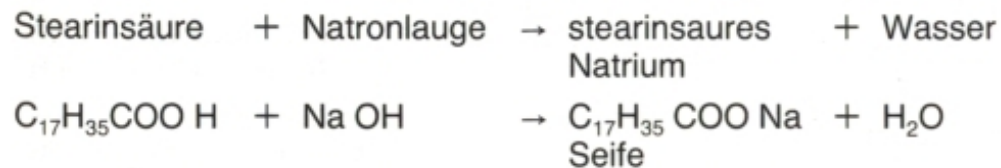
Diese feste Masse ist Seife. Du kannst sie vorsichtig mit dem Löffel abheben und zu einem Klumpen zusammenkneten.



116

Die Behandlung des Seifenleims mit Kochsalz bezeichnet man als **Aussalzen**. Nach diesem Verfahren wurde lange Zeit Seife industriell hergestellt. Es gilt heute als veraltet. Diese Methode der Seifenherstellung wird als **Laugenverfahren** bezeichnet, weil die Seife aus Stearinsäure durch Zugabe von Natronlauge entsteht. Wie bei einer Neutralisation bildet sich dabei das Natriumsalz der Stearinsäure. Das ist die Seife.

Die chemische Formel für Stearinsäure lautet $C_{17}H_{35}COO H$. Für die Seifenbildung gilt folgende Gleichung



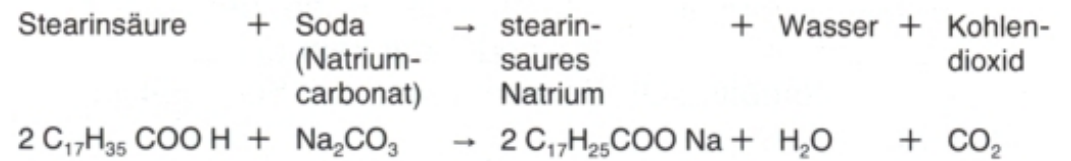
293 Seife aus Kerzenwachs

Dieser Versuch soll dir Einblick geben, wie in modernen Großbetrieben technisch Seife hergestellt wird. Fülle dazu das Becherglas möglichst genau zu einem Drittel mit Wasser, erhitze es und löse darin 3—4 Löffel Soda. Nimm nun das Becherglas von der Flamme und schmelze in der Porzellanschale 3 Löffel Stearinkerze (Stücke einer Stearinkerze). Die geschmolzene Stearinsäure laß vorsichtig unter

Rühren mit dem Glasstab tropfenweise in die Sodalösung fließen.

Sofort scheidet sich Seife ab. Das Aussalzen entfällt bei dieser Methode der Seifenherstellung.

Da die Seifenbildung durch Umsetzung der Stearinsäure mit Soda (Natriumcarbonat) erfolgt, spricht man hier vom **Carbonatverfahren**.



117

294 Flammenfärbung durch Seife

Nimm mit einem Magnesiastäbchen etwas Seife auf und halte es in die Flamme des Spiritusbrenners (Abb. 117). Welche Färbung zeigt sich?

Die Spiritusflamme färbt sich intensiv gelb. Das ist der Beweis, daß in der Seife das Element Natrium chemisch gebunden ist (vergl. Experiment 252). Aus den vorangegangenen Experimenten ist bekannt, daß Natrium tatsächlich in Seife enthalten ist.

Waschen und Reinigen

295 Seife und Essig

Fülle zwei Reagenzgläser zu einem Drittel mit Wasser und gib jeweils die gleiche Menge Seifenlösung etwa fingerbreit 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.

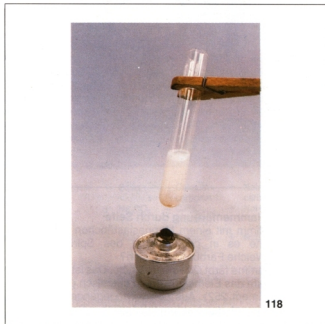
Seife ist säureempfindlich. Säuren wirken der Schaumbildung entgegen.

296 Waschpulver

Bereite dir im Becherglas eine Waschpulverlösung, fülle ein großes Reagenzglas zur Hälfte mit der Lösung und erwärme das Glas über der Spiritusflamme, nicht siedend lassen! (Abb. 118). Beobachte die Waschpulverlösung!

Waschpulver enthält Wasserstoffperoxid, das im Waschpulver chemisch an Borax (Natriumtetraborat) gebunden ist. Die Formel dafür lautet: $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot x\text{H}_2\text{O}_2$.

Auf der Sauerstoffabgabe beruht die Bleichwirkung des Waschpulvers.



297 Feinwaschmittel

Fülle ein Reagenzglas zu einem Drittel mit Kalkwasser, gib einen Löffel Feinwaschmittel (Fewa) hinzu und schüttle kräftig um. Was beobachtest du?

298

Löse in einem Reagenzglas einen Löffel Feinwaschmittel (Fewa) in Leitungswasser. Gib einige Tropfen Essig hinzu, schüttle kräftig und beobachte!

299

Bereite dir eine sehr verdünnte Lösung von Kaliumpermanganat, der du einige Tropfen Essig zugibst. Setze Fewa-Lösung zu, erwärme leicht und beobachte, ob eine Entfärbung eintritt!

300

Nimm mit einem Magnesiastäbchen einige Körnchen Feinwaschmittel (Fewa) auf und halte sie in die Flamme des Spiritusbrenners. Achte auf die Flammenfärbung!

Mit Feinwaschmittel (Fewa) entsteht auch in hartem Wasser Schaum. Es ist gegen Kalksalze unempfindlich und wird auch durch Säure (Essig) nicht beeinträchtigt.

Fewa-Lösung entfärbt nicht. Feinwaschmittel dürfen keine Bleichstoffe enthalten, da sonst auch die Farben bunter Wäsche geschädigt würden.

Die Flamme färbt sich leuchtend gelb. Das ist der Beweis, daß auch diese Waschmittel das Element Natrium enthalten.

301 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!

302

Drücke mit deinem Finger einen Fettfleck auf einen Bogen Briefpapier. Nun tränke einen Wattebausch mit Reinigungsbenzin und wische unter mehrmaligem Umdenken des Wattebausches über den Fettfleck, evtl. muß du noch ein- oder zweimal neue Watte nehmen. Nach dem Verdunsten des Benzins betrachte die so behandelte Stelle.

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. Sogar aus Papier können Fettflecke auf diese Weise entfernt werden. Ältere Tintenschrift und Druckbuchstaben werden dabei nicht verwischt.



119

Eingriff des Menschen in die Waldlandschaft

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 umweltfreundliche Bemühungen im Konstruktionsbereich und bei der Verwendung chemischer Substanzen durch Auszeichnung mit dem Umweltzeichen (Abb. 120) besonders gefördert.



120

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 Mitleidschaft 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.



121

303 Luftverschmutzung Kohlendioxid in der Luft

Eine chemische Verbindung, die noch am wenigsten für das Waldsterben verantwortlich gemacht werden kann, ist das Kohlendioxid (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.

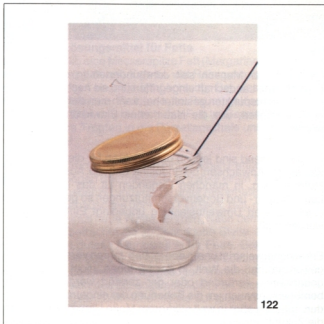
Erhebliche Mengen an Kohlendioxid (CO_2) produzieren die Kraftfahrzeuge im Betrieb. Mit den Auspuffgasen, die eine Mischung vieler chemischer Verbindungen darstellen, entweicht auch sehr viel CO_2 in die Umwelt. Das läßt sich leicht nachweisen. Fülle etwas Kalkwasser in das Becherglas — der Boden sollte 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 mußst 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.

304 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.

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. 122).



122

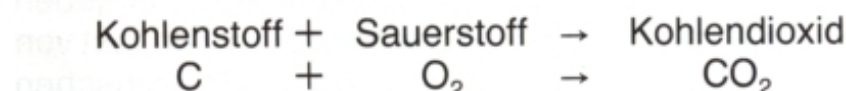
Wenn der Kunststoff verbrannt ist, verschließe das Glas mit dem Deckel und schüttele. Du wirst feststellen, daß sich dann auch wieder das Kalkwasser trübt.

Bei der Verbrennung von Plastikabfällen, wie sie in riesigen Mengen im Haushalt anfallen, entsteht ebenfalls Kohlendioxid. In Müllverbrennungsanlagen und in häuslichen Öfen entweicht das CO₂ aus den Schornsteinen in die Luft.

305 Die Verbrennungen sind es übrigens allgemein, die der Umwelt CO₂ 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 CO₂ in den Verbrennungsgasen nach.

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

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



Eigentlich muß das CO₂ 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 CO₂ 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 CO₂-Gehalt der Luft pro Jahr etwa um 0,2 %.

Daraus erwächst die Gefahr, daß die Temperatur auf der Erde ansteigt; denn das CO₂ verhindert die Wärmeabstrahlung von der Erde in den Weltenraum.

Eine Temperaturzunahme nur um durchschnittlich 1° C auf der Erde würde aber schon katastrophale Folgen haben, weil dann voraussichtlich das Eis an den Polen 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 CO₂-Gehalts das biologische Gleichgewicht nachhaltig gestört würde. Diese Folgen sind noch gar nicht vorhersehbar.

Zusätzlich zu den genannten Schäden muß eins auch noch berücksichtigt werden. Wenn sich CO₂ in Wasser löst, entsteht eine Säure, nämlich die Kohlensäure. Sie ist zwar nur eine schwache Säure, aber wenn sie sich im Regen der Atmosphäre löst, fällt diese schwache Säure mit anderen zusammen auf die Erde.

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 Erstickten 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.

Wenn Kohlenstoff verbrennt, entsteht nicht in jedem Fall Kohlenstoffdioxid. Ist nämlich zur vollständigen Verbrennung nicht genügend Sauerstoff vorhanden, so bildet sich das hochgiftige, farb- und geruchlose Gas Kohlenstoffmonoxid. Die alte aber sehr bekannte Bezeichnung ist Kohlenmonoxid.



Der größte Erzeuger von CO ist das Kraftfahrzeug. Etwa 60 % der gesamten CO-Menge entsteht beim Betrieb der Autos, und zwar hauptsächlich im Leerlauf oder bei langsamer Fahrt. Man kann rechnen, daß ein Auto im Jahr ca. 0,5 t CO ausstößt! Bei einer Fahrt von 100 km produziert ein Kraftfahrzeug ca. 6 m³ reines CO. Das bedeutet, daß in etwa 120 m³ Luft der tödliche Anteil an CO bereits überschritten ist.

Denn das CO wirkt schon bei einem ständigen Anteil von nur 0,05 % in der Atemluft tödlich. Es verbindet sich nämlich sehr rasch mit dem roten Blutfarbstoff Hämoglobin und verhindert, daß er Sauerstoff transportieren kann. Besonders gefährdet sind Kinder, weil das CO am stärksten in Bodennähe ausgestoßen wird. Es ist zwar leichter als die Luft, reichert sich aber trotzdem am Boden sehr an.

Eine CO-Vergiftung beginnt mit Übelkeit, Erbrechen, Müdigkeit und Konzentrationsschwäche, später kommen Benommenheit und Bewußtlosigkeit hinzu, bis schließlich der Tod eintritt.

CO — Erzeuger (USA)	
Fahrzeug mit Benzinmotor	59 %
Fahrzeuge mit Dieselmotor	0,2 %
Flugzeuge, Schiffe	4,6 %
Industrie	9,6 %
Landw. Verbrennungsprozesse	8,3 %
Müllverbrennung	7,8 %
Waldbrände	7,2 %
Heizungsanlagen	1,9 %
Verschiedene	1,4 %

Jeder Raucher atmet übrigens mit jedem Zug aus der Zigarette oder Pfeife auch Kohlenstoffmonoxid ein. Zusätzlich zu dem eingeatmeten Anteil in der Luft schädigt er sich also noch erheblich selbst.

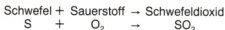
306 Schadstoff Schwefeldioxid

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

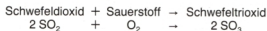


123

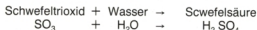
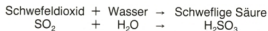
Zunächst schmilzt der Schwefel, nimmt eine braune Färbung an und brennt dann mit kleiner, blauer, kaum sichtbarer Flamme. Dabei steigt weißlicher Rauch auf. Damit die Luft in deinem Chemie-Labor nicht zu sehr verunreinigt, tauche den Verbrennungsöffel schnell in ein Marmeladenglas und verschließe es so weit wie möglich mit dem Deckel (Abb. 123). Aus Experiment 129 weißt du, daß Schwefel nach der folgenden Gleichung zu Schwefeldioxid verbrennt:



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



Lösen sich das Schwefeldioxid und 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 Schweflige 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 Millionen Tonnen Schwefeldioxid schlucken. Das entspricht einer Ladung, für die man etwa 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 %
Industriefeuerungen	ca. 33,5 %
Private Heizungen	ca. 11 %
Verkehr	ca. 1,5 %
Industrie	ca. 4 %

307 Wirkung des Schwefeldioxids

Schwere Schäden verursacht SO_2 an Metallen. Besorge dir zwei Eisennägel, von denen du einen außerhalb deines Labors verwahrt und den anderen in das feuchte Marmeladenglas legst, in dem wieder Schwefeldioxid wie im vorigen Experiment erzeugt wird. Laß das 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.

308 Wie verheerend die Wirkung des 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 SO_2 und laß das Gas ca. 1 Tag auf das Marmorstück wirken.

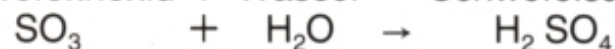
Das aggressive Schwefeldioxid — vor allem in Verbindung mit Wasser — führt zum sehr schnellen und weitgehenden „Rosten“ des Nagels.

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 SO_2 eindringen — mit Wasser zusammen auch die Schweflige Säure bzw. die Schwefelsäure. Dann nimmt die Zerstörung ihren Lauf.

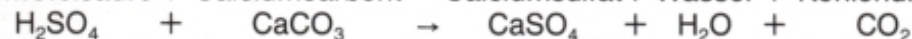
Schon nach kurzer Zeit wirst du kleine Bläschen auf dem Marmor entdecken und nach einem Tag — das Stück unter Wasser abspülen — ist die ehemals glatte Oberfläche sehr rau.

Der Stein wird bei längerer Einwirkung völlig zersetzt.

Schwefeltrioxid + Wasser → Schwefelsäure



Schwefelsäure + Calciumcarbonat → Calciumsulfat + Wasser + Kohlendioxid



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 CaSO_4 aus, und die Figuren verlieren ihr früheres Bild (Abb. 124). Außerdem übt das 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 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 (H_2S). Dieses Gas ist den meisten bekannt aus den Stinkbomben. Es



124

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 einzusatmen.

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.

309 Schwefeldioxid-Gehalt der Luft

Mit dem Sulfite-Teststreifen läßt sich der SO_2 -Gehalt in der Luft sehr einfach nachweisen. Du erkennst den langen Sulfite-Teststreifen daran, daß er nur eine Testzone enthält. Dazu wird die Testzone eines Streifens unter fließendem Wasser angefeuchtet und sofort mit der Farbskala für Sulfite-Test verglichen. Merke dir den Wert. Halte dann den Streifen etwa 5 Minuten an die Luft und vergleiche anschließend seine Farbe mit der Skala für Sulfite-Test.

Aus beiden Werten wird die Differenz ermittelt und durch 2 geteilt. Das Ergebnis entspricht dem Schwefeldioxid-Gehalt in der Luft, und zwar in mg/m^3 Luft (Milligramm pro Kubikmeter).

Ein Zahlenbeispiel:

- 1. Wert 10
- 2. Wert 40
- Differenz $40 - 10 = 30$
- $30 : 2 = 15$

Die Luft enthält 15 mg SO_2 pro Kubikmeter Luft.

In welchem Umfang aus dem Schwefeldioxid durch Oxidation mit Sauerstoff bei einer Reaktion mit Wasser Schwefelsäure entstanden ist, läßt sich mit den Sulfat-Teststreifen feststellen. Die Sulfat-Teststreifen erkennst du an den 4 Testzonen. Sulfat nennt man den Säurerest der Schwefelsäure. Genauer müßte man sagen Sulfat-Ionen-Test. Denn in einer wässrigen Lösung liegt dieser Rest immer in Form von Sulfat-Ionen vor, die man abgekürzt schreibt: SO_4^{2-} . Die hochgeschriebene 2—genau, daß diese Ionen zweifach negative Ladung besitzen. (siehe Tabelle Sulfat-Test, Abb. 65, Seite 54).

310 Schädliches Schwefeldioxid

Erzeuge noch einmal Schwefeldioxid, indem du auf dem Verbrennungslöffel Schwefel entzündest und ihn schnell in ein altes trockenes Marmeladenglas tauchst, das so weit wie möglich während des Verbrennens mit dem Deckel geschlossen ist.

Wenn die Flamme erloschen ist, nimm den Verbrennungslöffel heraus und lege ein grünes Blatt in das Glas. Verschließe wieder mit dem Deckel und beobachte.

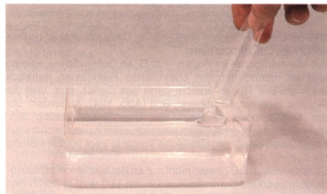
Wie der Farbstoff in den Blüten der Blumen wird auch der grüne Farbstoff in den Blättern zerstört. Beschleunigen kannst du das Gelbwerden noch dadurch, daß das Blatt angefeuchtet wird.

311

Untersuche, wie leicht sich Schwefeldioxid und Schwefeltrioxid in Wasser lösen. Zur Vorbereitung dieses Experiments fülle zunächst Wasser in die Plastikwanne. Entzünde nun auf dem Verbrennungslöffel Schwefel und tauche ihn sehr tief in ein trockenes Reagenzglas. Wenn das Reagenzglas völlig mit dem weißen Rauch gefüllt ist, nimm den Verbrennungslöffel heraus und verschließe es sofort mit dem Daumen.

Anschließend drehe das Reagenzglas um und tauche es in das Wasser (Abb. 125). Nach einiger Zeit steigt das Wasser nach oben in das Reagenzglas hinein.

Das Schwefeldioxid und das Schwefeltrioxid haben ein so starkes Bestreben, sich im Wasser zu lösen, daß das Wasser nach oben in das Glas gezogen wird.



125

312 SO_2 -Erzeuger ermittelt

Zwei der Verursacher von SO_2 sollen in den beiden folgenden Experimenten ermittelt werden. Feuchte wie in Experiment 309 einen Sulfite-Teststreifen unter fließendem Wasser an, vergleiche mit der Skala, und halte ihn dann ca. 1 Minute vor das Auspuffrohr eines Autos mit laufendem Motor. Vergleiche wieder mit der Skala und merke dir den Wert. Achtung: Dieses Experiment muß im Freien ausgeführt werden. Die Differenz der beiden Werte durch 2 geteilt ergibt wieder den SO_2 -Gehalt in mg pro m^3 Luft.

313 Nimm einen anderen Sulfit-Teststreifen, feuchte ihn an, vergleiche mit der Skala und halte ihn 5 Minuten in den Heizraum einer Ölheizung. Verfahre nach dieser Zeit wie im vorigen Experiment und ermittle den SO_2 -Gehalt durch Errechnen (siehe Abb. 64, Seite 53).

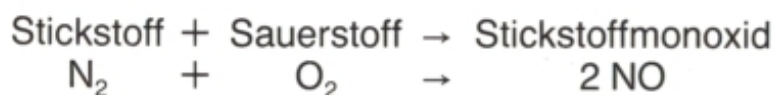
Beim Verbrennen von Benzin in Kraftfahrzeugmotoren und Heizöl in Ölfeuerungsanlagen entsteht immer Schwefeldioxid. Dieselmotoren erzeugen erheblich mehr SO_2 als Benzinmotoren.

Der Grund für den hohen Ausstoß von Schwefeldioxid bei Kraftwerken liegt darin, daß die dort verfeuerten Brennstoffe — Kohle und Heizöl — u. a. Schwefel enthalten. Dieser Schwefel verbrennt nach der bekannten Reaktion zu Schwefeldioxid.

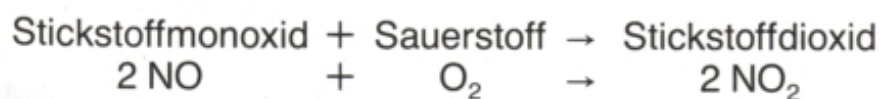
Technisch ist es möglich, den Schwefel in Rauchgas-Entschwefelungsanlagen aus den Abgasen zu gewinnen oder — z. B. aus dem Heizöl — vor dem Verbrennen aus den Brennstoffen zu entfernen. Beide Verfahren sind erprobt und können angewandt werden. Sie haben nur den Nachteil, daß sie mit Kosten für den Verbraucher der Brennstoffe verbunden sind. Die gesetzlichen Vorschriften zur Verringerung des SO_2 -Ausstoßes bei Kraftwerken sind noch nicht geeignet, das Schwefeldioxid weitgehend aus der Luft zu entfernen.

Bei allen Verbrennungsvorgängen bei hohen Temperaturen und unter hohem Druck entsteht eine Reihe von chemischen Verbindungen, die Stickoxide 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 NO_x .

Das farblose Stickstoffmonoxid 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.

314 Stickoxide nachgewiesen

Hauptverursacher für Stickoxide sind die Kraftfahrzeuge. Untersuche die Abgase eines Dieselmotors mit einem Nitrit-Teststreifen. Achtung: Das darf nur im Freien geschehen und du darfst auch nur kurzzeitig am Auspuff des Fahrzeuges bleiben.



126

Luftverschmutzung durch Autoverkehr

Feuchte die Testzone eines kurzen Nitrit-Streifens mit Wasser an und vergleiche mit der Nitritskala. Halte ihn etwa 2 Minuten vor das Endrohr eines Dieselauspuffs. Vergleiche danach wieder mit der Nitrit-Farbskala (Abb. 127).

Bilde die Differenz aus beiden Farbwerten, und du hast den Stickstoffdioxidgehalt der Abgase in mg pro m^3 ($\text{mg NO}_2/\text{m}^3$ Luft) gefunden.

315 Zum Vergleich sollst du das vorige Experiment noch einmal durchführen an einem Fahrzeug mit einem Benzinmotor. Verfahre in diesem Experiment wie im letzten Versuch und vergleiche die beiden Werte.

Im Leerlauf stößt der Dieselmotor mehr Stickoxide aus als der Benzinmotor. Dieses Ergebnis gibt aber nicht den ganzen Sachverhalt wieder. Im Fahrbetrieb kehrt sich das nämlich um, und dann stößt der Benzinmotor etwa 3mal so viel Stickoxide aus wie der Dieselmotor.

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.

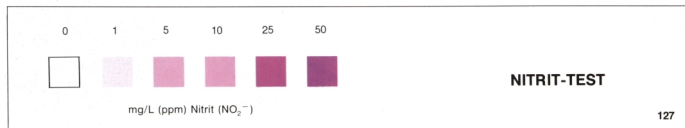
316 Den Stickoxidgehalt der Atemluft solltest du einmal an einer stark befahrenen Autostraße mit den Nitrit-Teststreifen feststellen. Verfahre in diesem Experiment wie in den beiden letzten Versuchen.

Hier noch einmal der Ablauf

1. Teststreifen anfeuchten und mit der Skala vergleichen
2. Teststreifen zwei Minuten der Luft aussetzen
3. Mit der Farbskala vergleichen
4. Differenz aus den beiden Werten bilden. Das ist der Gehalt an mg NO_2 pro m^3 Luft.

317 Um festzustellen, wie die gasförmigen Stickoxide mit Wasser reagieren, fülle ein altes Marmeladenglas zu einem Drittel mit Wasser und halte es für 10 Sekunden an den Auspuff eines Autos. Verschließe das Glas mit einem Deckel und schüttle kräftig. Wiederhole mehrfach, bis sich etwas von den Auspuffgasen im Wasser gelöst hat. Lege dann einen halben Streifen Universal-Indikatorpapier in die Lösung und vergleiche mit der Skala des Universal-Indikatorpapiers. Das Indikatorpapier zeigt eine Säure an. Wie stark diese Säure ist, hängt davon ab, wie oft du die Auspuffgase über das Wasser geleitet hast. Je kleiner der gefundene Wert in der Skala ist, desto „stärker“ ist die Säure.

Du hast dieses Experiment bereits durchgeführt, um herauszufinden, daß Schwefeldioxid im Autoabgas mit Wasser eine Säure bildet. Diese Säuren, die Schwefelige Säure und die Schwefelsäure, sind natürlich auch jetzt mit am Säurenachweis beteiligt.



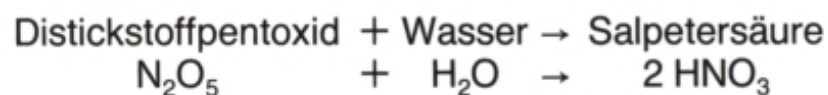
318 Salpetersäure

Daß dazu noch weitere Säuren entstanden sind, kannst du mit dem Nitrit-Teststreifen und dem Nitrat-Teststreifen nachweisen. Dieser Teststreifen hat zwei Testzonen.

