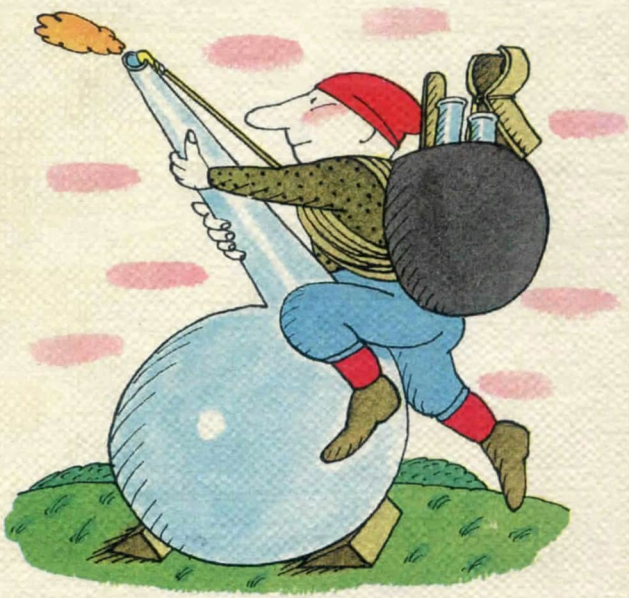
EBERHARD ROSSA

Kurzweil durch CHEMIE



Eberhard Rossa

Kurzweil durch Chemie

Illustrationen
von Manfred Bofinger



Volk und Wissen Volkseigener Verlag Berlin
1985

© Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlin 1985
1. Auflage
Ausgabe 1985
Lizenz Nr. 203 · 1000/84 (E 031801)
LSV 0645
Redaktion: Edward Gutmacher
Einband und typografische Gestaltung: Manfred Behrendt
Printed in the German Democratic Republic
Satz: Druckerei Neues Deutschland, Berlin
Druck und Bindearbeiten: Grafischer Großbetrieb Völkerfreundschaft, Dresden
Schrift: 10/12 Timeless, TVS
Redaktionsschluß: 23. November 1984
Bestell-Nr. 7091384
01070

Inhalt

Der Chemie läuft niemand davon 9

Eine unbedachte Kündigung 9
Jedes Ding hat zwei Seiten 12
Wir lernen Schwefeldioxid näher kennen 15
Das Übel an der Wurzel fassen 19
Aus der Not muß eine Tugend werden 20
Chemie kontra Hunger 21
Gewollte und ungewollte Wirkungen 22
Mode ohne Chemie? 24
Ein Jungbrunnen aus der Retorte? 25

Ein Versuch, die Stoffe zu ordnen 29

Ordnung gewollt – Chaos vollbracht 29
Ein mißlungener Versuch,
aber eine wichtige Spur 30
Unsere Spur führt zum Bau der Stoffe 32

Metalle stellen sich vor 34

Die Identitätskarte der Metalle 34
Sieben Alte 35
Ein Rohstoff fällt vom Himmel 37
Die Kunst der alten Hüttenmänner 38
Eisen „lebt" mit fremder Haut 40
Die Auferstehung einer Goldmedaille 42
Zahnpasta als Mordwerkzeug 44
Metall oder nicht? 45
Silber aus Lehm 46
Wie sich eine Sache in ihr Gegenteil verkehrt 48
Federn, die nie ermüden 49
Was ein Galafeuerwerk verrät 49
Selten, doch in großen Stücken 52

Salz ist nicht gleich Salz 53

Kochsalz – häufig und kostbar zugleich 53
Auf Pirschgang im Küchenschrank 56
Elektrische Leiter, aber um den Preis ihrer Vernichtung . . . 59
Auf der Suche nach den elektrischen Ladungsträgern im Steinsalz 60
Enthalten auch Salzlösungen Ionen? 62
Was wird aus einer Steinsalzlösung gewonnen? 63
Salzgewinnung im Mittelalter 65
Wo kommt das Steinsalz her? 66
Unübertroffene Regelmäßigkeit 66

Gasförmig, flüssig, fest, aber sämtlich flüchtig 68

Erste Bekanntschaft mit einigen „Flüchtigen“ 68
Schwefel ist nicht gleich Schwefel 69
Die kälteste Flüssigkeit 70
Achtung! Gefahrklasse A I! 70
Warum sind verschiedene Stoffe flüchtig? 74

Im Saal der Riesenmoleküle 77

Wir sind Baumeister, ohne es zu wissen 77
Was eine Formel verrät, was sie verschweigt 81
Makromolekulare Stoffe aus der Retorte 82
Eine Rohstoffquelle, die nie versiegen darf 87
Der „Oberkommandierende“ in der lebenden Zelle 88

Drei Prominente 92

Die Last, die etwas hebt 92
Auf dem nächsten Stern 94
Kühne Exkursion zum glühenden Lavasee 95
Was man nicht in Schüsseln tragen kann 96
Wie der Wasserstoff erkannt wird 97
Bequemere Herstellung von Wasserstoff 99
Nicht brennbar, aber notwendig für die Verbrennung 100
Das wichtigste Lebensmittel 101

Mit Experiment und Rechner 102
Ein Geschenk des Lebens für das Leben 103
Ein einmaliges Sonnenkraftwerk 105
Können Pflanzen zaubern? 108
Die „Geburt" des Wassers 109
Wasser – Überfluß und Mangel 110
Ein Begriff wird vom Kopf auf die Füße gestellt 114
Altes muß nicht veraltet sein 116
Einzelgänger, Zwillinge, Drillinge 117
Ein goldener Schlüssel 118
Warum sind Wasserstoffmoleküle Zwillingsatome? 119

Ein chemisches Wunder 121

Veränderung und Beharrung 121
Glasperlenspiel im Mikrokosmos? 123
Bindungen werden gespalten, neue gebildet 123
Millisekunden und Jahrmillionen 125
Manchmal irrt man sich nur einmal 126
Gewollte Explosionen oder „das alltägliche Wunder" 127
Bei 0 °C Jahrmillionen, bei 500 °C Millisekunden 127
Auf die Aktivierungsenergie kommt es an 129
Phönix steigt aus der Asche 131
Katalysatoren lassen Unwahrscheinliches möglich werden . 132
Druck erzeugt nicht immer Gegendruck 133
Auf die Konzentration kommt es auch an 135

Drei ehrwürdige Grundgesetze der Chemie 138

Ein Skeptiker wird seinem Vorsatz untreu 138
Verschlußsache, nicht geheim 140
Ist an der Phlogistontheorie doch etwas dran? 141
Das Auto und das Gesetz von der Erhaltung der Masse . . . 142
Verbrennungsmotoren produzieren üble Nebenprodukte . . 145
Eulenspiegeleien mit schlimmen Folgen 146
Mißlungene Weltpremiere unter Ausschluß der Öffentlichkeit 148
Ist das Gesetz der konstanten Proportionen zweideutig? . . . 150
Ungleiche Geschwister 152

Zwei unzertrennliche Gegensätze 155

Der Poet und der Chemiker 155
Von den Metalloxiden zu den Metallen – Reduktionen . . . 156
Eines geht nicht ohne das Andere 158
Aus schwarz wird rot 160
Redoxreaktionen im Hochofen 161
Reduktionsmittel und Oxydationsmittel 163
Wasserstoff als Reduktionsmittel 164
Kraftstoff aus Wasser? 164

Vom Phlogiston zum Elektron 166

Die Nagelprobe 166
Wir wollen verstehen, was wir sehen 168
Oxydationen und Reduktionen ohne Sauerstoff? 170
Reduktion und Oxydation bei der Elektrolyse 171
Eine Redoxreaktion mit großer praktischer Bedeutung . . . 172
Der Wagen startet nicht 173

Wenn Protonen die Besitzer wechseln 175

In den sauren Apfel beißen 175
Stoffe, denen man ansieht, ob etwas sauer ist 176
Kann man eine saure Lösung entsäuern? 177
Mit Pfeifchen und Krüglein 178
Des Rätsels Lösung – die Teilchen 179
Auf der Spur der Ionen 179
Keine Säure ohne Base 181
Chemische Reaktionen – auch rückwärts? 184
Hydronium-Ionen werden neutralisiert 186
Das Säure- und Basemaß 187

Auf den Spuren einer großen Entdeckung 189

Ein legendärer Tag in der Geschichte der Chemie 189
Aller guten Dinge sind drei? 190
Gleich und doch so ungleich 192
Chemie und Musik? 192
Nur keine Hektik! 194

Keine Angst vor großen Gegensätzen 195
Ein Rhythmus mit Synkopen 198
Ein kühner Schnitt fügt es zum Ganzen 199
Clemens Winkler auf Entdeckerkurs 201
Das Wissen vom Nichtwissen 202

Die Physik verstand, was die Chemie fand 203

Zimmer verwechselt? 203
Die Anzahl der Elektronenschalen der Atome bestimmt das Stockwerk 204
Die Anzahl der Außenelektronen der Atome bestimmt das Zimmer 205
Nicht nur Einzelzimmer! 205

Der Chemie läuft niemand davon

In diesem Kapitel ist von einer leichtfertigen Kündigung die Rede. Chemische Vorgänge werden aus ihren Diensten entlassen. Das hat böse Überraschungen zur Folge, denn chemische Vorgänge finden nicht nur um uns, sondern auch in unserem Organismus statt. Gehen wir einigen Folgen eines „Chemie-Boykotts" genauer nach.

Eine unbedachte Kündigung

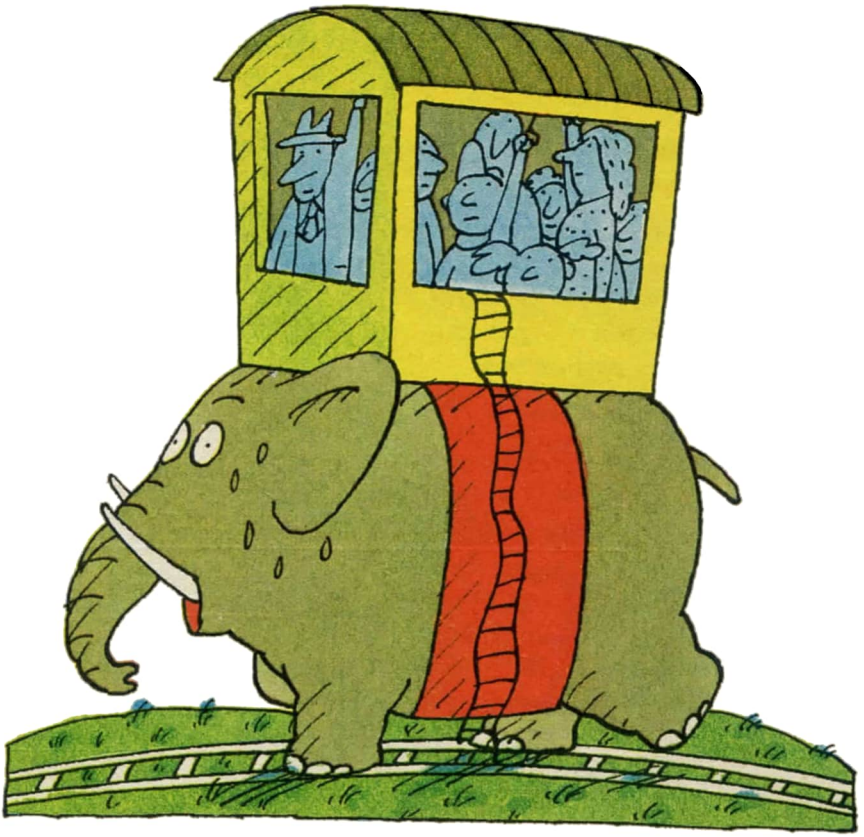
In dem Moment, da den chemischen Vorgängen „gekündigt" würde, gäbe es mehrere böse Überraschungen.

Die erste Überraschung: Fast ein totaler Stromausfall wäre die Folge. Der Verkehr läge zu einem großen Teil lahm, Nachrichtenverbindungen kämen zum Erliegen, die Produktion stünde still, in den Kliniken müßte Notbeleuchtung eingeschaltet werden.

Elektrische Energie wird heute und in naher Zukunft überwiegend aus chemischer Energie gewonnen, die in der Kohle, dem Erdöl und im Erdgas steckt. Dazu müssen Kohle, Erdöl und Erdgas verbrannt, also einem chemischen Vorgang unterworfen werden.

Die zweite Überraschung: Der Hunger – noch heute eine Geißel vieler Menschen – wäre bei uns wieder ständiger Gast. Wenn heute in Mitteleuropa Getreideerträge von weit mehr als 40 Dezitonnen je Hektar nichts Ungewöhnliches sind, so war vor reichlich einem Jahrhundert der Lohn aller Mühen der Bauern in guten Erntejahren vor der Anwendung von Mineraldüngern nicht mehr als 20 Dezitonnen je Hektar. Und das, was auf den Feldern wuchs, war noch längst nicht in den Scheuern geborgen, denn vor der Anwendung von Produkten der chemischen Industrie in der Landwirtschaft wurden etwa ein Drittel der Erträge Opfer von Schädlingen, Unkrautwuchs und Pflanzenkrankheiten.

Die dritte Überraschung: Die elementarsten Bedürfnisse nach zweckmäßiger Kleidung ließen sich allein mit Naturfasern nicht annähernd befriedigen.



Überlassen wir es der Phantasie des Lesers, dieses Gedankenspiel fortzusetzen und einmal der Bedeutung chemischer Vorgänge für das Bauen oder für die Herstellung unserer Nahrung nachzuspüren. Auf jeden Fall wird deutlich, daß es sich hier um eine sehr unbedachte Kündigung gehandelt hätte.

Bleiben wir ein wenig bei den chemischen Vorgängen, auch chemische Reaktionen genannt, mit deren Hilfe der überwiegende Teil des Energiebedarfs gedeckt wird. Die Anwendung chemischer Reaktionen für die Bereitstellung von Energie beruht auf der Tatsache, daß bei chemischen Reaktionen nicht nur Stoffumwandlungen ablaufen, sondern auch Energieumwandlungen vor sich gehen. Bei der Verbrennung wird chemische Energie in thermische Energie umgewandelt. Dieser Energieumwandlung bedienen sich die Menschen nunmehr seit über 300 000 Jahren. Schon der Urmensch kannte die

Verbrennung. Mindestens zwanzigtausend Menschengenerationen bedienten sich des Feuers.

Viele Sagen und Märchen ranken sich um diesen für das Leben der Menschen so notwendigen Naturprozeß. Eine der schönsten Sagen stammt aus der griechischen Mythologie. Sie handelt von Prometheus, der den Menschen das Feuer brachte und für diese Wohltat von Zeus hart gestraft wurde. Er mußte sich an einen Felsen schmieden lassen, und ein Adler fraß ihm ständig die Leber weg. Aber die Menschen durften sich des Feuers nicht ungestraft erfreuen. Zeus sandte ihnen das Unheil in der Person des wohlgestalteten Mädchens Pandora, die ein schönes Gefäß mit zur Erde brachte. Neugierig öffneten die Menschen dieses Behältnis. Es enthielt alle nur denkbaren Krankheiten und Plagen.

Wir wollen uns nun aus der Sagenwelt wieder in die Wirklichkeit begeben und zur Rolle der Verbrennung bei der Lösung des Energiebedarfs der Menschen zurückkehren.

Ein sehr hoher Anteil der Energierohstoffe Kohle, Erdöl und Erdgas, die man als Primärenergieträger bezeichnet, wird zur Bereitstellung von elektrischer Energie verwendet. Dafür gibt es gute Gründe. Elektrische Energie läßt sich verlustarm über weite Entfernungen übertragen und gut in andere Energiearten umwandeln. Dadurch steht den Verbrauchern in der Industrie und in den Haushalten elektrische Energie bequem zur Verfügung.

Zum Beispiel kann man im elektrischen Lichtbogen so hohe Temperaturen erzielen, wie sie bei der Verbrennung der Primärenergieträger nicht erreicht werden können. Das mag an einem Beispiel gezeigt werden. So wird in einigen Großbetrieben der Chemie in Elektroöfen aus Kohle und gebranntem Kalk Calciumcarbid hergestellt. Aus Calciumcarbid kann man Zwischenprodukte herstellen, die sich in sehr viele nützliche Stoffe umwandeln lassen. Zwei von ihnen wollen wir wenigstens erwähnen. Es sind der synthetische Kautschuk und das PVC. Die Temperatur, bei der Kalk und Kohle zu Calciumcarbid reagieren, liegt so hoch, daß sie nur im elektrischen Lichtbogen erreicht werden kann, und dazu bedarf es der Elektroenergie.

Es ist also volkswirtschaftlich sehr sinnvoll, den Bedarf an Energie immer mehr durch Bereitstellung von Elektroenergie zu befriedigen. Aber auch die Veredelung der Energierohstoffe zu Diesel- und Vergaserkraftstoffen und zu Kerosin für Düsentriebwerke spielt eine große Rolle. Die Verbrennung dieser Stoffe liefert die Energie zum

Antrieb aller Kraftfahrzeuge, Schiffe und Flugzeuge. Schließlich wird wie seit vielen tausend Jahren ein großer Anteil der Primärenergieträger in Öfen aller Art zu Heizzwecken verbrannt. Welchen Weg die Primärenergieträger auch immer nehmen, alle werden sie verbrannt.

Allein in den letzten hundert Jahren stieg der Energiebedarf der Menschheit auf das Dreißigfache, wobei sich in diesem Zeitraum die Anzahl der Menschen auf der Erde verdoppelte. Bis zum Jahre 2000 wird sich der Energiebedarf wahrscheinlich noch einmal verdoppeln. Über eine Milliarde Menschen auf der Welt verfügen heute noch über keinen Stromanschluß. Sie leben daher noch unter außerordentlich primitiven Bedingungen.

Jedes Ding hat zwei Seiten

Richten wir unseren Blick nun auf die Stoffumwandlungen bei der Verbrennung der Primärenergieträger. Im Jahre 1981 wurden pro Kopf der Weltbevölkerung 612 Kilogramm Steinkohle, 223 Kilogramm Braunkohle und 626 Kilogrammm Erdöl gefördert und bis auf den geringen Anteil, der stoffwirtschaftlich genutzt wurde, verbrannt. Für die Verbrennung ist Sauerstoff notwendig, der etwa ein Fünftel des Volumens der gesamten Luft ausmacht. Über 11 Milliarden Tonnen Sauerstoff, der durch die Assimilationstätigkeit der grünen Pflanzen entsteht, werden für die Verbrennung der Primärenergieträger jährlich der Luft entnommen. Es ist schwer, sich diese Masse vorzustellen. Versuchen wir es dennoch einmal.

Ein Kubikmeter Sauerstoff besitzt unter Normalbedingungen, das heißt bei einem Druck von 0,1 Megapascal in Meeresspiegelhöhe und bei einer Temperatur von 0 °C, eine Masse von 1,43 Kilogramm. Zur Aufbewahrung von etwa 1,4 Tonnen Sauerstoff müßten wir bereits einen gedachten Würfel von 10 Meter Kantenlänge bereitstellen. Wir müßten also tausend mal tausend mal tausend Stück unserer Riesenwürfel haben, um 1,4 Milliarden Tonnen Sauerstoff aufzubewahren. Aus ihnen ließe sich ein Mammutwürfel von 10 000 Meter Kantenlänge zusammenstellen. Etwa 8 solcher Würfel fassen 11 Milliarden Tonnen Sauerstoff.

Nun mag mancher Leser womöglich Angst bekommen, daß wir uns durch unsere Produktionstätigkeit selbst ersticken. Diese Sorge ist unbegründet. Selbst wenn alle Primärenergieträger der Welt ver-

brannt würden, die noch im Schoße der Erde ruhen, so sänke der Anteil des Sauerstoffs in der Luft nur um 2 Prozent seines jetzigen Wertes. Aber selbst dazu darf es nicht kommen. Andere Energiequellen werden allmählich die fossilen Energieträger ersetzen.

Damit haben wir aber erst die Ausgangsstoffe unserer Stoffumwandlung betrachtet.

Welche Stoffe entstehen bei der Verbrennung?

Wir wollen die Dinge einmal am Beispiel der Kohle betrachten und stellen uns dabei vor, daß Kohle nur aus Kohlenstoff bestünde. Eine solche Kohle gibt es in Wirklichkeit nicht. Wenn diese ideale Kohle vollständig verbrannt wird, so entsteht reines Kohlenstoffdioxid (Kohlendioxid). Leider ist eine vollständige Verbrennung nicht immer zu verwirklichen. Bei der Betrachtung der Verbrennung in den Motoren werden wir uns mit diesem Problem noch herumschlagen. Doch hier sei einmal ein solcher Idealfall angenommen.

Kohlenstoffdioxid kennt jeder. Wer eine Limonade, eine Selters oder eine Cola genießt, der schließt auch mit dem Kohlenstoffdioxid Bekanntschaft. Die Gasbläschen, die beim Öffnen einer Seltersflasche perlen, bestehen aus Kohlenstoffdioxid.

Man kann Kohlenstoffdioxid leicht gewinnen. Dazu schließt man die Seltersflasche mit einem durchbohrten Gummistopfen ab, in dem ein Glasröhrchen steckt. Darauf wird ein weicher Gummischlauch geschoben. Dieser Schlauch endet am Boden eines Gefäßes. Da Kohlenstoffdioxid etwa die anderthalbfache Masse eines gleich großen Volumens der Luft besitzt, verdrängt es die Luft aus dem Gefäß.

Belassen wir es bei der bisherigen Anordnung des Experiments, so müssen wir diesen Effekt glauben, weil er nicht sichtbar ist. Daher stellen wir vor dem Einleiten des Kohlenstoffdioxids kleine brennende Kerzen unterschiedlicher Länge in das Gefäß. Das Flämmchen der kürzesten Kerze erlischt zuerst.

Damit sind wir auf das Wirkprinzip der Kohlenstoffdioxid-Feuerlöscher gestoßen. Das Herzstück dieser Geräte ist eine Stahlflasche, in der Kohlenstoffdioxid unter Druck aufbewahrt wird. Unter diesen Bedingungen ist Kohlenstoffdioxid flüssig. Solche Feuerlöscher sind mit einem Strahlrohrdiffusor ausgerüstet. Diese Einrichtung sorgt beim Betätigen des Bedienungsknopfes dafür, daß ein Teil des ausströmenden flüssigen Kohlenstoffdioxids verdampft. Bei diesem Vorgang tritt eine starke Abkühlung ein. Sie bewirkt, daß ein Teil des

Kohlenstoffdioxids in den festen Zustand übergeht. Festes Kohlenstoffdioxid wird als Kohlenstoffdioxidschnee bezeichnet, weil es äußerlich eine gewisse Ähnlichkeit mit unserer weißen Winterpracht besitzt. Durch diesen Effekt erzielt der Kohlenstoffdioxid-Feuerlöscher eine doppelte Wirkung. Zum einen wird die Flamme durch Kohlenstoffdioxid erstickt, zum anderen wird sie unterkühlt.

Nun zurück zur Verbrennung. In den vergangenen 50 Jahren stieg der Anteil des Kohlenstoffdioxids in der Luft, der etwa 3 Kubikzentimeter je Liter Luft beträgt, durch die menschliche Produktionstätigkeit um annähernd ein Zehntel des ursprünglichen Wertes an. Wenn sich dieser Prozeß fortsetzt, könnte es zu einer allmählichen Erwärmung der Erde kommen. Das Kohlenstoffdioxid behindert nämlich die Reflexion bestimmter Anteile des auf die Erde gelangenden Sonnenlichts in den Weltraum. Es wirkt also wie die Glasscheiben eines Gewächshauses. Solche Vorgänge müssen sehr gründlich untersucht und sorgfältig beobachtet werden, um rechtzeitig Gegenmaßnahmen unternehmen zu können.

Noch eine weitere Eigenschaft des Kohlenstoffdioxids soll erwähnt werden. Wie wir schon wissen, ist es in Wasser löslich. Seine Löslichkeit steigt mit zunehmendem Druck und sinkender Temperatur. Dieser Zusammenhang ist aus der täglichen Erfahrung bekannt.

Beim Öffnen einer Seltersflasche verringert sich der Druck, und es kommt zur Gasentwicklung. Läßt man die Flüssigkeit so lange stehen, bis die Gasentwicklung zum Stillstand gekommen ist, so muß man sie nur ein wenig erwärmen, und die Gasentwicklung setzt wieder ein.

Unsere Bekanntschaft mit dem Kohlenstoffdioxid zeigt eindringlich, wie tief die Produktionstätigkeit in die Naturkreisläufe eingreift. Kohlenstoffdioxid ist in den Konzentrationen, in denen es in der Luft enthalten ist, ungiftig. Es dient den grünen Pflanzen sogar als ein Ausgangsstoff der Photosynthese.

Anders verhält es sich mit einem anderen Verbrennungsprodukt, dem Schwefeldioxid. Es entsteht bei der Verbrennung von Kohle und Heizöl, da diese Stoffe Schwefel enthalten. Millionen Tonnen dieses farblosen, stechend riechenden Gases werden jährlich in die Atmosphäre abgegeben. Schwefeldioxid ist ein Hauptverursacher der Rauchschäden in der Vegetation. Namentlich in höheren Lagen sind diese Rauchschäden bereits beträchtlich. Gegenwärtig werden große Anstrengungen unternommen, um die Resistenz aller noch nicht

oder nur wenig geschädigten Wälder gegen Schwefeldioxid zu erhöhen. Bei Kiefernforsten hat sich die Stickstoffdüngung sehr gut bewährt. Auch der Bekämpfung von Schadinsekten kommt eine sehr große Bedeutung zu, denn durch Rauchgase geschädigte Forste sind besonders anfällig gegen Schädlinge. Glücklicherweise haben Wissenschaftler bereits vor etwa hundert Jahren mit der Züchtung resistenter Baumarten begonnen. Oft ist die Wiederaufforstung geschädigter Wälder mit rauchresistenten Arten der einzige Weg, um den Wald zu erhalten. Doch das Hauptproblem ist die Minderung des Anteils an Schadstoffen in der Luft. Wir wollen daher fragen, wie man den Anteil an Schwefeldioxid in der Luft mindern kann. Eine Antwort auf diese Frage fällt leichter, wenn wir die Eigenschaften von Schwefeldioxid näher kennen.

Wir lernen Schwefeldioxid näher kennen

Eine Möglichkeit der Herstellung von Schwefeldioxid ist die Verbrennung von Schwefel. Einige Dinge müssen wir dabei beachten, um nicht einer sehr starken Geruchsbelästigung ausgesetzt zu werden und uns womöglich gar zu vergiften. Für jeden Chemiker gehört es zur Grundregel, nur mit geringsten Substanzmengen zu arbeiten. So wollen wir es auch bei unseren Experimenten halten. Noch ein Zweites müssen wir berücksichtigen. Schwefeldioxid ist bei Zimmertemperatur gasförmig. Wollten wir Schwefel ohne besondere Vorkehrungen verbrennen, so wäre Schwefeldioxid im wahrsten Sinne des Wortes „in alle Winde verweht", und wir hätten das Nachsehen. Die Verbrennung von Schwefel muß also in einem geschlossenen Gefäß stattfinden.

Wie stellen wir dies nun an?

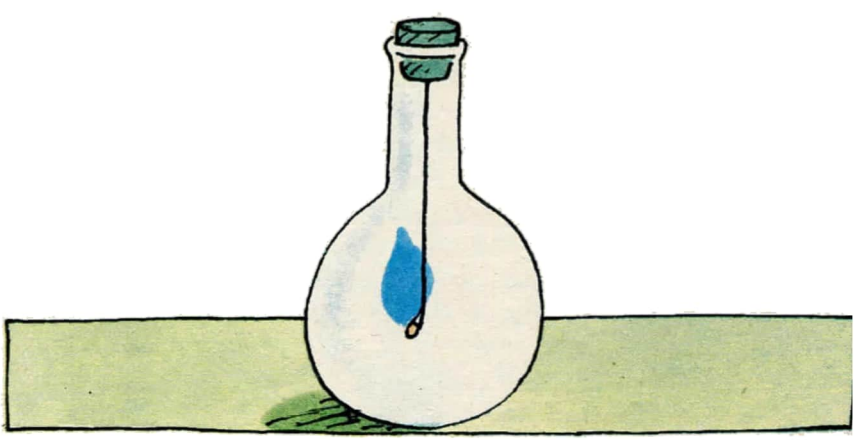
Wir stecken einen Eisendraht, der unten zu einer Schlinge gebogen ist, in einen Stopfen, der in die Öffnung eines Kolbens paßt. Verfügen wir nicht über ein solches Gerät, so können wir auch ein anderes Glasgefäß verwenden. Allerdings verwenden wir niemals Gefäße, die für die Aufbewahrung von Lebensmitteln bestimmt sind, und umgekehrt gehören Lebensmittel niemals in Laborgeräte. Auch Gefäße, in denen vorher brennbare Flüssigkeiten waren, nehmen wir nicht. Es könnten in ihnen noch Gase enthalten sein, die sich mit Luft vermischt haben und die bei Berührung mit einer Flamme ex-

plodieren, so daß das zerplatzende Glasgefäß eine gefährliche Splitterwirkung ausübt. Solche Hinweise auf Gefahren beim Experimentieren sind erforderlich und müssen ernst genommen werden. Unbedachtes Experimentieren hat schon so viel Unheil angerichtet.

Nun erhitzen wir die Schlinge zum Glühen und tauchen sie rasch in eine kleine Portion Schwefelpulver, das wir in ein Reagenzglas gefüllt haben. Niemals führen wir solche Handlungen direkt in den Vorratsgefäßen durch. Bei der hohen Temperatur des Eisendrahtes schmilzt der Schwefel, der mit ihm in Berührung kommt. So umgibt sich die Schlinge mit einem Schwefeltröpfchen, das beim Erkalten erstarrt. Diese geringe Masse genügt völlig. Nun können wir mit dem Experiment beginnen.

Damit wir alles gut sehen, verdunkeln wir den Raum oder suchen uns eine dunkle Ecke. Wir entzünden den Schwefel und versenken den Eisendraht sofort in das Glasgefäß, das wir durch den Stopfen verschließen. Wir beobachten eine schöne veilchenblaue Flamme, die alsbald erlischt, weil der im Gefäß befindliche Sauerstoff aufgebraucht ist.

Bei diesem Experiment haben wir sicher bereits genug vom Schwefeldioxid geschnuppert. Es riecht stechend. Dieser Geruch ist uns wohlbekannt. Jeder, der an einem sonnigen, windstillen Wintertag in einer Gegend war, in der mit Braunkohle geheizt wird, kennt diesen Geruch. Ein größerer Anteil an Schwefeldioxid in der Luft ist auch für den Menschen ein stark wirkendes Gift. Deshalb darf der durchschnittliche Anteil an Schwefeldioxid in der Luft an einem Arbeits-



platz während der gesamten Schicht 1 Milligramm je Kubikmeter Luft nicht überschreiten. Bei unserem Experiment kommt es nicht zu einem solch hohen Anteil an Schwefeldioxid.

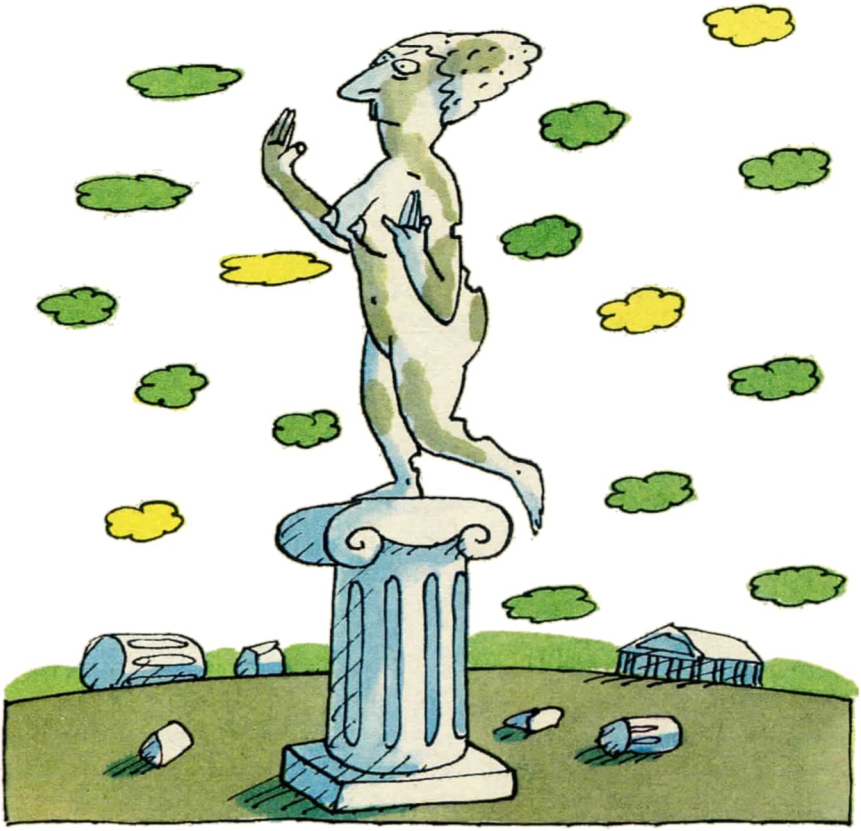
Wir setzen unsere Bekanntschaft mit dem Schwefeldioxid noch ein wenig fort. Dabei interessiert uns, wie sich Schwefeldioxid gegenüber Wasser verhält. Denn auch in der Luft, in die das Schwefeldioxid aus den Rauchgasen gelangt, ist Wasser enthalten. Wir beschaffen uns destilliertes Wasser oder lassen uns an einer Tankstelle ein wenig „entsalztes" Wasser geben. Man kann es sich auch mit einem der handelsüblichen Ionenaustauscher selbst herstellen. Alles Notwendige ist der Bedienungsanweisung zu entnehmen. Wem diese Vorbereitungen zu umständlich sind, der benutze das Wasser, das beim Abtauen des Kühlschrankes anfällt.

Eine Probe dieses Wassers wird mit einem Universalindikator geprüft. Wenn der Indikator anzeigt, daß das Wasser neutral ist, kann es für unser Experiment verwendet werden. Nun gießen wir das Wasser in unser Gefäß mit Schwefeldioxid, schütteln das Gefäß und prüfen die Lösung mit dem Universalindikator. Der Indikator zeigt an, daß die Lösung sauer ist. Ein Teil des gelösten Schwefeldioxids hat sich mit Wasser zu schwefliger Säure verbunden. Diese Lösung heben wir auf.

Es muß noch erwähnt werden, daß bei der Verbrennung schwefelhaltiger Kohle teilweise auch Schwefeltrioxid entsteht. Schwefeltrioxid bildet feine Tröpfchen, die mehrere Tage in der Luft schweben und erst durch einen kräftigen Regenguß aus ihr ausgewaschen werden. Dabei löst sich Schwefeltrioxid in Wasser unter Bildung von Schwefelsäure.

Unser kleines Experiment gibt uns also Aufschluß über das „Schicksal" des Schwefeldioxids in der Atmosphäre. Beide Oxide des Schwefels lösen sich in Wasser und bilden verdünnte Säuren. So kommt es zum sauren Regen, von dem in letzter Zeit so viel die Rede ist. Beide Säurelösungen verschwinden aber nicht spurlos. Sie reagieren zum Beispiel mit dem Kalkstein, der in Form von Marmor, Muschelkalk oder Travertin das Material vieler Bauwerke und Skulpturen von hohem kunsthistorischem Wert bildet. Der Kalkstein wandelt sich in Gegenwart der schwefligen Säure oder der Schwefelsäure zu Calciumsulfit beziehungsweise Calciumsulfat um.

Was geschieht in diesem Falle mit unseren Kunstdenkmälern? Betrachten wir die Dinge am Beispiel des Calciumsulfats. Dieser Stoff



ist nichts anderes als Gips. Nun mag einer auf die Idee kommen, daß sich die Marmorskulpturen in solche aus Gips umwandeln. In der Wirklichkeit liegen die Dinge komplizierter. Gipskristalle nehmen einen größeren Raum ein als die Marmorkristalle, aus denen sie durch den Angriff der Schwefelsäure entstanden sind. Dadurch kommt es zum Aufbrechen der Oberflächen. Die Skulpturen verwittern. Außerdem löst sich Gips merklich in Wasser. Deshalb werden bekanntlich Bauelemente aus Gips immer nur in Innenräumen verwendet. Durch die Niederschläge wird der entstandene Gips allmählich gelöst. Wegen des steigenden Anteils an Schwefeldioxid und Schwefeltrioxid in der Luft und der Reaktion dieser Stoffe zu aggressiven Säuren schreitet beispielsweise die Korrosion des Marmors der berühmten Athener Stadtburg, der Akropolis, heute in Jahrzehnten rascher fort als früher in Jahrtausenden.

Dieser Vorgang, der so viele Sorgen bereitet, birgt jedoch die Möglichkeit einer Lösung dieses Problems in sich. Doch davon ein wenig später.

Das Übel an der Wurzel fassen

Eine Teillösung dieses Problems besteht im Bau noch leistungsfähigerer und modernerer Kraftwerke, verbunden mit einem sorgsameren Umgang mit Energie. Technisch bedingt, entstehen bei der Umwandlung von chemischer Energie in elektrische Energie große Verluste. In alten Anlagen beträgt der Wirkungsgrad nur annähernd 25 Prozent. Das heißt: Nur ein Viertel der in den Primärenergieträgern steckenden chemischen Energie kann in Elektroenergie umgewandelt werden. Moderne Anlagen bringen es heute auf einen Wirkungsgrad von über 30 Prozent. Zur Produktion derselben elektrischen Energie benötigen sie also etwa ein Fünftel weniger Brennstoffe als die alten Anlagen. Damit gelangen auch weniger Schadstoffe in die Atmosphäre. In den zwanziger Jahren wurde Elektroenergie noch nicht durchgängig mit Hilfe von Turbogeneratoren, sondern mittels Kolbendampfmaschinen gewonnen. Ihr Wirkungsgrad lag bei 10 Prozent. Wollte man die heutigen Leistungen mit Hilfe dieser Veteranen der Technik erbringen, so würden dreimal so viel Primärenergieträger benötigt. Die Folgen für die Umwelt sind wohl kaum auszudenken.

Nun wird der an physikalischen Problemen interessierte Leser vermutlich einen Einwand geltend machen. Es gibt einen Erfahrungssatz der Physik, den kein Wissenschaftler mehr bezweifelt. Er lautet: Bei keinem Vorgang kann Energie entstehen oder verschwinden. Energie kann nur von einer Energieart in eine andere umgewandelt werden. Wir müssen uns also auf die Suche nach den 70 Prozent der Energie begeben, die nicht in elektrische Energie umgewandelt werden können.

Wo bleibt diese Energie und in welcher Art liegt sie vor? Sie liegt zum großen Teil als thermische Energie vor und wird in Form von Wärme an die Umgebung abgegeben. Das kann jeder bei einem Blick auf ein Kraftwerk selbst beobachten. Riesige Kühltürme sorgen für die Abführung der Wärme an die Umgebung. Auf der anderen Seite werden Kohle, Heizöl oder andere Brennstoffe in Haushalten verfeuert, um Wärme zu gewinnen.

Läßt sich dieser scheinbare Widersinn nicht beseitigen? Tatsächlich strebt man in großen Städten die Wärme-Kraft-Kopplung an. In Heizkraftwerken wird die frei werdende Wärme für die Fernheizung genutzt. Das ist ein sehr rationeller Umgang mit den Primärenergieträgern und zugleich eine umweltfreundliche Technologie. Denn auf diese Weise werden viele Millionen Tonnen Brennstoffe gespart. In modernen Industriestaaten könnten mit der Abwärme der Kraftwerke alle Gebäude geheizt werden. Daß dies leider technisch nicht realisierbar ist, wird jedem einleuchten.

Dieses Beispiel zeigt deutlich, daß Produktionswachstum und Umweltschutz keinen unlösbaren Widerspruch bedeuten müssen. Eine gute ökonomische Strategie schließt die Schonung der Naturressourcen ein und verringert die Belastung der Umwelt.

Doch zurück zu unserem Problem, der Beseitigung von Schwefeldioxid und Schwefeltrioxid aus den Rauchgasen.

Aus der Not muß eine Tugend werden

Die Schäden an den Kunstwerken aus Kalkstein geben – wie bereits angedeutet – einen Hinweis auf die Lösung des Problems.

Warum sollen Schwefeldioxid und Schwefeltrioxid ihr Zerstörungswerk erst in der „Freiheit" verrichten? Darf man den Teufel aus der Flasche entweichen lassen? Kann diese Reaktion nicht schon in den Kraftwerken stattfinden?

Inzwischen ist in einigen großen Kraftwerken und Braunkohlenfeuerungsanlagen bereits Wirklichkeit, was zunächst paradox erscheint. Sehr fein gemahlener Kalkstein wird mit der ebenfalls gemahlenen Braunkohle gut vermischt. Dieses Gemisch wird der Feuerung zugeführt. Zunächst entsteht dabei Calciumoxid. Es reagiert mit dem bei der Verbrennung entstehenden Schwefeldioxid und Schwefeltrioxid. Als Endprodukt bildet sich Gips im Gemisch mit Braunkohlenasche. Gegenwärtig wird daran gearbeitet, den entstehenden Gips in der Bauindustrie zu verwerten. Etwa 70 Prozent des Schwefeldioxids und sämtliches Schwefeltrioxid werden mit diesem Verfahren aus den Rauchgasen entfernt. Zur Zeit werden solche Anlagen vor allem in dicht besiedelten Gebieten errichtet, denn wie bei allen Umweltproblemen sollte der Mensch und seine Gesundheit immer zuerst bedacht werden.

Chemie kontra Hunger

Gegenwärtig werden in der Welt durchschnittlich 8 Kilogramm Stickstoff je Hektar ausgebracht, in den Niederlanden hingegen 220 Kilogramm. Allein die Erhöhung der Stickstoffgaben von durchschnittlich 8 auf 40 Kilogramm – ein sehr bescheidenes Ziel aus unserer Sicht – würde die Getreideerträge in der Welt verdoppeln. Dann würden statt 1,5 Milliarden Tonnen 3 Milliarden Tonnen geerntet. Dann müßten nicht mehr in jedem Jahr vierzig Millionen Menschen, die Hälfte davon Kinder, an den Folgen des Hungers sterben. Gewiß ist das nicht die ganze Wahrheit, denn der Hunger ist immer dort zu Hause, wo die gesellschaftlichen Strukturen rückständig sind. Er kann auch in sogenannten „reichen" Ländern auftreten.

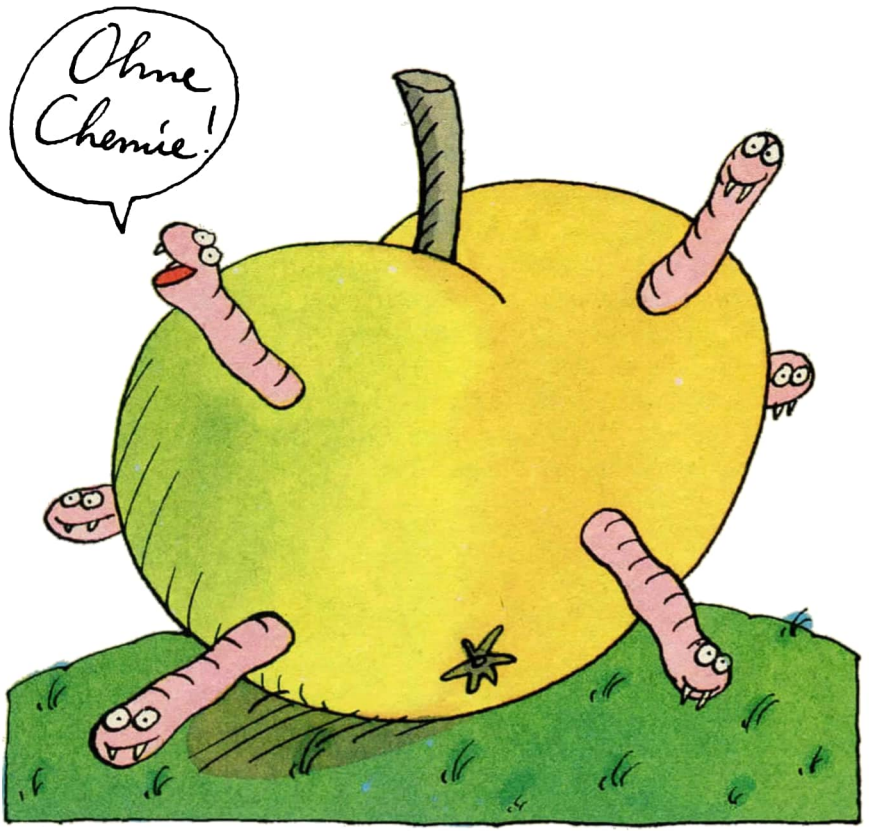
Aber auch ein Zuviel an Mineraldüngern hat Folgen für die Umwelt. Vor allem die Überdüngung führt dazu, daß die Pflanzennährstoffe aus dem Boden ausgewaschen werden und in die Wasserläufe und Seen gelangen. Die Folge ist ein rasches Algenwachstum. Gelingt es nicht, diesen Prozeß zu stoppen, so kommt es zu unliebsamen Folgen. Während die Algen tagsüber unter dem Einfluß des Sonnenlichts mehr Sauerstoff in das Wasser abgeben, als sie durch Atmungsvorgänge daraus entnehmen, zehren diese Atmungsvorgänge in der Nacht den in Wasser gelösten Sauerstoff auf. Das führt zum Fischsterben und zu Fäulnisprozessen, in deren Ergebnis giftiges Wasserstoffsulfid (Schwefelwasserstoff) entsteht. Um diese Gewässer wieder gesund zu pflegen, sind aufwendige Maßnahmen notwendig, die gegenwärtig bereits angewandt werden. Eine Möglichkeit besteht in der Belüftung der Gewässer. Vor allem in tiefen Gewässern, zum Beispiel in Talsperren, bringt man Luft in die unteren Schichten. Eine andere Möglichkeit besteht im Entfernen zumindest eines Pflanzennährstoffes. So bilden gelöste Phosphate mit Aluminiumsalzen einen unlöslichen Stoff, der sich am Grunde des Gewässers absetzt. Auf diese Weise kann man das Algenwachstum unter Kontrolle bringen. Am besten ist es jedoch, wenn man den Eintrag von Pflanzennährstoffen in die Gewässer unterbinden oder stark einschränken kann. Dazu wird beigetragen, wenn die Empfehlungen wissenschaftlicher Institute für eine schlagbezogene optimale Düngung strikt eingehalten werden.

Gewollte und ungewollte Wirkungen

Im Jahre 1939 entdeckte der Schweizer Paul Müller das Insektengift, das unter dem Namen DDT – Dichlordiphenyltrichlormethan – in der ganzen Welt angewandt wurde, um Wanzen, Flöhe, Läuse und Tsetsefliegen, die Überträger der Malaria und viele andere Schadinsekten zu vernichten. Die Anfangserfolge waren groß. Doch allmählich bildeten sich Insektenpopulationen, die gegen dieses Insektengift resistent waren. Eine weitere ungewollte Wirkung war noch bedenklicher. DDT-haltige Insektenbekämpfungsmittel wurden versprüht, damit alle Schädlinge von dem Gift erfaßt werden. So wurden diese Mittel mit dem Wind über Tausende Kilometer weit verweht und richteten dort Schaden an. Da DDT chemisch sehr beständig ist, reichert es sich über die Nahrungsketten in den Tieren und schließlich auch in den Menschen an. Inzwischen ist die Anwendung von DDT in vielen Staaten verboten. Dennoch weist die Produktion von Pflanzenschutzmitteln, Insektenvertilgungsmitteln und Chemikalien zur Vernichtung von Pilzen hohe Steigerungsraten auf.

Müssen wir befürchten, daß die Nahrungsmittel durch den Einsatz dieser Chemikalien immer mehr vergiftet werden?

Diese Befürchtungen sind bei richtigem Einsatz dieser Mittel grundlos. Solche Chemikalien werden in wissenschaftlich betriebenem Pflanzenbau nicht planlos angewandt. Ihr Einsatz ist nur dann gerechtfertigt, wenn eine hohe Ackerkultur gewährleistet ist und wenn solche Fruchtfolgen eingehalten werden, die einer Vermehrung von Pflanzenschädlingen Grenzen setzen. Inzwischen gibt es Normen für einen höchstzulässigen Einsatz dieser Chemikalien und für den Zeitpunkt der Wiederholung ihres Einsatzes. Außerdem werden nur noch Substanzen eingesetzt, die nach der beabsichtigten Wirkung schnell zu ungiftigen Stoffen abgebaut werden. Schließlich sind Karenzzeiten zu beachten. Das sind vorgeschriebene Zeitabstände zwischen der Anwendung der Chemikalien und der Ernte der Früchte. Wer solche Vorschriften mißachtet, der setzt sich über Naturgesetze hinweg. Dafür „rächt" sich die Natur, indem ganz und gar ungewollte Effekte eintreten. Ein falscher Zeitpunkt beim Einsatz von Insektengiften kann die Bienen ausrotten, den insektenfressenden Vögeln ihre Nahrung entziehen und andere nicht wiedergutzumachende Schäden bewirken. Doch ein Verzicht auf solche Chemikalien wäre verantwortungslos. Ohne den Einsatz dieser Mittel gin-



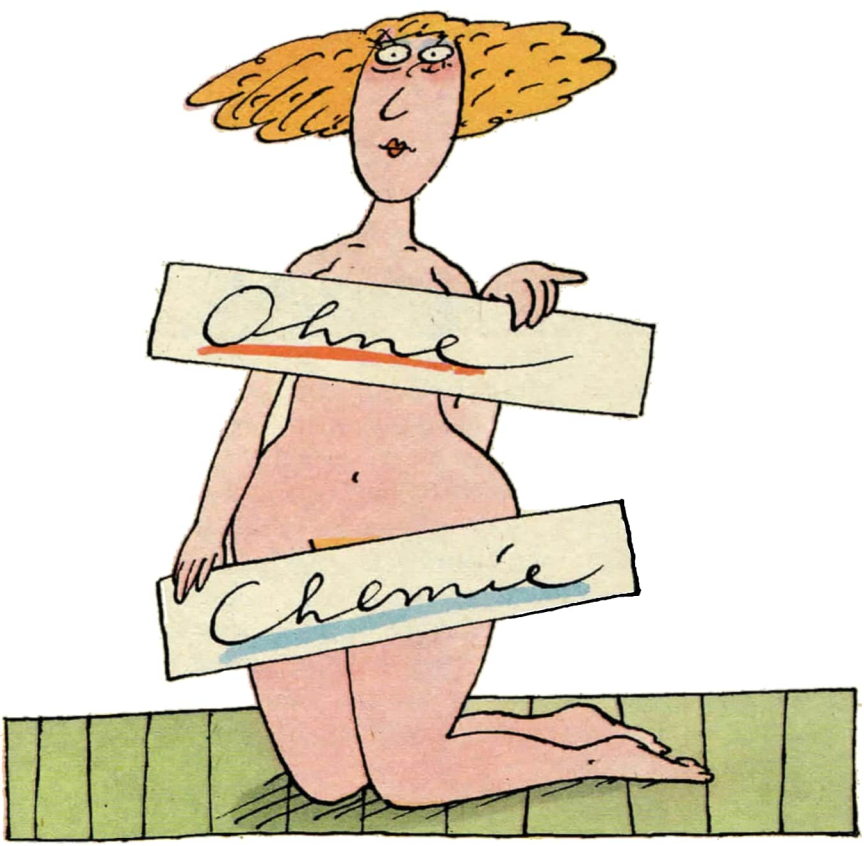
gen etwa 30 Prozent der Erträge verloren. Das ist in den Ländern, in denen es an solchen Mitteln fehlt, auch heute noch der Fall.

Eines jedoch darf sich nie wieder ereignen: der Einsatz von Herbiziden zu militärischen Zwecken. In Vietnam sind 2 Millionen Hektar Wald durch Herbizide vernichtet worden. Noch heute ragen die Stümpfe der abgestorbenen Bäume anklagend in den Himmel. Nicht wenige Piloten, die das Gift versprühten, haben ein schweres Schicksal zu beklagen. Ihre Kinder haben Mißbildungen davongetragen und sind unschuldige Opfer dieses Einsatzes geworden, denn diese Substanzen riefen Erbschäden hervor. Diese Kinder teilen das Schicksal mit Tausenden vietnamesischen Kindern, die heute und künftig geboren werden.

Mode ohne Chemie?

In jedem Jahr führen wohlproportionierte Mannequins auf zahllosen Modeschauen die neuesten Kreationen vor. Es ist nicht ohne Reiz, sich vorzustellen, was die Damen vorführen könnten, wenn sie alle Kleidungsstücke ablegten, in denen Synthese- und Regeneratfasern verarbeitet worden sind. Es bliebe dann nur die natürliche Anmut und Schönheit der Damen zu bewundern. Heute kann das Bekleidungsproblem längst nicht mehr mit Hilfe der natürlichen Fasern aus Wolle, Baumwolle oder Leinen gelöst werden.

Im Jahre 2000 werden 6 bis 6,5 Milliarden Menschen auf der Erde leben. Der Bedarf an Textilien pro Kopf der Weltbevölkerung wird zu diesem Zeitpunkt 8 bis 9 Kilogramm im Jahr betragen. Dazu müssen mindestens 50 Millionen Tonnen Textilien hergestellt werden. Die



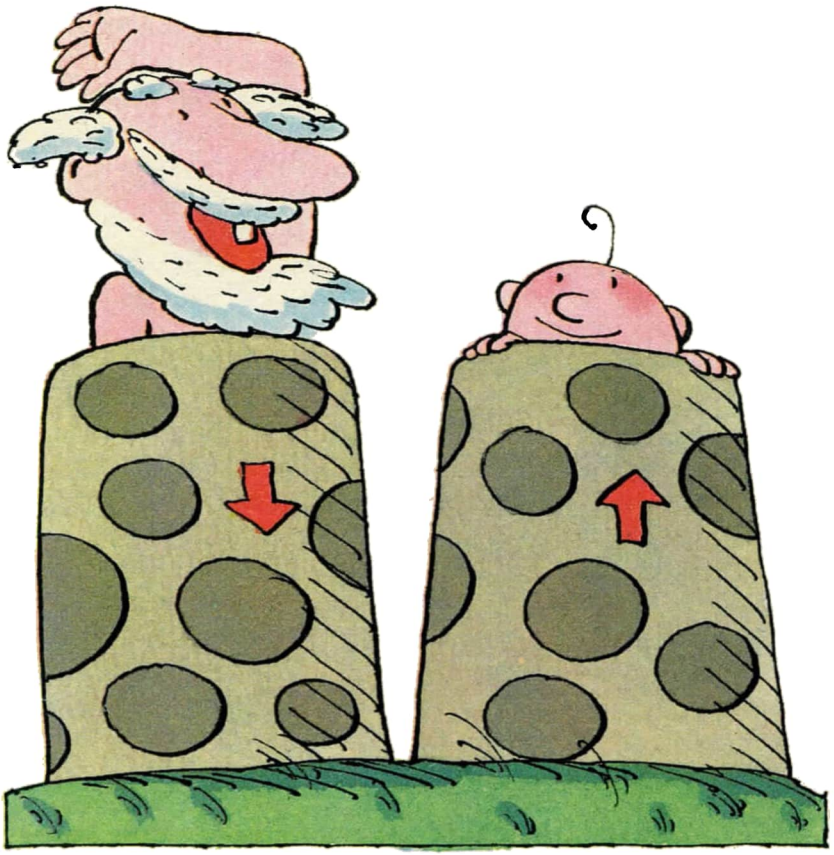
Produktion an natürlichen Fasern, wie Wolle und Baumwolle, wird kaum 15 Millionen Tonnen pro Jahr übersteigen. Von Celluloseregeneratfasern werden 5 Millionen Tonnen zur Verfügung stehen. So müssen im Jahre 2000 etwa 30 Millionen Tonnen Synthesefaserstoffe produziert werden. Zu diesem Zeitpunkt werden in Ländern mit hoher Eigenproduktion an Faserstoffen 20 Kilogramm und mehr Textilien pro Einwohner im Jahr verbracht werden, während sich Menschen in Entwicklungsländern nach wie vor mit 3 Kilogramm Textilien pro Kopf der Bevölkerung behelfen müssen. Bei diesen Zahlen wird man ohne Zweifel nachdenklich und überlegt, wie man den Textilien eine größere Haltbarkeit verleihen könnte. Viele Synthesefasern sind in dieser Hinsicht unübertroffen. Doch da spricht die Mode ihr Machtwort. Sie fragt nicht nach der Lebensdauer, sondern danach, wie lange der Spaß an einem Kleidungsstück anhält.

Synthesefasern, insbesondere Polyamidfasern, haben gegenüber der Wolle oder Baumwolle eine um das Zehnfache größere Reiß- und Scheuerfestigkeit. Dies hat ihnen neue Einsatzgebiete erobert. Noch vor etwa 30 Jahren war die Fischerei mit Baumwollnetzen üblich. Die nassen Netze waren zentnerschwer. Die Reusennetze mußten alle drei bis vier Tage aus dem Wasser geholt und getrocknet werden, sonst begannen sie zu faulen. Heute wird mit federleichten Netzen aus synthetischen Fasern gearbeitet. Ein Kapitel schwerster körperlicher Arbeit ist damit zu Ende gegangen.

Ein Jungbrunnen aus der Retorte?

Wer kennt nicht das Märchen vom Jungbrunnen. Alt und krank steigt man hinein, jung und bei bester Gesundheit springt man aus den Fluten. Schon Eulenspiegel machte sich über diese Träume lustig. Er brachte das Kunststück fertig, alle Kranken in einer Stadt auf einen Streich zu heilen.

Doch zurück zur Chemie. Sie hat vor allem in den letzten hundert Jahren mit dazu beigetragen, uns ein „zweites Leben" zu schenken. Die mittlere Lebenserwartung in den meisten europäischen Ländern liegt heute bereits bei weit über 70 Jahren. Die Zeiten sind noch nicht allzufern, da 35 Jahre die durchschnittliche Lebenserwartung waren. In einigen afrikanischen Ländern, wie in Mali, in Niger, in Senegal oder im Tschad, wird gerade eine mittlere Lebenserwartung



von 41 Jahren erreicht. 1,5 Milliarden Menschen auf der Welt haben gar keinen Zugang zu medizinischer Betreuung. Einen Teil des gewonnenen Lebens verdanken wir ohne Zweifel den Erfolgen der pharmazeutischen Industrie. Aber diese segensreiche Entwicklung hat ihre Schattenseiten. Viele Menschen „huldigen" geradezu der Gewohnheit, „harte" Schmerzmittel einzunehmen. Jede dritte Frau in der Schweiz führt Schmerzmittel ständig griffbereit mit sich. Sogar eine UNO-Konvention über den Mißbrauch süchtigmachender, „psychotropher" Substanzen, zu denen auch Schmerz-, Schlaf- und Aufputschmittel gehören, wurde notwendig. Dieser Konvention haben sich bisher über 70 Staaten angeschlossen.

Viele dieser Mittel benötigt man gar nicht, wenn man sich richtig ernährt und ein wenig Sport treibt, sich abhärtet und in dieser Weise die „Kräfte der Natur" nutzt.

Wäre unter diesen Bedingungen nicht der Gedanke verlockend, auf Medikamente aus der Retorte gänzlich zu verzichten?

Viele Menschen leben nur dank der Chemotherapeutika. Gegen hohen Blutdruck können in komplizierten Fällen bis zu vier verschiedene Medikamente verordnet werden. Ein „Chemieverzicht" oder nur eine unregelmäßige Einnahme dieser Mittel ist lebensbedrohlich. In dem Maße, in dem das Wissen über die im menschlichen Körper ablaufenden physiologischen Prozesse wächst, werden die Nebenwirkungen vieler, teils sehr alter Medikamente besser erkannt. Diese Nebenwirkungen können positiv sein. So stellte sich erst kürzlich heraus, daß das weltweit unter dem Namen Aspirin bekannte Schmerzmittel unter bestimmten Bedingungen einen Herzinfarkt verhindern helfen kann. Die Kehrseite dieser Nebenwirkungen besteht in den Risiken und Gefahren, die durch einen längeren und unkontrollierten Gebrauch eintreten können. Daher muß die Dosis durch den Arzt festgelegt werden.

Es gibt aber auch makabre Praktiken mit Arzneimitteln. Vor etwa 25 Jahren gingen die Bilder von schrecklich mißgebildeten Kindern um die Welt. Die Ursache war ein neues, nicht genügend geprüftes Medikament, das gegen Schmerzen angewandt wurde. Es schädigte das noch ungeborene Kind.

Eine kleine Reise in die ferne Vergangenheit zeigt, daß es mit „natürlichen" Heilmitteln oft auch nicht zum besten stand.

Marcellus, ein medizinischer Laie und hoher Beamter am römischen Kaiserhof, verfaßte um 400 ein Buch „Über Heilmittel", in dem es heißt: „Ein unglaubliches und einzigartiges Heilmittel für diejenigen, die an Hüftschmerzen und Gelenkentzündung leiden, ... wird folgendermaßen zubereitet: Du sammelst Steinbockmist am siebzehnten Tag nach Neumond ... Von diesem Mist tust du also so viel, wie du mit der vollen Faust einer Hand fassen kannst, wenn nur die Zahl der Kügelchen ungerade ist, in einen Mörser ..." Nachdem dieser Grundstoff mit Honig, Pfefferkörnern und Wein gewürzt worden war, sollte er am Tag des Jupiter vom Patienten auf einem Schemel stehend und mit dem Gesicht nach Osten gewandt und an sieben darauf folgenden Tagen eingenommen werden. Guten Appetit!

Zur Ehre der Mediziner des Altertums sei gesagt, daß viele von ihnen schon damals gegen Scharlatanerie eintraten. Dieses Streben kommt schon im Eid des Hippokrates zum Ausdruck, den noch heute jeder Arzt ablegt.

Hoffentlich haben wir nun den Leser davon überzeugt, daß wir ohne chemische Reaktionen nicht auskommen. Doch einen letzten Beweis sind wir ihm noch schuldig. Daher schauen wir auf uns selbst.

Wie alle lebenden Organismen gewinnt der menschliche Organismus die zum Leben notwendige Energie durch chemische Reaktionen. Sie laufen in den Zellen unseres Körpers langsam und genau geregelt ab. Ausgangsstoffe dieser chemischen Reaktionen sind unsere Nahrungsmittel und der Sauerstoff der Luft. Als Reaktionsprodukte werden Kohlenstoffdioxid und Wasser ausgeschieden. Ein ruhender Mensch atmet in jeder Minute etwa 0,25 Liter Sauerstoff ein und ungefähr 0,2 Liter Kohlenstoffdioxid aus. Ein Leistungssportler kann in einer Minute bis zu 4 Liter Sauerstoff verbrauchen und ebenfalls 4 Liter Kohlenstoffdioxid an seine Umgebung abgeben. Kommen diese Vorgänge zum Stillstand, so erlischt das Leben.

So können wir am Schluß unseres sehr unvollständigen Exkurses über das Für und Wider der Chemie sagen: Nicht die Chemie an sich ist gut oder böse. Es kommt darauf an, mit ihren Ergebnissen verantwortungsvoll umzugehen. Daher muß jeder etwas von der Chemie verstehen, nicht nur derjenige, der sich dieser Wissenschaft, ihren Anwendungen oder ihrer Lehre in seinem künftigen Beruf widmen will. Denn jeder geht mit chemischen Produkten um. Sie begleiten uns auf Schritt und Tritt, sind aus unserem Leben nicht mehr wegzudenken und wollen verantwortungsvoll gehandhabt sein.

Ein Versuch, die Stoffe zu ordnen

Es wird davon berichtet, daß man allein mit dem Verstand – ohne das nötige Wissen – recht Unvernünftiges vollbringen kann. Ein Versuch der Ordnung von Stoffen nach ihrem Aggregatzustand führt zu einem Mißerfolg, aber auf eine interessante Spur.

Ordnung gewollt – Chaos vollbracht

Die Anzahl der heute bekannten Stoffe geht in die Millionen.

Wie kann man sie ordnen?

Läge es nicht nahe, die Stoffe nach ihrem Aggregatzustand zu ordnen?

Verwirklichen wir dieses Vorhaben einmal in Gedanken. Zunächst sollen die Stoffe zusammengestellt werden, die unter normalen Bedingungen gasförmig sind. Neben dem Sauerstoff, dem Stickstoff, dem Wasserstoff, dem Kohlenstoffdioxid und dem Schwefeldioxid, dem Methan, dem Propan und anderen gasförmigen Kohlenwasserstoffen käme das Chlor und das äußerst reaktionsfähige Fluor in diese Gruppe. Aber auch die unter normalen Bedingungen chemisch beständigen Edelgase gehörten dazu. Größere Gegensätze als das chemisch aggressive Fluor und die beständigen Edelgase sind vom Standpunkt eines Chemikers kaum aufzufinden.

Diese Ordnung bescherte uns, bildlich gesprochen, ein Pulverfaß. Fluor reagiert zum Beispiel mit Wasserstoff explosionsartig. Der bei dieser Reaktion entstehende – ebenfalls gasförmige – Fluorwasserstoff ätzt Glas. Er greift die Glasgefäße in unserer Sammlung an und „befreit" die verschiedenen Gase aus ihren Gefängnissen.

Bei den Flüssigkeiten wäre das Chaos um keinen Deut geringer. Nehmen wir eine kleine Blütenlese. Das Brom ist eine braune Flüssigkeit, die leicht verdampft und große Ähnlichkeit mit Chlor und mit Fluor aufweist. Das Iod, das wir – dies sei vorweggenommen – den festen Stoffen zuordnen müßten, ist ebenfalls ein enger Verwandter des Broms, Chlors und Fluors.

Viele Eigenschaften, die den Chemiker interessieren, kommen bei einer solchen Ordnung nicht ans Licht. So sind Fluor, Chlor, Brom und Iod Gifte. Das Quecksilber gehört zwar zu den Flüssigkeiten, es verdampft jedoch bei Zimmertemperatur. Dieser Quecksilberdampf ist äußerst giftig.

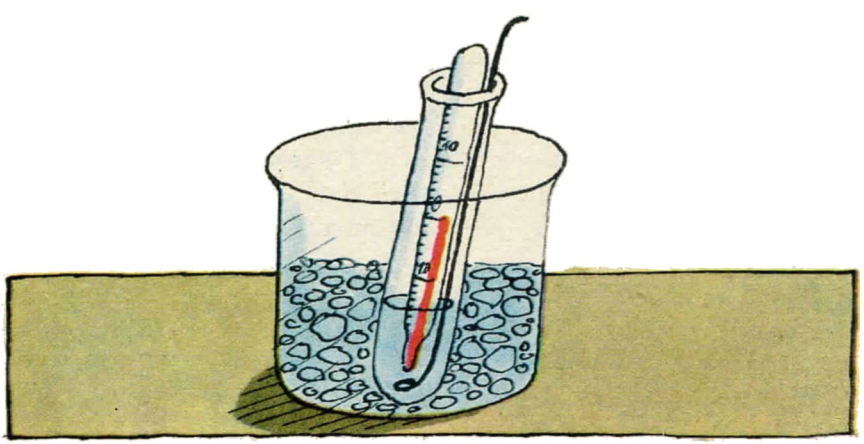
Richten wir den Blick auf die Sonne, so finden wir auf ihr viele Stoffe als Gase, die uns unter unseren irdischen Bedingungen im festen Zustand begegnen, so zum Beispiel das Eisen.

Unser Versuch, Ordnung zu schaffen, hätte also zum Chaos geführt, weil wir nicht die wesentlichen Eigenschaften wählten. Und doch bringt uns der mißlungene Versuch auf eine wichtige Spur.

Ein mißlungener Versuch, aber eine wichtige Spur

Einige reine Stoffe kann man durch das Messen ihrer Siede- oder Schmelztemperaturen eindeutig bestimmen. In Tabellenwerken des Chemikers sind deshalb solche Angaben enthalten. So kann man Wasser an seiner Schmelz- und Siedetemperatur eindeutig nachweisen. Es gibt keinen anderen Stoff, der ebenfalls eine Schmelztemperatur von 0 °C und eine Siedetemperatur von 100 °C besitzt.

Wir wollen die Schmelztemperatur des Wassers bestimmen. Knobler unter den Lesern denken sich selbst ein Experiment aus. Sie lesen erst dann in diesem Buch weiter, wenn sie eine Idee gefunden haben, und vergleichen ihre Lösung mit der nun folgenden Beschreibung des Experiments.



Wir benötigen zunächst ein Thermometer, das Temperaturen um den Gefrierpunkt bis mindestens −2 °C abzulesen gestattet. Durch Verrühren von etwa 100 Gramm Kochsalz mit derselben Masse zerstoßenen Eises stellen wir eine Kältemischung her. Im Winter arbeiten wir mit Schnee und Kochsalz. Eine Eis-Kochsalz-Mischung aus 1 Kilogramm Salz und 3 Kilogramm Schnee bringt es auf −21 °C.

Nun kann die Bestimmung der Schmelztemperatur beginnen. Wir bringen etwa 2 Milliliter destilliertes oder entsalztes Wasser oder notfalls Wasser, das wir beim Abtauen des Kühlschrankes gewinnen, in ein Reagenzglas und führen einen Metalldraht hinein, der unten zu einem Ring gebogen ist. In diesen Rührer stellen wir unser Thermometer. Das Ganze kommt in die Kältemischung. Unter ständigem Rühren stellen wir die Gefriertemperatur des Wassers fest, die gleich der Schmelztemperatur ist. Oft bereitet uns das Thermometer eine Überraschung, nämlich dann, wenn es nicht richtig geeicht ist.

Auch wenn uns das Ergebnis vorher bekannt ist, lernen wir beim Beobachten dieses Vorganges etwas Neues. Die Temperatur zeigt unter der Bedingung, daß kräftig gerührt wird, so lange 0 °C an, bis sämtliches Wasser aus dem flüssigen in den festen Zustand übergegangen ist. Erst dann sinkt die Temperatur weiter ab. Wir können die Prozedur so oft wiederholen, wie es uns beliebt. Die Schmelztemperatur des Wassers ändert sich nicht.

Viele Stoffe kann man an ihren Schmelz- und Siedetemperaturen eindeutig nachweisen. Die Studenten, die eine bestimmte Substanz herstellen, müssen dem Assistenten zeigen, daß Siede- und Schmelztemperatur eines bestimmten Stoffes mit den Werten in den Tabellenwerken übereinstimmen.

Doch nicht in jedem Falle hätten wir mit der Bestimmung der Schmelztemperatur Glück gehabt. Nehmen wir an, wir hätten die Untersuchung mit Glas durchgeführt.

Besitzen wir einen Stadtgas- oder Propanbrenner, so können wir das selbst probieren. Wir halten ein Glasröhrchen unter ständigem Drehen um die Längsachse an die heißeste Stelle der entleuchteten Flamme. Diese Stelle befindet sich dicht über dem inneren Flammenkegel.

Besäße Glas eine genauso exakt definierte Schmelztemperatur wie das Wasser, so müßten wir erwarten, daß sich an den heißesten Teilen Tropfen flüssigen Glases bildeten, ähnlich der Erscheinung, die wir an einem Eiszapfen in der Sonne beobachten. Doch die Dinge

liegen völlig anders. Das Glas wird weich. Man kann es biegen, ziehen, stauchen.

Wer wollte entscheiden, ob es noch fest oder schon flüssig ist?

Man bezeichnet Glas deshalb als unterkühlte Flüssigkeit. Diese besonderen Eigenschaften des Glases sind die Voraussetzung für die Kunst des Glasblasens.

Bei vielen anderen Stoffen versagt auch diese Bestimmungsmethode. Versuchten wir die Schmelztemperatur von Gummi zu ermitteln, so erlebten wir Unerwartetes. Der Stoff zersetzt sich beim Erhitzen. Ein Stück PVC könnten wir durch Erwärmen in einem Wasserbad so weich bekommen, daß es sich biegen läßt. Beim Erkalten bleibt die neue Form erhalten.

Doch was geschieht, wenn wir denselben Vorgang mit demselben PVC-Stückchen wiederholen?

Es streckt sich wieder so, als ob es sich an seine alte Form erinnerte.

Unsere Spur führt zum Bau der Stoffe

Dieses merkwürdige Verhalten ist auf den Bau der Stoffe aus Teilchen und auf die Kräfte zwischen ihnen zurückzuführen. Doch wir wollen nichts überstürzen. Vom Bau der Stoffe wird in diesem Buch noch oft die Rede sein.

Bei der Bestimmung der Schmelztemperatur haben wir mit reinem Wasser gearbeitet.

Ist das so bedeutsam?

Prüfen wir es nach.

Wir lösen 20 Gramm Traubenzucker und 20 Gramm Rohrzucker – das ist unser Zucker – in jeweils 90 Milliliter Wasser und füllen nach völligem Lösen auf 100 Milliliter auf. Wir haben uns also Lösungen mit den gleichen Massenanteilen der beiden Zuckerarten hergestellt. Nun ermitteln wir die Erstarrungstemperaturen beider Lösungen. Beide Lösungen haben eine Erstarrungstemperatur, die unter dem Gefrierpunkt liegt. Das ist für uns nicht unerwartet, kennen wir doch die Wirkung der Auftaumittel, mit denen im Winter die Fahrbahnen der Straßen abgestumpft werden. In unserem Experiment ist an die Stelle des Steinsalzes oder der Magnesiumsalze der Zucker getreten. Doch eine andere Tatsache überrascht uns. Die Traubenzuk-

kerlösung erstarrt bei etwa $-2\,°C$, die Rohrzuckerlösung bei etwa $-1\,°C$, obwohl beide Lösungen den gleichen Massenanteil der beiden Zuckerarten haben.

Wie kann man diesen Sachverhalt erklären?

Die Erklärung ist ganz einfach, wenn man folgendes weiß:

Der Betrag, um den die Schmelztemperatur sinkt, hängt einzig und allein von der Anzahl der Teilchen des gelösten Stoffes ab. In unserer Traubenzuckerlösung muß also die doppelte Anzahl von Teilchen enthalten sein wie in unserer Rohrzuckerlösung. Da die Massen des gelösten Trauben- und Rohrzuckers übereinstimmen, muß die Masse eines Rohrzuckermoleküls doppelt so groß sein wie die Masse eines Traubenzuckermoleküls.

Dieses kleine Experiment zeigt uns in sehr vereinfachter Form eine Methode, die in der Geschichte der Chemie eine beträchtliche Bedeutung hatte. Mit dieser Methode wurden Massen von Molekülen bestimmt. Große Entdeckungen wurden in der Geschichte der Wissenschaft oft mit sehr bescheidenen Mitteln gemacht.

Ein untauglicher Versuch, Ordnung in die Welt der Stoffe zu bringen, hat uns auf eine interessante Spur geführt. Wir müssen danach streben, etwas über die Teilchen zu erfahren, aus denen Stoffe bestehen. Allerdings reicht allein die Kenntnis über Anzahl und Art der Teilchen nicht aus. Wir müssen auch etwas über die Kräfte zwischen den Teilchen wissen.

Man kann den Bau der Stoffe nicht direkt durch Beobachtungen feststellen, doch lassen sich von den Eigenschaften der Stoffe Schlüsse auf deren Bau ziehen.

Nach ihrem Bau lassen sich die Stoffe in vier große Gruppen einteilen, zwischen denen es Übergänge gibt. Wir verraten an dieser Stelle noch nichts über diese Stoffgruppen, sondern denken uns diese Stoffgruppen in einem Museum der Chemie ausgestellt. In diesem Museum gibt es vier große Säle zu besichtigen. Besuchen wir das Museum!

Metalle stellen sich vor

Wir beginnen den Rundgang im „Metallsaal" unseres Museums. Zuerst begrüßen uns sieben Alte, die den Menschen schon seit Jahrtausenden treu dienen. Ein Geschenk des Himmels ist zu bewundern. Eine Reise zum Mittelpunkt der Erde bietet überraschende Aufschlüsse. Danach schließen wir Bekanntschaft mit dem „Silber aus Lehm". Uns verwundert sehr, warum in unserem Metallsaal Bilder eines Galafeuerwerkes ausgestellt sind, bis wir erfahren, daß die herrlichen Farben von brennenden Leichtmetallen künden.

Die Identitätskarte der Metalle

Alle Metalle haben ein gemeinsames „Erkennungszeichen". Sie leiten den elektrischen Strom. Aber es gibt auch andere Stoffe, die „unter der Flagge der Metalle" segeln. So zeigt der Graphit elektrische Leitfähigkeit, obwohl er nicht zu den Metallen zu rechnen ist. Alva Edison nutzte diese Eigenschaft für die Erfindung der ersten Glühlampe der Welt. Er stellte aus Bambusfasern durch Erhitzen unter Luftabschluß einen Kohlefaden her. Dieser leitet zwar den elektrischen Strom, setzt ihm allerdings einen erheblichen elektrischen Widerstand entgegen. Das führt dazu, daß sich der Faden bis zu heller Glut erhitzt. Gerade dieser Effekt war von Edison gewollt.

Neuerdings sind Kunststoffe synthetisiert worden, die den elektrischen Strom hervorragend leiten. Kühlt man ein solches Material bis nahe der Temperatur des absoluten Nullpunktes ab, die von Physikern mit −273,15 °C errechnet worden ist, so verschwindet der elektrische Widerstand nahezu völlig. Eine solche Erscheinung heißt Supraleitfähigkeit. Supraleitfähige Materialien sind sehr gefragt. Man kann mit ihrer Hilfe elektrischen Strom nahezu verlustlos über Tausende Kilometer übertragen.

Wie kann die Leitfähigkeit der Metalle erklärt werden?

Setzen wir als bekannt voraus, daß Metalle aus Atomen bestehen. Die Leitfähigkeit läßt sich aus dem Bau der Atome erklären. Jedes

Atom besteht aus einem Atomkern und einer Atomhülle. Im Atomkern sind Protonen und Neutronen enthalten. Uns interessieren vorerst nur die Protonen. Jedes Proton besitzt eine positive elektrische Ladung; Neutronen sind elektrisch neutral. Die Atomhülle besteht ausschließlich aus Elektronen.

Jedes Elektron besitzt eine negative elektrische Ladung. Sie gleicht die positive elektrische Ladung eines Protons genau aus. Da die Anzahl der Protonen und der Elektronen in jedem Atom übereinstimmt, ist es elektrisch neutral.

Nun kommen wir zum springenden Punkt. Die Atomhülle jedes Atoms ist in Elektronenschalen gegliedert. So sind zum Beispiel die Elektronen eines Eisenatoms in 4 Elektronenschalen angeordnet. 2 Elektronen befinden sich auf der äußeren Elektronenschale. Man bezeichnet sie als Außenelektronen. Sie sind im Vergleich zu den Elektronen der inneren Elektronenschalen relativ locker gebunden. Die locker gebundenen Außenelektronen „vagabundieren", das heißt, sie sind von Atom zu Atom verschiebbar. Genau das findet statt, wenn man Metalle zwischen die Pole einer elektrischen Spannungsquelle bringt. Zwischen den Polen einer elektrischen Spannungsquelle besteht ein elektrisches Feld. Im elektrischen Feld wirken auf jedes Elektron Kräfte. Diese Kräfte versetzen die locker gebundenen und daher leicht ablösbaren Außenelektronen in eine gerichtete Bewegung. Vom Minuspol der elektrischen Spannungsquelle werden ständig Elektronen in das Metall „gepreßt". Am Pluspol treten so viele Elektronen aus dem Leiter aus wie am Minuspol in den Leiter eindringen.

Nun ist es aber an der Zeit, Bekanntschaft mit einigen Metallen zu schließen.

Sieben Alte

Beginnen wir mit sieben Metallen, die den Menschen bereits seit dem Altertum bekannt sind. Dazu gehören das Kupfer, das Eisen, das Zinn, das Gold, das Silber, das Blei und das Quecksilber. Sechs davon sind fest und haben teilweise sehr hohe Schmelztemperaturen wie das Eisen. Nur Quecksilber bildet eine Ausnahme. Es ist unter normalen Bedingungen flüssig. Seine Schmelztemperatur beträgt −37 °C.

Das Kupfer hat in der menschlichen Geschichte eine besondere Rolle gespielt. Es löste die Steinwerkzeuge ab. Doch gut ließ es sich mit Werkzeugen aus dem weichen Kupfer nicht arbeiten.

Heute läßt sich nicht mehr genau sagen, wann die Menschen erstmalig Kupfer und Zinn zusammenschmolzen. Zu ihrer Überraschung stellten sie fest, daß beim Erkalten einer solchen Schmelze ein Material gewonnen wurde, das wesentlich härter als das Kupfer ist. So gewannen die Menschen die Bronze. Substanzen, die wie die Bronze aus zwei oder mehreren Metallen bestehen, bezeichnet man als Legierungen. Es gibt auch Legierungen, in denen Nichtmetalle enthalten sind. So enthält zum Beispiel Stahl als Legierungsbestandteil Kohlenstoff. Legierungen begegnen uns auf Schritt und Tritt. Eine Silbermünze besteht aus einer Legierung von Silber und Kupfer. Auch ein goldener Ring besteht nicht aus reinem Gold. Der



Goldschmuck besteht meist aus Legierungen von Silber und Gold, die ein wenig Kupfer enthalten. Reines Gold wäre viel zu weich für die Herstellung von Ringen und anderem Schmuck.

Zunächst wurde die Bronze für die Herstellung von Luxuswaren benutzt. Die schönen und reichen Ägypterinnen bewunderten sich in Bronzespiegeln. Ein Ärgernis war nur, daß sich die Bronze allmählich mit einer grünen Schicht überzog. Doch dies empfanden die Künstler als einen Vorzug. Unter den sieben Weltwundern befand sich zum Beispiel der Koloß von Rhodos, dessen Gestalt heute leider nicht mehr bekannt ist. 32 Meter hoch war diese Bronzestatue, die den Sonnengott Helios darstellte. Noch heute bewundern die Fachleute diese Leistung. Diese Figur wurde gegossen.

Den größten Ruhm erwarb sich Bronze aber als Werkstoff. Eine ganze Epoche der Geschichte heißt Bronzezeit. Schon im zweiten Jahrtausend vor unserer Zeitrechnung hatten die Chinesen den Bronzeguß rationalisiert. Acht Messer oder Dolche vermochten sie in einem Arbeitsgang zu gießen.

Viele Kunstwerke aus Bronze überdauerten die Zeiten. Selbst wenn sie lange Zeit vom Wasser umspült sind, überdauern sie Jahrhunderte. Unser Neptun aus Eisen wird unter denselben Bedingungen alsbald in einen respektablen Berg Rost verwandelt sein.

Und doch lief in der Geschichte der Menschheit das Eisen der Bronze den Rang ab, obwohl sich seine Beständigkeit mit der des Kupfers nicht messen kann. Zunächst bildete Eisen das Material für Kleinodien.

Ein Rohstoff fällt vom Himmel

In fernen historischen Epochen war das Eisen der Meteoriten Rohstoff für die Herstellung von Eisengegenständen. In Mexiko wurde ein Meteorit gefunden, in dem eine abgebrochene Kupferklinge steckte. Die „Himmelssteine" wurden lange Zeit als Schöpfungen der menschlichen Phantasie angesehen. Noch im Jahre 1790 beschloß die Akademie der Wissenschaften zu Paris, daß künftig Nachrichten über Steine aus dem Weltall nicht mehr beraten werden sollten. Viele Museumsdirektoren schämten sich dieser Stücke, so als ob in eine berühmte Gemäldegalerie eine Fälschung geraten wäre. Die Boten aus dem Kosmos mußten in den Magazinen verschwinden.

Heute zweifelt keiner mehr an der Existenz der Meteoriten. Es gibt davon drei Arten: die Eisen-, die Eisen-Gesteins- und die Gesteinsmeteoriten. Ein Eisenmeteorit trägt seinen Namen zu Recht. Neun Zehntel seiner Masse bestehen aus Eisen. Ein knappes Zehntel seiner Masse wird durch Nickel gebildet. Daneben findet man geringe Massenanteile anderer Metalle.

Die in den Meteoriten enthaltenen radioaktiven Stoffe ließen Altersbestimmungen zu. Das Alter der Meteoriten beträgt etwa 4,7 Milliarden Jahre. Sie sind also Altersgenossen unserer Erde.

Folgten wir den Spuren der Phantasie von Jules Verne und begleiteten wir ihn auf seiner Reise zum Mittelpunkt der Erde, so käme es nach der Ansicht der Geologen aller Wahrscheinlichkeit nach zu den folgenden aufsehenerregenden Entdeckungen: In Tiefen von 1 200 Kilometern, also hundertmal so tief, wie es der größten Meerestiefe entspricht, stieße man auf Gesteine, deren Zusammensetzung denen der Gesteinsmeteoriten ähnelt. Ginge die Reise noch weitere 500 Kilometer tiefer hinab, träfen wir Gesteine an, die an die Eisen-Gesteins-Meteoriten erinnern. Gelangte unsere kühne Exkursion schließlich zum Mittelpunkt der Erde, so stieße sie auf Gesteine, die in ihrer Zusammensetzung den Eisenmeteoriten verblüffend ähneln. Hier hat nicht der Zufall seine Hand im Spiel. Diese Angaben künden von der Einheit der Welt. Jährlich gelangen etwa eine Million Tonnen kosmische Stoffe auf die Erdoberfläche.

Als das Eisen wichtigster Werkstoff wurde, reichten die Vorkommen an natürlichem Eisen nicht mehr aus. Die Menschen mußten lernen, Eisenerz zu verhütten.

Die Kunst der alten Hüttenmänner

Wer Lust hat, möge dies selbst tun. Da wir kein Eisenerz zur Hand haben, sehen wir uns nach verrostenden Gegenständen um. Ein alter Autoauspuff ist meist mit dicken Schichten Rost besetzt. Leider werden auf der Welt Jahr für Jahr mindestens 1 000 Millionen Tonnen Walzstahl durch Korrosionsvorgänge zerstört. Viele Menschen müssen wegen dieser Vorgänge schwere Arbeit verrichten, um zum Beispiel Rostschichten mit einem Sandstrahlgebläse zu entfernen. Wollte man die Metalloberfläche abschätzen, die jedes Jahr auf der Welt von Rost befreit und beschichtet werden muß, so käme man si-

cher auf die Oberfläche der Ostsee. Ein Hochseefrachter ohne Korrosionsschutz wäre auf einer Reise von Europa nach Asien und zurück um viele Tonnen Eisen „erleichtert".

Doch nun zu unserem Experiment. Mit einem Mörser zerkleinern wir den Rost. Haben wir keinen Mörser zur Hand, so schütten wir den Rost auf eine Steinunterlage und klopfen ihn mit einem Hammer zu Pulver. Eine Schutzbrille sollte man tragen. Zur Not tut es eine Taucherbrille.

Wie können wir den Rost wieder in Eisen zurückverwandeln? Im wesentlichen nicht anders, als das schon die Menschen lange vor unserer Zeitrechnung praktizierten.

Am Fuß von Schluchten, dort, wo wie in einem Schlot ein ständiger Aufwind herrscht, wurde ein Gemisch von Eisenerz und Holzkohle in röhrenförmigen Öfen erhitzt. Die Verbrennung der Holzkohle im ständig wehenden Luftstrom lieferte viel Wärme. Unter diesen Bedingungen lief ein Vorgang ab, den wir nun nachgestalten.

Unser „Eisenerz" ist der Rost. Wir vermischen ihn gut mit pulverförmiger Holzkohle. Auch Aktivkohlepulver kann verwendet werden. Bevor wir das Gemisch erhitzen, überzeugen wir uns davon, daß kein Eisen darin enthalten ist. Dazu prüfen wir es mit einem Stabmagneten. Er bleibt „bartlos". Nun erhitzen wir das Gemisch einige Minuten. Nach dem Abkühlen schütten wir es in ein Schälchen. Das Reaktionsprodukt zeigt eine graue Färbung. Niemand würde die Hand dafür ins Feuer legen, daß es sich dabei um Eisen handelt. Doch die Probe mit dem Magneten bringt Gewißheit. Der Magnet legt sich nun einen Eisenbart zu. Ganz eindeutig ist dieser Nachweis nicht. Auch Magneteisenstein ist, wie der Name schon sagt, magnetisch. Wir haben ein chemisches Experiment durchgeführt, bei dem aus Rost Eisen entstanden ist. Was aus der Holzkohle geworden ist, läßt sich mit unseren Mitteln nicht so ohne weiteres feststellen. So teilen wir mit, daß sich der Kohlenstoff der Holzkohle in Kohlenstoffdioxid umgewandelt hat. Es ist in die Luft entwichen.

Unser Reagenzglasexperiment hat uns nicht nur Aufschluß darüber gegeben, daß man mittels Kohle aus Rost Eisen herstellen kann, sondern hat uns auch ein Beispiel für eine chemische Reaktion geliefert. Bei chemischen Reaktionen werden die daran beteiligten Ausgangsstoffe zerstört. Als Reaktionsprodukte treten andere, meist sehr von den Ausgangsstoffen verschiedene Stoffe auf. Genau das traf für unsere Reaktion zu, auf die wir noch zurückkommen werden.

Eisen „lebt" mit fremder Haut

Viele Wissenschaftler beschäftigen sich mit der Korrosion und den Möglichkeiten ihrer Verhinderung. Nicht wenig ist bereits erreicht worden. Jeder kennt zum Beispiel verzinktes Eisen. Müllcontainer, Masten, Eisendächer, ja sogar Nägel und ganze Eisenkonstruktionen „leben" sozusagen unter fremder Haut.

Welche Eigenschaften des Zinks sind es, die hier angewandt werden?

Man müßte zunächst annehmen, daß Zink besonders widerstandsfähig gegen Korrosion ist. Diese Vermutung wollen wir einmal überprüfen. Dazu vergleichen wir das Verhalten beider Metalle gegenüber Säurelösungen. Denn nicht zuletzt schützt die Zinkschicht des Eisendaches das Eisen gegen die Einwirkung des Regenwassers, das in geringem Maße sauer sein kann. Teilen wir also ein bestimmtes Volumen verdünnter Salzsäure auf zwei Reagenzgläser auf und bringen in die eine Probe ein Stückchen Zink, das wir aus einer alten Taschenlampenbatterie gewinnen.

Es ist davor zu warnen, sich das Zink bei einem Klempner zu besorgen. Das Zink für Klempnerarbeiten enthält Arsenoxid. Bei manchen Experimenten, wie bei der Reaktion von Zink mit verdünnter Salzsäure, bildet sich aus Arsenoxid ein hochgiftiger, gasförmiger Stoff, der mit der Atemluft in den Körper dringt, der Arsenwasserstoff. Wir dürfen deshalb nur reines Zink verwenden!

In die zweite Probe geben wir ein Stückchen Eisen, zum Beispiel einen gut geschmirgelten, nicht verzinkten Eisennagel. Die Überraschung ist perfekt. Das Zink reagiert unter Gasentwicklung wesentlich heftiger mit der Säurelösung als das Eisen. Das Eisen erweist sich mithin als wesentlich widerstandsfähiger gegenüber Säurelösungen als das Zink.

Wie schützt das unbeständigere Metall das beständigere?

Liebhabern von Langzeitexperimenten sei noch eine andere Untersuchung empfohlen. Wir bringen Zink, das wir mit einem Eisendraht umwickeln, in eine Säurelösung. Nach einigen Tagen erleben wir das, was wir bereits wissen, aber nicht verstehen. Das Zink hat sich nahezu aufgelöst. Das Eisen liegt unverändert vor. Und darin besteht das Geheimnis. Stehen das gegen den chemischen Angriff beständigere Eisen und das wesentlich „anfälligere" Zink miteinander in „Tuchfühlung", so greift die Korrosion zunächst am unbeständigeren

Metall an. Erst wenn das Zink völlig in andere Stoffe umgewandelt ist, korrodiert das Eisen. So schützt das Zink auch dann noch das Eisen vor Korrosion, wenn die Zinkschicht löchrig geworden ist. Ein löchriger „Zinkmantel" muß also nicht „geflickt" werden.

Nach dieser Erfahrung werden wir mit der Antwort auf die Frage zögern, ob man das Eisen durch Beschichten mit einem beständigeren Metall vor Korrosion schützen kann. Und doch gibt es ein solches Verfahren seit altersher. Konservendosen aus Eisenblech wurden verzinnt. Das Verzinnen von Blech wird seit dem Mittelalter meisterhaft beherrscht.

Zinn ist übrigens wieder sehr in Mode gekommen. Zinnkannen und -teller schmücken wieder viele Wohnungen.

Jeder kennt vernickelte oder verchromte Eisengegenstände. Auch diese Metalle sind gegenüber dem Angriff von Säurelösungen oder gegenüber anderen aggressiven Stoffen beständiger als das Eisen. Untersucht man einen verchromten Gegenstand aus Eisen, so kann man unter der Chromschicht oft noch eine dünne Kupferschicht feststellen. Wer ein kleines Kupferblech oder einen Kupferdraht besitzt, kann sich davon überzeugen, daß dieses Metall beständig gegen verdünnte Salzsäure ist. Taucht man das Metall, das man vorher mit etwas Metallputzmittel blank gerieben hat, in die verdünnte Salzsäure, so ist keine chemische Reaktion festzustellen.

Warum kann man das Eisen durch Beschichten mit einem gegenüber Säurelösungen und anderen aggressiven Stoffen beständigeren Metall vor der Korrosion schützen?

Müßte sich in diesem Falle das Eisen nicht bei „Tuchfühlung" mit dem beständigeren Metall auflösen, so wie wir es vorher beim Zink beobachteten?

Tatsächlich liegen die Dinge so, doch kann ein solcher Vorgang erst dann beginnen, wenn die Säurelösungen oder die aggressiven Stoffe mit dem Eisen in direkte Berührung gelangen. Solange das Eisen durch eine unversehrte Schutzschicht aus einem beständigeren Material hermetisch abgeschlossen ist, bleibt es unverändert.

Leider läßt sich das praktisch nicht immer erreichen. Vor nicht allzulanger Zeit galt es als elegant, am Auto viele chromblitzende Teile zu haben. Wer es nicht für seine Lebensaufgabe hielt, diese Teile ständig zu pflegen und vor allem vor Beginn des Winters zu konservieren, konnte im Frühjahr eine unangenehme Überraschung erleben. Durch Steinschlag war die dünne und spröde Chromschicht be-

schädigt worden. In die entstandenen Ritzen waren Auftaumittel gelangt, die nun ihr Zerstörungswerk unter der Chromschicht verrichteten. So konnte man oft durch leichten Druck mit dem Finger die äußerlich noch ansehnliche Chromschicht durchstoßen, weil sich darunter das Eisen in Rost verwandelt hatte.

Die Metallurgen haben viele Stahlsorten entwickelt, die der Korrosion in geringerem Maße unterliegen. Korrosionsträger Stahl wird zum Beispiel für Freileitungsmasten, für Hallenkonstruktionen und Brücken verwendet. Er benötigt keinen Erst- und Zweitanstrich. Wer die schwere Arbeit des Entrostens bei Wind und Wetter kennt, weiß diese Errungenschaft zu schätzen. Schließlich sei noch an die Küchengeräte aus rostfreiem Stahl erinnert, die wohl niemand missen möchte.

Die Auferstehung einer Goldmedaille

In der schönen Dresdner Neustadt sprengt August der Starke auf feurigem Pferde daher, das sich unter dem Zug seines Zügels bäumt. Diese überlebensgroße Figur erstrahlt in einem goldenen Mantel. Doch dieses Denkmal ist lediglich vergoldet.

Wer käme heute auf die Idee, monumentale Plastiken aus gediegenem Gold zu errichten?

Aber auch das gab es in der Geschichte. Die berühmte Königin Semiramis ließ angeblich zwölf Statuen aus purem Gold anfertigen. Jede dieser Statuen war 12 Meter hoch und hatte eine Masse von etwa 30 Tonnen.

Oder eine andere Geschichte. Im Jahre 1907 wurde in Ägypten im berühmten Tal der Könige das Grabmal Tut-Ench-Amuns entdeckt. Dabei wurde unwahrscheinlich viel Gold gefunden, das noch so neu aussah, als ob es gerade die Werkstatt des unbekannten Künstlers verlassen hätte.

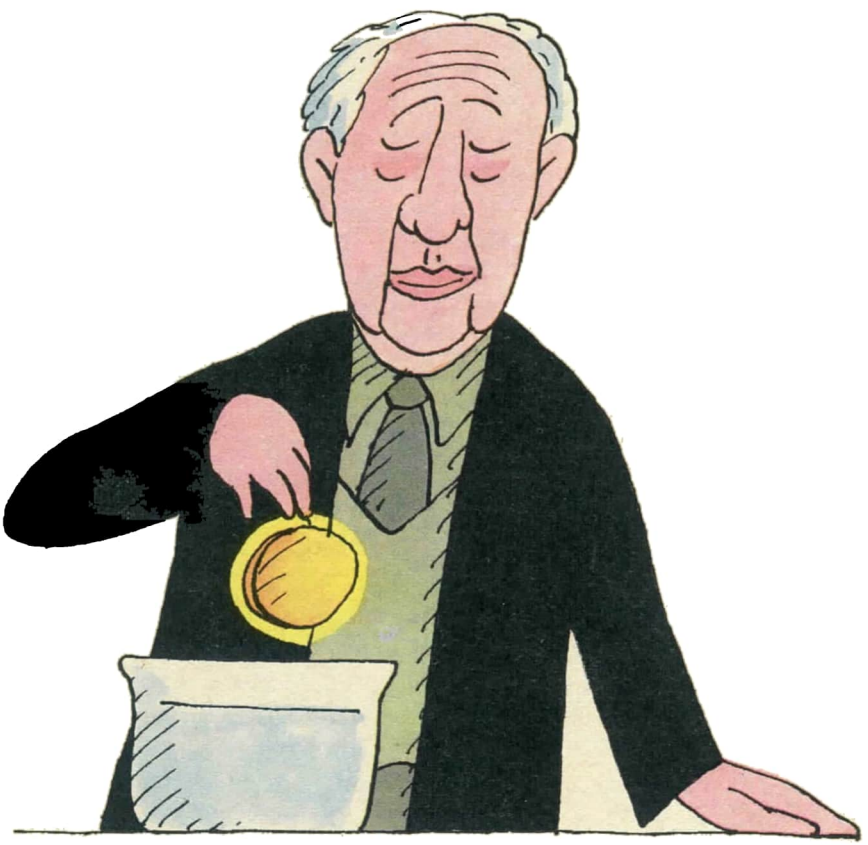
Mit der Beständigkeit des Goldes hat es seine eigene Bewandtnis. Wer Gold mit Sulfiden in Berührung bringt, die in manchen Mineralwässern enthalten sind, findet nach dem Bade seinen goldenen Ring braun gefärbt. Es hat sich Goldsulfid gebildet. Glücklicherweise ist die Sulfidschicht hauchdünn, und alsbald strahlt der Schmuck wieder in alter Schönheit. Anders liegen die Dinge, wenn man Gold mit Quecksilber in Berührung bringt. Es bildet sich eine feste Lösung

von Gold in Quecksilber, die man als Amalgam bezeichnet. Früher nutzte man Amalgam, um Kupferdächer zu vergolden. Das sorgfältig entfettete Kupfer wurde poliert und mit einer Schicht Amalgam bedeckt. Durch Erhitzen wurde das Quecksilber verdampft, und die Kuppel war durch eine Schicht Gold geschmückt. Diese Arbeit war sehr gesundheitsschädlich. Wir werden auf die Giftigkeit von Quecksilber noch zurückkommen.

Der berühmte dänische Physikochemiker Niels Bohr, der ein Gegner des Faschismus war, mußte sich auf abenteuerlichen Wegen nach den USA durchschlagen, als Dänemark besetzt wurde.

Wie sollte er die goldene Medaille seines Nobelpreises retten?

Nun war Niels Bohr fest davon überzeugt, daß dieser „tausendjährige" Spuk nicht ewig währen würde. Er löste kurzerhand seine Medaille in Königswasser auf. Das ist ein Gemisch von konzentrierter



Salpetersäure und konzentrierter Salzsäure im Verhältnis 1:3. Diese Lösung stellte Bohr in sein Labor. Niemand beachtete das Gefäß. Er fand es nach seiner Rückkehr wieder und ließ nach Rückgewinnung des Goldes eine neue Medaille prägen.

Zahnpasta als Mordwerkzeug

Zu den sieben Alten gehört auch das Blei. Es hat sich als ein außerordentlich nützliches Metall erwiesen. So half es mit, Wissen zu verbreiten. Die Kunst des Buchdrucks wäre undenkbar ohne das Lettenmmetall gewesen. Im Letternmetall ist Blei mit einem Massenanteil von 70 Prozent enthalten. Erst in jüngster Zeit hat das Blei im Druckgewerbe ausgedient. Als „Bahnmetall" in den Lagern der Eisenbahnwagen half Blei, Entfernungen zu überbrücken. Bleiakkumulatoren sind bislang als Starterbatterien unentbehrlich. Über viele Jahre hinweg wurden Wasserrohre in Häusern aus Blei hergestellt. Spätestens hier wird der Leser aufmerksam. Denn er erinnert sich daran, daß Blei eine Gefahr für Leben und Gesundheit bedeuten kann. Bleihaltige Stoffe gelangen aus dem Auspuff der Kraftfahrzeuge in die Luft und werden eingeatmet. Erst in jüngster Zeit sind die Voraussetzungen für die Produktion von bleifreiem Kraftstoff geschaffen worden, so daß die Zeiten nicht fern sind, da die bleihaltigen Stoffe der Auspuffgase die Luft nicht mehr verschmutzen werden.

Man kann die unheilvolle Spur der Bleivergiftungen über Jahrtausende zurückverfolgen. Die schönen und reichen Römerinnen verwendeten Schminken, die bleihaltige Stoffe enthielten. Die Wirkung war fürchterlich. Die Frauen mußten ihre Schönheit mit einem sehr kurzen Leben bezahlen. Das Tragische dabei war, daß die Ursache für das Dahinsiechen nicht bekannt war und nicht mit den Schönheitsmitteln in Zusammenhang gebracht werden konnte.

Blei hat auch in der Kriminalistik eine Rolle gespielt. Dazu eine kleine, vermutlich wahre Geschichte. Ein sehr wohlhabender Herr in reiferem Alter, der mit einer attraktiven und sehr jungen Frau verheiratet war, konnte sich seines Glückes nicht erfreuen. In einer erschreckend kurzen Zeit war er nur noch ein Schatten seiner selbst. Er siechte dahin, war von Kreislaufstörungen geplagt, hatte eine graue Gesichtsfarbe, klagte über rapiden Haarausfall und mußte alsbald in

stationäre Behandlung. Niemand hegte mehr die Hoffnung, daß sich sein Gesundheitszustand zum Besseren wenden könnte. Bis die Kriminalisten seine Lebensumstände genau untersuchten. Da fanden sie eine merkwürdige Zahnpasta. Bei näherer Untersuchung entdeckten sie, daß es sich dabei um „Bleizucker", einen bleihaltigen Stoff, handelt. Bleizucker ist ein starkes Gift. Unsere Schöne hatte es für ihren Gatten zubereitet und dem lebensfrohen Mann unerträgliche Qualen, langes Siechtum und – glücklicherweise nur beinahe – den Tod beschert. Die Sache wendete sich für diesen Mann noch zum Besseren, denn eine Untersuchung der Zahnpasta brachte die böse Tat ans Licht. Die Schöne hatte nun wohlverwahrt viel Muße, über die Folgen ihrer Tat nachzudenken.

Metall oder nicht?

Bei unserer Visite im Saal der Metalle haben wir immer wieder Bekanntschaft mit Stoffen schließen müssen, die keine Metalle sind. So begegnete uns im Zusammenhang mit der Betrachtung des Eisens der Rost. In unserem Kriminalstück war nicht das Blei der eigentliche Sünder, sondern der Bleizucker. Die Ägypterinnen konnten sich beim Blick in den Bronzespiegel nicht ungetrübt ihrer Schönheit erfreuen, weil sich ein grüner Belag gebildet hatte. Dieser grüne Belag verleiht Kupferdächern ihr schönes Aussehen. Selbst Gold darf man nicht in das Wasser schwefelhaltiger Quellen tauchen. Dann überzieht es sich mit einer unansehnlichen braunen Haut. Auch unser Neptun aus Eisen besäße keine lange Lebensdauer. Unter dem Einfluß des Wassers und der Luft hätte er sich alsbald in einen Berg unansehnlichen braunen Rostes verwandelt.

Eigentlich hat Rost im Saal der Metalle nichts zu suchen. Es ist ein Stoff, der durch eine chemische Reaktion aus dem Eisen und anderen Stoffen entsteht. Solche Stoffe wie Rost sind chemische Verbindungen. Chemische Verbindungen können nicht nur aus Metallen gebildet werden, sondern auch aus Stoffen, die mit Metallen gar nicht gemein haben.

Erinnern wir uns an die Verbrennung des Schwefels. Wir erhielten dabei die chemische Verbindung Schwefeldioxid. An die 4 Millionen chemische Verbindungen sind bis heute gefunden oder künstlich hergestellt worden.

Die Metalle, die wir nun betrachten, kommen in der Natur überhaupt nicht als Metalle vor, sondern existieren nur als chemische Verbindungen. Erst die Menschen vermochten chemische Reaktionen durchzuführen, bei denen aus diesen Verbindungen die Metalle gewonnen werden. Das Aluminium ist ein Beispiel dafür.

Silber aus Lehm

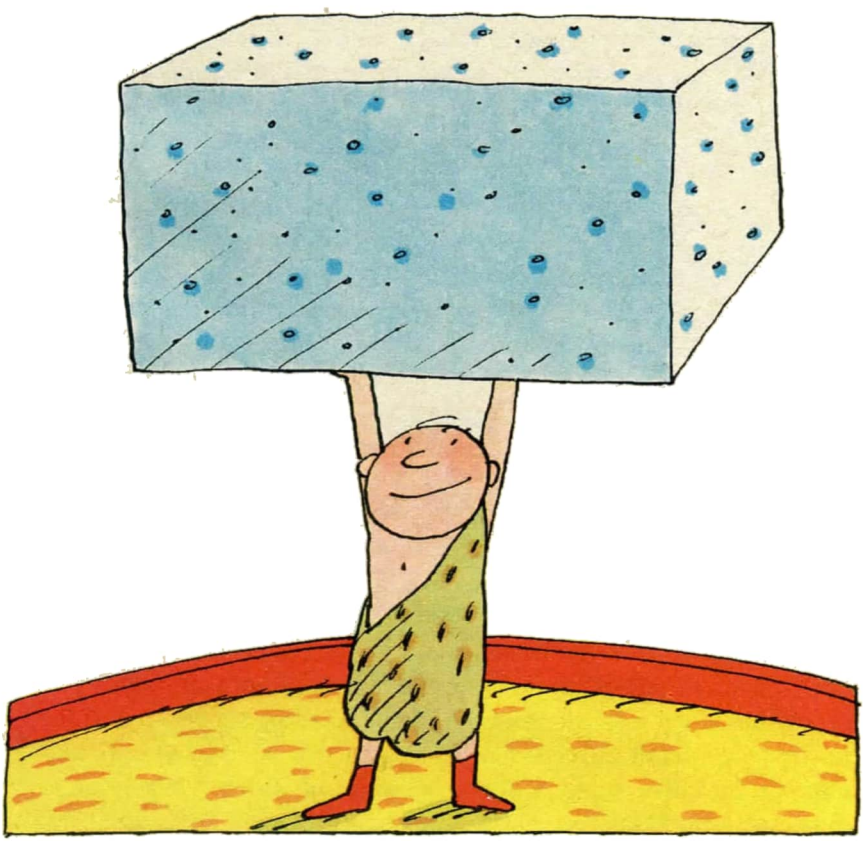
Oft gelangen neu entdeckte Metalle erst in die Werkstatt der Juweliere. Dies war auch das Schicksal des Aluminiums. Wer heute auf Schritt und Tritt dem Aluminium begegnet, kann sich schwerlich vorstellen, daß dieses Metall einmal mit Gold aufgewogen wurde. Napoleon III., den man den kleinen Neffen des großen Onkels nannte, gab ein rauschendes Fest. Einige Ehrengäste durften die erlesenen Speisen mit Bestecken aus Aluminium genießen. Weniger bedeutende Gäste mußten sich mit gewöhnlichen Silberbestecks begnügen. 1823 war es dem dänischen Wissenschaftler H. C. Oersted erstmalig gelungen, eine geringe Masse reines Aluminium herzustellen. Friedrich Wöhler fand eine bessere Methode. Aber sie erlaubte nur die Herstellung stecknadelkopfgroßer Kügelchen.

Dabei ist unsere Erdkruste unermeßlich reich an chemischen Verbindungen des Aluminiums. Ihr Massenanteil an Aluminium beträgt 8,1 Prozent. Viele Acker- und Waldböden, die aus verwitterten und verwitternden Gesteinen zusammengesetzt sind, enthalten Ton. Ton ist plastisch und knetbar und ist, vereinfacht gesagt, eine chemische Verbindung des Aluminiums und des Siliciums mit Sauerstoff. Deshalb nannte man das Aluminium auch Silber aus Lehm.

Als es nun möglich wurde, Aluminium durch Einwirkung von elektrischem Gleichstrom aus geschmolzenem Aluminiumoxid herzustellen, stieg die Produktion rapide an. Allerdings mußte man sich anfangs damit abfinden, daß das gewonnene reine Aluminium sehr weich und daher für viele Konstruktionen nicht verwendbar war. Es nimmt nicht wunder, daß man Legierungen von Aluminium mit Kupfer, Magnesium und Mangan auf Härte prüfte. Dabei stellte man fest, daß man diese Legierungen ebenso wie Stahl „abschrecken" muß, um ein hartes Material zu erhalten. Durch Zufall wurde dabei entdeckt, daß solche Legierungen nach dem Abschrecken noch mehrere Tage aushärten. Auf diese Weise wurden sehr harte Aluminium-

Legierungen hergestellt, die unter dem Namen „Duralumin“ in den Handel kamen. Nun war der Weg frei, um Aluminium zum Beispiel für die Konstruktion von Flugzeugen zu verwenden, denn die Dichte von Aluminium beträgt nur 2,712 Gramm pro Kubikzentimeter. Das ist ein reichliches Drittel der Dichte des Eisens.

Das Aluminium besitzt eine sehr gute elektrische Leitfähigkeit, die der des Kupfers nur sehr wenig nachsteht. Daher hat dieses Metall in der Elektroindustrie einen festen Platz. Aluminiumpulver hat sich ein neues Einsatzgebiet erobert. Bringt man es in frischen Mörtel, ein Gemisch von Calciumhydroxid, Wasser und Sand, so bildet sich unter bestimmten Bedingungen Wasserstoff, der im Mörtel verbleibt und ihn auftreibt wie einen lockeren Kuchen. Dieser „Kuchen“ ist allerdings hart. Solche Steine sind sehr leicht. Manche Sorten schwimmen auf dem Wasser. Die Gaseinschlüsse bedingen eine



außerordentlich geringe Wärmeleitfähigkeit. Außerdem läßt sich das Material hervorragend sägen und bohren. Man baut mit diesen Steinen sozusagen „Gaspaläste".

Wie sich eine Sache in ihr Gegenteil verkehrt

Aluminium ist wesentlich unbeständiger als Eisen oder Zink, von Kupfer ganz zu schweigen. Es müßte sich also sehr rasch wieder mit anderen Stoffen verbinden. Daß Aluminium wesentlich unbeständiger ist als Eisen, zeigt sich bei vielen seiner chemischen Reaktionen. Außerordentlich gefürchtet sind Aluminiumstäube im Gemisch mit Luft. Feuerwehrleute wissen davon zu berichten. Ein Funken genügt, und ein solches Gemisch explodiert. Aluminium verbindet sich bei dieser chemischen Reaktion explosionsartig mit dem Sauerstoff der Luft. Es entsteht die chemische Verbindung Aluminiumoxid. Und dessen ungeachtet wird Aluminium benutzt, um damit Dächer zu decken, Fensterrahmen herzustellen, Türklinken zu fertigen, Fahrradfelgen zu produzieren und viele weitere unentbehrliche Gegenstände zur Verfügung zu stellen.

Wie ist es zu erklären, daß das chemisch so unbeständige Aluminium Wind und Wetter ausgesetzt werden kann?

Der Grund ist in der Unbeständigkeit des Aluminiums zu suchen. An der Luft überzieht es sich sofort mit einer dünnen, durchsichtigen, fest haftenden Schicht aus Aluminiumoxid. Diese Schicht schützt das darunterliegende Aluminium vor Luft und Wasser. Aluminium liefert somit seinen eigenen Korrosionsschutz.

Man kann diesen Überzug aus Aluminiumoxid noch verstärken. Dazu muß man das gereinigte Metall an den Pluspol einer Gleichspannungsquelle anschließen und in verdünnte Schwefelsäure tauchen. Der so entstehende dickere Überzug aus Aluminiumoxid ist zunächst porös. Diese Eigenschaft kann man ausnutzen, indem man das behandelte Metallstück in Farbstofflösungen eintaucht. So entstehen zum Beispiel Metallteile, die golden oder rubinrot glänzen oder bläulich schimmern. Taucht man solche Stücke in heißes Wasser, so schließen sich die Poren, und der Überzug schützt das darunterliegende Metall zuverlässig. Zu bewundern ist, wie der „Fehler" des Aluminiums, seine Unbeständigkeit, in einen Vorzug umgemünzt werden kann.

Federn, die nie ermüden

„Hinter dem Rücken" der Aluminiumverbindungen hat sich lange Zeit das Beryllium verborgen. Es ähnelt dem Aluminium sehr, hat aber noch eine wesentlich geringere Dichte. Auch das Beryllium bedeckt sich mit einer Oxidschicht. Sie verhindert die weitere Bildung von Berylliumoxid bis zu Temperaturen um 800 °C. Verbrennt dieses Metall jedoch, so entstehen dabei sehr hohe Temperaturen. Beryllium besitzt etwa den sechseinhalbfachen Heizwert von Turbinentreibstoff. Daher ruft dieses Metall das Interesse der Raketenspezialisten hervor. Berylliumverbindungen sind jedoch hochgiftig.

Eine Legierung aus Beryllium mit einem Massenanteil von 3 Prozent Kupfer heißt Berylliumbronze. Aus diesem Material kann man Federn herstellen, die auch dann nicht ermüden, wenn sie milliardenmal gedehnt und zusammengedrückt werden. Im Flugzeugbau sind solche Werkstoffe sehr gefragt.

Was ein Galafeuerwerk verrät

Beryllium kommt auf der Erde recht selten vor. Aus einer Tonne Erdmaterial könnte man 4,2 Gramm Beryllium herstellen. Ganz anders verhält es sich mit dem Aluminium, dem Calcium und dem Magnesium. Eine Tonne Erdmaterial enthält im Durchschnitt 80 Kilogramm Aluminium, 36 Kilogramm Calcium und 21 Kilogramm Magnesium. Doch bis die Chemiker diese Metalle herstellen konnten, verging viel Zeit. Denn in der Natur gibt es nur chemische Verbindungen des Aluminiums, des Calciums und des Magnesiums.

Wie ist nun die Erdkruste zusammengesetzt?

Unter den Bestandteilen der Erdkruste nimmt der Sauerstoff den Löwenanteil ein, nämlich knapp die Hälfte der Masse. Ihm folgt das Silicium mit annähernd einem Drittel der Masse. An dritter Stelle steht Aluminium mit einem knappen Zwölftel der Masse, und das Eisen bringt es immerhin auf ein Zwanzigstel der Masse der Erdkruste. Erst dann folgt das Calcium mit 3,5 Prozent, was man gar nicht glaubt, wenn man zum Beispiel die mächtigen Massive der Kalkalpen und die Zechstein- oder Muschelkalkgebirge kennt.

Damit sind wir wieder beim Calcium und seinen Verwandten, dem Magnesium und dem Strontium. Die Häufigkeit des Vorkommens

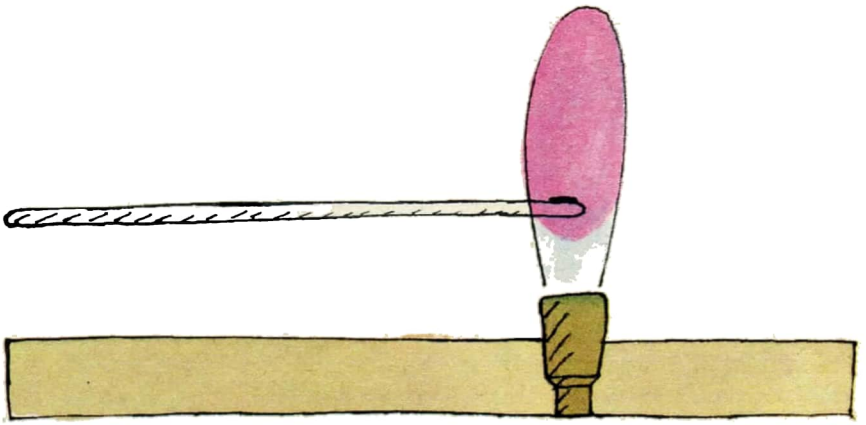
dieser Metalle steht im Widerspruch dazu, daß sie erst vor knapp 180 Jahren rein hergestellt werden konnten. Dieses Verdienst gebührt dem englischen Chemiker Humphry Davy. Im Jahre 1808 gewann er diese Metalle aus Schmelzen ihrer Salze.

Chemische Verbindungen des Calciums und des Bariums sind uns schon begegnet und haben sicherlich unvergeßliche Eindrücke hinterlassen. Bei einem Galafeuerwerk signalisieren die grünen Phantasiegebilde Bariumverbindungen, wogegen die glutroten Kaskaden und Figuren von den glühenden Strontiumverbindungen herrühren. Auch das Calcium wirkt in dieser Symphonie der Farben mit und liefert in Form seiner glühenden Verbindungen das schöne Ziegelrot.

Das können wir selbst einmal probieren.

Um zum Beispiel die ziegelrote Calciumflamme zu erkennen, lösen wir ein wenig Kalkstein in verdünnter Salzsäure auf und halten





das aufschäumende Gemisch an die Luftzuführung des Brenners, dessen Flamme entleuchtet wird. Wer nur einen Spiritusbrenner besitzt, verwendet ein Magnesiastäbchen oder eine Magnesiarinne, taucht sie in die Lösung und hält sie in den heißesten Bezirk der Flamme. Leider kann man einen Glasstab nicht gebrauchen, weil er beim Erhitzen selbst eine intensiv gelbe Flammenfärbung ergibt. Sie stammt von Verbindungen des Natriums, die im Glas enthalten sind. Auch das Kochsalz ist eine Natriumverbindung. Kocht zum Beispiel Salzwasser über, so kann man die gelbe Flammenfärbung gut erkennen. Dieses charakteristische Gelb tritt auch bei den modernen Natriumdampflampen auf, die bei der Straßenbeleuchtung vorherrschen, da sie eine sehr hohe Lichtausbeute haben.

Nun können wir uns noch an der Flammenfärbung von Kaliumverbindungen erfreuen. Leider überdeckt die intensiv gelbe Flammenfärbung der Natriumverbindungen leicht das schöne Violett der Kaliumverbindungen, wenn diese nur geringfügig verunreinigt sind. Wir benötigen also möglichst reines Kaliumchlorid, Kaliumsulfat oder Kaliumnitrat, stellen die Lösung eines dieser Salze her und ermitteln die Flammenfärbung. Sehr schön kann man diese Probe mit Kaliumcarbonat durchführen, das man in ein flaches Schälchen bringt und mit reiner Salzsäure versetzt. Dabei schäumt das Gemisch auf, und es werden Stoffteilchen in die Flamme mitgerissen.

Für die Chemiker ist die Flammenfärbung eine Vorprobe, die ihnen Anhaltspunkte dafür bietet, welche Metalle als chemische Verbindungen in einer bestimmten Probe vorliegen.

Selten, doch in großen Stücken

Zum Schluß werfen wir noch einen Blick auf eine Metallfamilie, zu der das Lithium, das Natrium, das Kalium, das Rubidium, das Caesium und das Francium gehören. Wir wollen einiges über das Lithium berichten. Es ist selten auf der Erde, aber eine seiner chemischen Verbindungen bildet riesige Kristalle. Dieses Mineral heißt Spodumen. Dessen Kristalle erinnern an die Form von Holzbalken. Solche Spodumenkristalle können eine Masse von 30 bis 50 Tonnen haben. Selbst ein Schwerlasttransporter hätte Mühe damit. Solch ein Koloß ist in Süddakota gefunden worden.

Lithium verbindet sich mit allen Bestandteilen der Luft außer mit Edelgasen. Sollte also ein Chemiker ein Edelgasgemisch gewinnen wollen, so muß er die Luft über erhitztes Lithium leiten. Nehmen wir an, er verwendet einen Kubikmeter Luft dazu und arbeitet gewissenhaft, so wird er 9,4 Liter eines Edelgasgemisches erhalten.

Über Lithium gibt es viel Interessantes zu berichten. Lithium reagiert bei gelindem Erhitzen mit Wasserstoff. Dabei entsteht Lithiumhydrid, ein fester, kristalliner Stoff. Ein Kilogramm Lithium verbindet sich bei diesem Vorgang mit 2 800 Litern Wasserstoff, also mit annähernd 3 Kubikmetern dieses Gases. Diese chemische Verbindung ist unter gewöhnlichen Bedingungen beständig. Mit Wasser reagiert Lithium allerdings heftig, wobei Lithiumhydroxid und Wasserstoff entstehen. Im zweiten Weltkrieg führten US-amerikanische Flieger Lithiumhydrid in Tablettenform mit. Bei einer Notwasserung konnten durch Reaktion dieser Verbindung mit Wasser Schwimmwesten und aufblasbare Boote schnell mit Wasserstoff gefüllt werden.

Leider läßt sich das Lithium sehr schlecht handhaben. Natrium kann man unter Petroleum aufbewahren. Dagegen schwimmt Lithium auf dieser Flüssigkeit. Es ist mit Abstand das leichteste Metall. Selbst Aluminium kann da nicht mithalten. Ein gleiches Volumen dieses Metalls hat annähernd die fünffache Masse.

Nun wird es allmählich Zeit, den Saal der Metalle zu verlassen. Wir sind uns allerdings bewußt, daß wir nur sehr wenige Metalle kennengelernt haben. Nahezu 80 Metalle gibt es, und jedes einzelne wäre es wert, genauer betrachtet zu werden.

Salz ist nicht gleich Salz

Wir treten in den Saal der Salze ein. Er ist wesentlich größer als der Metallsaal. Die nahezu 80 Mitglieder der Metallfamilie bilden gegenüber den Tausenden von Stoffen in diesem zweiten Saal eine sehr kleine Minderheit. Unscheinbare Substanzen stehen hier neben großen Kristallen in herrlichen Farben und regelmäßigen Formen. Die vielen Substanzen mit unbekannten Namen verwirren uns, aber wir treffen auch alte Bekannte.

Kochsalz – häufig und kostbar zugleich

Einer unserer alten Bekannten präsentiert sich uns in ungewohnter Gestalt, in Gestalt herrlicher würfelförmiger Kristalle von beachtlicher Größe. Man möchte meinen, daß hier ein Edelsteinschleifer am Werk gewesen sei. In den Steinsalzlagern kann man solche Kristalle bewundern. Wir haben nichts anderes vor uns als unser gewohntes Kochsalz. In unserem Museum muß es sehr trocken sein, sonst verlieren die Steinsalzkristalle ihre herrliche Gestalt und lösen sich auf.

Die Löslichkeit des Steinsalzes nutzt man zur Gewinnung von Kochsalz aus Salzlagern. Man pumpt in die Steinsalzlager Wasser hinein, so daß das Steinsalz aufgelöst wird, und saugt anschließend die entstandene Salzlösung, die Salzsole, wieder heraus. Die Salzsole wird durch Rohrleitungen in Chemiebetriebe gepumpt. Diese Leitungen können Entfernungen von Hunderten Kilometern überbrücken.

Doch der größte Anteil an Salzlösungen in der Welt wurde und wird nicht vom Menschen geschaffen, sondern von der Natur selbst. Das Weltmeer enthält riesige Massen an Kochsalz gelöst. Jeder, der Meerwasser schon einmal unfreiwillig geschluckt hat, wird den Eindruck gewinnen, daß es hoffnungslos versalzen ist. In einem Liter Meerwasser sind durchschnittlich 35 Gramm verschiedener Salze gelöst. Den Löwenanteil davon nimmt allerdings das Kochsalz ein. Sein Anteil in einem Liter Meerwasser beträgt 29,6 Gramm. Man kann sich die riesigen Salzmassen, die im Weltmeer gelöst sind, nur

sehr schwer vorstellen. Wollte man diese Massen in Tonnen angeben, so erhielte man eine siebzehnstellige Zahl.

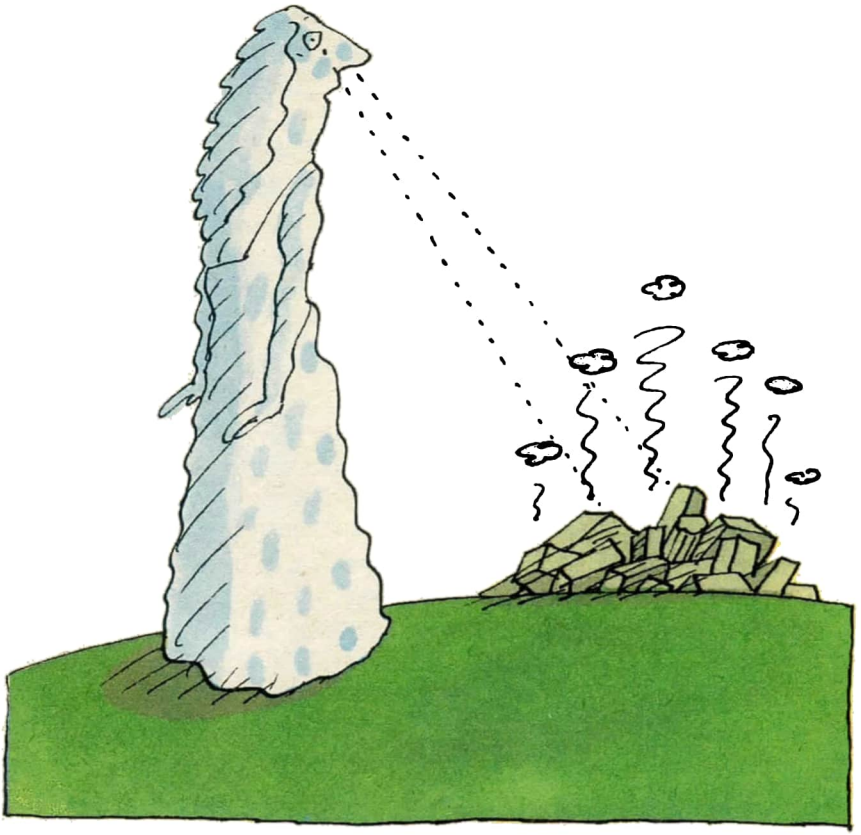
Wir könnten uns selbst eine Salzlösung herstellen, in der genauso viel Salz enthalten ist wie in einem Liter Wasser des Ozeans. Interessanter ist es jedoch, der Frage nachzugehen, ob sich beliebige Massen an Kochsalz in Wasser lösen. Die Frage ist auch von praktischem Interesse; denn wäre die Löslichkeit des Kochsalzes in Wasser sehr gering, so wäre der Transport von Salzsole in Rohrleitungen unökonomisch, weil viel Wasser transportiert werden müßte für die Förderung von vergleichsweise geringen Massen an Salz. Dieser Frage wollen wir mit einem Experiment nachgehen.

Wir messen etwa 100 Milliliter Wasser ab – das sind 100 Gramm – und stellen das Gefäß auf eine Briefwaage. Ein sehr leichter Plastikbecher ist geeignet, denn auf der Briefwaage lassen sich nur geringe Massen bestimmen. Nun füllen wir mit einem Spatel in kleinen Portionen möglichst feines Kochsalz zu. Wir notieren die Massezunahme. Nach jeder Portion muß kräftig umgerührt werden. Wir setzen stillschweigend voraus, daß sich die Temperatur in unserem Zimmer nicht ändert und daß das Wasser die Umgebungstemperatur angenommen hat.

Das Ergebnis sei verraten. In 100 Gramm Wasser lösen sich 35,8 Gramm Kochsalz. Fügen wir dieser Salzlösung weiteres Kochsalz hinzu, so setzt sich dies am Boden ab. Wir sagen, die Salzlösung ist gesättigt.

Wer ein Tabellenwerk besitzt, wird andere Zahlen finden. Der Unterschied ist jedoch nur scheinbar. Dort gibt man an, wieviel Gramm gelöstes Salz sich in 100 Gramm Salzlösung befinden. Man spricht vom Massenanteil des Salzes in der Salzlösung, der meist in Prozent angegeben wird. Der Massenanteil an Kochsalz in einer gesättigten Kochsalzlösung beträgt 26,4 Prozent.

Gesättigte Salzlösungen gibt es auch in der Natur. Eine der berühmtesten ist das Tote Meer. Es besitzt keinen Sandstrand, sondern einen Salzstrand. Unter dem Einfluß des Windes haben sich in dieser sehr trockenen Gegend bizarre Salzsäulen gebildet, die die Phantasie der Menschen seit altersher angeregt haben. Die berühmteste Legende, die sich um diese Salzsäulen rankt, findet man im Alten Testament. Lots Weib erstarrte nach dieser Legende zur Salzsäule, als sie sich nach den untergehenden Sodom und Gomorrha umblickte.