Tauche einen Nitrat-Teststreifen etwa 1 Sekunde in das Marmeladenglas, so daß die Testzonen angefeuchtet werden. Nimm ihn aus dem Glas heraus und vergleiche nach ca. 2 Minuten mit der Nitrat-Farbskala.

Das Ergebnis gibt den Gehalt Nitrat in Milligramm pro Liter (mg/l) an.

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



319 „Dicke Luft“

Neben den gasförmigen Schadstoffen, die die Luft verunreinigen, sorgen vor allem feste Bestandteile für „dicke Luft“. Solche aufzuspüren und zu messen soll die Rauch-Skala helfen. 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

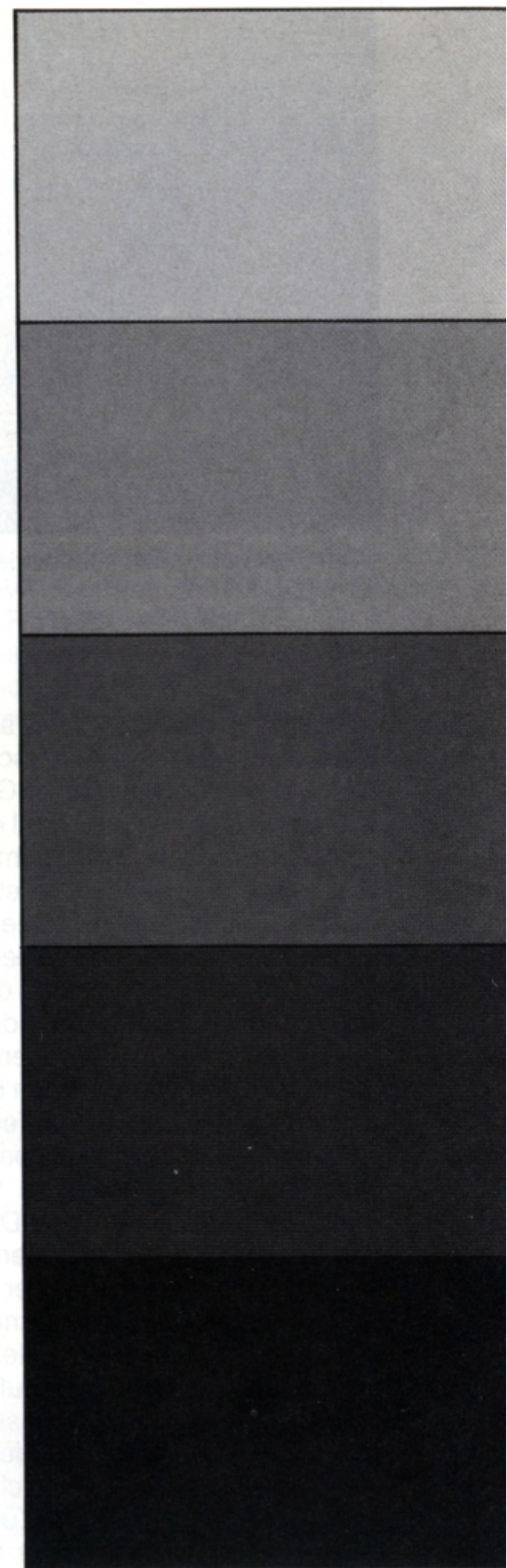
2

3

4

5

129





Umweltbelastung durch Industrieabgase

130

320 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, und du wirst von dem Ergebnis überrascht sein.

Trotz des schönen Wetters ist zu erwarten, daß über der Stadt ein beachtlicher Dunstschleier liegt. 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.



Luftverschmutzung über einer Großstadt

131

321 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 cm² 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.

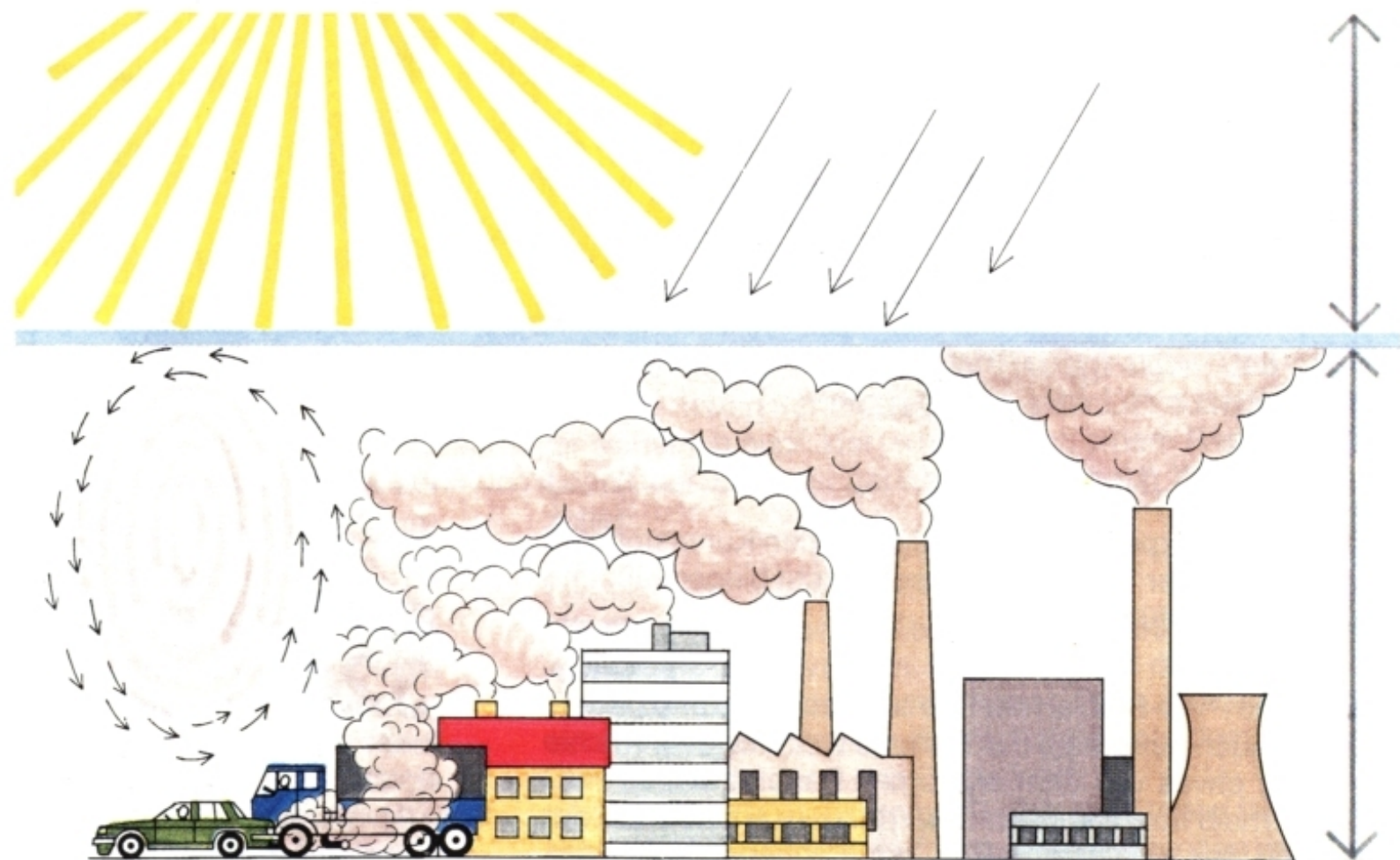
Auch am Ausstoß der Kohlenwasserstoffe sind die Kraftfahrzeuge zu einem großen Teil beteiligt, nämlich zu etwa 35 %. Daneben gelten Industrieanlagen und private Heizungen als wesentliche Erzeuger der Kohlenwasserstoffe.

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.

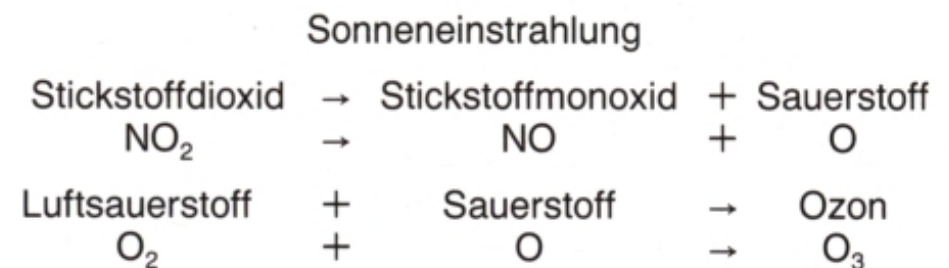
Bei windstillem Wetter kann es zu einer Temperaturumkehrung — Inversionswetterlage — kommen. Dann nimmt die Temperatur vom Boden nach oben nicht ab, sondern es lagert sich eine Warmlufterschicht über einer Kaltluftschicht ab. Diese Warmlufterschicht wirkt wie eine riesige Glocke, die das Aufsteigen der 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 Inversionswetterzustand.

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.

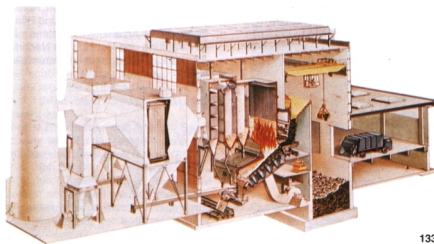
322 Salzsäuregas

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.

323 Bei der Reaktion von Salzsäuregas mit Wasser entsteht wieder eine Säure, die Salzsäure. Das kannst du nachprüfen, indem du in ein altes 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 schüttle kräftig. Lege anschließend ein kleines Stück Universal-Indikatorpapier 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 Kunststoffes an der Produktion aller Kunststoffe einen erheblichen Umfang angenommen hat.

Noch gefährlicher ist aber das Gas, das bei der Verbrennung



133

Für die nächsten Experimente benötigst du den Kunststoffstab aus PVC. Das ist der Stab, der sich sehr leicht biegen läßt und sich gummiartig anfühlt.

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 Kunststoffes PVC ein stechend riechendes Gas, das Salzsäuregas. Es hat die chemische Formel HCl.

des Kunststoffe Hostaflon und Teflon entsteht. Es ist das Gas Fluorwasserstoff, das noch erheblich aggressiver reagiert als das Salzsäuregas.

324 Wie schnell das Salzsäuregas zur Korrosion (zum "Rosten") von Eisen führt, kannst du 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 das verbrannte PVC entstehen können.

325 Du kannst übrigens das Chlor im PVC 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 ihn 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.

326 Untersuchung von Regenwasser

Die nächsten Experimente sollen der Untersuchung von Niederschlägen dienen. Versuche deshalb bei dem nächsten Regen, Wasser in einer großen Schüssel aufzufangen oder aus einem Regenabflußrohr zu entnehmen.

Fülle etwas von dem Regenwasser in ein Reagenzglas und gib einige Tropfen Kalkwasser hinzu. Achte darauf, ob sich ein Niederschlag bildet.

Das Regenwasser löst beim Durchgang durch die Atmosphäre Kohlendioxid, so daß Kalkwasser getrübt wird. Neben dem Kohlendioxid werden natürlich auch noch andere Gase gelöst. Dann kann man manchmal kaum noch von „Regenwasser“ sprechen, sondern es handelt sich schon um „Regenlösungen“.

327 Feuchte einen Sulfid-Teststreifen unter fließendem Wasser an und tauche ihn dann anschließend einmal in das Regenwasser. Nimm ihn heraus und vergleiche die Farbe der Testzone nach etwa 15 Sekunden mit der Farbskala.

Wenn sich die Testzone nach rosa bis ziegelrot verfärbt hat, so ist das der Beweis, daß der Regen auch Schwefeldioxid gelöst hat. Du hast nun allerdings nicht das SO_2 nachgewiesen. Löst sich SO_2 in Wasser, so bildet es nämlich Sulfitionen (SO_3^{2-}) mit dem Sauerstoff des Wassers. Aber auf diesem Umweg über die Sulfitionen kannst du den SO_2 -Gehalt der Luft nachweisen. Die Zahlenwerte über den Farbzonen der Skala geben ungefähr die Menge der Sulfitionen an, und zwar in mg pro Liter.

328 Den Anteil der Sulfat-Ionen — also den Gehalt des Regenwassers an Schwefelsäure — kannst du mit dem Sulfat-Teststreifen untersuchen. Tauche dazu einen Teststreifen etwa 1 Sekunde in das Regenwasser, nimm ihn heraus und vergleiche die Farben der Testzonen nach etwa 2 Minuten mit der Sulfat-Farbskala.

Anzahl der Testzonen		Sulfatgehalt mg/l
Hellrot	Gelb	
4	0	< 200
3	1	300 — 400
2	2	500 — 800
1	3	900 — 1400
0	4	> 1600

Die Anzahl der Testzonen, die sich verfärbt haben, gibt Aufschluß über den Gehalt an Sulfat in mg/l (Milligramm pro Liter).

329 Auch den Gehalt der Nitrat-Ionen im Regenwasser solltest du untersuchen. Tauche dazu einen Nitrat-Teststreifen ca. 1 Sekunde in das Regenwasser und vergleiche nach zwei Minuten mit der Farbskala.

330 Rühre dein aufgefangenes Regenwasser gut um und fülle dann sofort einen Erlenmeyer voll davon ab. Gieße diese 100 ml nach und nach durch einen Papierfilter. Falte anschließend das Papier auseinander und betrachte es genau mit einer Lupe. Hebe das Filtrat für den nächsten Versuch auf.

Die kleinen Teilchen auf dem Papier zeigen, daß der Regen auch die festen Schmutzstoffe aus der Luft auswäscht. Jetzt ist dir sicherlich auch klar, warum nach einem Regen der Staubgehalt der Luft viel geringer ist als nach längeren Trockenzeiten.

331 Fülle einen Teil des Filtrats des Regenwassers aus dem vorigen Experiment in die Porzellanschale. Stelle die Schale an einen warmen Platz und laß das Wasser verdunsten oder erhitze sie vorsichtig über dem Spiritusbrenner. Betrachte dann den Rückstand.

Neben dem CO_2 und dem SO_2 löst der Regen fast alle festen Verunreinigungen der Luft. Diese Verbindungen werden sichtbar, wenn das Regenwasser verdunstet.

332

Wie man Luft von staubförmigen Bestandteilen reinigen kann, zeigt dieses Experiment. Besorge dir zwei Stückchen Plexiglas. Reibe eines davon mit einem Kunststoffuch kräftig ab und lege dann beide Stücke nebeneinander. Vergleiche die Oberflächen beider Teile nach etwa 15 Minuten.

Auf dem geriebenen Plexiglas hat sich viel mehr Staub angesammelt als auf dem anderen. Durch das Reiben werden Kunststoffe elektrostatisch aufgeladen. Das bedeutet, daß Elektronen aus den Atomen sich in größerer Anzahl auf der Oberfläche befinden als im Innern der Stücke. Wie ein Magnet ein Stück Eisen, so zieht das geladene Glas die ungeladenen Staubteilchen aus der Luft an.

Durch Elektrofilter, die nach diesem Prinzip arbeiten, kann in Schornsteinen ein großer Teil der Ruß- und Staubpartikel aus den Abgasen ausgeschieden werden.

Ist dir übrigens schon aufgefallen, daß die Bildröhre eures Fernsehgerätes immer staubiger ist als das Gehäuse? Die Bildröhre ist nämlich mit einem Elektrofilter zu vergleichen und zieht deshalb besonders stark den Staub im Zimmer an.

333 Wasserverschmutzung

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

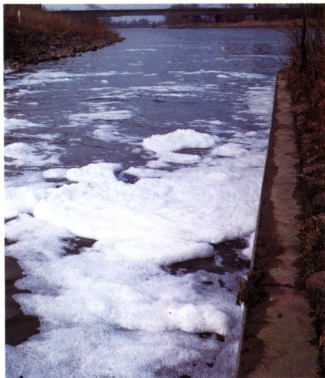
Die Verwendung des Wassers führt zu einer anderen Einteilung, und zwar zu Trinkwasser, Brauchwasser und Abwasser. Wenn heute von dem Problem der Wasserverschmutzung die Rede ist, so bedeutet das u. a., daß die Versorgung der Menschheit mit Trinkwasser immer schwieriger wird, weil aus den natürlichen 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.

Besorge dir aus einem nahegelegenen Fluß, See oder Kanal 1—2 Liter Wasser. Gieße einen Teil davon in den Erlenmeyer, 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.

334

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

Auf dem Boden des Glases hat sich ein Teil der festen Schmutzstoffe im Wasser abgesetzt. Trotzdem ist das Wasser erst nach



134

dem Filtrieren weitgehend klar. Geruchsstoffe werden allerdings durch das Filtrieren nicht entfernt.

In vielen Gewässern geschieht das Ablagern der festen Schutzstoffe auf dem Grund nur sehr langsam, weil das Wasser durch die Strömung oder durch Schiffe und Boote immer wieder aufgewirbelt wird.

335

Bestimme den pH-Wert des filtrierten Wassers, in dem du einen kleinen Streifen Universal-Indikatorpapier hineinwirfst.

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 aber grundlegend, wenn der pH-Wert deutlich von 7 abweicht. Zwischen allen Pflanzen- und Tier-

arten 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. Der pH-Wert einiger Gewässer in der Bundesrepublik Deutschland liegt bereits bei 4,5 bis 4,0.

Diese Gewässer sind stärker sauer als Essig! Daß in diesem Wasser Fische z. B. nicht mehr leben können, ist kein Wunder. Neben den sauren oder basischen Abwässern, die in das Oberflächenwasser geleitet werden, werden u. a. auch chlororganische Verbindungen in Flüsse und Seen geleitet. Die bekannteste Verbindung dieser Art ist das Chloroform.

Beim Chlören 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 verseuchen, 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 viele Menschen aus dieser Flüssigkeit noch Trinkwasser gewonnen.

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!

336 Führe in den folgenden Experimenten eine Untersuchungsreihe durch, um dein Flußwasser auf Säurereste-Sulfite, Sulfate, Nitrite und Nitrate zu testen.

337 Beginne mit der Bestimmung des Sulfite- und Sulfat-Gehalts. Verfahre dazu wie im Experiment 309. Flußwasser enthält fast immer Verunreinigungen in Form von Sulfiten und Sulfaten. Zum Teil wird verdünnte Schwefelsäure

(H_2SO_4) direkt in die Vorfluter geleitet, zum Teil auch in Form von Sulfatsalzen. Schwefelsäure fällt bei vielen industriellen Verfahren als Abfallprodukt an und wird deshalb mit dem Abwasser in Vorfluter geleitet. Zu geringen Mengen kann auch die Oxidation von Schwefeldioxid zu Schwefeltrioxid auch Schwefelsäure entstehen, wenn es in Wasser gelöst wird.

Die in den Gewässern enthaltenen Sulfationen werden zum Teil durch Mikroorganismen umgewandelt. Bei diesem Vorgang — einer chemischen Reduktion — entsteht, wenn kein Sauerstoff mehr vorhanden ist, das gefährliche Gas Schwefelwasserstoff. Diese Reaktion verläuft im Faulschlamm der Flüsse, Seen und abgelegenen Meeresbuchten.

338 Neben den Chloriden, wie z. B. Kochsalz und den Sulfiten und Sulfaten enthalten die Gewässer häufig einen hohen Anteil an Nitrit- und Nitrat-Salzen.

339 Untersuche das Flußwasser auf diese beiden Säurereste, wie in den Experimenten 314 und 318 beschrieben. Für den Nitrit-Test wird nach 15 Sekunden mit der Farbskala verglichen, für den Nitrat-Test nach 2 Minuten.

Die Verseuchung des Wassers mit Nitrit- und Nitrat-Salzen nimmt bereits allgemein einen bedenklichen Umfang an. Der Grund ist in erster Linie in der sehr starken Stickstoff-Düngung der Landwirtschaft und im Weinbau zu sehen, aber auch in der Gülle-Düngung bei landwirtschaftlichen Betrieben mit Massenviehhaltung. Gülle nennt man den Flüssigmist, der bei der Viehhaltung z. B. ohne Stroh entsteht und auf die Äcker gebracht wird.

Die Nitratsalze werden durch den Regen aus dem Ackerboden ausgewaschen und gelangen dann in Bäche, Flüsse und Seen. Auch Phosphate, die Salze der Phosphorsäure, machen einen beträchtlichen Teil der Verschmutzung aus, und zwar ebenfalls durch Auswaschungen oder durch Haushaltsabwässer, die Waschmittellösungen enthalten.

340 • 341 • 342 • 343

Du solltest auch einmal euer Trinkwasser auf Sulfite-, Sulfat-, Nitrit- und Nitratsalze hin untersuchen. Der Gehalt an Sulfationen sollte in gutem Trinkwasser 60 mg/l nicht überschreiten. Der Nitratgehalt des Trinkwassers darf zur Zeit laut Trinkwasser-Verordnung 90 mg/l nicht überschreiten. Die Weltgesundheits-Organisation empfiehlt allerdings, diesen Wert auf 45 mg/l zu begrenzen, denn ein erhöhter Nitrat-Gehalt muß immer als eine krebserregende Ursache in Betracht gezogen werden. Auf jeden Fall sind Kleinkinder bei einem hohen Nitratgehalt gefährdet, da bei ihnen dadurch eine Krankheit verur-

sacht wird, die Blausucht genannt wird. Dabei handelt es sich um eine Krankheit, bei der die Sauerstoffabgabe an das Körpergewebe verringert wird.

344 Verschmutzung durch Erdölprodukte

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.

345 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.

346 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.

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 Mineralprodukte an. Durch ausgelaufene Kraftstoffe oder Heizöl wird das Trinkwasser in starkem Maße verseucht, so daß es für den Menschen nicht mehr genießbar ist.

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 l 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. 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.



Tankerunglück an der Atlantikküste

135



Ölverschmutzung

136

Besondere Gefahren bringt schwimmendes Öl 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.



137

Ölverschmutzung

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.

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 Cadmium 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!

Bodenverschmutzung

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.



138

Mülldeponie

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. a. Schon eine achtlos fortgeworfene Knopfzelle trägt zur Verunreinigung 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.

347 Stecke den Trichter in den Glashalter des Stativs, lege über das Trichterrohr einen Kieselstein von

etwa 1 cm Durchmesser und fülle den Trichter mit gewaschenem Bausand auf.

Tropfe ein paar Tropfen Heizöl auf den Sand und warte, bis es eingezogen ist. Stelle dann den Erlenmeyer unter den Trichter und gieße mit einem Reagenzglas Wasser in den Trichter. Prüfe den Geruch des aufgefangenen Wassers (Abb. 139).

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.

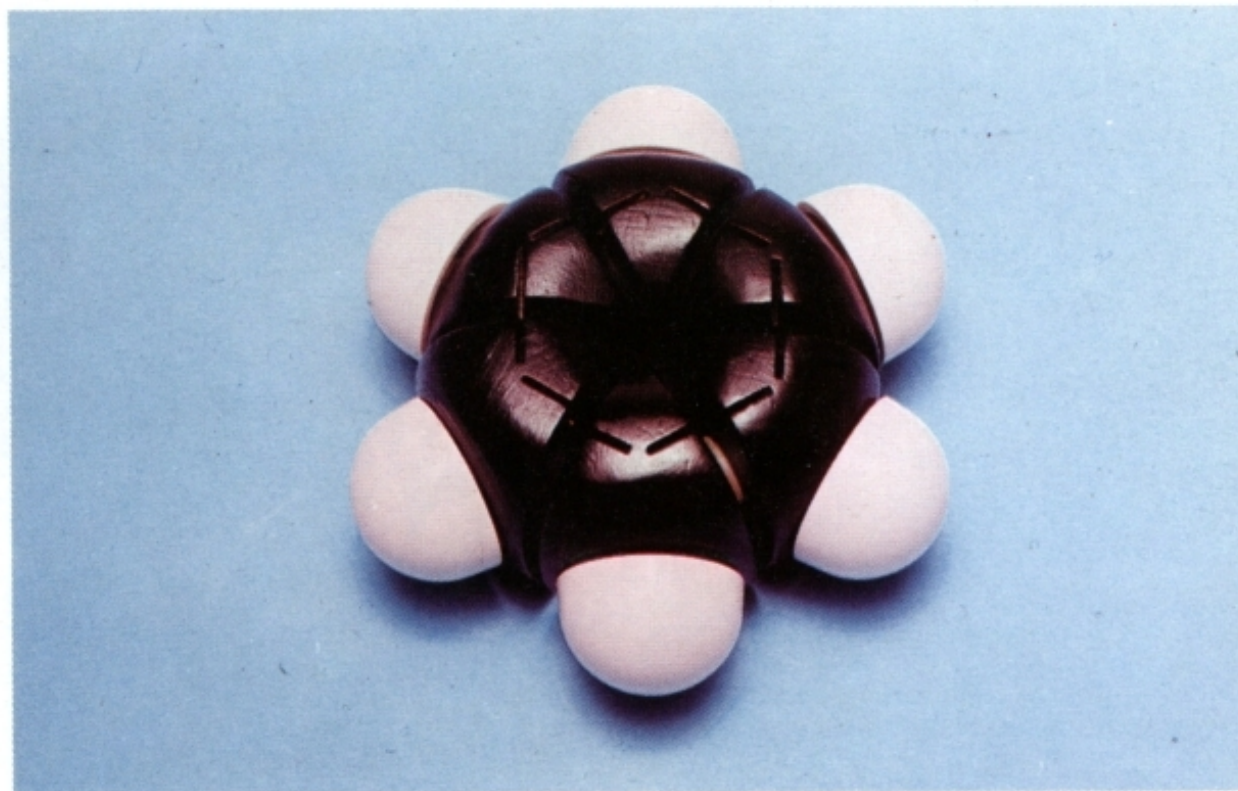
348 Verwende den Aufbau des vorigen Experiments, fülle aber den Trichter völlig mit frischem Sand auf. Streue dann einige Körnchen Kochsalz auf den Sand und gieße Wasser darüber. Prüfe den Geschmack des aufgefangenen Wassers, indem du einen Finger anfeuchtest und schmeckst. Die aufgefangene Lösung schmeckt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

349—352 Zum Abschluß einer Versuchsreihe, die einen Vergleichsmaßstab dafür bietet, wieviele Salze – gemessen an den Ionen – in Bodenproben enthalten sind. Besorge dir dazu zwei Bodenproben von verschiedenen Stellen. Daraus sollen dann die löslichen Salze herausgelöst werden. Fülle dazu die Proben nacheinander in den Trichter und gieße etwa ein Reagenzglas voll Wasser hinein. Gieße das Filtrat noch zwei- oder dreimal durch den Boden und fange das Wasser jedesmal wieder auf. Untersuche die Filtrate – wie bekannt – auf ihre Gehalte an Sulfat-, Sulfat-, Nitrit- und Nitrat-Ionen. Vergleiche die Werte der beiden Untersuchungsreihen.