Wie steht es um die Löslichkeit anderer Salze?

Gegen Silbernitrat, dem Silbersalz der Salpetersäure, nimmt sich die Löslichkeit des Kochsalzes geradezu bescheiden aus. In 100 Gramm gesättigter Silbernitratlösung befinden sich 68,25 Gramm Silbernitrat. Anders gesagt: In 100 Gamm Wasser lösen sich 215 Gramm Silbernitrat. Dagegen ist zum Beispiel eine Silberiodidlösung bereits gesättigt, wenn weniger als ein millionstel Gramm Silberiodid in 100 Gramm Wasser enthalten ist. Doch nehmen wir einen bekannteren Stoff, die Kreide. Lösen wir davon eine Spatelspitze in 100 Gramm Wasser, so haben wir schon eine gesättigte Lösung hergestellt. Mag die Löslichkeit der Salze noch so gering sein – es gibt kein Salz, das völlig unlöslich ist. Oft läßt sich die Löslichkeit nur mit modernen Meßmethoden nachweisen.

Mit dem Kochsalz haben wir nicht nur den Prototyp eines Salzes vor uns, sondern einen sehr häufig vorkommenden Stoff. Heute will es uns kaum in den Kopf gehen, daß dieser so häufig vorkommende Stoff zu verschiedenen Zeiten als Währung diente. In manchen Gegenden des mittelalterlichen Chinas wurden die kleinsten Münzen aus Salz hergestellt. Man ließ Salzlösung eindampfen, formte den Salzbrei zu kleinen Kuchen und trocknete sie auf heißen Ziegeln. Diese Münzen wurden von kaiserlichen Beamten gesiegelt. Hoffen wir, daß der Geldschrank immer trocken blieb. Sonst wäre der Reichtum im wahrsten Sinne des Wortes weggeschwommen.

Auf Pirschgang im Küchenschrank

Doch zurück zu unseren Experimenten. Einige Proben unserer gesättigten Kochsalzlösung füllen wir in flache Schalen und lassen die Lösungen verdunsten. Das dauert mindestens einen Tag, und so haben wir Gelegenheit, die Küche nach anderen Salzen zu durchforschen. Da werden wir vermutlich auf die Soda stoßen, die der Chemiker als Natriumcarbonat bezeichnet. Wir versetzen das Natriumcarbonat mit verdünnter Salzsäure. Es schäumt kräftig auf, weil ein Gas entsteht. Zugleich verbleibt im Reagenzglas eine klare Lösung. Diese Lösung heben wir ebenfalls in einer flachen Schale auf. Wir kennzeichnen sie, damit es keine Verwechslung gibt. Wie notwendig das ist, werden wir noch sehen. Das Gas, das bei der Einwirkung von verdünnter Salzsäure auf Natriumcarbonat entsteht, ist Kohlenstoffdioxid.

Nun nehmen wir uns das Backpulver vor. Sein Hauptbestandteil ist Natriumhydrogencarbonat. Doch besser ist es, wir besorgen uns aus einer Drogerie oder aus einem Reformhaus reines Natriumhydrogencarbonat. Es ist in Form von Tabletten erhältlich, von denen jede eine Masse von 0,45 Gramm hat.

Was hat es nun mit unserem Natriumhydrogencarbonat auf sich? Es tritt seinen Dienst im Kuchenteig an und ist verantwortlich dafür, daß der Teig beim Backen „geht".

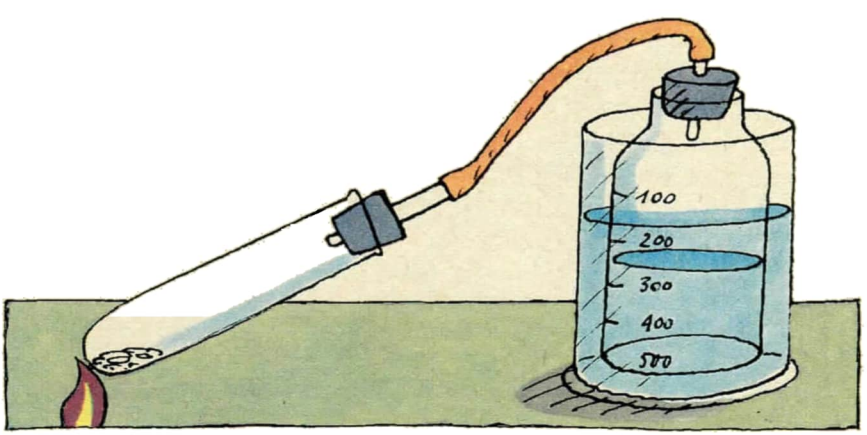
Nun wollen wir diesem Vorgang auf die Spur kommen, indem wir mehrere Spatelspitzen, etwa 0,3 Gramm, Natriumhydrogencarbonat im Reagenzglas erhitzen. Das Reagenzglas wird dicht mit einem durchbohrten Stopfen verschlossen. In ihn ist ein Glasröhrchen ein-

gesetzt, das in ein Reagenzglas mit Kalkwasser führt. Wem diese Prozedur zu umständlich ist, der kann das Kalkwasser mit einem Glasstab über das Salz bringen. Wenn das Salz vorsichtig mit fächelnder Flamme erhitzt wird, läßt sich das Entstehen von Kohlenstoffdioxid an der Trübung des Kalkwassers erkennen. Unsere Devise lautet: Nichts unbeachtet lassen! So entgeht uns nicht, daß sich an den kälteren Teilen des Gläschens Flüssigkeitströpfchen niederschlagen. Wir vermuten, daß es sich um Wasser handelt. Backpulver ist also ein Treibmittel für den Kuchen. Wer wissen will, welches Volumen an Gas im Kuchen entsteht, wenn sich Backpulver zersetzt, möge eine unserer Tabletten vorsichtig mit scharfer Klinge in vier Teile zerlegen. Einen Teil, etwa 0,11 Gramm, gibt man in ein Reagenzglas, das man mit einer „Müllerschen Glocke" verbindet. Wie das Experiment aufzubauen ist, geht aus dem Bild hervor. Der Flüssigkeit setzt man ein wenig verdünnte Säure zu, weil sich Kohlenstoffdioxid sonst in Wasser zu stark lösen würde. Das Ergebnis: Wir erhalten etwa 0,5 Liter Kohlenstoffdioxid. Dabei haben wir außer acht gelassen, daß auch das Wasser bei den hohen Backtemperaturen gasförmig auftritt. Aber in unserem Reagenzglas bleibt ein Rückstand, solange wir es auch erhitzen.

Woraus könnte er bestehen?

Lassen wir das Reagenzglas abkühlen, und versuchen wir unser Glück noch einmal mit verdünnter Salzsäure. Das Ergebnis gleicht der Untersuchung von Soda.

Es ist also nicht ausgeschlossen, daß als Rückstand Natriumcarbonat verbleibt. Da wir hier den exakten Beweis nicht führen können,



muß die Wahrheitsversicherung genügen. Doch wir sind immer noch nicht zufrieden. Als Rückstand in beiden Reagenzgläsern haben wir klare Flüssigkeiten erhalten.

Woraus bestehen sie?

Das wird noch nicht verraten. Wir überführen die Flüssigkeiten ebenfalls in flache Schälchen, lassen sie verdunsten und sorgen dafür, daß wir sie nicht mit dem Schälchen verwechseln, in dem sich die Kochsalzlösung befindet.

Wer noch nie mit Gasen gearbeitet hat, kann auf Seite 97 manches lesen, was für das Gelingen dieses Experiments wichtig ist.

Da wir uns auch in diesem Falle gedulden müssen, untersuchen wir noch ein drittes Salz. Leidenschaftliche Honigkuchenbäcker schätzen es besonders. Es heißt Hirschhornsalz. Es besteht überwiegend aus Ammoniumhydrogencarbonat.

Wenn wir es erhitzen, stellen wir eine merkwürdige Erscheinung fest. Es „verschwindet" scheinbar aus dem Reagenzglas, ohne Spuren zu hinterlassen; aber unsere Nase belehrt uns eines Besseren. Es riecht nach Ammoniak, das zum Beispiel in modernen Reinigungsmitteln vorkommt. Offensichtlich reagiert Hirschhornsalz beim Erhitzen unter Bildung gasförmiger Stoffe. Wer genau beobachtet, hat wieder Wasser erkannt. Nun wäre interessant, zu erfahren, ob uns doch noch ein weiterer Stoff entgangen ist. Wenn wir Analogien bilden, so könnten wir auf Kohlenstoffdioxid schließen.

Wie können wir es nachweisen?

Wir machen uns folgenden Umstand zunutze: Ammoniak löst sich in Wasser. Die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser ist wesentlich geringer. Deshalb bauen wir uns eine Apparatur, in der wir etwas lose zusammengerolltes Filterpapier hineinbringen, das wir mit verdünnter Salzsäure angefeuchtet haben. Man kann das Papier eines Kaffeefilters verwenden. Auf diese Weise fangen wir Ammoniak ab. Das Kohlenstoffdioxid zieht weiter und reagiert mit dem nachgeschalteten Kalkwasser.

Doch nun wird es höchste Zeit, uns mit einigen typischen Eigenschaften der Salze zu befassen. Dazu begeben wir uns in Gedanken in einen Chemiebetrieb, in dem Steinsalz als Rohstoff verarbeitet wird.

Elektrische Leiter, aber um den Preis ihrer Vernichtung

Noch vor 200 Jahren war man der festen Meinung, daß sich Steinsalz unter gar keinen Umständen in einfachere Stoffe chemisch zerlegen lasse. Heute werden viele hunderttausend Tonnen dieses Salzes pro Jahr chemisch zerlegt. Das geschieht in sehr eindrucksvollen Anlagen, die äußerlich eine gewisse Ähnlichkeit mit einem rotglühenden Riesenofen haben. In diesen Apparaten wird das Steinsalz im Gemisch mit Calciumchlorid auf über 600 °C erhitzt. Dabei entsteht eine Salzschmelze. Diese Schmelze wird einer elektrischen Gleichspannung hoher Stromstärke unterworfen.

Was geschieht mit dem Steinsalz unter diesen Bedingungen? Am Minuspol entsteht das Metall Natrium, das wir schon als einen Verwandten des Lithiums kennengelernt haben. Es muß unter Luftabschluß aufbewahrt werden, weil es sonst sofort mit Sauerstoff reagiert. Auch mit Wasser reagiert es augenblicklich. Am Pluspol entsteht das Gas Chlor, dem wir bereits bei unserem untauglichen Versuch begegnet sind, die Stoffe nach ihrem Aggregatzustand zu ordnen. Weitere Stoffe entstehen nicht. Wir sind also berechtigt, die folgende Wortgleichung zu schreiben:

Steinsalz → Natrium + Chlor.

Bei dieser Gelegenheit haben wir die chemische Zusammensetzung des Steinsalzes kennengelernt. Der Chemiker bringt sein Wissen darüber im Namen des Stoffes zum Ausdruck. Steinsalz wird als Natriumchlorid bezeichnet.

Man kann in einer solchen Anlage in 24 Stunden etwa 500 Kilogramm Natrium und etwa 700 Kilogramm Chlor herstellen.

Wozu werden die riesigen Mengen Natrium benötigt?

Hauptverbraucher sind die Goldhersteller. Aus Natrium, Koks und Ammoniak stellt man Natriumcyanid her, eines der stärksten Gifte. Das Natriumcyanid löst Gold aus Gesteinen heraus. Aus dieser Lösung kann man Gold mittels Zink ausfällen. Natrium ist weich, zeigt an frischen Schnittflächen metallischen Glanz und leitet den elektrischen Strom gut.

Da sind wir beim Stichwort elektrische Leitfähigkeit. Auch die Steinsalzschmelze leitet den elektrischen Strom. Eine solche Eigenschaft besitzen alle geschmolzenen Salze. Doch es handelt sich um

eine ganz andere Art Leitfähigkeit, als wir sie von den Metallen kennen. Es wäre zum Beispiel katastrophal, wenn sich das Kupfer in den Hochspannungsleitungen unter dem Einfluß des elektrischen Stromes, den es transportiert, ebenfalls in andere Stoffe umwandeln würde.

Warum zersetzen sich Salzschmelzen unter dem Einfluß elektrischer Gleichspannung?

Von den Metallen wissen wir, daß frei bewegliche Elektronen als Ladungsträger wirken. In einer Salzschmelze muß es ebenfalls elektrische Ladungsträger geben.

Aber welche?

Auf der Suche nach den elektrischen Ladungsträgern im Steinsalz

Bringen wir unsere Steinsalzschmelze zwischen die Pole einer elektrischen Gleichspannungsquelle, so geschieht an den Elektroden dasselbe wie im Falle des metallischen Leiters. Der Pluspol nimmt Elektronen aus der Schmelze auf, der Minuspol entsendet Elektronen in die Schmelze. In einer bestimmten Zeit treten am Minuspol genauso viele Elektronen in die Schmelze ein wie am Pluspol aus der Schmelze austreten.

Worin besteht nun der Unterschied zum Transport elektrischer Ladungen in Metallen?

Zunächst erst einmal darin, daß es in der ganzen Steinsalzschmelze nicht ein einziges frei bewegliches Elektron gibt, das den Ladungstransport übernehmen und die elektrische Leitfähigkeit bewirken könnte. Und doch fließt ein elektrischer Strom, werden elektrische Ladungen befördert.

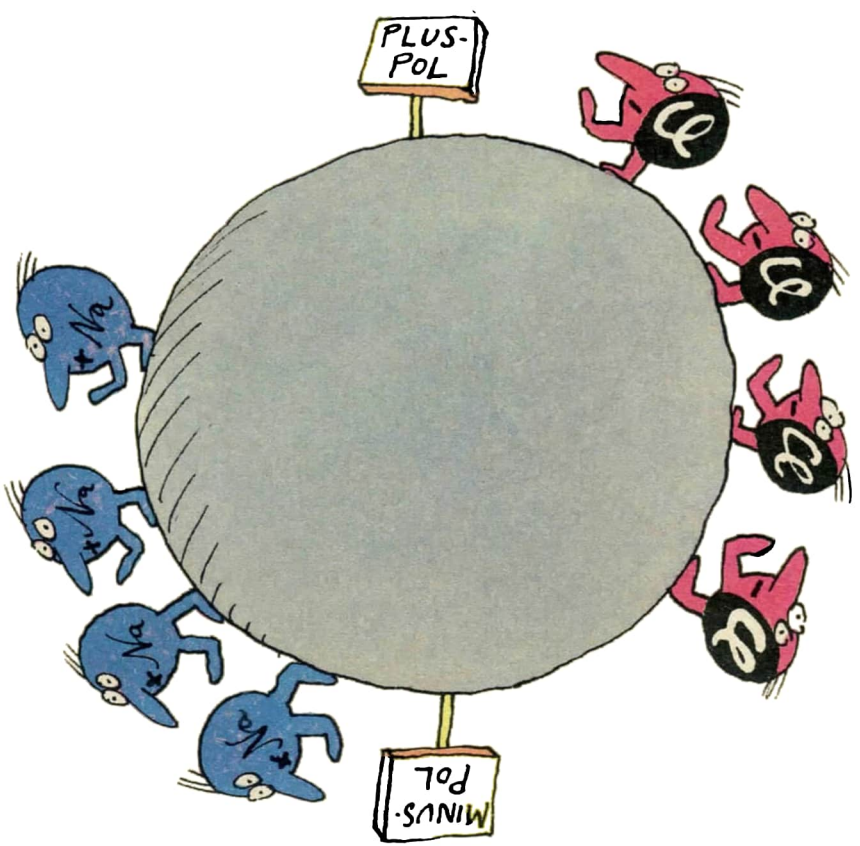
Wo liegt die Lösung dieses Rätsels? Welche Ladungsträger kommen in Betracht?

Wir wollen die Geduld des Lesers nicht länger auf die Folter spannen. Steinsalz, sowohl festes als auch geschmolzenes, besteht aus Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen. Natrium-Ionen sind elektrisch positiv geladene Natriumteilchen. Sie entstehen, indem ein Natriumatom ein Elektron abgibt. Chlorid-Ionen sind elektrisch negativ geladene Chlorteilchen. Sie entstehen dann, wenn ein Chloratom ein Elektron aufnimmt.

Der Chemiker stellt die Ionen des Steinsalzes in seiner Schreibweise wie folgt dar:

Natrium-Ionen: Na^+; Chlorid-Ionen: Cl^-.

Der Betrag der positiven elektrischen Ladung eines Natrium-Ions ist gleich dem Betrag der negativen elektrischen Ladung des Chlorid-Ions. Da ein Steinsalzkristall, wie groß er auch immer sein möge, Natrium- und Chlorid-Ionen im Verhältnis 1:1 enthält, ist der Kristall im ganzen gesehen elektrisch neutral. Das Wort „Ion" ist aus dem Griechischen entlehnt und bedeutet „Wanderer". Die Ionen im festen Natriumchlorid tragen diesen Namen allerdings nicht zu Recht. Denn sie können nur geringfügig um ihre angestammten Plätze schwingen. In der Schmelze hingegen werden die Ionen beweglich. Ihre Wanderung mutet allerdings sehr ziellos an. Könnte man ein be-



liebiges Ion viele Male nacheinander fotografieren, bekäme man ein Bild, das an einen Falter erinnert, der nachts um eine Lichtquelle irrt. Schließen wir den Stromkreis, so ändert sich die Situation. Die Natrium-Ionen wandern zum Minuspol, da sich entgegengesetzte Ladungen anziehen. Die Chlorid-Ionen setzen sich dagegen in Richtung Pluspol in Marsch.

Nun stehen wir bereits dicht vor der Lösung unseres Rätsels. Die Beförderung elektrischer Ladungen wird in der Schmelze des Steinsalzes nicht von den Elektronen übernommen, sondern von den positiv und negativ elektrisch geladenen Ionen. Sie sind die Ladungsträger.

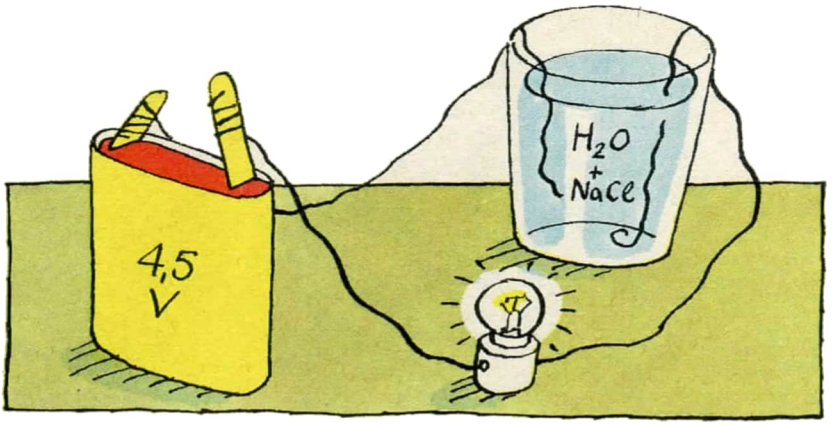
Dies scheint manchem noch verwirrend, denn wie kann der Strom in eine Richtung fließen, wenn die Natrium- und Chlorid-Ionen in einander entgegengesetzte Richtungen streben?

Denkt man dabei nicht an das Gespann eines Krebses und eines Pferdes, das einen Wagen in eine Richtung ziehen soll?

Doch dieser Widerspruch besteht nur scheinbar. Er klärt sich sofort, wenn wir die Vorgänge an den Elektroden untersuchen. Jedes Natrium-Ion, das am Minuspol anlangt, wandelt sich dort unter Aufnahme eines Elektrons in ein Natriumatom um – wir erinnern uns daran, daß der Minuspol eine Elektronenquelle ist. Im selben Moment stößt ein Clorid-Ion an den Pluspol und gibt dort unter Bildung eines Chloratoms ein Elektron ab – uns ist bereits bekannt, daß der Pluspol Elektronen aufnimmt. Insgesamt treten aus dem Minuspol genauso viele Elektronen aus und vereinigen sich mit den Natrium-Ionen zu Natriumatomen, wie in einer bestimmten Zeit Elektronen aus den in Chloratome übergehenden Chlorid-Ionen in den Pluspol eintreten.

Enthalten auch Salzlösungen Ionen?

Das läßt sich leicht feststellen. Wir müssen Lösungen auf elektrische Leitfähigkeit prüfen. Als kritische Experimentatoren führen wir erst einen „Blindversuch" mit destilliertem Wasser durch. Wir verwenden eine 4,5-Volt-Taschenlampenbatterie als Gleichspannungsquelle. Modelleisenbahnfreunde können den Fahrtrafo nehmen. Von den vielen möglichen Leitfähigkeitsprüfern zeigt das folgende Bild eine Variante.



Alle vier Salzlösungen aus unseren Experimenten zeigen elektrische Leitfähigkeit. Das erlaubt schon die Annahme, daß diese Eigenschaft typisch für Salzlösungen ist. Wir können also behaupten, daß die Salzlösungen Ionen enthalten. Dabei sei nur bemerkt, daß nicht alle Ionen so beschaffen sind wie Chlorid- und Natrium-Ionen.

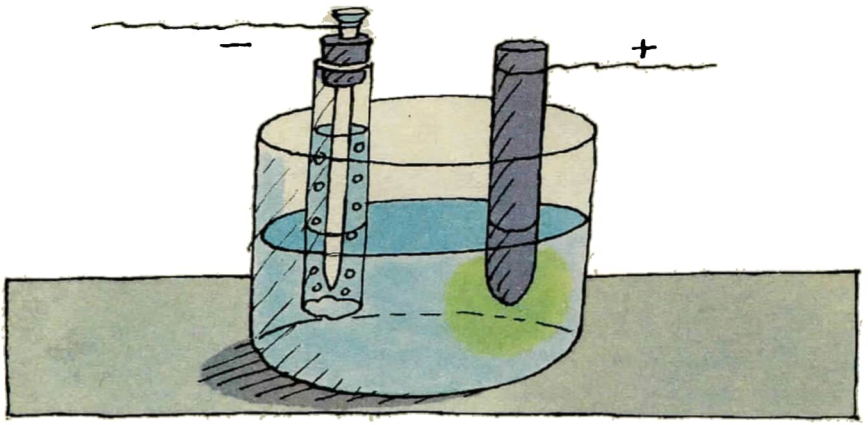
Was wird aus einer Steinsalzlösung gewonnen?

Sollten nicht auch Natrium und Chlor entstehen, wenn man eine Steinsalzlösung einer elektrischen Gleichspannung unterwirft?

Bei flüchtiger Betrachtung könnte man diesen Schluß ziehen. Wer aber schon einmal beobachtet hat, wie Natrium bei Berührung mit Wasser reagiert, wird mit seinen Schlußfolgerungen schon etwas vorsichtiger sein. Untersuchen wir die Frage mit Hilfe eines Experiments.

Für unser Experiment bauen wir uns eine Apparatur auf. Sie besteht aus einem Minuspol, den ein gut abgeschmirgelter Eisennagel bildet, und einen Pluspol, wozu wir den Kohlestab einer alten Taschenlampenbatterie nutzen. Diesen Stab bekommt man ganz leicht heraus, wenn man die Verschlußmasse aus Teer mit einem Spatel entfernt und dann den Kohlestab vorsichtig mit einer Flachzange aus der Masse herauszieht. Nebenbei bemerkt, wird uns der in der Zelle befindliche Zinkbecher noch gute Dienste leisten. Ihn heben wir auf.

Nach kurzer Zeit bemerken wir am Minuspol und am Pluspol Veränderungen.



Am Pluspol stellen wir eine Grünfärbung fest. Außerdem nehmen wir den typischen stechenden Geruch des Chlors wahr. Wir kennen ihn aus der Schwimmhalle. Keine Sorge. Es entsteht so wenig Chlor, daß wir nicht um unsere Gesundheit fürchten müssen. Der Vorgang, den wir beobachten, entspricht voll und ganz dem, der bei der Steinsalzschmelze beschrieben wurde, wenn man davon absieht, daß sich zunächst einmal Chlor in Wasser löst und nicht als Gas entweicht.

Am Minuspol liegen die Dinge allerdings nicht so klar. Wir stellen die Entwicklung eines farblosen Gases fest. Leider entweicht es, so daß wir es nicht untersuchen können. Es sei gesagt, das Wasserstoff entstanden ist. Warum es zur Bildung von Wasserstoff kommt, wird später erläutert. Aber nicht jede Veränderung muß sichtbar sein. In der Umgebung des Minuspols ist außerdem eine farblose Lösung entstanden. Sie heißt Natronlauge oder Natriumhydroxidlösung. Wird Natriumhydroxidlösung eingedampft, erhält man einen weißen, salzartigen Stoff, das Natriumhydroxid oder Ätznatron.

Natriumhydroxid gehört zu den Giften, hat ätzende Wirkung und ist besonders gefährlich, wenn es in die Augen gelangt. In der Verdünnung, in der wir es hier gewinnen, ist es ungefährlich. Dennoch ein Wort zur Sicherheit. In vielen Haushaltswaren ist Natriumhydroxid enthalten, so zum Beispiel in den Chemikalien für die Entwicklung von Schwarzweiß-Umkehrfilmen. Besondere Sorgfalt erfordert auch die Arbeit mit den Backofenreinigern. Manche werden sogar in Spraydosen angeboten. Gummihandschuhe und Schutzbrille bei der Arbeit mit solchen Chemikalien sind unbedingt erforderlich. Nimmt man keine Schutzhandschuhe, so kommt es zu leichten Verätzungen

der Haut. Die obersten Hautschichten lösen sich in Form von Schuppen ab, und nach einigen Tagen ist alles wieder in Ordnung. Anders ist es, wenn Natriumhydroxid in die Augen gelangt. Wenn hier nicht sofort und minutenlang mit Wasser gespült wird, ist das Augenlicht in Gefahr. In einem solchen Fall muß unbedingt ein Arzt aufgesucht werden. Nun zurück zu unserem Experiment.

Haben wir mit ihm nur eine Kuriosität untersucht?

Das ist keineswegs der Fall. Wir haben mit dem kleinen Experiment das Modell eines Verfahrens geschaffen, mit dem in der Praxis Millionen Tonnen Ätznatron, Wasserstoff und Chlor hergestellt werden. Das Verfahren heißt Natriumchloridelektrolyse.

Konzentrierte Steinsalzlösung gelangt in Elektrolysezellen, die im Prinzip nicht anders arbeiten, als wir es mit unserem kleinen Experiment gezeigt haben. Eine poröse Wand, Diaphragma genannt, verhindert die Vermischung des Wasserstoffs mit dem Chlor.

Nach soviel Theorie haben wir uns nun eine Verschnaufpause verdient, die wir für einen kleinen Bericht aus der Vergangenheit nutzen wollen.

Salzgewinnung im Mittelalter

Im Mittelalter stand die Salzgewinnung in Halle, Salzburg, Hallein, Halberstadt und anderen Orten in hoher Blüte. So kam zum Beispiel die Stadt Halle zu großem Reichtum. Vier Solbrunnen lieferten die Salzlösung. Drei Brunnen spendeten eine Salzlösung, die einen Salzanteil um 20 Prozent hatte. Das Salz wurde in großen flachen eisernen Pfannen gesiedet. Diese Pfannen faßten über 300 Liter Sole. Die Sole wurde mit etwas Rinderblut versetzt, das die Sole zum Schäumen brachte und Verunreinigungen in sich aufnahm, die abgeschöpft wurden. Nach längerem Sieden bildete sich in der Pfanne eine gesättigte Salzlösung. Am Rand der Pfanne zeigte sich eine weiße Kruste. Am Boden der Pfanne setzten sich große Salzkristalle ab. Sie wurden abgekratzt und mit großen durchlöcherten Schaufeln aus der Sole gehoben. Das noch feuchte Salz wurde in Weidenkörbe gestampft und getrocknet. Auf diese Weise erhielt man Salzstücke, die eine Masse von etwa 25 Kilogramm hatten. In schwerfälligen Fuhrwerken wurde das Salz nun über die Lande gefahren. Es gelangte auf diese Weise bis nach Prag und in die Niederlande.

Wo kommt das Steinsalz her?

Vor fünfzig Millionen Jahren gab es in Mitteleuropa ein Flachmeer. Es herrschte ein wärmeres Klima als in der Gegenwart. So verdunstete Wasser, und die in ihm gelösten Salze schieden sich ab. Doch damit ist noch nicht erklärt, wieso Steinsalzlager oft Hunderte Meter Mächtigkeit aufweisen. Man nimmt an, daß das Flachmeer durch eine Barre vom Ozean getrennt war. So konnte in dem Maße salzreiches Wasser nachdringen, wie es verdunstete. Die Salzschicht konnte so zu einer Größe emporwachsen, die uns in Erstaunen versetzt.

Unübertroffene Regelmäßigkeit

Doch da stehen noch unsere eingedunsteten Lösungen und harren ihrer Untersuchung. In allen drei Schälchen haben sich quaderförmige Kriställchen gebildet. Eine Lupe oder besser noch ein Schülermikroskop zeigt dies deutlich. Wir können also folgern, daß sich in allen drei Gefäßen Natriumchlorid befindet. Das ist in der Tat merkwürdig. Nur in das erste Gefäß haben wir Kochsalzlösung gefüllt. Der Befund in dem zweiten und dritten Schälchen läßt also keinen anderen Schluß zu, als daß bei Einwirkung von verdünnter Salzsäure auf Natriumcarbonat ebenfalls Natriumchlorid entsteht. Diese Tatsache müssen wir erst einmal hinnehmen.

Wie kommt es zu diesen regelmäßigen Kristallformen?

Dazu schaffen wir uns erst einmal ein Modell. Wir reiben einen aufgeblasenen Luftballon mit einem Tuch. Bringen wir ihn in die Nähe eines nicht in dieser Weise vorbehandelten Ballons, so ziehen beide einander an. Zwischen ihnen bestehen elektrische Anziehungskräfte. Nun können wir zwei oder mehrere Ballons mit dem Tuch reiben und sie aufeinander einwirken lassen. Sie streben auseinander. Kein Wunder, denn sie sind gleichnamig elektrisch geladen. Wer es wünscht, kann das Spiel fortsetzen und vielleicht einmal versuchen, das Kunststück fertigzubringen, vier oder gar sechs geriebene Ballons mit einem unbehandelten zu einem Körper zu vereinen.

Wie könnte das gehen?

Ganz einfach. Der unbehandelte Ballon bildet das Zentrum, die behandelten Ballons werden so angeordnet, daß sie voneinander möglichst weit entfernt sind. Es wird also ein Gebilde wie in unserem

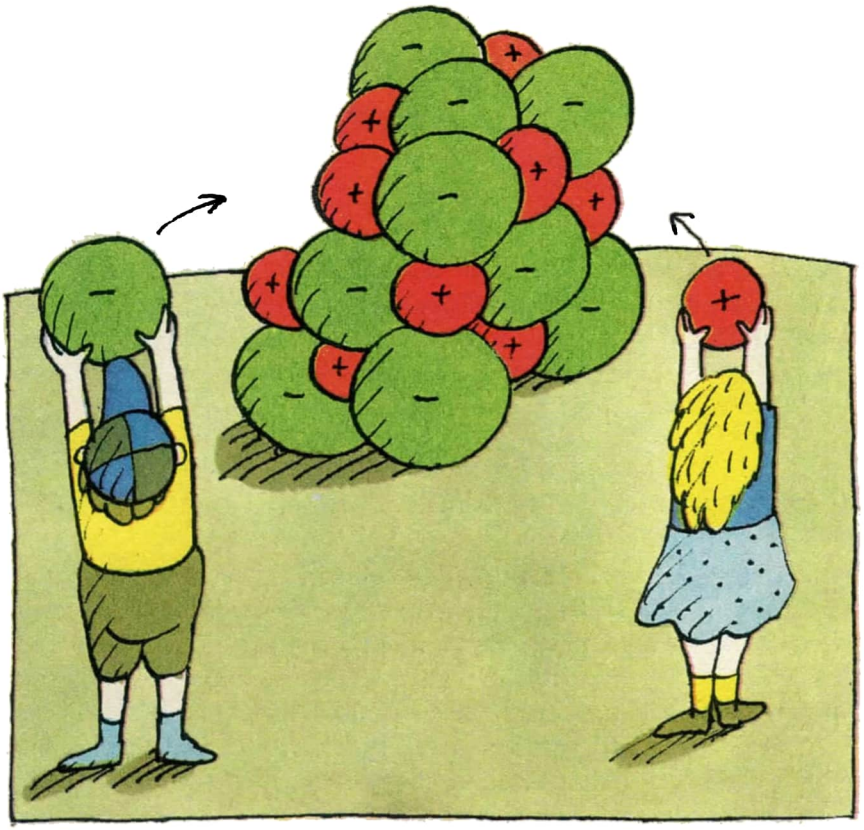


Bild entstehen. Bei den Größenverhältnissen der Natrium-Ionen und der Chlorid-Ionen umgibt sich ein Natrium-Ion mit 6 Chlorid-Ionen. Jedes Chlorid-Ion umgibt sich ebenfalls mit 6 Natrium-Ionen, und so entsteht der regelmäßige Aufbau. Man könnte nun noch fragen, warum dieses Gebilde nicht auseinanderfällt. Denn immerhin besteht zwischen den gleich geladenen Natrium-Ionen, die nur durch eine Schicht Chlorid-Ionen voneinander getrennt sind, eine geringe Entfernung. Man muß jedoch wissen, daß die elektrischen Anziehungskräfte mit wachsender Entfernung viel stärker abnehmen als die Gravitationskräfte. So sind also die Abstoßungskräfte zwischen benachbarten Natrium-Ionen oder zwischen benachbarten Chlorid-Ionen so gering, daß sie die Anziehungskräfte zwischen ihren unmittelbaren Nachbarn mit entgegengesetzter Ladung nicht überwinden.

Nun ist es an der Zeit, den nächsten Saal unseres Museums aufzusuchen.

Gasförmig, flüssig, fest, aber sämtlich flüchtig

Die Stoffe im dritten Saal unseres Museums haben keinen Sammelnamen wie diejenigen im ersten und zweiten Saal. Sie haben aber eine gemeinsame Eigenschaft. Sie sind bei relativ niedrigen Temperaturen flüchtig. Auf unserem Rundgang lernen wir die kälteste Flüssigkeit der Welt sowie eine Flüssigkeit kennen, ohne die es kein Leben gibt, unser Wasser. Wir erfahren auch, warum diese Stoffe flüchtig sind.

Erste Bekanntschaft mit einigen „Flüchtigen"

Ein erster Überblick über die Ausstellungsstücke in diesem Saal führt zunächst zu verwirrenden Eindrücken. Viele Gefäße scheinen leer zu sein. Das stimmt natürlich nicht, denn wir wissen längst, daß es viele farblose Gase gibt. Wir sehen Gefäße mit farblosen oder farbigen Flüssigkeiten, so zum Beispiel das dunkelbraune Brom, das mit dem Chlor und dem Iod nahe verwandt ist. Aber auch feste Stoffe fehlen in dieser Abteilung nicht. So finden wir das Iod, das metallisch glänzende Kristalle bildet.

Wer sich davon überzeugen will, daß das feste Iod zu den flüchtigen Stoffen gehört, bringe zwei Kriställchen in einen Kolben, notfalls in ein großes Reagenzglas. Erhitzt man es ganz langsam, so geht es sofort in den gasförmigen Aggregatzustand über. Man sollte dieses Experiment nur am offenen Fenster durchführen. Das Iod überspringt sozusagen den flüssigen Aggregatzustand. Diesen Vorgang bezeichnet man als Sublimation. In unserem Gefäß bewundern wir nun die violetten Ioddämpfe. Beim Erkalten geht Iod sofort wieder in den festen Aggregatzustand über. Die innere Wand des Gefäßes ist übersät mit den kleinen Iodkriställchen. Diesen Vorgang bezeichnet man als Resublimation. Man kann auf diese Weise Iod von Verunreinigungen befreien. Diese Erscheinung erinnert an die Bildung von Rauhreif. Allerdings sind es bei der Rauhreifbildung Eiskristalle, die sich bei Temperaturen unter 0 °C an den Zweigen von Bäumen und Sträuchern absetzen und ihnen ein bizarres Aussehen verleihen.

Kommt Iod auch im flüssigen Aggregatzustand vor?

Das ist der Fall. Erhitzt man es rasch, so geht es bei 113 °C in eine dunkelbraune Flüssigkeit über, die bei 184,5 °C siedet.

Man rechnet also auch Substanzen zu den flüchtigen Stoffen, die relativ hohe Siedetemperaturen haben. Landläufig zählt man zum Beispiel Benzin, Alkohol und Aceton zu den flüchtigen Stoffen, da sie beim Öffnen eines Gefäßes entweichen.

Schwefel ist nicht gleich Schwefel

Auch den Schwefel finden wir im Saal der flüchtigen Stoffe wieder. Schauen wir uns diesen Stoff näher an. Schwefel bildet gelbe Kristalle. Wer ein Mikroskop zur Verfügung hat, kann feststellen, daß diese Kristalle eine rhombische Gestalt haben.

Beim Erhitzen von Schwefel in einem Reagenzglas schmilzt der Schwefel. Wenn wir ihn ganz vorsichtig mit fächelnder Flamme erhitzen, erhalten wir zunächst eine honiggelbe Flüssigkeit. Erhitzen wir weiter, so wird diese Flüssigkeit dunkelbraun und zähe, bis sie bei weiterem Erhitzen wieder dünnflüssig wird, aber ihre dunkelbraune Farbe behält. Schließlich geht der Schwefel bei 444 °C in den gasförmigen Aggregatzustand über. Gießt man etwas von dem flüssigen dunkelbraunen Schwefel auf eine feuerfeste Unterlage, so kann man sich davon überzeugen, daß der Schwefel wieder in den festen Aggregatzustand übergeht.

Aber wo ist die schöne gelbe Farbe geblieben?

Das Ganze sieht sehr unansehnlich aus. Bringen wir ein wenig davon auf einem Objektträger unter das Mikroskop, um uns die Kristalle des Schwefels anzusehen, so erwartet uns eine Überraschung. Wir finden zwar kleine Kriställchen, aber sie sind nadelförmig. Man bezeichnet sie als monoklinen Schwefel. Wer diese Erscheinung seinem Freund zeigen will, darf das nicht auf die lange Bank schieben. Will er ihm die monoklinen Kristalle erst am nächsten Tage zeigen, so wird er sich als einen Münchhausen schelten lassen müssen. Die Nadeln sind zwar noch zu sehen, aber sie sind gelb und nicht mehr durchsichtig. Im Innern der Nadeln findet man kleine rhombische Kristalle, die jenen gleichen, welche ursprünglich vorhanden waren.

Monokliner und rhombischer Schwefel sind zwei unterschiedliche Stoffe, obwohl sie aus Atomen derselben Art bestehen. Erinnern wir

uns an die Schmelztemperatur als eine charakteristische Eigenschaft vieler Stoffe. Rhombischer Schwefel besitzt eine Schmelztemperatur von 114 °C, monokliner Schwefel hingegen von 119 °C. Der monokline Schwefel ist nur bei höherer Temperatur beständig und läßt sich bei Zimmertemperatur nicht aufbewahren.

Die kälteste Flüssigkeit

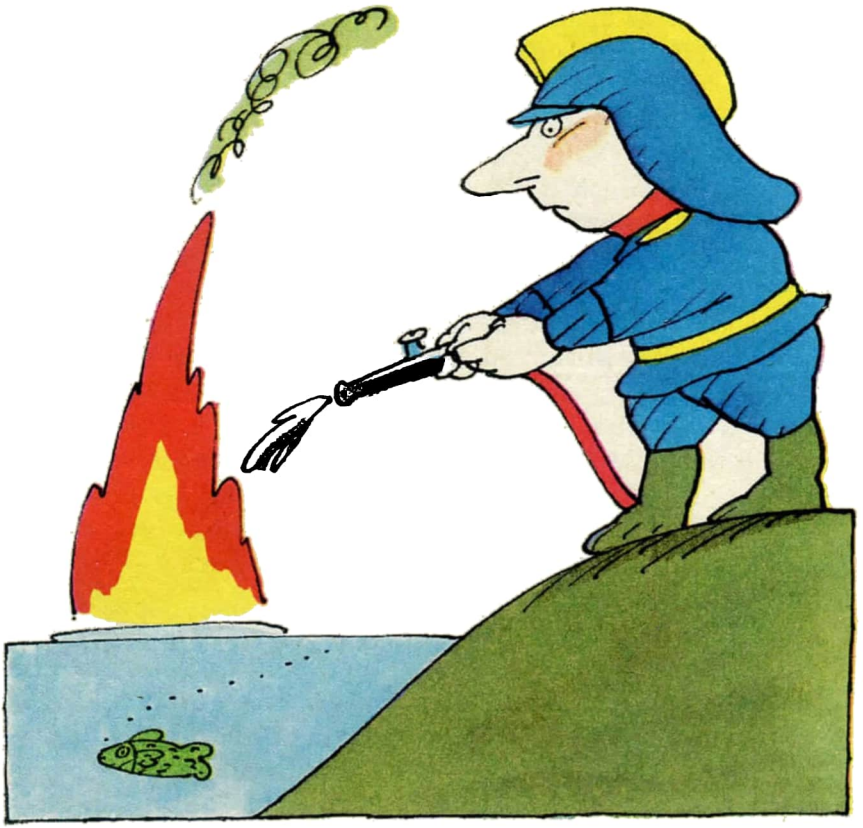
Welcher Stoff hat die niedrigste Siede- und Schmelztemperatur?

Es ist das Edelgas Helium, das bei −268,98 °C siedet. Will man Helium im festen Aggregatzustand erhalten, so gelingt dies nur bei weiterer Kühlung und bei Anwendung von hohem Druck. Dann hat man bei −272,1 °C festes Helium. Flüssiges Helium ist die kälteste Flüssigkeit, die man kennt. So wie siedendes Wasser seine Temperatur beibehält, bis der letzte Tropfen in den gasförmigen Aggregatzustand übergegangen ist, so hält siedendes Helium seine Siedetemperatur von etwa −269 °C aufrecht, bis der letzte Tropfen Helium verdampft ist.

Die Möglichkeit, solch niedrige Temperaturen auf Dauer aufrechtzuerhalten, kann für die Technik noch einmal sehr bedeutsam werden. Viele Metalle besitzen bei Temperaturen nahe dem absoluten Nullpunkt Supraleitfähigkeit. Sie setzen dem elektrischen Strom in diesem Zustand praktisch keinen elektrischen Widerstand entgegen. Ein Kupferkabel in einem Mantel aus flüssigem Helium könnte bei dieser Temperatur elektrische Energie faktisch ohne Leistungsverlust über Kontinente hinweg übertragen. So könnte man zum Beispiel Kohlekraftwerke bei weitabgelegenen Lagerstätten errichten, deren Abbau wegen der hohen Kosten des Transports der Kohle in die Industriezentren gegenwärtig völlig unrentabel ist.

Achtung, Gefahrklasse A I!

Sehr viele leichtflüchtige Stoffe sind brennbar. Denken wir nur an Vergaser- und Dieselkraftstoff, Ethanol, aber auch an viele Lösungsmittel für Lacke und Farbstoffe. Besonders gefährlich sind solche brennbaren leichtflüchtigen Stoffe, die sich nicht oder nur geringfügig mit Wasser mischen lassen. Sie werden der Gefahrklasse A zuge-



ordnet. Brennbare Flüssigkeiten, die sich in jedem beliebigen Verhältnis mit Wasser mischen lassen, gehören zur Gefahrklasse B.

Das wollen wir an zwei Flüssigkeiten selbst ausprobieren. Vor Beginn der Untersuchung müssen wir alle Flammen löschen! Wir füllen in ein Reagenzglas einen halben Millimeter Wasser und fügen das gleiche Volumen an Feuerzeugbenzin hinzu. Ergebnis: Feuerzeugbenzin läßt sich mit Wasser nicht oder nur teilweise mischen. Es gehört in die Gefahrklasse A. Wir verschließen nun das Reagenzglas und heben es für weitere Untersuchungen auf.

Jetzt führen wir das gleiche Experiment mit reinem Alkohol (Ethanol) durch. Falls wir keinen reinen Alkohol haben sollten, verwenden wir Brennspiritus. Ergebnis: Die Flüssigkeit ist in beliebigem Verhältnis mit Wasser mischbar. Reiner Alkohol und Brennspiritus gehören also in die Gefahrklasse B.

Doch damit ist nicht alles erfaßt. Die Gefahrklassen werden noch nach dem Flammpunkt der Stoffe unterteilt. Die gefährlichsten Flüssigkeiten haben einen Flammpunkt unter +21 °C und werden mit A I oder B I gekennzeichnet. Brennbare Flüssigkeiten mit einem Flammpunkt von +21 °C bis +55 °C gehören zur Gefahrklasse A II oder B II, Flüssigkeiten mit einem Flammpunkt zwischen +55 °C und +100 °C gehören zur Gefahrklasse A III oder B III.

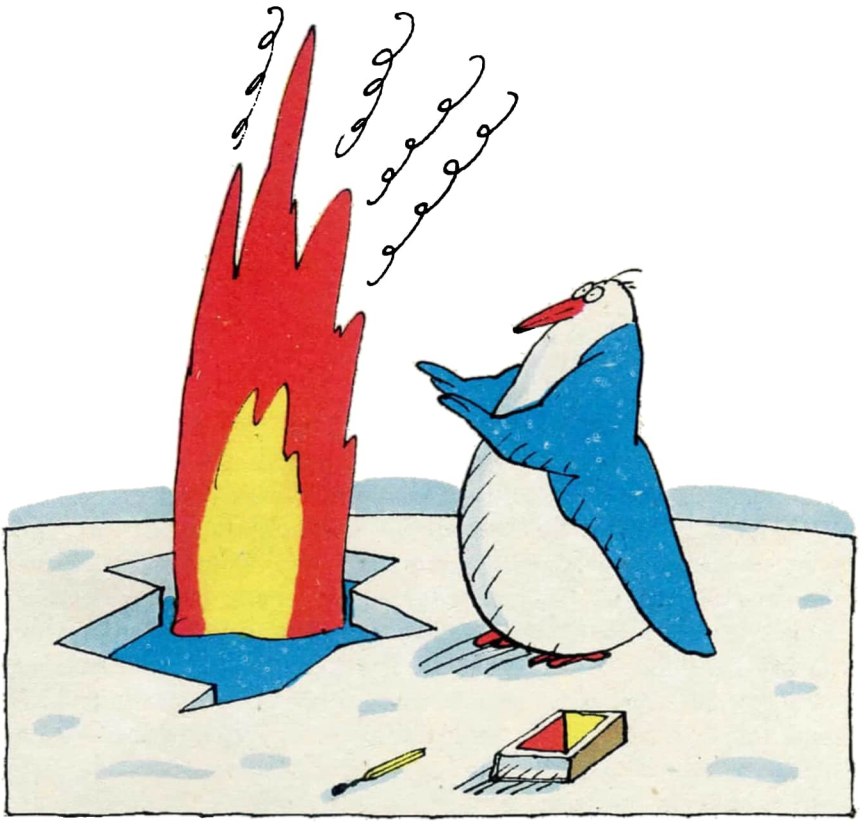
Der Flammpunkt gibt die untere Temperaturgrenze für die Zündfähigkeit einer Flüssigkeit an. Wenn also für Aceton ein Flammpunkt von −20 °C angegeben wird, so sagt dies, daß diese Flüssigkeit bis zu dieser Temperatur zündfähig ist. Allerdings gibt der Flammpunkt die untere Temperaturgrenze an, bei der ein Stoff entflammt, aber nicht von selbst weiterbrennt.

Zur Beurteilung der Gefahren im Umgang mit brennbaren Flüssigkeiten benötigt man noch Angaben über den Brennpunkt. Er gibt die untere Temperaturgrenze an, bei der sich brennbare Gase bilden, die sich bei Annäherung einer offenen Flamme entzünden und von selbst weiterbrennen.

Unser Benzin besitzt einen Flammpunkt von −37 °C, hingegen weist es einen Brennpunkt von −7 °C auf. Nicht nur bei Zimmertemperatur, sondern auch bei strengem Frost läßt sich Benzin mit einem Streichholz entzünden. Da die Verbrennung Wärme liefert, brennt das Gemisch selbständig weiter. Das können wir mit unserem Benzin-Wasser-Gemisch versuchen. Wir gießen es in ein Porzellanschälchen und stellen es auf eine feuerfeste Unterlage. Nachdem wir uns davon überzeugt haben, daß keine Flamme im Raum brennt, zünden wir das Gemisch mit einem Streichholz. Es läßt sich problemlos zünden.

Dieses kleine Experiment sollte uns zeigen, wie wichtig es ist, die Hinweise an Tankstellen sehr ernst zu nehmen und auch im Haushalt mit größerer Sorgfalt als bisher auf Gefahrenquellen zu achten. Ein Griff in den Bastelschrank belehrt uns, daß viele Stoffe nicht ungefährlich sind. Abdecklack für elektrische Bastelarbeiten enthält zum Beispiel Lösungsmittel der Gefahrklasse B I. Ethanol gehört ebenfalls zu den leichtbrennbaren Flüssigkeiten. Es besitzt einen Flammpunkt von +11 °C.

Leider treten beim Umgang mit leichtbrennbaren Flüssigkeiten immer wieder schwere Unfälle auf, die aus Leichtfertigkeit geschehen. So sind Unfälle beim Säubern von Schlosserkleidung mit



Leichtbenzin in geschlossenen Räumen zu beklagen. Das Leichtbenzin verdunstet und bildet zusammen mit dem Sauerstoff der Luft ein zündfähiges Gemisch. Eine schlechte und zugleich gefährliche Gewohnheit ist das Nachheizen des Grills mit Benzin. Das muß nicht sein, denn man kann schwerentflammbare Heizflüssigkeiten kaufen, die für diesen Zweck entwickelt worden sind. Beim Umgang mit diesen Flüssigkeiten sind die Vorschriften immer einzuhalten!

Flüchtige Stoffe haben noch weitere interessante Eigenschaften. Für diese Stoffe gibt es Lösungsmittel. So löst sich in Wasser etwas Sauerstoff.

Was würde geschehen, wenn dies nicht der Fall wäre?

Die Fische könnten nicht leben.

Auch der Stickstoff löst sich in geringem Maße in Wasser und somit in der Blutfüssigkeit. Wenn Taucher in große Tiefen vordringen,

löst sich unter dem hohen Druck Stickstoff in der Blutflüssigkeit. Solange der Taucher in der Tiefe bleibt, ist das nicht gefährlich. Taucht er aber schnell auf, so entsteht für ihn eine tödliche Gefahr. Der Stickstoff tritt wieder aus der Blutflüssigkeit aus. Dabei bilden sich viele Gasbläschen. Sie verstopfen die Blutgefäße, und der Kreislauf bricht zusammen. Deshalb müssen Taucher in mehreren Etappen auftauchen. Das kann viele Stunden dauern. Geduld ist in diesem Falle lebensnotwendig.

Warum sind verschiedene Stoffe flüchtig?

Wenn wir wissen wollen, warum diese so unterschiedlichen Stoffe sämtlich flüchtig sind, müssen wir uns wieder mit dem Bau der Stoffe aus Teilchen beschäftigen. Am einfachsten liegen die Dinge beim Helium. Dieses Gas besteht wie sämtliche Edelgase aus Atomen, die sich in regelloser Bewegung befinden. Unter normalen Bedingungen überwiegt die kinetische Energie der sich bewegenden Heliumatome bei weitem deren geringe gegenseitige Anziehungskräfte, so daß sie sich nicht zu größeren Teilchen zusammenballen. Das kann nur bei Temperaturen nahe dem absoluten Nullpunkt und einem hohen Druck erreicht werden. Unter diesen Bedingungen kann man Helium verflüssigen.

Alle anderen flüchtigen Stoffe sind aus Molekülen unterschiedlicher Größe aufgebaut. Der Wasserstoff, der Stickstoff, der Sauerstoff, aber auch das Chlor und das Iod bestehen aus Molekülen, die aus je 2 Atomen aufgebaut sind. Die Kräfte zwischen den beiden Atomen eines Moleküls sind im Vergleich zu den Kräften zwischen den Molekülen sehr groß, so daß sich die Moleküle unter normalen Bedingungen regellos mit hoher Geschwindigkeit bewegen und einander fast gar nicht beeinflussen. Ihre kinetische Energie übertrifft bei weitem die Anziehungskräfte zwischen den Molekülen.

Bei Iod liegen die Dinge unter normalen Bedingungen anders. Die Bewegung der Iodmoleküle – die Masse eines Iodmoleküls beträgt das Einhundertsechsundzwanzigfache der Masse eines Wasserstoffmoleküls – ist sehr gering. Die kinetische Energie dieser „schwerfälligen" Moleküle reicht nicht aus, um die Kräfte zwischen den Molekülen zu überwinden, wenn nicht Wärme zugeführt wird. So ist Iod unter normalen Bedingungen ein fester Stoff.

Warum nun hat der Schwefel eine solch hohe Siede- und Schmelztemperatur, obwohl ein Schwefelatom nur etwa ein Viertel der Masse eines Iodatoms besitzt?

Schwefel besteht aus Molekülen, die aus je 8 Schwefelatomen aufgebaut sind. Die Kräfte zwischen den Molekülen des Schwefels sind also relativ groß. Verständlich, daß die Schmelz- und Siedetemperatur des Schwefels relativ hoch ist.

Doch warum ist Sauerstoff bei normalen Bedingungen ein Gas, Wasser eine Flüssigkeit, obwohl Sauerstoffmoleküle, die aus je 2 Sauerstoffatomen bestehen, eine größere Masse haben als die Wassermoleküle, von denen jedes aus 2 Wasserstoffatomen und einem Sauerstoffatom besteht? Auch dies läßt sich erklären. Unsere Erklärung ist allerdings stark vereinfacht. Wir können uns die Wassermoleküle als winkelförmige Gebilde vorstellen. Der Mittelpunkt des



Sauerstoffatoms bildet den Scheitelpunkt des Winkels, wogegen die Schenkel durch Strecken gebildet werden, die den Mittelpunkt des Sauerstoffatoms mit den Mittelpunkten der beiden Wasserstoffatome verbinden. Im Scheitelpunkt des Winkels ist ein Überschuß an negativer Ladung vorhanden. Dagegen überwiegt im Bereich der Wasserstoffatome die positive Ladung. Solche Gebilde nennt man elektrische Dipole. Der negative „Bereich" eines Wassermoleküls übt Kräfte auf die positiven „Bereiche" anderer Wassermoleküle aus. Dadurch ist die freie Beweglichkeit der Wassermoleküle unter normalen Bedingungen eingeschränkt. Wasser ist deshalb flüssig.

Man kann mit einem Experiment den Dipolcharakter der Wassermoleküle zeigen. Reibt man einen trockenen Stab aus Kunststoff – eine Rolle aus Polyethylen tut es auch – und hält diesen Gegenstand in die Nähe eines dünnen Wasserstrahls, so krümmt sich der Strahl. Die elektrischen Kräfte zwischen dem elektronegativ aufgeladenen Stab und den elektropositiven Bereichen der Wassermoleküle bewirken die Annäherung des Wassers an den Stab. Flüssigkeiten, deren Moleküle keine Dipole bilden, zeigen diesen Effekt nicht.

Wir wissen nun, daß zwischen den Molekülen der flüchtigen Stoffe relativ schwache Kräfte bestehen, die dazu führen, daß die flüchtigen Stoffe im festen Zustand sogenannte Molekülkristalle bilden. Die Kräfte zwischen den Molekülen eines Molekülkristalls sind wesentlich geringer als die Kräfte zwischen den Ionen eines Ionenkristalls, wie zum Beispiel beim Natriumchlorid, oder die Kräfte zwischen den Metall-Ionen und den Elektronen eines Metallkristalls. Dies führt zur relativ leichten Flüchtigkeit der Stoffe.

Im Saal der Riesenmoleküle

Wir betreten nun den vierten Saal. Hier können wir herrliche Diamanten bewundern und uns an schönen Quarzkristallen erfreuen. Ein Überblick über die wichtigsten Kunststoffe fehlt nicht. Aber auch eine ganze Palette von Stoffen der lebenden Natur ist anzutreffen. Das Prunkstück der Sammlung ist die Desoxyribonucleinsäure. Sie kann von sich selbst Duplikate herstellen und enthält den Bauplan der Eiweiße.

Was haben so verschiedenartige Stoffe gemeinsam?

Sie bestehen sämtlich aus Riesenmolekülen.

Wir sind Baumeister, ohne es zu wissen

Bei der Verbrennung von Feuerzeugbenzin in einem Schälchen gab es einen Nebeneffekt. An der Wand des Gefäßes bildete sich eine ziemlich fest haftende Rußschicht. Unter einem Elektronenmikroskop böte sich uns ein überraschendes Bild. Wir könnten winzige Kristalle sehen. Sie bestehen aus Graphit.

Könnten wir die Vergrößerung so weit treiben, daß wir einzelne Atome erblicken könnten, so wären wir von der Regelmäßigkeit des Baues beeindruckt. Die Kohlenstoffatome liegen in Schichten übereinander. Jedes Kohlenstoffatom in einer solchen Schicht ist Eckpunkt eines regelmäßigen Sechsecks. Könnten wir zwischen die einzelnen Schichten blicken, so stellten wir fest, daß die Entfernung zwischen den Schichten mehr als doppelt so groß ist wie der Abstand zwischen den Kohlenstoffatomen innerhalb der Schichten. Jedes Kohlenstoffatom besitzt also drei „nächste" Nachbarn. Eine Betrachtung von oben würde zeigen, daß die einzelnen Schichten genau „auf Lücke" stehen.

Die Kohlenstoffatome innerhalb der einzelnen Schichten sind sehr fest miteinander verbunden. Zwischen ihnen bestehen starke Kräfte. Es ist folglich schwer, eine solche Schicht zu zerreißen. Doch die Kräfte zwischen den Schichten sind gering. Der „Mörtel" zwischen den Schichten taugt nichts. Ein Stoß von der Seite verschiebt die

Schichten gegeneinander. Die Wirkung unseres Bleistifts, der kein Blei enthält, sondern Graphit, beruht auf dieser Tatsache. Durch die leichte Verschiebbarkeit der Schichten gegeneinander führt eine Bewegung des Graphits über das Papier zur Ablösung von Graphitteilchen, die auf dem Papier haften.

Ein Strich mit einem Stift mittlerer Härte erreicht die Länge von 11 Kilometern. Die Leistung einer normalen Kugelschreibermine ist mit 3 bis 5 Kilometern vergleichsweise bescheiden.

Aus dem Bau des Graphits lassen sich weitere Eigenschaften erklären. Da die einzelnen Schichten faktisch Riesenmoleküle bilden, deren Atome durch starke Kräfte miteinander verbunden sind, können wir folgern, daß Graphit eine sehr hohe Schmelztemperatur besitzt. Sie beträgt etwa 4 000 °C. Bei dieser Temperatur liegt Eisen bereits im gasförmigen Aggregatzustand vor. Seine Siedetemperatur liegt bei etwa 3 000 °C. Graphit ist daher ein sehr geeignetes Material für Elektroden.

Die Elektroden des Carbidofens bestehen aus Anthrazit und Steinkohlenkoksstaub sowie aus Steinkohlenpech und Steinkohlenteer als Bindemittel. Durch die hohe Temperatur verfestigt sich diese Masse. Da die Elektroden bei der hohen Temperatur ständig abbrennen, werden sie immer tiefer in das flüssige Carbid hineingesenkt. Die Stoffe, welche die Elektrode bilden, werden von oben ununterbrochen nachgefüllt. Dieses Prinzip hat der schwedische Ingenieur Söderberg entwickelt.

Zurück zum Bau des Graphits. Wir haben bei der unvollständigen Verbrennung des Benzins ohne unser Wissen ein Bauwerk errichtet, das mehr Bausteine enthält als irgendein Gebäude und in seiner Regelmäßigkeit unübertroffen ist.

Mit unserem Experiment haben wir nur winzige Graphitkristalle gewonnen. Bei sehr hohen Temperaturen gelingt es, größere Kristalle herzustellen.

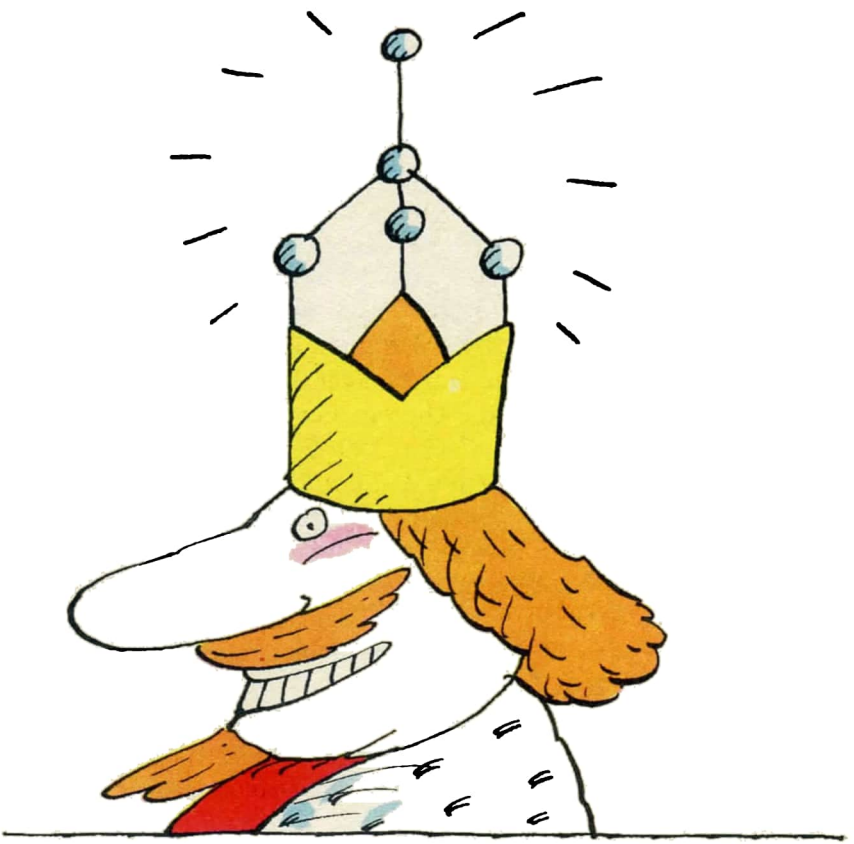
Die elektrische Leitfähigkeit des Graphits kommt durch wanderungsfähige Elektronen zustande und ist im Prinzip so zu erklären wie bei den Metallen.

Doch den Prototyp eines aus Riesenmolekülen bestehenden Stoffes, um es mit dem Fachausdruck zu benennen, eines makromolekularen Stoffes, haben wir im Graphit nicht vor uns. Wollen wir diesen Prototyp finden, so müssen wir uns in eine Schatzkammer begeben. Den berühmtesten Vertreter eines idealen makromolekularen

Stoffes haben wir im Diamanten vor uns. Den Rohdiamanten sieht man ihre Berühmtheit nicht an, sie haben etwa das Aussehen von Kandiszucker.

Aber sehen wir einmal, wie aus diesen unscheinbaren Rohdiamanten Brillanten werden. Der berühmte Reporter Egon Erwin Kisch war bei den Antwerpener Diamantenschleifern zu Besuch und hat uns die folgende Schilderung übermittelt: „Achtzigmal läßt sich der Diamant abflachen, bevor er ein Brillant wird, dem oberen Kegelstumpf sind dreiunddreißig Facetten zugedacht, auf die untere Hälfte bekommt er fünfundzwanzig aufgezählt. Neigungen der Kanten zueinander sind auf hundertstel Grad berechnet, so daß jeder Lichtstrahl sechs- bis achtmal zurückgeworfen werden kann."

Nach dieser Prozedur muß der Diamant noch poliert und mit konzentrierter Schwefel- oder Salpetersäure gereinigt werden. Dann er-



strahlt er in seiner Schönheit. Dieses ganze Wunderwerk ist ein einziges Riesenmolekül. In diesem Molekül haben alle Kohlenstoffatome, zwischen denen starke Kräfte wirken, den gleichen Abstand voneinander. So entsteht eine Wabenstruktur. Das ist der wesentliche Unterschied zum Graphit, in dem die Kohlenstoffatome in relativ weit voneinander entfernten Schichten angeordnet sind. Der größte bekannte Diamant ist der Cullinan. Er besitzt eine Masse von 600 Gramm. Ein beachtliches Riesenmolekül. So kommen wir zu der folgenden interessanten Tatsache. Kohlenstoffatome können zum einen den weichen Graphit bilden, zum anderen Bausteine für den superharten Diamanten sein. Die extrem unterschiedlichen Eigenschaften beider Stoffe kommen also nicht durch das Baumaterial zustande, denn das stimmt bei beiden überein. Die unterschiedlichen Eigenschaften haben ihre Ursache im unterschiedlichen Bau der beiden Stoffe.