Es ist selbstverständlich, daß in den Lösungen die einzelnen Ionenarten nachgewiesen werden. Sehr hohe Werte aber bedeuten immer eine Gefahr für den Boden – weil er „versauert“ – oder auch für das Grundwasser, denn die Auswaschungen des Bodens gelangen irgendwann in das Grundwasser. Ist aber erst einmal das Grundwasser damit verunreinigt, dann bedeutet das Gefahr für das Trinkwasser.



139



140

Kalottenmodell eines Benzolringes

Die folgenden Kapitel enthalten Themenkomplexe aus dem Bereich der organischen Chemie. Als organische Chemie bezeichnet man die Chemie der Kohlenstoffverbindungen. Dieser Ausdruck weist auf pflanzliche und tierische Organismen hin, wenn auch viele organische Verbindungen nichts mit Lebewesen zu tun haben.

Viele organische Stoffe sind bereits seit dem Altertum bekannt. So kannten vorgeschichtliche Völker bereits den Zucker, die Vergärung von Fruchtsäften, Honig und Malz zu alkoholischen Getränken.

In der Neuzeit wurde aber erst damit begonnen, organische Verbindungen aus den von der Natur gegebenen Stoffen zu gewinnen und sie rein darzustellen. So wurden Zitronensäuren aus Zitronen, Apfelsäure aus Äpfeln, Weinsäure aus Weintrauben und andere Stoffe gewonnen.

Die Trennung zwischen der anorganischen und der organischen Chemie wurde in dem Maße aufgehoben, in dem es gelang, organische Verbindungen synthetisch herzustellen. Im Laufe dieser Entwicklung stellte man fest, daß alle organischen Verbindungen Kohlenstoff enthalten, und so behielt man diesen Begriff bei für alle Kohlenstoffverbindungen. Ausgenommen davon sind nur die Kohlenoxide, die Kohlensäure und die Karbonate.

Neben dem Kohlenstoff sind nur einige wenige andere Elemente am Aufbau organischer Verbindungen beteiligt. Trotzdem gibt es etwa 2 Millionen organische Verbindungen gegenüber 100 000 anorganischen Verbindungen. Die Vielzahl der organischen Verbindungen liegt darin, daß sich das Kohlenstoffatom in Verbindungen sehr unterschiedlich verhalten kann.



Zuckerrohrernte

141

Zum Aufbau und zur Erhaltung des Lebens ist es notwendig, daß alle Lebewesen bestimmte organische 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. 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.

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.

Der Nährstoff Stärke wird von den Pflanzen vorwiegend in Knollen, Wurzeln und Samen gespeichert. Auch unsere Grundnahrungsmittel Kartoffeln und Getreide (Mehl) sind solche Vorratsspeicher.

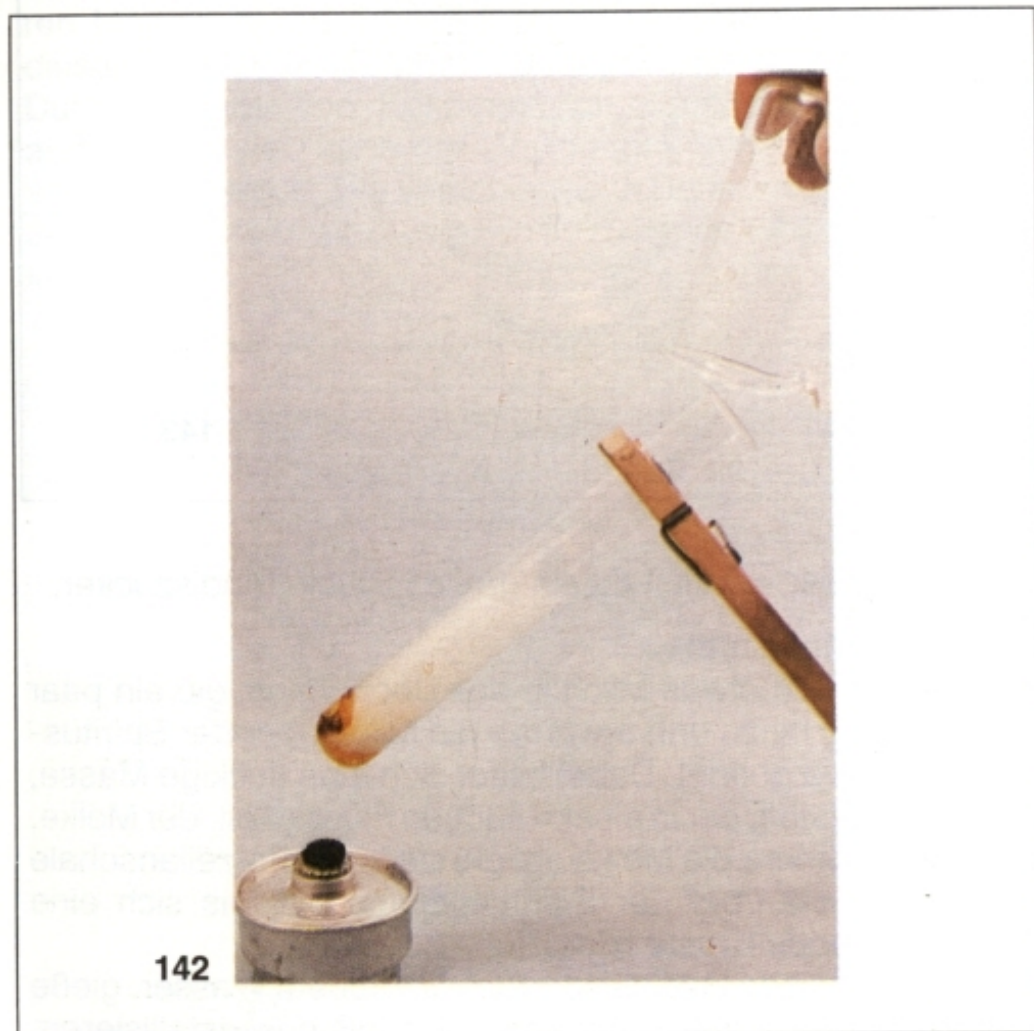
Am häufigsten tritt von allen Kohlenhydraten die Cellulose auf. Sie wird auf der ganzen Erde jährlich in unvorstellbar großen Mengen produziert und dient den Pflanzen als Gerüstmaterial. Für Menschen ist sie aber ungenießbar. Baumwolle ist fast reine Cellulose.

353 Grundstoffe des Zuckers

Einer der wichtigsten Energiespender, und damit Betriebsstoff für den Körper, ist der Zucker.

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

354 Um die Zusammensetzung zu untersuchen, fülle ein großes Reagenzglas 2 cm hoch mit Rübenzucker und erhitze die Probe (Abb. 142) über der Spiritusflamme. Halte das trockene Becherglas über die Öffnung und fange die entweichenden Dämpfe auf. Das Becherglas darf nicht über die Flamme des Brenners gehalten werden.



142

Beobachte die Innenwände des Becherglases! Welche Veränderung des Zuckers kannst du feststellen?

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

Der Geschmacksunterschied beider Zuckerarten beruht auf der unterschiedlichen chemischen Zusammensetzung.

Beide Zuckerproben schmelzen zunächst, färben sich bald braun, bis schließlich nur noch ein schwarzer Rückstand im Reagenzglas verbleibt. Dieser schwarze Rückstand des Zuk-

kers ist 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 Wassertröpfchen 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 Kohlenhydrate¹⁾.

Traubenzucker enthält die gleichen Grundstoffe, nämlich 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.

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

Dieses Mengenverhältnis wird durch die chemische Formel beider Zuckerarten ausgedrückt.

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.

Traubenzucker: $C_6H_{12}O_6$

Ein Traubenzuckermolekül enthält dagegen nur 6 Atome Kohlenstoff, 12 Atome Wasserstoff und 6 Atome Sauerstoff.

Andere Zuckerarten, wie z. B. Fruchtzucker, sind in Früchten enthalten und verleihen ihnen den süßen Geschmack.

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.

356 Gewinnung von Zucker

Die Experimente zur eigenen Zuckergewinnung aus dem Rohstoff, 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.

¹⁾ griech. hydor. = Wasser.

Zucker und Stärke

357 Erhitze auf dem Herd den Rohsaft aus Experiment 356 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!

Die Rübenschnittzel 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.

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 (Refination) entfernt.

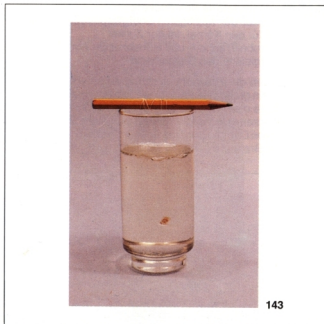
358 **Zuckerkristalle**
Fülle das Becherglas zur Hälfte mit Wasser und gib unter ständigem Rühren langsam so viel Haushaltszucker hinein, bis sich nichts mehr löst. Dieser Zustand ist erreicht, wenn einige Zuckerkristalle ungelöst am Boden des Becherglases liegen bleiben. Man spricht dann von einer gesättigten 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!

359 Nimm einen besonders gut geformten Zuckerkristall und befestige ihn an einem Haar oder einem sehr dünnen Faden. Das andere Ende des Fadens befestige an einem Bleistift. Berechte dir dann wieder eine gesättigte Zuckerlösung, filtere 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. 143). Stelle das Becherglas an einen ruhigen Ort, wo es nicht erschüttert werden kann, und kontrolliere den Kristall nach einiger Zeit!

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

Zuckerkristalle, die in gesättigter Zuckerlösung hängen, werden größer, sie „wachsen“. Sie stellen 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.

360 **Milchzucker**
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. Filtere 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. Dann koste von der kristallinen Masse!

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

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

361 **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. 144). Dann koste davon!

362 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.

Beim Erwärmen geht der bekannte Zuckergeschmack verloren. Man erhält gebrannten Zucker. Er heißt Karamel und wird in dieser Form zur Bonbonherstellung verwendet.

Durch Zugabe von Kondensmilch, Fruchtsäften und noch anderen Zutaten kann der Geschmack der Karamelbonbons verändert werden. Die verschiedenen Bonbonhersteller haben ihre eigenen Rezepte, wodurch es zu dieser Vielfalt im Angebot kommt.



144

363 Brennproben Lege ein Stück Würfelzucker in die Porzellschale und versuche, es mit einem Streichholz zu entzünden.

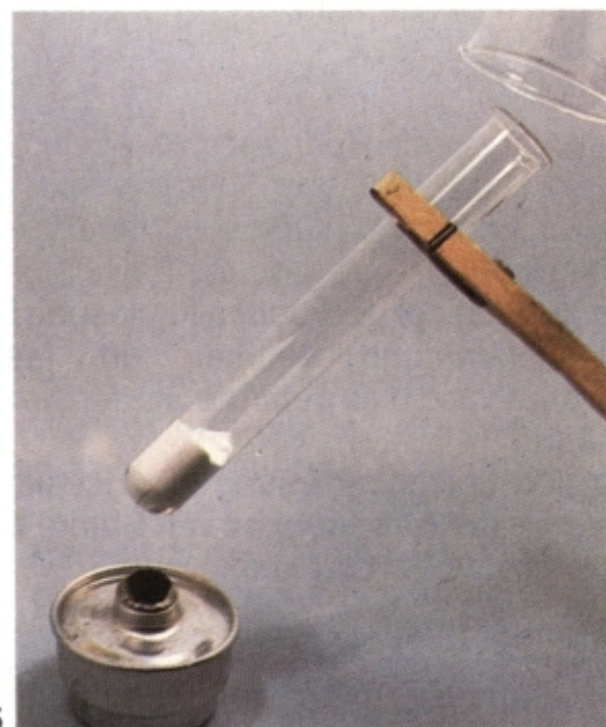
364 Streue jetzt etwas Zigarren- oder Zigarettenasche auf den Zuckerwürfel und versuche erneut, ihn zu entzünden.

Würfelzucker läßt sich an einer Flamme nicht entzünden, erst nach der Behandlung mit Zigarettenasche fängt er 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 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.

365 Zusammensetzung der Stärke Fülle ein großes Reagenzglas etwa 2 cm hoch mit Stärke (Kartoffel- oder Weizenmehl). Erhitze über der Spiritusflamme (Abb. 145), halte gleichzeitig das Becherglas über die Öffnung des Reagenzglases und beobachte!



145

Zucker und Stärke

366 Kaue ein Stück Brot, ohne es hinunterzuschlucken. Beachte die Geschmacksveränderung.

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 und aus Traubenzuckermolekülen aufgebaut. Zu jedem Stärkemolekül sind bis zu 1 000 und mehr Traubenzuckermoleküle zu langen Ketten miteinander verknüpft. Ein solches Riesenmolekül nennt man auch Makromolekül.

Im Speichel ist das Enzym Ptyalin enthalten. Es spaltet die langen Ketten der Stärkemoleküle. Deshalb kann man nach längerem Kauen eines Brotstückes einen süßlichen Geschmack wahrnehmen. Er zeigt den Beginn der Verdauung von Kohlenhydraten im menschlichen Körper an.

Durch die verhältnismäßig leichte Spaltbarkeit der Stärkemoleküle in einfache Traubenzuckerbausteine wird die Stärke leicht vom Körper aufgenommen und schnell in Energie umgewandelt.

367 Ein Erkennungsmittel für Stärke

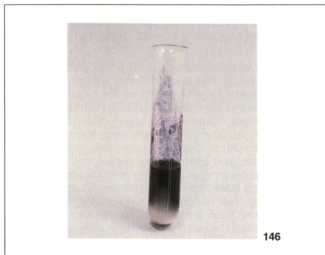
Gib etwas Kartoffelmehl in ein Reagenzglas, fülle bis zur Hälfte mit Wasser auf und schüttle kräftig um. Dann setze einige Tropfen Jod-Jodkaliumlösung hinzu und beobachte!

368 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?

Sofort nach der Zugabe der Jod-Jodkaliumlösung färbt sich die trübe Mehlaufschlämmung tiefblau, oft fast schwarz (Abb. 146). Die durch Jod blau gefärbte Stärke bezeichnet man auch als Jodstärke.

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

Jod-Jodkaliumlösung ist ein Erkennungsmittel für Stärke.



369 Stärkenachweise

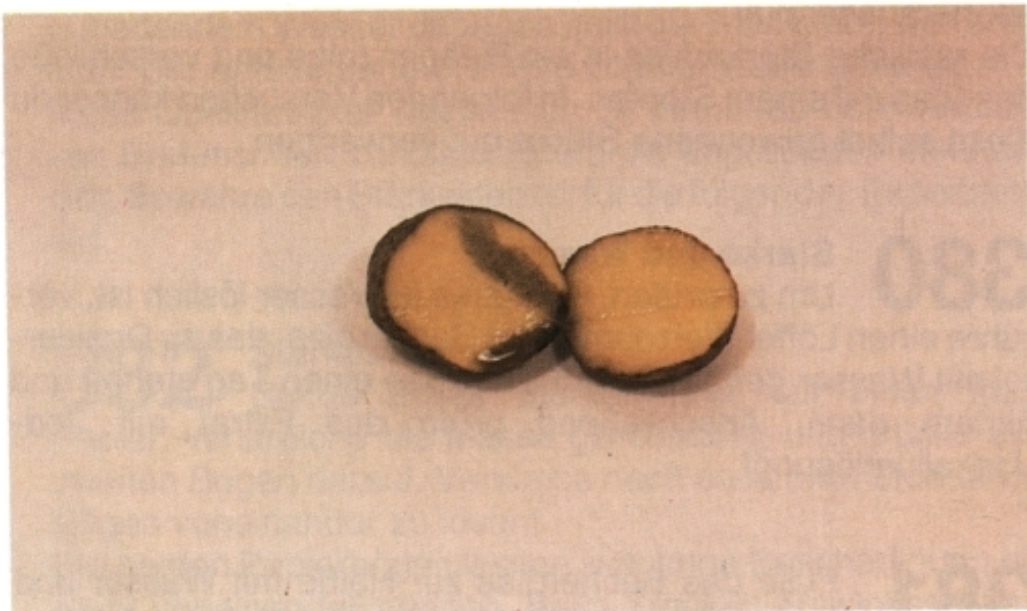
Gib in verschiedene Reagenzgläser Weizenmehl, Haferflocken, Weißbrot und Schwarzbrot. Übergieße alle Proben mit warmem Wasser und schüttle um. Anschließend setze jeweils 2—3 Tropfen Jod-Jodkaliumlösung hinzu.

370 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. 147).



147

371 Zerschneide eine Kartoffel. Laß einige Tropfen Jod-Jodkaliumlösung auf die Schnittfläche fallen (Abb. 148).



148

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

373 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.

374 Untersuche noch andere Nahrungsmittel mit Jod-Jodkaliumlösung auf Stärke.

Sämtliche Getreideprodukte, alle Früchte und die Kartoffeln zeigen durch Blaufärbung Stärke an. Sie ist eine im Pflanzenkörper, besonders in Früchten, stark verbreitete Verbindung. Besonders Getreideprodukte spielen in der Ernährung des Menschen eine große Rolle, da sie einen großen Anteil unserer Nahrung ausmachen und dem Körper auf diese Weise viel Betriebsstoff zugeführt wird.

Die Blaufärbung beim Pflanzenfett Margarine ist eine Besonderheit. 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 muß ein geringer Prozentsatz Stärke (ca. 0,3 %) zugegeben werden. Deshalb ergibt die Jodprobe noch eine positive Farbreaktion.

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

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 %

375 **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. 149).



149

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

377 Berechne dir noch einmal Dextrin. 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!

Zucker und Stärke

378 Stelle dir Dextrin nach Experiment 375 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! 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.

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.

Auch als Bindemittel für Pulverfarben eignet sich Dextrin, da es nach dem Trocknen der Farben besonders fest auf der Unterlage haftet.

379 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 Einwegglas zur Hälfte mit Wasser. Anschließend gib den Kartoffelbrei, eventuell in mehreren kleinen Portionen, in einen Leinenlappen und drücke ihn über dem Einwegglas 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 371 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.

380 Stärke und Wasser

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!

381 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 mußst 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. 150). Erhitze noch ein bis zwei Minuten und beobachte!



Stärke ist ohne Vorbehandlung nicht in kaltem Wasser löslich. Sie wird beim Umrühren zwar im Wasser verwirbelt, setzt sich aber bald am Boden des Glases wieder ab. Im Filtrat läßt sich mit Jod-Jodkalium keine Stärke nachweisen.

In siedendem Wasser dagegen quillt die Stärke auf, sie verkleistert. Der entstandene Brei wird Stärkekleister genannt.

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.

382 Stärkekleister

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 Trocken entwickelt Stärkekleister eine Klebefähigkeit. Er wurde früher deshalb oft für Tapezierarbeiten verwendet. Der Name Stärkekleister ist auf diese Tatsache zurückzuführen.

383 Überall Stärke

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

384 Prüfe in einem Reagenzglas etwas Wäschestärke mit Jod-Jodkaliumlösung.

385 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?

Puder und Wäschestärke sind einfaches Stärkemehl. Durch Farb- oder Duftstoffe wird Stärke zu Puder aufbereitet. Zur Herstellung von Wäschestärke wird überwiegend Kartoffelmehl verwendet. Beim Wäschestärken dringen die Stärketeilchen in die Maschen des Gewebes und bewirken beim Trocknen eine Verfestigung.

386 Spiel mit der Farbe

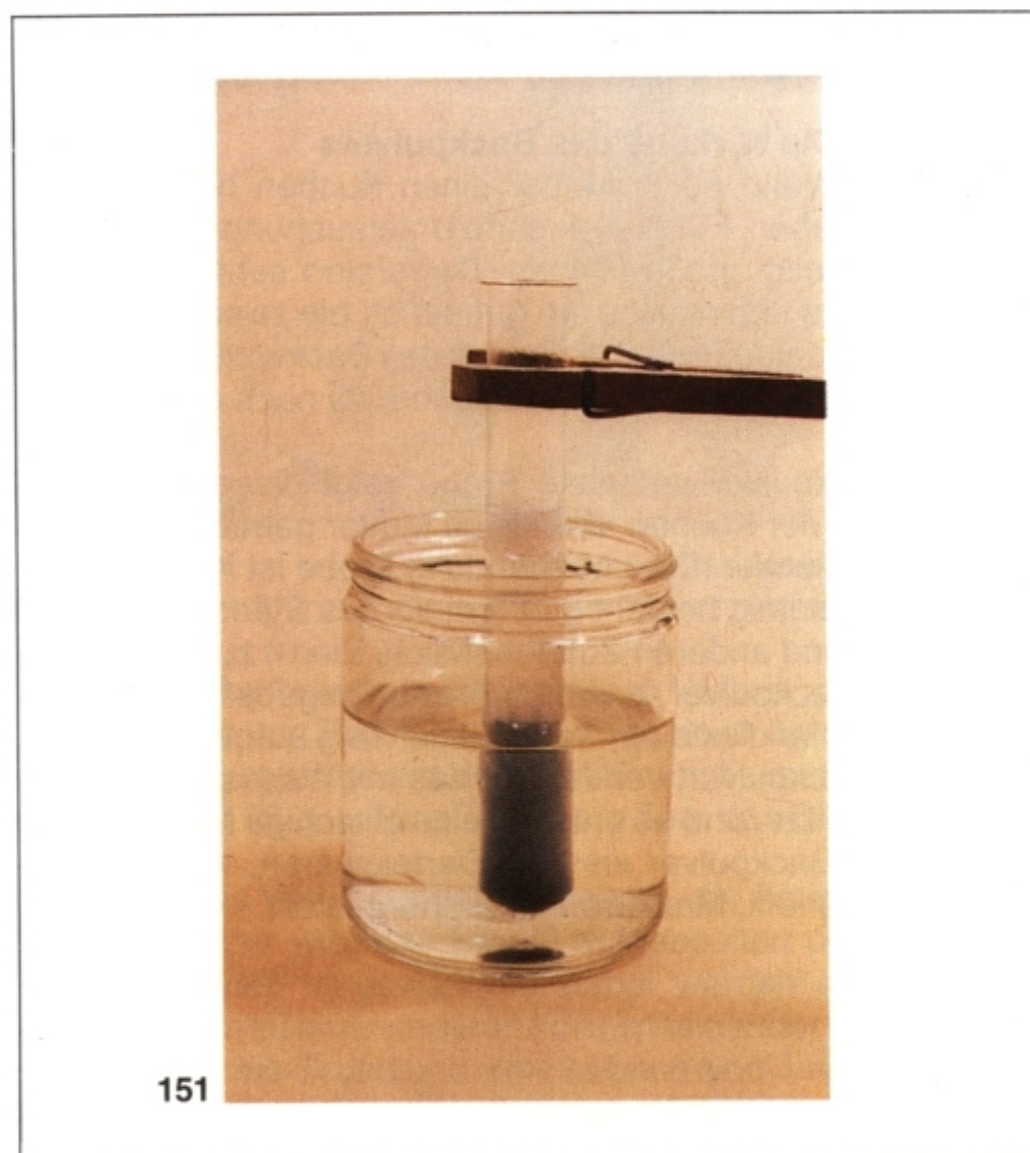
Fülle etwas Stärkekleister aus Experiment 381 in ein großes Reagenzglas und setze einige Tropfen Jodtinktur

zu. Es entsteht augenblicklich eine intensive Blaufärbung. Erhitze nun das Reagenzglas über der Spiritusflamme. Anschließend laß wieder erkalten und beobachte jeweils die farbliche Veränderung!

387 Wiederhole das Experiment. 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?

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.

Bei unterschiedlichen Abkühlungszonen kehrt die blaue Farbe im gekühlten Bereich schneller zurück. Die Trennlinie ist dabei recht scharf (Abb. 151).



151

388 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. 152) 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 „sauberer“ ist.

389 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 Suppendnudeln, Spaghetti, Makkaroni usw., hergestellt.



152



153

Eiersortiermaschine

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 Kör-

per 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, das Eiweiß minimum.

Eiweiß ist aus Verbindungen aufgebaut, die Aminosäuren heißen. Im Körper wird das Eiweiß aufgespalten und in körpereigenes Eiweiß umgewandelt. Dabei werden die einzelnen Aminosäuren zu einer anderen Form miteinander verknüpft. Da Eiweißstoffe die Grundlage allen Lebens sind, bezeichnet man sie auch als Proteine, abgeleitet von dem griechischen Wort proteo, was bedeutet: die erste Stelle einnehmend.

Eiweißstoffe

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

391 Koche 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. 154). Erhitze dann die Probe über der Spiritusflamme. Achte auf das Lackmuspapier und prüfe den Geruch!



154

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

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.

Beim Erhitzen von Eiweiß 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 NH_3 (N = Stickstoff, H = Wasserstoff), das sich mit dem Wasser im angefeuchteten Reagenzpapier zu Salmiakgeist verbindet.

Gleichzeitig beschlagen die Innenwände des Becherglases, weil der Wasserstoff beim Verbrennen mit dem Sauerstoff der Luft Wasser bildet. Der schwarze Rückstand im Reagenzglas ist Kohlenstoff. Mit den Untersuchungen konnten die Elemente Stickstoff, Wasserstoff und Kohlenstoff nachgewiesen werden. Daneben enthält Eiweiß noch Sauerstoff, Schwefel und manchmal Phosphor.



155

393 Untersuchung von Eiweißlösung

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

394 Fülle ein großes Reagenzglas zu einem Drittel mit der Eiweißlösung. Erhitze über der Spiritusflamme (Abb. 155) und beobachte die Veränderung der Lösung!

395 Fülle etwas Eiweißlösung in ein Reagenzglas und gib die gleiche Menge Brennspritus (Alkohol) dazu. Was beobachtest du?

396 Löse in einem Reagenzglas einige Kupfersulfat-kristalle in wenig Wasser. Setze etwas Eiweißlösung zu.

397 Berechne dir im Becherglas eine gesättigte Kochsalzlösung. Dafür mußt du soviel Kochsalz in Wasser geben, bis einige Kristalle ungelöst am Boden liegenbleiben. Anschließend setze Eiweißlösung zu!

Hühnereiweiß ist in Wasser löslich. Beim Erhitzen bilden sich weiße Flocken. Das Eiweiß gerinnt. Dieser Vorgang setzt schon bei einer Temperatur von ca. 70° C ein. Heißer Wüstensand reicht manchmal schon aus, um Eier zu kochen.

Auch Alkohol und Salze bringen Eiweiß zum Gerinnen. Geronenes Eiweiß ist abgestorben. Deshalb sind auch Verletzungen durch Verbrennungen so gefährlich, weil das Körpereiwweiß abgetötet wird. So ist auch die Giftwirkung von Schwermetallsalzen zu erklären.

Abgestorbene Eiweißzellen werden vom Körper abgestoßen und können nur durch die Produktion neuer Körperzellen ersetzt werden.

398 Legierte Suppe

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

Das Eiweiß wird sofort fest (vergl. Experiment 394). Es gerinnt in Form von weißen Flocken oder Fäden. Diese Tatsache macht sich die Hausfrau zunutze, wenn sie eine Suppe mit Hühner-eiweiß versetzen will. Man spricht dann von einer „legierten Suppe“.

399 Stickstoffnachweis

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 Wassertröpfchen nieder, der Beweis, daß die Elemente Sauerstoff und Wasserstoff enthalten sind. Das Lackmuspapier färbt sich blau. Wie in Experiment 392 ist es Ammoniak (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, insbesondere der Stickstoff, nachweisen.

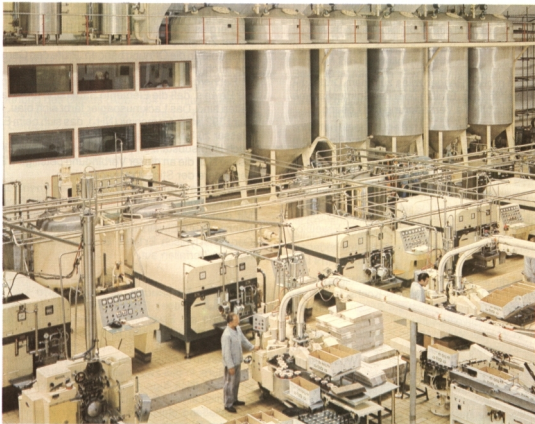
Bei weiterem Erhitzen ist ein Geruch wahrnehmbar, der an „verbranntes Horn“ erinnert. Er ist zusätzlich ein Beweis für Eiweiß. Mit dieser sogenannten Brennprobe kann ein erster grober Nachweis auf Eiweißstoffe durchgeführt werden, denn dieser Geruch ist typisch. Er tritt z. B. auch beim Verbrennen von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

400 Verdauung der Eiweißstoffe

Dieses Experiment soll zeigen, wie die Verdauungssäfte auf Eiweißstoffe einwirken: Fülle dazu drei große Reagenzgläser zu einem Drittel mit Eiweißlösung und laß sie in allen drei Gläsern durch Erhitzen über der Spiritusflamme gerinnen. In das erste Reagenzglas gib 4—5 Tropfen verdünnte Salzsäure, in das zweite eine Löffelspitze Pepsin. Zum Eiweiß im dritten Glas füge 4—5 Tropfen verdünnte Salzsäure und zusätzlich eine Löffelspitze Pepsin.

Anschließend stelle alle drei Gläser in ein Gefäß mit handwarmem Wasser und prüfe nach ca. einer Stunde, welche Lösung sich verändert hat!

Nur das Eiweiß, dem Salzsäure und Pepsin zugesetzt wurde, wird allmählich aufgelöst. In den beiden anderen Gläsern ist kaum eine Veränderung festzustellen. Durch das Zusammenwirken von Salzsäure und Pepsin werden Eiweißstoffe gelöst, ein Vorgang, der sich ähnlich in unserem Körper abspielt. Die Magenschleimhäute sondern diese beiden Wirkstoffe ab, wodurch die Verdauung der Eiweißstoffe eingeleitet wird.



Margarineherstellung

156

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.

Fette sind sehr energiereiche Nährstoffe, die als Reservestoffe von den Lebewesen gespeichert werden. Nährstoffe, die über den Bedarf hinaus aufgenommen werden, wandelt der Organismus in Fett um und speichert sie.

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 Olivenöl 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.

401 Fettvorkommen

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!

402 Bringe kleine Proben von Butter, Schmalz und Speck zwischen zwei Bogen Schreibpapier.

403 Zerkleinere 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!

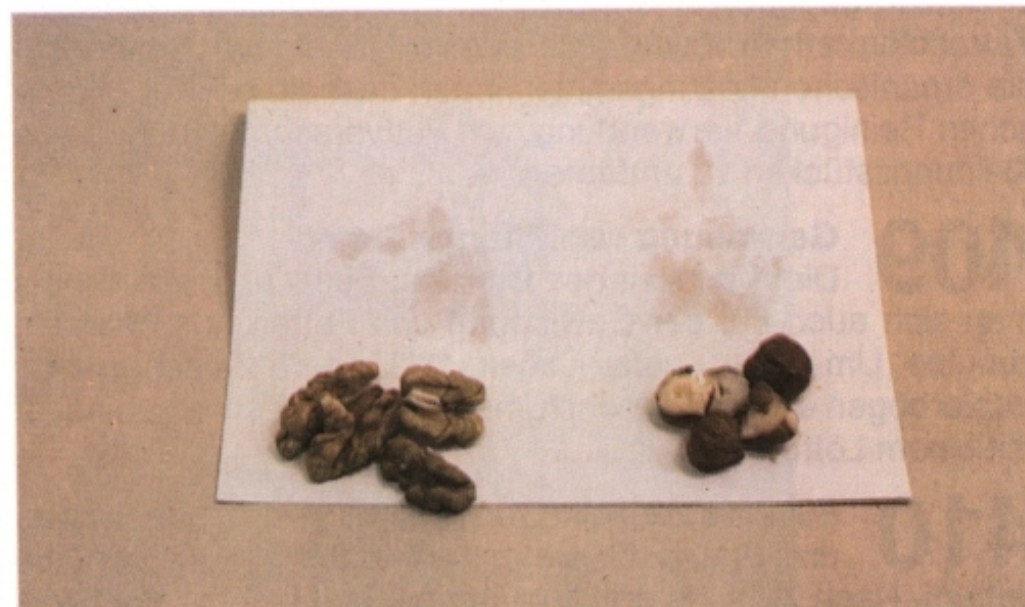
404 Halte eine Apfelsinenschale mit der Außenseite über ein Papierblatt und presse sie kräftig aus. Anschließend presse eine zweite Schale so aus, daß es gegen die Spiritusflamme spritzt (Abb. 157).



157

Fett aus ölhaltigen Früchten läßt sich auspressen, dadurch dringt Fett in die Poren des Papiers und hinterläßt Fettflecke (Abb. 158). Auch aus tierischem Fettgewebe läßt sich Fett auspressen. Die Öle von einigen Samen verdunsten. Man nennt sie flüchtige oder ätherische Öle. Durch ätherische Öle erzeugte Fettflecke verschwinden nach einiger Zeit.

Apfelsinenschalen enthalten ebenfalls ätherische Öle. In der Flamme entzünden sie sich. Sie sind oft in stark duftenden Pflanzen enthalten und werden unter anderem bei der Parfümherstellung verwendet.



158

405 Fett und Flüssigkeiten

Für einige der nächsten Experimente benötigst du Benzin. Da es feuergefährlich ist, muß 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.

406 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!

407 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!

Nährstoff Fett

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

Wasser und Benzin sind nicht miteinander mischbar. Benzin ist spezifisch leichter und schwimmt deshalb oben. Auch nach Schütteln bildet sich die Grenze zwischen beiden Flüssigkeiten wieder deutlich aus.

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

In Benzin dagegen und ähnlichen Lösungsmitteln, wie z. B. Tetrachlormethan, lösen sich Fette vollständig auf. Besonders die organischen Lösungsmittel finden deshalb bei der chemischen Reinigung Verwendung, um Fettverschmutzungen aus Kleidungsstücken zu entfernen.

409 Gewinnung von Pflanzenfetten

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.

410 Fülle 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.

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

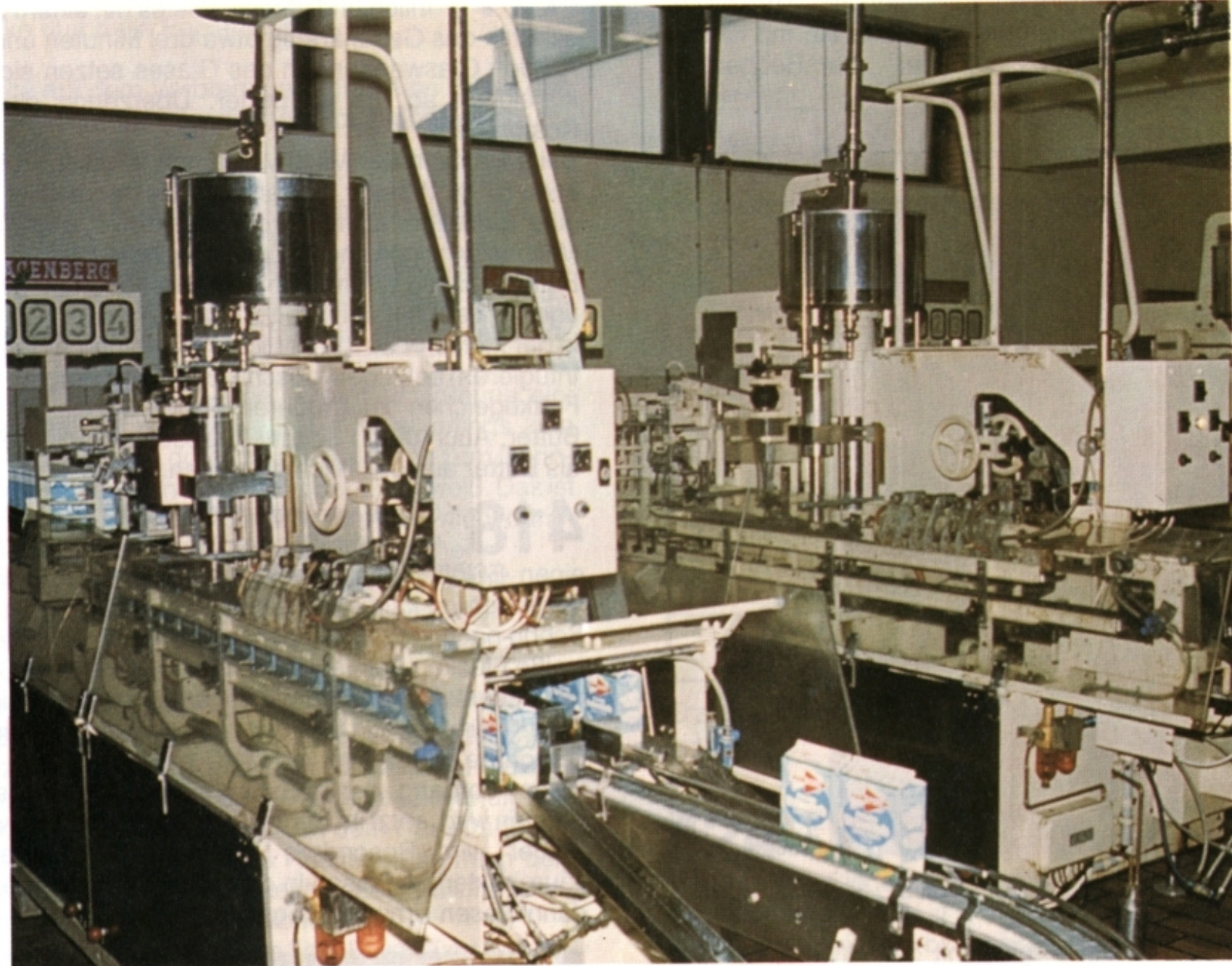
Das Benzin löst die fettigen Bestandteile aus dem Pflanzensamen heraus. Diesen Vorgang nennt man **Extrahieren**. Nach dem Verdunsten des Lösungsmittels bleibt das Fett zurück.

412 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 407, 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 kleine 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.



159

Abfüllanlage einer Molkerei

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-

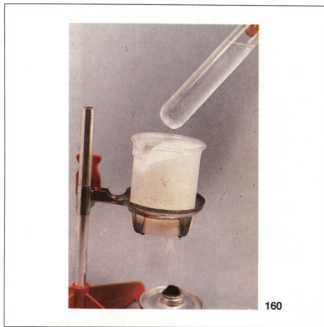
dere Verfahren wird sie kurzzeitig hoch erhitzt und damit keimfrei gemacht.

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.

413 Milchuntersuchungen

Fülle das Becherglas zur Hälfte mit Trinkmilch. Erhitze es über der Spiritusflamme und halte ein mit kaltem Wasser abgefülltes Reagenzglas über das Becherglas (Abb. 160).



414 Erhitze das Becherglas mit der Milch 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.

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

415 Zerreiße eine Probe der Haut zwischen den Fingern. Was kannst du feststellen?

416 Gib einen Tropfen Vollmilch auf ein Blatt Papier und laß es trocknen.

417 Fülle ein Reagenzglas zu einem Drittel mit Frischmilch und verschließe es 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!

Beim Erhitzen der Milch verdampft Wasser. Kuhmilch enthält etwa 87 % Wasser. Ein anderer Bestandteil ist Fett. Milch ist eine Emulsion. Damit wird ausgedrückt, daß das Fett in der Milch in winzig kleinen Kügelchen verteilt ist. Beim Erhitzen gerinnt ein Teil des ebenfalls gelösten Eiweiß und verklebt mit dem Fett zu einer Haut.

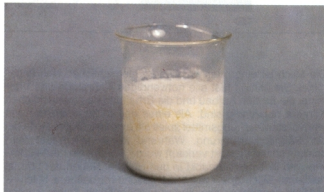
In der Molkerei wird der Milch das Fett durch Schleudern (Zentrifugieren) entzogen, anschließend geschlagen, wobei sich die Fettkügelchen zu größeren Ballen vereinigen. Es entsteht Butter. Auch durch Schütteln lassen sich die Fettbestandteile als Butter aus der Milch entziehen.

418 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. 161).

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 auslöst.



419 Untersuchung der Milchbestandteile

Um Kasein und Molke noch weiter zu untersuchen, filtere die Molke durch ein Papierfilter ab.

420 Halte auf dem Verbrennungslöffel eine Probe des Kaseins in die Flamme des Spiritusbrenners und prüfe den Geruch!

421 Erhitze in einem großen Reagenzglas die Molke bis zum Sieden und beobachte!

Beim Verkohlen des Kaseins tritt der Geruch nach verbranntem Horn 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 Albumin¹⁾ 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.

422 Chemische Prüfung der Molke

Für diese Untersuchung filtere das geronnene Albumin. 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.

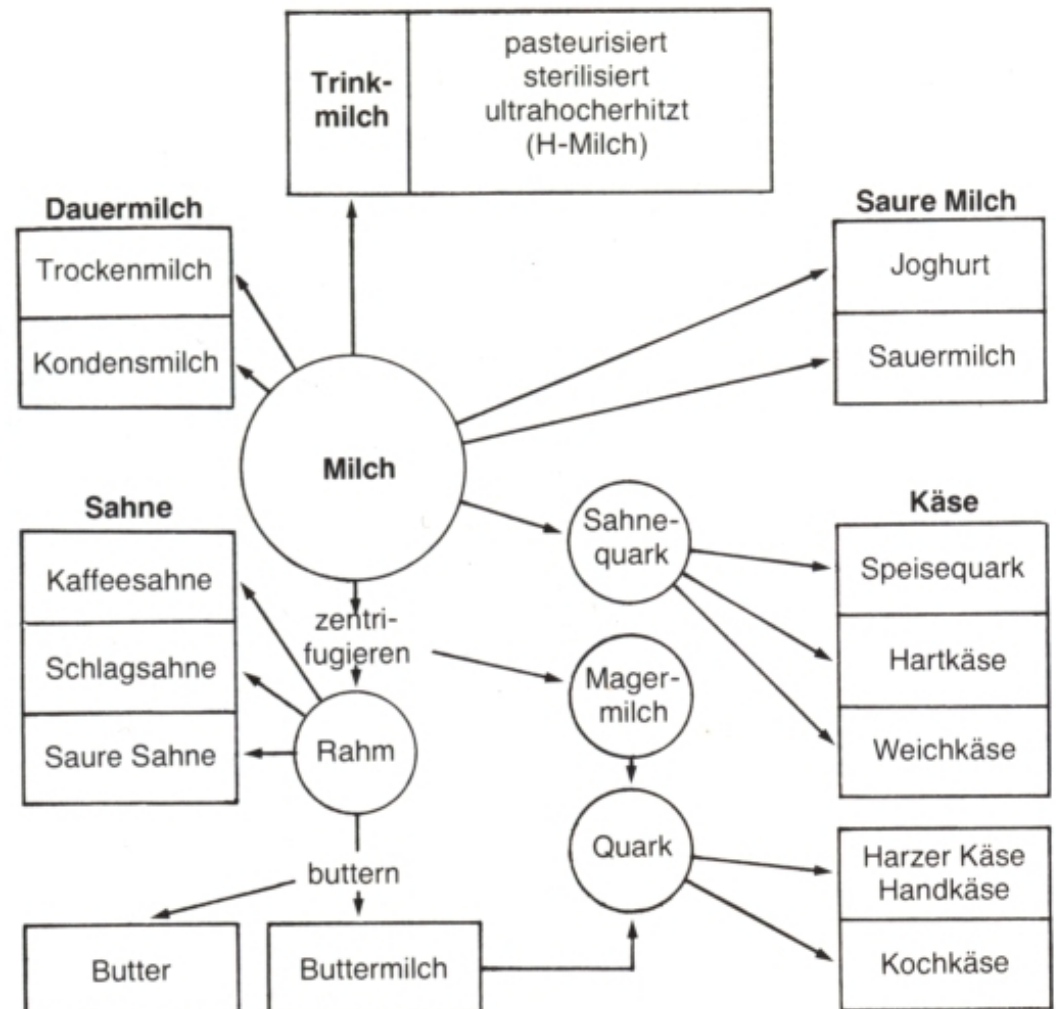
Milch enthält die drei Grundnährstoffe Fett, Eiweiß und Kohlenhydrate. Diese sind in Wasser gelöst oder emulgiert. Daneben sind noch Milchzucker und wichtige Salze gelöst.

Ferner enthält Milch fast alle notwendigen Vitamine. Das sind lebensnotwendige organische Verbindungen, die in kleinsten Mengen mit der Nahrung aufgenommen werden müssen. In Abb. 162 sind die Erzeugnisse dargestellt, die aus dem Grundnahrungsmittel Milch hergestellt werden.

423 Milchproben in der Hitze

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

¹⁾ albus, lat. = weiß



Erzeugnisse aus dem Grundnahrungsmittel Milch

162

424 Erhitze nun noch einmal die Milchprobe aus Experiment 414, von der du mehrmals die Haut entfernt hast, bis zum Sieden. Was kannst du im Vergleich zum vorigen Versuch feststellen?

Bei der ersten Probe bildet sich eine Haut an 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 hindert 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.

Bei der zweiten Probe 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.



Naturdüngung

163

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 Stallung 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.



164

425 Bestandteile der Pflanzen

Lege verschiedene Pflanzenteile, wie Blüten, Blätter, Stengel usw. in die Porzellanschale. Erhitze mit dem Spiritusbrenner (Abb. 164) und beobachte die Pflanzenteile!

426 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. Die Pflanzenteile enthalten Kohlenstoff, der sich beim Erhitzen durch die schwarze Verfärbung nachweisen läßt. Außerdem sind die Elemente Wasserstoff und Sauerstoff in Form von chemischen Verbindungen in Pflanzen enthalten. Daraus bildet sich beim Verbrennen Wasser, das sich an den Wänden des Becherglases niederschlägt.

427 Trockene Destillation

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. Der Reagenzglashalter wird in das Stativ eingespannt. Das lange Ende des Rohres führt in ein anderes großes Reagenzglas, das in einem wassergefüllten Marmeladenglas steht (Abb. 165). Erhitze nun das Reagenzglas mit den Holzspänen. Was beobachtest du? Unterbrich das Experiment nach drei Minuten.

Das Holz verkohlt allmählich. Dabei bilden sich zunächst Wassertröpfchen 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.



165

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

429 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 geglühte Stelle!

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.

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 größere Holzmassen 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.

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

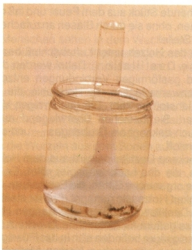


Es verbleibt nur noch ein weißer bis grauer Rückstand, die Holzasche. Darin sind noch die Bestandteile des Holzes enthalten, die nicht mit verbrannt sind.

430 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 verbleibt, auch wenn es mit der Öffnung nach unten aufgestellt wird (Abb. 166).

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



166

431 Nimm das Reagenzglas 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 den glimmenden Holzspan in das Gas im Reagenzglas. Was beobachtest du?

432 Führe Experiment 430 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.

Von den Pflanzen steigen kleine Bläschen auf, die das Wasser im Reagenzglas verdrängen und sich dort sammeln.

Der glimmende Holzspan flammt auf, wenn er in das Gas getaucht wird. Das Gas selbst entzündet sich nicht. Bei dem entstandenen Gas handelt es sich um das Element Sauerstoff. 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 *A s s i m i l a t i o n*. Damit ist deutlich geworden, woher die Pflanze den Kohlenstoff erhält, der beim Verbrennen sichtbar wird.

Blüten und alle nicht grünen Pflanzenteile, also auch die Stämme der Bäume und Blattstiele, können kein Kohlendioxid in Sauerstoff umwandeln.

433 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. 167). 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!

Das Kalkwasser trübt sich; es muß Kohlendioxid in das Reagenzglas geströmt sein. Blüten können, wie du 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.



167

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 klar geworden, warum man aus Krankenzimmern abends Blumen entfernt: Sie sollen keinen Sauerstoff verbrauchen, der für die Kranken notwendig ist.

434 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. 168).

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.

435 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.



168

zwei bis drei Löffel gepulverte Holzkohle in ein Becherglas gibt und dazu nacheinander die Farblösung in kleinen Portionen. Nach jeder Zugabe muß umgeschüttelt werden.

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

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. Sie entzieht durch Anlagern den Lösungen die Farbstoffe. Da Aktivkohle auch Gase festhalten kann, nutzt man das zum Schutz vor giftigen Gasen in den Filtern von Gasmasken.