Nun wird der Leser fragen, ob man dies nicht noch beweisen kann, indem man aus Graphit ohne „weitere besondere stoffliche Zutat" einen Diamanten herstellt. Diese Aufgabe reizte viele Forscher, und wir müßten ein neues Buch schreiben, wollten wir alle diese Versuche verfolgen.

Unter welchen Bedingungen könnte Graphit in Diamant umgewandelt werden?

Hoher Druck und eine hohe Temperatur sind notwendig. Denn man muß die Kohlenstoffschichten des Graphits so stark einander annähern, bis zwischen allen Kohlenstoffatomen dieselben starken Kräfte zustande kommen und jedes Kohlenstoffatom vier „nächste" Nachbarn besitzt. Heute ist die Umwandlung von Graphit lukrativ. Bei Temperaturen von 1 500 °C bis 2 500 °C und einem Druck, der etwa das Achtzigtausendfache des Luftdrucks beträgt, findet dieser Prozeß statt. Das Ergebnis sind nicht Schmuckdiamanten, sondern Industriediamanten. Man verwendet sie zum Beispiel als Spitze für Bohrer, mit denen man sehr hartes Material durchdringen will, als Schleifmittel, als Ösen für feine Drahtziehmaschinen und als Lager für Präzisionsgeräte. 60 Prozent der Industriediamanten werden heute künstlich hergestellt.

Stoffe, die das Bauprinzip des Diamanten aufweisen, nennt man diamantartig. Doch nicht alle makromolekularen Stoffe sind diamantartig. Das zeigt schon ein Besuch an einem schönen Badestrand.

Was eine Formel verrät, was sie verschweigt

Beeindruckend sind an manchen Meeresküsten die Dünen, die aus hellem, feinem Sand bestehen. Untersucht man eine Probe dieses Sandes mit einer Lupe oder einem Mikroskop, so entdeckt man darin feine Quarzkörnchen. Es gibt sogar Sande, die nahezu aus reinem Quarz bestehen. Sie sind für die Glasindustrie unentbehrlich. In der Sprache der Chemie heißt Quarz Siliciumdioxid. Dieser Name verrät etwas über die chemische Zusammensetzung, nämlich die Tatsache, daß das Zahlenverhältnis der Siliciumatome zu den Sauerstoffatomen 1:2 beträgt. Wie wir wissen, kann man diesen Sachverhalt in einer Formel zum Ausdruck bringen. Sie lautet: SiO_2. Eigentlich müßte man Si_1O_2 schreiben, um das Zahlenverhältnis sichtbar werden zu lassen. Doch die Chemiker sind übereingekommen, die 1 nicht mitzuschreiben.

Wir erinnern uns an unsere Bekanntschaft mit dem Kohlenstoffdioxid, bei dem das Verhältnis zwischen der Anzahl der Kohlenstoffatome und der Sauerstoffatome ebenfalls 1:2 beträgt. Die Formel für Kohlenstoffdioxid lautet demnach CO_2.

Die Formeln verraten uns also etwas über das Zahlenverhältnis der Atome, aber sie verweigern jede Aussage über die Größe des Moleküls oder über den Bau der Stoffe. Kohlenstoffdioxid gehört in den Saal der flüchtigen Stoffe, dorthin, wo sich Stoffe befinden, die aus „Zwergmolekülen" bestehen. Sand hat hingegen einen Platz im Saal der makromolekularen Stoffe zu beanspruchen.

Nun müssen wir noch die Frage nach der Art der Riesenmoleküle des Quarzes beantworten. Stellen wir uns vor, man könnte die Silicium- und Sauerstoffatome direkt erblicken. Man würde dann erkennen, daß die Siliciumatome viel kleiner sind als die Sauerstoffatome. Je ein Siliciumatom „versteckt" sich in Hohlräumen, die von je vier aneinanderstoßenden Sauerstoffatomen gebildet werden. Man kann sich das im Modell veranschaulichen. Ein Tischtennisball sei unser Siliciumatom. Es paßt in den Hohlraum, den vier aneinandergeklebte Tennisbälle bilden, die in unserem Modell die Sauerstoffatome vertreten. Das räumliche Gebilde, das wir so erhalten, könnte man in einer Tetraederpackung unterzubringen versuchen, wie sie für Milch und andere Getränke verwendet wird. An den vier Ecken dieses Tetraeders befinden sich die großen Sauerstoffatome. Durch elektrische Kräfte sind sie mit weiteren Siliciumatomen verbunden,

die wiederum in den Hohlräumen zwischen den Sauerstoffatomen stecken. Jedes Sauerstoffatom dient somit als Eckstein für zwei Tetraeder. So ist das Riesenmolekül aufgebaut. Nun haben wir eine Erklärung für die so unterschiedlichen Eigenschaften von Kohlenstoffdioxid und Siliciumdioxid.

Wer die kleinen Quarzkörnchen mit den stattlichen Quarzkristallen vergleicht, die man in jeder naturkundlichen Sammlung eines Museums findet, wird kaum glauben, daß es sich dabei um ein und denselben Stoff handelt. Kristalle aus reinem Quarz sind wasserklar und durchsichtig. Sie sind unter dem Namen Bergkristall bekannt. Durch verschiedene Verunreinigungen bedingt, können Quarzkristalle sehr schöne Färbungen annehmen. So gibt es den braunen Rauchquarz, den violetten Amethyst, den gelben Citrin, den schwarzen Morion und den rosafarbenen Rosenquarz. Schöne Kristalle werden zu Schmuck verarbeitet. Es ist dringend zu empfehlen, diese Stücke in einem Museum zu betrachten, denn ihre Schönheit muß man erleben.

Makromolekulare Stoffe aus der Retorte

Im vierten Saal unseres Museums sind viele makromolekulare Stoffe ausgestellt, die wir in der Natur vergeblich suchen würden. Es handelt sich um Erfindungen des Menschen, die in vielen Arten und Variationen in Größenordnungen von vielen Millionen Tonnen hergestellt werden. Wir wollen diese Stoffe nicht nur im Museum kennenlernen, sondern auch in unserer Umwelt, in der sie uns auf Schritt und Tritt begegnen.

Begeben wir uns dazu im Sommer auf einen Spielplatz, auf dem Kinder munter umhertoben. Viele Steppkes haben Lastkraftwagen, die fast größer als sie selbst sind und dabei so leicht, daß sie ihre Kameraden damit hinter sich herziehen können. Diese farbenfrohen Spielzeuge sind aus Polyethylen hergestellt. Dieser Kunststoff wird vielseitig verwendet. In jedem einigermaßen gut ausgerüsteten Haushalt finden sich bunt gefärbte Eimer, Wannen, Flaschen und Becher aus Polyethylen. Verblüffend ist es zum Beispiel anzusehen, wenn geschmeidige Rohre aus Polyethylen für die Melioration von Böden verwendet werden. Die Rohre sind auf riesigen Trommeln aufgerollt, und eine Spezialmaschine senkt sie in einen vorher gefrästen Gra-

ben, der anschließend wieder verfüllt wird. Das ist eine Minutensache. Da Polyethylen sehr korrosionsfest ist, leisten diese Rohre über Jahrzehnte hinweg ihre Dienste im Boden. Einen Nachteil weist Polyethylen auf. Es ist brennbar.

Diese ungünstige Eigenschaft besitzt das Polyvinylchlorid nicht, ein zweiter synthetisch hergestellter makromolekularer Stoff, der in noch größeren Mengen produziert wird als Polyethylen. Er wird zu strapazierfähigem Fußbodenbelag verarbeitet, dient zur Herstellung korrosionsbeständiger Rohre, denen sogar Schwefelsäure nichts anhaben kann, verleiht in Form dünner Beschichtungen Wasserrohren eine sehr lange Lebensdauer und wird als Folie in Gewächshäusern verwandt.

Ein Muster an Beständigkeit ist unter dem Handelsnamen Teflon bekannt. Es handelt sich dabei um Polytetrafluorethylen. Es erweicht erst bei Temperaturen oberhalb 300 °C, ist bis 400 °C chemisch beständig. Man kann darin Königswasser transportieren. Daher wird dieses Material im chemischen Gerätebau und in der Raketentechnik verwandt. Aber wir finden es auch im Haushalt. Der Belag von Pfannen und Töpfen besteht daraus. In diesen Gefäßen brennt nichts so leicht an. Alle, die auf ihre schlanke Linie bedacht sind, können in solchen Gefäßen Steaks ohne Zusatz von Bratfett und auf dieselbe Weise Röstkartoffeln zubereiten.

Zur Produktion von Autoreifen und vieler Artikel aus Gummi dient synthetischer Kautschuk. Davon gibt es mehrere Sorten. Die berühmteste ist unter dem Namen Buna-Kautschuk bekannt.

Falls jemand einen strapazierfähigen Pullover kauft oder Strickwolle erwirbt, so wird er Erzeugnisse mit sehr klangvollen Namen angeboten bekommen. Orlon, Acrylia, Acrylan, Crylor, Wolpryla sind nur einige davon. Sie alle bringen zum Ausdruck, daß bei der Herstellung dieses schönen, farbenfrohen und strapazierfähigen Materials Polyacrylnitril verarbeitet worden ist.

Alle diese Kunststoffe haben nach der Art ihrer Herstellung einen Sammelnamen. Sie werden als Polymerisate bezeichnet.

Erholen wir uns aber zunächst von der ermüdenden Aufzählung auf einem Sportfest der Leichtathleten. Faszinierend sind die Höhen, die Stabhochspringer erreichen.

Bei allem Respekt vor den Athleten darf jedoch nicht vergessen werden, daß solche Höhen Utopie wären, wenn Chemiker nicht die entsprechenden Materialien geschaffen hätten. Der Stab besteht aus

glasfaserverstärktem Polyester. Seine Elastizität und zugleich geringe Masse werden von keinem anderen Material erreicht.

In unserer Aufzählung dürfen auf gar keinen Fall die Polyamide fehlen, von denen zwei Stoffe unentbehrlich geworden sind, das Perlon, auch als Dederon bekannt, und das Nylon. Wer sich eine behagliche Wohnung einrichtet, möchte auf Gardinen, Möbelbezugsstoffe oder Teppiche aus diesen Kunststoffen nicht verzichten.

Welche Frau möchte nicht durch die hauchzarten Strümpfe aus Polyamidfaserstoffen ihre Beine zur Geltung bringen oder ihre Reize durch dezente Unterbekleidung aus diesem Material betonen?

Polyamide werden aber auch zu Reifencord, zu Zahnrädern und zu Förderbändern verarbeitet. Nicht zuletzt dienen Polyamide zur Herstellung von Netzen und Seilen. Doch nicht genug damit. Auch als Knochenersatz eignen sie sich.

Die Polyester und die Polyamide werden nach dem Prinzip ihrer Herstellung als Polykondensate bezeichnet.

Wichtige Stoffe einer dritten Gruppe dieser synthetischen makromolekularen Stoffe müssen unbedingt noch erwähnt werden. Es handelt sich um die Polyurethane. Was sich aus diesem Material alles herstellen läßt, übertrifft die kühnsten Vorstellungen! Fangen wir wieder beim Alltäglichen an. Ein moderner Sessel besteht oft aus einer Schale, auf der sich das Polster befindet. Die harte Schale und das weiche Polster können beide aus geschäumtem Polyurethan bestehen. Die Schale besteht aus Hartschaum mit verfestigter Außenhülle. Daher die Festigkeit und die geringe Dichte. Das Polster besteht aus Weichschaum. Sehr gut sitzt es sich in solchen Möbeln. Aus Polyurethan bestehen auch elegante Täschnerwaren, die sich knautschen lassen und jedem Vergleich mit Leder standhalten. Auch Klebstoffe und Lacke werden aus Polyurethan hergestellt.

Polyurethane gehören nach ihrem Herstellungsprozeß zu den Polyaddukten.

Die beeindruckende Vielfalt von Einsatzmöglichkeiten der Kunststoffe ist ohne Zweifel nur ein Anfang. Ein Zeitgenosse des nächsten Jahrtausends wird über die Verwendung dieser Kunststoffe Tatsachen mitzuteilen haben, die unsere Phantasie weit in den Schatten stellen. Die künstlichen makromolekularen Stoffe haben auch Einzug in die Medizin gehalten. Sie werden zum Beispiel als „Arzneimittelträger" dienen. Medikamente werden von ihnen chemisch lokker gebunden und in jene Teile des Körpers befördert, in denen sie

ihre segensreiche Wirkung ausüben sollen. Dort werden sie allmählich abgegeben, so daß der Körper ständig die rechte Dosis erhält. Auch die künstliche Haut, die bei schweren Verbrennungen die Rettung des Lebens bedeuten kann, wird nicht mehr nur ein Wunschtraum bleiben. Wenn es einmal gelungen sein wird, ein gut und sicher über lange Zeit funktionierendes künstliches Herz zu bauen, werden daran die Fortschritte auf dem Gebiet der Herstellung synthetischer hochpolymerer Werkstoffe keinen geringen Anteil haben.

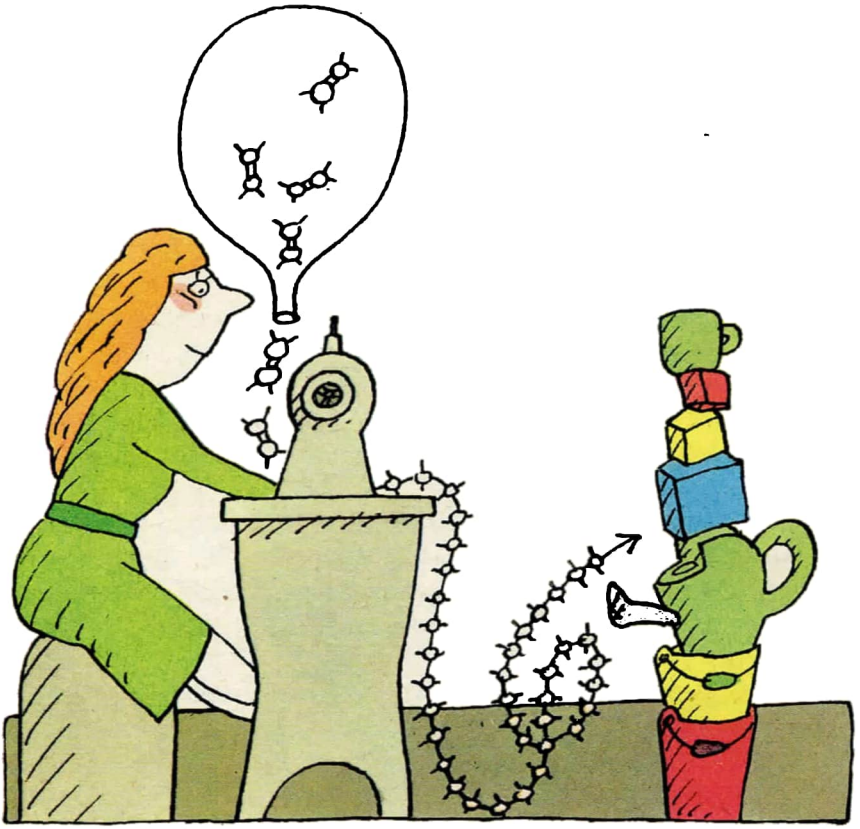
Nun ist der Leser sicher neugierig geworden, wie diese makromolekularen Stoffe aufgebaut sind. Versuchen wir, uns die Angelegenheit an einem Molekül des Polyethylens vorzustellen. Es bildet eine sehr lange, verknäuelte Kette aus miteinander verbundenen Kohlenstoffatomen, von denen jedes 2 Wasserstoffatome bindet. Eine solche Kette kann durchaus 50 000 Glieder haben. Es handelt sich also um ein Riesenmolekül.

Nun kann diese Kette verzweigt sein. Das zeigt sich in den Eigenschaften. Ein solches Material ist lederartig. Ist die Kette unverzweigt, so haben wir einen harten, schlagfesten Stoff vor uns, aus dem die bereits genannten Gegenstände des täglichen Bedarfs hergestellt werden.

Das Riesenmolekül des Polyvinylchlorids unterscheidet sich nur insofern von dem des Polyethylens, als jedes zweite Kohlenstoffatom nicht mit 2 Wasserstoffatomen, sondern mit einem Wasserstoff- und einem Chloratom verbunden ist. Im Polytetrafluorethylen bindet jedes Kohlenstoffatom statt zweier Wasserstoffatome zwei Fluoratome.

Wie werden diese Riesen- oder Makromoleküle und die entsprechenden Stoffe hergestellt?

Betrachten wir dies am Beispiel der Herstellung des Polyethylens. Er wird aus Ethylen gebildet. Ethylen ist ein unter gewöhnlichen Bedingungen gasförmiger Stoff, der bei $-103\,^{\circ}C$ siedet. Seine Zusammensetzung geht aus der Formel C_2H_4 hervor. Wir haben schon einige Erfahrungen im Lesen von Formeln. So erkennen wir, daß es sich um einen Stoff handelt, in dem Kohlenstoffatome und Wasserstoffatome im Verhältnis 1:2 vorkommen. Könnten wir das Unmögliche vollbringen und ein Molekül des Ethylens sehen, so fiele uns auf, daß zwei Glieder der Kette schon vorgebildet sind. Die Kohlenstoffatome sind miteinander und mit jeweils 2 Wasserstoffatomen verbunden. Nun zeigen sehr komplizierte Berechnungen, daß zwischen den Kohlenstoffatomen des Ethylens zwei chemische Bindungen bestehen.



Eine davon ist sehr fest, die andere lockerer. Unter bestimmten Bedingungen, zum Beispiel bei einer bestimmten Temperatur, spaltet die lockere Bindung zwischen den beiden Kohlenstoffatomen auf. Das Molekül zerfällt aber nicht, da die andere Bindung beide Kohlenstoffatome zusammenhält. Aber die aufgespaltenen Bindungen treten in Wechselwirkung mit den Kohlenstoffatomen anderer Ethylenmoleküle. So kann die Kette „wachsen", bis es schließlich zum Abbruch der Kette kommt. Dieser Vorgang wird als Polymerisation bezeichnet. Er ist für die Herstellung aller Polymerisationskunststoffe charakteristisch.

Bei den Polykondensationskunststoffen findet ebenfalls ein Aufbau von Makromolekülen aus kleinen Molekülen statt. Es entstehen dabei jedoch neben den gewünschten Riesenmolekülen des makromolekularen Stoffes weitere Reaktionsprodukte, meist Wasser. Bei

der Polyaddition sind die Dinge verwickelter. Hier wirken zwei Ausgangsstoffe zusammen, und es finden beim Aufbau der Riesenmoleküle zugleich komplizierte „Umbauten" statt.

Die Herstellung synthetischer makromolekularer Stoffe in Größenordnungen von Millionen Tonnen bringt jedoch ein Problem mit sich. Ihre Ausgangsstoffe sind im Regelfalle Erdöl oder Erdgas. Das sind Rohstoffe, die immer schwerer zu beschaffen sein werden.

Gibt es auch makromolekulare Stoffe aus Rohstoffen, die einfacher zu beschaffen sind?

Solche Stoffe werden seit Jahrtausenden verwendet. Sie dienten dem Menschen, lange bevor an synthetische makromolekulare Stoffe zu denken war.

Eine Rohstoffquelle, die nie versiegen darf

Einer der am häufigsten vorkommenden makromolekularen Stoffe, der in der Natur ständig neu gebildet wird, ist die Cellulose. Milliarden Tonnen entstehen jährlich davon.

Besonders reine Cellulose haben wir in der Baumwolle vor uns. Im Jahr 1981 wurden über 15 Millionen Tonnen Baumwollfasern in der Welt hergestellt. Baumwolle ist auf dem Weltmarkt außerordentlich gefragt. Auch die Bastfasern des Flachses und des Hanfes sind reich an Cellulose.

Die größten Mengen an Cellulose sind jedoch im Holz enthalten. Allerdings ist diese Cellulose schwer zu gewinnen, weil sie von anderen Stoffen begleitet wird, von denen vor allem das Lignin zu nennen ist. Will man die Cellulose des Holzes gewinnen, so muß man es stundenlang unter hohem Druck in einer wäßrigen Lösung von Natriumsulfit, dem Natriumsalz der uns schon bekannten schwefligen Säure, kochen. Bei diesem Prozeß werden die Begleitstoffe der Cellulose zerstört, und man erhält die reine Cellulose. Der größte Teil der so gewonnenen Cellulose wird zu Papier verarbeitet. Dazu wird die Cellulose zerkleinert, gebleicht, gewalzt und getrocknet. Doch bis sie uns in Form schönen weißen Papiers entgegentritt, das der geneigte Leser mit diesem Buch vor sich sieht, muß sie sich weitere Prozeduren gefallen lassen. Die Holzcellulose hat zunächst eine ähnliche Beschaffenheit wie Filterpapier. Will man weißes Schreib- oder Druckpapier erhalten, muß sie geleimt und mit Schwerspat versetzt werden.

Schwerspat ist Bariumsulfat, das Bariumsalz der Schwefelsäure. Nun endlich kann das Papier für würdig befunden werden, ihm eine Liebeserklärung anzuvertrauen oder als Übermittler der Schätze der Weltliteratur zu dienen. Ein solch edles Material wird nicht für die Verbreitung jeglicher Informationen verwandt, da es teuer ist. Die Nachrichten des Zeitgeschehens, die in den Tageszeitungen publiziert werden, erreichen uns auf Zeitungspapier. Es besteht nur zu etwa einem Fünftel aus Cellulose. Die anderen vier Fünftel sind Holzschliff. Mit einer Lupe kann man das feststellen. Dieses Papier wird bei Einwirkung von Licht gelb.

Seit reichlich hundert Jahren ist es möglich, aus Cellulose des Holzes Textilfasern herzustellen. Sie waren zunächst sehr unzulänglich und Gegenstand des Spottes, weil sie nicht formtreu waren und entsetzlich knitterten. Das hat sich inzwischen längst geändert. Sie werden meist zusammen mit anderem Fasermaterial verarbeitet.

Cellulose besitzt einen nahen Verwandten, die Stärke. Weizen, Reis, Mais, aber auch Kartoffeln, Maniok und verschiedene Hülsenfrüchte sind die Hauptlieferanten. Über die Bedeutung der Stärke für unsere Ernährung viele Worte zu verlieren hieße, Eulen nach Athen zu tragen. Die Makromoleküle der Stärke und der Cellulose bestehen aus Ketten, deren Glieder Traubenzuckermoleküle sind. Die Unterschiede in den Eigenschaften von Stärke und Cellulose – Stärke ist verdaulich, Cellulose passiert den Verdauungstrakt des Menschen unverändert – ergeben sich aus dem unterschiedlichen Bau der Riesenmoleküle beider Stoffe. Die Bausteine der Stärkemoleküle, die Traubenzuckermoleküle, verraten sich bei längerem Kauen von Brot. Der Speisebrei schmeckt süß. Durch die im Mundspeichel enthaltenen Enzyme spalten sich die Ketten der Riesenmoleküle unter Aufnahme von Wassermolekülen in Traubenzuckermoleküle auf. Daher der süße Geschmack.

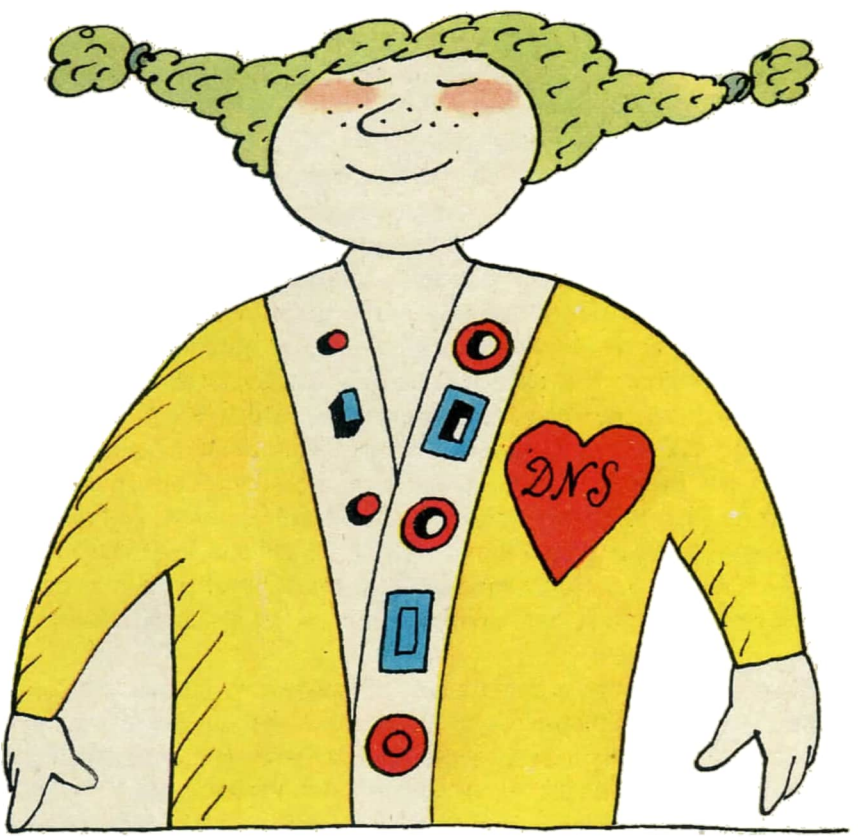
Der „Oberkommandierende" in der lebenden Zelle

In der lebenden Natur werden noch viele andere Polymere gebildet, zum Beispiel die Eiweiße. Sie bestehen allerdings aus sehr unterschiedlichen Bausteinen. Diese Bausteine heißen Aminosäuremoleküle. Sie bestehen vor allem aus Wasserstoff-, Sauerstoff- und Stickstoffatomen. Stickstoffatome finden wir in Cellulose- und Stär-

kemolekülen übrigens nicht. Nur wenige verschiedene Bausteine sind in den Abertausenden verschiedenen Eiweißen enthalten. Wie die Buchstaben des Alphabets können die wenigen Bausteine in völlig verschiedenen Anordnungen vorkommen. Durch diese unterschiedlichen Kombinationen sind außerordentlich viele Eiweiße möglich. Nicht nur die Eiweiße jeder biologischen Art sind voneinander verschieden, sondern auch einige jedes Individuums. Eine Folge dieser Tatsache ist zum Beispiel die Unverträglichkeit bei der Organtransplantation. So ergibt sich die Frage, wie es zur Bildung solcher unterschiedlichen Eiweiße in den Organismen kommt.

Wie kommt es, daß zum Beispiel bei Zellteilungen in den Tochterzellen ganz genau dieselben Eiweiße gebildet werden?

Lange hat man nach den Ursachen dieses erstaunlichen Prozesses geforscht. Man fand diese Ursache schließlich in der Existenz eines



makromolekularen Stoffes, der vor allem in den Zellkernen vorkommt. Es handelt sich um die Desoxyribonucleinsäure, kurz als DNS bezeichnet. DNS ist selbst unter den Molekülriesen ein Goliath. Das Molekül besteht aus zwei spiralig umeinandergewundenen Ketten, die mehr als 200 000 „Glieder" haben können. So ist das DNS-Molekül in menschlichen Zellen zentimeterlang. Diese Ketten sind wie die beiden Hälften eines Reißverschlusses miteinander „verzahnt". Unser „Reißverschluß" ist aber kompliziert gebaut. Die Verbindung wird durch vier Arten von „Zähnen" gewährleistet. Wir nennen sie A, T, G und C. Das sind Abkürzungen für Adenin, Thymin, Guanin und Cytosin. Aber nur A und T sowie G und C „passen zueinander". Die verschiedenen „Zähne" des Reißverschlusses bilden in der DNS einer jeden biologischen Art eine unverwechselbare Reihenfolge, so wie auch die Buchstaben in verschiedenen Wörtern unterschiedlich aneinandergereiht sind. Die beiden Hälften unseres Reißverschlusses sind also durch Hunderttausende paarweise zueinander passende „Zähne" in einer für jede DNS unverwechselbaren Reihenfolge fest verbunden.

Bei jeder Zellteilung zerlegt sich dieser Doppelstrang in zwei Einzelstränge. Wem der Vergleich mit der Wendeltreppe mehr zusagt, der stelle sich vor, daß deren Sprossen in der Mitte zersägt werden. Jeder der beiden dadurch entstehenden Einzelstränge wirkt nun als Matrize für den Aufbau eines Tochtermoleküls. Da das Baumaterial für die Bildung zweier vollständiger „Tochtermoleküle" vorhanden ist, finden wir nach der Zellteilung zwei völlig miteinander identische Doppelstränge vor. Damit haben wir mit der DNS das einzige Molekül vor uns, das sich verdoppeln kann. Doch die DNS kann noch mehr. Sie „dirigiert" gewissermaßen den Aufbau der vielen artspezifischen Eiweiße, die das Bakterium zum Bakterium und eine bestimmte Pflanze zu eben dieser Pflanze werden lassen. Treten bei der Verdoppelung der DNS kleine „Kopierfehler" auf, kann das katastrophale Folgen haben. Es können dann bei den Nachkommen Erbkrankheiten auftreten, von denen bereits mehr als 3 000 bekannt sind.

Doch glücklicherweise funktioniert das „Kopierverfahren" sehr zuverlässig. Dadurch kommt die erstaunliche Konstanz der Arten zustande. So gab es vor Jahrmillionen bereits Arten von Schildkröten, denen die heute lebenden Arten gleichen. Im Verlaufe der Entwicklung des Lebens auf der Erde sind aber dennoch so viele „Kopierfeh-

ler" aufgetreten, daß die Evolution zustande kam. Jeder Kopierfehler zeigt sich in bestimmten gegenüber den elterlichen Lebewesen veränderten Eigenschaften der Nachkommen. Solche Veränderungen sind vererbbar, denn die Kopierfehler, also die „falschen" Eintragungen, werden an die Nachkommen weitergegeben.

Solche Veränderungen heißen Mutationen. Manche Mutationen führen zum Tode des Individuums oder seiner Nachkommen. Nur sehr wenige Mutationen verleihen ihren Trägern Vorteile, führen dazu, daß sie besser an die Umwelt angepaßt sind als ihre Vorgänger. Diese wenigen, ungerichteten, blind wirkenden Mutationen haben zusammen mit der Auslese die Entwicklung vom Niederen zum Höheren zur Folge. Durch radioaktive Strahlen und bestimmte Chemikalien können künstlich ausgelöste Mutationen in hunderttausendfacher Häufigkeit zustande kommen, so auch Mutationen mit tödlichem Ausgang. Daß es notwendig ist, das Leben und die Menschen vor diesen Gefahren zu bewahren und unter allen Umständen ein atomares Inferno und einen Krieg mit chemischen Massenvernichtungswaffen zu verhindern, ja, den Krieg völlig aus dem Leben der Menschen auszuschalten, geht aus solchen Fakten wohl deutlich genug hervor.

Nun ist es an der Zeit, unser Museum der Stoffe zu verlassen. Ein kleiner Rückblick führt uns noch einmal die vier Gruppen der Stoffe vor Augen:
die Metalle, die sämtlich den elektrischen Strom mehr oder weniger gut leiten, weil Außenelektronen wanderungsfähig sind und unter dem Einfluß eines elektrischen Feldes in eine bestimmte Richtung wandern,
die Salze, die in der Schmelze den elektrischen Strom mit Hilfe von elektrisch positiv und elektrisch negativ geladenen Ionen transportieren, wobei sich die Salze in andere Stoffe umwandeln,
die flüchtigen Stoffe, deren kleine Moleküle geringe Kräfte aufeinander ausüben, was zu relativ niedriger Schmelz- und Siedetemperatur führt, und
die makromolekularen Stoffe, die solch verschiedene Vertreter wie den Diamanten, die synthetischen Makromolekularen, die Stärke, die Cellulose, die Eiweiße und nicht zuletzt die DNS aufweisen.

Doch nun sollen einige Stoffe einmal in der „Freiheit" aufgesucht werden.

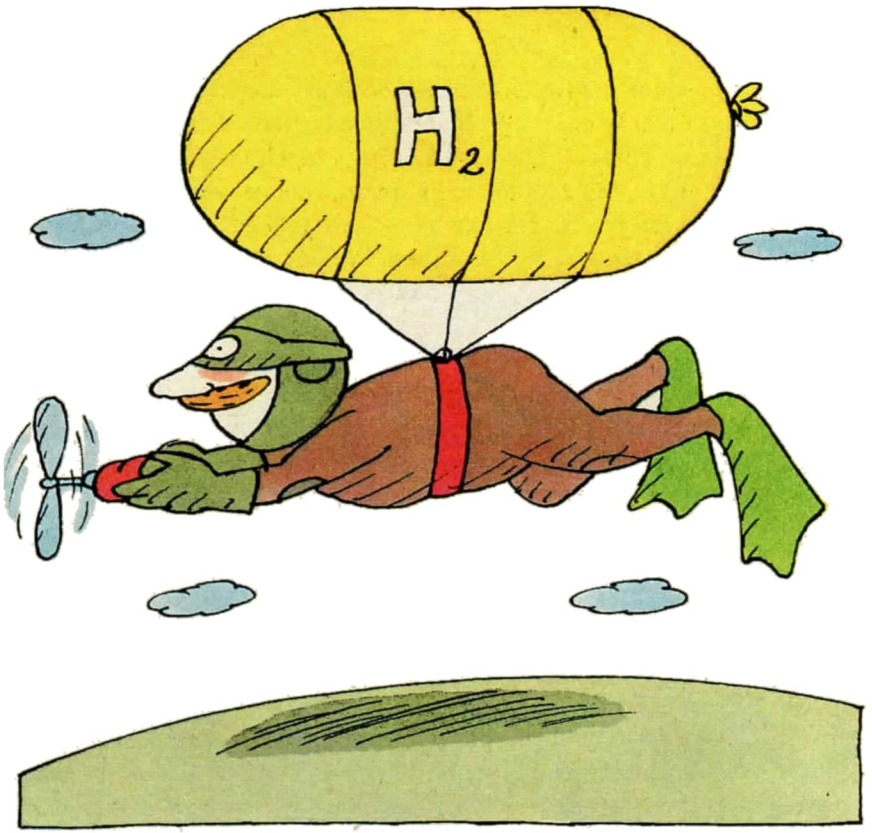
Drei Prominente

Wir schließen Bekanntschaft mit dem Wasserstoff, dem Sauerstoff und dem Wasser. Dabei erfahren wir, daß es in der Lufthülle zwar viel Sauerstoff, aber keinen Wasserstoff gibt. Auf unserer Suche nach Wasserstoff kommen wir zur Sonne und zum Jupiter. Danach lernen wir Dinge handhaben, die man nicht in Schüsseln tragen kann. Nachdem wir erfahren haben, woher der Sauerstoff der Lufthülle stammt, informieren wir uns über einen Chemiebetrieb der Natur, der mit Sonnenenergie arbeitet. Danach schließen wir mit einem Lebenselement Bekanntschaft, das nicht zu den Elementen zu rechnen ist. Schließlich erfahren wir noch, daß Experimente mit unseren drei Prominenten wichtig für den Erkenntnisweg der Chemie waren.

Die Last, die etwas hebt

Im Jahre 1767 entdeckte der Engländer Henry Cavendish das Gas Wasserstoff. Schon 14 Jahre später erwarb sich der Wasserstoff große Popularität. Der französische Physiker Jacques Alexandre Charles stieg am 1. Dezember 1783 gemeinsam mit einem Gefährten in der Gondel eines mit Wasserstoff gefüllten Ballons unter dem Jubel von Hunderttausenden begeisterter Pariser in die Lüfte und landete nach 56 Minuten wieder wohlbehalten auf der Erde. Sogleich startete er noch einmal und erlebte als erster Mensch den Sonnenuntergang an einem Tage zweimal, das erste Mal vor dem Start am Boden, das zweite Mal nach dem Start in der Höhe.

Wieso kann Wasserstoff die Schwerkraft überwinden helfen? Ein Kubikmeter dieses Gases hat nur eine Masse von 0,09 Kilogramm. Ein Kubikmeter Luft besitzt hingegen mit rund 1,3 Kilogramm etwa die vierzehnfache Masse. Mit einem Kubikmeter Wasserstoff könnte man also in einem masselos gedachten Ballon etwa 1,2 Kilogramm Last fliegen lassen. Jeder mag sich ausrechnen, welches Volumen ein masselos gedachter Rucksack haben muß, der – mit Wasserstoff gefüllt – seinen Träger in die Lüfte hebt.



Wenn Charles allerdings gewußt hätte, wie das von ihm begonnene Kapitel der Luftfahrt enden würde, wäre er sehr nachdenklich geworden. Der Wasserstoff interessierte ihn ja nur wegen einer seiner physikalischen Eigenschaften. Doch niemandem wird es jemals gelingen, dem Wasserstoff eine chemische Eigenschaft „abzugewöhnen", seine Brennbarkeit. Am 6. Mai 1937 ging die erschütternde Nachricht um die Welt, daß das deutsche Luftschiff LZ 129 nach der Überquerung des Atlantik mit 98 Personen an Bord bei der Landung explodierte. 35 Menschen fanden dabei den Tod. Die Unglücksursache ist bis heute nicht völlig geklärt. Seit diesem Zeitpunkt war klar, daß die Verwendung des brennbaren Wasserstoffs immer eine tödliche Gefahr in sich birgt. Bei der Verbrennung von Wasserstoff wird sehr viel Wärme abgegeben. Deshalb gerieten die Metallteile des Luftschiffs in helle Glut und verbogen sich zu unentwirrbaren Knäueln.

Auf dem nächsten Stern

Wasserstoff ist der häufigste Stoff im Weltall. Unsere Sonne besteht zu 70 Prozent aus Wasserstoff. Ihm folgt das Helium mit einem Anteil von etwa 28 Prozent. Das ist schier unvorstellbar viel. Die Masse der Sonne beträgt das 333 000fache der Erdmasse. Fürwahr ein unerschöpfliches Reservoir. Solange es Wasserstoff auf der Sonne gibt, strahlt die Sonne Wärme und Licht ins Weltall ab. Ein geringer Teil erreicht die Erde und ermöglicht das Leben auf unserem Planeten.

Wie kommt es zu diesem Vorgang?

Bei den hohen Temperaturen im Inneren der Sonne – sie betragen etwa 20 Millionen °C – und einem unvorstellbar hohen Druck wandeln sich ständig riesige Massen des Wasserstoffs in Helium um. Bei diesem Vorgang wird das Millionenfache der Wärme abgegeben wie bei der Verbrennung derselben Masse des Wasserstoffs. Dieser Vorgang währt nun bereits länger als 4 Milliarden Jahre, und er wird weitere Jahrmilliarden andauern.

Solange dieser Vorgang währt, strahlt die Sonne. Ein Milliardstel der Strahlung trifft auf die äußere Erdatmosphäre auf. Auch dies übersteigt noch unsere Vorstellungskraft. Anschaulicher werden die Dinge, wenn wir erfahren, daß in der Entfernung der Erde zur Sonne auf jeden Quadratmeter eine Strahlung auftrifft, die ausreichen würde, um eine 1 000-Watt-Heizplatte und vier 100-Watt-Lampen zu betreiben. Das entspricht einer Leistung von 1,4 Kilowattstunden. Allerdings dringt nur etwa ein Viertel dieser Strahlung durch die Lufthülle bis zur Erdoberfläche vor, nämlich im Durchschnitt 350 Watt je Quadratmeter. Das wäre immer noch genug, um den Energiehunger der Menschheit vollkommen zu befriedigen. Doch in unseren Breiten ist der Einfallswinkel der Sonnenstrahlen gering, und überdies sind wir zu Nachtzeiten von der Strahlung der Sonne abgeschirmt. In Gegenden mit langer Sonnenscheindauer ist hingegen die Nutzung der Sonnenenergie wirtschaftlich interessant. In Japan will man in Kürze 10 Millionen Haushalte mit Raumheizern, Wasserbereitern und Klimaanlagen ausstatten, bei denen die Sonnenenergie genutzt wird.

Doch das Energieproblem wird man erst dann für immer lösen können, wenn die Sonne auf die Erde geholt wird. Dies ist natürlich nicht wörtlich gemeint. Fieberhaft wird daran gearbeitet, die Umwandlung von Wasserstoff in Helium auf der Erde zu verwirklichen, womit man eine unerschöpfliche Energiequelle schaffen würde.

Kühne Exkursion zum glühenden Lavasee

Gibt es auf der Erde keinen Wasserstoff?

Folgen wir in Gedanken einer Exkursion mutiger Männer zum Krater des noch tätigen Vulkans Stromboli. Sie fand im Jahre 1963 statt. In diesem Jahr drangen ein französischer Vulkanologe und seine Mitarbeiter bis zur glutflüssigen Lava im Krater vor. Sie trugen Schutzanzüge aus Aluminium, Schutzmasken und hielten Platten aus wärmedämmendem Stoff vor ihre Körper. Zweieinhalb Stunden hielten sie in dieser Hölle aus. Was sie an Qualen auf sich nahmen, wird deutlich, wenn man weiß, daß die Temperatur glühender Lava etwa 1 000 °C beträgt. Während dieser Zeit arbeiteten sie angestrengt, denn nicht Abenteuerlust trieb sie zum glühenden Lavasee. Sie entnahmen regelmäßig Proben der aus der Lava entweichenden Gase. Sie stellten Wasserstoff, Kohlenstoffdioxid, Wasserstoffchlorid (Chlorwasserstoff) als hauptsächliche Bestandteile fest. In geringeren Anteilen wurde auch Stickstoff und Wasserstoffsulfid (Schwefelwasserstoff) gefunden. Es handelt sich sämtlich um alte Bekannte aus unserem Museum der Chemie, und zwar aus dem Saal der flüchtigen Stoffe.

Nun wird der Leser fragen, warum man in der Lufthülle keinen Wasserstoff findet, obwohl durch die vulkanische Tätigkeit im Verlauf der langen erdgeschichtlichen Entwicklung viel Wasserstoff an die Atmosphäre abgegeben worden ist.

Die Wasserstoffmoleküle bewegen sich mit einer so hohen Geschwindigkeit, daß ein bestimmter Anteil die Massenanziehung der Erde überwindet und in den Weltraum entweicht. So verliert die Erde ständig geringe Massen des Wasserstoffs. Auf dem Jupiter, der die Masse unserer Erde um das 318fache übertrifft, ist die Massenanziehung größer. Außerdem herrschen sehr niedrige Temperaturen, denn die Entfernung dieses Planeten zur Sonne ist weitaus größer als der Abstand unserer Erde vom Zentralgestirn. So ist es erklärlich, daß es im Inneren des Jupiters Wasserstoff in fester Form gibt. Er ist von einem Gemisch aus Helium und Wasserstoff umhüllt. Die Wolken dieses Planeten bestehen aus Wasserdampf und einer chemischen Verbindung aus Stickstoff und Wasserstoff, die als Ammoniak bezeichnet wird und die wir noch kennenlernen werden.

Doch nun zurück zur Erde.

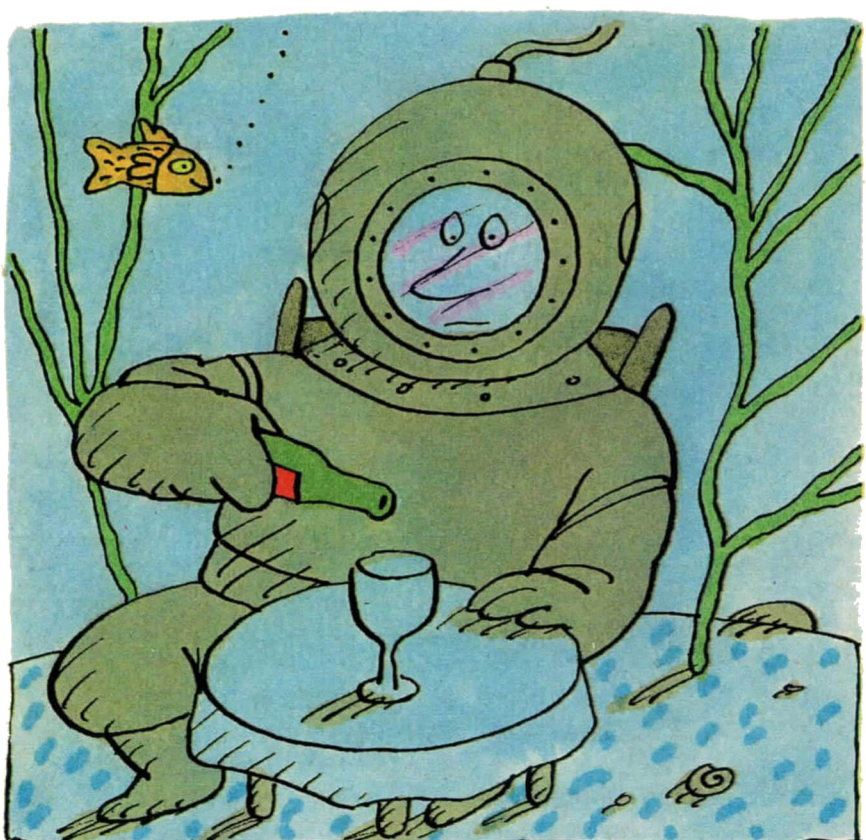
Wir wollen Wasserstoff untersuchen.

Was man nicht in Schüsseln tragen kann

Eine Möglichkeit, Wasserstoff herzustellen, besteht in der chemischen Zerlegung des Wassers durch den elektrischen Strom. Wollen wir den Wasserstoff bei diesem Vorgang „fassen", so müssen wir beachten, daß es sich um ein Gas handelt. Wir arbeiten im Luftozean, und da sich der entstehende Wasserstoff sofort mit der Luft vermischt, sind seine „Spuren" im wahren Sinne des Wortes „verweht". Der Umgang mit Gasen kann mit dem Versuch eines Tauchers verglichen werden, unter Wasser ein Glas Wein zu kredenzen.

Wie sollte man die Gläser füllen?

Wenn uns das Experiment nicht auf Anhieb gelingen sollte, trösten wir uns mit dem Mißgeschick berühmter Wissenschaftler. Auch dem belgischen Physiker und Chemiker Jean Baptist van Helmont



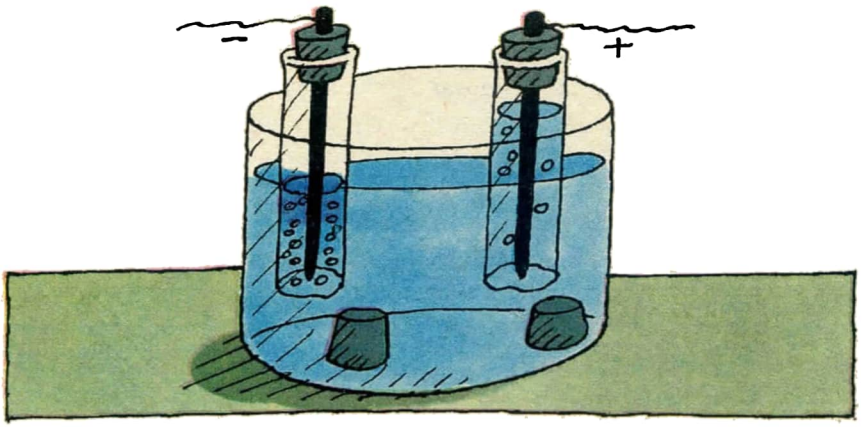
glückte es nicht, Gase eingehend zu untersuchen. Denn man könne sie nicht, wie er resignierend feststellte, „in Schüsseln aufbewahren und in sichtbare Formen umwandeln". Dieses Kunststück gelang erstmals dem Engländer Stephan Hales. Er erfand die pneumatische Wanne. Mit ihr kann man alle Gase von der umgebenden Luft isolieren, die sich nicht oder nur in sehr geringem Maße in Wasser lösen. So ist es möglich, mit der pneumatischen Wanne Stickstoff, Sauerstoff, Wasserstoff, die Edelgase und – allerdings mit einem gewissen Verlust – auch Kohlenstoffdioxid aufzufangen.

Bei der chemischen Zerlegung des Wassers, die wir nun durchführen, wissen wir die Erfindung von Hales zu schätzen. Wir bauen ein Elektrolysegerät, bei dem die Elektroden in Gasometern stecken. Dazu verwenden wir zwei Glasröhrchen, die genau denselben Durchmesser haben müssen. Als Elektroden verwenden wir Eisennägel. Sie müssen sorgfältig entrostet sein. Die Nägel werden durch zwei Gummistopfen gesteckt, die genau in die Röhrchen passen und diese gasdicht verschließen. Für unser Experiment brauchen wir noch die von Stephan Hales erfundene pneumatische Wanne. Hinter diesem gelehrten Namen verbirgt sich eine flache, wassergefüllte Schüssel oder eine geeignete Fotoschale.

Nun füllen wir die mit den Elektroden versehenen Röhrchen randvoll mit Wasser, verschließen sie wasserdicht mit dem Daumen und bringen sie umgestülpt unter das Wasser in der pneumatischen Wanne. Dabei darf der „Daumenverschluß" erst gelockert werden, wenn sich die Öffnung unter der Wasseroberfläche befindet. Wenn alles gelungen ist, bemerken wir auch nicht das geringste Gasbläschen in den Gefäßen. Sollte dies dennoch der Fall sein, so wiederholen wir die Arbeit so lange, bis die Röhrchen nur Wasser enthalten. Da unser Leitungswasser den elektrischen Strom nur in sehr geringem Maße leitet, setzen wir dem Wasser in unserer pneumatischen Wanne wenige Tropfen verdünnte Kali- oder Natronlauge zu.

Wie der Wasserstoff erkannt wird

Nun schließen wir die Elektroden an eine Gleichspannungsquelle an. Sofort nehmen wir an beiden Elektroden eine Gasentwicklung wahr. Sie ist an den aufsteigenden Bläschen zu bemerken. Wir müssen ein wenig Geduld haben, denn unsere Gleichspannungsquelle besitzt



eine relativ geringe Leistung, und so verstreicht einige Zeit, bis sich in den beiden Gefäßen deutlich Gas ansammelt. Uns entgeht nicht, daß die Gasentwicklung am Minuspol lebhafter vonstatten geht als am Pluspol. Wir erkennen, daß sich am Minuspol je Zeiteinheit das doppelte Volumen an Gas im Vergleich zum Pluspol bildet. Diesen Sachverhalt merken wir uns gut.

Nun ist guter Rat teuer. In beiden Röhrchen bildet sich farbloses Gas.

Sind es dieselben Gase oder sind es verschiedene Gase?

Durch Betrachten allein kommen wir der Sache nicht auf die Spur. Auf gut Glück untersuchen wir zunächst das Gas, das sich am Minuspol gebildet hat. Das Röhrchen mit dem anderen Gas heben wir auf. Nehmen wir an, es handle sich um Wasserstoff. Da wir um dessen Brennbarkeit wissen, gelingt uns auch der Nachweis. Wir drükken die Öffnung des Rohres, die unter Wasser bleiben muß, auf einen weichen, dicht schließenden Gummistopfen, den wir bereits vorher in die pneumatische Wanne gelegt haben. Gelangt die Öffnung des Röhrchens vorher über die Wasseroberfläche, dann Wasserstoff ade! Das Wasser in der pneumatischen Wanne übt nämlich die Funktion einer Sperrflüssigkeit aus. Sie verlegt dem Wasserstoff oder irgendeinem anderen Gas den Weg in die Lufthülle.

Wie weisen wir den Wasserstoff nach?

Wir führen einen brennenden Holzspan sofort nach Öffnung des mit der Mündung nach unten zeigenden Röhrchens tief in den Wasserstoff ein. Dabei beobachten wir etwas in zweierlei Hinsicht Bemerkenswertes. Im Röhrchen bewegt sich die blaue Front der Wasser-

stoffflamme allmählich nach oben. Der brennende Span erlischt in dem Augenblick, in dem er in das noch unverbrannte Gas eintaucht. Wasserstoff ist also brennbar, unterhält jedoch die Verbrennung nicht.

Bequemere Herstellung von Wasserstoff

Wir bezähmen zunächst unser Verlangen, das Gas im anderen Röhrchen zu untersuchen. Statt dessen lernen wir eine bequemere Methode zur Darstellung von Wasserstoff kennen, bei der uns die pneumatische Wanne wiederum gute Dienste leisten wird. Dazu bauen wir einen Gasentwickler. Eine sehr einfache Form besteht aus einem Reagenzglas, das mit einem durchbohrten Stopfen verschlossen werden kann. Haben wir keinen Stopfenbohrer zur Verfügung, so helfen wir uns auf eine andere Weise. Von einem weichen Schlauch schneiden wir uns ein etwa ein Zentimeter langes Stück ab. Der Schlauch muß in eines unserer Reagenzgläser passen. So haben wir einen durchbohrten Stopfen. Man steckt nun ein Glasröhrchen in ihn hinein.

Vorsicht! Wendet man Gewalt an, so kann das Glas splittern, und die Splitter dringen in die Hände ein. Deshalb umwickeln wir die Hand mit einem Tuch, und durch Einreiben des Glases mit einem Hautpflegegelee oder mit Seife erreichen wir, daß sich das Rohr ohne Gewaltanwendung in die Bohrung hineinstecken läßt. Auf das Röhrchen wird ein etwas längerer Schlauch geschoben, der in die pneumatische Wanne führt. Sie ist schon mit Wasser gefüllt. Nun kann man im Reagenzglas aus Zink und verdünnter Schwefel- oder Salzsäure Wasserstoff herstellen.

Achtung! Nicht das Zink verwenden, das der Klempner benutzt (↗S. 40).

Nun füllen wir mehrere Reagenzgläser.

Achtung! Wir verwenden immer kleine Reagenzgläser. Sonst wird der Umgang mit dem brennbaren Wasserstoff gefährlich.

Was fangen wir nun mit dem entstandenen Gas an?

Zunächst wollen wir feststellen, ob sich wirklich Wasserstoff gebildet hat. Dazu führen wir den Nachweis durch, den wir schon kennengelernt haben. Dabei kann es eine kleine, aber ungefährliche Überraschung geben. Das Gas brennt nicht ruhig ab, sondern verpufft mit

pfeifendem Geräusch. Wir haben auf diese Weise die Knallgasprobe kennengelernt. Diese chemische Reaktion dient als Probe dafür, ob sich in einem brennbaren Gas noch Luft befindet. Bevor die Knallgasprobe nicht negativ ausfällt, darf man brennbare Gase niemals entzünden! Das zweite Reagenzglas wird aller Wahrscheinlichkeit nach reinen Wasserstoff enthalten, der ruhig abbrennt.

Ein weiteres mit Wasserstoff gefülltes Reagenzglas dient uns dazu, die Dichte des Wasserstoffs mit der Dichte der Luft zu vergleichen. Wir wissen bereits, daß ein bestimmtes Volumen an Wasserstoff nur etwa ein Vierzehntel der Masse besitzt wie das gleiche Volumen der Luft.

Wer also Wasserstoff in einem offenen Gefäß befördern will, der muß das Gefäß mit der Öffnung nach unten halten. Man prüfe dies nach, indem man ein mit der Öffnung nach unten zeigendes, mit Wasserstoff gefülltes Reagenzglas öffnet und nach etwa 10 Sekunden den Nachweis durchführt. Er fällt positiv aus. Führt man die Gegenprobe durch, das heißt, prüft man ein mit der Öffnung nach oben zeigendes Reagenzglas nach 10 Sekunden, so wird unsere Suche nach Wasserstoff vergebens sein.

Nicht brennbar, aber notwendig für die Verbrennung

Nun läßt uns die Neugier keine Ruhe.

Was für ein Gas befindet sich im Röhrchen, das den Pluspol umhüllt?

Das Gas ist farblos wie der Wasserstoff. Allein sein Aussehen gibt keinen Hinweis auf seine Beschaffenheit. Wir wollen das Ergebnis verraten. Am Pluspol hat sich Sauerstoff gebildet. Um ihn nachweisen zu können, müssen wir beachten, daß Sauerstoff eine größere Dichte als Luft hat. Nachdem wir die Öffnung des Röhrchens noch unter Wasser verschlossen haben, heben wir es heraus. Nun bringen wir einen Holzspan zum Glühen und führen ihn senkrecht in das Röhrchen mit dem Sauerstoff ein, dessen Stopfen wir vorher abgezogen haben. Der glimmende Holzspan flammt hell auf. Das Gas selbst brennt jedoch nicht. Sauerstoff unterhält zwar die Verbrennung, brennt aber selbst nicht.

Uns ist mit diesen Experimenten die Analyse des Wassers gelungen. Wir haben nachgewiesen, daß Wasser chemisch in Wasserstoff

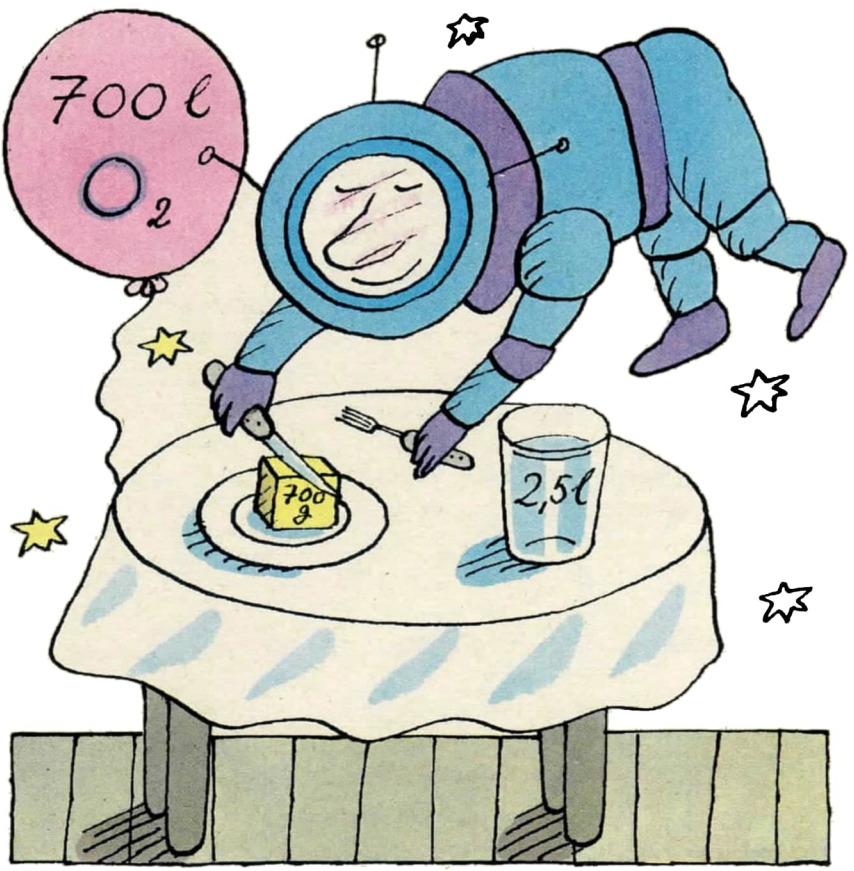
und Sauerstoff zerlegt werden kann. In einer Wortgleichung können wir schreiben:

Wasser → Wasserstoff + Sauerstoff.

Mit Hilfe des elektrischen Stroms ist es uns gelungen, eine chemische Reaktion zu erzwingen, bei der sich aus dem Ausgangsstoff Wasser die Reaktionsprodukte Wasserstoff und Sauerstoff bilden.

Das wichtigste Lebensmittel

Nachdem wir dem Sauerstoff auf die Spur gekommen sind, wollen wir uns diesem Stoff an die Fersen heften. Zuerst singen wir ihm ein Loblied. Stellen wir uns vor, ein Kosmonaut werde auf seine große



Reise geschickt. Alles Menschenmögliche wird getan, damit er nach Erfüllung seiner Mission wohlbehalten zur Erde zurückkehren kann.

Was ist allein für die Erhaltung seines Lebens notwendig?

Sehen wir einmal von seinem Raumanzug und den vielen technischen Einzelheiten ab, und denken wir an das Nächstliegende – die Aufrechterhaltung seiner Lebenstätigkeit. 700 g Nahrungsmittel, bezogen auf die Trockensubstanz, sind je Tag mitzuführen, 2,5 Liter Trinkwasser dürfen nicht fehlen. Der Mensch kann zwar mehrere Tage ohne Nahrung und viele Stunden ohne Wasser leben, dagegen braucht er ständig Sauerstoff, der auch nicht wenige Minuten versiegen darf. Die Angaben über den notwendigen Sauerstoffvorrat je Tag schwanken sehr stark. Man findet Werte von 300 bis 800 Gramm je Tag. 800 Gramm füllen unter Normalbedingungen immerhin ein Volumen von nahezu einem Kubikmeter aus. Kosmosreisen von einjähriger Dauer werden bald Wirklichkeit sein. Drei, vier oder gar sechs Kosmonauten kann bereits heute ein Raumschiff aufnehmen. Man kann sich vorstellen, welche riesigen Sauerstoffvorräte mitgeführt werden müssen. Diese Vorräte sind natürlich vergleichsweise gering gegenüber denen, die durch technologische Prozesse verbraucht werden. Verbrennungsmotoren arbeiten mit dem Sauerstoff der Luft. Ein Großraumflugzeug benötigt bei einer Atlantiküberquerung an die 35 Tonnen Sauerstoff. Insgesamt werden je Jahr etwa 11 Milliarden Tonnen Sauerstoff durch Verbrennungsvorgänge verbraucht.

Sauerstoff ist eine Gratisgabe der Natur. Er wird auf keiner Börse gehandelt. Zu den Feuerungen der Kraftwerke, zu den Motoren, Düsentriebwerken, Hochöfen, Feuerungsstätten muß er nicht transportiert werden. Er ist in der Erdatmosphäre allgegenwärtig. Die Frage ist zumindest berechtigt, ob der Sauerstoff der Luft unversiegbar ist. Deshalb wollen wir eine Bestandsaufnahme des Sauerstoffs in der Luft vornehmen.

Mit Experiment und Rechner

Zunächst stellen wir den Volumenanteil des Sauerstoffs in der Luft fest. Dazu entzünden wir eine kleine Kerze und kleben sie auf eine schwimmfähige Unterlage. Dieses Floß setzen wir in ein mit Wasser gefülltes Gefäß. Darüber stülpen wir eine Glocke, die oben eine Öffnung hat. Wir haben ihr Volumen bestimmt und in Abständen von

etwa 100 Kubikzentimetern Markierungen angebracht. Eine solche Glocke können wir aus einer größeren Flasche aus Kunststoff herstellen, deren Boden wir abgeschnitten haben. Sobald wir die Glocke verschließen, steigt das Wasser im Innern der Glocke an, allmählich wird das Flämmchen immer kleiner, bis es verlischt. Der Sauerstoff ist verbraucht. Da das entstehende Kohlenstoffdioxid und das Wasser von der Sperrflüssigkeit aufgenommen werden, kommt es zu einem Unterdruck. Dadurch wird Wasser angesaugt. Wir stellen fest, daß sich das Volumen des Gases in der Glocke etwa um ein Fünftel verringert hat. Wir dürfen also folgern, daß ein Fünftel des Volumens der Luft aus Sauerstoff besteht. Der genaue Volumenanteil des Sauerstoffs in der Luft beträgt 20,9 Prozent. Der Massenanteil des Sauerstoffs in der Luft beträgt 23,2 Prozent. Wie bekommen wir nun heraus, wieviel Sauerstoff in der Lufthülle vorhanden ist?

Nichts leichter als das. Bekannt ist, daß auf jedem Quadratzentimeter unserer Erdoberfläche in der Höhe des Meeresspiegels annähernd ein Kilogramm Luft lastet. Daran ist der Sauerstoff mit 0,232 Kilogramm beteiligt, denn sein Massenanteil an der Luft beträgt 23,2 Prozent. Nun müssen wir nur noch wissen, wieviel Quadratzentimeter unsere Erdoberfläche mißt. Das ist genau bekannt. Es sind 5 100 000 000 000 000 000 Quadratzentimeter oder, anders ausgedrückt, $5{,}1 \cdot 10^{18}$ Quadratzentimeter. Die Multiplikation mit der Masse des Sauerstoffs je Quadratzentimeter ergibt 1 200 000 000 000 000 000 Kilogramm oder, anders ausgedrückt, $1{,}2 \cdot 10^{18}$ Kilogramm Sauerstoff.

Diese Masse scheint unvorstellbar groß, und dennoch sollten wir uns nicht täuschen lassen. Verbrauchen wir in der Produktion weiterhin eine so große Masse an Sauerstoff, so ist die Atmosphäre in 10 000 Jahren so gut wie „frei" von Sauerstoff. Doch wir wollen keinen falschen Alarm blasen. Die Ära der Verbrennung fossiler Stoffe wird längst zu Ende sein, bevor es zu einer solchen Katastrophe kommt.