437 Salze in Pflanzen

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

438 Fülle ein Becherglas zur Hälfte mit Holzasche. Erhitze im Reagenzglas Wasser bis zum Sieden. Gieße dann das heiße Wasser über die Holzasche im Becherglas und rühre gut um. Filtrierte nach einigen Minuten die heiße Lösung. Bewahre das Filtrat und den Rückstand im Filter gut für die folgenden Experimente auf.

439 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 Pflanzenschale 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. Es gibt das Justus von Liebig 1842 aufgestellte Gesetz vom Wachstumsminimum. Danach richtet sich das Wachstum einer Pflanze nach dem Nährstoff, der am wenigsten vorhanden ist. Ein Mangel ist auch durch vermehrte Zugabe anderer Nährstoffe nicht auszugleichen.

440 **Chemische Elemente in der Holzasche**
Für die Untersuchung, welche chemischen Elemente als Verbindungen in der Holzasche enthalten sind, stehen dir das Filtrat und der Rückstand zur Verfügung.



169

Fülle den Rückstand — er enthält die unlöslichen Bestandteile — 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.

441 Gieße das Filtrat — es enthält die löslichen Bestandteile — in die Porzellanschale und erhitze über der Spiritusflamme bis zum Sieden (Abb. 169). Dabei verdampft Wasser. Du sollst nun die Schale so lange erhitzen, bis gerade noch der Boden mit Wasser bedeckt ist. Nimm sie dann von der Flamme und laß den Rest des Wassers ohne weitere Wärmezufuhr verdunsten.

442 Erhitze das Salz dann noch einige Minuten über der Spiritusflamme. Achte auf farbliche Veränderungen.

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 H_2S . 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.

Nachdem das gesamte Wasser des Filtrats 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.

443 **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?

444 Erhitze ein Magnesiastäbchen in der Flamme und drücke es anschließend in die Pottasche. Halte dann den Stab wieder ins Feuer. Achte auf die farbliche Veränderung.

Bei der Zugabe der Salzsäure braust die Pottasche auf. Eine Verbindung enthält 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. Die Flamme färbt sich durch Pottasche violett. Diese Färbung ist der Nachweis für das Element Kalium. Der Name Pottasche wird allerdings kaum noch benutzt. Man verwendet heute für dieses Salz nach der chemischen Nomenklatur die Bezeichnung Kaliumkarbonat mit der Formel K_2CO_3 . Beim Ausglühen werden noch vorhandene Fremdstoffe ausgetrieben, deshalb nimmt das Salz ein immer helleres Aussehen an.

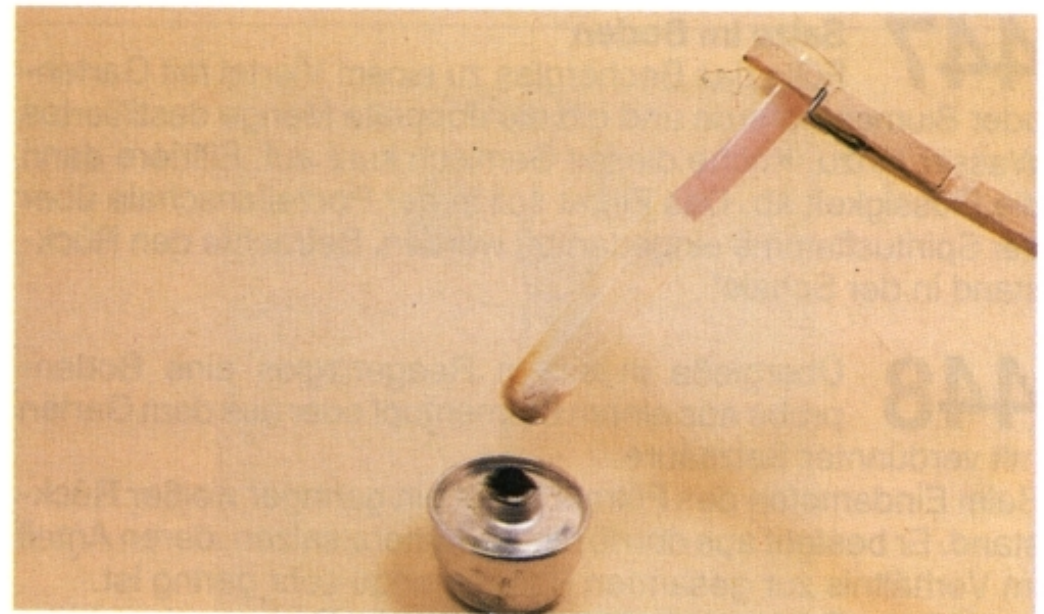
445 Calcium-Nachweis Gib zum Rückstand aus Experiment 440 eine Löffelspitze Magnesiumsulfat und schüttele um.

Es bildet sich ein feiner, weißer Niederschlag. Er besteht aus Calciumsulfat, auch unter dem Namen Gips ($CaSO_4$) bekannt. Das ist eine Nachweisreaktion für das Element Calcium (Ca), das als Verbindung Calciumkarbonat in der Pflanzenasche enthalten ist.

446 Stickstoffnachweis 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. 170).

Beim Erhitzen verfärbt sich das Lackmuspapier blau. Der Kalk treibt aus dem Holz die Verbindung Ammoniak — 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.

Den Stickstoff benötigt die Pflanze zum Aufbau von Eiweiß. Er wird in Form löslicher Stickstoffverbindungen aufgenommen und in pflanzliches Eiweiß umgewandelt. Mensch und Tier, die Pflanzen als Nahrung zu sich nehmen, bilden daraus tierisches Eiweiß.



170

Der Stickstoff, der so dem Boden entzogen wird, muß durch natürliche oder künstliche Düngung wieder zugeführt werden. Bei steigendem Bedarf spielen Mineraldünger eine immer größere Rolle.

Mineraldünger		
Handelsname	Zusammensetzung	
Ammonsulfat	$(NH_4)_2SO_4$	Ammoniumsulfat
Kalksalpeter	$Ca(NO_3)_2$	Calciumnitrat
Superphosphat	$Ca(H_2PO_4)_2 + 2 CaSO_4$	Calciumdihydrogenphosphat + Calciumsulfat
Rhenaniaphosphat	$CaNaPO_4 + CaSiO_3$	Calciumnatriumphosphat + Calciumsilikat
Kali	KCl	Kaliumchlorid
Kalimagnesia	$K_2SO_4 + MgSO_4$	Kaliumsulfat Magnesiumsulfat
Nitrophosphat	$(NH_4)_2SO_4 + (NH_4)_2HPO_4 + KNO_3$	Ammoniumsulfat + Ammoniumhydrogenphosphat + Kaliumnitrat

447 Salze im Boden

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

448

Übergieße in einem Reagenzglas eine Bodenprobe aus einem Blumentopf oder aus dem Garten mit verdünnter Salzsäure.

Beim Eindampfen des Filtrats bleibt ein geringer weißer Rückstand. Er besteht aus den löslichen Mineralsalzen, deren Anteil im Verhältnis zur gesamten Bodenmenge sehr gering ist. Ist Kalk am Boden enthalten, brausen die Bodenproben beim Übergießen mit Salzsäure auf.

449 Eine „Gasfabrik“

Bitte deine Mutter um zwei Eßlöffel Milch. Verrühre sie dann in einem Marmeladenglas mit einer Handvoll möglichst frischen 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. 171). Achte nach einigen Stunden auf das Lackmuspapier!

Nach einiger Zeit färbt sich das Lackmuspapier blau. Beim Öffnen entweicht dem Glas das farblose, stechend riechende Gas Ammoniak. Die chemische Formel dafür lautet NH_3 . Das Gas bildet mit dem Wasser des angefeuchteten Lackmuspapiers



171

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.

450 Chlorophyll — ein grüner Farbstoff

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-Jodkaliumlösung.

451

Gib in ein Reagenzglas ein kleingeschnittenes grünes Blatt und übergieße es mit so viel Brennsprit, daß die Schnittzel 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!

452

Gieße 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 genausoviel Benzin hinzu. Verschließe das Glas gut und schüttele eine Minute kräftig. Betrachte den Inhalt des Glases!

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 Jodkaliumlösung beweist. Gleichzeitig wird bei der Assimilation Sauerstoff frei (vgl. Experiment 431). Brennsprit, 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.

Bei Zugabe von Benzin zur Brennspritlösung werden die gelben und roten Farbstoffe des Carotins und des Xanthophylls

getrennt. Im Benzin löst sich das Chlorophyll. Carotin und Xanthophyll verbleiben im Spiritus.

453 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. 172). Setze dann das Gewächs mehrere Tage dem Sonnenlicht aus. Entferne nach etwa drei bis vier Tagen die Schablone.



172

Auf dem Blatt steht dein Name geschrieben. An den Stellen, auf die Licht gefallen ist, konnte sich ungehindert Blattgrün bilden (vgl. Experiment 450). 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.

454 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. 173). Markiere dir nun mit einem Filzstift den Wasserstand im Reagenzglas. Überprüfe nach einigen Stunden.

455 Wiederhole Experiment 454 mit einem 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. 174).



173



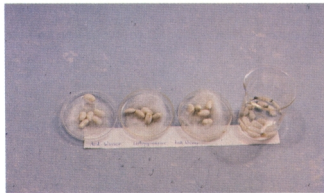
174

Beobachte nach einiger Zeit den Beutel und den Wasserstand im Reagenzglas!

Auch abgeschnittene Pflanzenteile leben noch weiter. Sie nehmen noch Wasser auf und geben es über die Blätter wieder ab. Deshalb sinkt der Wasserspiegel im Reagenzglas, und an der Innenseite des Plastikbeutels sammeln sich Wassertröpfchen. Im Normalfall wird das Wasser aus dem Boden über die Wurzeln aufgenommen und 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.

456 Keimung

Um 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. 175). Achte nach dem ersten Tag auf die Größe der Bohnen! Vergleiche nach einigen Tagen!



175



176

458 Fülle drei Reagenzgläser je zur Hälfte mit Wasser. Gib zu dem einen Glas drei bis vier Tropfen Brennsprit, 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. Betrachte nach etwa acht bis zehn Tagen die Keimlinge (Abb. 176)!

Zum Keimen ist zunächst nur Wasser erforderlich. Nährstoffe werden dabei noch nicht aufgenommen, denn sonst hätten die mit destilliertem Wasser übergossenen Samen nicht keimen können. Durch heißes Wasser werden die Samen abgetötet. Liegen Samen völlig im Wasser, wie im Becherglas, so fehlt zum Keimen der Sauerstoff der Luft. Deshalb kommt auch die Keimung in den verschlossenen Reagenzgläsern zum Stillstand. In dem abgeschlossenen Raum ist schnell der Sauerstoff verbraucht, dafür ist von den Keimlingen Kohlendioxid erzeugt worden. Brennsprit, chemisch Alkohol, wirkt auf pflanzliche Lebewesen wachstumshemmend.

Nach dem Gesetz vom Wachstumsminimum (vgl. Experiment 439) richtet sich das Wachstum einer Pflanze nach dem Nährstoff, der am wenigsten vorhanden ist.

Für eine Untersuchung, welche Auswirkung das Fehlen einzelner Elemente für das Wachstum hat, muß dafür gesorgt werden, daß Pflanzen verschiedene Elemente nicht aufnehmen können. Dies kannst du erreichen, indem du nur bestimmte Mineralsalze in destilliertem Wasser löst und so bewußt einen Mangel erzeugst.

457 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!

459

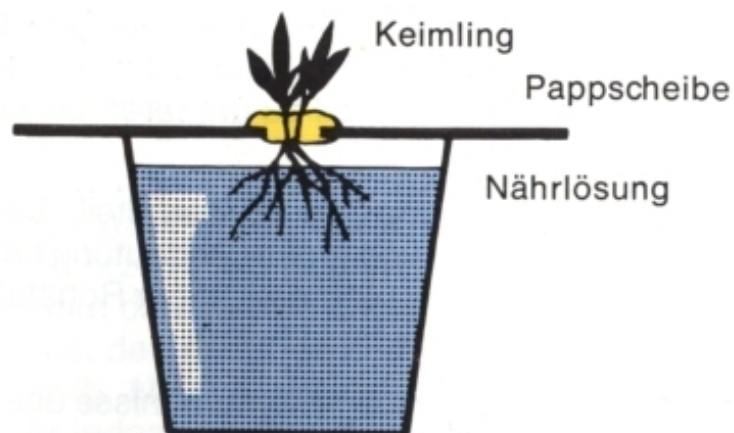
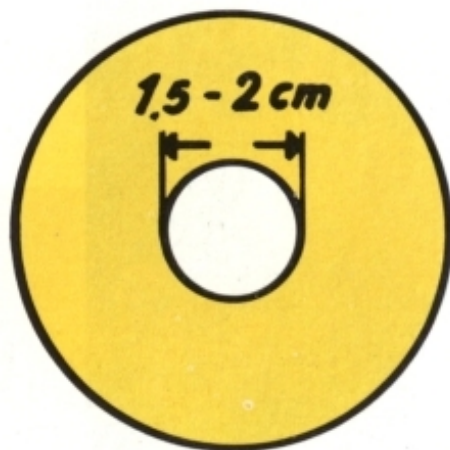
Bereite drei folgende Nährlösungen:

1. Destilliertes Wasser
2. Lösung aus Magnesiumsulfat und Eisen-(III)-Chlorid
3. Lösung mit mineralischem Volldünger.

Kennzeichne die einzelnen Nährlösungen genau.

460

Besorge drei kleine Gefäße, in denen die Pflanzen wachsen können. Dafür eignen sich sehr gut Joghurt-Becher aus Kunststoff. Schneide dir aus fester Pappe zu jedem Becher eine kreisrunde Scheibe, die die ganze Öffnung des Gefäßes bedeckt. In die Mitte jeder Platte muß noch ein Loch von etwa 1,5–2 cm Durchmesser geschnitten werden (Abb. 177).



177

Fülle dann die Becher mit jeweils einer Nährlösung bis fast zum Rand und kennzeichne sie mit der Ziffer der betreffenden Lösung.

Wähle nun unter den Keimlingen aus Experiment 456 drei möglichst gleichgroße, unbeschädigte heraus. Stecke in jede Pappscheibe eine der kleinen Pflanzen und umwickle sie dann vorsichtig mit Watte, so daß sie nicht herausrutscht, gleichzeitig alle Wurzeln aber in die Flüssigkeit ragen können.

Stelle die Becher dorthin, wo sie möglichst nicht bewegt werden. Denke daran, auch Sonnenlicht ist zum Wachstum notwendig.

Die Pflanze soll immer die Nährstoffe aufnehmen können; deshalb mußt du die Nährlösungen kontrollieren und eventuell nachfüllen, so daß die Wurzeln stets in die Flüssigkeit ragen.

461

Führe nun genaue Beobachtungen durch, welche Unterschiede du im Wachstum der verschiedenen Pflanzen feststellen kannst. Sehr schön ist es, wenn du etwa 4 Wochen lang jeden Tag einmal die Pflanzen betrachtest und die Ergebnisse in einem Heft notierst. Dann kannst du zum Abschluß dieses langwierigen Experimentes noch ganz leicht feststellen, wann sich zum erstenmal Unterschiede zeigten.

Während der ersten zwei Wochen wachsen alle Pflanzen noch gleich gut. Erst dann machen sich allmählich Unterschiede bemerkbar. Die Pflanze in der Lösung mit Volldünger ist die einzige, bei der keine Schäden sichtbar werden. Diese Flüssigkeit enthält nämlich alle die chemischen Elemente, die eine Pflanze zum Wachstum zunächst benötigt.

Ein Gemisch aus allen diesen Verbindungen wird deshalb als Volldünger bezeichnet. Zusätzlich sind zum Wachstum natürlich noch Kohlenstoff, Sauerstoff und Wasserstoff notwendig. Sie werden jedoch aus der Luft bzw. dem Wasser aufgenommen. Die Pflanzen in den beiden anderen Lösungen weisen bald erhebliche Wachstumsrückstände auf und verkümmern.



Im Weinberg

178

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 alkoholartige 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 ange-regt.

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 kos-metische und die chemische Industrie.

In diesem Kapitel werden dir viele Kenntnisse über die Zusam-mensetzung, die Herstellung und die Verwendung der chemi-schen Verbindung Alkohol vermittelt.

462 Eigenschaften des Alkohols

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?

463 Entzünde in der Porzellanschale wieder wenig Brennsprit. Halte über die Schale das trockene, saubere Becherglas und beobachte!

464 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. 179). Wenn die Flamme erloschen ist, bedecke das Glas mit einem Deckel und schüttle um. Achte auf das Kalkwasser!



179

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. Im Becherglas über der Alkoholflamme bilden sich Wassertropfen. Das Kalkwasser trübt sich: Es ist also Kohlendioxid entstanden.

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.

Um den Namen der englischen Schreibweise anzugleichen, wird das Ä durch E ersetzt, so daß man heute Ethanol schreibt. In der Formel C_2H_5OH erkennst du die Gruppe OH. Diese Gruppe — die Hydroxylgruppe — nicht zu verwechseln mit der Hydroxid-Gruppe der Laugen — bezeichnet man als eine funktionelle Gruppe.

465 Fülle ein Reagenzglas zur Hälfte mit Wasser, ein anderes etwa mit der gleichen Menge Brennsprit. 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 Brennsprit 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.

466 Mit einem einfachen Trick kannst du deine Freunde verblüffen: Feuchte einen Streifen Leinengewebe gut mit Wasser an und tränke ihn anschließend in Brennsprit. 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 trickreicher Zauberer erscheinen.

467 Brennspritus enthält Wasser

Der Brennspritus 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 Brennspritus und gib wenig wasserfreies Kupfersulfat hinzu. Achte auf das Kupfersulfat!

Das Kupfersulfat färbt sich allmählich blau. Es entzieht dem Brennspritus das Wasser, das es zum erneuten Aufbau der Kristalle benötigt. Neben dem wasserfreien Kupfersulfat gibt es noch andere Verbindungen, die Wasser begierig aufnehmen und dann festhalten. Diese Stoffe bezeichnet man als hygroskopisch, d. h. wasseranziehend.

468 Mische in einem Reagenzglas Wasser und Alkohol (Brennspritus) 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.

Getränk	Alkoholgehalt (Vol. %)
Bier	3,5 — 5 %
Weißwein	7 — 11 %
Rotwein	8 — 14 %
Liköre	20 — 35 %
Kornbranntwein	32 — 42 %
Weinbrand	32 — 42 %
Rum	50 — 80 %

469 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 467 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.

Alkohol in Toilettenartikeln



180

470

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.

471 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 Haut, wenn du darüber bläst. 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 **Verdunstungskälte**. 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.

472 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.

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 %.

473 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. 181).

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.



181

474 Im Experiment 462 hast du bereits gelernt, daß Alkohol brennt, obwohl er etwa acht Volumpro-zente 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?

475 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 Vergleiche der Aufschrift des Flaschenetiketts mit deinen Beobachtungen fest, ob der Alkoholgehalt über oder unter 50 % liegt.

Alkohol

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.

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.

Neben dem Ethanol gibt es noch eine Reihe anderer Alkohole. Ihre Namen besitzen alle die Endung -ol. Das Methanol, bekannter unter dem Namen Methylalkohol, ist ein Alkohol, der — wenn man ihn trinkt — zur Erblindung führt. Methanol läßt sich ebenso gut mit Wasser mischen. Butanol, ein weiterer Alkohol, läßt sich nur zu 8 g in 100 g Wasser lösen.

476 Destillation von Alkohol

Mische im Erlenmeyerkolben Wasser und Brennspiritus etwa zu gleichen Teilen. Verschließe dann das Glas mit dem durchbohrten Stopfen, in dem das gebogene Glasrohr steckt. Schiebe auf das freie Ende des Glasrohrs den Gummischlauch. Er reicht in ein Reagenzglas hinein, das in Wasser steht (Abb. 182). Erhitze dann den Erlenmeyerkolben. Wenn sich im Reagenzglas etwa 2 cm hoch Flüssigkeit angesammelt hat, unterbrich das Experiment.



182

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 Brennspiritus kein Trinkalkohol gewonnen werden.

478 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 476. 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.

479 Alkohol — selbst hergestellt

Löse in dem Erlenmeyerkolben, der zu Dreiviertel mit Wasser gefüllt ist, etwa 3–4 Löffel Traubenzucker, gib zu der Zuckerlösung ein etwa erbsengroßes Stück Hefe, die du dir beim Bäcker kaufen kannst. Stelle dann den Erlenmeyerkolben etwa 10 Minuten in eine Schale mit handwarmem Wasser. Anschließend muß der Kolben an einen warmen Platz gestellt werden, vielleicht in der Nähe der Heizung oder des Ofens. Verschließe nach etwa einer halben Stunde das Gefäß mit dem durchbohrten Stopfen, in dem das gebogene Glasrohr steckt. Tauche den freien Schenkel des Rohres für kurze Zeit in ein Reagenzglas mit Kalkwasser. Was stellst du fest?

Die Zuckerlösung wird trübe und beginnt nach der Hefezugabe zu schäumen. Dabei entsteht ein Gas, das Kalkwasser trübt, nämlich Kohlendioxid. Die Hefe besteht aus winzig kleinen Hefepilzen oder Hefezellen. Sie vermehren sich in der warmen Zuckerlösung sehr schnell und bewirken dabei eine chemische Umsetzung, bei der u. a. Kohlendioxid entsteht.

Nach etwa 5 Tagen ist die Reaktion beendet. Dann kannst du den Ansatz weiter untersuchen.

477 Gieße etwas von der Flüssigkeit in die Porzellanschale und entzünde sie. Nach kurzem Erwärmen des Reagenzglases sammelt sich in der Vorlage eine ebenfalls wasserklare Flüssigkeit. Sie riecht wie Brennspiritus und kann entzündet werden. Diese Tatsache läßt darauf schließen, daß Alkohol in die Vorlage übergegangen ist.

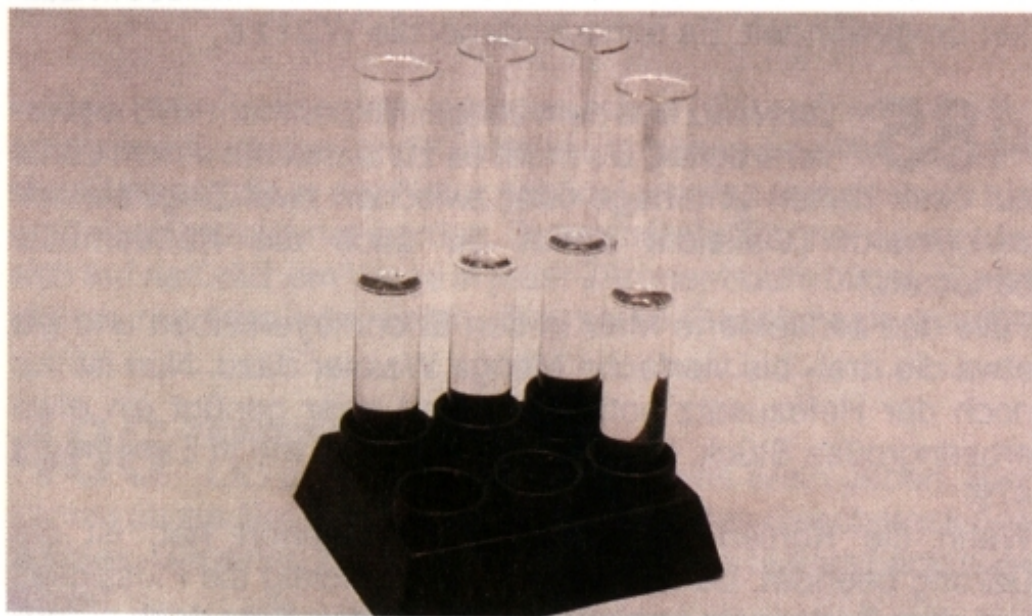
480 Wenn nach etwa 5 Tagen die Reaktion aus Experiment 479 beendet ist, so gieße vorsichtig die Flüssigkeit, die sich über dem Bodensatz gesammelt hat, in das saubere Becherglas. Fülle einen Teil der Flüssigkeit in den Erlenmeyer und destilliere sie, wie in Experiment 476 beschrieben. Prüfe den Geruch der entstandenen Flüssigkeit! Entzünde einige Tropfen des Destillats in der Porzellanschale!

Bei der Destillation sammelt sich in der Vorlage eine wasserklare Flüssigkeit, die sich entzünden läßt und mit schwachblauer Flamme verbrennt. Du hast Alkohol erhalten. Durch die Einwirkung der Hefezellen wird der Traubenzucker in Alkohol und Kohlendioxid umgewandelt.



Traubenzucker $\xrightarrow{\text{Hefe}}$ Alkohol + Kohlendioxid

Diesen Vorgang bezeichnet man als alkoholische Gärung. Man kann auf diese Art aus einem Kilo Traubenzucker fast 500 g Alkohol erhalten.



183

481 Du sollst die günstigsten Versuchsbedingungen für die alkoholische Gärung herausfinden.

Stelle dir eine Traubenzuckerlösung wie in Experiment 479 her und verteile sie gleichmäßig auf 4 Reagenzgläser (Abb. 183). Erhitze zwei große kurzzeitig bis zum Sieden. Verschließe dann eines (Glas 1) mit einem Stopfen, das andere (Glas 2) nicht, und stelle beide Gläser nebeneinander an einen warmen Platz. Ein drittes Glas (Glas 3) soll im Kühlschrank aufbewahrt werden, und das vierte Glas (Glas 4) wird zu den beiden gestellt, die erhitzt worden sind. Vergleiche die 4 Gläser nach etwa einer Stunde, einem Tag und nach 5 Tagen miteinander. Versuche auch, den entstandenen Alkohol abzudestillieren!