Ein Geschenk des Lebens für das Leben

Der Sauerstoff unserer Atmosphäre ist ein Produkt des Lebens. Heute besteht unter Wissenschaftlern Übereinstimmung darüber, daß die Erde ein Alter von etwa 4,7 Milliarden Jahren hat. Vor etwa 4

Milliarden Jahren bestand die Atmosphäre aus Wasserstoff, Wasserdampf, Ammoniak und Methan. Sie war wesentlich weniger dicht als in der Gegenwart. Der atmosphärische Druck betrug etwa ein Viertel des heutigen. Über 2 Milliarden Jahre mag die Periode des Übergangs chemischer Vorstufen des Lebens zu ersten Urlebensgemeinschaften gedauert haben. Vor 3,2 Milliarden Jahren muß es primitive einzellige Lebewesen gegeben haben, die Chlorophyll enthielten. Davon zeugen Fossilien, die nur an wenigen Stellen der Erde, so in Südafrika, erhalten geblieben sind. Daß die damalige Atmosphäre frei von Sauerstoff war, belegen Erzfunde, die bei Vorhandensein von Sauerstoff nie hätten entstehen können.

An die 2,8 Milliarden Jahre war das Leben an das Wasser gebunden. Das Land war dem Leben absolut feindlich. Die ultraviolette Strahlung der Wellenlänge 240 bis 280 Nanometer (Milliardstel-Meter) zerstörte jedes Leben außerhalb des Wassers. Weil es in der Atmosphäre an Sauerstoff fehlte, gab es auch keine Ozonschicht, die diese Strahlen hätte verschlucken können. Ja, zunächst mußte sich das Leben bis in Wassertiefen von mehr als 10 Metern „verkriechen", weil erst eine so dicke Schicht diese Strahlung auffing. Der von den chlorophyllhaltigen Organismen gebildete Sauerstoff löste sich zunächst völlig im Wasser auf. Noch vor etwa 800 Millionen Jahren betrug der Volumenanteil des Sauerstoffs in der Atmosphäre nur ein Prozent des heutigen Wertes. Und doch reichte dieser geringe Anteil aus, daß sich der Ozonschild bildete.

Nun stieg der Anteil des Sauerstoffs in der Luft in einer verhältnismäßig kurzen Zeit rasch bis auf den heutigen Wert an. In 30 Millionen Jahren hatte sich der Anteil des Sauerstoffs verzwanzigfacht. 30 Millionen Jahre sind eine sehr lange Zeit, wenn man sie mit der Elle eines Menschenlebens mißt. Im Vergleich zum Alter unseres Planeten ist dieser Zeitabschnitt jedoch nur ein Augenblick. Denken wir uns die 4,7 Milliarden Jahre, die unser Planet besteht, auf einen Tag zusammengedrängt, so hätte sich der Anteil des Sauerstoffs in der Luft in 9 Minuten verzwanzigfacht. Wie konnte es zu einer solchen „explosionsartigen" Zunahme kommen?

Die Ursache dafür war eine gegenüber vorhergehenden Abschnitten der Erdgeschichte stürmisch verlaufende Entwicklung und Verbreitung der Landpflanzen. Bärlappgewächse, Farne und Schachtelhalmgewächse eroberten das Land. Sie entwickelten sich im feuchtwarmen Klima sehr üppig und bildeten ausgedehnte Wälder.

Die Farne und Bärlappgewächse waren baumhoch. Die heutigen Farne, Schachtelhalme und Bärlappgewächse halten keinen Vergleich mit ihren Vorfahren aus. Der Abschnitt unserer Erdgeschichte, in dem sich diese Entwicklung vollzog, heißt Devon. Er erhielt seinen Namen nach einer Landschaft im Süden Englands (Devonshire). Steinkohlenflöze sind Zeugen dieses Abschnitts der Erdgeschichte. Die „sprunghafte" Erhöhung des Anteils an Sauerstoff in der Luft ist das „Werk" dieser Pflanzen.

Ein einmaliges Sonnenkraftwerk

Die grünen Pflanzen geben Sauerstoff an die Luft ab. Bei allen grünen Pflanzen, die eine Wurzel, einen Stamm, Blätter und (außer den Schachtelhalmen, Farnen und Bärlappgewächsen) auch Blüten haben, gibt es eine „Arbeitsteilung". Die grünen Blätter sind die „Hauptproduktionsstätten" des Sauerstoffs.

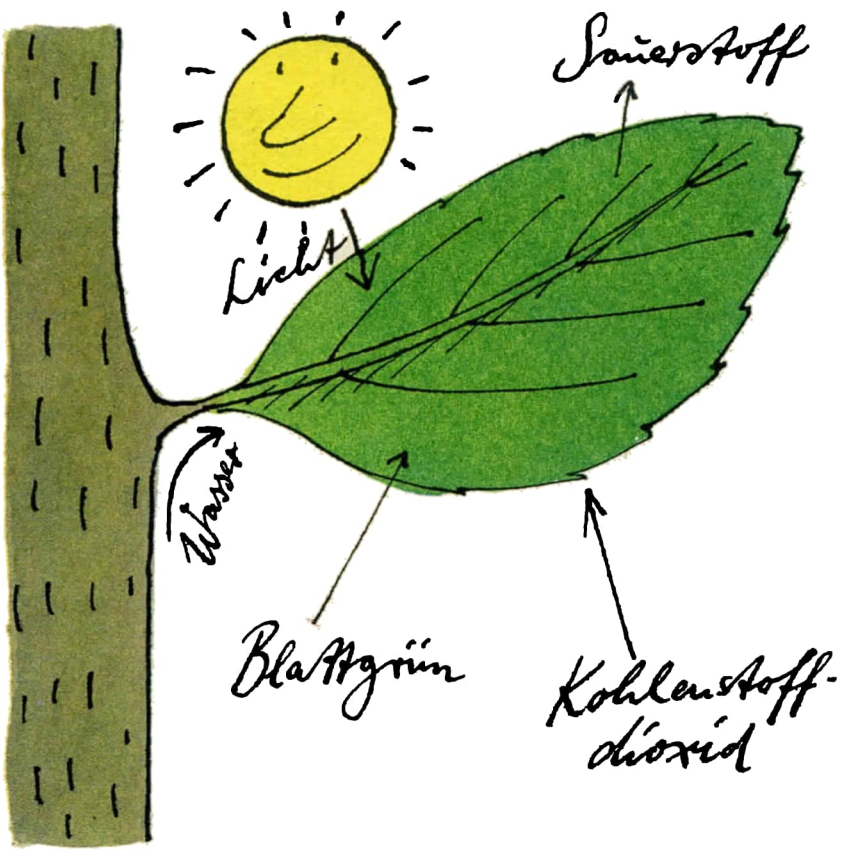
Lange war nicht bekannt, aus welchen Ausgangsstoffen der Sauerstoff gebildet wird. Drei Quellen waren zumindest denkbar: der Boden, das Kohlenstoffdioxid der Luft und das Wasser. Aus dem Boden kann der Sauerstoff nicht stammen. Hydrokulturen mit grünen Pflanzen gedeihen ausgezeichnet ohne Bodenberührung. Schwieriger zu beantworten war die Frage, ob Wasser oder Kohlenstoffdioxid den Ausgangsstoff bildet. Erst im Jahre 1937 konnte diese Frage geklärt werden. Der Biologe Robert Hill isolierte aus Blättern Gebilde, in denen die Photosynthese stattfindet und die er Chloroplasten nannte. Er brachte sie in Wasser, das völlig frei von Kohlenstoffdioxid war. Unter Einwirkung von Licht und in Gegenwart bestimmter Eisensalze konnte er eine kräftige Sauerstoffentwicklung nachweisen. Damit war der eindrucksvolle Beweis dafür geliefert, daß der von den Pflanzen gebildete Sauerstoff aus dem Wasser, nicht aber aus dem Kohlenstoffdioxid stammt.

Jeder kann die Bildung von Sauerstoff durch grüne Pflanzen selbst beobachten. Dazu benötigt man einige Sprosse der unter dem Namen „Wasserpest" bekannten Pflanze Elodea canadensis. Sie kommen in einen Glaszylinder, der mit Wasser gefüllt wird. Man senkt einen Trichter, dessen Mündung nach oben zeigt, in das Wasser. Seine Mündung darf nicht über den Wasserspiegel hinausragen. Auf die Mündung stülpen wir ein mit Wasser gefülltes Reagenzglas, wo-

bei wir unsere Erfahrungen beim Auffangen von Gasen nutzen. Diese Vorrichtung stellen wir in die Nähe einer künstlichen Lichtquelle oder in das Sonnenlicht. Kritische Experimentatoren sollten einen Gegenversuch anstellen und die gleiche Vorrichtung im Dunkeln aufbewahren. Nach einiger Zeit bemerken wir, daß sich an den Blättchen der Wasserpest Gasbläschen bilden. Erreichen sie eine bestimmte Größe, so lösen sie sich von den Blättchen und steigen hinauf in das Reagenzglas. Wenn wir nur genügend Geduld aufbringen, erhalten wir so viel Gas, daß wir die Probe auf Sauerstoff durchführen können.

Welche Rolle spielt nun das Kohlenstoffdioxid?

Ohne Kohlenstoffdioxid findet die Photosynthese nur kurze Zeit statt. Wer dies nachprüfen will, kann das in einem eindrucksvollen Experiment tun.



Man bringt eine gut mit Wasser und Dünger versorgte, auf Hydrokultur gezogene Pflanze unter eine große Glasglocke, deren unterer Rand luftdicht auf der Unterlage ruht. Neben den Hydrotopf stellt man noch ein flaches Schälchen mit Löschkalk oder mit frischem Kalkmörtel. Der Kalk absorbiert Kohlenstoffdioxid.

Achtung! Diese Stoffe dürfen nicht in die Augen gelangen. Sie greifen die Hornhaut an. Es besteht die Gefahr des Erblindens.

Nach einigen Wochen stellen wir Merkwürdiges fest. Obwohl noch Wasser und auch Licht vorhanden sind, kümmert die Pflanze. Sie verhungert buchstäblich. Der Vorrat an Kohlenstoffdioxid ist zur Neige gegangen.

In welche Stoffe wird das Kohlenstoffdioxid in der Pflanze umgewandelt?

Die Frage ist bereits 1862 von dem Begründer der modernen Pflanzenphysiologie, Julius Sachs, beantwortet worden. Er konnte in den Teilen der Pflanzenzellen, die wir heute als Chloroplasten bezeichnen, als Produkt der Photosynthese Stärke nachweisen. Schließlich stellte man bei der Untersuchung der Photosynthese bei bestimmten Bakterien die Bildung von Glucose als erstes Produkt fest. Glucose ist der uns schon bekannte Traubenzucker.

Wir können uns diesen Sachverhalt in einer stark vereinfachten Wortgleichung aufschreiben:

$$\text{Kohlenstoffdioxid} + \text{Wasser} \xrightarrow{\text{Licht}} \text{Glucose} + \text{Sauerstoff}.$$

Nun müssen wir noch den Stoff vorstellen, ohne den diese chemische Reaktion nicht möglich wäre. Es ist das Blattgrün, Chlorophyll genannt. Chlorophyll wird bei der Photosynthese nicht verbraucht. In den Pflanzen kommt Chlorophyll mit sehr geringer Masse vor. In den etwa 100 000 Blättern einer reichlich hundertjährigen Buche sind an die 150 Gramm Chlorophyll enthalten. Ein solcher Baum liefert an einem sonnigen Tag nahezu 9 000 Liter Sauerstoff. Dazu muß dieser Baum täglich etwa 30 000 Kubikmeter Luft verarbeiten und daraus knapp 9 000 Liter Kohlenstoffdioxid herausholen. Bei dieser chemischen Reaktion bilden sich etwa 10 Kilogramm Kohlenhydrate. Als „Gratisgabe" liefert dieser Baum eine Menge Sauerstoff, die für mehr als zwei Menschen reicht.

Nun müssen wir noch einen Vergleich zwischen den Ausgangsstoffen und den Reaktionsprodukten der Photosynthese anstellen. Dabei müssen wir beachten, daß es die anderen Stoffe des lebenden Organismus, wie Fette, Eiweiße und Nucleinsäuren, ohne die Photosynthese nicht gäbe. Bei dieser Betrachtung dürfen wir das Holz nicht vergessen. Alle diese von den grünen Pflanzen gebildeten Stoffe bezeichnet man als Biomasse. Nach Schätzungen werden auf der Erde von den Pflanzen jährlich etwa 200 Milliarden Tonnen Biotrockenmasse gebildet. Jahr für Jahr erneuern sich etwa 10 Prozent der gesamten Biomasse. Diese Biomasse ist sehr energiereich. Die Ausgangsstoffe Wasser und Kohlenstoffdioxid sind im Vergleich dazu energiearm. Holz ist über lange Zeit der Energielieferant der Menschheit gewesen. In Form von Kohle und Erdöl verwenden wir heute die Biomasse vergangener Abschnitte der Erdgeschichte als Energieträger.

Wie verträgt sich die Bildung energiereicher Stoffe aus energiearmen Ausgangsstoffen mit dem Satz von der Erhaltung der Energie?

Wir erinnern uns: Bei keinem Vorgang kann Energie aus Nichts entstehen oder in Nichts zergehen. Kein Wissenschaftler bezweifelt diesen Erfahrungssatz. Auch die Pflanzen können den Satz von der Erhaltung der Energie nicht außer Kraft setzen. Sie können jedoch das Sonnenlicht nutzen, um aus den energiearmen Stoffen Kohlenstoffdioxid und Wasser energiereiche organische Stoffe aufzubauen.

Durch die Photosynthese werden jährlich etwa 200 Milliarden Tonnen Sauerstoff freigesetzt. Bei dieser chemischen Reaktion werden weit mehr als 200 Milliarden Tonnen Kohlenstoffdioxid umgesetzt. Ein sehr großer Teil davon stammt aus den Ozeanen. Wenn das Kohlenstoffdioxid nicht ständig durch Gärungs- und Fäulnisprozesse, aber auch durch vulkanische Quellen ergänzt würde, wäre der gesamte Vorrat auf der Welt in annähernd 400 Jahren aufgebraucht. Durch die Tätigkeit des Menschen steigt jedoch der Volumenanteil des Kohlenstoffdioxids in der Luft sogar an.

Durch Atmungs- und Gärungsvorgänge wird etwa der Volumenanteil an Sauerstoff verbraucht, der durch die Photosynthese neu gebildet wird. So hat sich der Volumenanteil des Sauerstoffs in der Luft auf etwa 20 Prozent einreguliert. Das ist ein sehr günstiges Verhältnis. Dieser Volumenanteil sichert das Leben der höheren Tiere. Wäre

der Volumenanteil des Sauerstoffs in unserer Luft größer, so hätte das katastrophale Auswirkungen. Brände ließen sich nicht mehr löschen. Das überrascht uns nicht, wenn wir uns daran erinnern, mit welcher Heftigkeit ein glimmender Span entflammt, wenn wir ihn in reinen Sauerstoff tauchen.

Die „Geburt" des Wassers

Bei der Verbrennung von Wasserstoff wird Wärme abgegeben. Das kann, wie wir bereits wissen, sehr folgenreich sein. Welches Reaktionsprodukt entsteht bei dieser chemischen Reaktion?

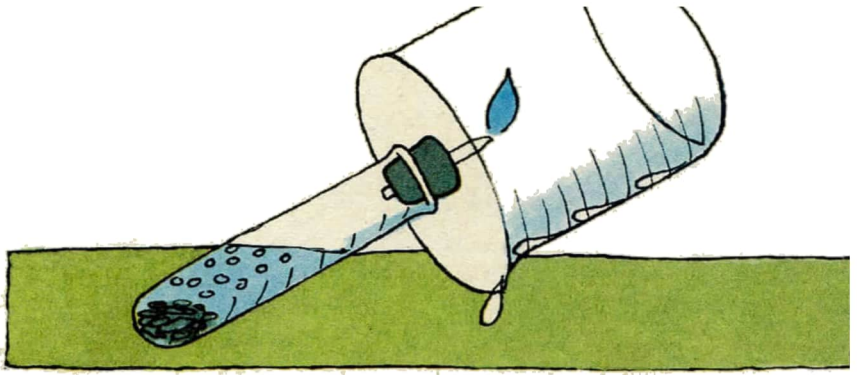
Diese Frage kann man erst seit reichlich zweihundert Jahren beantworten. Überzeugen wir uns selbst, warum diese Entdeckung so lange auf sich warten ließ.

Wir stellen Wasserstoff auf bekannte Weise her, indem wir auf Zink verdünnte Schwefel- oder Salzsäure einwirken lassen. Ein Reagenzglas wird mit einem durchbohrten Stopfen verschlossen, in dem ein Glasröhrchen steckt. Wir bringen die Gasentwicklung in Gang und entzünden nach der Durchführung der Knallgasprobe den ausströmenden Wasserstoff. Er reagiert mit dem in der Luft enthaltenen Sauerstoff.

Wir nehmen nur wahr, daß Wärme abgegeben und Licht abgestrahlt wird. Ein Reaktionsprodukt ist nicht unmittelbar festzustellen. Und doch muß es ein solches Produkt geben, denn – wie wir noch sehen werden – können Stoffe weder aus Nichts entstehen noch in Nichts zergehen.

Wir können uns das scheinbar „spurlose" Verschwinden nur so erklären, daß bei der Verbrennung von Wasserstoff ein gasförmiges, farbloses und überdies geruchloses Reaktionsprodukt entsteht. Bei den hohen Temperaturen, die in der Flamme des brennenden Wasserstoffs herrschen, ist es kein Wunder, daß das Reaktionsprodukt gasförmig auftritt. Damit haben wir die Antwort auf die Frage, warum dieses Produkt so lange unerkannt blieb. Erst der französische Chemiker Pierre-Joseph Macqueur hatte im Jahre 1775 Erfolg. Er gewann bei der Verbrennung des Wasserstoffs einige Tröpfchen Wasser.

Wer möchte, kann das Experiment nachvollziehen. Sicher ist jedem Leser schon die Idee gekommen, wie man das bewerkstelligen



kann. Man muß das Verbrennungsprodukt abkühlen. Das läßt sich auf einfache Weise bewerkstelligen. Ein größeres Glas, das völlig trocken ist, wird über die Flamme gestülpt. An den kälteren Teilen der inneren Wandung nehmen wir alsbald einen Beschlag wahr. Er besteht aus Wasser. Selbstverständlich ist unser einfaches Experiment nicht beweiskräftig. Das Wasser könnte von den Gasbläschen aus der verdünnten Säure mitgerissen worden sein. Außerdem müßten wir den entstandenen Beschlag daraufhin prüfen, ob es sich dabei wirklich um Wasser handelt. Doch darauf wollen wir verzichten. Nachdem wir eine chemische Reaktion durchgeführt haben, bei der wir die „Geburt" des Wassers aus Wasserstoff und Sauerstoff der Luft beobachten konnten, wollen wir uns mit dem Vorkommen dieses Lebenselements auf unserem Planeten befassen.

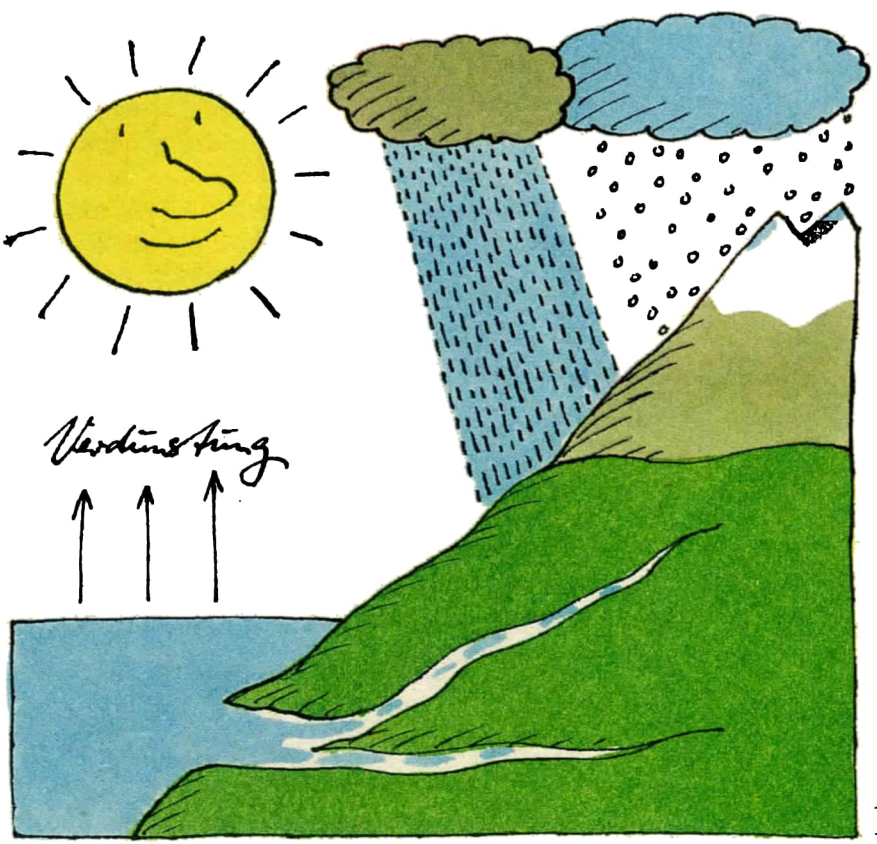
Wasser – Überfluß und Mangel

Zunächst mag es scheinen, als ob Wasser im Überfluß vorhanden sei. Gäbe es auf unserer Erde keine Gebirge und tiefe Senken, sondern wäre die Erdoberfläche eine Ebene, so bedeckte ein Ozean mit einer Tiefe von 3 700 Metern gleichmäßig die ganze Erde.

Wie verträgt sich dies mit der Tatsache, daß viele Menschen in Afrika in Trockenzeiten ihre Heimat verlassen müssen, da es ihnen an Wasser fehlt?

Es lohnt sich, dieser Frage ein wenig nachzugehen. So sind 96,5 Prozent des Wassers der Erde eine ungenießbare Salzlösung, die wir

weder für die Ernährung noch für industrielle und landwirtschaftliche Produktion verwenden können. Die Entsalzung von Meerwasser erfordert so viel Energie, daß dieses Verfahren nur in Ausnahmefällen durchgeführt werden kann. Glücklicherweise sorgt die Natur selbst dafür, daß ständig Wasser verdunstet und in die Atmosphäre gelangt. Dieses Wasser fällt schließlich als Regen oder Schnee auf die Erdoberfläche, wird in Seen und Flüssen gesammelt und gelangt zum Teil wieder in das Meer zurück. Leider reichen die Niederschläge für den rasch wachsenden Verbrauch in verschiedenen Teilen der Welt nicht mehr aus. Zwei Drittel des auf der Erde vorhandenen Süßwassers ist überdies nicht verfügbar. Es liegt in den Eis- und Schneemassen der Arktis, der Antarktis und Grönlands fest. Von dem ganzen Wasserreichtum der Erde kann letztlich nur ein Millionstel für Produktion und Verbrauch verwendet werden. Außerdem



sind die Wasservorkommen auf der Erde ungleich verteilt. So sind ein Drittel des europäischen und zwei Drittel des asiatischen Territoriums besonders benachteiligt. In Europa leben 20 Prozent der Weltbevölkerung, aber nur 7 Prozent der nutzbaren Wasservorräte sind hier anzutreffen.

Ohne Wasser können sich weder eine moderne Industrie noch eine produktive Landwirtschaft entwickeln. Um eine Tonne Dieselkraftstoff herstellen zu können, müssen 10 Kubikmeter Wasser aufgewandt werden. Das ist jedoch ein sehr geringer Aufwand im Vergleich zum Wasserbedarf der chemischen Industrie. Um eine Tonne Kunstfasern produzieren zu können, benötigt man 5 600 Kubikmeter Wasser. Ein Kernkraftwerk von einer Million Kilowattstunden Leistung benötigt jährlich weit mehr als eine Milliarde Kubikmeter Wasser für Kühlzwecke. So verwundert es nicht, daß sich der Wasserverbrauch auf der Erde seit der Jahrhundertwende auf das Siebenfache erhöhte. Er beträgt gegenwärtig etwa 2 800 Kubikkilometer im Jahr. Man muß sich dieses Volumen einmal vorstellen. Eine einen Kilometer hohe und einen Kilometer breite Mauer von 2 800 Kilometern Länge!

Kann man Wasser mehrmals trinken?

Damit die Wasserversorgung künftig aufrechterhalten werden kann, gibt es in den meisten Ländern strenge Bestimmungen zum Schutz der Gewässer vor Verunreinigungen. Dazu gehören sehr unterschiedliche Maßnahmen. Zuallererst gehört dazu die rationelle Verwendung des Wassers. In vielen Betrieben wird zur Produktion verwendetes Kühlwasser wiedergewonnen und dem Produktionsprozeß erneut zugeführt.

Besonders nachteilig für die Wasserqualität sind verschiedene Industrieabwässer. Ihre Reinigung ist sehr aufwendig. Es gibt strenge Bestimmungen über die Höchstanteile an Verunreinigungen, welche Abwässer aufweisen dürfen. Diese Höchstanteile heißen Grenzwerte. In verschiedenen Staaten ist es gelungen, der Wasserverschmutzung Einhalt zu gebieten, obwohl ein hohes Wirtschaftswachstum erreicht wird. Das ist nicht zuletzt dem Bemühen zuzuschreiben, den spezifischen Material- und Energieverbrauch für die Produktion drastisch zu senken und Sekundärrohstoffe immer mehr wieder zu verwenden.

Auch der Abwasserreinigung wird gegenwärtig erhöhte Aufmerksamkeit gewidmet. Jede moderne Abwasserreinigungsanlage besitzt drei Stufen. Eine mechanische Stufe dient der Abscheidung fester

Verunreinigungen. Dabei wird mit Rechen, Sieben und Filtern gearbeitet. Mit der mechanischen Stufe können nur feste Bestandteile des Abwassers entfernt werden. Der mechanischen Stufe schließt sich oft eine chemische Stufe an. Sie dient unter anderem dazu, saure Lösungen durch Zusatz von basischen Flüssigkeiten zu neutralisieren. In dieser Stufe können lösliche Phosphorsalze in feste Stoffe umgewandelt und damit aus dem Abwasser entfernt werden. Damit ist den löslichen Phosphorsalzen, die zum Teil aus modernen Waschmitteln stammen, der Weg in die Flüsse und Seen verlegt, und der bereits erwähnten Düngung der Gewässer ist Halt geboten. Es kommt nicht zum übermäßigen Algenwachstum mit seinen unliebsamen Folgen. Bei der chemischen Stufe wird oft auch das Chlor verwandt. Es dient dazu, krankheitserregende Bakterien abzutöten. Hier handelt es sich um denselben Effekt wie im Hallenschwimmbad.

An diese chemische Stufe schließt sich noch eine biologische Stufe an. Unter Zufuhr von Sauerstoff der Luft werden dem Abwasser Mikroorganismen zugesetzt, die sich von organischen Stoffen des Abwassers ernähren und daraus körpereigene Stoffe aufbauen. Diese Stoffe sind fest, und man kann sie in Absetzbecken abscheiden. Eigentlich wird in dieser biologischen Stufe ein Vorgang nachgestaltet, der sich unter natürlichen Bedingungen in wenig verunreinigten Flüssen vollzieht. Allerdings findet bei der biologischen Abwasserreinigung der Vorgang auf kleinstem Raum statt und verläuft ungleich schneller als in den natürlichen Gewässern. Das Wasser hat nach dieser Prozedur eine solche Qualität, daß man es nach einer Verdünnung mit Frischwasser wieder in die Flüsse leiten kann, ohne daß Tier und Pflanze geschädigt werden. Voraussetzung dafür ist allerdings, daß der Fluß sein Selbstreinigungsvermögen nicht bereits verloren hat, weil er schon zu stark verschmutzt ist. In Zeiten großer Trockenheit durchläuft das Wasser mancher mitteleuropäischen Flüsse den Kreislauf „Verbrauch – Reinigung – Aufbereitung zu Trinkwasser – erneute Verwendung" sieben Mal, bevor man es dem Wasser „erlaubt", endlich dem Meer zuzuströmen. Unser Trinkwasser kann also bereits mehrmals genutzt worden sein. Das sollte alle zum verantwortungsvollen Umgang mit dem Wasser anregen. Unbedachter Umgang mit Wasser, zum Beispiel Verschmutzung mit Öl, führt zu unübersehbaren Folgen. Ein Liter Öl kann eine Million Liter Wasser unbrauchbar machen.

Ein Begriff wird vom Kopf auf die Füße gestellt

Wasserstoff, Sauerstoff und Wasser, unsere drei Prominenten, haben bei der Entwicklung der Chemie eine wichtige Rolle gespielt. Dabei waren besonders die Synthese des Wassers aus Wasserstoff und Sauerstoff und die Zerlegung des Wassers bedeutsam für die Entwicklung der Chemie zur Wissenschaft. Beide chemischen Reaktionen gelangen dem berühmten französischen Chemiker Antoine Laurant Lavoisier im Jahre 1783. Zwar war er nicht der erste, dem diese Reaktionen glückten, jedoch erkannte er als erster die ganze Tragweite dieser Experimente. Etwa zwei Jahrtausende galt nämlich unangefochten die Auffassung des griechischen Philosophen Aristoteles, daß die Erde aus den vier Elementen Erde, Luft, Feuer und Wasser aufgebaut sei. Und nun zeigte sich, daß eines dieser Ele-



mente, das Wasser, in zwei einfachere Stoffe zerlegt werden konnte. Lavoisier erkannte, daß die alten Elemente nichts mehr in der Chemie zu suchen hatten. Zugleich wurde ihm aber bewußt, daß er zwei neue, wirkliche Elemente gefunden hatte: Wasserstoff und Sauerstoff.

Blättern wir in diesem Buch einige Seiten zurück, so begegnen uns auf Schritt und Tritt Stoffe, die nach dem Vorschlag von Lavoisier zu den Elementen zu rechnen sind. Das gilt zum Beispiel für den Stickstoff, das Fluor, das Chlor, das Brom und das Iod. Auch der Schwefel gehört zu den Elementen. Sämtliche Metalle sind Elemente. Schließlich ist der Kohlenstoff, gleich, ob er uns als Graphit oder als Diamant begegnet, als Element zu bezeichnen.

Der Streit um den Elementbegriff war keine Haarspalterei. Von nun an konnte man mit Experimenten klären, ob ein bestimmter Stoff zu den Elementen gehört. Allerdings erwies sich das in einigen Fällen als gar nicht einfach. So war beispielsweise noch keine Methode bekannt, um unser Kochsalz, das Natriumchlorid, chemisch zerlegen zu können. Man hielt es noch lange Zeit für ein Element. Umgekehrt schloß man aus den Eigenschaften von Chlor, vor allem aus seinen Reaktionen mit Metallen, daß es Sauerstoff enthalten müßte. Es durfte also noch nicht seinen Platz unter den Elementen einnehmen.

Wie taufte nun Lavoisier die Stoffe, die nicht zu den Elementen gehörten, weil man sie in einfachere Stoffe zerlegen kann?

Er nannte sie chemische Verbindungen. Während man heute insgesamt 107 chemische Elemente kennt, geht die Anzahl der bekannten chemischen Verbindungen in die Millionen. Erinnern wir uns an einige gute Bekannte, zum Beispiel an das Kohlenstoffdioxid, an das Schwefeldioxid, an das Siliciumdioxid, aber auch an Zucker, Cellulose, Eiweiße, Nucleinsäuren und an die Kunststoffe, um nur einige chemische Verbindungen zu nennen. Fast hätten wir unser Wasser vergessen. Es gehört selbstverständlich zu den chemischen Verbindungen.

Wäre Lavoisier nach den Teilchen gefragt worden, aus denen Elemente und chemische Verbindungen bestehen, so hätte er verständnislos mit dem Kopf geschüttelt. Zwar hatte schon der griechische Philosoph Demokrit behauptet, daß die Welt aus Atomen bestehe, doch wurde diese Aussage von vielen Wissenschaftlern als eine Schöpfung der Phantasie angesehen. Das blieb im wesentlichen so,

bis der große englische Chemiker John Dalton im Jahre 1803 mit der Behauptung auf den Plan trat, daß die Atome nichts Ausgedachtes seien, sondern wirklich existierten.

Altes muß nicht veraltet sein

In gewissem Sinne ging das Denken von John Dalton den entgegengesetzten Weg der Überlegungen von Lavoisier. Lavoisier entfernte einen altehrwürdigen Begriff in seiner alten Bedeutung respektlos aus der Chemie. Hingegen holte Dalton einen ebenso alten Begriff in die Chemie hinein. Allerdings mußte er ihn für den wissenschaftlichen Gebrauch erst einmal umarbeiten. Er behauptete, daß man die Elemente nicht bis ins Unendliche zerstückeln könne, sondern daß es eine Grenze der Zerteilbarkeit gäbe. Denn jedes Element sei aus Atomen, nicht weiter teilbaren Teilchen, aufgebaut.

Dalton ging noch einen Schritt weiter. Er nahm an, daß jede „Elementsorte" aus Atomen einer bestimmten „Atomsorte" aufgebaut sei. Das Element Wasserstoff sollte also aus Wasserstoffatomen, das Element Sauerstoff aus Sauerstoffatomen bestehen. Da er sich nun einmal mit seinen Behauptungen so weit vorgewagt hatte, mußte er natürlich sagen, worin sich die Atomsorten voneinander unterscheiden. Dalton vermutete, daß sie verschiedene Massen haben. Das Wasserstoffatom sollte die geringste Masse haben.

Will man sich eine Vorstellung von der Kühnheit der Vermutungen des John Dalton machen, so muß man sich in den Erkenntnisstand jener Zeit hineinversetzen. Mit den damaligen wissenschaftlichen Instrumenten und Methoden war es ganz und gar unmöglich, festzustellen, ob es die Atome wirklich gibt. Daher gab es nicht nur Befürworter, sondern auch Gegner der Lehre von den Atomen.

Wollten wir den Weg nachzeichnen, der schließlich zur Anerkennung dieser Lehre führte, so ergäbe das ein neues Buch. Erst zu Beginn des zwanzigsten Jahrhunderts wurden die letzten Zweifler überzeugt. Zu ihnen gehörte der berühmte Physikochemiker Wilhelm Ostwald, dem die Chemie sehr viele Entdeckungen verdankt.

Schauen wir mit unserem heutigen Wissen auf Daltons Leistungen zurück, so finden wir in ihnen vieles noch heute Gültige. Die Atome existieren wirklich, wenn auch die Behauptung, sie seien unteilbar, längst nicht mehr aufrechterhalten werden kann.

Einzelgänger, Zwillinge, Drillinge

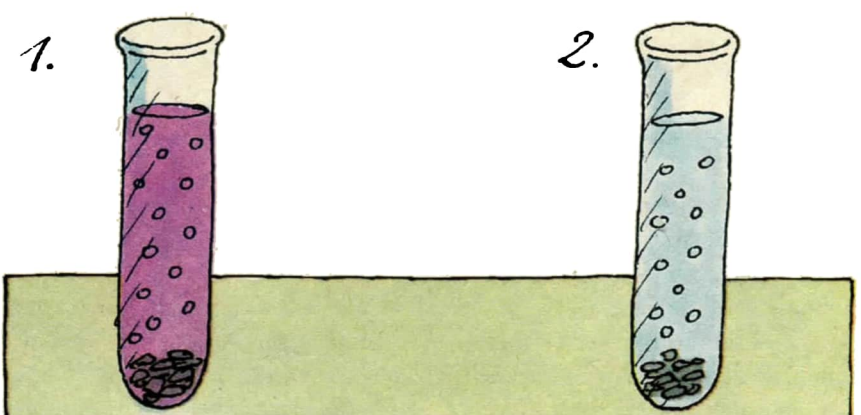
Dalton nahm es als selbstverständlich an, daß die Atome der Elemente, wie Wasserstoff, Stickstoff und Sauerstoff, einzeln existieren. Wie wir heute wissen, stimmt das nur in Ausnahmefällen. Einzelgänger sind Atome der Edelgase, die Dalton noch gar nicht kannte. Dazu gehört das uns bereits bekannte Helium. Wasserstoff- und Sauerstoffatome sind keine Einzelgänger. Darauf stoßen wir bei der Beobachtung eines Vorgangs, der uns teilweise bereits bekannt ist.

Erinnern wir uns an die Darstellung von Wasserstoff aus Zink und verdünnter Salz- oder Schwefelsäure. Wir wiederholen das Experiment und leiten den Wasserstoff in eine sehr stark verdünnte Kaliumpermanganatlösung ein. Diese Lösung wird zuvor mit einigen Tropfen verdünnter Salzsäure versetzt. Der Grad der Verdünnung der Kaliumpermanganatlösung ist dann richtig, wenn die Lösung rosarot ist. Bei diesem Versuch bemerken wir keine Veränderung.

Nun wandeln wir das Experiment etwas ab. Wir verzichten auf den Gasentwickler und lassen den Wasserstoff nun in der sauren Kaliumpermanganatlösung entstehen. Dazu fügen wir lediglich das Zink in diese Lösung.

Das Ergebnis: Die Lösung entfärbt sich. In diesem Falle reagiert der Wasserstoff mit dem Kaliumpermanganat zu einem farblosen Stoff.

Warum zeigt der Wasserstoff diese Eigenschaft nur, wenn wir ihn direkt im Reagenzglas entwickeln, und nicht, wenn wir ihn heran-transportieren?



Bei der Bildung des Wasserstoffs aus Zink entstehen zunächst Wasserstoffatome. Sie sind sehr reaktionsfähig und setzen sich mit dem Kaliumpermanganat unter Bildung einer farblosen chemischen Verbindung um. Führen wir den Wasserstoff von außen in die Lösung hinein, so haben sich die Wasserstoffatome längst miteinander verbunden. Diese Teilchenverbände sind nicht so reaktionsfähig wie isolierte Atome. Sie reagieren nicht mit dem Kaliumpermanganat. Dieses Experiment ist zwar kein strenger Beweis dafür, daß Wasserstoffatome keine Einzelgänger sind, doch liefert es einen Grund für eine solche Annahme. Wir wissen bereits: Gasförmiger Wasserstoff besteht aus Teilchen, die aus Wasserstoffatomen aufgebaut sind. Nach einem Vorschlag des italienischen Chemikers Amadeo Avogadro nennt man solche Teilchen Moleküle. Die Wasserstoffmoleküle sind Atomzwillinge. Dies haben sie mit den Molekülen des Sauerstoffs, Stickstoffs, Chlors, Fluors und Broms gemeinsam, wenn diese Stoffe gasförmig vorliegen.

Beim Sauerstoff müssen wir noch auf eine Ausnahme aufmerksam machen. Wer eine „Höhensonne" besitzt, weiß, daß man sich ihrer Wirkung nur wenige Minuten aussetzen darf, will man nicht einen heftigen Sonnenbrand riskieren. Dieses Gerät sendet ultraviolette Strahlen aus. Ist es in Betrieb, so nimmt man einen stechenden Geruch wahr. Er stammt vom Ozon. Ozonmoleküle sind Sauerstoffdrillinge. Wie wir schon wissen, gibt es in den oberen Schichten der Atmosphäre, in denen der Anteil der ultravioletten Sonnenstrahlung viel größer ist als auf der Erde, eine Ozonschicht. Sie schützt uns vor der schädlichen ultravioletten Strahlung und ist für das Leben der Pflanzen und Tiere notwendig.

Ein goldener Schlüssel

Nun mag mancher einwenden, daß die Lehre von Dalton doch ein Gemisch von Wahrheit und Irrtum war und daß man sie womöglich nicht gar so hoch bewerten müsse. Dem muß widersprochen werden. Die Atomlehre war wie der goldene Schlüssel im Märchen. Wer ihn hatte, konnte eine Schatzkammer des Wissens aufschließen. So wurde es überhaupt erst möglich, die Massen der Atome zu bestimmen. Dieser Aufgabe widmete sich der berühmte schwedische Chemiker Jöns Jacob Berzelius, von dem wir noch manches erfahren wer-

den. Dalton selbst konnte mit seinem goldenen Schlüssel gut umgehen. Er konnte zwei ehrwürdige Gesetze der Chemie mit Hilfe seiner Lehre erklären und ein drittes sogar voraussagen, wie wir später sehen werden.

Warum sind Wasserstoffmoleküle Zwillingsatome?

Um das zu verstehen, müssen wir uns daran erinnern, daß die Atome ihren Namen Lügen strafen. Sie bestehen aus noch kleineren Teilchen. Im Mittelpunkt jedes Wasserstoffatoms befindet sich ein Proton. Wir wissen bereits, daß ein Proton eine positive elektrische Ladung besitzt. Seine Masse ist fast genauso groß wie die Masse des gesamten Wasserstoffatoms. In einer gewissen Entfernung vom Proton bewegt sich ein Elektron. Dieses Teilchen ist uns ebenfalls bereits bekannt. Seine Masse ist verschwindend klein, seine negative elektrische Ladung aber vergleichsweise gewaltig, nämlich ebenso groß wie die positive elektrische Ladung des Protons. Könnte man die Bewegung des Elektrons mit einer Serie Hunderttausender Momentaufnahmen erfassen und die Stellen, an denen man es antrifft, mit einem Punkt markieren, so erhielte man bei einer Vergrößerung um das Milliardenfache ein imponierendes Bild. Wir bekämen eine Wolke in Gestalt einer kugelförmigen Schale zu sehen. Ganz in der Mitte befände sich das Proton. Das könnten wir allerdings selbst bei dieser Vergrößerung nicht sehen. In einem weiten Rund um das Proton wäre es „klar" und wolkenlos. Erst mit wachsender Entfernung vom Proton nähme die Dichte der Wolke zu. In einer Entfernung von 0,05 Nanometer wäre sie am dichtesten. Nach außen klänge die Dichte allmählich ab. Wenn wir dieses Gebilde als Schale bezeichnen, so ist das ungenau. Diese „Schale" besitzt keine deutlichen Grenzen und verschwimmt mit ihrer Umgebung. Ein geschickter Bastler könnte sich eine solche Hohlkugel aus Watte modellieren.

Unter unseren Bedingungen bekämen wir ein solches „Atom" nicht zu sehen. Ein Atom mit einer aus einem Elektron bestehenden Schale ist nicht stabil. Stabil ist hingegen ein Atom, das aus 2 Protonen und folglich aus einer durch 2 Elektronen gebildeten Schale besteht. Aus solchen Atomen besteht das Edelgas Helium, das überhaupt keine chemischen Verbindungen bildet. Damit eine stabile, mit 2 Elektronen besetzte Schale entsteht, müssen sich 2 Wasser-

stoffatome vereinigen. Die beiden Elektronen bilden dann eine Zweierschale. Dabei trifft man die beiden Elektronen am häufigsten zwischen den Protonen an. Die beiden Protonen und die beiden Elektronen üben aufeinander elektrische Anziehungskräfte aus, wodurch das Gebilde zusammenhält. Dabei beträgt der Abstand zwischen den beiden Protonen 0,074 Nanometer. Wollte man sie einander stärker annähern, so wäre dazu Energie notwendig, denn dann würden sich die Abstoßungskräfte zwischen den elektrisch positiv geladenen Protonen stark auswirken. Das Gebilde verhielte sich wie eine Druckfeder. Wollte man die Protonen voneinander entfernen, so wäre auch dazu Energie notwendig, denn dann machten sich die Anziehungskräfte zwischen den elektrisch entgegengesetzten Ladungen der Elektronen und der Protonen stärker bemerkbar. Das Gebilde verhielte sich dann wie eine Zugfeder.

Das Wasserstoffmolekül ist ein einheitliches Teilchen und keinesfalls ein Gebilde aus zwei aneinandergelagerten, ansonsten jedoch relativ selbständigen Atomen. Daher wollen wir uns auch von der Bezeichnung Atomzwilling verabschieden. Die chemische Zerlegung eines Wasserstoffmoleküls erfordert erhebliche Wärme. Für die Zerlegung von 2 Gramm Wasserstoffmolekülen in Atome sind 4 329 Kilojoule notwendig. Um diese Wärme aufbringen zu können, müßte man etwa 120 Gramm Anthrazit verbrennen.

Ein chemisches Wunder

In diesem Kapitel soll von Veränderungen die Rede sein, bei denen etwas unverändert bleibt. Dann werden wir von chemischen Reaktionen hören, die Jahrmillionen dauern, aber auch schneller als ein Gedanke ablaufen können. Wir erfahren, was ein Knallgasgemisch im Zaum hält und was es entfesselt, hören von tödlichem Leichtsinn und lernen noch manches kennen, was für chemische Reaktionen typisch ist.

Veränderung und Beharrung

Der Chemiker Walter Hückel sprach einmal von einem chemischen Wunder.

Wie kann sich ein Naturwissenschaftler für Wunder interessieren?

Naturwissenschaftler sind leidenschaftlich darum bemüht, alles auf natürliche Ursachen zurückzuführen und zu beweisen, daß es in der Welt „mit rechten Dingen" zugeht.

Was war das für ein chemisches Wunder, das Walter Hückel so in Erstaunen versetzte?

Dieses Wunder sah er in den so grundsätzlichen Unterschieden zwischen den Ausgangsstoffen und den Reaktionsprodukten bei chemischen Reaktionen.

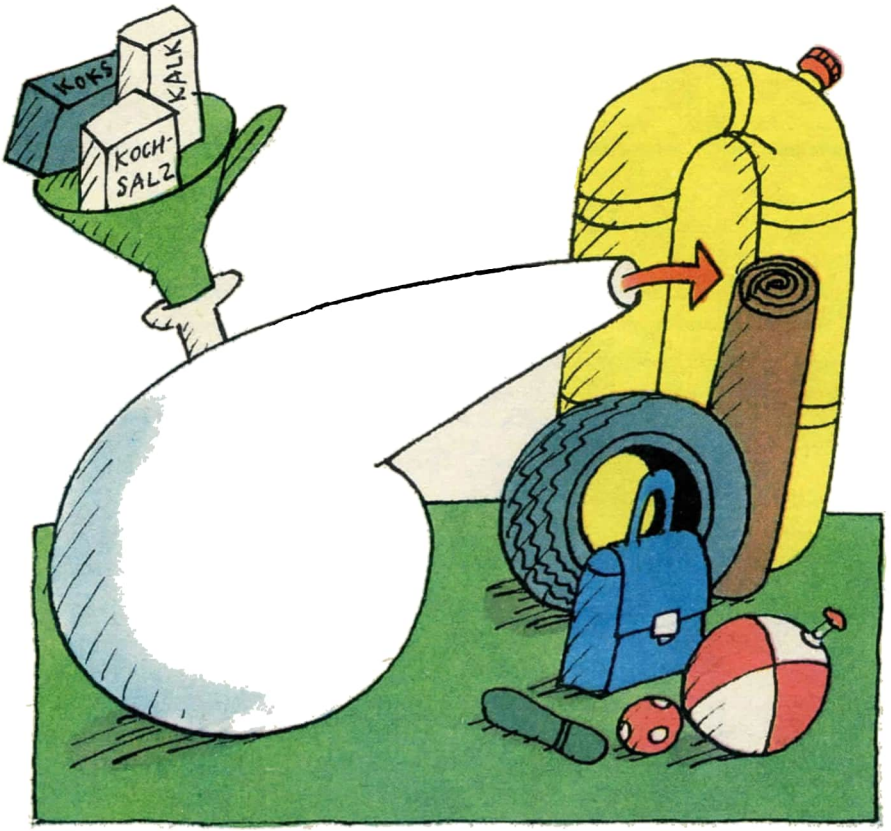
Welche Eigenschaften des Wassers „verraten" zum Beispiel seine „Herkunft" aus Wasserstoff und Sauerstoff?

Wasser ist weder brennbar wie der Wasserstoff, noch unterhält es die Verbrennung wie der Sauerstoff. Dieses Wunder kann man bei den meisten chemischen Reaktionen feststellen.

Welch großer Unterschied in den Eigenschaften besteht zum Beispiel zwischen den Ausgangsstoffen Schwefel und Sauerstoff und dem Reaktionsprodukt Schwefeldioxid!

Wie grundlegend unterscheiden sich die Ausgangsstoffe Natrium und Chlor vom Reaktionsprodukt Natriumchlorid?

Walter Hückel sprach aber noch aus einem anderen Grunde vom chemischen Wunder.



Wie kann eine bloße Anlagerung von Atomen – und das ist ein Eckpfeiler der Lehre von Dalton – eine so tiefgreifende Umwandlung der Stoffe zur Folge haben, daß sich Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte, bildlich gesprochen, oft wie Feuer und Wasser voneinander unterscheiden?

Doch damit nicht genug.

Wie kommt es denn bei der Bildung des Wassers aus Wasserstoff und Sauerstoff zur Abgabe von Wärme und zur Ausstrahlung von Licht?

Auch in diesem Punkte „schweigt" die Lehre von Dalton. Sie erklärt lediglich einen Sachverhalt befriedigend. Die Tatsache nämlich, daß bei chemischen Reaktionen kein einziges Atom verschwindet oder neu entsteht. Damit gibt sie Auskunft über das, was bei chemischen Reaktionen unverändert bleibt.

Glasperlenspiel im Mikrokosmos?

So ratlos wie zu Zeiten Daltons stehen wir diesem Wunder nicht mehr gegenüber. Einen Fingerzeig zur Lösung des Problems haben wir bereits bei unseren Betrachtungen über das Wasserstoffmolekül erhalten. Bei der Bildung eines Wasserstoffmoleküls lagern sich nicht schlechthin 2 Wasserstoffatome aneinander, sondern es entsteht aus beiden Protonen und Elektronen ein neues einheitliches Teilchen, das stabiler ist als die beiden ursprünglichen Wasserstoffatome. Stabiler heißt, in die Sprache der Naturwissenschaft übersetzt, ärmer an Energie als 2 einzelne Wasserstoffatome. Daß das Wasserstoffmolekül wesentlich energieärmer ist als die 2 Wasserstoffatome, wird an der Wärmeabgabe bei der Vereinigung der Atome zu einem Molekül erkennbar.

Des Wunders Erklärung besteht darin, daß bei chemischen Reaktionen Teilchen der Ausgangsstoffe zerstört und daraus Teilchen der Reaktionsprodukte gebildet werden. Dieser Vorgang ist keinesfalls einem „Glasperlenspiel im Mikrokosmos" vergleichbar. Es werden Teilchen in neue Teilchen umgewandelt, die sich in ihren Eigenschaften meist völlig von denen der Ausgangsstoffe unterscheiden. Einer dieser Unterschiede besteht in der Energie der Teilchen. Doch auch das ist nur die halbe Wahrheit.

Bindungen werden gespalten, neue gebildet

Erinnern wir uns noch einmal an das Wasserstoffmolekül. Wir haben uns davon überzeugen können, daß die beiden Wasserstoffatome nicht locker aneinandergebunden sind. Die Wechselwirkungen zwischen den beiden Protonen und den beiden Elektronen sind so stark, daß sehr viel Wärme aufgewandt werden muß, um Wasserstoffmoleküle wieder in Wasserstoffatome spalten zu können.

Am Wasserstoffmolekül haben wir ein einfaches Beispiel für eine Art der chemischen Bindung kennengelernt, die man als Atombindung bezeichnet. Auch zwischen beiden Sauerstoffatomen im Sauerstoffmolekül bestehen Atombindungen. Bei der chemischen Reaktion von Wasserstoff und Sauerstoff zu Wasser müssen diese chemischen Bindungen aufgespalten werden. Sonst bleiben die Wasserstoff- und die Sauerstoffmoleküle unverändert bestehen. Die Spaltung der

ursprünglichen chemischen Bindung ist die Voraussetzung für die Bildung neuer chemischer Bindungen.

Wie sind nun die chemischen Bindungen beschaffen, die bei der Bildung von Wassermolekülen neu entstehen?

Um das zu verstehen, muß man etwas über den Bau eines Sauerstoffatoms wissen. Es besitzt in seinem Atomkern 8 Protonen. Diese sind von einer inneren Elektronenschale umgeben, welche aus 2 Elektronen besteht. Diese innere Schale beteiligt sich nicht an chemischen Reaktionen. In einer etwas größeren Entfernung vom Atomkern befindet sich eine zweite Elektronenschale aus 6 Elektronen. Vier dieser Elektronen bilden Paare, 2 Elektronen kommen einzeln vor. Einzelelektronen einer Schale besitzen immer größere Energie als paarweise angeordnete. Die ganze äußere Elektronenschale kann einen energieärmeren Zustand erreichen, wenn die beiden Einzelelektronen mit zwei weiteren Elektronen Paare bilden können. Das ist möglich, wenn sich ein Sauerstoffatom mit 2 Wasserstoffatomen vereinigt. Dann bilden die beiden Einzelelektronen mit den Elektronen zweier Wasserstoffatome gemeinsame Elektronenpaare. Dadurch entstehen zwischen den 2 Wasserstoffatomen und dem Sauerstoffatom zwei Atombindungen. Ein Wassermolekül ist entstanden. Es ist energieärmer als die Teilchen der Ausgangsstoffe. Daher kommt es bei der Vereinigung von Wasserstoff- und Sauerstoffmolekülen zu Wassermolekülen zur Abgabe von Wärme und zur Ausstrahlung von Licht.

Sind alle Atombindungen gleich?

Wären alle Atombindungen gleich, so gäbe es in der Welt nicht so vielgestaltige Stoffe. So unterscheiden sich die Atombindungen im Wasserstoffmolekül von den Atombindungen im Wassermolekül. Im Wasserstoffmolekül befindet sich das Elektronenpaar genau in der Mitte zwischen den beiden Protonen. Das ist erklärlich, denn die beiden Protonen üben die gleichen Kräfte auf das Elektronenpaar aus. Im Wassermolekül werden die Elektronenpaare vom Sauerstoffatom stärker angezogen als von den Wasserstoffatomen. Der Abstand der Elektronenpaare vom Sauerstoffatom ist geringer als vom Wasserstoffatom. Eine solche Atombindung heißt polare Atombindung. Atombindungen zwischen verschiedenen Atomen sind immer polar.

Nun zurück zur Bildung des Wassers. Am Beispiel dieser chemischen Reaktion haben wir erkannt, daß Stoffe umgewandelt, aus Teilchen der Ausgangsstoffe Teilchen der Reaktionsprodukte gebildet so-

wie chemische Bindungen umgebaut werden, wobei diese Vorgänge immer mit Energieumwandlungen einhergehen. Aus den Veränderungen der Teilchen und der chemischen Bindungen bei chemischen Reaktionen erklärt sich das chemische Wunder, die großen Unterschiede zwischen den Ausgangsstoffen und den Reaktionsprodukten.

Millisekunden und Jahrmillionen

Es gibt eine scherzhafte Wendung. Sie lautet: Unmögliches wird sofort erledigt, Wunder dauern etwas länger. Unsere chemischen Wunder, die chemischen Reaktionen, können mit ganz unterschiedlicher Geschwindigkeit ablaufen. So dauert die Korrosion von Metallen eine bestimmte Zeit. Wir kennen aber auch chemische Reaktionen, die augenblicklich ablaufen. Ein Beispiel dafür ist die uns bereits bekannte Knallgasreaktion.

Immer wieder gehen Nachrichten von Explosionskatastrophen um die Welt, die davon zeugen, wie chemische Reaktionen aus der Kontrolle des Menschen geraten können. Schlagende Wetter sind seit eh und je der Schrecken der Bergleute. Sie können entstehen, wenn Methan – ein brennbares Gas, das den Hauptanteil des Erdgases bildet – im Gemisch mit Luft vorliegt. Ein Funke oder eine offene Flamme genügt, und es kommt zur Explosion.

Besonders eindrucksvoll hat das Egon Erwin Kisch beschrieben, der in den dreißiger Jahren die Kohlenreviere im belgischen Borinage besuchte, einem klassischen Gebiet der schlagenden Wetter. Bei Kisch heißt es:

„In früheren Zeiten stieg vor jeder Schicht ein Mann, der ‚Büßer' genannt, mit nasser Tonmaske und nassen Kleidern in die Grube hinab und durchschritt, eine meterlange Fackel vor sich her strekkend, alle Fördergänge. Erst, wenn er aus der Tiefe wiederkam, fuhr die Belegschaft ein, kehrte der Penitent nicht zurück, so wußte man, daß sich die Methangase an seiner Flamme entzündet und ihn getötet hatten."

Leider sind solche Katastrophen noch keine Vergangenheit, sind die Gefahren für die Bergleute trotz ausgeklügelter Sicherheitsmaßnahmen nicht völlig gebannt. Welche Gewalt eine solche Schlagwetterexplosion ausüben kann, soll uns wieder ein Bericht unseres rasenden Reporters vor Augen führen:

„17. April 1879. Im Fördergang Eveque, 610 Meter tief, explodiert um halb acht Uhr morgens Gas mit solcher Gewalt, daß auf der Erdoberfläche der Erdboden platzt und die Arbeiter auf dem Zechenhof und der Mann im Förderturm erschlagen werden. Stollen und Querschläge sind im Nu von Lohe durchtobt, auch im Förderschacht steigt das Feuer hoch, als wollte es das ganze Land ergreifen. Sechs Detonationen, unter denen der Erdboden erbebt, reißen sich aus der Tiefe empor."

Aber nicht nur unter Tage kommen solche Katastrophen vor. Immer wieder hört man von sträflichem Leichtsinn.

Manchmal irrt man sich nur einmal

Ein Schweißer, der hinlänglich über die Gefahren im Umgang mit brennbaren Gasen belehrt worden war, ärgerte sich über die Maulwürfe in seinem Garten. Er wollte sie ausräuchern. Er nahm sein Schweißgerät mit nach Hause. Als brennbares Gas verwandte er Ethin, das auch unter dem Namen Acetylen bekannt ist, und leitete dieses Gas in die Maulwurfgänge. Dabei hatte er eine Kleinigkeit nicht beachtet, nämlich daß sich im Boden Luft befindet. Nun zündete der Schweißer das Gas.

Der „Erfolg" war durchschlagend. Im Erdreich gab es eine Explosion, durch die der größte Teil des Gartens aufgewühlt wurde. Ein großer Obstbaum wurde auf das Dach des Hauses geschleudert. Einige Obststräucher wurden entwurzelt. Die Fensterscheiben zerbrachen. Glücklicherweise kam der Mann mit dem Schrecken davon.

Meist gehen solche leichtsinnigen Unternehmungen tragisch aus. So versuchte ein Arbeiter, Löcher in den Deckel eines Rollreifenfasses zu bohren, in dem sich vorher Leichtbenzin befunden hatte. Es gehört bekanntlich zur Gefahrklasse A I. Nun kam der Arbeiter nicht zurecht. Er benutzte daher ein Elektroschweißgerät. Beim ersten Funkenriß explodierte das Faß, und der Arbeiter wurde vom Deckel des Fasses tödlich getroffen. Nun wird jeder fragen, wie das geschehen kann, denn das Faß war vollständig vom Benzin entleert. Und hier liegt der Irrtum. Benzin geht bereits bei Zimmertemperatur zu einem Teil in den gasförmigen Aggregatzustand über. Daher befand sich im „leeren" Rollreifenfaß ein hochexplosives Gemisch aus gasförmigem Benzin und Luft. So konnte es zu dem Unfall kommen.

Wie hätte der Arbeiter verfahren müssen, um sein Leben nicht in Gefahr zu bringen?

Er hätte den Behälter zunächst nach dem Entleeren belüften und anschließend Wasserdampf durchleiten müssen. Dadurch hätte er das gasförmige Benzin verdrängt. Damit nicht genug. Zum Schweißgerät hätte der Mann erst greifen dürfen, nachdem er das Faß vollständig mit Wasser gefüllt hätte, damit die letzten Reste des Gases aus dem Gefäß verdrängt worden wären.

Hoffentlich genügen diese Beispiele, damit niemand leichtfertig mit brennbaren Gasen, wie Stadtgas, Erdgas oder Propangas, umgeht. Solche Explosionen, wie wir sie beschrieben haben, werden jedoch gewollt und millionenmal am Tag durchgeführt.

Gewollte Explosionen oder „das alltägliche Wunder"

In jedem laufenden Otto- und Dieselmotor werden Explosionen eines Gemisches von Luft mit feinverteiltem Kraftstoff planmäßig hervorgerufen. Man muß sich einmal vorstellen, was ein Viertaktmotor der mittleren Leistungsklasse für ein Kunststück vollbringen muß.

Nehmen wir an, es handle sich um einen 1 200-Kubikzentimeter-Viertakt-Ottomotor. Bei einer mittleren Drehzahl von 3 500 Umdrehungen je Minute müssen für jeden Zylinder je Minute 3 500mal genau 300 Kubikzentimeter Luft bereitgestellt, mit 0,03 Gramm Benzin innig vermischt, verdichtet, gezündet und verbrannt werden. Ebenso oft müssen die Verbrennungsprodukte abgeführt werden und dem neuen Gemisch das Feld räumen. Darf man eine solche Leistung nicht als ein Wunder des Alltags bezeichnen?

Bei 0 °C Jahrmillionen, bei 500 °C Millisekunden

Warum läßt sich ein Gemisch aus Wasserstoff und Sauerstoff Jahrmillionen aufbewahren, wenn man für niedrige Temperatur sorgt und Flamme und Funken fernhält?

Warum explodiert dasselbe Gemisch bei hoher Temperatur?

Auf den ersten Blick ist das gar nicht einfach zu erklären. Die Geschwindigkeit einer chemischen Reaktion vergrößert sich bei einer

Erhöhung der Temperatur um 10 °C um etwa das Dreifache. Erwärmen wir zum Beispiel ein Knallgasgemisch von 20 °C auf 30 °C, so wird sich die Anzahl der reagierenden Teilchen etwa verdreifachen. Da die chemische Reaktion bei 20 °C praktisch nicht abläuft, wird man bei einer Erhöhung der Temperatur von 20 °C auf 30 °C keine Veränderungen feststellen. Ein Beobachter in einer fernen Zukunft, der dieses Gefäß fände, könnte immer noch nichts anderes darin vorfinden als Wasserstoff und Sauerstoff.

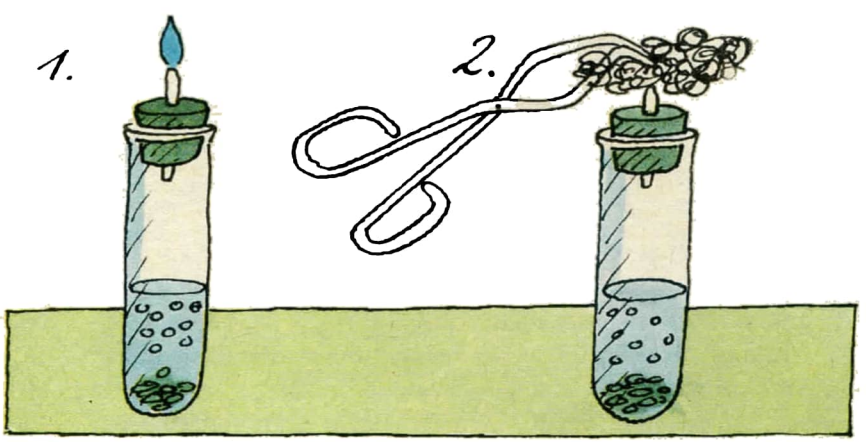
Doch man darf sich nicht täuschen lassen. Bei einer Erhöhung der Temperatur um 100 °C liegen die Dinge schon ein wenig anders. Die Geschwindigkeit der chemischen Reaktion erhöht sich dabei um das $3 \cdot 3 \cdot 3 \cdot 3 \cdot 3 \cdot 3 \cdot 3 \cdot 3 \cdot 3 \cdot 3$fache oder um das 3^{10}fache. Das ist das Sechzigtausendfache der ursprünglichen Geschwindigkeit. Auch das mag noch nicht beunruhigen.

Wie liegen die Dinge, wenn wir das Gemisch um 500 °C erhitzen?

Dann erhöht sich die Geschwindigkeit um das 3^{50}fache. Das ergäbe eine 50stellige Zahl. Diese Zahl ist größer als die Anzahl der Wasserstoff- und Sauerstoffmoleküle in 30 Litern Gasgemisch bei Zimmertemperatur und Normaldruck. Unter diesen Bedingungen wird der „Schlaf" der Wasserstoff- und Sauerstoffatome jäh beendet. Es kommt zur Explosion!

Kann man chemische Reaktionen durch Abkühlen wieder „anhalten"?

Darauf beruht das Löschen von Bränden mit Wasser. Aber wir wollen die Verbrennung von Wasserstoff „zum Stehen bringen". Dazu stellen wir auf die bekannte Weise Wasserstoff her, lassen ihn aus-



strömen und entzünden ihn nach Durchführung der Knallgasprobe. Wir nehmen die bekannte Flamme wahr. Nun ändern wir das Experiment ein wenig ab. Wir bringen einen Bausch Eisenwolle oder eine Stahlfeder mit der Flamme in Berührung und können sie auf diese Weise löschen.

Wie kommt das?