Nach einer Stunde ist die Gärung in Glas 4 am stärksten zu beobachten, nur schwach dagegen in Glas 3. Lösung 1 und 2 gärt nicht. Nach einem Tag gärt zusätzlich noch Lösung 2, schwächere Kohlendioxidentwicklung ist im Gefäß 3 zu beobachten. Die Hefepilze, aus der die Bäckerhefe besteht, vermehren sich am besten bei Temperaturen zwischen 30 und 40° C. Im Kühlschrank erfolgt darum die Gärung nur sehr langsam. Durch das Kochen werden die Pilze abgetötet. Wenn trotzdem im Glas 2 die Gärung aussetzte, dann nur deshalb, weil sich Hefepilze aus der Luft („wilde“ Hefe) in der Zuckerlösung vermehrt haben.

482 Alkohol aus Weintrauben

Du kannst zur Zeit der Weinernte auch leicht aus Weintrauben Alkohol herstellen. Presse ungewaschene Weintrauben aus (durch ein Leintuch) und fülle den Saft wieder in den Erlenmeyerkolben. Für diesen Versuch brauchst du keine Hefe zuzugeben. Verfahre wieder wie in Experiment 479 und destilliere anschließend den gewonnenen Alkohol ab.

Es entsteht auch aus Weintrauben Alkohol. Sie enthalten Traubenzucker. Er wird durch die alkoholische Gärung in Alkohol und Kohlendioxid umgewandelt. Hefe braucht dem Saft nicht beigegeben zu werden, da sich auf den Früchten während der Reifezeit Hefepilze ansiedeln. Deshalb dürfen die Trauben nicht gewaschen werden. Zur Herstellung bestimmter Weinsorten verläßt man sich jedoch nicht auf diese Hefepilze, da sie dem Wein keinen guten Geschmack verleihen. Es werden Hefesorten „gezüchtet“, die in jedem großen Weinort verschieden sind. Sie tragen mit dazu bei, daß jeder berühmte Wein seinen Geschmack erhält.

Alkohol kannst du auch herstellen, wenn du Honig mit Hefe vergären läßt. Falls es dir Freude macht, kannst du dieses Experiment auch ausprobieren.

483 Hefepilze im Alkohol

Stelle dir noch einmal ein wenig Zuckerlösung mit Hefe her und fülle sie in zwei Reagenzgläser. Zu der einen Lösung gib die gleiche Menge Brennspritus, die andere wird ohne Zusatz vergoren. Beobachte wieder nach etwa 1 Stunde und dann nach einigen Tagen!

In der alkoholischen Lösung ist keine Gärung zu beobachten, der Inhalt des anderen Glases ist wieder vergoren. Durch die Zugabe des Alkohols werden die Hefepilze abgetötet, so daß die Gärung nicht einsetzt. Aus diesem Grunde kann man bei der alkoholischen Gärung nie einen höheren Alkoholgehalt als 18 % erzielen. Bei dieser Menge hört die Vermehrung der Hefezellen auf.

Neben den Hefepilzen werden auch andere Kleinlebewesen durch Alkohol abgetötet. Er wird deshalb häufig bei der Wundbehandlung zum Desinfizieren verwendet.

484 Du kannst nun auch selbst als Bierbrauer tätig werden, wenn dir Gerste oder Malz zur Verfügung stehen. Gerste erhältst du vielleicht beim Bauern oder in einer Futtermittelhandlung. Malz kannst du u. U. in einer Brauerei bekommen. Bereite dir die Beschaffung von Malz Schwierigkeiten, so mußt du es aus Gerste herstellen.

Verteile dafür Gerstenkörner auf einen Teller, übergieße sie mit Wasser und warte einige Tage, bis die Keimlinge etwa die



Braukessel in einer Bierbrauerei

Länge des Gerstenkornes haben. Diese gekeimte Gerste bezeichnet der Bierbrauer als Malz.

Fülle das Malz in das Becherglas und erwärme es leicht über der Spiritusflamme. Dabei mußt du immer gut rühren, damit das Malz nicht verbrennt.

In dem Gerstenkorn ist Stärke enthalten. Sie soll dem Keimling so lange als Nahrung dienen, bis er Wurzeln ausgebildet hat. Die Stärke kann aber von dem Keimling nicht direkt aufgenommen werden, sondern sie muß erst in Malzzucker umgewandelt werden. Dieser Vorgang vollzieht sich durch die Einwirkung des Fermentes Diastase, das in den Zellen des Gerstenkeimlings gebildet wird.

Wenn genügend Diastase entstanden ist, werden die Keimlinge durch das Erhitzen (= Darrn) abgetötet. Das Ferment bleibt unverändert erhalten.

Das Darrmalz, das du hergestellt hast, wird im nächsten Versuch direkt weiterverarbeitet. In Bierbrauereien mischt man es mit Wasser und ungekeimter Gerste und erwärmt diese Maische mehrere Stunden lang. Dabei wird auch die Stärke der ungekeimten Gerste durch die Diastase des Malzes in Zucker umgewandelt. Es entsteht dabei die Würze.

485 Das Malz aus dem vorigen Experiment wird weiterverarbeitet. Du mußt es zunächst mit einem Löffel auf einer harten Unterlage oder zwischen zwei Ziegelsteinen zerkleinern. (Vielleicht darfst du auch die Kaffeemühle benutzen.)

Fülle das zerkleinerte Malz in den Erlenmeyerkolben und gib etwa die drei- bis vierfache Menge Wasser dazu. Nun ist nur noch der Hefezusatz notwendig, und zwar genügt ein etwa erbsengroßes Stück. Verfahre dann wieder wie in Experiment 479!

Wenn die Kohlendioxidentwicklung aufgehört hat, ist die Gärung beendet. Du mußt nun sehr vorsichtig die Flüssigkeit von dem Bodensatz abgießen. Falls du den Satz doch aufgeführt hast, so mußt du filtrieren. Probiere einen kleinen Schluck von deinem selbstgebrauten Bier!

Der Geschmack deines Bieres erinnert nur entfernt an den des im Handel erhältlichen. So wird in Bierbrauereien die Würze erst noch mit Hopfen bis zum Sieden erhitzt. Dabei werden Bakterien und andere Kleinlebewesen abgetötet, gleichzeitig aber erhält die Würze durch den Hopfen einen charakteristischen Geschmack. Nach dem Abkühlen wird die gehopfte Würze auch mit Hefe versetzt. Allerdings entwickeln sich die Pilze dieser Bierhefe am günstigsten bei Temperaturen zwischen 2 und 8° C. Deshalb wird auch bei dieser Temperatur vergoren (Abb. 184). Wenn eine längere Nachgärung beendet ist, kann das Bier in den Handel gebracht werden.



185

Neben den bekannten anorganischen Säuren wie Salz-, Schwefel-, Salpeter- und Kohlensäure gibt es eine Vielzahl solcher Säuren, die in der Natur gebildet werden und deshalb als organisch bezeichnet werden. Du kennst die Zitronensäure, die sich auf natürlichem Wege in jeder Zitronenfrucht bildet. Sie ist jedoch nur eine von vielen. Der saure Geschmack unreifer

Früchte z. B. wird auch durch organische Säuren hervorgerufen.

In diesem Kapitel sollst du eine dieser Säuren herstellen und sie darauf untersuchen, ob sie die gleichen Reaktionen zeigt wie die anorganischen Verbindungen.

486 Essigsäure

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.

487 Stelle eine Probe des Weines in der Porzellanschale an einen warmen Ort (Heizungs- oder Ofennähe). Prüfe nach etwa 2 Tagen erneut den Geschmack, dieses Mal aber, indem du den Finger befeuchtest und diese geringe Menge probierst. Tauche auch wieder Lackmuspapier in die Flüssigkeit!

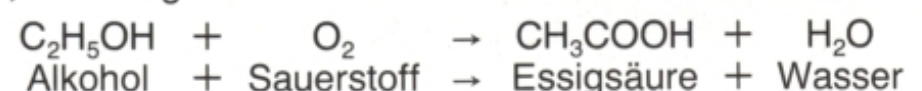
488 Fülle ein großes Reagenzglas zur Hälfte mit Brennsprit und stelle es in das Becherglas mit heißem Wasser. Erhitze nun über der Spiritusflamme ein Stück Kupferdraht (aus einem elektr. Leitungsdraht). Nimm den Draht aus der Flamme. Betrachte ihn genau und tauche den Draht dann

noch heiß, aber nicht glühend, in das Reagenzglas, ohne ihn in den Alkohol einzutauchen. Achte auf das Kupfer!

489 Du kannst Essig aus Obst herstellen, indem du Fallobst und angestoßene Äpfel oder Birnen in einem Topf mit warmem Wasser übergießt. Füge zwei Eßlöffel Zucker hinzu und laß den Topf — bedeckt mit einem Deckel — einige Tage stehen. Prüfe dann die Flüssigkeit mit blauem Lackmuspapier.

Der Geschmack des Weines verändert sich in den 2 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.



Organische Säuren

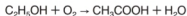
Neben dem Luftsauerstoff müssen zusätzlich noch Essigsäurebakterien bei dem Vorgang mitwirken, die jedoch in der Luft enthalten sind. Sie bewirken die Oxidation des Alkohols zur Essigsäure. Im Gegensatz zu den anorganischen Säuren Salzsäure, Schwefelsäure usw. ist die Essigsäure eine organische Säure.

Aus dem Obst entsteht zunächst Alkohol, der dann durch die Essigsäurebakterien in Essig umgewandelt wird.

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.

490 Essigsäure — chemisch nachgewiesen

Fülle in ein Reagenzglas so viel Speiseessig, daß gerade der Boden bedeckt ist. Ergänze mit der drei- bis vierfachen Menge Wasser und setze so viel Soda hinzu, bis kein Schäumen mehr zu beobachten ist. Stelle dir dann eine Eisen-III-chloridlösung her. Gib anschließend etwas von dieser Lösung zu dem verdünnten Speiseessig.

Bei der Zugabe der Eisen-III-chloridlösung bildet sich ein gelbbrauner Niederschlag, der sich bei längerem Stehen am Boden des Reagenzglases absetzt. Er färbt sich noch dunkler, wenn mehr Eisen-III-chloridlösung zugefügt wird.

Durch diesen Farbumschlag kann Essigsäure in den meisten Fällen mit Eisen-III-chlorid nachgewiesen werden.



491 Eigenschaften der Essigsäure

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. 186). Betrachte nach etwa 2—3 Tagen das Geldstück!

492 Übergieße in einem großen Reagenzglas einen halben Löffel voll Eisenpulver mit Essig und erwärme vorsichtig über der Spiritusflamme. Füge nach dem Erkalten einige Tropfen einer Lösung von gelbem Blutlaugensalz in Wasser hinzu.

Die eingetauchte Hälfte des Pfennigs ist blank geworden, die andere dagegen überzieht sich, besonders stark in der Nähe der Flüssigkeit, mit einer grünen 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.

Auch Eisen wird von Essig in lösliche Verbindungen umgewandelt. Deshalb entsteht die blaue Farbe von Berliner Blau, wenn Blutlaugensalz-Lösung hinzugefügt wird. Es ist also schon wichtig, Essig nicht in metallenen Gefäßen aufzubewahren.

493 Acetate — Salze der Essigsäure

Fülle ein Reagenzglas zu einem Viertel mit Speiseessig. Gib nach und nach Soda dazu, bis kein Aufschäumen mehr zu beobachten ist. Gieße nun die Flüssigkeit in die Porzellanschale und erhitze sie über der Spiritusflamme. Wenn so viel Wasser verdampft ist, daß nur noch der Boden bedeckt ist, nimm die Schale von der Flamme. Warte, bis der Rest verdunstet ist. Was beobachtest du?

Nach dem Verdunsten verbleibt in der Porzellanschale ein weißer Rückstand, der den chemischen Namen Natriumacetat führt. Die Essigsäure hat sich mit der Soda (Na_2CO_3) zum Natriumsalz der Essigsäure, dem Natriumacetat umgesetzt.



Im Gegensatz zu den anorganischen Säuren (Salzsäure, Schwefelsäure usw.), bei denen der Säurewasserstoff in der Formel vor dem Rest genannt wird (HCl , H_2SO_4 usw.), steht er bei der organischen Essigsäure am Schluß der Formel. Aber auch er bewirkt die Eigenschaften der Säure. Der Rest der Essigsäure hat die Formel CH_3COO^- und führt den Namen Acetat. Alle Salze der Essigsäure heißen darum Acetate.



187

Formteile aus Kunststoffen

Kein anderer Werkstoff hat das Leben in unserer Zeit so nachhaltig beeinflußt wie die Kunststoffe. Man könnte deshalb schon fast von einem „Zeitalter der Kunststoffe“ sprechen. Was wir auch ansehen oder anfassen, ob im Haushalt, auf der Straße, in Verkehrsmitteln oder in Bürohäusern: Mehr oder weniger deutlich treten die Kunststoffe in Erscheinung, und fast überall haben sie ihre Bedeutung erlangt. Was heute üblicherweise „Kunststoff“ genannt wird, muß in drei große Gruppen eingeteilt werden.

Kunststoffe: Der Chemiker bezeichnet als Kunststoffe jene künstlich hergestellten chemischen Verbindungen, die häufig die „klassischen“ Werkstoffe Metall, Holz, Stein, Glas und Porzellan ersetzen.

Kunstfasern: Sie entsprechen in ihrem chemischen Aufbau den Kunststoffen, aus denen sie zu Fasern versponnen werden. Es sind allerdings nicht alle Kunststoffe zum Verspinnen geeignet.

„Ungeformte“ Kunststoffe: Diese chemischen Verbindungen machen auch einen beträchtlichen Anteil der Kunststoffe aus,

doch treten sie kaum als solche hervor. Zu dieser Gruppe gehören Klebstoffe, Lacke, Leime und viele Hilfsstoffe zur Veredelung von Papier, Textilien usw.

Dieses Kapitel beschäftigt sich im wesentlichen mit den Kunststoffen im engeren Sinne, also denen, die in der ersten Gruppe genannt wurden.

Eigentlich ist der Begriff „Kunststoffe“ irreführend, wenn er als Gegensatz zu den natürlichen Stoffen angesehen wird. Denn typische „Naturstoffe“ sind eigentlich gar nicht so „natürlich“. Eisen, Messing, Aluminium, Porzellan und Leder, um nur einige zu nennen, werden stets als „Naturstoffe“ bezeichnet. Sie kommen aber in der Natur in dieser Form nicht vor, sondern sie müssen erst durch künstliche Verfahren aus den Grundstoffen hergestellt werden.

Auf Grund einer Eigenschaft der Kunststoffe, sich plastisch formen zu lassen, geht man allmählich dazu über, den Begriff der „Plaste“ anstelle der Bezeichnung Kunststoffe zu verwenden. Das Wort „Plastik“ ist dir bestimmt bekannt. Doch es wird sicherlich noch lange dauern, bis sich „Plaste“ durchgesetzt hat.

494 Gemeinsame Grundstoffe

Halte mit einer Pinzette nacheinander ein Stück Würfelzucker und etwas Watte für einen Augenblick in die Flamme des Teelichts. Achte auf die Veränderung der beiden Stoffe!

Streu dann etwas Zigarren- oder Zigarettenasche auf den Zucker und verbrenne ihn. Die Watte brennt auch ohne Asche. Halte über die verbrennenden Stoffe ein mit kaltem Wasser gefülltes Reagenzglas. Es muß trocken sein. Achte auf das Glas!

Der Zucker und die Watte verkohlen zunächst in der Flamme, später verbrennen sie. An der Außenwand des Reagenzglases bildet sich ein feiner Wasserniederschlag. Der schwarze Verbrennungsrückstand ist Kohlenstoff. Damit hast du nachgewiesen, daß beide Stoffe das chemische Element Kohlenstoff enthalten. Der Wasserniederschlag soll als Beweis gelten, daß in beiden Verbindungen Wasserstoff und Sauerstoff enthalten sind. Denn Wasser mit der Formel H_2O besteht ja aus diesen beiden Elementen. Aus der Analyse dieser beiden Stoffe erkennen wir also, daß Watte und Zucker aus den gleichen Stoffen aufgebaut sind. Welche chemischen Unterschiede aber bestehen, erfährst du im nächsten Experiment.

495 Makromoleküle

Löse in einem Reagenzglas mit Wasser ein Stück Zucker. Versuche dasselbe mit etwas Watte im anderen Reagenzglas. Vergleiche die beiden chemischen Verbindungen miteinander.

Der Zucker löst sich nach kurzer Zeit völlig im Wasser. Man erkennt sein Vorhandensein nur noch am süßlichen Geschmack der Lösung. Die Watte dagegen ist völlig unlöslich, auch wenn du Wochen warten würdest.

Rohrzucker, den du verwendest, hat die Formel $C_{12}H_{22}O_{11}$. Er kann aus zwei Molekülen Traubenzucker — auch Glukose mit der Formel $C_6H_{12}O_6$ genannt — gebildet werden. Dabei wird Wasser abgespalten.



Da der entstandene Zucker aus zwei Molekülen Glukose gebildet wurde, kann man ihn auch als „zweifachen“ Zucker bezeichnen. Das griechische Wort für zweifach heißt „dimer“. Wenn sich nun Glukose zu Doppelmolekülen zusammenschließen läßt, so kannst du dir vorstellen, daß auch noch mehrere davon zusammentreten zu einem viel größeren Molekül. Das ist bei der Watte geschehen. Dort haben sich ca. 1000 Glukosemoleküle zu einem riesigen Zellulosemolekül zusammengeschlossen; dabei wurde jeweils ein Molekül Wasser abgespalten.

Den Zusammenschluß von Molekülen unter Wasserabspaltung bezeichnet man als **Kondensation**.

Da Watte chemisch nichts anderes ist als Zellulose, wissen wir, daß diese aus riesigen Molekülen besteht. Man spricht in der Chemie allerdings nicht von Riesenmolekülen, sondern man nennt sie **Makromoleküle**. Die Formel für ein Makromolekül Zellulose lautet:



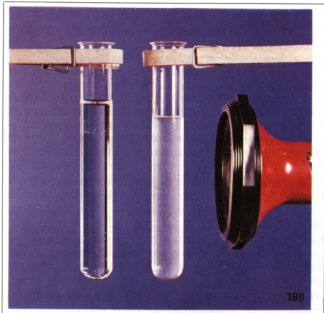
Aus dieser Formel kannst du ablesen, daß der Grundbaustein Glukose 1000mal aneinandergereiht ist.

Wenn wir vorher bei dem Zucker von einer zweifachen oder dimeren Verbindung gesprochen haben, müssen wir bei der Zellulose von einer „vielfachen“ sprechen. Die griechische Übersetzung dafür lautet „polymer“.

Verbindungen, die durch den Zusammenschluß sehr vieler Grundeinheiten entstanden sind, bezeichnet man als **Polymer**.

Die Silbe „poly“ in vielen Kunststoffnamen deutet auf die polymeren Verbindungen hin.

Tyndall-Effekt



496 Löse etwas Papierkleber (Tapetenkleister) in Wasser. Unter Umständen mußt du eine Zeitlang schütteln. Laß dann den Strahl einer Taschenlampe, den du vorher mit einer Lochblende verkleinerst, in einem verdunkelten Raum auf das Reagenzglas fallen. Führe das Experiment auch mit Zuckerlösung durch (Abb. 188).

Der Kleister löst sich nach einiger Zeit vollständig im Wasser auf. Der feine Lichtstrahl der Taschenlampe ist im Glas als dünner, heller Streifen zu erkennen. Die Zuckerlösung zeigt diesen Effekt nicht.

Der Kleister ist chemisch eine verwandte Verbindung der Zellulose. Sie heißt Methylzellulose. Die Makromoleküle der Methylzellulose lassen das Licht in der Lösung sichtbar werden. Diese Erscheinung bezeichnet man als Tyndall-Effekt. Die Zuckermoleküle sind dazu zu klein.

Je größer ein Makromolekül ist, desto stärker ist der Tyndall-Effekt. Mit dem Wissen, das du dir durch diese Experimente mit Naturstoffen erworben hast, kann nun die Erklärung des Begriffs „Kunststoffe“ noch erweitert werden. Für sie treffen nämlich dieselben Moleküleigenschaften zu.

Kunststoffe sind makromolekulare Verbindungen.

497 Dichte von Kunststoffen

Einen der Kunststoffstäbe, und zwar den aus PVC (Polyvinylchlorid) hast du bereits für andere Experimente verwendet. Die anderen 4 Stäbe sollst du in den nächsten Experimenten über die Dichtebestimmung identifizieren.

Fülle in einen Topf oder eine kleine Schüssel etwa 1 Liter Wasser. Lege dann alle Kunststoffstäbe in das Wasser, Was beobachtest du?

Die Mehrzahl der Stäbe gehen in Leitungswasser unter, und nur einer schwimmt auf der Oberfläche. Dieser eine Stab ist sehr leicht.

Das spezifische Gewicht (Dichte) dieses Stabes ist kleiner als das des Wassers. Falls du es noch nicht kennst: Mit der Dichte gibt man an, wie schwer ein cm^3 eines Stoffes ist. Wasser von 4°C hat die Dichte 1,0, das bedeutet, daß ein cm^3 1 g wiegt. Da dieser Stab schwimmt, muß seine Dichte geringer sein als 1. Sie beträgt 0,918, ein cm^3 wiegt also 0,918 g.

Der Stoff besteht aus dem Kunststoff Polyäthylen. Er ist einer der leichtesten Kunststoffe.

Kennzeichne den Stab, z. B. durch einen Aufkleber, mit dem Namen des Kunststoffs. Nimm ihn dann aus dem Wasser, laß aber die anderen darin. Ihr spezifisches Gewicht sollst du im nächsten Experiment bestimmen.

498 Gib in das Wasser, in dem die Stäbe liegen, mit einem Eßlöffel nach und nach Kochsalz (Haushaltssalz). Rühre nach jedem Löffel voll gut um, damit kein Salz am Boden liegenbleibt.

Die zunehmende Trübung des Wassers rührt vom Kochsalz her. Unterbrich nach der Zugabe von ca. 4 Eßlöffeln voll Salz das Experiment. Was fällt dir auf?

Während jetzt ein Stab auf der Oberfläche des Wasser schwimmt, bleiben die übrigen noch am Boden liegen. Der weiße Stab, der jetzt schwimmt, besteht aus Polystyrol. Nimm diesen Kunststoff aus dem Wasser und kennzeichne ihn. Wenn Salz in Leitungswasser gelöst wird, so erhöht sich das spezifische Gewicht des Wassers oder, genauer gesagt, das der Lösung. Der griechische Mathematiker und Physiker Archimedes (287 bis 212 v. Chr.) hat schon herausgefunden, daß ein Körper im Wasser schwebt, wenn er ebenso schwer ist wie das Gewicht des Wassers, das er verdrängt. Er schwimmt, wenn sein Gewicht kleiner ist als das Gewicht des Wassers, das er verdrängt.

Da jetzt der Stab in der schweren Kochsalzlösung schwimmt, muß sein Gewicht geringer sein als das des verdrängten Wassers. Und so ist es auch: Das Polystyrol hat ein spezifisches Gewicht von 1,04, das Salzwasser etwa von 1,045.

499 Verfahre nun mit den restlichen Stäben wie im vorigen Experiment. Sowie ein Stab nach weiterer Kochsalzzugabe schwimmt, unterbrich wieder den Versuch.

Nach ca. 5 Eßlöffeln voll Kochsalz zu dem Leitungswasser schwimmt ein durchsichtiger, glasklarer Kunststoffstab mit dem spezifischen Gewicht 1,05 auf der Salzlösung. Er besteht ebenfalls aus Polystyrol wie der vorige. Zum Unterschied solltest du diesen Stab mit der Aufschrift „Polystyrol II“ kennzeichnen, beim vorigen solltest du entsprechend eine „I“ hinter den Namen des Kunststoffs schreiben. Warum diese beiden Stäbe, die beide aus Polystyrol bestehen, so verschieden aussehen, und welche weiteren Eigenschaften sie besitzen, erfährst du in den späteren Experimenten.

500 Der letzte Stab, der auch nach weiterer Zugabe von Kochsalz nicht schwimmt, hat ein verhältnismäßig hohes spezifisches Gewicht.

Dieser Stab mit glänzender Oberfläche besteht aus Polyamid 6. Dieser Kunststoff besitzt ein spezifisches Gewicht von etwa 1,13—1,15.

Das PVC (Polyvinylchlorid) hat eine Dichte von 1.38.