Eisen besitzt gute Wärmeleitfähigkeit. Das Metall leitet die von der Flamme abgegebene Wärme in die Umgebung ab. Dadurch kühlt sich die Flamme ab, und so verringert sich die Geschwindigkeit der chemischen Reaktion.

Von dieser Methode ist in großem Umfang Gebrauch gemacht worden. Bevor die Bergleute mit elektrischen Grubenlampen ausgerüstet wurden, war die Davysche Sicherheitslampe in Gebrauch. In ihr war die offene Flamme von einem Drahtgitter umhüllt. Gelangte ein Bergmann mit einer solchen Lampe in ein brennbares Gasgemisch, kam es bei einem Kontakt der Flamme mit diesem Gemisch nicht zur Ausbreitung der Explosion. An der Innenseite des Drahtnetzes verlosch das brennende Gasgemisch.

Warum hat die Temperatur auf die Geschwindigkeit chemischer Reaktionen einen solchen Einfluß?

Auf die Aktivierungsenergie kommt es an

Damit Wasserstoff- und Sauerstoffmoleküle miteinander reagieren, müssen sie zusammenprallen. Jedoch führt nicht jeder Zusammenprall zu einer chemischen Reaktion. Damit eine chemische Reaktion stattfindet, müssen die zusammenstoßenden Moleküle eine bestimmte Energie haben, die für jede chemische Reaktion verschieden ist. Im Falle der Korrosion des Eisens ist diese Energie bereits bei Zimmertemperatur vorhanden. Im Falle der chemischen Reaktion von Wasserstoff- und Sauerstoff wird diese Energie der Teilchen erst bei einer höheren Temperatur erreicht. Erst bei höherer Temperatur ist die Bewegung der Moleküle so heftig, daß einige beim Zusammenstoß miteinander reagieren können.

Wie kommt es nun, daß ein kaltes Knallgasgemisch mit einem einzigen Zündfunken zur Explosion gebracht werden kann, obwohl der Funke nur einem geringen Teil der vorhandenen Moleküle die Aktivierungsenergie verleiht?

Dieser Sachverhalt läßt sich erklären. Schlägt ein Funke in ein brennbares Gasgemisch, so erreichen einige Moleküle die Aktivierungsenergie und reagieren. Bei dieser chemischen Reaktion wird Wärme abgegeben. Dadurch erreichen weitere Moleküle die Aktivierungsenergie und reagieren. Nun schreitet die chemische Reaktion lawinenartig voran. Es kommt zur Explosion.

Die reagierenden Teilchen üben auf noch nicht erfaßte Teilchen einen Impuls aus. Dadurch kommt es zu einer Stoßwelle, die sich mit Überschallgeschwindigkeit vorwärtsbewegt. In einem solchen Falle spricht man von einer Detonation. Detonierende Gasgemische in Rohrleitungen von Chemiebetrieben sind außerordentlich gefürchtet, weil sie verheerende Folgen haben. Gewollte Detonationen finden in den Zylindern des Otto- oder Dieselmotors statt. Sie erreichen immerhin eine Geschwindigkeit von 2 000 bis 3 000 Meter je Sekunde.

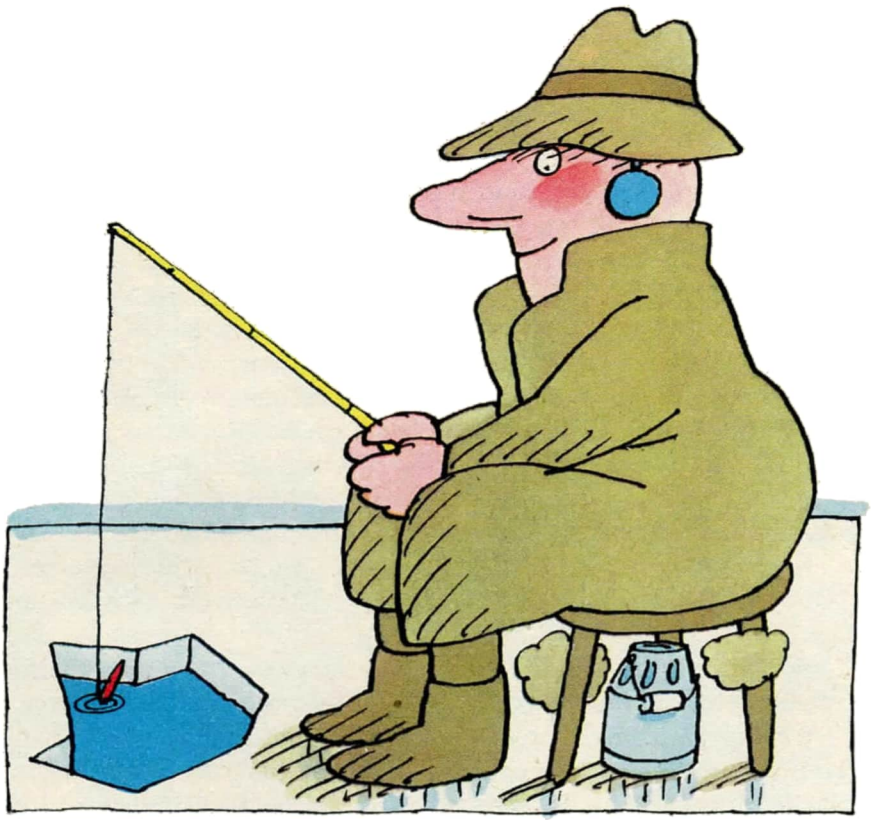
Kann man die Aktivierungsenergie chemischer Reaktionen herabsetzen?

Der berühmte Dichter Johann Wolfgang von Goethe hatte den Chemiker Johann Wolfgang Döbereiner zum Freund. Eines Tages führte Döbereiner dem großen Dichter seine neueste Entdeckung vor. Er stellte in einem kleinen Gasentwickler aus Zink und verdünnter Schwefelsäure Wasserstoff her, ließ das Gas ausströmen und hielt an die Austrittsöffnung ein kleines Platinblech. Dabei trat etwas Erstaunliches ein. Der Wasserstoff entzündete sich, ohne daß es dazu eines Funkens oder einer Flamme bedurft hätte. Das war eine wahre Sensation, denn zu jener Zeit kannte man noch keine Streichhölzer.

Auch heute, da wir längst auf bequemere Weise Feuer erhalten können, bedienen wir uns dieser Erfindung. Es gibt Benzinöfen, die ohne Flamme arbeiten. In diesen Geräten wird ein Strom gasförmigen Benzins mit Luft vermischt und durch eine Masse geleitet, die ein wenig feinverteiltes Platin enthält. Dabei verbrennt Benzin bei relativ niedriger Temperatur. Selbst in der Dunkelheit ist keine Glüherscheinung festzustellen.

Wie kommt es zu diesem scheinbar paradoxen Vorgang?

Es gibt Stoffe, die eine chemische Reaktion beschleunigen, indem sie mit den reagierenden Stoffen unbeständige Zwischenverbindungen bilden und dadurch die Aktivierungsenergie herabsetzen. Da die Zwischenverbindungen im Verlauf der chemischen Reaktion wieder zerfallen, sind diese Stoffe wiederverwendbar. Stoffe, die solche Wir-



kungen ausüben, heißen Katalysatoren. Platin wirkt also bei der chemischen Reaktion von Wasserstoff und Sauerstoff oder bei der chemischen Reaktion von Benzin mit Sauerstoff als Katalysator. Man darf ohne Übertreibung sagen: Ohne Katalysatoren gäbe es keine moderne chemische Industrie.

Phönix steigt aus der Asche

Wir besorgen uns Wasserstoffperoxidlösung. Sie kommt dreiprozentig in den Handel. Etwas Braunsteinpulver benötigen wir ebenfalls. Ein Holzspan vervollständigt unsere Ausrüstung. Falls wir kein Braunsteinpulver haben, stellen wir uns ein wenig davon her. Wir erhitzen Kaliumpermanganat vorsichtig im Reagenzglas. Dabei ver-

wenden wir nicht mehr als ein Gramm. Wir halten das Reagenzglas schräg und arbeiten mit fächelnder Flamme. Die Schicht des Kaliumpermanganats ist gleichmäßig zu verteilen.

Unser Wasserstoffperoxid, übrigens jenes Mittel, mit dem das Haar der Damen blondiert wird und das in keinem modernen Waschmittel fehlen darf, zeigt zunächst keine Reaktion. Fügen wir mit einem Spatel ein wenig Braunsteinpulver hinzu, so bemerken wir eine Gasentwicklung. Mit einem glimmenden Holzstab können wir Sauerstoff nachweisen. Offensichtlich kommt die chemische Reaktion durch die Zugabe von Braunsteinpulver in Gang.

In unserem Experiment ist Braunstein der Katalysator. Doch müssen wir noch beweisen, daß Braunstein unverändert vorliegt. Zu diesem Zweck filtrieren wir ihn ab und waschen den Rückstand gut mit Wasser. Dann drücken wir den ausgewaschenen Niederschlag auf ein Uhrglasschälchen und spülen mittels einer Spritzflasche unser Produkt wieder in das Reaktionsgefäß. Um möglichst sämtliches Braunsteinpulver zu retten, spülen wir den Rest Braunstein aus dem Filterpapier, indem wir den Strahl der Spritzflasche auf die Rückseite des Filters richten.

Nun können wir das Experiment wiederholen. Unser Braunstein ist auferstanden wie Phönix aus der Asche. Er ist wiederverwendbar.

Wir sind allerdings noch weit davon entfernt, solche Katalysatoren zu schaffen, wie sie die lebende Natur in ihrer Milliarden Jahre währenden Entwicklung hervorgebracht hat. Solche Katalysatoren sind die Enzyme. Diese Stoffe vollbringen Erstaunliches. Unter ihrer Mitwirkung findet zum Beispiel die Oxydation der Glucose im Organismus bei Körpertemperatur statt. Im Organismus wechselwarmer Tiere laufen diese Vorgänge bei noch tieferer Temperatur ab. Bisher gibt es keinen künstlich hergestellten Katalysator, der die Aktivierungsenergie dieser chemischen Reaktion so stark herabsetzt.

Katalysatoren lassen Unwahrscheinliches möglich werden

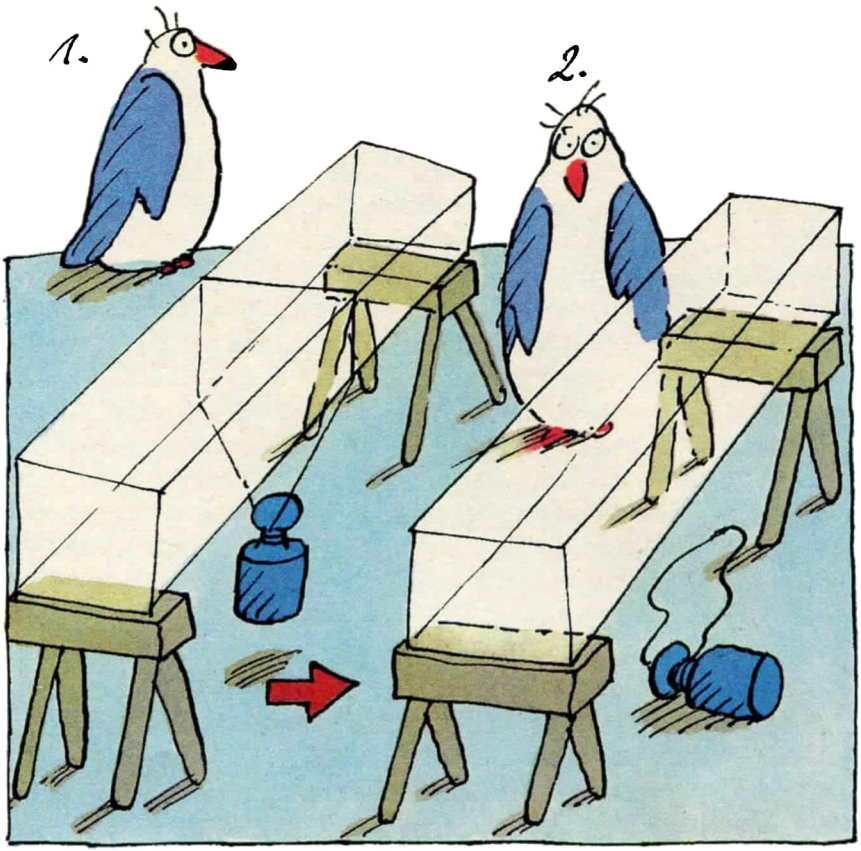
Doch noch einmal zurück zu den Katalysatoren in der chemischen Industrie. Oft wurden chemische Reaktionen erst technisch durchführbar, nachdem geeignete Katalysatoren gefunden worden waren. Das war auch bei der Synthese des Ammoniaks aus dem Stickstoff

der Luft und aus Wasserstoff der Fall. Noch um 1900 hatte man große Furcht vor einer „Stickstoffkatastrophe". Zu jener Zeit war abzusehen, daß der Chilesalpeter, bis dato das einzige Stickstoffdüngemittel, zur Neige geht. Das hätte einen krassen Rückgang der Produktion von Nahrungsmitteln und damit Hunger bedeutet. Einen aussichtsreichen Weg, den unerschöpflichen Stickstoff der Luft chemisch zu binden, gab es noch nicht. Das sollte sich bald ändern. Der deutsche Chemiker Fritz Haber untersuchte, unter welchen Bedingungen die Synthese von Stickstoff und Wasserstoff zu Ammoniak mit hinreichender Geschwindigkeit stattfindet. Die Ergebnisse dieser Untersuchungen waren wenig ermutigend.

In sehr langwierigen Untersuchungen fand der Chemiker Alwin Mittasch einen Katalysator. Dieser setzt die Aktivierungsenergie so herab, daß die chemische Reaktion bereits bei Temperaturen um 500 °C mit einer Geschwindigkeit stattfindet, die eine technische Durchführung dieser Reaktion möglich erscheinen ließ. Allerdings „denkt" ein Gemisch aus Stickstoff und Wasserstoff unter diesen Bedingungen überhaupt nicht daran, nach dem „Vorbild" eines Gemisches aus Sauerstoff und Wasserstoff vollständig zu reagieren. Die Ergebnisse muten geradezu „kläglich" an. Lediglich ein Volumenanteil von 0,25 Prozent wird bei 500 °C in Anwesenheit eines Katalysators zu dem gewünschten Reaktionsprodukt Ammoniak umgewandelt. Kein Wunder, daß es viele Skeptiker gab, die für diese chemische Reaktion keine Zukunft sahen. Heute werden in der Welt bereits etwa 60 Millionen Tonnen Ammoniak durch Synthese aus Wasserstoff und Stickstoff hergestellt. Das ist möglich, weil noch eine andere Bedingung für den Ablauf einer chemischen Reaktion erkannt wurde. Diese Reaktionsbedingung kann man sehr gut an einem bekannten physikalischen Vorgang verstehen lernen.

Druck erzeugt nicht immer Gegendruck

In einer Varietéveranstaltung kann man mitunter folgendes Artistenstück bewundern. Eine Frau, die sich in einem Kasten befindet, der fest verschlossen ist, wird vom Zaubermeister in zwei Teile zersägt. Am Ende des Spektakels steigt sie unversehrt aus dem Behältnis. Natürlich werden die staunenden Zuschauer bei diesem Artistenstück freundlich hinters Licht geführt.



Bei der folgenden Angelegenheit geht es hingegen ganz und gar ohne Winkelzüge zu. Man hängt an einen Eisquader, der auf zwei Böcken liegt, mit einem Stahlseil ein großes Massestück. Das Seil dringt durch das Eis hindurch wie der berühmte Mann, der durch die Wand gehen konnte. Hinter dem Seil gefriert das Eis sofort wieder. Schließlich fallen Seil und Massestück zu Boden. Der Eisquader ist am Ende unversehrt.

Das Geheimnis: Das Seil drückt oben auf das Eis. Das Eis reagiert auf den Druck durch Verminderung seines Volumens. Es sucht sich „klein zu machen". Das geschieht durch Verflüssigung. Bekanntlich besitzt eine bestimmte Masse Eis ein größeres Volumen als die nämliche Masse Flüssigkeit. Wir erinnern uns daran, daß man eine Flasche zersprengen kann, wenn man sie wassergefüllt ins Tiefkühlfach bringt.

Auch die chemische Reaktion von Wasserstoff und Stickstoff zu Ammoniak führt zur Verringerung des Volumens, und zwar in ganz erheblichem Maße. Eine bestimmte Masse gasförmigen Ammoniaks nimmt unter sonst gleichen Bedingungen nur die Hälfte des Volumens der Masse an Wasserstoff und Stickstoff ein, aus der es entstanden ist. Übt man nun einen hohen Druck auf ein Gemisch von Stickstoff und Wasserstoff aus, mindestens das Zweihundertfache des atmosphärischen Drucks oder, um es noch anschaulicher werden zu lassen, des Drucks, den man erhalten würde, wenn man den ordentlich aufgepumpten Reifen eines PKW auf den hundertfachen Druck brächte, dann erhält man schon eine beachtliche Masse an Ammoniak. Natürlich würde der Reifen des PKW diesen Druck nicht aushalten.

Da immer noch etwa 4 von 5 Kubikmetern der in den Apparat eintretenden Gase unverändert bleiben, trennt man das Ammoniak durch Verflüssigung ab und schickt das verbleibende Stickstoff-Wasserstoff-Gemisch erneut auf die Reise durch den Reaktionsapparat.

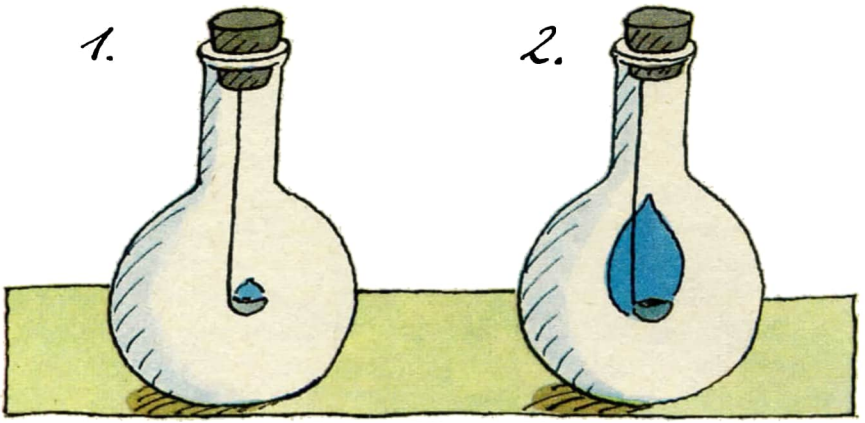
Die Anwendung geeigneter Katalysatoren, welche die Reaktionsgeschwindigkeit bereits bei Temperaturen um 500 °C so hoch werden ließen, daß sich eine merkliche Masse an Wasserstoff und Stickstoff zu Ammoniak verbinden, und ein erhöhter Druck von etwa 30 Megapascal waren jene entscheidenden Reaktionsbedingungen. Diese beiden Bedingungen konnten so gestaltet werden, daß ein scheinbar „unmöglicher" Vorgang technisch beherrscht werden kann.

Bis zum Jahre 2000 muß die Produktion von Stickstoffdüngemitteln mindestens vervierfacht werden, will man dazu beitragen, die Ernteerträge in der ganzen Welt weiter zu steigern und den Hunger zu beseitigen.

Auf die Konzentration kommt es auch an

Wir kennen nun schon drei Bedingungen, die auf chemische Reaktionen einwirken: die Temperatur, den Druck, das Vorhandensein von Katalysatoren. Eine weitere Reaktionsbedingung müssen wir noch nennen. Doch das wollen wir an einem Beispiel betrachten.

Wir verbrennen Schwefel einmal in der bekannten Weise in Luft. Der Schwefel brennt ruhig ab, und wir erkennen eine dunkelblaue Flamme. Der Stickstoff „mischt" sich bekanntlich in diese chemi-



sche Reaktion nicht ein. Wir wissen bereits, daß der Volumenanteil des Sauerstoffs in der Luft etwa 20 Prozent beträgt.

Nun wollen wir den Volumenanteil des Sauerstoffs auf 100 Prozent erhöhen, das heißt, wir wollen die Verbrennung von Schwefel in reinem Sauerstoff durchführen. Da Sauerstoff eine größere Dichte hat als Luft, brauchen wir keine pneumatische Wanne.

Wir stellen mit Hilfe von Wasserstoffperoxid und Braunstein als Katalysator Sauerstoff her und leiten ihn bis zum Boden eines Kolbens. Der entstehende Sauerstoff verdrängt die Luft aus dem Glasgefäß.

Achtung, der Kolben muß absolut trocken sein!

Bringen wir den brennenden Schwefel in den Kolben, so erhalten wir eine wesentlich heftigere Reaktion als in Luft. In derselben Zeit reagiert im reinen Sauerstoff eine größere Masse der Ausgangsstoffe zu Schwefeldioxid als in der Luft.

Damit haben wir für chemische Reaktionen eine weitere Reaktionsbedingung, die Konzentration der Ausgangsstoffe, erkannt.

Dasselbe können wir mit Holzkohle versuchen. Wir spießen ein kleines Stück ausgeglühte Lötrohrkohle oder ein Stückchen Holzkohle für den Grill auf eine Stricknadel, bringen das Stück Kohle zum Glühen und tauchen es in ein Gefäß, in dem sich reiner Sauerstoff befindet. Der Effekt ist noch überzeugender als bei der Verbrennung von Schwefel. Bei einem Volumenanteil von 20 Prozent Sauerstoff in der Luft glimmt die Kohle nur. Bei einem Volumenanteil von 100 Prozent, also in reinem Sauerstoff, gerät die Kohle in Weißglut. Den Effekt kennen wir vom Nachweis des Sauerstoffs her.

Wer Lust hat, kann auch eine Zigarette anrauchen und mit der Pinzette fassen. Wenn sie gut glüht, taucht man sie in den Sauerstoff. Diese Zigarette muß man nicht mehr selbst rauchen, da dies im Sauerstoff von allein geschieht. Der Gesundheit ist eine solche Methode bestimmt nicht abträglich.

Die Arbeit mit reinem Sauerstoff bringt Gefahren mit sich. Arbeiten zum Beispiel Schweißer mit unvorschriftsmäßiger Kleidung, so kann sich das Gewebe mit Sauerstoff vollsaugen. Ein Funke genügt, und die Kleidung steht in hellen Flammen.

Hoffentlich ist der Leser nun davon überzeugt, daß die Konzentration eines Ausgangsstoffes ebenfalls eine wichtige Reaktionsbedingung ist.

Drei ehrwürdige Grundgesetze der Chemie

Wir erfahren von einem Gesetz, das den Menschen lange verborgen blieb, wohnen einer mißlungenen Weltpremiere bei, machen uns mit ungleichen Geschwistern bekannt und hören zu unserem Verdruß von nicht gewollten chemischen Reaktionen in den Motoren unserer Kraftfahrzeuge.

Ein Skeptiker wird seinem Vorsatz untreu

Im 17. Jahrhundert lebte der große englische Naturwissenschaftler Robert Boyle. Er schrieb ein Buch mit dem Titel: „Der skeptische Chemiker". Dieses Buch erschien 1661. In ihm finden wir einen Ausspruch, den sich inzwischen Hunderttausende Forscher zu eigen gemacht haben. Die Menschen leisteten der Welt bessere Dienste, so meinte Boyle, „... wenn sie alle ihre Kräfte zum Experimentieren und zur Sammlung von Beobachtungen anspannten, als wenn sie ohne experimentelle Grundlage Theorien aufstellten".

Und selbst Boyle verstieß bei seiner wissenschaftlichen Arbeit einmal unbewußt gegen den Grundsatz, nur das als wahr anzuerkennen, was durch Beobachtungen und Experimente erwiesen ist. Das kam so. Er erhitzte in einem geschlossenen Gefäß, in dem noch genügend Platz für viel Luft vorhanden war, eine Unze Blei. Das sind genau 28,5 Gramm. In diesem Gefäß spielte sich zunächst derselbe Vorgang ab, der bei einem früher üblichen Silvesterspaß, dem Bleigießen, zu beobachten ist. Man ließ bei diesem Vergnügen aus einem Tiegel geschmolzenes Blei in Wasser tropfen und las dann aus den bizarren Gebilden seine Zukunft ab. Diese Probe ist genau so sicher wie die Zählprobe mit den Knöpfen, die als untrügliches Orakel dafür anzusehen ist, ob die Geliebte oder der Geliebte treu bleibt. Bei diesem Spaß achtete kaum jemand darauf, daß sich das geschmolzene Blei im Tiegel allmählich mit einer gelben Kruste überzog. Sie besteht aus Bleioxid, das unter dem Einfluß des Sauerstoffs der Luft entsteht. Hätten wir bei diesem Spiel die Geduld gehabt, das Blei un-

ter ständigem Rühren lange Zeit zu erhitzen, so wäre die Umwandlung des gesamten Bleis in Bleioxid nur eine Frage der Zeit gewesen.

Dies geschah auch in dem Gefäß, das Boyle benutzte, zumindest so lange, bis der Sauerstoff der Luft im dicht verschlossenen Gefäß zur Neige gegangen war. Danach mußte die chemische Reaktion notwendig zum Stillstand kommen.

Robert Boyle konnte noch nicht wissen, daß es Sauerstoff gibt. Dieses Gas wurde erst im Jahre 1774 nahezu gleichzeitig von dem Schweden Wilhelm Scheele und dem Engländer Joseph Priestley entdeckt. Boyle konnte das Geschehen im geschlossenen Gefäß folglich nicht als chemische Reaktion des Bleis mit Sauerstoff erklären. So beging er einen Fehler. Er hatte das verschlossene Gefäß vor der Reaktion gewogen und führte auch nach der Reaktion eine Wägung durch, allerdings erst nach dem Öffnen des Gefäßes. Dies „verdarb" das Experiment ohne Wissen des Experimentators Boyle gründlich. An die Stelle des Sauerstoffs, der sich mit dem Blei verbunden hatte, trat Luft in das Gefäß ein. Das hörte Boyle sogar. Er beschrieb, daß ein zischendes Geräusch beim Öffnen des Gefäßes zu vernehmen war. So ist es für uns völlig einleuchtend, daß die zweite Wägung eine größere Masse als die erste ergeben mußte. Denn die Luft, die nachströmte, hat eine Masse. Aber Robert Boyle war so in die Netze der damals allgemein anerkannten Theorien verstrickt, daß er annahm, die Zunahme der Masse resultiere aus der Aufnahme einer Feuermaterie, die aus den Flammen des Heizmittels stamme.

Diese Theorie hatte zur Zeit dieses Experiments noch nicht einmal ihren Höhepunkt erreicht. Erst durch den deutschen Chemiker Georg Ernst Stahl wurde sie zur vollen Blüte entwickelt. Er lebte von 1659 bis 1734. Nach seiner Auffassung wurde bei jeder Verbrennung ein „brennlicher Stoff", das Phlogiston, abgegeben. Umgekehrt sollte bei anderen chemischen Reaktionen, zum Beispiel bei der Umwandlung von Eisenerz in Eisen, Phlogiston aufgenommen werden.

Diese Theorie war so einleuchtend, daß sie das Denken aller damals lebenden Chemiker beherrschte. Man kann diese Theorie nur bewundern, die eine so einheitliche und überzeugende Erklärung für unterschiedliche chemische Reaktionen leistete. Nur einen Mangel hatte diese Theorie. Sie entsprach nicht der Wirklichkeit. Niemand hatte jemals eine Feuermaterie oder das Phlogiston nachweisen können. Dennoch waren große Persönlichkeiten, wie Robert Boyle, in die Denkgewohnheiten ihrer Zeit verstrickt.

Im Jahre 1748 führte der russische Chemiker M. W. Lomonossow dasselbe Experiment durch. Er konnte zeigen, daß bei dieser chemischen Reaktion keine Feuermaterie im Spiel war.

Wie ging er vor?

Er erhitzte zunächst einmal die leeren Gefäße und bestimmte ihre Masse vor und nach dem Erhitzen. Wäre irgendeine Feuermaterie vom brennenden Heizmaterial auf das leere Reaktionsgefäß übergegangen, so hätte sich das in einer Massezunahme des Reaktionsgefäßes bemerkbar machen müssen. Nichts dergleichen geschah. Nun wiederholte Lomonossow das Experiment von Robert Boyle. Dabei berücksichtigte er den scheinbar nebensächlichen, aber so bedeutsamen Umstand, der über den Ausgang des Experiments entschied: Er bestimmte die Masse des geschlossenen Gefäßes vor und nach der chemischen Reaktion. Unter dieser Bedingung kam ein ganz anderes Ergebnis zustande, als es bei Robert Boyle der Fall war. Keinerlei Änderung der Masse war festzustellen. Mit diesen Experimenten war die Grundlage für die Formulierung eines der Grundgesetze der Chemie, des Gesetzes von der Erhaltung der Masse bei chemischen Reaktionen, geschaffen worden.

Das Gesetz sagt aus, daß die Gesamtmasse der Ausgangsstoffe bei chemischen Reaktionen gleich der Gesamtmasse der Reaktionsprodukte ist. Anders ausgedrückt: Stoffe können weder aus Nichts entstehen, noch können sie in Nichts zergehen.

Dieses Gesetz gilt für alle chemischen Reaktionen, die jemals auf der Welt stattgefunden haben und in der nahen und fernen Zukunft ablaufen werden. Es trifft zu, gleichgültig, ob es sich um chemische Reaktionen handelt, die in der Natur ohne unser Zutun stattfinden, oder ob es sich um Prozesse handelt, die wir technisch beherrschen. Ein solches Gesetzeswissen ist sehr zuverlässig. Naturgesetze veralten niemals. Niemand kann sie außer Kraft setzen oder „per Dekret" erfinden. Wer eine Feinwaage und einen Wägesatz besitzt, kann dieses Gesetz mit Hilfe von Experimenten überprüfen. Sehr beliebt war früher das Experiment mit der Blitzlichtlampe. In einer solchen Lampe befindet sich Aluminiumfolie. Durch elektrische Zündung wird die Verbrennung von Aluminium ausgelöst. Das grelle Licht belichtet den Film. Bei diesem Experiment konnte man die Lampen vor und nach ihrem Gebrauch wägen. Inzwischen ist dieses Gesetz

mit immer genaueren Waagen an unterschiedlichen chemischen Reaktionen überprüft worden.

Mancher lächelt heute wohl angesichts der Mühen, die dem Nachweis dieses Gesetzes gewidmet wurden. Es war auch eine „unmögliche Tatsache", als Galileo Galilei nachwies, daß ein Stein und eine Feder im Vakuum mit gleicher Geschwindigkeit fallen.

Und doch muß man die sogenannten „ewigen" Wahrheiten immer wieder anzweifeln. Daher die Frage:

Handelt es sich beim Gesetz von der Erhaltung der Masse um eine absolut wahre wissenschaftliche Aussage?

Die Antwort: ja und nein!

Ist an der Phlogistontheorie doch etwas dran?

Hätte Lomonossow eine Waage besessen, deren Empfindlichkeit alle bisher existierenden Analysenwaagen um das Milliardenfache übertroffen hatte, so wäre sein Experiment anders ausgegangen. Das erhitzte Gefäß hätte eine geringfügig größere Masse besessen als das kalte.

Wie ist das möglich?

Der große deutsche Physiker Albert Einstein schuf die spezielle Relativitätstheorie. Sie ist in den 60 Jahren seit ihrer Ausarbeitung zu einem Eckpfeiler der Physik geworden. Mit ihrer Theorie sind alte Vorstellungen über Raum, Zeit und Masse überwunden worden. Eine Aussage dieser Theorie lautet, daß Arbeit die Masse eines Körpers verändern kann. Die Masse eines Körpers nimmt in dem Maße zu, in dem auf ihn Arbeit verwendet wird, sei es, daß die Arbeit diesen Körper in Bewegung setzt, sei es, daß wir die Energie des Körpers auf andere Weise vergrößern. So besitzt ein heißer Körper eine größere Masse als ein kalter. Bei dieser Aussage wird der gesunde Menschenverstand protestieren. Tatsächlich kann die Vergrößerung der Masse unter gewöhnlichen Bedingungen vernachlässigt werden, denn sie entzieht sich den genauesten Messungen. Aus der berühmten Formel $E = m \cdot c^2$, in der c für die Lichtgeschwindigkeit, nämlich 300 000 Kilometer je Sekunde, steht, läßt sich schon abschätzen, daß die Masseänderung bei Erwärmung äußerst gering ist.

Wir können die Formel so umstellen, daß wir die Masse bestimmen.

Sie lautet dann:

$$m = \frac{E}{c^2}.$$

Im Nenner finden wir die Lichtgeschwindigkeit zum Quadrat erhoben. Das heißt: Die Zunahme der Masse ist gleich der Zunahme der Energie dividiert durch 90 Milliarden! Das zeigt keine Waage an, sei sie noch so empfindlich.

Wie groß müßte die Masse der Ausgangsstoffe sein, damit eine äußerst empfindliche Waage einen geringen Ausschlag zeigt?

Stellen wir uns einen geschlossenen Riesenofen vor, in den wir eine Tonne Kohle und 1 250 Tonnen reinen Sauerstoff einfüllen. Setzen wir weiter voraus, daß dieses Monster vor und nach der chemischen Reaktion auf einer Feinwaage geprüft wird, die mindestens noch ein zehntausendstel Gramm anzeigt. Wir könnten dann einen Masseverlust von etwa einem dreitausendstel Gramm nachweisen.

Dieser Masseverlust, der bei den Größenordnungen, in denen wir Stoffe umsetzen, praktisch unbedeutend ist, darf bei den Vorgängen auf der Sonne nicht vernachlässigt werden. Bei der Umwandlung von Wasserstoff in Helium, die wir bereits kennengelernt haben, verwandeln sich in jeder Sekunde 4 Millionen Tonnen der Sonne in Strahlung. Bevor der Leser dieses Buches eine Zeile weiter gerückt ist, hat die Sonnenmasse um eine Masse abgenommen, die der Ladung von 4 000 Güterzügen mit je 50 Waggons von je 20 Tonnen Fassungsvermögen entspricht. Aber keine Angst. Im Vergleich zur Gesamtmasse der Sonne ist dieser Masseverlust verschwindend gering.

Das Auto und das Gesetz von der Erhaltung der Masse

Für die chemischen Reaktionen im Kraftfahrzeugmotor gilt auch das Gesetz von der Erhaltung der Masse. Könnte man die Masse der verbrauchten Ausgangsstoffe – Kraftstoff und Sauerstoff der Luft – mit der Masse der dem Auspuff entströmenden Reaktionsprodukte vergleichen, so käme es zu einer glänzenden Bestätigung dieses Gesetzes. Leider haben wir beim Vergleich der Massen das einzige erfaßt, was bei den chemischen Reaktionen im Kraftfahrzeugmotor unverändert bleibt. Das wird uns an manchen windstillen Wintertagen deutlich. Dann scheinen wir uns in den Verkehrszentren zusam-

men mit den vielen Kraftfahrzeugen in einem geschlossenen Gefäß zu befinden. Was da so alles dem Auspuff entströmt!

Käme einmal das mit Wasserstoff getriebene Auto, so wären wir mancher Sorge ledig. Im Motor fände dann die Synthese des Wasserstoffs und des Sauerstoffs der Luft zu Wasser statt, die wir schon kennengelernt haben.

Wir wollen diese chemische Reaktion einmal in der chemischen Zeichensprache darstellen:

$$2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O.$$

Einen solchen Ausdruck bezeichnet man als chemische Gleichung. Eine chemische Gleichung ist noch aussagekräftiger, wenn wir die bei der chemischen Reaktion stattfindenden Energieumwandlungen charakterisieren. So können wir schreiben:

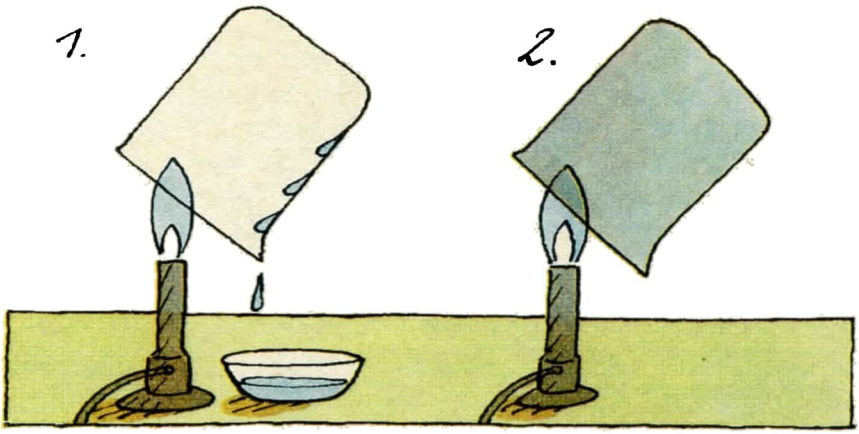
$$2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O;\ Q = -650\ \text{kJ}.$$

Das Minuszeichen gibt an, daß bei dieser chemischen Reaktion Wärme abgegeben wird.

Auf der linken Seite der chemischen Gleichung, auf der die Formeln für die Moleküle der Ausgangsstoffe stehen, kommen 4 Wasserstoff- und 2 Sauerstoffatome vor. Auf der rechten Seite der chemischen Gleichung finden wir in den Molekülen des Reaktionsproduktes diese 4 Wasserstoff- und die 2 Sauerstoffatome wieder. Auch für diese chemische Reaktion trifft das Gesetz von der Erhaltung der Masse zu. Die Atome der Ausgangsstoffe unterliegen während der chemischen Reaktion weder einer Abmagerungskur, noch nimmt ihre Masse zu.

Leider gibt es mit dem Wasserstoffmotor noch Schwierigkeiten. Der Wasserstoff müßte in großen Stahlflaschen mitgeführt werden. Ein solches Gefährt wäre sehr schwer und müßte oft nachtanken.

Schauen wir uns das einmal beim Benzinauto an. Benzin ist ein Gemisch von Kohlenwasserstoffen. Einer dieser Kohlenwasserstoffe besteht aus Molekülen der Zusammensetzung C_7H_{16}. Bei der Verbrennung dieses Stoffes im Zylinder des Motors sind je Molekül die 7 Kohlenstoffatome und die 16 Wasserstoffatome mit einer genügenden Anzahl von Sauerstoffatomen zu „versorgen". Um Auskunft über die für die Umsetzung eines Moleküls notwendige Anzahl von Sauerstoffmolekülen geben zu können, müssen wir die Reaktionsprodukte kennen. Es sind dies Kohlenstoffdioxid CO_2 und Wasser H_2O.



Wer es nicht glaubt, untersuche die Reaktionsprodukte der Flamme eines Propanbrenners oder einer Gasflamme, wenn ein Erdgasanschluß vorhanden ist. In jedem Falle verbrennen Kohlenwasserstoffe. Dazu halten wir ein kaltes, trockenes, größeres Glasgefäß kurz über die Flamme. Durch einen Beschlag des Glases verrät sich das entstandene Wasser. Anschließend hält man ein mit Kalkwasser ausgespültes Glas über die Flamme. Die Trübung ist ein Nachweis für das entstandene Kohlenstoffdioxid. Nun zurück zu unserer Frage!

Wie viele Sauerstoffmoleküle sind notwendig, damit ein Molekül des Kohlenwasserstoffs der Zusammensetzung C_7H_{16} vollständig verbrennt?

Für 7 Kohlenstoffatome sind 7 Sauerstoffmoleküle nötig, denn jedes Kohlenstoffatom „braucht" 2 Sauerstoffatome. Für 16 Wasserstoffatome sind 4 Sauerstoffmoleküle nötig, denn es entstehen 8 Wassermoleküle, für die 8 Sauerstoffatome erforderlich sind.

Unsere chemische Gleichung lautet also:

$$C_7H_{16} + 11\ O_2 \rightarrow 7\ CO_2 + 8\ H_2O.$$

Auch in diesem Falle stimmen Anzahl und Art der Atome in den Ausgangsstoffen und in den Reaktionsprodukten überein. Das Gesetz von der Erhaltung der Masse ist erfüllt.

Die beiden Reaktionsprodukte Wasser und Kohlenstoffdioxid erfüllen uns nicht mit Sorge. Sie sind nicht giftig.

Warum verhalten sich Autos nicht so ideal, wie es aus der chemischen Gleichung hervorgeht?

Fragen wir unseren skeptischen Chemiker.

Robert Boyle wäre mit uns gar nicht zufrieden. Eine Frage würde er uns bestimmt stellen, die uns in größte Verlegenheit brächte:

„Woher weiß man, daß bei dieser chemischen Reaktion nicht noch andere Stoffe entstehen, zum Beispiel Kohlenstoffmonoxid?"

Kohlenstoffmonoxid ist ebenfalls gasförmig, farb- und geruchlos. Durch unseren Nachweis mit Kalkwasser ist es nicht festzustellen.

Wie kommen wir also weiter?

Zunächst haben wir noch ein Gegenargument. Wir verweisen auf die Erfahrungen beim vorschriftsmäßigen Umgang mit dem Benzinkocher. Man kann ihn in geschlossenen Räumen benutzen, ohne eine Vergiftung befürchten zu müssen. Doch ein längerer Aufenthalt an einer vielbefahrenen Kreuzung entkräftet unser Argument.

Verbrennungsmotoren produzieren üble Nebenprodukte

Der Erfinder, der einen Motor vorstellen könnte, welcher nur Wasser und Kohlenstoffdioxid an die Umwelt abgibt, ist noch nicht geboren.

Welche Schwierigkeiten bestehen?

Zunächst verarbeitet der Kraftfahrzeugmotor nicht reines Benzin. Manche Sorten enthalten immer noch Bleiverbindungen. Sie werden dem Kraftstoff beigemischt, damit der Motor nicht „klopft" oder „klingelt". Diese Störungen kommen dadurch zustande, daß das Gemisch schon vor der Zündung unter dem Einfluß der hohen Temperatur und des hohen Druckes im Zylinder verbrennt. Die Bleiverbindung verschwindet beim Verbrennen des Kraftstoffes nicht spurlos, sondern gelangt als Bleistaub oder in Form von Bleiverbindungen in die Atmosphäre. Bleiverbindungen sind, wie wir wissen, Gifte!

Nehmen wir an, daß wir mit einem Mittelklassewagen im Jahr etwa 1 500 Liter Benzin verbrauchen: Das sind, da die Dichte von Benzin etwa 0,8 Gramm je Kubikzentimeter beträgt, etwa 1 400 Kilogramm Kraftstoff. Bei unserer Fahrt „versorgen" wir unsere Umwelt ungewollt mit rund einem halben Kilogramm Blei und seinen Verbindungen. Das ist ohne Zweifel besorgniserregend. Doch die chemische Industrie liefert bereits bleifreies Benzin.

Übrigens gibt es bei den Dieselmotoren kein Bleiproblem. Dieselkraftstoff enthält keine Bleiverbindung. Aber mancher Dieselmotor entsendet bekanntlich dichte Rauchfahnen in die Umwelt. Dieser „Dieselruß" ist kein reiner Kohlenstoff, sondern ein kompliziertes

Stoffgemisch. Ein Bestandteil wird von den Medizinern mit besonderer Sorge betrachtet. Es handelt sich um das Benzpyren, das im Tierversuch Krebs hervorruft. Durch eine gute Wartung des Dieselmotors kann der Schadstoffausstoß merklich gesenkt werden. Insbesondere die Einspritzpumpe muß gut eingestellt werden. Dann wird die Rußfahne merklich heller, wenngleich sie nicht völlig verschwindet.

Widmen wir uns einem weiteren Produkt der arbeitenden Verbrennungsmotoren, dem Kohlenstoffmonoxid. Vergleichen wir die physikalischen Eigenschaften dieses Gases mit denen des Stickstoffs, dann scheint es sich um einen sehr harmlosen Gesellen zu handeln. Seine Masse je Liter gleicht der des Stickstoffs. Auch die Schmelztemperaturen und die Siedetemperaturen beider Gase zeigen nur geringe Abweichungen.

Hinsichtlich ihrer chemischen Eigenschaften haben beide Gase nichts gemeinsam. Stickstoff ist reaktionsträge, Kohlenstoffmonoxid dagegen brennbar. Stickstoff der Luft atmen wir ohne Gefahr für unser Leben ein. Kohlenstoffmonoxid ist ein gefährliches Atemgift. Die Gefahr ist vor allem deshalb so groß, weil Kohlenstoffmonoxid völlig geruchlos ist. Es kann unbemerkt eingeatmet werden. Kohlenstoffmonoxid macht die roten Blutkörperchen, die für den Transport des Sauerstoffs in die Zellen des Körpers und für den Abtransport des bei der biologischen Oxydation entstehenden Kohlenstoffdioxids verantwortlich sind, funktionsunfähig, was zum Tode führen muß.

Ist denn der Ausstoß des Kohlenstoffmonoxids aus arbeitenden Kraftfahrzeugmotoren so groß, daß der Anteil dieses Gases in der Luft bis zu Werten steigen kann, die der Gesundheit abträglich sind?

Wählen wir wieder unseren Mittelklassewagen als Beispiel, der jährlich etwa 1 500 Liter Kraftstoff verbraucht. Dabei gibt der Motor etwa 400 Kilogramm Kohlenstoffmonoxid an die Umgebung ab.

Doch wie kommt es dazu?

Eulenspiegeleien mit schlimmen Folgen

In unserem Benzinkocher konnten wir das Benzin für die Verbrennung in den gasförmigen Aggregatzustand überführen. Wir erreichten damit, daß jedes Benzinmolekül einzeln vorhanden ist und der für die Verbrennung notwendigen Anzahl Sauerstoffmolekülen begegnen kann.

Der Vergaser eines Kraftfahrzeugs trägt seinen Namen zu unrecht. Er zerstäubt nämlich den Kraftstoff. Er arbeitet ähnlich wie ein Parfümzerstäuber. Der Vergaser sorgt dafür, daß jedes Benzinstäubchen so viel Sauerstoff erhält, wie für seine vollständige Verbrennung zu Wasser und Kohlenstoffdioxid notwendig ist. Für ein Gramm Benzin sind dazu etwa 2 Liter Sauerstoff, also 10 Liter Luft, erforderlich.

Warum findet dann aber keine vollständige Verbrennung statt? Wie kommt es, daß soviel giftiges Kohlenstoffmonoxid entsteht, obwohl genügend Sauerstoff für eine vollständige Verbrennung des Benzins vorhanden ist?

Dies hat den folgenden Grund: Die winzigen Benzintröpfchen sind Zusammenballungen von Milliarden Benzinmolekülen. In der kurzen Reaktionszeit – bei einer Drehzahl von 3 500 Umdrehungen je Minute muß der Vorgang in einer sechzigstel Sekunde beendet sein – kommen die Sauerstoffmoleküle nicht bis ins Innere der Benzintröpfchen. So bekommen einige Benzinmoleküle zuwenig oder gar keine Sauerstoffmoleküle ab. Folglich entstehen nicht nur Kohlenstoffdioxid und Wasser, sondern es wird auch Kohlenstoffmonoxid gebildet. Außerdem bleibt unverbranntes Benzin übrig. Einige Sauerstoffmoleküle, die keinen Reaktionspartner gefunden haben, entweichen unverändert aus dem Auspuff. Die Auspuffgase enthalten im Regelfalle noch einen Volumenanteil von 2 Prozent Sauerstoff.

Wir können uns die Situation an einer bekannten Geschichte von Till Eulenspiegel veranschaulichen. Er schwatzte einer großen Schar neugieriger Jungen und Mädchen den linken Schuh von den Füßen, fädelte alle Schuhe auf eine Schnur und begab sich damit auf ein Hochseil. Sodann schnitt er die Schnur entzwei und forderte seine Zuschauer dazu auf, ihren Schuh aus dem riesigen Berg wieder hervorzusuchen. Es gab bekanntlich eine große Prügelei. Denn obwohl für alle ein Schuh vorhanden war, gab es ein schreckliches Gedränge. „Es währte so lang", heißt es, „daß die Alten auch Backenstreich teilten und zogen sich bei dem Haar."

Die Ausscheidung von Kohlenstoffmonoxid ist also durch die Konstruktion des Motors bedingt und läßt sich nicht ohne weiteres vermeiden. Motoren, die gasförmige Kohlenwasserstoffe, wie Methan oder ein Propan-Butan-Gemisch, verarbeiten, scheiden fast kein Kohlenstoffmonoxid aus. In vielen Städten fahren Taxis mit einem Propan-Butan-Gemisch. Durch richtiges Einstellen des Vergasers kann man bei benzinbetriebenen Fahrzeugen den Volumenanteil



von Kohlenstoffmonoxid in den Auspuffgasen weit unter zwei Prozent senken. Auch eine geringere Geschwindigkeit hat einen geringeren Schadstoffausstoß zur Folge. Schließlich wird die katalytische Umwandlung der Schadstoffe in ungiftige Stoffe eine radikale Verbesserung bringen.

Mißlungene Weltpremiere unter Ausschluß der Öffentlichkeit

Zeit: Ende des 19. Jahrhunderts! Ort: Eingang zum Keller eines Bankgebäudes.

Unter dem Schutz der Dunkelheit schlichen sich zwei vermummte Männer durch die Kellerräume einer Bank. Mit geübten Handgriffen

öffneten sie alle Türen, bis sie endlich zum großen Safe gelangten, dessen Schätze ihnen bald gehören sollten. Ihr Handwerkzeug war ungewöhnlich. Kein Meißel, kein Vorschlaghammer noch sonstige bislang übliche Geräte für solche Unternehmungen gehörten zur Ausrüstung der Gangster. Sie wollten erstmalig mit einem Schweißbrenner, ihrer ureigensten Erfindung, arbeiten. Diese Weltpremiere sollte allerdings unter Ausschluß der Öffentlichkeit stattfinden. Die hohe Temperatur der Sauerstoff-Wasserstoff-Flamme sollte den Stahl des Safes zum Schmelzen bringen. Alles ließ sich gut an. Die heiße Flamme brachte den Stahl zum Schmelzen. Doch als sich die Gangster ihrem Erfolg bereits nahe wähnten, verlosch die Flamme. Eines der Gase war zur Neige gegangen.

Hinter dem Rücken der Gangster hatte sich ein zweites Grundgesetz der Chemie bemerkbar gemacht, dem man nicht zuwider handeln kann: das Gesetz der konstanten Proportionen. Es lautet: Verbinden sich chemische Elemente zu einer chemischen Verbindung, so geschieht dies in einem ganz bestimmten, unveränderlichen Massenverhältnis. Für die Synthese des Wassers, deren Wärmeentwicklung sich die Gangster zunutze machen wollten, lautet das Gesetz: Wasserstoff und Sauerstoff verbinden sich immer im Massenverhältnis 1:8. Denn es gibt nur eine einzige Sorte Wasser auf der Welt. Die hat die Zusammensetzung H_2O.

Wir wollen uns das Gesetz der konstanten Proportionen an einer anderen chemischen Reaktion verdeutlichen, die in riesigem Ausmaß technisch genutzt wird, an der Verbrennung von Kohlenstoff. Dabei findet folgende chemische Reaktion statt:

$$\text{Kohlenstoff} + \text{Sauerstoff} \rightarrow \text{Kohlenstoffdioxid}.$$

Die chemische Gleichung für diese Reaktion lautet:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2;\ Q = -393{,}5\ \text{kJ}.$$

Kohlenstoff und Sauerstoff verbinden sich im Massenverhältnis 3:8 miteinander zu Kohlenstoffdioxid.

Stellen wir eine Überschlagsrechnung an:

Wenn in den Kraftwerken eines Landes eine Masse Kohle verbrannt wird, die 90 Millionen Tonnen reinem Kohlenstoff entspricht – diese Masse ist notwendig, um den jährlichen Bedarf eines modernen Industriestaates mit einer Einwohnerzahl von etwa 15 Millionen Menschen zu decken –, so werden bei dieser chemischen Reaktion

der Lufthülle 240 Millionen Tonnen Sauerstoff entzogen. Unter Berücksichtigung des Gesetzes von der Erhaltung der Masse kommen wir zu dem Ergebnis, daß bei einer vollständigen Verbrennung von 90 Millionen reinem Kohlenstoff 330 Millionen Tonnen Kohlenstoffdioxid an die Lufthülle abgegeben werden.

Wir wollen das Gesetz der konstanten Proportionen noch an einer dritten bereits bekannten chemischen Reaktion von großer Bedeutung veranschaulichen. Bei der Synthese von Ammoniak NH_3 aus Wasserstoff H_2 und Stickstoff N_2 reagieren der Wasserstoff und der Stickstoff in einem Massenverhältnis von 3:14.

Je genauer die Chemiker zu messen verstanden, um so deutlicher zeigte sich die allgemeine Gültigkeit dieses Naturgesetzes. Die Phantasie der Chemiker wurde vor allem durch die Tatsache angeregt, daß sich die Elemente oft in sehr einfachen, ganzzahligen Massenverhältnissen verbinden. Diese Tatsache regte John Dalton, den wir schon kennengelernt haben, zur Entwicklung seiner berühmten Atomhypothese an. Glücklicherweise ließ sich John Dalton nicht durch die Tatsachen irritieren, die nun noch mitzuteilen sind. Erstens vereinigen sich die Elemente nicht immer im Verhältnis kleiner ganzzahliger Massenverhältnisse miteinander. So verbinden sich zum Beispiel 38,83 Gramm Blei mit 3 Gramm Sauerstoff zu 41,83 Gramm des uns bereits bekannten gelben Bleioxids. Schwefel und Blei vereinigen sich zum Beispiel im Massenverhältnis von 1:6,416 zu Bleisulfid, das wir in der Natur als Bleiglanz finden. Doch dies ändert nichts an der Tatsache, daß sich diese Elemente in einem konstanten Massenverhältnis miteinander verbinden. Es gibt auch „Ausnahmen" von diesem Gesetz. Der Eisenkies „hält" sich zum Beispiel nicht an das Gesetz der konstanten Proportionen. Das Massenverhältnis Eisen zu Schwefel schwankt geringfügig um den Wert 55:37.

Ist das Gesetz der konstanten Proportionen zweideutig?

Wie wir wissen, verbrennt Kohlenstoff unter Bildung von Kohlenstoffdioxid. Dabei verbinden sich Kohlenstoff und Sauerstoff in einem Massenverhältnis von 3:8.

Kohlenstoff kann aber auch unvollständig verbrennen. Solche chemische Reaktionen finden zum Beispiel in einem Ofen statt, den wir

zu früh schließen. Dabei entsteht Kohlenstoffmonoxid. Wir wissen bereits um dessen Giftwirkung. Dieses giftige Gas entsteht sogar, wenn Koks, ein Stoff, der überwiegend aus Kohlenstoff besteht, in einem offenen Eisenkorb verbrennt. Für die chemische Reaktion von Kohlenstoff zu Kohlenstoffmonoxid beträgt das Massenverhältnis Kohlenstoff zu Sauerstoff 3:4!

Das Gesetz der konstanten Proportionen ist also zweideutig. Es sei daran erinnert, daß wir ausdrücklich eine Bedingung für die Gültigkeit des Gesetzes der konstanten Proportionen hervorgehoben haben. Es gilt, wenn sich zwei Elemente zu einer chemischen Verbindung vereinigen. Diese Bedingung ist bei der Bildung von Wasser aus Wasserstoff und Sauerstoff erfüllt. Kohlenstoff und Sauerstoff können hingegen zwei Verbindungen bilden. In diesem Falle tritt ein drittes Grundgesetz „in Kraft", das Gesetz der multiplen (vielfachen) Proportionen.

Wir wollen sein Wesen am Beispiel der chemischen Reaktionen von Kohlenstoff mit Sauerstoff erfassen. Dabei gehen wir immer von ein und derselben (einer konstanten) Masse an Kohlenstoff aus, zum Beispiel von 3 Gramm.

Bei der Bildung von Kohlenstoffmonoxid verbinden sich 3 Gramm Kohlenstoff mit 4 Gramm Sauerstoff.

Bei der Bildung von Kohlenstoffdioxid verbinden sich 3 Gramm Kohlenstoff mit 8 Gramm Sauerstoff.

Vergleichen wir die Massen von Sauerstoff, die sich mit ein und derselben (einer konstanten) Masse Kohlenstoff verbinden, so stellen wir fest: Die Massen des Sauerstoffs verhalten sich wie 4:8 oder 1:2!

Nach dieser Überlegung können wir den Wortlaut des Gesetzes der multiplen Proportionen (Massenverhältnisse) verstehen: Wenn sich zwei Elemente zu mehreren Verbindungen vereinigen, so verbindet sich das eine Element mit einer konstanten Masse des anderen immer in einem ganzzahligen Massenverhältnis.

Interessant ist ein Blick in die Entdeckungsgeschichte dieses Gesetzes. Kein geringerer als Dalton hat es erstmals formuliert. Er hatte aber weder ein Maß noch eine Waage benutzt, sondern er hat es aus seiner Atomlehre gefolgert. Seine Überlegungen mögen folgenden Weg beschritten haben: Wenn sich ein Kohlenstoffatom einmal mit einem Sauerstoffatom, ein andermal mit 2 Sauerstoffatomen verbindet, so müssen die Masseverhältnisse des Sauerstoffs im Verhältnis 1:2, also im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen, stehen.

Ungleiche Geschwister

Das Gesetz der multiplen Proportionen wird uns womöglich etwas vertrauter, wenn wir wieder einmal zu unserer unerwünschten chemischen Fabrik zurückkehren, dem Kraftfahrzeugmotor. Wir haben bisher gar nicht danach gefragt, welche Rolle der Stickstoff der Luft spielt, der durch den Vergaser in den Motor gesaugt wird.

Bleibt er völlig unverändert oder reagiert er auch?

Vielleicht kann man die Frage so nicht stellen, sondern muß genauer fragen:

Passiert sämtlicher Stickstoff der Luft den arbeitenden Motor ohne Veränderungen?

Mit dem Bleistift können wir leicht eine chemische Gleichung für eine chemische Reaktion aufschreiben:

$$N_2 + O_2 \rightarrow 2\,NO;\ Q = +176\ kJ.$$

Stickstoffmonoxid existiert wirklich. Es ist ein farbloses, giftiges Gas, das unterhalb von −151,8 °C in den flüssigen Aggregatzustand und unterhalb von −163 °C in den festen Aggregatzustand übergeht.

Für die Landwirtschaft wäre die technische Realisierung dieser chemischen Reaktion ein großes Glück, denn Stickstoffmonoxid wäre ein sehr guter Ausgangsstoff für die Herstellung von Stickstoffdüngemitteln. Diese chemische Reaktion läßt sich jedoch nur bei Temperaturen um 5 000 °C realisieren. Solche Bedingungen kann man nur mit einem elektrischen Lichtbogen erzielen. Tatsächlich wurde dieses Verfahren in Norwegen praktiziert, da dort Elektroenergie aus Wasserkraft billig zur Verfügung stand. Die Kosten waren allerdings so hoch, daß nach der Entwicklung der Ammoniaksynthese von diesem Verfahren Abstand genommen wurde.

Doch zurück zum Motor. An den Zündkerzen werden im Rhythmus der Drehzahl Funken erzeugt, in denen hohe Temperaturen herrschen.

Muß man nicht annehmen, daß die so teure Synthese von Stickstoffmonoxid aus Stickstoff und Sauerstoff in arbeitenden Motoren stattfindet?

Das ist leider der Fall.

Nehmen wir als Beispiel wieder die Fahrt unseres Mittelklassewagens mit einem jährlichen Kraftstoffverbrauch von etwa 1 400 Kilogramm. Etwa 9 Kilogramm Stickstoffmonoxid werden dabei gebildet.

Ist das gefährlich?

Bevor man diese Frage beantworten kann, muß man noch einen weiteren Umstand kennen, der uns wieder an das Gesetz der multiplen Proportionen erinnert. Das entstandene farblose Stickstoffmonoxid reagiert mit weiterem Sauerstoff der Luft – nun schon außerhalb des Motors – zu Stickstoffdioxid:

$$2\,NO + O_2 \rightarrow 2\,NO_2;\ Q = -113{,}3\ kJ.$$

Im Stickstoffdioxid ist im Vergleich zum Stickstoffmonoxid die doppelte Anzahl von Sauerstoffatomen gebunden. Uns ist schon bekannt, daß für unterschiedlich zusammengesetzte chemische Verbindungen, auch wenn sie aus denselben Atomsorten bestehen, der Spruch: „Gleiche Brüder, gleiche Kappen" nicht gilt.

Das Stickstoffdioxid ist ein braunrotes, charakteristisch riechendes und stark giftiges Gas. Beim Einatmen dieses Gases stellen sich Husten und Kopfschmerzen ein. Atmung und Puls werden beschleunigt. Nach einigen Stunden treten Schäden an den Lungenbläschen auf. Dadurch kann Blutplasma in die Lungenbläschen eindringen. Das ist ein bedrohlicher Zustand. Besonders gefährlich ist der Umstand, daß die Beschwerden nach einiger Zeit verschwinden, ohne daß die Schädigung der Lungenbläschen gestoppt wird. So nimmt mancher die Beschwerden nicht sehr ernst und bedroht damit sein eigenes Leben.

Doch Bangemachen gilt nicht. Bislang werden die sehr strengen Grenzwerte in den meisten Städten nicht überschritten. Unter bestimmten Bedingungen kann aber der Ausstoß von Stickstoffmonoxid und Stickstoffdioxid lebensbedrohlich werden. Das geschah vor etwa zwei Jahrzehnten in Los Angeles. Diese Stadt liegt in einem Tal. Bei bestimmten Wetterlagen zirkuliert die Luft dort nicht. Unter diesen Bedingungen können sich in der Atemluft immer größere Anteile dieser Giftgase ansammeln. Intensive Sonneneinstrahlung führte dazu, daß sich das Stickstoffmonoxid rasch in das besonders giftige Stickstoffdioxid umwandelte. Hunderte Menschen erlitten eine Vergiftung, und auch Todesfälle waren zu beklagen.

Nun mag mancher die alte Zeit der Postkutschen wieder herbeiträumen. Dies wäre wohl keine Alternative. Der technische Fortschritt läßt sich nicht rückgängig machen. Die unerwünschte Entwicklung der Stickstoffoxide wird in nicht zu ferner Zeit der Vergangenheit angehören. Technische Lösungen hierfür sind bereits in Sicht oder schon vorhanden. Eine Hilfe bringen Katalysatoren. Sie

werden in den Auspuff eingebaut und bewirken eine Zersetzung der Stickstoffoxide. Auch eine andere Lösung ist in Sicht. Man muß dafür sorgen, daß die Reaktionstemperatur in den Zylindern nicht zu hoch wird. Das ist möglich, wenn man das Kraftstoff-Luft-Gemisch nicht so stark komprimiert, wie das in modernen Motoren der Fall ist. Allerdings muß man dabei einen Leistungsabfall in Kauf nehmen.

Doch das Auto ist weder gut noch böse, und bei allem, was uns Sorgen macht, müssen wir großräumiger denken. Ein billiges, gut ausgebautes Nahverkehrssystem läßt manchen von der täglichen Fahrt zur Arbeit mit dem eigenen PKW Abstand nehmen. Die Entflechtung des Verkehrs und die Schaffung von Fußgängerzonen wird ein übriges tun. So können wir sicher sein, daß dieses Problem gelöst wird, wenn jeder ein Stück Verantwortung übernimmt.

Zwei unzertrennliche Gegensätze

Wir erfahren, was einen berühmten Poeten und einen großen Chemiker gemeinsam interessierte, gewinnen aus Metalloxiden Metalle und werden darüber informiert, daß diese Experimente nicht nur Spielerei sind. Ein einfaches, aber nützliches Instrument der Chemiker leistet uns gute Dienste.

Der Poet und der Chemiker

Im Jahre 1821 machte einer der Großen der Chemie, der Schwede Jöns Jacob Berzelius, dem Meister des Wortes Johann Wolfgang von Goethe seine Aufwartung.

Was konnte die beiden Männer zusammenführen?

Zunächst war der Dichter von der neuen Bekanntschaft gar nicht begeistert. Er hüllte sich in unnahbares Schweigen.

Was konnte der damals 42jährige Berzelius dem weltberühmten Dichter, der bereits in seinem dreiundsiebzigsten Lebensjahr stand, schon für Anregungen vermitteln?

Doch auf einer geologischen Exkursion, an der beide teilnahmen, fanden Berzelius und Goethe ein Thema, das beide brennend interessierte. Goethe bewog Berzelius sogar dazu, einen weiteren Tag gemeinsam zu verbringen.

Was war unserem Dichter so wichtig geworden?

Man muß wissen, daß Goethe ein leidenschaftlicher Naturforscher war. Viele Jahre war er Staatsminister und „Geheimer Bergrat" in Weimar. Neben Zoologie und Botanik betrieb er Geologie. Und nun führte ihm Berzelius ein bescheidenes Gerät vor, das Lötrohr. Den Eindruck, den die Arbeit mit dem Lötrohr bei Goethe hinterließ, schilderte Berzelius mit folgenden Worten: „Goethe war von der genauen Auskunft, die das Instrument gab, so eingenommen, daß ich eine Menge der von ihm gesammelten Sachen mit dem Lötrohr prüfen mußte ... Es wurde dunkel, ehe er sich an den Lötrohrversuchen satt gesehen hatte, und noch am anderen Morgen, vor der Abreise, mußte ich ihm einige Mineralien untersuchen."

Wir wollen nun dieses Instrument näher kennenlernen. Dazu brauchen wir zunächst Lötrohrholzkohle. Sie ist käuflich zu erwerben. Wer keine besitzt, benutzt die Holzkohle für den Campinggrill. Die Holzkohle wird für unsere Lötrohrexperimente eine zweifache Bedeutung erlangen. Zum einen dient sie uns als Reaktionsgefäß. Dazu kratzen wir mit einem Metallspatel kleine Vertiefungen hinein. Unser „Reaktionsgefäß" hat aber noch eine Eigenschaft, die uns bei anderen Experimenten außerordentlich unerwünscht ist. Da wir, vereinfacht gesagt, ein Gefäß aus Kohlenstoff haben, kommt es zu chemischen Reaktionen zwischen dem Kohlenstoff und den Substanzen, die wir hineingeben.

Das Lötrohr besteht aus einem Metallrohr und einem Mundstück. Wer kein Lötrohr bekommen kann, baut sich ein Behelfsgerät. Er verwendet ein dünnes Messing- oder Aluminiumrohr und biegt es im rechten Winkel. Allerdings darf kein Knick im Rohr entstehen. Geeignet ist zum Beispiel eine ausgediente Kugelschreibermine aus Messing, deren Kugel abgesägt wird. Dieses Röhrchen wird gut ausgespült, am besten in der Lösung eines Vollwaschmittels, und mit einem Schlauch verbunden.

Die ersten Experimente können auch mit einem Glasröhrchen durchgeführt werden, das an einer Seite zu einer nicht zu kleinen Spitze ausgezogen wird.

Woran konnte sich der große Dichter nicht satt sehen?

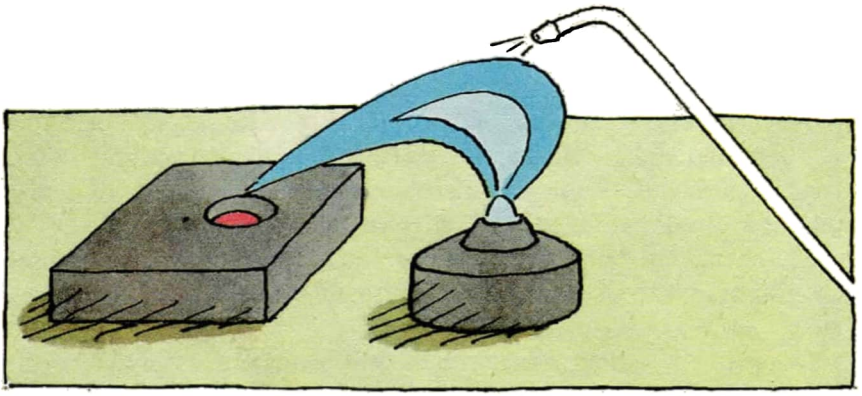
Schauen wir es uns selbst an! Wir verwenden anstelle der Erzproben, die Goethe gesammelt hatte, Metalloxide. Drei Metalloxide wollen wir untersuchen: Bleioxid, Kupferoxid und Eisenoxid.

Von den Metalloxiden zu den Metallen – Reduktionen

Zunächst bringen wir das Bleioxid mit einem Spatel in die Vertiefung unserer Holzkohle.

Vorsicht, beim Arbeiten mit Bleioxid muß man daran denken, daß es giftig ist!

Nun wollen wir unsere Kunst versuchen. Wir entzünden unseren Brenner. Bei Verwendung eines Propan- oder Stadtgasbrenners drosseln wir die Luftzufuhr ein wenig, so daß die Flamme leuchtet. Das ist besonders wichtig, denn das Leuchten kommt durch glühende Kohlenstoffpartikel zustande, und auf diese kommt es uns an.



Nun lernen wir das Blasen mit dem Lötrohr. Das ist eine rechte Kunst, obwohl es so einfach aussieht. Man muß nämlich einen gleichmäßigen Luftstrom erzeugen. Der Geübte bläst unabhängig vom Ein- und Ausatmen mit aufgeblähten Backen und reguliert den Luftstrom mit seinem Gaumensegel. Wer einmal einem Glasbläser zuschauen konnte, weiß, bis zu welcher Meisterschaft man es in dieser Kunst bringen kann. Doch wir wollen es lediglich so gut können, daß uns die Experimente gelingen.

Wir halten die Öffnung des Lötrohrs unmittelbar neben die leuchtende Flamme und blasen einen schwachen Luftstrom mitten durch die Flamme hindurch. Den Luftstrom richten wir schräg nach unten. Auf diese Weise knicken wir die Flamme buchstäblich um und können ihre Spitze auf das Bleioxid richten. Der Vollständigkeit halber sei noch gesagt, daß wir die Holzkohle mit einer Tiegelzange festhalten, um uns nicht die Finger zu verbrennen. Notfalls geht es auch mit einer Klempnerzange. Nach einiger Zeit beobachten wir, wie sich anstelle des gelben Bleioxids ein glänzendes Flüssigkeitskügelchen bildet. Wir lassen das Kügelchen erkalten. Dabei erstarrt es. Mit einem Hammer klopfen wir vorsichtig darauf, nachdem wir es auf eine harte Unterlage gebracht haben. Wir überzeugen uns davon, daß es weich ist.

Mit Hilfe des Lötrohres ist uns eine chemische Reaktion gelungen, bei der aus Bleioxid Blei entsteht. Dem Bleioxid ist folglich Sauerstoff entzogen worden. Wir haben damit erstmalig mit einer chemischen Reaktion Bekanntschaft geschlossen, die als Reduktion bezeichnet wird. Von einer Reduktion spricht man dann, wenn einem Oxid Sauerstoff entzogen wird.

Bei dieser chemischen Reaktion sind uns zumindest noch zwei Fragen unklar.

Wo ist der Sauerstoff des Bleioxids geblieben?

Welche Rolle spielt der Kohlenstoff bei der Reduktion, den wir mit dem Bleioxid gleich auf zweierlei Weise in Kontakt gebracht haben: als glühende Kohlenstoffpartikel in der leuchtenden Flamme und in Form des glühenden „Kohlenbetts"?

Vielleicht sind der Kohlenstoff und das Lötrohr überflüssig für die chemische Reaktion, und Bleioxid wird schon beim Erhitzen reduziert?

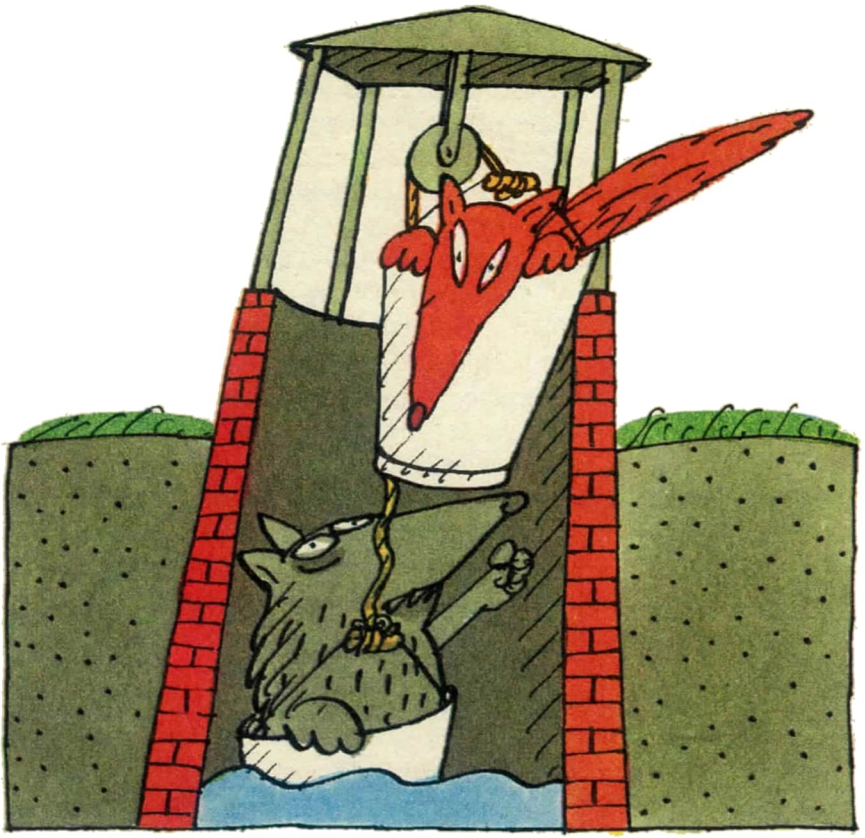
Das können wir leicht nachprüfen. Wir benötigen nur ein schwerschmelzbares Gläschen oder ein Porzellanschiffchen. Darin erhitzen wir ein wenig Bleioxid. Keinerlei Reaktion ist festzustellen. Es bleibt unverändertes Bleioxid im Gefäß.

Nur das Umgekehrte tritt ein. Erhitzt man Blei in einem flachen Schälchen, so überzieht es sich mit einer gelben Haut. Das Blei verbindet sich mit Sauerstoff der Luft zu Bleioxid. Chemische Reaktionen, bei denen sich ein Element mit Sauerstoff verbindet, heißen Oxydationen. Mann kann auch sagen: In Gegenwart von Luft wird Blei bei höheren Temperaturen oxydiert.

Eines geht nicht ohne das andere

Wollen wir erklären, wie es zur Reduktion des Bleioxids kommt, müssen wir also etwas über die Rolle der glühenden Holzkohle bei dieser chemischen Reaktion erfahren.

Dazu erinnern wir uns erst einmal an eine berühmte Fabel. Der Fuchs war in einen tiefen Brunnen gefallen. Dort saß er in einem Eimer, der durch ein Seil mit einer losen Rolle verbunden war. Ein zweiter Eimer hing am anderen Ende des Seiles oben am Brunnenrand. Da kam der Wolf daher. „Was treibst du da unten?" fragte er den Fuchs. Dieser stellte sich äußerst vergnügt und log dem Wolf vor, daß es unten ein herrliches Mahl zu genießen gäbe. Der Wolf verlor in seiner Gier den kühlen Kopf und fragte den Fuchs, wie er selbst gefahrlos in den tiefen Brunnen gelangen könne. „Nichts leichter als das", antwortete der Fuchs. „Du mußt dich nur in den Eimer setzen, und sicher gleitest du zum Boden des Brunnens." Der Wolf bestieg augenblicklich den Eimer, und sanft glitt er den Brunnen hinunter,



während der Fuchs in seinem Eimer wohlbehalten nach oben gelangte. Die Abfahrt des Wolfes in den Brunnen war also unlöslich mit dem Aufstieg des Fuchses aus der Tiefe verbunden.

Für unser Experiment bedeutet das: Die Reduktion des Bleioxids ist unlöslich mit der Oxydation des Kohlenstoffs verbunden. Dabei dient der Sauerstoff des Bleioxids der Oxydation des Kohlenstoffs zu Kohlenstoffdioxid.

Wir können für diese chemische Reaktion folgende chemische Gleichung aufstellen:

$$2\,PbO + C \rightarrow 2\,Pb + CO_2.$$

Aus der chemischen Gleichung wird noch einmal deutlich, daß es ohne die Oxydation des Kohlenstoffs keine Reduktion des Bleioxids gibt.

Oxydation und Reduktion sind also zwei Seiten ein und derselben chemischen Reaktion. Man spricht daher von Redoxreaktionen.

Es ist durchaus möglich, daß Berzelius unserem Dichter mit dem Lötrohr auf der Holzkohle einen Regulus aus Blei präsentiert hat. Vielleicht hatte Goethe ein Stück Bleiglanz gesammelt. Bleiglanz ist das wichtigste und am weitesten verbreitete Bleierz. Es bildet graphitfarbige Kristalle, die meist würfelförmig sind. Bleiglanz ist eine chemische Verbindung aus Blei und Schwefel. Die Formel lautet: PbS.

Damit Berzelius das Bleisulfid in Blei umwandeln konnte, mußte er in zwei Schritten arbeiten. Er mußte den Bleiglanz zunächst bei hoher Temperatur mit dem Sauerstoff der Luft zur Reaktion bringen, indem er mit dem Lötrohr eine Oxydationsflamme erzeugte. Zu diesem Zweck ist die Luftzufuhr des Brenners aufzudrehen, so daß die Flamme nicht mehr leuchtet und in der Mitte der Flamme ein Kegel aus noch nicht umgesetztem Gasgemisch erkennbar ist. Das Lötrohr wird nun wieder schräg nach unten gerichtet, aber nun mitten in die Flamme hineingehalten. Der Luftstrom muß nun auch kräftiger sein.

Unter diesen Umständen werden im „Feuerbett" der Holzkohle Oxydationen begünstigt. Haben wir keinen Bleiglanz, so können wir uns auf andere Weise von der oxydierenden Wirkung der Flamme überzeugen. Wir bringen unseren Regulus aus Blei in die Vertiefung und richten die Oxydationsflamme darauf. In der Umgebung des Bleis zeigt sich ein gelber Überzug von Bleioxid.

Zurück zum Bleiglanz. Durch Einwirkung der Oxydationsflamme wird zumindest ein Teil des Bleiglanzes in Bleioxid umgewandelt, das dann mit der reduzierenden Flamme in Blei übergeführt wird. Man kann sich leicht vorstellen, daß Goethe von einer solch einfachen und dabei aufschlußreichen Analysenmethode begeistert war.

Aus schwarz wird rot

Nun wollen wir das schwarze Kupferoxid mit dem Lötrohr reduzieren. Wir wissen, daß wir mit der Reduktionsflamme arbeiten müssen. In der Reduktionsflamme bildet sich rotes Metall. Allerdings erhalten wir in diesem Falle keinen Regulus. Kupfer bildet sich in Form eines schwammigen Pulvers. Auch für diese chemische Reaktion stellen wir die chemische Gleichung auf:

$$2\,CuO + C \rightarrow 2\,Cu + CO_2.$$

Wer Spaß daran findet, kann das Kupfer mit Hilfe der oxydierenden Flamme wieder oxydieren und diese chemische Reaktion mehrmals wiederholen.

Es gibt auch ein Metalloxid, das sich schon beim bloßen Erhitzen in seine Elemente zerlegen läßt, das Quecksilberoxid. Beim Erhitzen bildet sich entsprechend der chemischen Gleichung

$$2\ HgO \rightarrow 2\ Hg + O_2$$

flüssiges Quecksilber und Sauerstoff. Über ein Jahrhundert diente diese chemische Reaktion im Schulunterricht zur Herstellung von Sauerstoff auf eine sehr bequeme Weise. Wir lassen aber die Finger von diesem Experiment. Quecksilberdämpfe und Verbindungen des Quecksilbers sind sehr giftig. Flüssiges Quecksilber dringt bei unachtsamer Arbeit in Ritzen des Fußbodens ein und ist daraus sehr schwer zu entfernen. Es verdampft ganz allmählich, so daß man Quecksilberdämpfe einatmet.

Die Folgen einer Quecksilbervergiftung sind fürchterlich. Der rasende Reporter Egon Erwin Kisch hat in seiner berühmten Reportage „Menschen im Quecksilber, Quecksilber im Menschen" (1934) darüber geschrieben. Er hatte die Quecksilbergruben von Almaden in Spanien besucht. Kisch berichtet: „Auf einen Greis deutend, ... sagte mein Begleiter: ‚Das ist der Bruder eines Jugendgenossen.' Ich verstand nicht gleich. ‚Du meinst wohl, der Großvater?' ‚Aber nein, er ist erst dreißig Jahre alt.' Ich sah ihn an, den Greis, der dreißig Jahre alt ist. Ohne Zähne, ohne Farbe im Gesicht stand er da ....

Welch mitleidheischende und mitleiderregende Hände! Sie schwangen im rasenden Tempo hin und her, als gehörten sie nicht zu dem Körper, der müde, wie tot, an der Wand lehnte."

Dies war die Folge der Dauereinwirkung von Quecksilber. Bei unseren Experimenten würde es nicht soweit kommen, aber dennoch verzichten wir auf sie. Es gibt genügend andere interessante Experimente.

Redoxreaktionen im Hochofen

Was wären unsere Lötrohrexperimente wert, wenn wir nicht auch versuchen wollten, Eisenoxid zu reduzieren. Es gibt mehrere Oxide des Eisens. Das Eisenoxid der Zusammensetzung Fe_3O_4 ist der Hauptbe-

standteil des Eisenerzes Magneteisenstein. Das Eisenoxid der Zusammensetzung Fe_2O_3 ist Hauptbestandteil des Eisenerzes Roteisenstein. Beide Eisenerze sind wichtige Rohstoffe für die Herstellung von Eisen. Auch Rost ist ein Oxid des Eisens mit der Zusammensetzung Fe_3O_4. Rost enthält in lockerer Bindung Wasser.

Wir erhitzen Eisenoxid der Zusammensetzung Fe_2O_3 oder Rost in der reduzierenden Flamme auf der Holzkohle. Das, was wir beobachten, ist nicht sehr attraktiv. Das entstandene Eisen ist nicht gut zu erkennen. Wir können es aber mit Hilfe eines Magneten nachweisen.

Diese so unscheinbare chemische Reaktion finden wir im Hochofen wieder. Die Herstellung von Roheisen aus Eisenerzen im Hochofen heißt Eisenverhüttung. Lassen wir einmal alle Vorgänge im Hochofen beiseite, die notwendig sind, um Verunreinigungen des Eisenerzes zu beseitigen, und richten wir den Blick nur auf das Eisenerz, das sich die folgende Prozedur gefallen lassen muß: Es wird einer Redoxreaktion unterworfen, in der als Reaktionspartner Kohlenstoffmonoxid auftritt.

Wird das Erz Roteisenstein als Ausgangsstoff eingesetzt, findet folgende Redoxreaktion statt:

$$Fe_2O_3 + 3\,CO \rightarrow 2\,Fe + 3\,CO_2.$$

Das notwendige Kohlenstoffmonoxid wird durch Verbrennung von Koks bei hoher Temperatur gewonnen. Dabei entsteht zunächst Kohlenstoffdioxid:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2.$$

Diese Reaktion verläuft unter Wärmeabgabe, wie jeder aus Erfahrung weiß. Mit ihrer Hilfe wird die notwendige Wärme für die chemische Reaktion gewonnen, bei der das Kohlenstoffdioxid mit Koks zu Kohlenstoffmonoxid reagiert:

$$CO_2 + C \rightarrow 2\,CO.$$

Hochöfen sind, vereinfacht beschrieben, hohe Rohre. Sie werden von oben ständig abwechselnd mit Schichten von Koks, Eisenerz und „Zuschlägen" beschickt. Die „Zuschläge" dienen der Abscheidung von Fremdstoffen, die im Eisenerz enthalten sind. In den unteren Teil des Hochofens wird heiße Luft eingeleitet. Dort verbrennt der Koks. Durch die Wärmeabgabe bei der Verbrennung herrschen im unteren Teil des Hochofens sehr hohe Temperaturen. Die oben ein-

geführten Stoffe sacken langsam nach unten. Ihnen strömt das Kohlenstoffmonoxid entgegen, das bei der Verbrennung von Koks im unteren Teil des Hochofens entsteht. So kommt es im oberen Teil zu der Redoxreaktion zwischen Kohlenstoffmonoxid und Eisenoxid. Das dabei entstehende Eisen schmilzt, wenn es weiter nach unten in die heiße Zone absackt. Die Verunreinigungen des Eisenerzes bilden mit den Zuschlägen ebenfalls eine Flüssigkeit, die Schlacke. So kommen das Eisen und die Schlacke im flüssigen Aggregatzustand im unteren Teil des Hochofens an. Die flüssige Schlacke schwimmt auf dem flüssigen Eisen wie Fett auf Wasser. Beide Flüssigkeiten können deshalb gesondert „abgezapft" werden. Moderne Hochöfen haben riesige Ausmaße. Eine Jahresleistung von 4 Millionen Tonnen Roheisen je Hochofen ist nichts Außergewöhnliches.

Reduktionsmittel und Oxydationsmittel

Unsere unzertrennlichen Gegensätze bei der Redoxreaktion sind die Oxydation und die Reduktion. Betrachten wir nochmals die Redoxreaktion von Kohlenstoff und Kupferoxid, die durch folgende chemische Gleichung angegeben wird:

$$2\,CuO + C \rightarrow 2\,Cu + CO_2.$$

Kohlenstoff bewirkt die Reduktion des Kupfers. Es wird deshalb als Reduktionsmittel bezeichnet. Kupferoxid bewirkt aufgrund seines chemisch gebundenen Sauerstoffs die Oxydation des Kohlenstoffs zu Kohlenstoffdioxid. Es heißt deshalb Oxydationsmittel. Kupferoxid ist der „Sauerstofflieferant" für die Oxydation des Kohlenstoffs.

Kohlenstoff ist ein sehr weitverbreitetes Reduktionsmittel. Im Hochofen tritt der Kohlenstoff jedoch nicht hauptsächlich in „eigener Person" als Reduktionsmittel auf. Es ist, wie wir bereits wissen, das Kohlenstoffmonoxid, das diese Wirkung ausübt.

Gibt es noch andere gebräuchliche Reduktionsmittel?

Eines davon ist uns schon bekannt. Es ist der Wasserstoff.

Wasserstoff als Reduktionsmittel

Wir wollen uns von der reduzierenden Wirkung des Wasserstoffs überzeugen. Dazu stellen wir den Wasserstoff auf die uns bereits bekannte Weise in einem Reagenzglas her, das wir mit einem durchbohrten Stopfen verschließen, in dem ein Winkelrohr steckt. In dieses Rohr bringen wir ein wenig Kupferoxid hinein. Nach negativem Ausfall der Knallgasprobe erhitzen wir das Kupferoxid mit fächelnder Flamme. Wir nehmen alsbald eine Rotfärbung wahr. Stülpen wir über das Röhrchen ein Reagenzglas, das wir mit einem feuchten Fließpapierstreifen umwickelt haben, können wir als ein weiteres Reaktionsprodukt Wasser feststellen.

Nun wissen wir alles, um die chemische Gleichung aufstellen zu können. Sie lautet:

$$CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O.$$

Kupferoxid wird durch Wasserstoff reduziert. Dabei wird Wasserstoff unter Bildung von Wasser oxydiert. Bei dieser Redoxreaktion ist Wasserstoff das Reduktionsmittel und Kupferoxid das Oxydationsmittel. Dem Einsatz des reinen Wasserstoffs als Reduktionsmittel sind jedoch Grenzen gesetzt. Die Herstellung von Wasserstoff mit Hilfe des elektrischen Stroms belastet die Energiebilanz eines jeden Landes empfindlich. Daher bleiben Kohlenstoff und das durch seine unvollständige Oxydation entstehende Kohlenstoffmonoxid weit verbreitete Reduktionsmittel.

Kraftstoff aus Wasser?

Mancher wird diese Frage für unberechtigt halten, doch am Ende dieses Abschnittes kann der Leser selbst beurteilen, ob es sich hierbei um eine rein rhetorische Frage handelt. Wir haben bisher den Kohlenstoff und den Wasserstoff nur als Reduktionsmittel für Metalloxide kennengelernt. In dem Maße, wie das Erdöl schwerer beschaffbar und teurer wird, gewinnt in kohlereichen Ländern wieder eine chemische Reaktion an Interesse, die scheinbar ihre Bedeutung einbüßte: die Reduktion des Wassers durch Kohlenstoff. Diese chemische Reaktion liefert Stoffe, die für die chemische Industrie von großem Interesse sind.

Das können wir anhand der chemischen Gleichung selbst feststellen:

$$C + H_2O \rightarrow H_2 + CO;\ Q = +131{,}1\ kJ.$$

Bei der chemischen Reaktion des Wassers mit Kohlenstoff wird Wasser reduziert. Kohlenstoff wird zu Kohlenstoffmonoxid oxydiert. Das so hergestellte Gasgemisch besitzt einen sehr hohen Heizwert, der bei etwa 12 000 Kilojoule je Kubikmeter Gas liegt. Leider benötigt man für diese chemische Reaktion viel Wärme.

Woher die Wärme nehmen?

Auch dazu kann Kohle verwandt werden. Sie wird verbrannt, wobei es günstig ist, mit Sauerstoff zu arbeiten. Dabei wird mit hohen Temperaturen gearbeitet. Unter diesen Bedingungen erhält man vor allem Kohlenstoffmonoxid. In der Technik koppelt man beide chemischen Reaktionen. Ein bewährter Reaktionsapparat dafür ist der Winkler-Generator. In die Kohle wird von unten ein Strom von Wasserdampf und Sauerstoff geblasen. Dabei bildet sich eine Wirbelschicht aus, in der die chemischen Reaktionen stattfinden. Der Winkler-Generator ist nur einer der vielen Reaktionsapparate, in denen man diese chemischen Reaktionen durchführen kann. In vielen Labors der Welt ist man auf der Suche nach der rationellsten Methode zur Kohlevergasung.

Das durch die Vergasung der Kohle hergestellte Mischgas dient nicht nur als Heizgas. Unter hohem Druck und in Anwesenheit eines Katalysators kann es in Methanol umgewandelt werden. Methanol besitzt durchaus Chancen, ein wichtiger Bestandteil des Vergaserkraftstoffs zu werden. Viele der Schadstoffe treten bei Verwendung von Methanol als Kraftstoff nicht auf. Wie immer bei Dingen, die auf den ersten Blick einfach scheinen, steckt der Teufel jedoch im Detail. Setzt man dem Kraftstoff mehr als etwa 5 Prozent Methanol zu, so streikt zwar nicht der Motor, aber die Benzinleitungen aus Gummi und die anderen Kunststoffe werden stark angegriffen. Doch dies sind Dinge, die sicher nach und nach lösbar sind.

Vom Phlogiston zum Elektron

Wir werden Zeuge einer Nagelprobe, verfolgen den Weg von Elektronen bei chemischen Reaktionen, lernen Redoxreaktionen kennen, bei denen gar keine Aufnahme und keine Abgabe von Sauerstoff im Spiel ist, und finden Verwandtschaftsbeziehungen zwischen einer großen Anzahl chemischer Reaktionen, die auf den ersten Blick gar nichts miteinander zu tun haben.

Die Nagelprobe

Viele Wege führen nach Rom. Das gilt auch für die Umwandlung von Kupferoxid in Kupfer. Einen dieser Wege wollen wir nun genauer verfolgen. Wir versetzen Kupferoxid mit verdünnter Salzsäure oder verdünnter Salpetersäure. Dabei beobachten wir, daß das Kupferoxid mit der Säurelösung reagiert. Die entstehende Lösung zeigt zunächst eine gelbgrüne Farbe. Beim weiteren Verdünnen erhalten wir eine blaue Lösung. Auf einem flachen Schälchen können wir die Lösung eindunsten lassen. Wir erhalten blaue Kristalle von Kupferchlorid oder Kupfernitrat. Diese Stoffe gehören zu den Salzen.

Wir erinnern uns an Natriumchlorid. Wir wissen, daß es aus Natrium-Ionen Na^+ und Chlorid-Ionen Cl^- besteht. Im Kupferchlorid finden wir die Chlorid-Ionen wieder. Statt der Natrium-Ionen liegen im Kupferchlorid Kupfer-Ionen vor. Sie unterscheiden sich von den Natrium-Ionen dadurch, daß sie 2 positive elektrische Ladungen besitzen. Das bringen wir in der chemischen Zeichensprache wie folgt zum Ausdruck: Cu^{2+}. Diese Tatsache hat große Auswirkungen auf den Bau der Kupferchloridkristalle. Zur Sättigung der doppelten positiven elektrischen Ladung eines jeden Kupfer-Ions sind 2 negative elektrische Ladungen erforderlich. Diese werden durch 2 Chlorid-Ionen beigesteuert. Daher enthält ein Kupferchloridkristall Kupfer-Ionen und Chlorid-Ionen im Verhältnis 1:2. Die Formel für Kupferchlorid lautet daher: $CuCl_2$.

Nun müssen wir diese Tatsache noch im Namen des Kupferchlorids zum Ausdruck bringen. Wir bezeichnen es exakt als Kup-

fer(II)-chlorid. Die römische Zwei bringt also die zweifache positive elektrische Ladung des Kupfer-Ions Cu^{2+} zum Ausdruck. Hierbei handelt es sich nicht um übertriebene Genauigkeit. Es gibt auch einfach elektrisch positiv geladene Kupfer-Ionen Cu^{+}.

Kupfer(II)-chlorid ist wasserlöslich. Davon können wir uns selbst überzeugen. Mit unserem Gerät zur Überprüfung der elektrischen Leitfähigkeit prüfen wir die Lösung. Uns überrascht nicht, daß elektrische Leitfähigkeit auftritt. Von unserem Besuch im Saal der Salze unseres Museums ist uns bekannt, daß Salzlösungen den elektrischen Strom leiten. Wir können die Tatsache, daß in der Kupfer(II)-chloridlösung elektrische Ladungsträger vorhanden sind, in einer chemischen Gleichung zum Ausdruck bringen:

$$CuCl_2 \rightarrow Cu^{2+} + 2\ Cl^{-}.$$

Auf unserem anderen Weg vom Kupferoxid – exakt müssen wir nun Kupfer(II)-oxid schreiben – zum Kupfer sind wir also bei den frei beweglichen Kupfer(II)-Ionen in der wäßrigen Lösung angelangt.

Wie weiter?

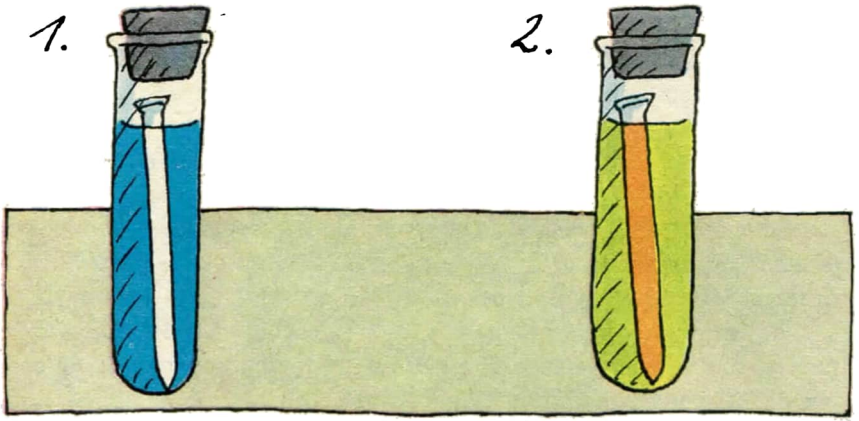
Nun kommt es zur angekündigten Nagelprobe.

Wir tauchen einen gut entfetteten, abgeschmirgelten Eisennagel in die Kupfer(II)-chloridlösung ein, die wir in ein Reagenzglas gebracht haben. Statt des Nagels können wir einen gut gesäuberten Eisendraht oder Eisenpulver benutzen. Eisenpulver sollten wir allerdings vorher ausglühen und vor dem Experiment erkalten lassen.

Schauen wir, was nun geschieht. Dabei müssen wir uns mit ein wenig Geduld wappnen. Wir können die weitere Beschäftigung mit der Angelegenheit vertagen. Einen Tag später hat sich das Ergebnis auf jeden Fall eingestellt.

Die blaue Färbung ist nicht mehr festzustellen. Statt dessen hat sich der Eisennagel, so weit er in die Flüssigkeit taucht, eine rote Hülle zugelegt. Wir gehen nicht fehl in der Annahme, daß es sich dabei um Kupfer handelt, das aus den Kupfer(II)-Ionen entstanden ist. Die Lösung hat sich grünlich verfärbt, so daß allein durch Augenschein nicht festgestellt werden kann, ob noch Kupfer(II)-Ionen in der Lösung sind. Um das zu ermitteln, wenden wir einen sehr schönen Nachweis für Kupfer(II)-Ionen an, den wir mit einer Probe Kupfersalzlösung durchführen.

Wir lassen auf eine Lösung, die Kupfer(II)-Ionen enthält, Ammoniaklösung tropfen. Nach anfänglicher Bildung eines blaugrünen



Niederschlages, der sich bei weiterer tropfenweiser Zugabe von Ammoniaklösung wieder auflöst, entsteht eine herrlich azurblaue Lösung. Einen kleinen Teil unserer Lösung von der Nagelprobe unterziehen wir ebenfalls diesem Nachweis. Keine Kupfer(II)-Ionen sind mehr festzustellen, oder ihr Anteil ist sehr gering, was sich an der hellblauen Färbung zeigt.

Man kann es also drehen und wenden, wie man will: Aus Kupfer(II)-Ionen ist unter der Einwirkung des Eisens metallisches Kupfer entstanden. Der zweite Weg vom Kupfer(II)-oxid zum Kupfer konnte erfolgreich beschritten werden. Im Gegensatz zur Reduktion von Kupfer(II)-oxid mit Hilfe von Kohlenstoff läuft diese Reaktion bereits bei Zimmertemperatur ab. Sollte sich Eisen bei dieser chemischen Reaktion nicht auch verändert haben?

Wir wollen verstehen, was wir sehen

Wie können wir uns diese chemische Reaktion erklären?

Aus den Kupfer(II)-Ionen sind Kupferatome entstanden. Die Kupfer(II)-Ionen sind durch die Wirkung des Eisens buchstäblich aus der Lösung „gefischt" worden. Kupferatome sind bekanntlich elektrisch neutral. Wenn zweifach elektrisch positiv geladene Kupfer(II)-Ionen zu elektrisch neutralen Kupferatomen wurden, so muß jedes Kupfer(II)-Ion je 2 Elektronen aufgenommen haben. Wir können diesen Vorgang mit folgender chemischer Gleichung darstellen:

$$Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow 2\,Cu.$$

Eine Frage beantwortet uns diese chemische Gleichung allerdings nicht, die Frage nach der Herkunft der Elektronen. Eine elektrische Gleichspannungsquelle haben wir nicht angeschlossen. Die Elektronen müssen von vornherein im Reaktionsgefäß vorhanden gewesen sein. Aber wo?

Nun ist es an der Zeit, daß wir uns an die Fabel vom Fuchs und vom Wolf erinnern.

Ist womöglich das Eisen der Elektronenlieferant?

Das wäre dann der Fall, wenn Eisenatome unter Abgabe von Elektronen in Eisen(II)-Ionen übergegangen wären. Auch diesen Vorgang können wir mit Hilfe der chemischen Zeichensprache darstellen:

$$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e^{-}.$$

Auf dem Papier haben wir damit schon die Elektronen gefunden.

Stimmt diese Vermutung auch mit der Wirklichkeit überein?

Um das klären zu können, müssen wir uns auf die Suche nach Eisen(II)-Ionen in der Lösung begeben. Zu allem Übel ist eine wäßrige Lösung mit Eisen(II)-Ionen farblos. Wir können die Eisen(II)-Ionen also nicht „ausspähen". Es gibt jedoch einen Nachweis, der zwar nicht so schön und so sicher ist wie der Nachweis für Kupfer(II)-Ionen, aber für unsere Zwecke ausreicht.

Wir teilen die Lösung, in der wir die Eisen(II)-Ionen vermuten. Die eine Hälfte versetzen wir mit Ammoniaklösung, die andere mit Natriumcarbonatlösung, und zwar tropfenweise. Die Eisen(II)-Ionen geben mit beiden Lösungen anfänglich weiße Niederschläge, die sich unter dem Einfluß des Sauerstoffs der Luft braun färben. Durch Schütteln kann man diese Reaktion beschleunigen.

Diesen Effekt kann man auch in der Natur beobachten. Es gibt unter den Mineralwässern Eisensäuerlinge. Sie enthalten Eisen(II)-Ionen. Diese Lösungen erscheinen anfänglich farblos. Unter dem Einfluß des Sauerstoffs der Luft scheiden diese Lösungen braune Niederschläge aus.

Fügt man den entstandenen braunen Niederschlägen ein wenig verdünnte Salzsäure zu, so lösen sie sich unter Bildung einer klaren gelblich gefärbten Lösung auf. In dieser Lösung sind Eisen(III)-Ionen enthalten. Wir müssen also zwischen zwei Arten von Eisen-Ionen unterscheiden, den zweifach elektrisch positiv geladenen Eisen(II)-Ionen Fe^{2+} und den dreifach elektrisch positiv geladenen Eisen(III)-Ionen Fe^{3+}

Damit haben wir den Elektronenlieferanten eindeutig ermittelt. Es ist das Eisen, das sich in Eisen(II)-Ionen umwandelt. Offenbar sind der Übergang der Kupfer(II)-Ionen in Kupferatome und die Bildung von Eisen(II)-Ionen aus Eisenatomen ebenfalls zwei unzertrennliche Gegensätze.

Das wird deutlich, wenn wir die beiden Teilgleichungen zu einer chemischen Gleichung vereinigen.

$$\begin{array}{llll} Cu^{2+} & + 2\,e^- & \rightarrow Cu & \\ Fe & & \rightarrow Fe^{2+} & + 2\,e^- \\ \hline Cu^{2+} & + Fe & \rightarrow Cu & + Fe^{2+} \end{array}$$

Oxydationen und Reduktionen ohne Sauerstoff?

Bei unseren Experimenten haben wir aus einer chemischen Verbindung des Kupfers Kupfer erhalten. Das Reaktionsprodukt dieser chemischen Reaktion ist mit dem Reaktionsprodukt der Reduktion von Kupfer(II)-oxid mit Hilfe von Kohlenstoff oder von Wasserstoff identisch. Dürfen wir die Umwandlung der Kupfer(II)-Ionen in Kupferatome ebenfalls als Reduktion bezeichnen und die Umwandlung von Eisenatomen in Eisen(II)-Ionen als Oxydation betrachten?

Dagegen spricht, daß bei diesen chemischen Reaktionen kein Sauerstoff im Spiel ist. Man kann sie getrost unter Luftabschluß durchführen. Sie funktionieren dann genauso. In der Wissenschaft Chemie werden solche chemischen Reaktionen, bei denen ein Elektronenübergang stattfindet, den Redoxreaktionen zugeordnet. Man kann auf diese Weise sehr viele unterschiedliche chemische Reaktionen zur großen Gruppe der Redoxreaktionen vereinen.

Schauen wir uns das noch einmal an unserem Beispiel an:

Welcher Stoff wird reduziert, welcher oxydiert?

Im Falle der chemischen Reaktion

$$Cu^{2+} + Fe \rightarrow Cu + Fe^{2+}$$

werden Kupfer(II)-Ionen zu Kupferatomen reduziert. Diese Teilreaktion ist mit der Aufnahme von Elektronen verbunden. Die Eisenatome werden zu Eisen(II)-Ionen oxydiert. Diese Teilreaktion ist mit der Abgabe von Elektronen verbunden. Bei dieser Redoxreaktion findet also ein Elektronenübergang statt.

Reduktion und Oxydation bei der Elektrolyse

Kann man Kupfer(II)-Ionen auch reduzieren, ohne daß man Eisen ins Spiel bringt?

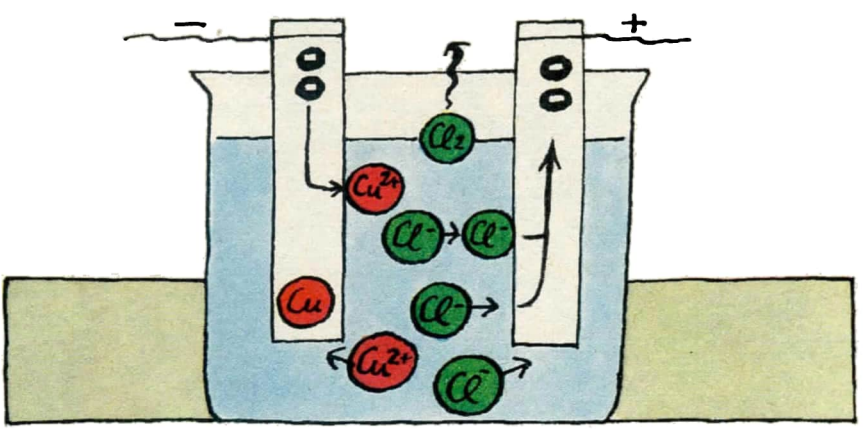
Dieses Kunststück ist leicht zu verwirklichen. Man muß lediglich einen Kohlestab aus einer Taschenlampenbatterie oder eine weiche Bleistiftmine in eine Lösung tauchen, die Kupfer(II)-Ionen enthält. Wir verwenden eine Kupfer(II)-chloridlösung. Ein zweiter Kohlestab wird ebenfalls in die Lösung getaucht. Beide Stäbe werden mit den Anschlüssen einer Flachbatterie verbunden. An dem Kohlestab, der als Minuspol (Elektronenlieferant) fungiert, scheidet sich ein Überzug von Kupfer ab. Es findet die Reduktion von Kupfer(II)-Ionen statt. Am Pluspol entwickelt sich Chlor. Es werden Chlorid-Ionen oxydiert.

Kann man Kupfer wieder in Kupfer(II)-Ionen umwandeln?

Das ist möglich.

Wir nehmen den Kohlestab mit dem Kupferüberzug aus der Kupfer(II)-chloridlösung heraus und bringen ihn mit einem zweiten Kohlestab in eine stark verdünnte Schwefelsäure. Der Kohlestab mit dem Kupferüberzug dient nun als Pluspol. Schalten wir die Gleichspannungsquelle ein, können wir beobachten, wie sich die Lösung in der Umgebung des Pluspols blau färbt. Das wird durch die Oxydation der Kupferatome zu Kupfer(II)-Ionen verursacht.

Mit Hilfe einer elektrischen Gleichspannungsquelle können wir nach Belieben Kupferatome oxydieren oder Kupfer(II)-Ionen reduzieren.



Eine Redoxreaktion mit großer praktischer Bedeutung

Unsere Experimente mit Kupfer(II)-Ionen und Kupferatomen haben einen ernsten Hintergrund. Über 80 Prozent des Kupfers, das in der Welt verwendet wird, hat eine solche Prozedur hinter sich. Man bezeichnet diesen Vorgang als Raffination des Kupfers.

Wie geht das vonstatten?

Bei der Herstellung von Kupfer werden Zwischenprodukte gewonnen, deren Reinheitsgrad nicht befriedigt. Das erhaltene Zwischenprodukt heißt je nach dem angewandten Verfahren Schwarzkupfer oder Raffinadekupfer. Das Schwarzkupfer enthält günstigenfalls einen Massenanteil von 98 Prozent Kupfer, das Raffinadekupfer einen Massenanteil von 99,5 Prozent. Daneben sind mehr oder weniger große Anteile an Schwefel, Eisen und vielen weiteren Metallen enthalten. Die wertvollsten davon sind Silber und Gold. Für die technische Verwendung ist nur hochreines Kupfer geeignet. Vor allem die elektrische Leitfähigkeit wird erheblich vom Reinheitsgrad beeinflußt.

Nun tritt unsere Redoxreaktion in Funktion. Das Schwarz- oder Raffinadekupfer wird zu dicken Platten vergossen und in einer Lösung aus Kupfersulfat als Pluspol geschaltet. Den Minuspol bilden sehr dünne Bleche aus reinstem Kupfer. Bei einer sehr geringen Spannung von etwa 0,3 Volt und einer Stromdichte von etwa 200 Ampere pro Quadratzentimeter, also einer sehr hohen Stromstärke, laufen die uns schon bekannten chemischen Reaktionen ab. Am Pluspol werden die Kupferatome oxydiert, und es gehen Kupfer(II)-Ionen in Lösung. Am Minuspol werden Kupfer(II)-Ionen reduziert. Es scheidet sich hochreines Elektrolytkupfer an den dünnen Kupferblechen ab, das einen Massenanteil von 99,98 Prozent Kupfer hat.

Als Abfallprodukt entsteht Anodenschlamm, der Gold und Silber enthält. Die Raffination des Kupfers ist nicht die einzige Anwendung dieser Prozesse.

Der Wagen startet nicht

Wer hat bei strengem Frost nicht schon einmal Malheur mit der Starterbatterie gehabt?

Auch in der Starterbatterie laufen Redoxreaktionen ab, die man durch Elektronenaufnahme und Elektronenabgabe erklären kann.

In der Starterbatterie sind mehrere Bleiakkumulatoren hintereinandergeschaltet, bei einer 12-Volt-Batterie insgesamt 6 Stück, die man als Zellen bezeichnet. Jede Zelle besteht aus 2 Plattengittern, die einander nicht berühren dürfen. Das Plattengitter des Minuspols besteht aus schwammigem Blei, das Gitter des Pluspols aus Blei(IV)-oxid. Blei(IV)-oxid PbO_2 dürfen wir nicht mit dem Blei(II)-oxid PbO verwechseln, das uns bei den Lötrohrexperimenten begegnet ist. Zwischen den beiden Platten befindet sich verdünnte Schwefelsäure. Säurelösungen leiten wie Salzlösungen den elektrischen Strom, da sie frei bewegliche Ladungsträger enthalten.

Wir wollen nur eine ganz einfache Erklärung dafür geben, was im Bleiakkumulator geschieht. Beginnen wir zunächst mit dem Vorgang, bei dem elektrischer Strom geliefert wird, also mit einer Situation, die wir dann vorliegen haben, wenn wir bei ausgeschaltetem Motor zum Beispiel Licht einschalten.

Das schwammige Blei der Minusplatte wird oxydiert:

$$Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2\ e^-.$$

Das Blei(IV)-oxid der Plusplatte wird reduziert:

$$Pb^{4+} + 2\ e^- \rightarrow Pb^{2+}.$$

Bei diesem Vorgang wird der Bleiakkumulator entladen. Laden wir den Bleiakkumulator wieder auf, so laufen die chemischen Reaktionen in umgekehrter Richtung ab. Durch den Minuspol der Gleichspannungsquelle werden den Blei(II)-Ionen Elektronen geliefert: Blei(II)-Ionen werden unter Rückbildung der Bleiatome reduziert. Am Pluspol der Gleichspannungsquelle läuft der umgekehrte Vorgang ab: Blei(II)-Ionen werden zu Blei(IV)-Ionen oxydiert.

Diese Vorgänge kann man viele Male wiederholen. Bei guter Pflege wird uns eine solche Starterbatterie auch im Winter den Dienst nicht versagen.

Die Deutung der Oxydation und Reduktion als Abgabe beziehungsweise Aufnahme von Elektronen hat uns mit interessanten An-

wendungsbeispielen für diese chemischen Reaktionen vertraut gemacht.

Was hätte der Schöpfer der Phlogistontheorie, Ernst Stahl, zu dieser einleuchtenden Redoxtheorie gesagt?

Möglicherweise hätte er behauptet, daß mit den Elektronen sein Phlogiston auferstanden sei. Das wäre wohl doch eine zu freie Auslegung.

Damit soll es mit den chemischen Reaktionen genug sein, die sich auf einen Elektronenübergang zurückführen lassen. Beim Stichwort Elektronenübergang taucht die Frage auf, ob es auch chemische Reaktionen mit Protonenübergang gibt. Dieser Frage wollen wir im nächsten Kapitel nachgehen.

Wenn Protonen die Besitzer wechseln

Nun soll geklärt werden, was es mit dem sauren Apfel auf sich hat. Diese Frage führt uns zu einer chemischen Reaktion, bei der wieder zwei unzertrennliche Gegensätze vorkommen. Schließlich erfahren wir noch etwas über die Doppelnatur des Wassers.

In den sauren Apfel beißen

Die Chemie hat für manches geflügelte Wort gesorgt. Man spricht von sauren Wochen und frohen Festen. Wenn man von jemandem sagt, er müsse in den sauren Apfel beißen, so bringt man damit zum Ausdruck, daß er sich einer unangenehmen Aufgabe entledigen muß. Setzt jemand eine saure Miene auf, so muß er nicht in einen sauren Apfel gebissen haben, sondern er ist dann mit irgendeiner Angelegenheit nicht einverstanden. Wir wollen aber den Spruchbeutel nicht weiter füllen, sondern wissen, was es auf sich hat, wenn man von einem Stoff sagt, er sei sauer.

Zunächst scheint die Angelegenheit einfach. Pressen wir den Saft einer Zitrone oder unreifer Äpfel, Pflaumen oder anderer Früchte aus, so erhalten wir Lösungen, die sauer schmecken. Auch für viele Pflanzenteile trifft das zu. Wer ein Stück rohen Rhabarber ißt, kann sich davon überzeugen.

Doch die Zunge soll im Verlaufe unserer weiteren Betrachtungen nicht mehr Richter sein. Das könnte ihr sehr schlecht bekommen, denn wir könnten uns bei diesem Richteramt im wahrsten Sinne des Wortes den Mund verbrennen. Das wird schon bei einer weiteren sauren Lösung deutlich, mit deren Hilfe unser Organismus täglich und stündlich chemische Reaktionen durchführt, ohne den Verstand um Erlaubnis zu fragen. Im Magensaft ist verdünnte Salzsäure enthalten. Das ist eine Lösung von Wasserstoffchlorid (Chlorwasserstoff) HCl in Wasser.

In der chemischen Industrie wird viel konzentrierte Salzsäure hergestellt, denn sie wird vielseitig verwendet. Bekannt ist ihre Verwen-

dung zum Beizen von Metallen. Darunter versteht man das Entfernen von Oxidschichten.

Die am meisten hergestellte Säure ist die Schwefelsäure. Sie hat die Formel H_2SO_4. Ohne Schwefelsäure geht in der modernen Produktion buchstäblich nichts. Ein Viertel der Schwefelsäure „fließt" in die Zellwolle- und Kunstseidenfabriken. Ein weiteres Viertel ist notwendig zur Herstellung von Phosphordüngemitteln, so daß die Schwefelsäure bei unserer täglichen Mahlzeit zumindest Pate gestanden hat. Für Bergbau und Metallurgie wird ein weiteres Viertel verwendet. Für die Raffination von Mineralölen braucht man Schwefelsäure ebenso wie für die Produktion von Schädlingsbekämpfungsmitteln. Als Endverbraucher ist uns die Akkumulatorensäure in den Starterbatterien bekannt, und wer damit unachtsam arbeitet, kann seinen Anzug in eine „Plauener Spitze" verwandeln.

Eine große Bedeutung für die Volkswirtschaft haben auch die Salpetersäure und die Phosphorsäure.

Wie können wir nun ohne Hilfe unserer Zunge prüfen, ob eine Lösung sauer ist?

Stoffe, denen man ansieht, ob etwas sauer ist

Feinschmecker loben Karpfen blau. Die blaue Färbung ist nichts Äußerliches, sondern Gütesiegel für den Geschmack. Sie bildet sich auf der Karpfenhaut, wenn man dem Saucenfond ein wenig vom Saft einer Zitrone zusetzt. Kenner lieben Tee mit Zitrone. Auch in diesem Falle belehrt das Auge die Zunge darüber, ob dem Tee, der zunächst dunkel gefärbt ist, bereits genügend Zitronensaft hinzugefügt worden ist. Ist das der Fall, hellt sich der Tee sichtlich auf. Ein Freund der Hausmannskost sieht es dem Rotkohl an, ob er den richtigen Geschmack besitzt. Der Rotkohl macht dann seinem Namen Ehre und ist wirklich rot. Diese Farbe hat er nur dann, wenn er ein wenig mit Speiseessig angesäuert worden ist.

Es gibt also Stoffe, die ihre Farbe unter dem Einfluß einer sauren Lösung wechseln. Solche Stoffe bezeichnet man als Indikatoren. Sie sind für den Chemiker ein notwendiger „Zungenersatz". Glücklicherweise sind wir nicht auf unsere Zufalls-Küchenbekanntschaften angewiesen. Es gibt Indikatoren verschiedener Art. Der bekannteste ist der Universalindikator. Ihn gibt es in Form von Papierstreifen und

als Lösung. Man taucht einen Streifen dieses Indikators in die zu prüfende Lösung und vergleicht die dabei auftretende Färbung mit den Vergleichsfarben. Auf diese Weise kann man feststellen, ob eine Lösung sauer, neutral oder basisch ist. Der Leser kann es selbst einmal versuchen.

Kann man eine saure Lösung entsäuern?

Die Frage scheint zunächst unsinnig zu sein, denn wir wissen, daß Stoffe weder aus Nichts entstehen noch in Nichts zergehen können. Deshalb müssen wir für die folgenden scheinbar paradoxen Vorgänge eine Erklärung finden.

Gibt man zu dem angesäuerten Tee oder zu dem mit Speiseessig versetzten Rotkohlwasser einige Tropfen verdünnte Natronlauge, frisches Kalkwasser, wäßrige Ammoniaklösung oder Sodalösung, stellt sich der ursprüngliche Zustand wieder ein. Der Tee wird wieder dunkel. Bitte dieses Gebräu nicht trinken! Doch das versteht sich von selbst. Rotkohlwasser wird wieder blau.

Verdünnte Natronlauge, Kalkwasser und wäßrige Ammoniaklösung heben die saure Eigenschaft einer Lösung wieder auf. Lösungen, die eine solche Wirkung ausüben, heißen basische Lösungen. Wir prüfen verdünnte Natronlauge, Kalkwasser, wäßrige Ammoniaklösung und Sodalösung mit je einem Streifen Universalindikator. Ein Vergleich der Färbung des Streifens mit den Vergleichsfarben zeigt, daß es sich um basische Lösungen handelt.

Im Haushalt begegnen uns viele zum Teil sehr stark basische Lösungen. Ein Beispiel soll genannt werden. Mit Schutzbrille und Gummihandschuhen ausgerüstet, bringen wir ein wenig Herdreiniger auf einen Streifen Universalindikator. Das Ergebnis: Der Farbvergleich zeigt „stark basisch" an.

Kann man auch umgekehrt die basischen Eigenschaften von Lösungen mit sauren Lösungen zum Verschwinden bringen?

Nichts einfacher als das.

Setzen wir einer basischen Lösung tropfenweise eine saure Lösung zu, schütteln nach Zusatz eines jeden Tropfens und prüfen mit Universalindikator, so scheint sich zunächst nichts zu ändern. Immer zeigt der Indikator eine basische Lösung an. Auf einmal, buchstäblich mit einem Tropfen, wird aus der basischen Lösung eine saure

Lösung. Geben wir dann mit einem Glasstäbchen einen Tropfen einer basischen Lösung wieder hinzu, so treffen wir bei sorgfältigem Arbeiten den Umschlags- oder Neutralpunkt, das heißt, wir erhalten eine neutrale Lösung. Wer diesen Punkt verpaßt, der beginne von neuem. Zuvor lesen wir das nächste Kapitel. In ihm werden Geräte vorgestellt, mit deren Hilfe unser Vorhaben besser gelingt.

Mit Pfeifchen und Krüglein

Um den Umschlagspunkt genau treffen zu können, haben die Chemiker sinnreiche Geräte entwickelt. Eines davon ist die Pipette. Das Wort stammt aus dem Französischen und bedeutet Pfeifchen. Mit ihm wird jedoch nicht musiziert oder geraucht. Es dient zum genauen Messen und Dosieren von Flüssigkeiten. Unser Pfeifchen ist ein dünnes Rohr mit einer Graduierung. Mit manchen Pipetten kann man das Volumen von Flüssigkeiten genau messen. Man taucht die Pipette in die Flüssigkeit und verschließt sie mit dem Daumen. Nun kann man die Pipette herausnehmen. Lockert man den Daumen etwas, so kann man die in der Pipette enthaltene Flüssigkeit im gewünschten Volumen abtropfen lassen.

Das zweite Gerät ist die Bürette. Auch diese Bezeichnung kommt aus dem Französischen. Sie bedeutet Krüglein. In ihrem Äußeren hat unsere Bürette mit einem Krüglein wenig gemein. Eine Bürette ist ein dünnes graduiertes Rohr, das in seinem unteren Teil mit einem Hahn verschließbar ist. Es dient demselben Zweck wie die Pipette, dem genauen Bestimmen des Volumens von Flüssigkeiten. Da man die Bürette verschließen und in ein Stativ einspannen kann, ist es möglich, in ihr bestimmte saure oder basische Lösungen eine gewisse Zeit unverändert aufzubewahren und nach Bedarf mit ihnen zu arbeiten.

Wer es wünscht, kann sich eine Behelfspipette aus einem Glasröhrchen bauen und damit eine basische Lösung erneut zu einer sauren Lösung zutropfen lassen. Er trifft dann den Umschlagspunkt ganz genau.

Jeder hat bestimmt schon gesehen, wie man mit der Pipette arbeitet. Bei einer Blutuntersuchung entnimmt der Arzt damit kleine Proben des Blutes.

Des Rätsels Lösung – die Teilchen

Wie kommt es, daß saure und basische Lösungen einander in ihrer Wirkung aufheben oder, wie es die Chemiker sagen, einander neutralisieren können?

Diese Frage hat Wissenschaftler im Laufe der Jahrhunderte immer wieder beschäftigt. Die Lösung dieses Rätsels mußte im Bau der Stoffe aus Teilchen zu suchen sein. Eine geniale, aber nicht weiter helfende Vermutung äußerte Robert Boyle: Die Teilchen der sauren Lösungen müßten spitz und scharfkantig sein. Die Zähne werden bekanntlich stumpf, wenn man in eine Zitrone beißt. Die Alltagserfahrung widersprach also einer solchen Deutung durchaus nicht. Die Teilchen der basischen Lösungen sollten hingegen rund sein. Auch diese Vermutung schien der Erfahrung standzuhalten. Man prüfe zum Beispiel Schmierseifenlösung mit Universalindikator. Wir stellen fest, daß es sich um eine basische Lösung handelt. Mit Schmierseife kann man riesige Schiffe sicher vom Stapel lassen.

Wirken die Teilchen der basischen Lösung nicht wie die Kugeln im Kugellager?

Diese genialen Vermutungen gaben jedoch keine Antwort auf die Frage, warum sich basische und saure Lösungen in ihren Wirkungen aufheben können. Doch in jedem Irrtum steckt ein Körnchen Wahrheit. Wir werden gut beraten sein, wenn wir die Art der Teilchen genauer betrachten.

Heute ist es möglich, Genaueres über die Teilchen auszusagen als im 17. Jahrhundert, in dem Robert Boyle seine genialen Vermutungen anstellte.

Auf der Spur der Ionen

Wir wollen der Frage nach der Art der Teilchen in den sauren Lösungen am Beispiel der verdünnten Salzsäure nachgehen. Verdünnte Salzsäure kann man – wie bereits erwähnt – durch Auflösen von Wasserstoffchlorid in Wasser herstellen.

Wir können das selbst versuchen. Wenn wir über ein wenig konzentrierte Salzsäure verfügen, können wir daraus in einem Gasentwickler durch vorsichtiges Erhitzen Wasserstoffchlorid austreiben und dieses Gas in Wasser leiten.

Vergleichen wir die Ausgangsstoffe und das Reaktionsprodukt! Die Ausgangsstoffe Wasserstoffchlorid und Wasser gehören beide, wie uns bekannt ist, in den Saal der flüchtigen Stoffe. Beide sind aus Molekülen aufgebaut. In den Molekülen liegen polare Atombindungen vor, wie wir sie am Beispiel des Wassers kennengelernt haben. Soviel zu den Ausgangsstoffen.

Schauen wir uns nun das im Reagenzglas befindliche Reaktionsprodukt etwas genauer an. Es handelt sich um eine saure Lösung. Eine Prüfung der elektrischen Leitfähigkeit zeigt ein positives Ergebnis. Es liegen folglich Ionen in der Lösung vor. Dieses Ergebnis läßt vermuten, daß die saure Eigenschaft einer Lösung durch die Existenz von Ionen bedingt ist. Wenn das zuträfe, müßten weitere Fragen beantwortet werden.

Welche Ionen sind es?

Wo stammen sie her?

In den Ausgangsstoffen Wasserstoffchlorid und Wasser waren keine Ionen vorhanden. Die Ionen müssen also bei der chemischen Reaktion beider Stoffe entstanden sein.

Eine mögliche Ionenart können wir vermuten. Es könnten Chlorid-Ionen sein, wie wir sie aus der Kochsalzlösung kennen. Das prüfen wir nach.

Chlorid-Ionen ergeben mit den Silber-Ionen einer Silbernitratlösung einen weißen Niederschlag, der unter dem Einfluß des Lichts allmählich grau und unansehnlich wird. Dasselbe können wir mit einer Kochsalzlösung probieren. Kein Zweifel: Die Lösung enthält Chlorid-Ionen.

Bewirken die Chlorid-Ionen die Bildung einer sauren Lösung?

Wenn das zuträfe, dann müßte Kochsalzlösung eine saure Lösung sein. Das trifft, wie eine Probe mit Universalindikator zeigt, nicht zu. Die Chlorid-Ionen bedingen die saure Eigenschaft nicht. Es müssen also andere Ionen für das Vorhandensein einer sauren Lösung verantwortlich sein.

Die unbeteiligten Chlorid-Ionen helfen uns auf eine Spur. Da die noch unbekannten Ionen die elektrisch negativen Ladungen der Chlorid-Ionen ausgleichen, müssen diese unbekannten Ionen elektrisch positive Ladungen tragen. Insgesamt waren an Elementen nur Chlor, Sauerstoff und Wasserstoff in Aktion. Oxid-Ionen sind aber zweifach elektrisch negativ geladen und scheiden damit ebenfalls aus. Auch kommen Oxid-Ionen niemals in wäßriger Lösung vor, son-

dern nur in bestimmten Metalloxiden, zum Beispiel im Magnesiumoxid.

Welche Ionen können nun noch in Frage kommen?

Es könnten Wasserstoff-Ionen sein, denen das Symbol H^+ zukäme. Mit dieser Vermutung kommen wir der Wirklichkeit schon recht nahe.

In vielen Büchern kann man lesen, daß saure Lösungen Wasserstoff-Ionen enthalten. Das ist sehr plausibel. Denn wir wissen bereits, daß Wasserstoffatome aus einem Proton und aus einem Elektron bestehen. Zugleich gibt es ein gewichtiges Gegenargument für die Annahme des Bestehens von Wasserstoff-Ionen. Wasserstoff-Ionen sind mit Protonen identisch. Solche einzelnen Protonen kommen im Plasma der Sonne, bei unvorstellbar hohen Temperaturen und Drükken vor, wie sie auf unserer Erdoberfläche nicht anzutreffen sind.

Wie sollten solche Gebilde bei Zimmertemperatur in unseren Reagenzgläsern und Vorratsflaschen umherspuken und sogar die lebenden Organismen bevölkern?

Außerdem käme die Annahme einzelner Protonen einer Ungerechtigkeit gegenüber unseren Wassermolekülen gleich. Ihre Verdienste bei der Bildung von sauren Lösungen könnten bei einer solchen Annahme überhaupt nicht gewürdigt werden. Ohne Zufuhr von Wasser wird die saure Eigenschaft nicht lebendig. Die Lösung des Rätsels ergibt sich, wenn wir das Wasser in unsere Überlegungen einbeziehen und zur Annahme gelangen, daß die für die saure Eigenschaft der Lösung verantwortlichen Ionen durch die chemische Reaktion von Wasserstoffchlorid mit Wasser entstehen:

$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-.$$

Die Ionen der Zusammensetzung H_3O^+ heißen Hydronium-Ionen. Sie sind in sauren Lösungen vorhanden.

Keine Säure ohne Base

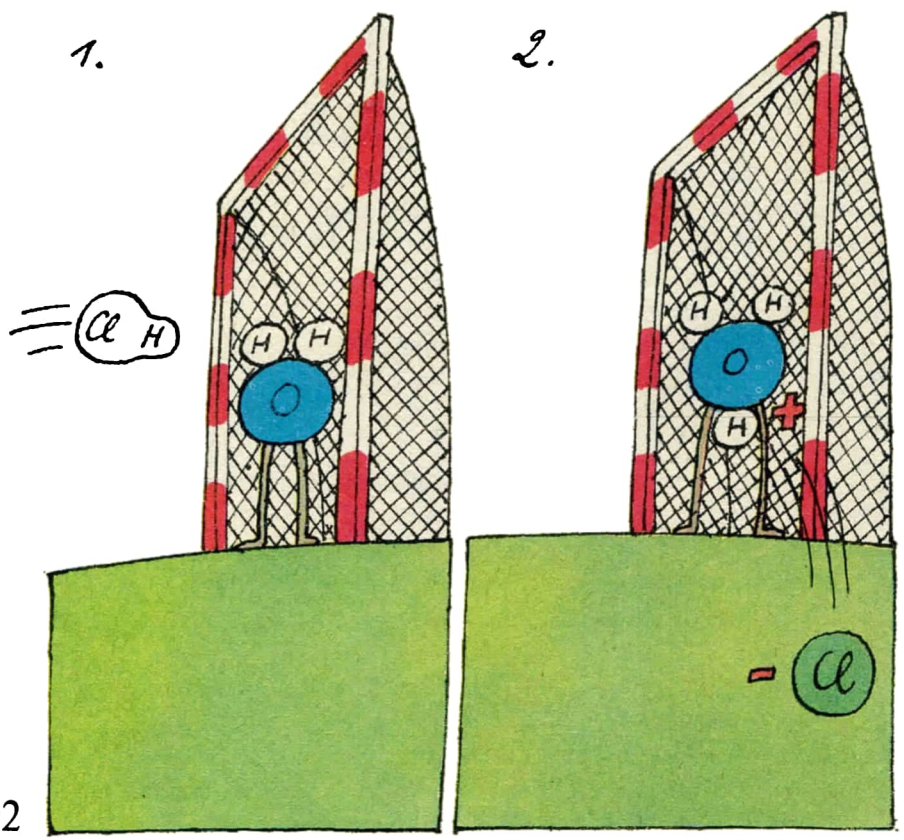
Wir haben uns bisher nur mit sauren und basischen Lösungen befaßt.