Kunststoffe

Kunststoff	Dichte g cm ³
Polyäthylen	0,918
Polystyrol I	1,04
Polystyrol II	1,05
Styrol-Acrylnitril-Copolymerisat	1,08
Polyamid 6	1,13–1,15
Polyvinylchlorid	1,38
Polypropylen	0,896
Ungesättigte Polyester	1,219

Durch diese Versuchsreihe hast du die Dichte einiger Kunststoffe erfahren. In der Tabelle findest du sie noch einmal mit einigen anderen Kunststoffen zusammengestellt. Wenn man neben diese Werte die Dichten einiger Metalle stellt, so wird gleich deutlich, daß die Kunststoffe den Metallen gegenüber einen großen Vorteil besitzen: Sie sind nämlich sehr viel leichter.

Metall	Dichte g cm ³
Aluminium	2,7
Zink	7,1
Eisen	7,8
Kupfer	8,9
Silber	10,5
Blei	11,3

Du kannst dir nun sicherlich vorstellen, warum ein Eimer aus Polyäthylen im Haushalt lieber verwendet wird als einer z. B. aus Zink: Der Zinkeimer ist leer etwa 8 mal schwerer als der Kunststoffeimer. Daneben spielen natürlich noch andere Vorzüge der Kunststoffe eine entscheidende Rolle. Eine solche Eigenschaft ist z. B. die Korrosionsbeständigkeit. Doch über weitere Eigenschaften später mehr.

501 Oberflächenhärte

Besorge dir einen Nagel. Ritze dann mit der Spitze nacheinander über alle Stäbe. Versuche möglichst mit dem gleichen Druck über alle Kunststoffe zu kratzen. Was stellst du fest? Probiere dann umgekehrt mit der Spitze eines Stabes (oder mehrerer) ein Stück Blech zu ritzen.

Alle Kunststoffe erhalten mehr oder weniger tiefe Kerben. Am leichtesten scheint sich Polyäthylen ritzen zu lassen, am schwersten das Polyamid 6. Das Metall läßt sich von den Kunststoffen gar nicht ritzen. Es ist also im Vergleich zu den Kunststoffen sehr viel kratzfester. Anders ausgedrückt kann man sagen, daß die Oberflächen-güte der Metalle größer ist. Trotzdem sind Kunststoffe im täglichen Gebrauch den Metallen in vielen Fällen überlegen: Sie lassen sich zwar verhältnismäßig leicht zerkratzen, doch die Kratzer verwischen sich allmählich wieder, so daß bald keine Spur davon zu erkennen ist.

502 Harte und weiche Kunststoffe

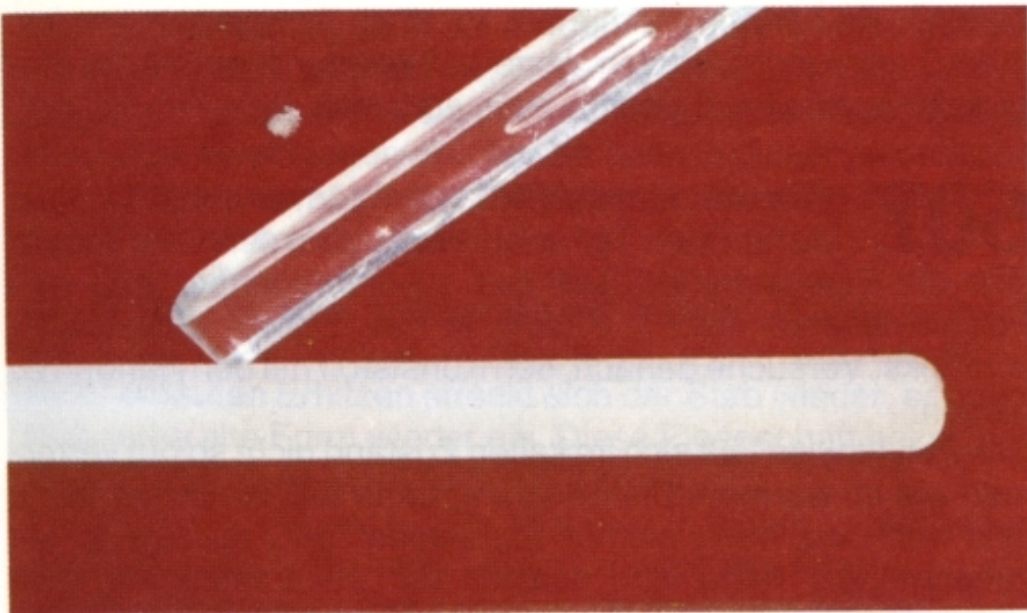
Versuche nun etwas über die Härte der Kunststoffstäbe zu erfahren. Ritze mit einer Kante des Polystyrol I-Stabes den Polyäthylen-Stab und untersuche, ob ein Kratzer zurückbleibt. Verfahre dann in umgekehrter Weise (Abb. 189). Das Polystyrol I hinterläßt auf dem Polyäthylen einen Kratzer, umgekehrt ist aber nichts zu erkennen. Daraus kannst du schließen, daß Polyäthylen weicher ist als Polystyrol. Versuche anschließend durch gegenseitiges Kratzen aller Stäbe herauszufinden, welcher Kunststoff der weichste und welcher der härteste ist. Trage das Ergebnis in die Tabelle ein.



Die technischen Verfahren zur Härtebestimmung sind wesentlich komplizierter. Doch mit dieser einfachen Untersuchung kannst du schon einige deutliche Unterschiede zwischen den einzelnen Kunststofftypen herausfinden.

503 Elastische Kunststoffe

Halte den Polyäthylenstab so an der Tischkante fest, daß etwa die Hälfte des Stabes über die Kante hinausragt. Drücke nun mit der anderen Hand mehrere Male fest auf das freie Ende. Beobachte jedes Mal, wie sich der Stab verhält. Verfahre mit den anderen Stäben ebenso wie mit dem Polyäthlen. Vergleiche die Elastizität der Stäbe untereinander.



189

Der Stab aus Polyäthylen läßt sich ziemlich leicht verbiegen. Er nimmt aber zunächst wieder die ursprüngliche Form an, d. h., er streckt sich wieder. Erst nach etlichen Versuchen verformt („verbiegt“) er sich etwas. Die Eigenschaft eines Stoffes, nach dem Verformen durch eigene Kraft wieder in den alten Zustand zurückzukehren, bezeichnet man als Elastizität. Das Polyäthylen ist also bis zu einer bestimmten Krafteinwirkung elastisch. Ideal wäre es aber, wenn der Kunststoff immer wieder, wenn die Kraft nicht mehr wirkt, seine alte Form einnimmt. Das Gegenteil von elastisch ist übrigens plastisch. Knetgummi z. B. ist sehr plastisch, weil es bei dem Einwirken einer Kraft seine Form bleibend verändert.

Alle anderen Stäbe lassen sich nur sehr wenig „verbiegen“. Im täglichen Sprachgebrauch würde man sagen, sie sind „härter“ als Polyäthylen. Doch richtig mußt du nun sagen, daß sie elastischer sind. Denn nach dem Fortfall der einwirkenden Kraft nehmen sie vollständig die alte Form wieder ein.

504 Elastizität im Vergleich

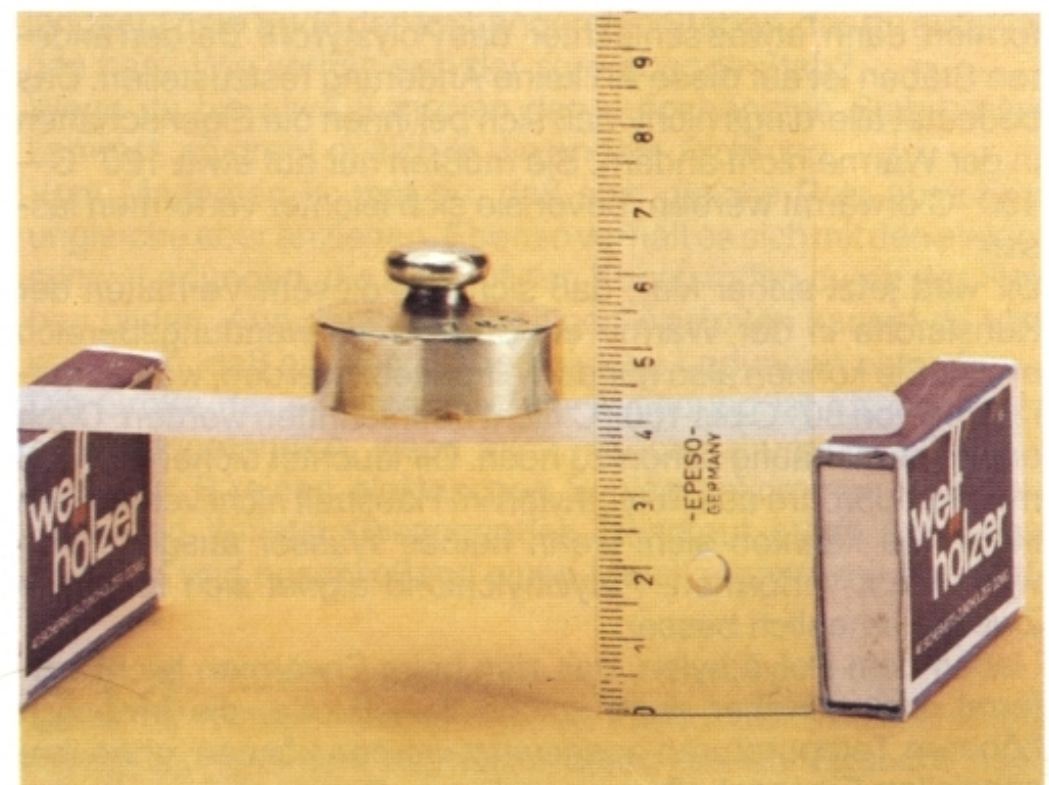
Ein genaueres Verfahren zur Untersuchung der Elastizität dieser Kunststoffe kannst du selbst ausprobieren. Lege nacheinander alle Stäbe zwischen zwei Klötze. Du mußt aber darauf achten, daß der Abstand zwischen beiden Unterlagen immer gleich groß ist. Miß nun mit einem Lineal möglichst genau, wie hoch die Stabunterkante vom Tisch entfernt ist. Belaste dann die Stäbe mit einem Gewicht (Stein o. ä.). Stelle durch Ablesen am Lineal fest, ob und wie weit sich ein Stab durchbiegen läßt. Nimm dann nach einer bestimmten Zeit (ca. 3 Min.) das Gewicht ab. Miß nun genau, wie weit sich der Stab nach einer festgelegten Zeit (wieder 3 Min.) zurückbiegt. So erhältst du einen recht genauen Vergleich der verwendeten Kunststoffe untereinander (Abb. 190).

Die Elastizität eines Kunststoffes sagt natürlich nichts über die Qualität aus. Wenn z. B. für die Herstellung von Waschschräubern und Eimern Polyäthylen verwendet wird, so kommt es nur darauf an, für diesen Zweck ein geeignetes Material zu finden, das sonst allen Anforderungen genügt. Stellt man aber ein Zahnrad für einen Motor aus Polyamid her, so werden an diesen Gegenstand ganz andere Anforderungen gestellt. Er muß also für diesen Zweck aus einem dafür geeigneten Material produziert werden.

In der folgenden Tabelle sind einige Stoffe — zum Vergleich auch Metalle — nach der zunehmenden Elastizität geordnet.

Blei	geringe Elastizität
Aluminium	
Polyäthylen	
Kupfer	
Polystyrol I	
Polyamid	
Stahl	
Polyvinylchlorid	
Polystyrol II	
Unverstärktes Polyesterharz	
Verstärktes Polyesterharz	sehr hohe Elastizität

Du ersiehst aus der Tabelle, daß es inzwischen Kunststoffe gibt, die elastischer sind als Stahl.



190

505 Temperaturabhängige Eigenschaften

Lege den Polyäthylenstab etwa 3 Minuten in kochendes Wasser. Nimm ihn dann mit einer Zange o. ä. aus dem Wasser und versuche, ihn hin- und herzubiegen. Fasse ihn dabei mit einem Lappen an. Vergleiche mit dem kalten Polyäthylen.

Wenn sich Polyäthylen schon in kaltem Zustand ziemlich leicht verformen läßt, so ist dies in der Wärme in noch größerem Umfang möglich.

Im Gegensatz zu den Metallen verändern sich die Eigenschaften der Kunststoffe schon bei relativ niedrigen Temperaturen. Kupfer, Aluminium und Stahl z. B. verhalten sich bei 100° C fast genauso wie bei 20° C. Diese Eigenschaft der Kunststoffe liegt in der Größe der Moleküle begründet: Du hast bereits erfahren, daß Kunststoffe aus Makromolekülen zusammengesetzt sind. Diese Riesenmoleküle liegen bei normaler Temperatur ziemlich fest aneinander. Bei zunehmender Temperatur aber wird der Zusammenhalt zwischen ihnen geringer. Dadurch lassen sie sich leicht „verschieben“, wenn in der Wärme eine Kraft darauf ausgeübt wird. Das macht sich dann als Verformung des Stabes bemerkbar.

506 Lege auch die übrigen Stäbe etwa 3 Minuten in kochendes Wasser und biege sie ebenso wie das Polyäthylen. Vergleiche!

Das Polyamid 6 läßt sich nach dem Polyäthylen am besten verformen, dann, etwas schlechter, das Polystyrol II. Bei den anderen Stäben ist auf diese Art keine Änderung festzustellen. Das bedeutet allerdings nicht, daß sich bei ihnen die Eigenschaften in der Wärme nicht ändern. Sie müßten nur auf etwa 120° C–150° C erwärmt werden, bevor sie sich leichter verformen lassen.

Dir wird jetzt sicher klar, daß sich aus diesem Verhalten der Kunststoffe in der Wärme ein engerer Verwendungsbereich ergibt. Sie können also nur dort eingesetzt werden, wo Temperaturen von 80° C bis 100° C nicht überschritten werden. Doch auch das ist häufig schon zu hoch. Dir leuchtet sicher ein, daß man Abflußrohre aus Polyäthylen im Haushalt nicht verwenden kann. Sie könnten sich, wenn heißes Wasser ausgegossen wird, leicht verformen. Polyvinylchlorid eignet sich für diese Zwecke erheblich besser.

Neben dem Polyäthylen, das sich beim Erwärmen leicht verformt, gibt es aber auch solche Kunststoffe, die erheblich höheren Temperaturen ausgesetzt werden können, ohne ihre speziellen Eigenschaften zu verlieren. Dazu gehört z. B. das Polytetrafluoräthylen, das bekannter ist unter dem Namen

Teflon®. Es kann immerhin bis zu einer Temperatur von ca. 300° C verwendet werden, ohne daß nennenswerte Änderungen der speziellen Eigenschaften auftreten.

507 Wie sich Kunststoffe in der Wärme verhalten, hast du nun zum Teil erfahren. Auch in der Kälte ändern sich die Eigenschaften. Um das zu untersuchen, lege den Polyäthylenstab etwa 1 Stunde in das Eisfach eines Kühlschranks. Versuche danach, den Kunststoff mit den Händen zu biegen.

Das Polyäthylen läßt sich im kalten Zustand nicht so gut verformen wie im warmen. Die Erklärung dafür fällt dir sicher selbst ein, wenn du noch einmal Experiment 505 durchliest. Mit zunehmender Kälte wird nämlich der Zusammenhang zwischen den Makromolekülen immer größer. Dadurch wird auch die Verformungsmöglichkeit geringer. Bei tiefen Temperaturen werden Kunststoffe „spröde“, eine Erscheinung, die man auch vom Stahl kennt. Dort tritt diese Eigenschaft aber erst um –50° C auf.

508 Wenn du eine genaue Übersicht über das Verhalten der Kunststoffe bei verschiedenen Temperaturen gewinnen willst, so kannst du die Stäbe einmal bei Zimmertemperatur, dann nach dem Erhitzen und schließlich nach dem Abkühlen im Eisfach untersuchen. Auf diese Art erhältst du — in Form einer Tabelle — das Verhalten einiger Kunststoffe bei unterschiedlichen Temperaturen.

Notizen:

509 Noch einmal sollst du eine spezielle Eigenschaft der Kunststoffe erproben. Lege den Polyäthylenstab etwa 3 Minuten in kochendes Wasser. Nimm ihn dann heraus (Vorsicht, nicht verbrennen) und biege ihn soweit, daß die beiden Enden aneinanderliegen. Laß ihn dann in dieser Stellung abkühlen. Das kannst du beschleunigen, indem du kaltes Wasser darüberlaufen läßt.

In der Hitze läßt sich Polyäthylen, wie du bereits gelernt hast, sehr gut verformen. Läßt beim Abkühlen die einwirkende Kraft aber nicht nach, so bleibt der Kunststoff in diesem Zustand. Er streckt sich nicht mehr. Beim Erwärmen lassen sich die Moleküle leicht verschieben. Kühlen sie dann in dieser „verschobenen“ Stellung ab, so bleiben die Moleküle in diesem Zustand liegen. Sie „frieren ein“.

510 **Wirf den gebogenen Polyäthylenstab wieder in heißes Wasser. Achte darauf, wie er sich verhält.**

Beim erneuten Erhitzen streckt sich der Stab wieder, er nimmt also seine alte Form wieder ein. Diese Eigenschaft bezeichnet man als **Rückerinnerungsvermögen**.

Die Moleküle, die nach dem Abkühlen in einem „unnormalen“ Zustand verharren, haben beim Erhitzen das Bestreben, den alten Zustand wiederherzustellen. Deshalb wird der Stab durch die Kräfte, die die Moleküle im Innern ausüben, wieder weitgehend in die alte Form zurückgebogen.

Wie du leicht mit dem Polyamidstab nachprüfen kannst, ist dieses Verhalten auch bei anderen Kunststoffen festzustellen.

511 **Wärmeleitfähigkeit**

Besorge dir eine lange Nadel oder, noch besser, eine Stricknadel. Halte dann die Nadel und einen der Stäbe so in heißes Wasser, daß deine Hände an beiden Gegenständen gleich weit vom Wasser entfernt sind. Was fällt dir auf?

Nach kurzer Zeit wird die Stahlnadel warm und schließlich so heiß, daß du sie aus der Hand legen mußt. Am Kunststoffstab dagegen ist fast keine Temperaturerhöhung festzustellen. Mit diesem einfachen Experiment hast du noch eine spezielle Eigenschaft der Kunststoffe erkannt, nämlich ihre sehr geringe Wärmeleitfähigkeit. Metalle sind dagegen sehr viel bessere Wärmeleiter, wie du an deiner eigenen Hand gespürt hast.

An der folgenden Tabelle kannst du eine Rangfolge der Wärmeleitfähigkeit ablesen. Um dir einen zahlenmäßigen Vergleich anzugeben, zusätzlich noch einige genaue Daten: Kupfer, ein sehr guter Wärmeleiter, „überträgt“ die Wärme ca. 2400mal schneller als z. B. Polystyrol.

Wärmeleitfähigkeit	
Kupfer	<div style="text-align: center;"> gut ↓ schlecht </div>
Aluminium	
Blei	
Quarzglas	
Wasser	
Polystyrol	
Luft	

512 **Elektrostatische Aufladung**

Sicherlich hast du schon einmal davon gehört, daß Kunststoffe besonders viel und schnell Staub „anziehen“. Worauf das zurückzuführen ist, sollst du nun untersuchen.

Reibe den Polystyrol II-Stab kräftig mit einem alten Damenstrumpf oder einem trockenen Fensterleder. Du kannst aber auch einige Male über Teppichboden streichen. Halte dann den Stab dicht über kleine Papierstückchen.

Das Papier wird von dem Stab angezogen und bleibt etliche Minuten daran „hängen“. Eine ähnliche Erscheinung kennst du sicherlich von einem Magneten, der einen Nagel anzieht. Bei dem Kunststoff ist die Ursache für die Anziehung allerdings eine andere.

Durch das Reiben werden an der Oberfläche des Stabes und an dem Gegenstand, mit dem gerieben wird, Elektronen aus den Atomen ungleichmäßig verteilt. Auf der einen Seite entsteht ein Elektronenüberschuß, auf der anderen ein Elektronenmangel. Beide elektrischen Ladungen sind imstande, kleine Teilchen — Papier, Staub o. ä. — anzuziehen.

513 **Gleiche und ungleiche Ladungen**

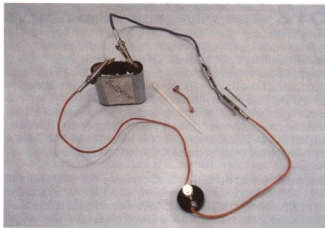
Untersuche, ob sich verschiedene Kunststoffe unterschiedlich oder gleich elektrisch aufladen. Befestige dazu den Stab aus Polyäthylen so an einem Zwirnsfaden, daß er waagerecht liegt. Hänge ihn frei auf. (Mit Klebeband an einer Tischkante o. ä.). Reibe dann eine Hälfte mit dem Lappen und Sorge anschließend dafür, daß dieser Stab möglichst schnell still hängt. Reibe dann den Stab aus Polystyrol II und nähere ihn langsam dem Ende des freihängenden Stabes, das du aufgeladen hast. Wie verhält sich der schwebende Stab?

Wenn du bis etwa 5 mm an den aufgehängten Stab herankommst, so dreht er sich in die andere Richtung.

Vom Magneten kennst du, daß sich gleiche Pole abstoßen, ungleiche aber anziehen. Ebenso verhält es sich mit den elektrischen Ladungen, die sich auf den Kunststoffen durch das Reiben bilden. Aus dem gegenseitigen Abstoßen kannst du also erkennen, daß auf den Stäben gleiche Ladungen entstehen. Die Größe der elektrostatischen Aufladung ist für den Menschen ungefährlich, wenn auch manchmal unangenehm. Du kannst z. B. einen elektrischen Schlag bekommen, wenn du über den kunststoffbezogenen Handlauf eines Geländers streichst und anschließend einen Metallgegenstand berührst.

514 **Kunststoffe isolieren**

Mit der Glühlampe, der Fassung und einer Batterie kannst du nach dem Ausführen eines kleinen Versuchs noch etwas über die elektrische Leitfähigkeit aussagen.



191

Prüfe verschiedene Gegenstände (Geldstück, Holz und die Kunststoffstäbe) auf ihre Leitfähigkeit. Schalte sie dazu in einen einfachen Stromkreis. Prüfe, wann die Lampe leuchtet (Abb. 191).

Bei allen Metallen leuchtet die Lampe. Kunststoffe sind für den elektrischen Strom Nichtleiter. Sie besitzen einen so hohen Durchgangswiderstand, daß kein Strom fließen kann. Weil dieser Widerstand so groß ist, entstehen auch die elektrostatischen Aufladungen an den Kunststoffen, von denen du im vorigen Experiment gehört hast.

Da Kunststoffe den elektrischen Strom nicht leiten, werden sie sehr viel als Isolatoren verwendet. Manchmal aber setzt man den verschiedenen Kunststoffen Füllstoffe zu, um die Leitfähigkeit zu verbessern. Fügt man z. B. zu Polyäthylen 30–35 % Ruß, Graphit oder Metallpulver hinzu, so wird aus dem Nichtleiter ein recht guter Leiter für den elektrischen Strom.

515 Kunststoffe und Säuren

Gib in ein Reagenzglas ein paar Körnchen Polyäthylen, in das andere einen Eisennagel. Gieße nun in beide Gläser etwas verdünnte Salzsäure. Beobachte den Inhalt etwa 5 Minuten nach dem Übergießen und dann noch einmal nach ca. 1 Stunde. Fällt dir ein Unterschied auf?

An dem Polyäthylen sind gar keine Veränderungen festzustellen. Vom Eisennagel dagegen steigen kleine Bläschen auf, und nach ca. einer Stunde kann sich ein kleiner Nagel völlig mit der Salzsäure umgesetzt haben, ein großer wird auf jeden Fall stark angegriffen.

Im Gegensatz zu den Metallen werden Kunststoffe von verdünnten Säuren gar nicht angegriffen. Höchstens heiße konzentrierte Säuren (z. B. Schwefelsäure) bewirken eine Veränderung. Die Widerstandsfähigkeit der Kunststoffe gegen verdünnte Säuren bedingen die hervorragende Verwendung als Material für Haushaltsgeräte.

516 Kunststoffe und Laugen

Wiederhole den vorigen Versuch (mit einem neuen Nagel), übergieße die Proben jedoch mit verdünnter Natronlauge. Vergleiche wieder die Wirkungen.

Wie gegen verdünnte Säuren sind die Kunststoffe auch gegen verdünnte Laugen sehr widerstandsfähig. Metalle dagegen werden auch von Laugen angegriffen.

Diese Eigenschaft der Kunststoffe, von verdünnten Säuren und Laugen nicht angegriffen zu werden, zeichnet sie vor den Metallen aus und erschließt ihnen weite Anwendungsbereiche. Du hast nun in diesem Kapitel vieles über Eigenschaften gehört, die allen Kunststoffen gemeinsam sind. In den nächsten Kapiteln erhältst du Informationen über spezielle Eigenschaften einiger Kunststoffe, ihre chemische Zusammensetzung und ihre Anwendung.

517 Polyäthylen (PE)

Polyäthylen — die Abkürzung dafür lautet PE — wird von vielen in- und ausländischen Firmen unter verschiedenen Handelsnamen hergestellt. Sie sind für die betreffenden Firmen gesetzlich geschützt. In der folgenden Tabelle findest du einige dieser Handelsprodukte und die Herstellerfirmen.