Was versteht man aber chemisch unter Säuren und Basen?

Die Antwort auf diese Frage liefert nicht unser Experiment, sondern die chemische Gleichung. Sie informiert uns darüber, daß jedes

Wasserstoffchloridmolekül bei der Reaktion mit einem Wassermolekül ein Proton abgibt, das von einem Wassermolekül unter Bildung eines Hydronium-Ions aufgenommen wird. Das Wasserstoffchloridmolekül ist also der Protonenspender oder – wie es in der Fachsprache heißt – der Protonendonator. Das Wassermolekül ist das protonenaufnehmende Teilchen, das man als Protonenakzeptor bezeichnet. Alle Teilchen, die Protonen abgeben können, bezeichnen wir als Säuren. Das Wasserstoffchloridmolekül gehört dazu. Alle Teilchen, die Protonen aufnehmen können, heißen Basen. In unserem Falle ist das Wassermolekül die Base.

Nun aber wird der aufmerksame Leser protestieren. Reines Wasser, also ein Stoff, der aus Wassermolekülen besteht, ergibt bei der Prüfung mit dem Universalindikator keinen Hinweis auf die basische Eigenschaft des Wassers. Man kann auch einen Kubikzentimeter ver-

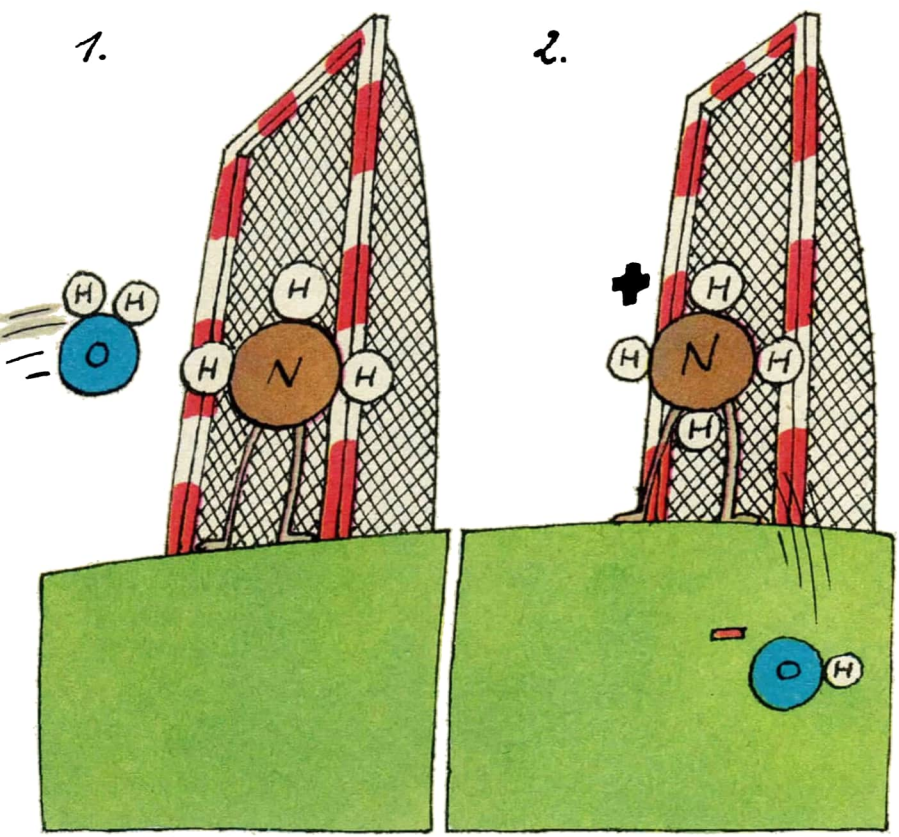


dünnte Schwefelsäure auf das Tausendfache verdünnen, und immer noch werden der Indikator oder ein empfindliches Meßgerät die saure Eigenschaft der Lösung anzeigen.

Das ist nur ein scheinbarer Widerspruch. Es hängt völlig von der Gesellschaft des Wassers ab, ob Wassermoleküle sich wie eine Säure oder wie eine Base verhalten. In Gegenwart eines Wasserstoffchloridmoleküls reagiert ein Wassermolekül wie eine Base. Es nimmt ein Proton auf. Wasser hat mit Wasserstoffchlorid eine saure Lösung hervorgebracht:

$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-.$$

Wollen wir den Auftritt eines Wassermoleküls als Säure erleben, so müssen wir es mit einem Ammoniakmolekül zusammenbringen. Ammoniak können wir durch Erhitzen eines kleinen Volumens kon-



zentrierter Ammoniaklösung in einem Reagenzglas gewinnen, das wir mit einem durchbohrten, mit einem Gasableitungsrohr versehenen Stopfen verschließen. Wir stülpen ein trockenes Reagenzglas über das Ableitungsrohr. Da ein Kubikzentimeter Ammoniak eine geringere Masse als ein Kubikzentimeter Luft besitzt, sammelt es sich in dem über das Ableitungsrohr gestülpten Reagenzglas, das wir mit einem Stopfen verschließen. Prüfen wir Ammoniak mit feuchtem Universalindikatorpapier, so beobachten wir eine Blaufärbung. Wasser hat mit Ammoniak eine basische Lösung hervorgebracht:

$$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-.$$

Bei der chemischen Reaktion von Ammoniak mit Wasser bilden sich nämlich Ammonium-Ionen und Hydroxid-Ionen (↗Bild, S. 183). In diesem Falle liefert das Wassermolekül ein Proton. Das Wassermolekül reagiert also als Säure. Das Ammoniakmolekül nimmt bei seinem Übergang in ein Ammonium-Ion ein Proton auf und reagiert somit als Base.

Aus den beiden Experimenten geht hervor, daß ein Wassermolekül bei Anwesenheit einer Säure als Base und in Gegenwart einer Base als Säure reagiert. Die Säure- oder Baseeigenschaften sind also den Teilchen nicht „angeboren". Sie entstehen, um einen Vergleich mit der Biologie zu gebrauchen, durch „Umwelteinflüsse".

Chemische Reaktionen – auch rückwärts?

Die Reaktion von Wasserstoffchlorid mit Wasser und die Reaktion von Ammoniak mit Wasser sind umkehrbar. Wer sich davon überzeugen will, daß dies für die Reaktion von Wasserstoffchlorid mit Wasser zutrifft, muß ein wenig konzentrierte Salzsäure erhitzen. Der stechende Geruch zeigt, daß Wasserstoffchlorid als Gas entweicht. Um diesen Sachverhalt in der chemischen Zeichensprache auszudrücken, muß man nur die chemische Gleichung „im Rückwärtsgang" lesen. Chemische Gleichungen für umkehrbare chemische Reaktionen werden mit einem Doppelpfeil gekennzeichnet:

$$HCl + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + Cl^-.$$

Was ist aber bei der chemischen Reaktion „im Rückwärtsgang" die Säure, was die Base?

Das Hydronium-Ion reagiert als Säure, denn es gibt ein Proton ab. Das Chlorid-Ion reagiert als Base, denn bei seinem Übergang in ein Wasserstoffchloridmolekül nimmt es ein Proton auf. Basen oder Säuren können nicht nur Moleküle sein, sondern, wie die rechte Seite der chemischen Gleichung zeigt, auch Ionen.

Bei der Rückbildung von Wassermolekülen und Ammoniakmolekülen aus Ammonium-Ionen und Hydroxid-Ionen im Sinne der chemischen Gleichung

$$NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$$

ist das Ammonium-Ion die Säure und das Hydroxid-Ion die Base. Beide chemischen Reaktionen haben ein gemeinsames Merkmal. Es handelt sich um chemische Reaktionen mit Protonenübergang, die auch als Säure-Base-Reaktionen bezeichnet werden. Solche Reaktionen sind ebenso verbreitet wie die chemischen Reaktionen mit Elektronenübergang, die Redoxreaktionen.

Wer also unser Museum der Chemie weiter ausbauen will, kann eine neue Abteilung einrichten, die Abteilung „Chemische Reaktionen". Dabei muß es einen Saal der Redoxreaktionen und einen Saal der Säure-Base-Reaktionen geben. Damit erfaßt man sehr viele Reaktionen, die äußerlich gar nichts miteinander zu tun haben.

Die Entdeckung solcher theoretischen Zusammenhänge ist mindestens ebenso hoch zu werten wie das Auffinden einer neuen chemischen Reaktion oder einer chemischen Verbindung.

Wem gebührt das Verdienst, die Theorie der Säure-Base-Reaktionen geschaffen zu haben?

Es war der dänische Chemiker J. N. Brönsted, der diese Theorie im Jahre 1923 durch Verallgemeinerung vieler Einzeltatsachen aufgestellt hat.

Finden chemische Reaktionen mit Protonenübergang nur im Wasser statt, oder gibt es auch chemische Reaktionen, die ohne Wasser auskommen?

Solche chemischen Reaktionen gibt es. Eine davon wird in der Schule oft vorgeführt. Man läßt Wasserstoffchlorid mit Ammoniak reagieren. Beide Stoffe sind Gase und gehören in den Saal der flüchtigen Stoffe. Bei dieser chemischen Reaktion entsteht ein weißer Rauch, der sich an den Gefäßwänden absetzt. Es handelt sich um das Salz Ammoniumchlorid mit der Formel NH_4Cl. Wie alle Salze besteht es aus Ionen, den Ammonium-Ionen und Chlorid-Ionen.

Wir können die chemische Reaktion mit Hilfe der chemischen Zeichensprache formulieren:

$$HCl + NH_3 \rightarrow NH_4Cl.$$

Diese chemische Reaktion ist auch umkehrbar. Davon kann man sich überzeugen, wenn man Ammoniumchlorid erhitzt. Man erhält dann wieder Wasserstoffchlorid und Ammoniak.

Wasserstoffchloridmoleküle geben im Verlauf der Hinreaktion Protonen an Ammoniakmoleküle ab und reagieren als Säure. Ammoniakmoleküle nehmen Protonen auf und reagieren als Base. Bei der Rückreaktion wirken die Ammonium-Ionen als Säure, denn sie geben Protonen ab, während sich die Chlorid-Ionen als Base betätigen, indem sie Protonen aufnehmen.

Damit haben wir eine Säure-Base-Reaktion „im Trockenen" kennengelernt.

Hydronium-Ionen werden neutralisiert

Vielleicht denkt einer beim ersten Lesen dieses Kapitels über Säuren und Basen an den berühmten Faust-Spruch:

„O glücklich, wer noch hoffen kann,
Aus diesem Meer des Irrtums aufzutauchen!
Was man nicht weiß, das eben brauchte man,
Und was man weiß, kann man nicht brauchen."

Können wir denn unser Wissen schon gebrauchen, um zu erklären, wie die basischen Lösungen durch saure Lösungen neutralisiert werden können?

Wir haben unseren mit Zitronensaft versetzten Tee oder eine andere saure Lösung mit einer verdünnten Natronlauge neutralisiert. Verdünnte Natronlauge, Kalkwasser und wäßrige Ammoniaklösung enthalten sämtlich die uns bereits bekannten Hydroxid-Ionen. Diese wirken gegenüber den Hydronium-Ionen als Base, wie in folgender chemischen Gleichung deutlich wird:

$$H_3O^+ + OH^- \rightleftarrows H_2O + H_2O.$$

Hydronium-Ionen geben Protonen ab. Sie reagieren als Säure. Hydroxid-Ionen nehmen Protonen auf. Sie reagieren als Base. Diese

chemische Reaktion wird als Neutralisation bezeichnet, sie ist auch umkehrbar. Allerdings treten nur verschwindend wenige Wassermoleküle den „Rückweg" an. Könnte man die Hydronium-Ionen in einem Liter Wasser wägen, so erhielte man die Masse von etwa einem millionstel Gramm. Immerhin kann man das Vorhandensein einer solch geringen Anzahl von Ionen durch eine Leitfähigkeitsmessung mit empfindlichen Geräten feststellen. Sie beträgt etwa ein Zehnmillionstel der elektrischen Leitfähigkeit einer verdünnten Salzsäure.

Das Säure- und Basemaß

Wer verdünnte Salzsäure und verdünnte Essigsäure mit wenig Magnesium oder Kalkstein versetzt, wird erstaunt sein, mit welch unterschiedlicher Geschwindigkeit beide chemischen Reaktionen ablaufen. Das beruht darauf, daß verdünnte Salzsäure und verdünnte Essigsäure unterschiedlich stark sauer sind. Stellt man aus Wasserstoffchlorid und Wasser eine verdünnte Salzsäure her, so reagieren praktisch alle Wasserstoffchloridmoleküle mit Wassermolekülen zu Hydronium-Ionen und Chlorid-Ionen. Beim Auflösen von Essigsäure in Wasser ist das nicht der Fall. In einer Essigsäurelösung liegen wenige Hydronium-Ionen vor. Die meisten Moleküle der Essigsäure bleiben in der Lösung erhalten. Daher verläuft die chemische Reaktion einer verdünnten Salzsäure mit Magnesium oder Kalkstein schnell, die chemische Reaktion der verdünnten Essigsäure mit den obengenannten Stoffen hingegen langsam.

Eine analoge Situation ergibt sich bei einem Vergleich von Kalkwasser und wäßriger Ammoniaklösung. Kalkwasser ist eine stark basische, wäßrige Ammoniaklösung eine schwach basische Lösung. In einem Kubikzentimeter Kalkwasser sind viel mehr Hydroxid-Ionen enthalten als in einem Kubikzentimeter wäßriger Ammoniaklösung.

Mit dem Universalindikator kann man nicht nur feststellen, ob eine saure oder eine basische Lösung vorliegt, sondern kann auch ermitteln, ob die Lösung stark oder schwach sauer beziehungsweise schwach oder stark basisch ist.

Taucht man einen Streifen eines Universalindikators in die zu prüfende Lösung, läßt sich der dabei auftretende Farbton mit den Vergleichsfarben gegenüberstellen. Man erhält so eine Zahlenangabe. Diese Zahlenangabe heißt *p*H-Wert. Es gibt *p*H-Werte von 0 bis 14.

Ein *p*H-Wert von 0 bis 3 gibt an, daß die Lösung stark sauer ist. Ein *p*H-Wert von 3 bis nahe 7 signalisiert: Die Lösung ist schwach sauer. Der *p*H-Wert 7 bedeutet: Lösung ist neutral. Ein *p*H-Wert von über 7 bis 14 verrät, daß es sich um eine basische Lösung handelt. Die *p*H-Werte von 11 bis 14 künden davon, daß wir eine stark basische Lösung vor uns haben.

Die Arbeit mit dem Universalindikator bietet mancherlei Überraschungen. So hat zum Beispiel das Meerwasser einen *p*H-Wert von 8 bis 8,4. Es ist also schwach basisch. Viele Pflanzen reagieren sehr empfindlich auf einen veränderten *p*H-Wert. Es gibt Zeigerpflanzen für saure Böden. Am bekanntesten ist der Sauerklee. Dort, wo er wächst, ist der Boden sauer. Man kann sich selbst davon überzeugen. Ein wenig Boden von einem solchen Standort schlämmt man in destilliertem Wasser auf, filtriert und prüft einen Tropfen des Filtrats mit Universalindikator. Auch Moorböden kann man so als sauer identifizieren. Wer einen Garten besitzt, prüfe den *p*H-Wert des Bodens. Vielleicht führt das dazu, den Boden wieder einmal zu kalken, weil er zu sauer ist.

Mit aller gebotenen Vorsicht prüfen wir „Akkusäure", indem wir das Indikatorpapier vorsichtig mit Hilfe einer Pinzette eintauchen. Wir überzeugen uns davon, daß es sich um eine stark saure Lösung handelt. Grund zur Vorsicht ist geboten. Säurespritzer, die auf die Haut gelangen, müssen sofort mehrere Minuten mit viel Wasser abgespült werden. Hier sollte man nicht leichtsinnig sein und sofort einen Arzt aufsuchen. Es versteht sich von selbst, daß beim Arbeiten mit Säuren eine Schutzbrille getragen wird.

Schließlich vergleichen wir noch einige basische Lösungen: frisches Kalkwasser, wäßrige Ammoniaklösung und die Lösung von Kernseife in destilliertem Wasser. Kalkwasser erkennen wir als eine stark basische Lösung. Daher muß man mit gelöschtem Kalk – das ist Calciumhydroxid – äußerst vorsichtig umgehen. Seine Gefährlichkeit wird meist unterschätzt. Besonders die Augen sind zu schützen. In Haushaltschemikalien sind – ohne daß wir das wissen – mitunter Stoffe enthalten, die sehr stark basisch sind. So ist zum Beispiel einer der Hauptbestandteile von Rohrreinigern Ätznatron, das mit Wasser eine stark basische Lösung ergibt. Bei der Arbeit mit diesen Chemikalien, die oft noch erhitzt werden müssen, damit sie wirken, ist äußerste Vorsicht geboten.

Auf den Spuren einer großen Entdeckung

Wir verfolgen die Geburt einer großen Entdeckung, erleben, daß Streß nicht kopflos machen muß, und werden darüber belehrt, daß man chemische Elemente auch am Schreibtisch finden kann.

Ein legendärer Tag in der Geschichte der Chemie

Bertolt Brecht leitet sein bekanntes Stück „Galileo Galilei" mit dem Vers ein:

„In dem Jahr sechzehnhundertneun
Schien das Licht des Wissens hell
Zu Padua aus einem kleinen Haus.
Galileo Galilei rechnete aus:
Die Sonn steht still, die Erd kommt
von der Stell."

Die Entdeckung, von der nun die Rede sein soll, fand an einem einzigen Tag, und zwar am 17. Februar 1869, statt. Sie wird in Jahrhunderten noch unvergessen sein. Das Licht des Wissens schien, um im Bilde zu bleiben, nicht nur an einem Ort. Diese Entdeckung gelang D. I. Mendelejew und L. Meyer unabhängig voneinander. Es handelt sich um das Gesetz der Periodizität der Elemente.

Wir begeben uns nun in Gedanken in das bescheiden ausgestattete Laboratorium von D. I. Mendelejew in Leningrad. Genauer gesagt, besuchen wir das Mendelejew-Museum der Universität Leningrad in der ehemaligen Wohnung des Wissenschaftlers. Doch vorher noch ein erklärendes Wort. Wir wollen Lothar Meyer nicht Unrecht zufügen. Aber es gibt drei Gründe, die uns zu Mendelejew führen: Mendelejew veröffentlichte die Tabelle des Periodensystems der Elemente als erster. Er allein sagte die Eigenschaften vieler noch nicht entdeckter Elemente mit bewundernswerter Genauigkeit voraus. Schließlich gibt es noch einen wichtigen Punkt. Mendelejew schrieb alles, was ihm bemerkenswert schien, auf Zettel, Hotelrechnungen, Theaterprogramme oder auf die Rückseite von Briefen, die an ihn ge-

richtet waren. Er versah seine Notizen meist noch mit dem Datum. Außerdem warf er diese Notizen nicht weg. Sie gelangten alle in das Archiv des Mendelejew-Museums. So schlummerten die Spuren seiner Entdeckung an die hundert Jahre im Archiv, bis es Wissenschaftlern gelang, aus diesen Bruchstücken den „Geburtsvorgang" und den „Geburtstag" der Tabelle des Periodensystems der Elemente genau zu rekonstruieren. Das ist ein großer Glücksfall, denn die Wissenschaftler halten sich meist nicht lange damit auf, ihre Fehlschlüsse, Irrtümer, Ideen, Hoffnungen und Enttäuschungen aufzuschreiben. Bescheidenheit ehrt sie, und sie bemühen sich, die Entdeckung in sachlicher und knapper Form mitzuteilen.

Bevor wir ein wenig im „Drehbuch" dieser großen Entdeckung blättern, müssen wir etwas über ihre Vorgeschichte wissen; denn die Idee erschien Mendelejew nicht wie ein Blitz aus heiterem Himmel.

Aller guten Dinge sind drei?

Nachdem sich die Chemiker darüber Klarheit verschafft hatten, was unter einem chemischen Element zu verstehen ist, wurden ihnen viele neue Probleme bewußt. Eines dieser Probleme rankte sich um die „verwandtschaftlichen Beziehungen" der bekannten Elemente. Immerhin waren um das Jahr 1869 bereits 63 chemische Elemente bekannt, von denen manche einander sehr ähnelten, andere extreme Unterschiede zueinander aufwiesen. Unser Goethe-Freund und „Vornamensvetter" des großen Dichters, Johann Wolfgang Döbereiner, stellte im Jahre 1829 einige Elemente zu „Kleinfamilien" zusammen, die er Triaden nannte. Eine Triade bildeten das Lithium, das Natrium und das Kalium, eine andere das Calcium, das Strontium und das Barium. In der Tat haben die Angehörigen dieser Triaden große Ähnlichkeit miteinander.

In der ersten Triade ähneln Natrium und Kalium einander sehr stark, wogegen das Lithium etwas aus der Art schlägt. So bilden Natrium und Kalium Hydroxide. Die Ähnlichkeit von Calcium, Strontium und Barium ist noch verblüffender. Es handelt sich bei diesen Elementen sämtlich um Metalle, die Metallhydroxide bilden können. Ein alter Bekannter ist das Calciumhydroxid, dessen wäßrige Lösung Kalkwasser genannt wird. Nun könnte der Eindruck entstehen, daß es solche Dreiergruppen nur im Reich der Metalle gibt. Das ist kei-

nesfalls so. Döbereiner stellte auch eine Triade aus den Elementen Chlor, Brom und Iod auf. Diese interessanten Überlegungen fanden aber unter den Chemikern nur einen geringen Widerhall und gerieten alsbald in Vergessenheit. Doch nach 21 Jahren erinnerte sich Max Pettenkofer dieser Idee. Er erkannte, daß die Annahme von „Kleinfamilien" nicht den Tatsachen entspricht. So gesellte er das Magnesium dem Calcium, dem Strontium und dem Barium hinzu. Hätte er bereits das Beryllium und das Radium gekannt, so hätte er sie ebenfalls in diese Familie eingeordnet. Die Elemente Beryllium, Magnesium, Calcium, Strontium, Barium und Radium werden als Erdalkalimetalle bezeichnet. Auch die Familie mit den Mitgliedern Chlor, Brom und Iod ist inzwischen längst vervollständigt worden. Ihr gehören an: Fluor, Chlor, Brom, Iod und Astat. Diese Familie ist unter dem Namen Halogene bekannt.



Gleich und doch so ungleich

Die Annahme solcher Gruppen überzeugte, wenn man die Dinge mit den Augen des Chemikers betrachtete. So verhalten sich zum Beispiel Chlor, Brom und Iod gegenüber Wasserstoff und vielen Metallen sehr ähnlich. Alle drei reagieren mit Wasserstoff unter Abgabe von Wärme. Als Reaktionsprodukte bilden sich die drei gasförmigen Halogenwasserstoffe Wasserstoffchlorid (Chlorwasserstoff), Wasserstoffbromid (Bromwasserstoff) und Wasserstoffiodid (Iodwasserstoff). Alle drei sind Säuren. Bei der chemischen Reaktion mit Wasser geben sie Protonen ab. Wer also etwas über das Chlor weiß, kann vieles über die Eigenschaften der anderen Halogene voraussagen. Damit schienen die „Verwandtschaftsbeziehungen" klar zu sein.

Doch wer die Dinge wie ein Physiker sah, mußte Einspruch erheben. Für einen Physiker sind physikalische Größen wichtig. Dazu gehören die Massen der Atome. Und hinsichtlich ihrer Massen unterscheiden sich manche der Familienmitglieder stärker voneinander als die Riesen und die Zwerge, die Gulliver auf seinen Reisen traf.

Müßte man nicht die Massen der Atome als Probe für die „Verwandtschaft" der Elemente wählen?

Auch solche Versuche wurden unternommen.

Chemie und Musik?

Damit wir das folgende verstehen, müssen wir ein Wort über Atommassen sagen. Die Massen der Atome sind heute sehr genau bekannt. Das schließt nicht aus, daß mit wachsender Genauigkeit der Messungen immer noch geringfügige Korrekturen an den Massen der Atome dieses oder jenes Elements vorgenommen werden.

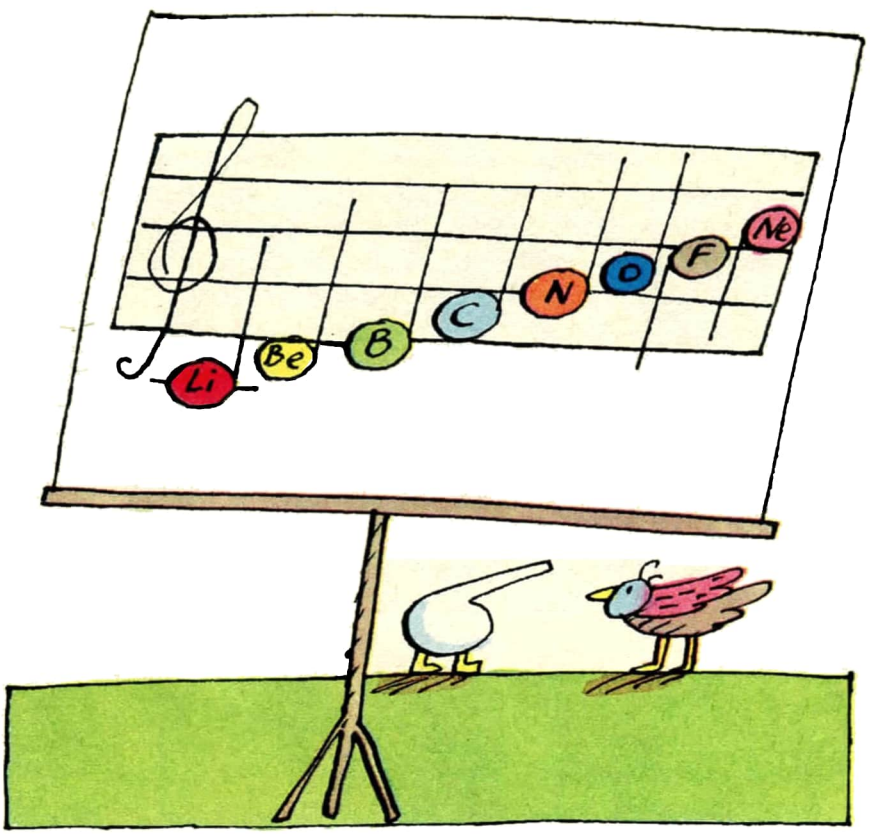
Wie gibt man Atommassen an?

Die wirklichen Massen der Atome sind sehr klein. Die Atommasse eines Wasserstoffatoms beträgt zum Beispiel etwa 1,7 Kilogramm dividiert durch 10^{27}. Daher hat man sich auf ein Bezugsmaß geeinigt, das man als atomare Masseneinheit u bezeichnet. Mit diesem Bezugsmaß vergleicht man die Massen der Atome und erhält die entsprechenden relativen Atommassen der Elemente.

Wer ordnete das erste Mal die seinerzeit bekannten Elemente nach steigenden Atommassen?

Es war der Engländer John Hall Gladstone. Sein Versuch datiert aus dem Jahre 1853. Doch obwohl ihm der Mathematiker August de Morgan zur Seite stand, um mögliche Gesetzmäßigkeiten aufzufinden, brachten diese Bemühungen wenig ein. Viele Chemiker betrachteten solche Versuche als Unsinn. Dieses Vorurteil mußte gerade jener Mann büßen, der den Boden für die Entdeckungen von L. Meyer und D. I. Mendelejew am gründlichsten vorbereitete. Es war der Engländer John A. Newlands. Er ordnete die Elemente konsequent nach steigender Atommasse und kam 1864 zu dem Schluß, daß die chemischen Eigenschaften eines Elements bei seinem achten Nachfolger in abgewandelter Form wiederkehren.

Voller Freude berichtete er über diese Entdeckung vor den Angehörigen der berühmten englischen Chemikergesellschaft, der Chemical Society. Um seinem Vortrag eine noch größere Überzeugungs-



kraft zu verleihen, wählte er einen Vergleich aus der Musik und sprach im Zusammenhang mit der Wiederkehr der Eigenschaften eines Elements in seinem achten Nachfolger vom Gesetz der Oktaven. Leider ging es auf dieser Veranstaltung nicht sehr harmonisch zu. In der Diskussion gab es große Dissonanzen, und ein Teilnehmer verstieg sich sogar zur Frage, ob man denn die Elemente nicht einmal alphabetisch ordnen solle. Vielleicht fände man dann auch ein Gesetz. Man kann sich denken, daß nach diesen Ereignissen vielen Chemikern die „Lust am Komponieren" vergangen war.

Dies sind nur wenige Hinweise zur Vorgeschichte der großen Entdeckung vom 17. Februar 1869.

Was geschah an diesem legendären Tag?

Nur keine Hektik!

Mendelejew war schrecklich in Eile. Er saß buchstäblich auf gepackten Koffern, denn er wollte eine Dienstreise antreten, die mit der Chemie nicht das geringste zu tun hatte. Doch er hatte sich – wie übrigens auch Lothar Meyer – auf ein großes wissenschaftliches Abenteuer eingelassen. Er schrieb ein Buch über die Grundlagen der Chemie, das mehrere Bände umfaßte. Darin sollten die Elemente in einer Ordnung erscheinen, die dem modernsten Stand wissenschaftlicher Erkenntnis entsprach. Denn Mendelejew wollte seine Studenten nicht in einen Irrgarten schicken, sondern ihnen die Chemie so nahe bringen, daß die Naturgesetze klar hervortreten und daß die Studenten auch im Reiche der Chemie erkennen sollten, „was die Welt im innersten zusammenhält".

Zunächst schien alles einfach. Döbereiner und Pettenkofer hatten ja bereits gute Vorarbeit geleistet. So war ein Band über die Alkalimetalle Lithium, Natrium, Kalium, Rubidium und Caesium schon fertig. Der Band über die Halogene Fluor, Chlor, Brom und Iod war bereits im Druck. Die Akalimetalle sind einander sehr ähnlich. Auch für Halogene trifft das zu. Es lag daher nahe, gerade diese Elementfamilien in je einem gesonderten Band des großen Werkes zu beschreiben.

Nun ging es Mendelejew wie manchem Autor eines spannenden Fortsetzungsromans, der selbst nicht weiß, wie seine Geschichte einmal enden soll. Die anderen der bis zu diesem Zeipunkt bekannten

Elemente durften doch in seinem Buch nicht willkürlich angeordnet werden. In dieser entsetzlichen Zeitnot, die obendrein mit der Bürde eines ungelösten Problems belastet war, geriet Mendelejew nicht in Hektik. Er nahm sich vor, die Ordnung der Elemente unbedingt vor seiner Abreise zu finden. Dieser Entschluß spornte seinen Verstand so an, daß seine Gedanken eine Barriere überwanden, die vor ihm noch keiner bezwungen hatte.

Keine Angst vor großen Gegensätzen

Mendelejew hatte sich für die Bildung solcher Elementfamilien entschieden, wie sie von Döbereiner vorgeschlagen und von Pettenkofer vervollkommnet worden waren. Er war aber auch fest davon überzeugt, daß die Atommassen nicht vernachlässigt werden durften. Dabei lag es nahe, die Elemente nach steigender Atommasse zu ordnen. Der Reigen der Elemente wurde so vom Wasserstoff eröffnet und vom Uran beschlossen, dem man damals die größte Atommasse zuschrieb.

Doch was für eine bunt durcheinandergewürfelte Reihe bot sich dem ersten Blick dar?

Es war fast so, als ob man Schüler einer Klasse nach ihrer Körpermasse ordnen und daraus sichere Schlußfolgerungen auf einen Zusammenhang von Masse und Schönheit, Charakter, Intelligenz oder Geschmack ableiten wolle.

Damit wir die Schwierigkeiten Mendelejews nachempfinden können, stellen wir die Gruppe der Halogene und der Alkalimetalle nochmals einander gegenüber. Diese beiden Gruppen von Elementen galten beim damaligen Stand des Wissens – die Edelgase waren noch nicht bekannt – als Nachbarn in der Ordnung nach steigender Atommasse:

F	=	18,998	Na	=	22,989
Cl	=	35,45	K	=	39,10
Br	=	79,90	Rb	=	85,47
I	=	126,90	Cs	=	132,91

Doch welche Unterschiede: die Elemente der Halogengruppe – typische Nichtmetalle, die Elemente der Alkalimetallgruppe – typische Metalle. Und das sollte einen Zusammenhang geben? Wer kann es

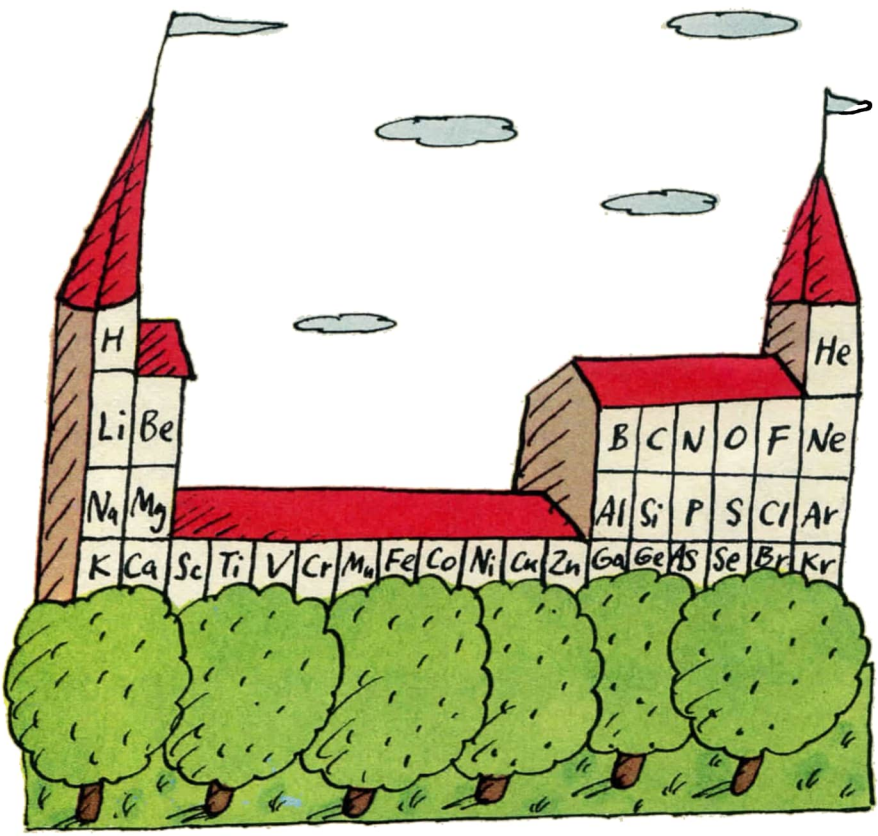
Mendelejew verdenken, wenn er sich angesichts dieses Dilemmas vor der Abreise erst einmal eine Stunde schlafen legte?

Doch selbst im Schlafe ließ ihn das Problem nicht los. 18 Jahre schon beschäftigte es ihn, und der Termin für die Drucklegung des dritten Bandes rückte unerbittlich näher. Da kam ihm die rettende Idee.

Warum die Reihen nicht nach rückwärts und nach vorwärts ausbauen und dabei die von Pettenkofer gefundenen Familienbeziehungen streng beachten?

So schuf er das Periodensystem der Elemente, ein „Haus der Elemente".

Das Haus der Elemente besitzt 7 Stockwerke. Die 2 Elemente mit den geringsten Atommassen bevölkern das Dachgeschoß. Es sind dies der Wasserstoff und das Helium, das erst später entdeckt wurde.



In Mendelejews Haus der Elemente gab es nur ein Mansardenzimmer für den Wasserstoff. Später – nach der Entdeckung des Heliums – mußte ein zweites Zimmer angebaut werden. Dieses Dachgeschoß heißt im Periodensystem der Elemente: erste Periode.

Im darunter liegenden Stockwerk „wohnen" 8 Elemente: Lithium, Beryllium, Bor, Kohlenstoff, Stickstoff, Sauerstoff, Fluor und Neon. 7 Zimmer waren von Mendelejew für die Elemente Lithium bis Fluor reserviert, für das später entdeckte Neon mußte wieder angebaut werden. Sehen wir uns die Mieter dieses Stockwerks etwas genauer an! Die Zimmerflucht beginnt mit dem Zimmer für das Element Lithium, einem Metall. Dieses Metall bildet ein Hydroxid der Zusammensetzung LiOH, dessen wäßrige Lösung basisch ist. Im zweiten Zimmer dieses Stockwerkes zeigt das Element Beryllium keine typischen Metalleigenschaften mehr. Das Element im Zimmer 3 ist ein Nichtmetall. Das trifft erst recht für das Element Kohlenstoff im Zimmer 4 zu. Sein Verbrennungsprodukt ist Kohlenstoffdioxid. Es bildet mit Wasser eine schwach saure Lösung. Solche chemischen Reaktionen sind für Nichtmetalle typisch. Die Elemente Stickstoff, Sauerstoff und gar Fluor in den Zimmern 5 bis 7 sind typische Nichtmetalle. Dieses Stockwerk, im Periodensystem der Elemente zweite Periode genannt, schließt mit dem Element Neon im Zimmer 8 ab. Es ist deshalb sinnvoll, das Neon genau unter dem Helium wohnen zu lassen.

Bei den Mietern der Zimmerflucht in diesem Stockwerk beginnt die Reihe mit einem Metall; vom ersten bis zum letzten Element dieser Reihe nehmen die metallischen Eigenschaften immer mehr ab, bis typische Nichtmetalle auf den Plan treten. Hätte Döbereiner das Vorgehen von Mendelejew beurteilen sollen, so wäre sicher die Frage fällig geworden, warum die Elementfamilien so völlig auseinandergerissen werden. Doch diese Frage hätte sich sofort bei einer Visite des darunterliegenden Stockwerks, der dritten Periode, erübrigt. Im ersten Zimmer dieses Stockwerks wohnt das Element Natrium. Lithium und Natrium wohnen also genau untereinander. Im zweiten Zimmer wohnt das Element Magnesium, genau unter dem Element Beryllium. Im Zimmer 3 ist das Element Aluminium untergebracht. In diesem Stockwerk geht es zunächst „etwas metallischer" zu als im darübergelegenen. Dann aber kommt das Element Silicium im Zimmer 4. Es ist ein Nichtmetall. Sein Oxid bildet Säuren. Die Elemente Phosphor, Schwefel und Chlor sind typische Nichtmetalle. Auch in

diesem Stockwerk nehmen die metallischen Eigenschaften der Elemente von links nach rechts ab. Den Abschluß bildet wieder ein Edelgas, das Element Argon.

Ein Rhythmus mit Synkopen

Sehen wir einmal von den beiden Elementen Wasserstoff und Helium ab, so bietet sich uns ein Bild schöner Regelmäßigkeit. Die Eigenschaften der Elemente ändern sich mit steigender Atommasse tatsächlich periodisch. Der achte Nachfolger des Lithiums ist wieder ein Alkalimetall, das Natrium. Der achte Nachfolger des Fluors ist das Chlor, also auch ein Halogen. Ein schöner „Rhythmus". Newlands hatte mit seinem Ausflug ins Reich der Musik einen sehr anschaulichen Vergleich gefunden. Doch der „Rhythmus" wird nur bis zum Element mit der Ordnungszahl 20, dem Calcium, streng eingehalten. Calcium gehört zu den Erdalkalimetallen und steht zu Recht unter dem Magnesium. Die auf das Calcium folgenden 10 Elemente mit den Ordnungszahlen 21 (Scandium) bis 30 (Zink) halten sich nicht an die Oktaven. Bei diesen Elementen handelt es sich sämtlich um Metalle. Der allmähliche Übergang zu Elementen mit nichtmetallischen Eigenschaften findet also nicht statt. So finden wir mit der Ordnungszahl 26 das Element Eisen. Nach dem Rhythmus, der in der zweiten und dritten Periode angestimmt worden ist, wäre es ein Edelgas.

Doch das Periodensystem der Elemente muß nicht verworfen werden. Denken wir die 10 Elemente mit den Ordnungszahlen 21 bis 30 als nicht vorhanden, so geht unser Rhythmus weiter. Das Element Gallium (Ordnungszahl 31) ist ein Aluminium-Verwandter. Germanium (Ordnungszahl 32) ist als Halbleiterelement jedem Liebhaber der Elektronik bekannt und gehört unter das Silicium. Arsen, das Element mit der Ordnungszahl 33, ist dem Phosphor ähnlich und eindeutig ein Nichtmetall. Das Element Selen (Ordnungszahl 34) ist ein dem Schwefel ähnliches Nichtmetall. Über die Verwandtschaft des Elements mit der Ordnungszahl 35, des Broms, mit dem darüberstehenden Chlor viele Worte zu verlieren erübrigt sich. Schließlich ist das Element Krypton (Ordnungszahl 36) ein Edelgas. So geht es nun harmonisch mit den Elementen Rubidium (Ordnungszahl 37) und Strontium (Ordnungszahl 38) weiter, womit die Wiederkehr der

Alkali- und Erdalkalimetalle „gefeiert" werden kann. Doch genau jetzt, da wir wieder im besten Zuge sind, stockt der Rhythmus abermals, und mit den Elementen Yttrium (Ordnungszahl 39) bis Cadmium (Ordnungszahl 48) folgen erneut 10 Metalle. Erst mit dem Element Indium (Ordnungszahl 49) geht es im vertrauten Rhythmus weiter. Natürlich können wir die ersten und die zweiten 10 „Außenseiter" nicht einfach verschweigen, damit der Rhythmus nicht gestört wird. Sonst glichen wir dem berühmten Herrn Korf, dessen Denkungsart sich im Reim von Christian Morgenstern Unsterblichkeit erwarb:

„Und er kommt zu dem Ergebnis:
Nur ein Traum war das Erlebnis.
Weil, so schließt er messerscharf,
nicht sein kann, was nicht sein darf."

Ein kühner Schnitt fügt es zum Ganzen

Was tun?

Wir sägen unser Haus der Elemente zwischen den Zimmern 2 und 3 eines jeden Stockwerks durch, ziehen beide Gebäudeteile auseinander und bauen 10 Nebenzimmer ein. In diese Nebenzimmer kommen, mit der vierten Periode beginnend, die 10 Elemente mit den Ordnungszahlen 21 bis 30. Wir unterscheiden also in unserem Haus der Elemente Haupt- und Nebenzimmer, die im Periodensystem der Elemente als Haupt- und Nebengruppen bezeichnet werden. Je nach der „Wohnstatt" eines bestimmten Elements spricht man von Haupt- und Nebengruppenelementen. Nun hat alles wieder seine Ordnung.

Schauen wir uns die oberen 4 Stockwerke unseres Gebäudes noch einmal aus etwas größerer Entfernung an. Die erste Periode umfaßt 2 Elemente. Die zweite und die dritte Periode weisen je 8 Elemente auf, und die vierte und die fünfte Periode haben 18 Elemente.

Wie steht es nun mit den weiter unten liegenden Stockwerken, die der sechsten und siebenten Periode des Periodensystems der Elemente entsprechen?

In ihnen sind jeweils 32 Zimmer vorhanden. Davon sind in der siebenten Periode, also im untersten Stockwerk, bisher nur die ersten 21 Zimmer besetzt. Physiker arbeiten daran, weitere Bewohner künstlich herzustellen.

Die sechste Periode beginnt mit dem Element Caesium (Ordnungszahl 55). Es ist ein Alkalimetall. Das darauffolgende Element Barium (Ordnungszahl 56) ist ein Erdalkalimetall. Nach dem „Intermezzo" mit 10 Nebengruppenelementen geht der Rhythmus mit dem Element Thallium bis zum Element Radon ordnungsgemäß weiter. Doch beim genauen Hinsehen stellen wir eine „Unterschlagung" fest. Das Nebengruppenelement Lanthan besitzt die Ordnungszahl 57, sein Nachfolger Hafnium die Ordnungszahl 72.

Wo stecken die Elemente mit den dazwischenliegenden Ordnungszahlen?

Es sind die 14 Metalle der seltenen Erden. Sie sind einander so ähnlich, daß es außerordentlich schwierig war, sie voneinander zu trennen und eindeutig zu bestimmen. Noch ein Schnitt ist also nötig. Er liegt innerhalb der Nebengruppen und wird zwischen Lanthan und Hafnium angesetzt. Dort finden die 14 Elemente der seltenen Erden ihren Platz.

In der siebenten Periode kehrt dieses „Intermezzo" wieder. Die 14 Elemente des untersten Stockwerks nach dem Aktinium heißen Aktinide. Um die Übersichtlichkeit zu wahren, schuf man für die Metalle der seltenen Erden, für die Lanthanide und für die Aktinide einen zweigeschossigen Anbau.

Das ist aber nur ein Problem der Darstellung. Nimmt man das Wesen, so müßte man das Haus der Elemente in einem Stück darstellen. Die erste Periode besitzt 2 Plätze, die Perioden 2 und 3 je 8 Plätze nur für Hauptgruppenelemente, die Perioden 4 und 5 je 18 Plätze für 8 Hauptgruppen- und 10 Nebengruppenelemente. Die Perioden 6 und 7 haben je 32 Plätze, wovon 8 Plätze für Hauptgruppenelemente, 10 Plätze für Nebengruppenelemente und 14 Plätze für die Lanthanide beziehungsweise für die Aktinide reserviert sind. Es sind aber noch Zimmer frei. Über 10 Zimmer warten auf ihre Bewohner.

Das ist das Haus der Elemente von Mendelejew und Meyer. An seiner Vervollkommnung haben viele Chemiker und Physiker gearbeitet. Man kann die Leistung von Mendelejew und Meyer erst dann recht würdigen, wenn man weiß, daß zur Zeit ihrer großen Entdekkung nur 63 Elemente bekannt waren. Von manchen gab es überdies völlig falsche Angaben der Atommassen. Mendelejew ließ nun nicht nur Plätze frei für noch unentdeckte Elemente, sondern er sagte ihre Eigenschaften verblüffend genau voraus. Das sollte Folgen haben. Jetzt begann die Suche nach den vorausgesagten Elementen.

Clemens Winkler auf Entdeckerkurs

Schon im Jahre 1875, also 6 Jahre nach der Entdeckung des Periodensystems der Elemente, wurde der Platz 31 an das Gallium vergeben. Alle Eigenschaften dieses Elements waren längst vorausgesagt worden, bevor sein Entdecker, der Franzose P. E. Lecoq de Boisbaudran, wenig davon „in den Händen hielt". 1879 folgte das Element mit der Ordnungszahl 21, das Scandium. Seine Existenz und seine Eigenschaften waren ebenfalls von Mendelejew vorausgesagt worden.

Bei der Vergabe des Platzes 32 an seinen ersten und endgültigen Mieter wollen wir ein wenig länger verweilen. In der alten Bergstadt Freiberg ist noch heute der Platz zu besichtigen, an dem der „Mietvertrag" geschlossen wurde. An einem der kleinen Häuser erinnert ein Schild an diese berühmte Tat. In diesem Haus arbeitete der bekannte Chemiker Clemens Winkler, der ein glänzender Analytiker war.

Eines Tages lieferte man ihm ein silberkiesähnliches Mineral, das in einer Erzgrube nahe der Stadt Freiberg in 459 m Tiefe gefunden worden war. Clemens Winkler machte sich ans Werk und fand bei der genaueren Untersuchung alte Bekannte: Silber in einem Massenanteil von 75 Prozent, Schwefel in einem Massenanteil von 17 bis 18 Prozent und geringe Massen an Eisen, Zink und Quecksilber. Aber es blieb immer noch ein Rest. Von der untersuchten Gesamtmasse des Minerals ließ sich ein Massenanteil von etwa 17 bis 18 Prozent nicht eindeutig bestimmen. Alle Nachweismittel versagten. Es mußte sich also bei diesem Massenanteil um die Verbindung eines noch unbekannten Elements handeln. Winkler arbeitete nach seinen eigenen Worten bis zum Zusammenbrechen und erntete dafür einen schönen Lohn. Er entdeckte ein neues Element, dem er den Namen Germanium gab.

Dieses Element erwies sich auch als eines von denen, die Mendelejew vorausgesagt hatte. Alle Eigenschaften des „Neuen" stimmten mit den von Mendelejew vorausgesagten überein, so daß eine glänzendere Bestätigung des Periodensystems der Elemente nicht denkbar gewesen wäre. Zwischen Mendelejew und Winkler kam es zu einer Brieffreundschaft, und endlich, im Jahre 1894, kam Mendelejew nach Freiberg. Winkler sagte immer wieder, daß dieses Treffen zu seinen schönsten Erinnerungen zähle.

Mendelejew wußte also schon von Elementen, die noch gar nicht gefunden worden waren. Aber Mendelejew und Meyer waren sich dessen völlig bewußt, daß im neuen Wissen auch neues Nichtwissen steckte.

Wie weit reicht das Periodensystem der Elemente?

Wie viele Elemente wird es geben?

Wie kommt die Periodizität der Eigenschaften zustande?

Man könnte noch viele weitere Fragen stellen, die auf ihre Antwort harrten.

Mendelejew und Meyer waren davon überzeugt, daß man die Erklärung für dieses großartige Naturgesetz im Bau der Atome zu suchen habe, von dem zu Lebzeiten der beiden Wissenschaftler nur sehr wenig bekannt war. Wie recht beide hatten, wird sich im letzten Kapitel zeigen.

Die Physik verstand, was die Chemie fand

Wir erfahren, daß die Atommassen ein unzuverlässiger Zimmerdienst im Haus der Elemente waren und von einem anderen Ordner abgelöst werden mußten. Er wurde in den Protonen gefunden. Wir werden mit der Tatsache bekannt, daß die Protonenzahl der Atome die Ordnungszahl der Elemente bestimmt. Hingegen geben die Anzahl der Elektronenschalen der Atome über das „Stockwerk" Auskunft, in dem ein Element untergebracht ist. Wollen wir wissen, in welchem Zimmer eines bestimmten Stockwerks ein Element wohnt, so müssen wir die Anzahl der Außenelektronen seiner Atome kennen. Schließlich wird sich herausstellen, daß es in unserem Haus der Elemente nur 22 Einzelzimmer gibt, wogegen manche Zimmer bis zu 10 Bewohner beherbergen müssen.

Zimmer verwechselt?

Als im Jahre 1884 das Edelgas Argon von den Engländern Lord Rayleigh und W. Ramsay entdeckt wurde, mußte es seinen Platz im Periodensystem der Elemente finden. Da ergab sich ein Problem. Es hätte aufgrund seiner Atommasse von 39,95 im Zimmer nach dem Element Kalium mit der Atommasse von 39,10 wohnen müssen. Damit hätte das Element Argon seinen Platz unter dem Element Natrium und über dem Element Rubidium gefunden. Das Element Kalium hätte dann unter dem Element Neon und über dem Element Krypton gestanden.

Was sollte das Edelgas Argon, das überhaupt keine chemischen Reaktionen eingeht, unter den reaktionsfähigen Alkalimetallen?

Eine solche Entscheidung hätten alle Chemiker mit Recht übelgenommen, und das Periodensystem der Elemente, das solche Triumphe gefeiert hatte, wäre reif für die wissenschaftliche Rumpelkammer gewesen. Doch die Dinge klärten sich rasch. Der Ordner und Zimmeranweiser mußte seinen Hut nehmen. Die Atommasse war nicht verläßlich. Seit etwa 1913 weiß man, daß die Ordnungszahl durch die Anzahl der Protonen im Atomkern bestimmt wird. Da die Protonen-

zahl eines Argonatoms 18, eines Kaliumatoms 19 beträgt, ist der Streit völlig geschlichtet. Das Element Kalium bleibt in der ersten Hauptgruppe und der vierten Periode. Dies war durchaus nicht die einzige falsche Einordnung von Elementen in das Periodensystem der Elemente, bevor die Protonenzahl der Atome als Ordnungsmerkmal erkannt worden war. Die Physiker, die den Bau der Atome erforschten, halfen also den Chemikern, ihr großes und wichtiges Gesetz erst recht zu verstehen.

Der neue Ordner, die Protonenzahl, irrt sich nie, wenn es um die Bestimmung der Ordnungszahl eines beliebigen Elements geht. Er kümmert sich aber weder um das Stockwerk noch um die Zimmernummer in den einzelnen Stockwerken.

Warum hat die erste Periode höchstens 2 Elemente, wogegen sich in den Perioden 2 und 3 je 8 Elemente, in den Perioden 4 und 5 je 18 Elemente und in der Periode 6 sogar 32 Elemente befinden können?

Das läßt sich aus der Protonenzahl der Atome nicht erkennen.

Die Anzahl der Elektronenschalen der Atome bestimmt das Stockwerk

Ginge es also allein nach der Protonenzahl, so hätte man die 107 bislang bekannten Elemente in einer einzigen Reihe anordnen können. Eigentlich wären wir dann wieder bei dem Punkte, an dem Newlands und vor ihm bereits Gladstone begonnen hatten. Unser Ordner, die Protonenzahl, „weiß" also nichts über den Bau des Hauses der Elemente.

Wer führt nun die Elemente in ihre Stockwerke?

Warum kommen die Elemente Wasserstoff und Helium in die erste Periode?

Sie haben eines gemeinsam. Die Atome beider Elemente besitzen nur eine einzige Elektronenschale. Elemente, deren Atome eine Elektronenschale haben, kommen in die erste Periode. Nun wird der Leser bereits selbst imstande sein, die verschiedenen Elemente in ihr Stockwerk zu führen. Elemente, deren Atome 2 Elektronenschalen besitzen, gehören in die zweite Periode. In der dritten Periode sind Elemente vereinigt, deren Atome 3 Elektronenschalen haben. Das Element Francium in der siebenten Periode besitzt Atome mit 7 Elektronenschalen.

Damit können wir das Stockwerk bestimmen, in das ein beliebiges Element gehört. Die Anzahl der Elektronenschalen der Atomhülle bestimmt die Periode, in die ein beliebiges Element eingeordnet ist.

Wie aber finden wir nun die richtige Hauptgruppe?

Die Anzahl der Außenelektronen der Atome bestimmt das Zimmer

Verfolgen wir die Angelegenheit einmal am Beispiel der dritten Periode. Sie beginnt mit dem Element Natrium. Natriumatome besitzen jeweils ein Außenelektron.

Handelt es sich um einen Zufall, daß Natrium in der ersten Hauptgruppe steht?

Nein. Auch die Atome des Kaliums und des Lithiums besitzen je ein Außenelektron. Das Magnesium in der zweiten Hauptgruppe besitzt Atome mit 2 Außenelektronen. Chloratome besitzen 7 Außenelektronen. So können wir zumindest bei den Hauptgruppenelementen eindeutig die Gruppennummer bestimmen. Sie entspricht der Anzahl der Außenelektronen der Atome. Bei den Nebengruppenelementen ist das nicht so einfach. Alle Atome der Nebengruppenelemente besitzen 2 Außenelektronen. Die Atome der 10 Nebengruppenelemente der vierten Periode unterscheiden sich in der Anzahl der Elektronen auf der nächsttieferen Elektronenschale. Diese kann insgesamt 18 Elektronen aufnehmen und wird bei den Atomen der 10 Nebengruppenelemente der vierten Periode Schritt für Schritt „aufgefüllt". Die Außenelektronen der Atome sind aber mehr als lediglich Platzanweiser. Sie sind es, die bei chemischen Reaktionen zwischen den Atomen in Wechselwirkung treten oder den Zusammenhalt chemischer Verbindungen bewirken.

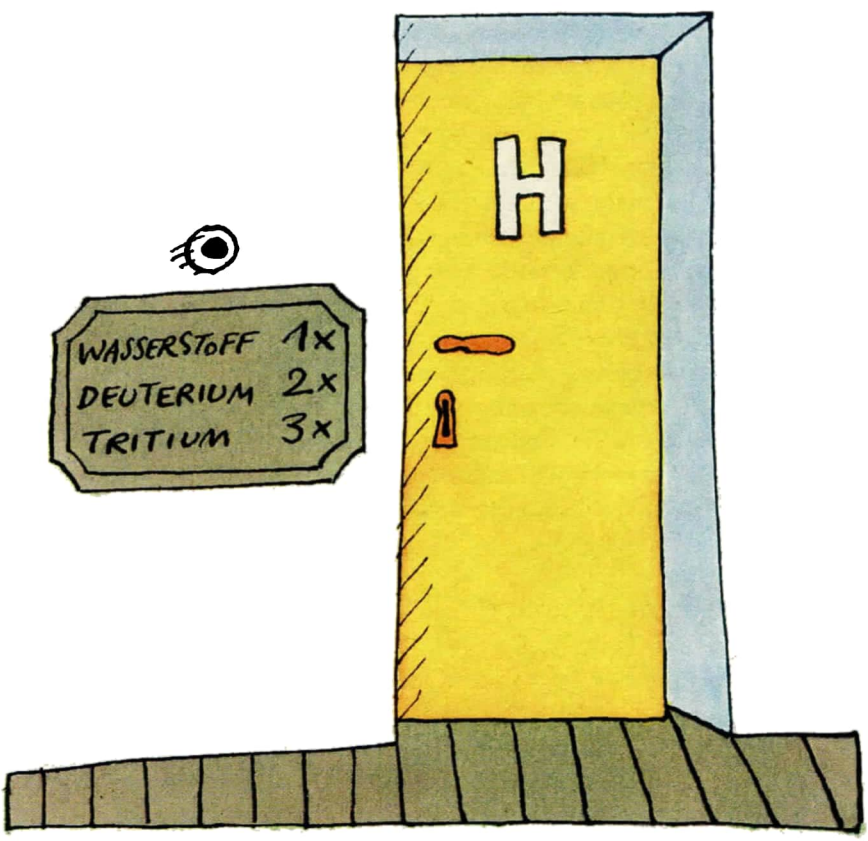
Nicht nur Einzelzimmer!

Lange Zeit schien es so, als ob es im Haus der Elemente nur Einzelzimmer gäbe. Das sollte sich aber bald ändern. Zum Beispiel machte H. C. Urey 1931 eine Entdeckung, die zu einem anderen Ergebnis führte. Er fand den schweren Wasserstoff, dem er den Namen Deuterium gab. Im Atomkern eines schweren Wasserstoffatoms befinden

sich 1 Proton und 1 Neutron. Inzwischen ist noch ein Wasserstoffatom mit einem Proton und 2 Neutronen im Atomkern entdeckt worden. Er erhielt den Namen Tritium. So ist das Zimmer des Elements Wasserstoff ein Dreibettzimmer. Atome mit gleicher Anzahl von Protonen, aber unterschiedlicher Anzahl von Neutronen heißen Isotope.

Deuteriumatome kommen im natürlichen Wasser in einem Massenanteil von 0,0015 Prozent vor, Tritiumatome sogar nur zu einem milliardstel mal einem milliardstel Teil.

Wenn es also leichten und schweren Wasserstoff gibt, muß es auch leichtes und schweres Wasser geben. Leichtes Wasser hat bekanntlich eine Schmelztemperatur von 0 °C und eine Siedetemperatur von 100 °C, schweres Wasser eine Schmelztemperatur von 3,82 °C und eine Siedetemperatur von 101,42 °C. In ihren chemischen Reaktionen gleichen sich die beiden Wassersorten wie eineiige Zwillinge.



Alle Elemente haben Isotope. Den Vogel schießt das Element Zinn ab. Von diesem Element gibt es Atome mit 10 verschiedenen Atomkernen. Das Zimmer des Elements Zinn ist ein Massenquartier. Aber nicht alle Isotope sind stabil. So haben die Atome von 22 Elementen (Be, F, Na, Al, P, Sc, V, Mn, Co, As, Y, Nb, Rh, J, Cs, Pr, Tb, He, Tm, Tl, Au und Bi) nur eine Art von Atomkernen. Es gibt davon keine stabilen Isotope. Diese Elemente bewohnen also Einzelzimmer. Alle anderen Elemente besitzen Atome mit verschiedenen Atomkernen.

Das Zimmer des Elements Kohlenstoff wird vor allem vom Kohlenstoff 12 bewohnt. Etwa jedes hundertste Atom besitzt im Kern nicht nur 6, sondern 7 Neutronen. Es handelt sich um den Kohlenstoff 13. Berühmtheit jedoch hat Kohlenstoff 14 erlangt.

Kohlenstoff 14 ist instabil. Nach 5 568 Jahren ist die Hälfte der vorhandenen Atome zerfallen. Kohlenstoff 14 sendet beim Zerfall radioaktive Strahlung aus, deren Intensität man messen kann. Obwohl Kohlenstoff 14 allmählich zerfällt, bleibt sein Anteil in der Atmosphäre konstant, weil er sich ständig neu bildet.

Diese Tatsache regte den Amerikaner Libby zu einer Erfindung an, für die er den Nobelpreis erhielt. Er fand eine Methode, mit der man das Alter von Fossilien feststellen kann. Diese Erfindung beruht auf einem sehr einfachen Prinzip, ist aber sehr kompliziert zu verwirklichen. Solange eine Pflanze lebt, assimiliert sie Kohlenstoffdioxid aus der Luft und nimmt damit auch einen konstanten Anteil an Kohlenstoff 14 auf. Zu Lebzeiten einer Pflanze bleibt also der Anteil an Kohlenstoff 14 in ihren Geweben konstant. Da dieses Element eine geringe radioaktive Strahlung aussendet, zeichnen sich lebende Organismen im ganzen Verlaufe ihres Lebens, solange ihr Stoffwechsel aufrechterhalten wird, durch eine radioaktive Strahlung konstanter Stärke aus. Das trifft auch für die ältesten Bäume auf der Erde zu, die Mammutbäume auf dem nordamerikanischen Kontinent. Seit ihrer frühesten Jugend vor etwa 3 000 Jahren ist der Anteil an Kohlenstoff 14 in ihren Geweben immer derselbe. Mit ihrem Tode ändert sich die Lage. Es wird kein Kohlenstoff 14 mehr aufgenommen. Der vorhandene zerfällt allmählich, so daß nach 5 568 Jahren nur noch die Hälfte davon da ist. Die Stärke der radioaktiven Strahlung ist in diesem Falle auf die Hälfte gesunken. So kann man das „Sterbejahr" von Organismen mit einer Genauigkeit bestimmen, die vor der Anwendung dieser Methode nicht denkbar war.

Die Kohlenstoff-14-Uhr, die erst nach dem Tode eines Lebewesens zu gehen beginnt, bewährte sich erstmals, als das Alter der Särge von Pharaonen bestimmt werden sollte. Da das Todesjahr dieser Pharaonen auch aus Papyrusfunden hervorging, konnte die Kohlenstoff-14-Uhr genau „geeicht" werden. Zunächst zweifelte mancher an der Zuverlässigkeit dieses Chronometers. Ein Professor, der seine Studenten im Umgang mit dieser Methode unterweisen wollte, rupfte etwas Gras vom Grünstreifen einer Autobahn, um es den Studenten als Objekt der Altersbestimmung zu übergeben. Ein Student bestimmte das Alter dieses frischen Grüns und kam dabei auf viele Millionen Jahre. Tatsächlich strahlten die Pflanzenteile nur sehr schwach.

Wie war das zu erklären?

Das Gras neben der Autobahn hatte sich vorwiegend vom Kohlenstoffdioxid aus den Autoabgasen ernährt. Das stammt tatsächlich von Millionen Jahre alten Organismen. Damit war die Kohlenstoff-14-Uhr rehabilitiert, aber auch die Ehre des Studenten gerettet.

Die Kohlenstoff-14-Uhr geht eine lange Zeit. Nach fünfeinhalb Jahrtausenden ist die Strahlung erst auf die Hälfte des ursprünglichen Wertes abgesunken.

Unsere Wanderung durch die Anfangsgründe der Chemie soll jedoch jetzt ihr Ende finden. Vielleicht ist mancher Leser dazu angeregt worden, einmal eine Bibliothek aufzusuchen und sich mit neuer Literatur über die Chemie zu versorgen. Viel Spaß dabei!

Kurzwort: 031801 Kurzweil d. Chemie