Formteile aus Polyäthylen

Polyäthylen (PE)	
Handelsname	Hersteller
Alathon® *	Du Pont
Alkathene®	ICI
Hostalen®	Farbwerke Höchst
Lupolen®	BASF
Suprathen®	Kalle
Polythene®	Union Carbide

* Dieses Zeichen bedeutet, daß der Name des Handelsproduktes für die genannte Firma gesetzlich geschützt ist.

Der Anwendungsbereich für Polyäthylen ist sehr groß. Du hast schon erfahren, daß z. B. Eimer und Schüsseln für den Hausgebrauch aus diesem Kunststoff hergestellt werden. Doch das ist nur ein kleiner Teil. Daneben findet es Verwendung zur Herstellung von Folien, die zu Tragetaschen oder Säcken weiterverarbeitet werden. Drahtisolierungen und Kabelummantelungen werden ebenso aus Polyäthylen gefertigt wie Rohre für bestimmte Zwecke. Auch Papier wird manchmal dünn mit Polyäthylen beschichtet.

Polyäthylen gehört wie Polystyrol, Polyvinylchlorid und andere Kunststoffe zu den Thermoplasten. Sie lassen sich mehrfach neu verformen im Gegensatz zu den Duroplasten, die nur einmal geformt werden können.

518 Vergleiche die Oberfläche des Polyäthylenstabes mit denen der anderen. Streiche über alle mit den Fingerspitzen.

Die Oberfläche des Kunststoffes Polyäthylen fühlt sich etwa an wie eine Wachskerze, die anderen Stäbe dagegen sind glatt. Diese Oberflächenbeschaffenheit ist typisch für Polyäthylen. Du kannst Haushaltsgegenstände darauf untersuchen, und du wirst mit ziemlicher Genauigkeit angeben können, ob der Gegenstand aus Polyäthylen besteht oder nicht.

Im Vergleich zu einigen anderen Kunststoffen ist das Polyäthylen nie durchsichtig und klar, sondern immer trübe.

519 In Experiment 497 hast du die Dichte des Polyäthylenstabes ermittelt. Diesem Experimentierkasten liegt derselbe Kunststoff auch in Form von Granulat (Körnchen) bei. Weise über die Schwimmprobe nach, daß beide chemisch identisch sein können. Lege dazu den Stab und ein paar Körnchen in Leitungswasser.

Wie der Stab schwimmen auch die Körnchen im Wasser. Damit hast du zwar keinen exakten Beweis erhalten, jedoch kannst du immerhin davon ausgehen, daß die Dichten gleich sind. Genauere Beweise wirst du in den nächsten Versuchen finden.

520 Halte auf einem alten Teelöffel ein paar Körnchen des roten Polyäthylens in die Kerzenflamme. Die Körnchen müssen an der Spitze des Löffels liegen. (Du kannst aber auch eine Probe mit der Pinzette in die Flamme halten.) Vorher mußt du auf den Tisch, auf dem du arbeitest, eine Unterlage — z. B. ein Holzbrett oder mehrere Lagen Zeitung — legen. Das ist sehr wichtig! Beobachte nun, ob und wie die Probe brennt.

Das Polyäthylen entzündet sich und brennt mit einer blau gesäumten Flamme. Dabei fallen brennende Tropfen ab. Vor dem Entzünden schmilzt das Polyäthylen. Der Rauch hat eine graublaue Farbe und riecht etwa wie bei brennendem Wachs. Im Gegensatz zu dem weißen, undurchsichtigen Stab sind die Granulate gefärbt. Das normale Polyäthylen ist weiß, es kann jedoch gut eingefärbt werden, wie du an den leuchtenden Farben der Granulate erkennen kannst. Gegenstände aus Polyäthylen werden also aus dem gefärbten Kunststoff hergestellt und nicht erst nach der Fertigung mit einem Farbüberzug versehen.

521 Halte den Stab aus Polyäthylen in die Flamme und vergleiche, ob du dieselben Merkmale wahrnehmen kannst wie beim Verbrennen des Granulats. Blase nach kurzer Zeit die Flamme wieder aus.

Auch der Stab brennt mit einer blau geränderten Flamme. Dabei fallen ebenfalls Tropfen ab, weil der Kunststoff beim Entzünden schmilzt. Auch der Rauch weist dieselben Merkmale auf (Abb. 193).



193

Kunststoffe

Der Kunststoff Polyäthylen wurde zum ersten Male im Jahre 1936 hergestellt. Das Ausgangsprodukt ist die chemische Verbindung Äthylen mit der Formel C_2H_4 .

Im Äthylen sind die Atome in folgender Weise angeordnet



Du findest auch diese Darstellung: $CH_2 = CH_2$

Bei der Anwesenheit von Katalysatoren — das sind Stoffe, die eine chemische Reaktion beschleunigen, ohne selbst an der Umsetzung beteiligt zu sein — lagern sich viele (griech. = poly) Äthylenmoleküle zu einem Makromolekül aneinander. Dabei entsteht das Polyäthylen.



Die Zahl n bedeutet wieder, daß sich eine große Zahl von Einzelmolekülen zusammengeschlossen hat, in diesem Fall können es einige 1000 sein.

Den Zusammenschluß sehr vieler einzelner Moleküle zu einem Makromolekül bezeichnet man als *Polymerisation*.

Nun läßt sich der Zusammenschluß der Äthylenmoleküle nicht ohne weiteres durchführen. Man muß nämlich unter einem Druck von ca. 1500 at und bei einer Temperatur von ca. 200° C arbeiten. Dabei entsteht das Hochdruckpolyäthylen. Erst später konnte ein Verfahren entwickelt werden, bei dem die Polymerisation (Zusammenschluß) von Äthylenmolekülen bei einer Temperatur von 100° C und einem Druck von nur 50—100 at abließ. Dieses Produkt nennt man Niederdruckpolyäthylen.

522 Versuche, einige Körnchen Polyäthylen mit einem Alleskleber zusammenzukleben. Prüfe nach dem Härten, ob die Verbindung sehr fest ist.

Dieser Kunststoff läßt sich nicht besonders gut kleben. Dazu muß die Oberfläche vorher besonders behandelt werden. Auch nimmt die Oberfläche keine Wasserfarben an, was du leicht nachprüfen kannst, da das Polyäthylen vom Wasser kaum benetzt wird; es läuft immer sofort wieder ab.

523 Schneide dir aus einem Einkaufsbeutel aus Kunststoff (meistens Polyäthylen), ein etwa 20 x 20 cm großes Stück Folie heraus. Falte es so zusammen, daß die Seiten genau übereinanderliegen.

Lege nun diese freien Seiten so zwischen zwei Stahllineale, daß etwa 2—3 mm der Folie hervorstehen. (Falls du keine Stahllineale besitzt, kannst du auch zwei Holzleisten verwenden. Es

dürfen aber keine Kunststofflineale sein!) Fahre dann mit der Kerzenflamme unter der hervorstehenden Folie entlang. Nachdem die Folie nicht mehr brennt, warte noch einen Moment und nimm die Stahlschienen fort. Untersuche die Folie.

Der überstehende Rest der Folie verbrennt. Dabei schmelzen beide Seiten und verbinden sich in der Schmelze fest miteinander. Diese Art der Verbindung von Kunststoffen wird als Schweißen bezeichnet, in diesem speziellen Verfahren spricht man vom Abschmelzschweißen. Daneben gibt es noch einige andere Möglichkeiten, um Polyäthylen zu verschweißen. Alle Verfahren haben aber eines gemeinsam: Die Kunststoffteile werden unter Anwendung von Wärme und Druck miteinander verbunden.

524 Schneide dir aus dem Einkaufsbeutel einen Streifen von etwa 20 cm Länge und 3 cm Breite heraus. Versuche nun, diesen Streifen sehr langsam auseinander-zuziehen.

Der Streifen läßt sich nicht ohne weiteres strecken. Du mußt schon eine bestimmte Kraft aufwenden, aber dann läßt er sich sehr plötzlich auf ein Vielfaches dehnen. Dabei wird der Streifen allerdings schmaler. Wenn du langsam gezogen hast, so merkst du nach einer bestimmten Dehnung, daß sich die Folie nicht mehr strecken läßt. Ziehst du trotzdem weiter, so reißt der Streifen. Diese Weiterreißfestigkeit ist eine Größe, mit der einige mechanische Eigenschaften einer Folie angegeben werden können.

525 Besorge dir ein Eisen- oder Aluminiumblech von etwa 15 x 20 cm Größe. Falls dir das schwerfällt, kannst du auch eine Konservendose verwenden, von der du den Deckel abgeschnitten hast.



Schmiere dieses Blech mit Seife ein und streue dann ein paar farbige Polyäthylen-Körner auf das Blech. Erhitze dann das Blech bei etwa 150° C etwa eine halbe Stunde im Backofen. Löse das Polyäthylen von dem Blech. Was beobachtest du?

Das Polyäthylen erweicht bei dieser Temperatur, und das Granulat verläuft. Dort, wo die Körner dicht beieinanderlagen, haben sie sich fest verbunden. Sie lassen sich auch durch kräftiges Ziehen kaum voneinander trennen (Abb. 194).

Kunststoffe, wie in diesem Falle das Polyäthylen, lassen sich zum Beschichten von Metallen verwenden. Diese sind dann gegen Witterungseinflüsse weitgehend geschützt.

526 Aus dem farbigen Polyäthylen-Granulat kannst du dir sehr bunte Tafeln (Plastarelle) oder sogar Kunststoff-Bilder herstellen. Schmiere das Blech wieder mit Seife ein und lege dann am Rand entlang einen starken Draht (sonst fällt das Granulat zu leicht herunter). Streue nun die gewünschten Farben nach deinen Vorstellungen auf das Blech. Die Körner müssen aber sehr dicht beieinanderliegen, damit du eine zusammenhängende Fläche bekommst. Erhitze das Blech dann etwa eine Stunde bei 150° C. Anschließend kannst du die Platte leicht ablösen und die Ränder mit einem scharfen Messer beschneiden. Wäre das nicht ein Wandschmuck für dein Zimmer?

527 Styrolpolymerisate

Wenn dieser Abschnitt „Styrolpolymerisate“ heißt und nicht „Polystyrol“ wie der Kunststoff, mit dem du schon einige Untersuchungen durchgeführt hast, so wird dich das sicherlich überraschen. Doch das Polystyrol ist nur ein kleiner Teil aus einer großen Kunststoffgruppe, die alle chemisch ähnlich sind. Du wirst also in diesem Abschnitt einiges über das Polystyrol und die abgewandelten Produkte erfahren.

Laß den Polystyrol II-Stab aus geringer Höhe auf eine Tischplatte fallen. Wiederhole diese Probe mit den anderen Stäben. Vergleiche den Klang der einzelnen Stäbe beim Aufprall miteinander. Wenn du nicht sicher bist, versuche es noch einmal.

Der Stab aus Polystyrol II hat einen wesentlich helleren Klang beim Aufprall als die anderen. Man könnte fast von einem Metallklang sprechen. Dieses Geräusch verursacht aber nur das Polystyrol II, nicht der Stab, den du mit Polystyrol I bezeichnet hast.

So einfach dieses Experiment auch sein mag, so kann man bei einiger Übung jedoch mit ziemlicher Sicherheit erkennen, ob es sich um dieses bestimmte Polystyrol handelt oder nicht. Dieser Kunststoff ist unter dem Namen Standardpolystyrol bekannt.

195



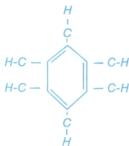
Formteile aus Polystyrol

528 Entzünde den Stab aus Standardpolystyrol an der Kerzenflamme. Achte wieder darauf, daß die Tischplatte geschützt ist. Blase die Flamme wieder aus, wenn du ihre Merkmale erkannt hast.

Das Polystyrol entzündet sich und brennt mit leuchtend gelber Flamme, die man vielleicht sogar als gelbrot bezeichnen kann. Dabei ist eine sehr starke Rußentwicklung zu beobachten. Der Ruß ist ein Zeichen dafür, daß Kohlenstoff in der Verbindung enthalten ist. Der entstehende Rauch riecht etwas süßlich. Polystyrol entsteht durch Polymerisation der chemischen Verbindung Styrol. Es hat die Formel



Dieser Ring, der an das erste Kohlenstoffatom gebunden ist, wird **Benzolring** genannt. In der Verbindung Benzol sind die Kohlenstoffatome nämlich nicht in gerader Kette miteinander verbunden, sondern sie haben sich zu einem Ring verbunden. Dieser Ring müßte vollständig so gezeichnet sein:

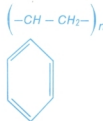


und hat die Formel C_6H_6 .

Der Einfachheit halber schreibt man jedoch die Kohlenstoffatome nicht mit, die an den Ecken sitzen, und die Wasserstoffatome läßt man völlig fort. Es wird dann nur dieser Ring gezeichnet:



In der Verbindung Styrol sind ein Wasserstoffatom des Ringes und eines des ersten Kohlenstoffatoms angespalten. So kann sich der Ring mit dem Kohlenstoffatom verbinden. Polystyrol entsteht also durch den Zusammenschluß vieler Styrolmoleküle, nämlich einiger Tausend. Das bedeutet wieder das „n“ hinter der Klammer.



529 Halte den Stab aus Polystyrol I in die Kerzenflamme. Achte darauf, wie der Kunststoff brennt, und vergleiche mit der vorigen Probe. Prüfe auch den Geruch des Rauches.

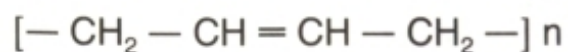
Auch dieser Stab aus Polystyrol brennt. Die Flamme hat dieselbe Farbe, und auch der Rauch erinnert an die andere Brennprobe mit Polystyrol. Trotz des völlig anderen Aussehens handelt es sich immer um die chemische Verbindung Polystyrol. Welcher Unterschied zwischen den beiden Stäben besteht, sollst du im nächsten Experiment erfahren.

530 Wickle um beide Polystyrolstäbe einen alten Lappen und lege sie dann auf eine feste Unterlage (Ziegelstein o. ä.). Schläge dann mit einem Hammer einmal kräftig auf die Spitze jedes Stabes. Entferne den Lappen und vergleiche.



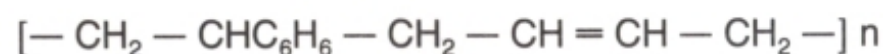
196

Von dem Stab aus Standardpolystyrol ist durch den Schlag ein Stück abgeplatzt, am anderen Stab ist höchstens ein kleiner Eindruck zu erkennen. Auf diesen Stab kannst du ruhig noch stärker schlagen, er wird nicht zerspringen. Du kennst nun den Unterschied zwischen den beiden Polystyrol-Sorten: Das Standardpolystyrol ist sehr schlagempfindlich und spröde. Es zerbricht daher leicht bei stärkerer Beanspruchung. Man hat deshalb dem Polystyrol eine Verbindung zugegeben, die gummiähnliche Eigenschaften hat. Das ist z. B. Butadienkautschuk* mit der Formel



Dann erhält man kein Reinpolymerisat nur aus Styrol, sondern ein Mischpolymerisat mit dem Namen Butadien-Styrol. Die For-

mel zeigt, daß sich zwischen zwei Styrolmolekülen immer ein Butadienmolekül anlagert (Butadien).



Auf Grund der vielfältigen Eigenschaften, die die Styrolpolymerisate besitzen, ist auch der Anwendungsbereich äußerst breit. Angefangen von zahlreichem Kinderspielzeug aus Standardpolystyrol, über Gehäuse für Haushalts- und Küchengeräte, Gartenmöbel und Autozubehör aus schlagfestem Polystyrol reichen die Möglichkeiten der Verwendung bis zum Ziergitter und Kühlergrill am Kraftfahrzeug. Doch damit ist nur ein winzig kleiner Teil der Gegenstände genannt, die aus dem Polystyrol und seinen Mischpolymerisaten gefertigt werden können.

531 Polyvinylchlorid (PVC)

Ein sehr weit verbreiteter und in vielen verschiedenen Zuständen auftretender Kunststoff ist das Polyvinylchlorid. Die Abkürzung PVC ist dir sicher bekannter als der ausgeschriebene Name. Seit etwa 35 Jahren wird es großtechnisch hergestellt, und wie alle anderen Kunststoffe gewann es nach dem 2. Weltkrieg sehr schnell an Bedeutung. Heute gibt es eine Reihe von Firmen, die das PVC unter folgenden Handelsnamen liefern:

Polyvinylchlorid (PVC)	
Handelsprodukt	Hersteller
Hostalit®	Farbwerke Höchst
Lutofan®	BASF
Mipolan®	Dynamid AG
Vestolit®	Chem. Werke Hüls
Vinidur®	Dynamid AG
Vinnol®	Wacker-Chemie
Vinoflex®	BASF

Entzünde den PVC-Stab in der Flamme. Achte auf die Färbung und auf den Geruch des Rauches. Blase dann die Flamme aus. Untersuche das angebrannte Ende des Stabes, ob es sich noch biegen läßt.

Der Stab läßt sich entzünden, und er brennt außerhalb der Flamme eine Zeitlang weiter. Es tritt ein stechender Geruch auf. Nach dem Abkühlen ist das PVC hart geworden.

Reines PVC ist sehr hart und nicht weich und biegsam wie dein Stab. Da man es aber nicht so hart verwenden kann, wird es mit Zusätzen gemischt. Sie werden Weichmacher genannt. Dadurch entsteht Weich-PVC. Bei deinem Stab brennt nur der Weichmacher. Ist er völlig verbrannt, so erlischt die Flamme. Gleichzeitig erhält das PVC die ursprüngliche Härte wieder. Neben dem Weichmacher enthalten Gegenstände aus diesem Kunststoff meistens noch weitere Zusätze. PVC ist nämlich unter dem Einfluß von Licht und Wärme wenig stabil, es kann z. B. spröde werden. Es werden deshalb Stabilisatoren zugegeben, die die Beständigkeit erhöhen.

532 Lege den Rest des PVC-Stabes für etwa eine Stunde in das Eiswürfelfach eines Kühlschranks. Untersuche dann, ob sich der Stab noch ebenso gut biegen läßt.

Nach dem Abkühlen unter den Gefrierpunkt verliert das Weich-PVC seine gummiähnlichen Eigenschaften und wird hart und spröde. Der Weichmacher behält also seine Eigenschaften nur in einem bestimmten Temperaturbereich. Bei sehr starkem Abkühlen läßt sich das weichmacherhaltige PVC leicht zerbrechen.

533 Schlage mit einem Hammer auf das Weich-PVC, wenn es Zimmertemperatur hat. Lege es anschließend noch einmal für eine halbe Stunde in das Gefrierfach des Kühlschranks und schlage dann wieder mit einem Hammer darauf.

Bei Zimmertemperatur ist das Weich-PVC dank seiner gummiähnlichen Eigenschaften unempfindlich gegen Schläge.



Formteile aus PVC

Wenn aber der Weichmacher seine Wirksamkeit in der Kälte verliert, so läßt sich der Stab leicht zerschlagen; er zerspringt. Verwendung des PVC:

Weil man dem PVC durch verschiedene Zusätze eine Vielzahl von Eigenschaften geben kann, zählt man es heute mit zu den am weitesten verbreiteten Kunststoffen. Allerdings wird es schon in manchen Bereichen durch das Polyäthylen verdrängt. Heute werden aus PVC z. B. noch Rohrleitungen für die verschiedensten Zwecke gefertigt. Sie zeichnen sich aus durch ihr geringes Gewicht und ihre große Widerstandsfähigkeit gegenüber allen schädigenden Einflüssen. Daneben aber wird es ebenso für Kabelummantelungen verwendet wie für Kunststoffbezüge in Kraftfahrzeugen. Auch Tischtücher, Vorhänge und Folien können daraus hergestellt werden.

534 Polyamide (PA)

Der letzte Stab, den du noch näher untersuchen sollst, ist der aus Polyamid 6. Neben diesem PA 6 gibt es noch einige andere Polyamide. Sie werden dank besonderer Eigenschaften u. a. zu Zahnrädern, Gehäusen von Bohrmaschinen, Schiffsschrauben, Rollen und Lagern verarbeitet. Die Handelsnamen für einige Polyamide kannst du der folgenden Übersicht entnehmen.

Polyamide	
Handelsprodukt	Hersteller
Durethan®	Farbenfabrik Bayer
Enkalon®	Enkalon
Grilon®	Ems
Ultramid®	BASF

Halte den Stab aus PA 6 in die Kerzenflamme. Vergiß nicht, die Kerze auf eine Unterlage zu stellen.

Polyamid 6 läßt sich nicht entzünden. Es schmilzt nur und dabei fallen schwarze Tropfen herab. Im Gegensatz zu vielen anderen Thermoplasten, die keinen Schmelzpunkt haben, sondern in einem weiten Temperaturbereich allmählich flüssig werden, hat das Polyamid 6 einen sehr engen Schmelzbereich. Der Stab ändert in heißem Wasser z. B. überhaupt nicht seine Eigenschaften, weil der Schmelzbereich weit über 200° C liegt.

535 Schlage mit einem Hammer kräftig auf den PA 6-Stab, der auf einer Steinunterlage liegt. Achte darauf, ob ein Abdruck des Hammers zu sehen ist.

Das Polyamid 6 zerspringt nicht, auch nicht bei sehr kräftigen Schlägen. Der Hammer hinterläßt so gut wie keine Spuren auf dem Stab. Durch diese sehr hohe Schlagfestigkeit und die Eigenschaft des PA 6, beim Erwärmen nicht langsam flüssig zu werden, ist der Kunststoff besonders geeignet für Maschinenteile. In einigen Kraftfahrzeugmotoren werden schon lange Zahnräder aus PA 6 verwendet.

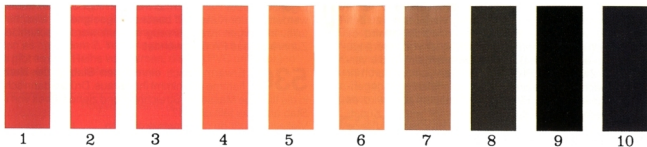
536 Erwärme noch einmal den Stab in der Kerzenflamme und nimm ihn heraus. Drücke dann schnell in die flüssige Masse ein Streichholz und ziehe es weit von dem Stab ab. Was fällt dir auf?

Vielleicht mußt du mehrmals probieren.

Aus der flüssigen Masse des PA 6-Stabes lassen sich leicht sehr lange und sehr dünne Fäden herausziehen, die allerdings bei dieser einfachen Herstellungsmethode nicht besonders haltbar sind. Trotzdem wird dieser Kunststoff sehr viel verwendet, um daraus Chemiefasern herzustellen. Du hast bestimmt schon davon gehört, denn sie werden als Perlon® entweder rein oder mit anderen Fasern in unzähligen Produkten im Handel angeboten. Die Fasern der Handelsprodukte sind natürlich sehr viel haltbarer. Dafür werden aber auch sehr viele dünne Fasern zu einem Faden versponnen. Dieser erst wird zu Stoffen verarbeitet.

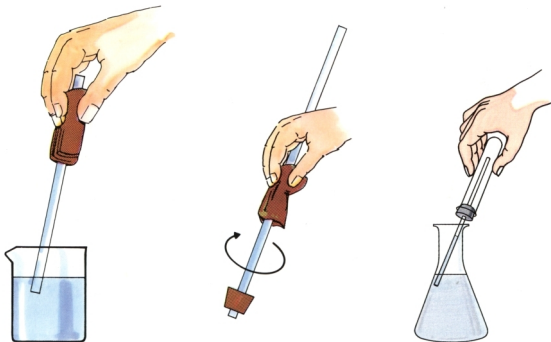


Farbtabelle für Teststreifen


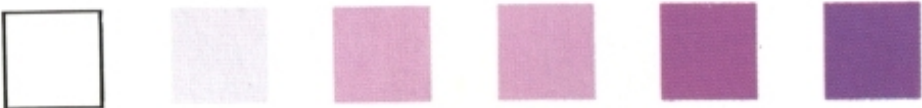



Skala zum Universal-Indikatorpapier

199



200

<div> <div>01040125500</div> <div>  </div> </div> <div> <div>201</div> <div>mg/L (ppm) Sulfit (SO_3^{2-})</div> </div> <div>SULFIT-TEST</div>	
<div> <div>  </div> <div> <div>weniger als 200</div> <div>zwischen 300 und 400</div> <div>zwischen 500 und 800</div> <div>zwischen 900 und 1400</div> <div>über 1600</div> </div> </div> <div> <div>202</div> <div>mg/L (ppm) Sulfat</div> </div> <div>SULFAT-TEST</div>	
<div> <div>015102550</div> <div>  </div> </div> <div> <div>203</div> <div>mg/L (ppm) Nitrit (NO_2^-)</div> </div> <div>NITRIT-TEST</div>	
<div> <div>01030100250500</div> <div>  </div> </div> <div> <div>204</div> <div>mg/L (ppm) Nitrat (NO_3^-)</div> </div> <div>NITRAT-TEST</div>	



Schuco® Experimentier-Labors



Das große Programm
für junge Leute
und begeisterte
Hobby-Forscher



Aktuell und praxisbezogen
Original-Industrieteile
Experimentieren ohne Vorkenntnisse
Ausführliche Anleitungsbücher